

Guía del profesor

2

bachillerato

Afinidad Química

Juan Quilez
Salvador Lorente
Fernando Sendra
Eloy Enciso

Guía Didáctica II

bachillerato 2



Química

Juan Quilez
Salvador Lorente
Fernando Sendra
Eloy Enciso

Química

2 bachillerato

©ES PROPIEDAD

Juan Quilez

Salvador Lorente

Fernando Sendra

Eloy Enciso

Editorial ECIR, S.A.

ISBN: 978-84-9826-527-9

Diseño de interior: Diseño gráfico ECIR

Edición: Editorial ECIR

Impresión: Industrias gráficas Ecir (IGE)

Ilustraciones: Diseño Gráfico ECIR

Diseño e ilustración cubierta: Valverde e Iborra / Diseño gráfico ECIR

Cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública o transformación de esta obra solo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. Diríjase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos, www.cedro.org) si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra.

Si preguntamos a un grupo de profesores qué es lo que más necesitan para desarrollar correctamente una asignatura, la respuesta mayoritaria será tiempo. Si esta pregunta se hace a un grupo de profesores de Química de 2º de bachillerato, la respuesta será ahora unánime. Las treinta semanas escasas que se suele disponer para desarrollar el currículum de esta asignatura hace que impartir este curso se convierta en una auténtica carrera de fondo. Esta sensación se acrecienta cuando se trata de huir del papel que supone la mera transmisión de conocimientos. Las últimas prescripciones administrativas, que han incrementado considerablemente los contenidos, agravan notablemente esta situación.

Ayudar a nuestros alumnos a que lleguen con éxito a la meta es misión nuestra: del profesorado. Nuestros estudiantes deben aprender de forma significativa. Su participación en esta actividad es esencial. El interés que muestren y desarrollen, así como la dedicación y el esfuerzo que manifiesten son condiciones necesarias, aunque no suficientes para lograr el objetivo propuesto. Muchos fracasarían en el intento si no tuviesen al lado un profesor.

Por tanto, en esta tarea de facilitadores del aprendizaje, a nuestro conocimiento de la estructura de la disciplina, los profesores debemos añadir el conocimiento asociado a cómo aprende nuestro alumnado. De esta forma, tendremos pautas que nos permitan estructurar actividades eficaces de enseñanza/aprendizaje.

El libro del alumnado intenta ser un elemento importante en este proceso. Hemos elaborado la presente *Guía didáctica* como una ayuda a los profesores que han elegido nuestro libro de texto. Es necesario aclarar ya desde el principio que la misma no pretende ser un instrumento dirigista sino un complemento necesario en el que el profesor puede encontrar sugerencias, comentarios, enfoques y planteamientos que le faciliten el desarrollo de los diferentes temas. Por tanto, esta guía tampoco es un simple solucionario de las actividades propuestas.

En una primera parte se realiza una justificación teórica que incluye una reflexión general del papel de la Química en la estructura de la enseñanza secundaria postobligatoria. Ello nos permite centrarnos en la Química de 2º de bachillerato y presentar la estructura del libro del alumnado, los contenidos que se incluyen y la temporalización que consideramos conveniente para su desarrollo. Para fundamentar estos aspectos se ha incluido un apartado de metodología didáctica, que además justifica las diferentes actividades que incluye el libro del alumnado. Todo ello nos ha permitido formular una serie de capacidades a desarrollar, tanto generales como específicas y establecer un conjunto de criterios y procedimientos de evaluación.

En la segunda parte se analizan de forma pormenorizada los distintos temas. Cada uno de ellos se inicia con tres epígrafes: a) prerequisites, b) errores conceptuales y dificultades de aprendizaje y c) objetivos específicos a alcanzar por parte del alumnado (creemos conveniente que el profesor amplíe en su grupo de alumnos la parte de la autoevaluación del libro de texto, con los apartados que hacen referencia a los prerequisites necesarios y con la tabla de las capacidades a desarrollar). A continuación, para cada tema se comentan las actividades propuestas. Finalmente, se incluye en cada caso un apartado de evaluación y otro de bibliografía específica y de recursos didácticos.

Confiamos que la presente guía sea de utilidad para el profesorado que asume nuestros planteamientos y le facilite en alguna medida el que sus alumnos alcancen con éxito la meta que se encuentra siempre al finalizar el curso académico.

LOS AUTORES

Índice interactivo. Situar el cursor sobre el tema al que se desee ir y hacer clic.

	INTRODUCCIÓN	5
1	¿QUÉ ES LA QUÍMICA?	29
2	ESTRUCTURA ATÓMICA Y EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS	42
3	ENLACE QUÍMICO.....	65
4	TERMOQUÍMICA	83
5	¿POR QUÉ SUCEDEN LAS REACCIONES QUÍMICAS? ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE	83
6	CINÉTICA QUÍMICA.....	99
7	EQUILIBRIO QUÍMICO	106
8	REACCIONES ÁCIDO-BASE	123
9	REACCIONES DE PRECIPITACIÓN	138
10	REACCIONES DE OXIDACIÓN- REDUCCIÓN	156
11	ELEMENTOS DE LOS BLOQUES S Y P DEL SISTEMA PERIÓDICO	168
12	QUÍMICA INDUSTRIAL	169
13	QUÍMICA ORGÁNICA (I): INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO. HIDROCARBUROS	177
14	QUÍMICA ORGÁNICA (II): COMPUESTOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS	177
15	SUSTANCIAS Y POLÍMEROS ORGÁNICOS NATURALES	189

INTRODUCCIÓN

JUSTIFICACIÓN TEÓRICA Y CRITERIOS DIDÁCTICOS

El currículo debe aportar al alumnado *una formación científica básica*, fundamental e imprescindible en aquellas disciplinas esenciales del ámbito de las Ciencias de la Naturaleza y de la Salud y de la Tecnología.

Además de una formación científica básica, se debe aportar al alumnado una aplicación de todos estos conocimientos *al desarrollo de la técnica* y a sus aplicaciones más conocidas.

Se pretende que el alumno se familiarice con *la metodología de las ciencias*, el conocimiento y el análisis de la investigación, la forma de avanzar en la ciencia, el papel desempeñado por las diferentes teorías científicas y la importancia de los modelos teóricos como representaciones interpretativas de la realidad.

Se debe dar un paso adelante *hacia una formalización* paulatina y gradual desde el primer curso al segundo, para lograr una adquisición realmente significativa de los contenidos en cuestión.

La Química en el Bachillerato desempeñan un triple papel: instrumental, teórico y formativo.

En su vertiente instrumental, proporciona técnicas y estrategias básicas tanto para otras materias de estudio cuanto para la actividad profesional. Es preciso, pues, atender a esta dimensión instrumental y funcional, que hace

énfasis en el lenguaje propio de las ciencias. En Química se emplea una terminología propia para hacer referencia a instrumentos, aparatos, procesos, sustancias, etc., y a conceptos, que muchas veces se expresan con la ayuda de formulaciones matemáticas y representaciones gráficas. El dominio de todo este lenguaje puede permitir su adaptación a diferentes contextos y necesidades.

En relación con la vertiente instrumental, parece razonable que el conocimiento de los alumnos tenga un cierto respaldo teórico. En consecuencia, la teorización (definiciones, demostraciones, relaciones conceptuales, y cambios de paradigmas, etc.), debe tomar un papel importante en esta disciplina.

En su dimensión formativa, esta materia debe contribuir a la formación de ciudadanos críticos y por ello debe incluir aspectos de formación cultural, como las complejas relaciones ciencia-técnica-sociedad, o la forma de trabajar del científico.

Para el alumnado de bachillerato, la Química debe presentarse preferentemente como ciencia experimental, determinada por su construcción teórica y el empleo de modelos. Por ello, ha de favorecer la familiarización con las características generales de la investigación científica y de su aplicación a la resolución de problemas.

En consecuencia, el desarrollo de esta materia ha de contribuir a que las alumnas y los alumnos adquieran una serie de capacidades que hemos concretado (capacidades generales a desarrollar) y en cada uno de los temas (objetivos específicos).

Estos objetivos generales y específicos han de entenderse como metas que guían el proceso de enseñanza-aprendizaje, hacia las que hay que orientar la marcha de ese proceso. Constituyen de este modo un marco para decidir las posibles direcciones a seguir durante su transcurso, desempeñando un papel fundamental como referencia para secuenciar los contenidos y revisar y regular el currículo.

LA QUÍMICA EN EL BACHILLERATO

Introducción

El esfuerzo de la humanidad a lo largo de la historia para comprender y dominar la materia, su estructura y sus transformaciones, ha contribuido al gran desarrollo de la Química y a sus múltiples aplicaciones a nuestra sociedad. Esta es una de las importantes razones que justifican la inclusión de la enseñanza de la Química en la enseñanza obligatoria y postobligatoria.

La Química, como disciplina del bachillerato, corresponde a unos estudios postobligatorios y, a diferencia de las Ciencias de la Naturaleza de la etapa anterior, va dirigida a alumnos que tienen un interés especial por los temas científicos; se espera conseguir así, profundizar en la reflexión y en las actitudes más propias de la ciencia haciendo un salto cualitativo importante respecto a la ESO. Se produce un cambio importante en la concepción de la asignatura al pasar de una visión más integrada de la ciencia a una visión más disciplinar.

En el bachillerato los alumnos son más maduros intelectual y psíquicamente por lo que tienen un potencial de iniciativa y de autonomía personal más elevado que hay que desarrollar. La capacidad de razonamiento abstracto ya está más perfilada y debe consolidarse, incrementarse y hacer una base de su evolución intelectual.

En los contenidos conceptuales se propone profundizar en algunos aspectos, especialmente en el paso del estudio cualitativo al cuantitativo, y también la introducción de nuevos conceptos. Por ejemplo: los gases pasan a trabajarse desde un punto de vista cuantitativo; se da carácter cuantitativo y se concreta la idea de transferencia energética; de la idea de cambio químico se pasa a estudiar a fondo diferentes tipos de reacciones; las nociones de átomos, moléculas o iones se concretan hasta construir la amplia base que permite justificar el comportamiento químico de los sistemas.

A nivel *conceptual* se propone también una reflexión sobre la relación entre la naturaleza de los conceptos quí-

micos y los hechos experimentales que son la base de las diferentes teorías químicas. La construcción de estas teorías implica la introducción de razonamientos propios de la ciencia: capacidad de formulación y verificación de hipótesis, la utilización de modelos para interpretar situaciones intangibles y el establecimiento de relaciones entre las variables.

Por tanto, los conceptos que se estudian en este curso requieren, en la mayoría de los casos, el empleo de destrezas que suponen un **pensamiento formal** (control de variables, trabajo con modelos, proporciones y ecuaciones matemáticas, etc.) (Shayer y Adey 1984). El profesorado debe ser consciente de la dificultad que puede generar el estudio de esta disciplina (ej. trabajar con modelos de la constitución de la materia que no se pueden visualizar o ni siquiera imaginar; comprender la conservación de ciertas propiedades, precisamente para explicar los cambios que se observan a escala macroscópica o la utilización de una **simbología** y un **lenguaje** propios, muy alejados de los que emplean los alumnos) (Gabel, 1999). Por tanto, los estudiantes de este nivel se deben enfrentar a una serie de **conceptos abstractos**, que encuentran difíciles de relacionar entre sí y deben emplear unos procedimientos asociados (entre los que puede destacar por su relativa novedad el **trabajo de laboratorio**, empleando material específico y la **resolución de problemas** de lápiz y papel, que va más allá de la simple realización de ejercicios de aplicación) que pueden dar la imagen (de hecho sí que la dan) de una disciplina muy compleja, sólo apta para unos cuantos. En este sentido, en orden a facilitar al alumnado el aprendizaje de los conceptos químicos, un requisito básico para la enseñanza de esta disciplina supone conocer las *ideas previas de los alumnos* y las *dificultades de aprendizaje*.

Para enseñar Química no basta con dominar bien la disciplina a impartir, su estructura y sus relaciones. Es necesario, además, conocer lo que el alumno ya sabe y los errores conceptuales que puede ir generando a lo largo del proceso de enseñanza/aprendizaje con el objetivo de establecer estrategias que intenten superarlos (o por lo menos no reforzarlos e impedir su transmisión). En consecuencia, un aspecto importante de este proyecto, que integra la programación de estas asignaturas y que supone establecer acciones didácticas que faciliten la construcción de los conocimientos científicos, implica realizar un estudio acerca de los siguientes aspectos fundamentales:

- a) la estructura conceptual de la disciplina;
- b) los prerrequisitos necesarios para estudiar los conceptos correspondientes;
- c) las dificultades de aprendizaje y los errores conceptuales de este nivel.

En consecuencia, el profesorado debe ser consciente de las barreras que dificultan el aprendizaje de la química de forma que le permitan establecer acciones didácticas que ayuden a sus alumnos a superarlas (Gabel, 1999).

Un objetivo importante es proporcionar a los alumnos una base química sólida, suficiente para permitir la relación con las ideas básicas de otras materias como por ejemplo la Física, la Biología, la Geología y las Ciencias de la Tierra y del medio ambiente. El conocimiento de sustancias químicas contribuye a comprender la estructura, las características y la reactividad de compuestos bioquímicos que son más complejos. El conocimiento de sustancias químicas y de la estructura de la materia ayuda a la comprensión de la composición, el comportamiento químico y la estructura de materiales geológicos. Además, el estudio físico-químico de los sistemas materiales les permite interpretar fenómenos propios de la dinámica de los materiales geológicos como son la sedimentación, la solubilidad y la meteorización. Esta materia se apoya en la Física fundamentalmente en cuestiones energéticas, ondulatorias y electrostáticas.

Estructura del libro del alumnado

En cada uno de los temas la Química se presenta como una **ciencia en construcción** -para lo cual se hace el suficiente énfasis en la vertiente **histórico-social** de la Química y en los **aspectos metodológicos** asociados-. En este sentido, hemos focalizado nuestra atención en los siguientes puntos (que desarrollamos con más detalle en el apartado de metodología didáctica):

1. Señalar la importancia de aspectos tales como **el reconocimiento y delimitación de los problemas, la formulación de hipótesis**, etc.

2. Poner en cuestión la concepción de la ciencia como método para alcanzar la "verdad" y como único procedimiento para adquirir el conocimiento útil. Por el contrario, cobra relevancia la idea de la **ciencia como empresa humana**, fruto de la creatividad de los que la producen y la valoración de sus implicaciones sociales y culturales.

3. Introducir una **visión evolutiva de la ciencia**, dirigida al proceso de cambio conceptual (cómo los conceptos surgen, se desarrollan y son desplazados por otros).

4. Explicitar las **interconexiones existentes con la sociedad**, intentando enmarcar en cada momento el contexto histórico en el cual se ha construido el conocimiento científico, que a su vez ha propiciado el control y la mejo-

ra de sustancias y procesos naturales. En consecuencia, también se hace énfasis en **la importancia del conocimiento químico** para nuestra sociedad. De esta forma, se presentan situaciones que ejemplifican cómo el entendimiento del comportamiento químico de las sustancias permite resolver problemas actuales relacionados con la lucha contra la enfermedad (diseño y síntesis de nuevos fármacos, estudios de mecanismos bioquímicos, etc.), obtención de nuevos y mejores materiales (plásticos, sustancias superconductoras, fibras sintéticas, nuevos combustibles, etc.), conservación del medio ambiente (efecto invernadero, lluvia ácida, destrucción de la capa de ozono, contaminación química -aire y agua-, etc.), hallazgo de nuevas fuentes de energía, etc. Por ello, además de presentar la componente más puramente conceptual, que nos puede permitir la continuación de estudios científicos superiores, nuestro objetivo es ampliar este campo **presentando a la Química desde una dimensión humana** más amplia que afecta a nuestra cultura y a nuestras vidas.

Estas interacciones **ciencia-técnica-sociedad** tienen una clara componente **motivacional** para el alumnado al ayudarle a comprender el mundo en el que vive y facilitarle la respuesta a preguntas que surgen de su entorno cotidiano. A ello debemos unir el **carácter intrínsecamente formativo** que proporcionan estas reflexiones.

Toda esta perspectiva histórico-cultural está asociada, en mayor o menor grado, a la **necesidad de resolver problemas**. Por ello, para intentar incluir o recoger todos estos aspectos responderemos a preguntas como las siguientes: ¿cuáles son las propiedades de la materia y cuál es su estructura?; ¿cómo se pueden transformar unas sustancias en otras?; ¿qué leyes siguen estas transformaciones?; ¿cómo interpretamos, explicamos y predecimos este comportamiento químico (papel de las teorías)?; ¿cómo afecta este conocimiento y su aplicación práctica a la sociedad? y ¿cómo afecta el contexto histórico particular al desarrollo científico?

Este planteamiento ha permitido agrupar los diferentes temas en cuatro Unidades Didácticas:

- I) EL OBJETO DE LA QUÍMICA.

- II) PROPIEDADES Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

- III) TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA (LA REACCIÓN QUÍMICA).

- IV) SUSTANCIAS Y TRANSFORMACIONES PARA LA SOCIEDAD.

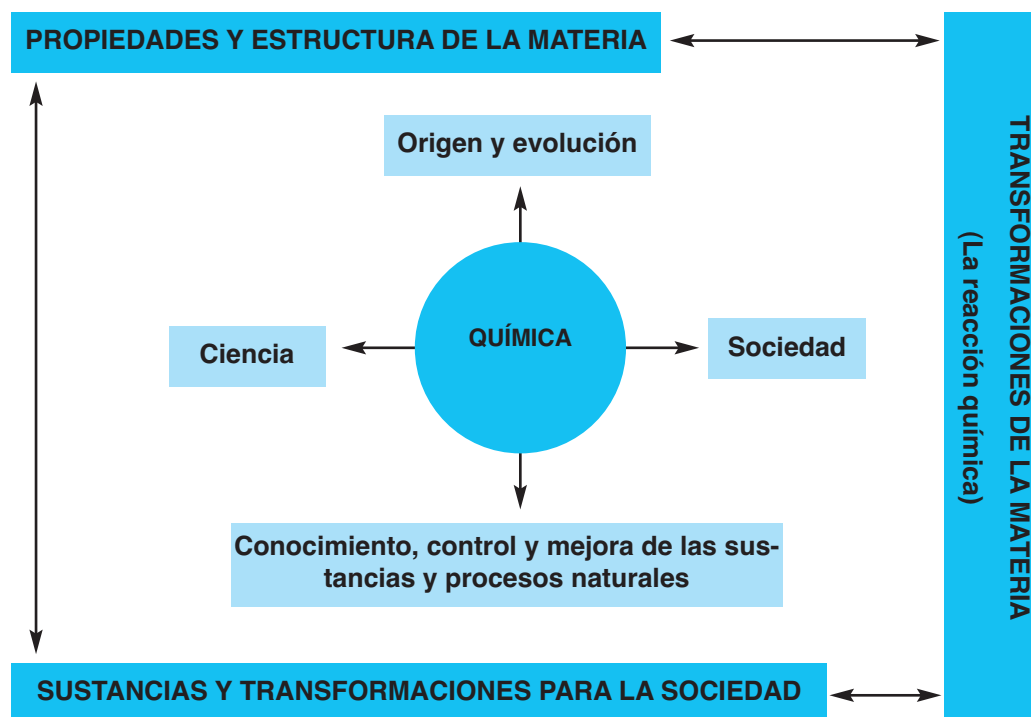


Fig. 1

En cualquier caso, recordando lo comentado anteriormente, en los temas que desarrollan cada una de las Unidades Didácticas (UD), se ha tratado de atender a cada una de las cuatro dimensiones de la Química que se reflejan en la parte central de la Figura 1.

Los quince temas de que consta este proyecto se distribuyen de la siguiente forma en cada uno de las cuatro unidades didácticas:

I. EL OBJETO DE LA QUÍMICA

1. ¿Qué es la Química?

II. PROPIEDADES Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA

2. Estructura atómica y el sistema periódico de los elementos químicos.
3. Enlace químico.

III. TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA (La reacción química)

4. Termoquímica.
5. ¿Por qué suceden las reacciones químicas?
6. Cinética química.
7. Equilibrio químico.
8. Reacciones ácido-base.
9. Reacciones de precipitación.
10. Reacciones de oxidación-reducción.

IV. SUSTANCIAS Y TRANSFORMACIONES IMPORTANTES PARA LA SOCIEDAD

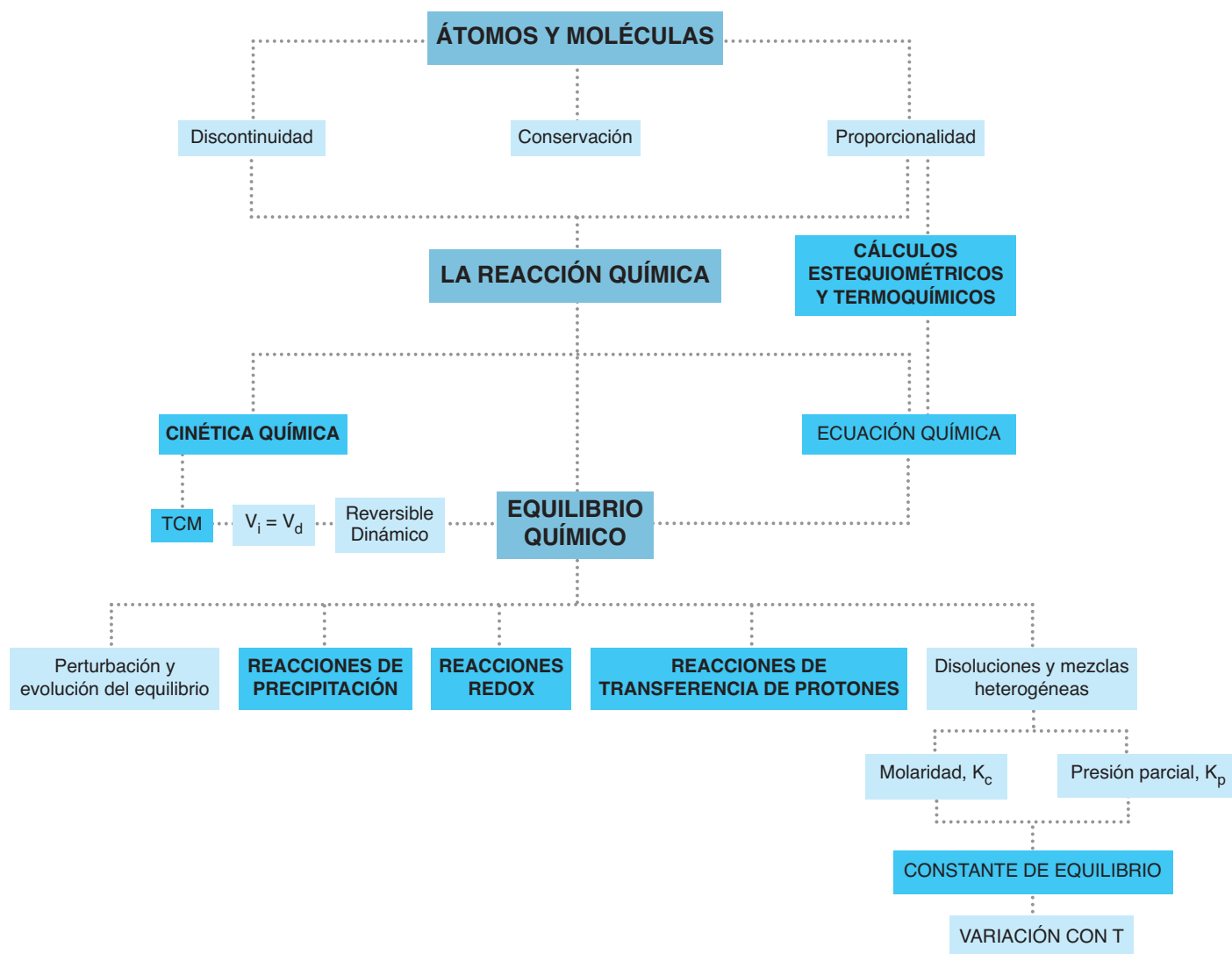
11. Elementos de los bloques s y p del sistema periódico.
12. Química industrial.
13. Química orgánica (I).
14. Química orgánica (II).
15. Sustancias y polímeros orgánicos naturales.

Con el ánimo de presentar la Química según las dimensiones señaladas en la Fig. 1, conviene iniciar el curso recordando, ampliando y profundizando el campo de conocimiento objeto de estudio de la Química (*Tema-1: ¿Qué es la Química?*). Esta pretensión inicial nos permite centrar nuestra atención en algunos aspectos metodológicos y en ejemplos que muestran su dimensión social, deteniéndonos previamente en los orígenes de la Química moderna.

Se puede iniciar el curso bien por la UD III (La reacción química) o por la UD II (Propiedades y estructura de la materia). El comienzo por el bloque correspondiente a la reacción química puede tener la ventaja de dar inicialmente a la asignatura un enfoque menos académico y, *a priori*, quizás más experimental que el que supone el inicio por el bloque de contenidos II. Sin embargo, la secuencia tradicional que se ha dado a estos contenidos puede facilitar la coherencia de los temas tratados, fundamentalmente a la hora de interpretar la reacción química, evitando así la generación de posibles lagunas. Muchos de los conceptos relacio-

nados con la estructura atómica y molecular actúan como prerequisites a la hora de entender la reacción química (Fig. 2) (Pozo et al. 1991). Por ello, en nuestro caso se ha optado por presentar en el libro una secuenciación acorde con la opción que parte del estudio de estos prerequisites (el estudio de las propiedades generales de la materia y su explicación por parte de la TCM, los distintos modelos ató-

micos y el sistema periódico, así como la clasificación de las sustancias atendiendo a sus propiedades y su posterior explicación mediante los correspondientes modelos de enlace) para posteriormente estudiar en profundidad la reacción química. Con todo, el texto permite que el profesorado pueda adaptar o establecer secuencias alternativas en torno a las UD II y III.



La Unidad Didáctica IV -que en nuestra secuenciación es con la que se finaliza el curso- permite establecer múltiples relaciones de la Química con la sociedad. Además, muchos de los problemas que se plantean en los cinco temas de esta UD pueden ser formulados a partir del conocimiento previo general de la reacción química y de la estructura de la materia. Por tanto, muchos de los temas básicos estudiados con anterioridad en el curso pueden relacionarse mediante su aplicación al estudio de sustancias y procesos de importancia para nuestra sociedad.

Los **CONTENIDOS** que desarrollan cada una de las unidades didácticas son los siguientes:

TEMA 1. ¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

1. Un origen para la química moderna
2. ¿Cuál es el objetivo de la química?
3. ¿Qué estudia la química?
4. ¿Cómo se trabaja en la química?
5. Aspectos sociales de la química

BLOQUE I: PROPIEDADES Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA

TEMA 2. LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1. Estudio histórico de los modelos de Dalton, Thomson y Rutherford
2. Los espectros y su importancia
3. El modelo atómico de Bohr
4. Crisis de la física clásica
5. Los fundamentos de la mecánica cuántica
6. Los números cuánticos
7. La interpretación de la función $|\Psi|^2$. Diagramas de contorno
8. La distribución electrónica en los átomos polielectrónicos
9. El nacimiento y la evolución del sistema periódico de los elementos químicos
10. La justificación del sistema periódico
11. Estudio de algunas propiedades periódicas

TEMA 3. ENLACE QUÍMICO

1. Clasificando las sustancias cristalinas atendiendo a sus propiedades
2. ¿Por qué se combinan los átomos?
3. Enlace iónico. Sustancias iónicas
4. Enlace covalente
5. Enlaces intermoleculares
6. Sólidos atómicos
7. Enlace metálico. Sustancias metálicas

BLOQUE II: TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA (LA REACCIÓN QUÍMICA)

TEMA 4. TERMOQUÍMICA

1. ¿Qué es la energía?
2. Calor y trabajo
3. La energía interna. Primer principio de la termodinámica
4. Trabajo de expansión y calor de reacción. Entalpía
5. Ecuaciones termoquímicas. Reacciones exoenergéticas y reacciones endoenergéticas
6. Ley de Hess
7. Entalpías de enlace y $\Delta H_{\text{reacción}}$

TEMA 5. ¿POR QUÉ SUCEDEN LAS REACCIONES QUÍMICAS? ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE

1. ¿Por qué ocurren las reacciones químicas? Entropía
2. Energía libre de Gibbs

TEMA 6. CINÉTICA QUÍMICA

1. Velocidad de reacción
2. Factores que afectan a la velocidad de reacción
3. Un modelo de reacción química. Teoría de las colisiones
4. Orden de reacción, mecanismo de reacción y molecularidad

TEMA 7. EQUILIBRIO QUÍMICO

1. ¿Se producen siempre las reacciones químicas de forma completa?
2. La constante de equilibrio. Ley de equilibrio químico
3. Otros aspectos relacionados con la constante de equilibrio
4. Interpretación molecular del equilibrio químico
5. Características de los sistemas de equilibrio químico
6. Perturbación de los sistemas en equilibrio
7. Sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados. Evolución a nuevas posiciones de equilibrio

TEMA 8. REACCIONES ÁCIDO-BASE

1. Caracterización de los ácidos y de las bases por sus propiedades
2. Conceptos de ácido y base
3. Fuerza relativa de ácidos y bases
4. Autoionización del agua. Concepto pH
5. Indicadores
6. ¿Qué sucede con el pH al disolver una sal en el agua?
7. El proceso de neutralización. Valoraciones ácido-base

TEMA 9. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

1. Introducción. Importancia práctica de los procesos de disolución y precipitación en agua
2. Equilibrio disolución-precipitación. Compuestos iónicos solubles e insolubles
3. Factores entálpicos que influyen en la solubilidad de sustancias iónicas en agua
4. Producto de solubilidad y reacciones de precipitación
5. Factores que afectan la solubilidad de los compuestos iónicos

TEMA 10. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

1. Definición de oxidación y reducción
2. Ajuste de ecuaciones redox. Cálculos estequiométricos
3. Realización de trabajo eléctrico: pilas electroquímicas
4. Potenciales estándar. Medidas de potenciales de reducción
5. Espontaneidad de una reacción redox
6. Electrólisis

TEMA 11. ELEMENTOS DE LOS BLOQUES S Y P DEL SISTEMA PERIÓDICO

1. Alcalinos
2. Alcalinotérreos
3. Térreos
4. Carbonoideos
5. Nitrogenoideos
6. Anfígenos
7. Halógenos
8. Gases nobles

TEMA 12. QUÍMICA INDUSTRIAL

1. Síntesis industrial del amoníaco
2. Síntesis industrial del ácido nítrico
3. Propiedades químicas del amoníaco y del ácido nítrico. Derivados
4. Obtención industrial de ácido sulfúrico
5. Propiedades de ácido sulfúrico

BLOQUE III: SUSTANCIAS Y TRANSFORMACIONES PARA LA SOCIEDAD

TEMA 13. QUÍMICA ORGÁNICA (I): INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO. HIDROCARBUROS

1. Aproximación histórica a la química orgánica
2. ¿Por qué el carbono?
3. Grupos funcionales
4. Isomería
5. Comportamiento químico general de las sustancias orgánicas
6. Hidrocarburos
7. Haloalcanos

TEMA 14. QUÍMICA ORGÁNICA (II): COMPUESTOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS

1. Alcoholes
2. Éteres
3. Aldehidos y cetonas
4. Ácidos carboxílicos y ésteres
5. Compuestos de carbono con nitrógeno: aminas, amidas y nitrilos

TEMA 15. SUSTANCIAS Y POLÍMEROS ORGÁNICOS NATURALES

1. Hidratos de carbono: estructura y clasificación
2. Proteínas
3. Lípidos

EPÍLOGO

ANEXO

- Soluciones a los ejercicios finales y autoevaluación
- Tabla periódica

TEMPORALIZACIÓN

La respuesta a la pregunta ¿cuándo enseñar? está relacionada con la organización y distribución de contenidos. Teniendo en cuenta la estructura que corresponde a la figura 1 y los contenidos a desarrollar, la temporalización que corresponde a cada uno de los temas se proporciona en la Figura 3, tomando como referencia un curso de 32 semanas de duración (130 horas lectivas, aproximadamente).

¿Qué es la química? (4 horas)

Estructura atómica y Sistema Periódico (14 horas)

Enlace químico (14 horas)

Termoquímica (temas 4 y 5) (12 horas)

Cinética química (6 horas)

Equilibrio químico (16 horas)

Reacciones ácido-base (16 horas)

Reacciones de precipitación (6 horas)

Reacciones Redox (14 horas)

Química descriptiva (4 horas)

Química industrial (6 horas)

Química del carbono (temas 13 y 14) (14 horas)

Sustancias y polímeros orgánicos naturales (4 horas)

Fig. 3

CRITERIOS GENERALES DE METODOLOGÍA DIDÁCTICA

En el proceso de enseñanza/aprendizaje de la ciencia, en general, y de la Química, en particular, intervienen una multiplicidad de factores. La propia experiencia del profesorado, a lo largo de su trayectoria profesional y la reflexión crítica efectuada tanto individualmente como con la ayuda de otras personas de su mismo seminario didáctico (o de otros), permite detectar e incluso conocer *a priori* la existencia de dificultades en el ámbito del aula y establecer pautas para su posible solución. Pero también la investigación e innovación educativas, realizadas fundamentalmente a lo largo de los últimos treinta años, nos permiten conocer mejor cómo aprenden nuestros alumnos. Este conocimiento nos ayuda a la hora de establecer o diseñar estrategias didácticas de enseñanza y de aprendizaje.

Este proyecto está inspirado en el consenso que parece haberse establecido en los últimos años a través de los artículos publicados en revistas de investigación en la didáctica de la Química, en congresos y en libros especializados. (Gabel, 1994; Gil, 1991; Wellington, 1994). Con ello no pretendemos "limitar" o "dirigir" la actividad del profesorado. Todo lo contrario. El breve resumen de didáctica general (esperamos que acertado) que se presenta a continuación únicamente intenta abrir nuevas posibilidades o campos de actuación. En el libro que se ha elaborado para el alumnado se han recogido explícitamente la mayoría de estos aspectos; otros, sin embargo, no están presentes ya que somos conscientes de que el temario es muy extenso y que el tiempo para desarrollarlo es limitado. Con todo, en el libro del profesorado se amplían o se detallan algunas actividades o propuestas que en el libro del alumnado no se recogen o que no se tratan con la suficiente extensión o profundidad. En cualquier caso, el profesor o profesora es quien debe decidir la mejor forma de trabajar con su grupo de clase y, en su caso, con cada uno de sus miembros.

Fundamentación epistemológica

Las aportaciones actuales de la filosofía, la historia y la sociología de la ciencia (Barona, 1994; Chalmers, 1984; Duschl, 1994; Herron, 1996; Gilbert, 2002,) convergen en un conjunto de ideas, eminentemente constructivistas, útiles para la enseñanza de las ciencias (Llorens, 1991). Un resumen de estos aspectos convergentes se representa a continuación:

- **Rechazo del inductivismo** y reafirmación de la importancia de aspectos tales como el reconocimiento y delimitación de los problemas, la formulación de hipótesis, etc. Esto implica admitir el condicionamiento de la percepción por los conocimientos teóricos previos. De este modo, un hecho experimental nunca es algo aséptico, sino que cobra significación dentro de un cierto marco teórico.
- La puesta en cuestión de la ciencia como método para alcanzar la "verdad" y como único procedimiento para adquirir el conocimiento útil. Por el contrario, cobra relevancia la idea de la **ciencia como empresa humana**, fruto del genio creativo de los que la producen y la valoración de sus implicaciones sociales y culturales.
- La introducción de una **visión evolutiva de la ciencia**, dirigida más al proceso de cambio conceptual (cómo los conceptos surgen, se desarrollan y son desplazados por otros), que a la relación entre la teoría y los hechos en que se fundamenta. Esta visión evolutiva que concede gran importancia al contexto concreto en el que se desarrollan las teorías, trae consigo la asignación de un importante papel al criterio de la comunidad científica, frente a las reglas formales lógicas como criterios de evaluación de las ciencias.

Algunas **implicaciones educativas** de estas ideas pueden ser las que aparecen en el siguiente cuadro:

- **La puesta en cuestión del mito cientifista** en el que caemos en ocasiones los profesores de ciencias cuando ofrecemos al alumno una visión superficial y empobrecida de la metodología científica, a caballo entre un enfoque netamente inductivista y ciertos aspectos formales del método hipotético-deductivo como método de alcanzar la "verdad". Esto trae una consecuencia muy clara: La insuficiencia del trabajo experimental no sólo como simple comprobación de conocimientos presumiblemente adquiridos sino también como procedimiento que permite al alumno "descubrir" dichos conocimientos como una consecuencia directa de actividades de observación y manipulación.
- **El alejamiento de cualquier enfoque dogmático en la transmisión del conocimiento científico**, consecuencia del papel instrumental y provisional de las teorías científicas, así como la transmisión de una visión de la ciencia como un conjunto de saberes objetivos ajenos al contexto en el que surgen y ajeno también a los valores que hacen de ella una tarea liberadora para el hombre.
- **La necesidad de conceder una mayor atención a los contenidos y al análisis de su estructura y características peculiares**, frente a orientaciones excesivamente centradas en los procesos intelectuales de carácter general.
- **La importancia concedida a las ideas intuitivas y espontáneas de los alumnos, previas o paralelas al aprendizaje escolar**, frente a orientaciones que conciben la mente del alumno como una "tábula rasa" en la que ir almacenando conocimientos del aprendizaje.
- **El desarrollo de nuevas ideas por los alumnos a partir de alternativas erróneas puede requerir algo más que contrastarlas experimentalmente**. Esta reflexión será, como veremos, una idea clave a la hora de diseñar secuencias de aprendizaje según una estrategia de cambio conceptual.
- Paralelamente a las ideas de Toulmin, aquellas ideas más coherentes, de mayor capacidad explicativa y, por tanto, más adaptadas al entorno de experiencias, pasarán a gozar de un status superior, formando como un filtro y estímulo de la percepción y un modulador de la experiencia cotidiana y escolar. **Los conceptos que construye el alumno no se concebirán como algo estático, sino como algo difuso, en continua reestructuración adaptativa.**

Las ideas de los alumnos

Uno de los campos de mayor estudio en investigación educativa y más extendido en las diferentes áreas de didáctica de las ciencias es el referido a la existencia de errores conceptuales tanto en los estudiantes como en los profesores (Pfundt y Duit, 1994). Los diferentes estudios llevados

a cabo en este campo de investigación han intentado dar respuesta, al menos, a alguna de las siguientes preguntas (Bodner 1986; Driver et al. 1989; Fensham, 1988; Hierrezuelo y Montero, 1991; Osborne y Freyberg, 1991; Llorens, 1991; Pozo et al. 1991; Gil et al. 1991, Del Carmen 1997):

- a) ¿cuáles son estos errores y/o dificultades?;
- b) ¿cuál puede ser su origen?;
- c) ¿en qué grado se hallan extendidos?;
- d) ¿por qué son tan resistentes al proceso de instrucción?;
- e) ¿cómo deben ser tratados? y
- f) ¿qué metodologías pueden ser más efectivas para tratar de evitarlos y/o superarlos?

Estas ideas previas poseen unos rasgos comunes (Wandersee, Mintzes y Novak, 1994):

- a) son **construcciones personales, incoherentes** desde el punto de vista científico;
- b) en general **incorrectas, persistentes, difíciles de eliminar** por métodos tradicionales de enseñanza;
- c) poseen un **carácter transcultural**;
- d) tienen un **carácter implícito**;
- e) suelen estar formuladas con un **lenguaje impreciso**, lo que dificulta su verbalización;
- f) **intentan ser útiles** y no están formuladas para situaciones generales;
- g) guardan en muchas ocasiones un **paralelismo con la evolución histórica** de los conceptos y con concepciones mantenidas por enseñantes.

Además, de forma general, en cuanto a la formación de estas ideas podemos establecer tres grandes grupos que están continuamente interconectados (Pozo 1991):

– **Concepciones espontáneas.** Se forman en el intento de dar significado a actividades cotidianas.

- **Concepciones inducidas.** Su origen está en el entorno social y escolar que rodea al alumno.
- **Concepciones analógicas.** En algunas áreas de conocimiento los alumnos no suelen tener ideas previas, por lo que para su comprensión se necesita la formación de analogías, bien activadas por el propio alumnado o inducidas a través del propio proceso de enseñanza.

Todo este conocimiento previo interactúa de forma muy diversa con el nuevo conocimiento que se presenta en las clases produciéndose como resultado distintos tipos de aprendizaje inicialmente no pretendidos.

El cambio conceptual

Las investigaciones sobre los esquemas conceptuales de los alumnos, en el marco de la teoría constructivista del aprendizaje, han dado lugar a la emergencia de una nueva concepción de la enseñanza de las ciencias, que está basada en la idea de que el aprendizaje de la ciencia es ante todo un proceso de **cambio conceptual**, por el que las ideas alternativas de los alumnos se transforman en ideas científicamente aceptadas. En un importante artículo Posner, Strike, Hewson y Herzog (1982) postulan las condiciones necesarias para que se produzca el cambio conceptual. A partir de las ideas de Toulmin sobre filosofía de la ciencia identifican cuatro condiciones:

1. Es preciso que se produzca **insatisfacción** con los conceptos existentes.
2. Ha de existir una nueva concepción mínimamente **inteligible** que
3. Debe ser inicialmente **plausible** y
4. Ha de ser potencialmente **fructífera**, abriendo nuevas áreas de investigación

Diversos autores han propuesto modelos o estrategias de aprendizaje que implican una serie de etapas. Podemos citar, a modo de ejemplo, tres de las más relevantes:

Posner (1982)	Nussbaum y Novick (1981)	Driver (1986)
<ol style="list-style-type: none"> 1. Detectar la existencia de ideas intuitivas en los alumnos. 2. Proponer un número suficiente de anomalías. 3. Proponer analogías y modelos adecuados. 4. Desarrollar técnicas de evaluación que permitan seguir el cambio conceptual. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Exposición de las concepciones alternativas de los alumnos, para que se hagan conscientes de ellas. 2. Creación de un conflicto conceptual mediante la atención a sucesos discrepantes. 3. Facilitar la acomodación cognitiva. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Identificación y clasificación de las ideas que poseen los alumnos. 2. Puesta en cuestión de las ideas de los estudiantes a través de contraejemplos. 3. Invención o introducción de nuevos conceptos. 4. Proporcionar oportunidades para que los alumnos usen las nuevas ideas en un amplio abanico de situaciones.

Como puede apreciarse, estos modelos de cambio conceptual suelen compartir unas ideas comunes basadas en tres puntos: necesidad de **activación** de las concepciones de los alumnos, creación de un **conflicto** y posteriormente **superación** del mismo mediante el acceso a una idea más avanzada (transformación en ideas científicamente aceptadas) de forma que las nuevas ideas se manifiesten más fructíferas y útiles que las primeras.

El cambio metodológico y el cambio actitudinal

Aunque la comprensión de los conceptos científicos sea un objeto irrenunciable en la enseñanza de la ciencia, ya que sin esos conceptos es imposible un acercamiento científico a la realidad, no basta con promover en los alumnos un cambio conceptual si éste no va acompañado de un cambio en las reglas para inferir -o buscar causas- en situaciones nuevas (**cambio metodológico**) (Wellington, 1989). De poco valdría hacer accesibles a los alumnos las teorías científicas más avanzadas sin modificar también la "metodología" que utilizan para extraer nuevas causas (Pozo 1991). El origen de las concepciones alternativas se halla, por lo general, en modos de razonar basados en una "metodología de sentido común". Esta metodología está constituida por reglas de razonamiento cotidiano, que obstaculizan la comprensión de los conocimientos científicos. Ello se debe a que suelen producir respuestas rápidas, seguras y acríticas, basadas generalmente en meras evidencias, impidiéndose, por tanto, el empleo de formas de razonamiento reflexivas de tipo hipotético-deductivo.

Otro factor relevante que incide en el proceso de enseñanza/aprendizaje es algo que ya se sabía, pero que se considera difícil de acometer: la actitud inicial del alumno (en sus componentes afectivo, motivacional, etc.) a la hora de aprender significativamente depende fuertemente de las expectativas que tenga acerca de lo que se va enseñando. Se ha señalado (Yager y Penick 1984) que el interés de los alumnos por las materias científicas va disminuyendo con los años de escolarización. Esto abre un campo de investigación importante relacionado con lo que se denomina **cambio actitudinal**. Algunas propuestas intentan encontrar soluciones en la línea de acercar las expectativas de los profesores en la enseñanza de las ciencias a las de los alumnos (Boyer y Tiberghien 1989; Solbes y Vilches 1989) al considerar las relaciones Ciencia/Técnica/Sociedad, frecuentemente olvidadas en los currículos de ciencias. Una reflexión más reciente (Koballa 1992) apunta la necesidad del conocimiento y uso de técnicas de persuasión, engarzadas en la teoría del aprendizaje para conseguir el cambio actitudinal. Esto hace que el profesor deba conocer la influencia que estas variables y otras ambientales como el clima del aula, del centro, el entusiasmo del profesor por transmitir expectativas positivas o su compromiso de ayu-

da al alumno, tienen en la determinación de actitudes favorables hacia la ciencia y su aprendizaje (Gil et al 1991).

El aprendizaje será entonces un proceso de **triple cambio**: actitudinal, metodológico y conceptual, ya que los alumnos y las alumnas han de encontrar sentido al hecho de cambiar o desarrollar sus ideas acercándolas a las de la ciencia. En otras palabras: para generar actitudes positivas, las nuevas ideas han de reportarles algún beneficio que vaya más allá del ámbito escolar. Para adquirir estas nuevas ideas necesitan una nueva forma de abordar los problemas (cambio metodológico) que se manifestará en la adquisición de nuevos conceptos más próximos a los aceptados por la comunidad científica (cambio conceptual).

El aprendizaje como tratamiento de problemas

Como ya se ha mencionado anteriormente, la importancia de las concepciones alternativas y la necesidad de orientar el aprendizaje como cambio conceptual, lleva inherente la necesidad de un cambio metodológico. Esta necesidad está asociada con una visión constructivista del aprendizaje como tratamiento de situaciones problemáticas de interés, en el que la incitación a la búsqueda de soluciones y al planteamiento de criterios sobre la validez de éstas, puede ser la base para el abandono o no de unas u otras ideas. Ello nos remite a la necesidad de unificar el aprendizaje de los conocimientos teóricos y la familiarización con el trabajo científico. Así, todo aprendizaje aparece ahora como tratamiento de situaciones problemáticas. En esta tarea, una de las principales misiones del profesor será la de actuar de director de las investigaciones de cada uno de los grupos. Los alumnos ("científicos novatos") son dirigidos por el profesor ("científico experto") de forma que el aprendizaje de la ciencia se convierte en el paso de "novato" a "experto" (Chi y Glaser 1986) lo que exige la organización de estructuras conceptuales en las que se incluyen niveles conceptuales más específicos. Se trata, como señala Pozo (1987), de que el alumno construya su propia ciencia "subido a hombros de gigantes" y no de un modo autista, ajeno al propio progreso del conocimiento científico.

Trabajos prácticos

Las actividades experimentales son características del aprendizaje de las ciencias y durante la última década se ha subrayado especialmente su importancia (Payá 1990). Los trabajos prácticos juegan un papel importante tanto por su poder motivador como por su capacidad para familiarizar a los alumnos con la metodología científica. Se ha señalado (Gil y Payá 1988) que los trabajos prácticos que se realizan a nivel de enseñanza secundaria no familiarizan a los alumnos con la metodología científica, debido al planteamiento empirista que se suele dar a los mismos, reduciendo la actividad que se desarrolla a la observación, a la mani-

pulación experimental y a la comprobación de la veracidad de los planteamientos vistos en clase, siguiendo siempre unas pautas o pasos previamente establecidos. Desde esta perspectiva y, fundamentalmente, por el olvido de todo lo que supone pensamiento divergente, su utilidad para desarrollar el pensamiento científico es escasa.

Una función muy importante de los trabajos prácticos es poner a prueba las ideas de los alumnos. No es muy corriente el que se dé oportunidades a los estudiantes de llevar a cabo sus propios experimentos. Esta tarea lleva tiempo, pero tiene un alto valor formativo. La transformación de los trabajos prácticos en pequeñas investigaciones supone plantear problemas a los alumnos que conduzcan a:

1. la emisión de hipótesis fundamentadas;
 2. invención de diseños experimentales, mediante un trabajo en equipo;
 3. controlar las variables;
 4. realizar un análisis de los resultados y determinar el criterio de un buen o mal resultado;
 5. saber comunicar los resultados obtenidos, mediante la confección de una memoria donde se especifiquen los pasos seguidos;
 6. nuevos problemas;
- siempre con la ayuda e intervención del profesor que juega un papel de "director de investigaciones".

Experimentos de cátedra

El profesor realiza un experimento o una actividad para toda la clase. Aunque es una estrategia que ha sido criticada en los últimos años por ser uno de los elementos de la enseñanza tradicional, no por ello debemos evitar esta estrategia si sabemos aprovechar sus potencialidades y conocemos sus posibles peligros.

Sus aspectos motivacionales, la posibilidad que tiene el profesor de realizar experimentos costosos con ahorro de material o un tanto peligrosos, para toda la clase, de forma que pueda verse un comportamiento particular o un hecho sorprendente (Shakhashiri 1983) hacen de estos experimentos un instrumento nada desdeñable, sobre todo para centrar la atención de los alumnos sobre algún aspecto particular y provocar actitudes positivas. Otros puntos interesantes a considerar son el ahorro de tiempo que conllevan, permiten servir de hilo conductor en torno a las actividades a realizar ante un hecho experimental, además de otros aspectos didácticos a considerar si se realizan con la ayuda de material audiovisual, como es el retroproyector (Llorens 1990). A partir de su realización se puede pedir a los alumnos que intenten explicar el fenómeno, que tomen datos, que confronten ideas, etc., de manera que de una forma relativamente rápida el profesor puede valorar el proceso

de aprendizaje, una vez los alumnos han verbalizado sus diferentes explicaciones e interpretaciones. En cualquier caso, se debe procurar que el alumnado comprenda el procedimiento y se le anime a plantear modificaciones. También se debe intentar que el alumno se centre y observe lo que es verdaderamente relevante del experimento, ya que un procedimiento demasiado sofisticado en cuanto a su realización o el tipo de material empleado puede distraer su atención o dificultar la comprensión de lo que realmente ocurre en el experimento.

Las simulaciones por ordenador (Castelló y Quílez, 1992, 1998; Orlik, 2002; Quílez y Castelló, 1996) poseen en este terreno una enorme potencialidad ya que pueden propiciar a nuestro alumnado la familiarización con la metodología científica y el estudio de reacciones que difícilmente se pueden realizar en el laboratorio escolar.

Resolución de problemas

La función de los problemas escolares, como de otros tipos de aprendizaje debe ser la de promover la reflexión y toma de conciencia sobre los propios conocimientos (Pozo y Gómez, 1994).

La adquisición de destrezas en la resolución de problemas de Física y Química constituye una de las principales dificultades con las que se enfrentan los estudiantes. Muchos de los problemas que se resuelven en clase son únicamente ejercicios de aplicación de tipo algorítmico. Pomés (1991) señala que el uso de algoritmos y demás procedimientos rutinarios reduce la habilidad para procesar simultáneamente un gran número de hechos o pasos (etapas) en la ejecución de una tarea intelectual, lo que conlleva a convertir los problemas en simples ejercicios memorísticos de ejecución de una serie de operaciones que no favorecen el desarrollo cognitivo del alumno. Ello impediría alcanzar logros importantes en el aprendizaje de la Física y la Química ya que éstos son función de los conocimientos previos que tienen los alumnos y del grado de desarrollo formal de los mismos (Kempa 1986a). Para conseguir una buena organización de los conocimientos científicos, Pomés (1991) muestra el interés que tiene el entrenamiento en estrategias que favorezcan el necesario desarrollo intelectual; así, el ejercicio de una correcta metodología de resolución de problemas constituye un poderoso y eficiente utensilio para conseguir las habilidades que involucra la intelección de un curso de ciencia, habilidades que son manifestaciones esenciales de la capacidad más general que representa el desarrollo formal.

Normalmente, los alumnos dicen saberse la "teoría" pero si se proponen otros problemas distintos a los ejercicios de aplicación vistos en clase, fallan estrepitosamente. Como se ha señalado anteriormente, la habilidad de resolución de

problemas está íntimamente relacionada con el empleo de estrategias de resolución eficaces, más que con el conocimiento de un mayor número de conceptos (aunque una buena organización de conceptos es también un aspecto esencial). Estas estrategias pueden ser sistematizadas y

enseñadas. Partiendo del trabajo original de Polya (1945), se han desarrollado diferentes propuestas para facilitar las estrategias de resolución de problemas (Arnaud, 1993; López- Rupérez, 1986). Por su interés reproducimos de forma íntegra la segunda de las propuestas citadas:

RELACIÓN DE LOS HEURÍSTICOS Y RECOMENDACIONES PROPUESTAS PARA LA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS EN FÍSICA Y QUÍMICA

1. COMPRENSIÓN DEL PROBLEMA

- Analizar el enunciado
 - Identificar datos e incógnitas explícitamente definidos.
 - Reconocer datos implícitos o enmascarados.
- Transformar los datos y las incógnitas en forma operacional.
- Representar el enunciado simbólicamente y gráficamente.
- Identificar el problema temáticamente, reconociendo si es general o estándar.

2. DISEÑO DE UN PLAN DE RESOLUCIÓN

- Ensayar un procedimiento de aproximaciones sucesivas.
 - Abordar el problema prestando atención.
 - Recurrir primero a razonamientos puramente cualitativos.
 - Incrementar progresivamente el grado de detalle de la aproximación y recurrir entonces al manejo de fórmulas.
- Dividir el problema en subproblemas y abordar la resolución por partes.
- Trabajar hacia atrás tomando como punto de partida las incógnitas.
- Establecer analogías con otros problemas cuya resolución es conocida.
- Reformular el problema en términos diferentes.
- Discutir el problema con otras personas.

3. EJECUCIÓN DEL PLAN

- Prestar atención a las operaciones algebraicas.
- Procurar manejar símbolos, fórmulas y no cantidades numéricas a lo largo de la mayor parte del desarrollo.
- Poner cuidado en la transcripción de signos y potencias y en el manejo de unidades.

4. COMPROBACIÓN DEL PROCESO Y DE LOS RESULTADOS

- Comprobar la validez del procedimiento seguido.
- Detectar la existencia de errores.
- Identificar fuentes de error.
- Ensayar procedimientos de resolución diferentes.

5. EVALUACIÓN DEL MÉTODO

- Analizar retrospectivamente el procedimiento seguido.
- Identificar los heurísticos empleados.
- Si es posible expresarlo por escrito.

Una aportación interesante, en la línea de trabajar la metodología científica en todos los aspectos de desarrollo de la clase de ciencias, es la propuesta realizada en torno al planteamiento de problemas con **enunciados abiertos** (Gil y Martínez, 1987; Ramírez, Gil y Martínez, 1994) que permitan, a partir de sendas verbalizaciones, fijar posteriormente las condiciones y realizar un planteamiento cualitativo para proceder posteriormente a emitir hipótesis y elaborar estrategias de resolución que posibiliten, en una etapa final, y después de su resolución

analítica, analizar los resultados obtenidos, establecer casos límite y contrastar las hipótesis formuladas. Por su elevado carácter formativo, fundamentalmente en su aspecto procedimental, son actividades que deben ser incorporadas en alguno de los problemas a resolver en cada tema.

Los estudios sobre resolución de problemas en Física y Química señalan, entre otras, las siguientes causas en el fracaso de los estudiantes a la hora de enfrentarse a ellos (Quílez et al 1993):

- a) La falta de reflexión cualitativa previa y un tratamiento superficial del problema, que no se detiene en la clarificación de los conceptos y que conduce a un operativismo mecánico y a la no realización de un análisis de los resultados.
- b) La dificultad en cuanto al control de variables y la tendencia a tomar en consideración un número de variables inferior al necesario, eligiendo preferentemente sólo una de las mismas, lo cual suele ir asociado con el empleo de un razonamiento secuencial causal que supone la explicación de una serie de fenómenos, cada uno de ellos especificados por una sola variable.
- c) La incorrecta o deficiente organización del conocimiento científico en su memoria, lo que, entre otras cosas, les impide argumentar razonadamente sus respuestas.
- d) La incapacidad para distinguir entre la información que es esencial para resolver el problema y la que es irrelevante para ello.
- e) La incapacidad de evaluar la validez de un procedimiento o de establecer el rango de aplicabilidad de reglas y la carencia de estrategias generales de resolución.

Esta deficiente metodología puede tener en parte su origen en las estrategias didácticas de resolución de problemas que se emplean por los diferentes agentes del proceso de enseñanza/aprendizaje y en los procesos de evaluación que subyacen con esta metodología. La utilización como estrategias de enseñanza de algoritmos de resolución y de reglas de tipo memorístico puede impedir a los alumnos un correcto aprendizaje de los conceptos (Nakhleh y Mitchell 1993) y ser fuente de errores conceptuales. Por ello un estudio cualitativo previo acerca de los conceptos relacionados ayuda a los alumnos a superar este modo algorítmico de

abordar la resolución de problemas. Este aspecto se puede ver apoyado mediante el empleo de la historia de la ciencia (Huan-shyan, 1998).

Todos estos factores determinan fuertemente la respuesta a la pregunta ¿cómo enseñar? En esta discusión no sólo se han tenido en cuenta los aspectos **conceptuales**. De esta forma, no debemos olvidar otros contenidos tremendamente relacionados con la introducción y manejo de conceptos como son los aspectos **procedimentales** (resolución de problemas -con diferente grado de apertura y no simples ejercicios de aplicación- y trabajos prácticos -propiciando el desarrollo de capacidades de investigación científica: emisión y comprobación de hipótesis, realización de diseños experimentales, análisis de resultados, etc. y no simples aplicaciones de principios o de leyes-) y **actitudinales** (que supone generar expectativas positivas hacia el estudio de la química: ayudando a aprender cómo aprender, motivando al alumnado, relacionando y aplicando los contenidos a situaciones de la vida diaria, etc.).

Diseño de secuencias de aprendizaje

La integración de estas reflexiones previas y la bibliografía que la fundamenta (Cleminson, 1990; Dusch y Gito-mer, 1991; Hewson y Hewson, 1988; Wellington, 1989) nos permite estructurar un marco teórico a la hora de establecer secuencias de aprendizaje. Como ha quedado patente, averiguar lo que el alumno sabe es uno de los factores más importantes para la determinación, selección y jerarquización del contenido. Este ejercicio no debe reducirse a la componente puramente conceptual sino que debe estar asociado al estudio de las componentes procedimental y actitudinal. En consecuencia, según una estrategia de cambio conceptual, se pueden proponer una serie de etapas para el diseño de secuencias de aprendizaje:

1. **Averiguar lo que el alumno ya sabe** (Ausubel, 1983): lo que supone establecer las habilidades y conceptos necesarios de partida (*prerrequisitos*) para la introducción de nuevos conceptos y averiguar el grado de dominio de los mismos por parte de los alumnos y establecer, en su caso, actividades previas de uso y aplicación y/o de cambio conceptual.
2. **Un análisis de los contenidos propiamente disciplinares**, centrado en la propia *estructura, significado y evolución* de los conceptos implicados (Duschl, 1997), que supone:
 - Identificar los cambios cualitativos que tienen lugar en el desarrollo histórico de los conceptos y en las diferentes explicaciones que proporcionan teorías rivales, así como los cambios metodológicos que subyacen en este proceso, enmarcándolos en los cambios culturales asociados a los mismos.
 - Establecer el significado preciso de los diferentes conceptos que se van a utilizar, señalando las diferencias de significado tanto con el lenguaje cotidiano, con disciplinas afines a la Química o en el estadio evolutivo de esta disciplina.
 - Identificar las teorías y los conceptos inherentes de mayor carácter estructurador, es decir, aquellos que potencialmente poseen mayor capacidad de generar relaciones significativas (y por tanto explicativas) con otros conceptos, leyes y comportamientos fisicoquímicos generales y/o particulares.
 - Realizar un análisis de la dificultad y de la demanda conceptual de los conceptos implicados y del status de las diferentes teorías.

3. **La exploración de las ideas alternativas de los alumnos** (Taber, 2002) en su triple dimensión: espontáneas, transmitidas o inducidas y analógicas, dirigida al estudio de los aspectos identificados en el punto anterior y realizada mediante instrumentos de diversa naturaleza (mapas conceptuales, cuestionarios, etc.). En muchas ocasiones, esta tarea sólo será necesaria no tanto para conocer las ideas de los alumnos (la experiencia profesional y la abundante bibliografía al respecto facilitan *a priori* al profesorado este conocimiento), sino para **apoyar el carácter metacognitivo de la actividad de los alumnos** (Novak, 1991; Quílez et al. 2003). Para ello habrá que explicitar y reformular sus ideas en términos inteligibles para el alumno, de modo que sean conscientes de ellas y por tanto del proceso de cambio conceptual que van a realizar.
4. **El establecimiento de un esquema explicativo** (Pozo, 1991; Viennot y Rozier, 1994), señalando las conexiones más importantes entre las diferentes ideas alternativas identificadas así como los criterios que subyacen a las relaciones causales que utilizan los alumnos. El esquema explicativo incluiría los siguientes aspectos (Llorens, 1991):
 - Identificación de las características de los conceptos que utilizan los alumnos y en qué medida se apartan de los científicos.
 - Qué condiciones hacen emerger unos u otros atributos de esos conceptos inestables y difusos de los alumnos.
 - En qué aspectos esos conceptos pueden ser más o menos fructíferos a la hora de explicar los hechos de su entorno y los que se le vayan a presentar durante el aprendizaje. Se trata, en definitiva, de indagar acerca de qué experiencias serán más adecuadas para generar un conflicto cognoscitivo.
 - Identificación de los criterios con que los alumnos establecen los nexos causales en sus explicaciones: contigüidad, semejanza perceptiva, cuestiones relacionadas con usos cotidianos, etc.
 - Identificación de una secuencia de "objetivos-obstáculo" que marcarían la secuencia de adquisiciones deseable en el alumno.
5. **Provocar situaciones de conflicto cognoscitivo** en las que puedan ponerse en cuestión las ideas de los alumnos, intentando así generar insatisfacción con respecto a ellas. Esta insatisfacción ha de ser explícita y producto de un consenso del grupo. Para ello podrá ser útil contrastar sus hipótesis alternativas y ampliar su campo de experiencias, de modo que quede patente la insuficiencia de dichas ideas. En estas situaciones se procura dar relevancia a una intensa actividad mental de los alumnos. El 'experimento mental' es siempre una actividad de enorme valor formativo.
6. **Hacer explícitas y reformular** con un lenguaje más ligado a los conceptos científicos las ideas surgidas en el debate que sean más útiles o propiciar nuevas situaciones en las que el alumno pueda crearlas. Es evidente que puede ser necesario también presentarlas. Este aspecto propicia la priorización de la comprensión de los contenidos que se trabajan frente a un aprendizaje mecánico y repetitivo.
7. **Aplicar esas nuevas ideas a otros problemas**, mostrando su carácter predictivo y fructífero, explicando mejor y de forma más sencilla aquellos aspectos que habían generado insatisfacción con las ideas iniciales.
8. **Seleccionar y ordenar actividades relacionadas con el desarrollo de contenidos procedimentales y actitudinales.**
 - a) **Proponer la realización de trabajos prácticos** en diferentes momentos del desarrollo del tema (no sólo al final) que posibiliten al alumnado poner de manifiesto sus propias ideas, dándole oportunidad para que realice diseños experimentales que le permitan contrastarlas y extraer conclusiones del análisis de los resultados obtenidos. Aunque no se descarta la propuesta de actividades que supongan la comprobación o la confirmación de algún aspecto teórico previamente estudiado, éste no es el principal objetivo de los trabajos prácticos.
 - b) **Realizar y proponer algunas actividades que supongan la resolución de problemas de lápiz y papel** a lo largo del tema que permitan al alumnado relacionar los conceptos estudiados y desarrollar habilidades que vayan más allá de simples ejercicios de aplicación o de procedimientos puramente algorítmicos. Las actividades propuestas deben graduarse atendiendo a su dificultad intrínseca y al grado de conocimiento previo del alumnado.
 - c) **Plantear continuas interconexiones con la ciencia y la sociedad** como un elemento cultural que permita comprender mejor el mundo en el que vivimos y generar una mínima capacidad de crítica hacia temas científicos de nuestra sociedad, teniendo presente además la componente motivacional asociada a este tipo de actividades.
9. **Utilizar de forma explícita la historia de la ciencia** (Mathews, 1994) para ayudar a introducir y construir nuevos conceptos y a mostrar el carácter provisional y cambiante de las teorías científicas, así como las interacciones socioculturales en las que se enmarcan. En este sentido se puede prestar especial atención al papel de las mujeres en la ciencia (Middlecamp y Subramaniam, 1999).
10. En función de los apartados anteriores, establecer un **hilo conductor** claro de los aspectos a tratar, que irá unido a la necesidad de realización, a modo de **recapitulación**, de síntesis, esquemas, tablas o mapas conceptuales en los que se pongan de manifiesto lo visto hasta ese momento, el camino seguido desde el punto de partida y las relaciones existentes entre los conceptos implicados. Estas actividades están encaminadas a ayudar al alumnado a producir aprendizajes autónomos y, en definitiva, a 'aprender a aprender'.

Como puede apreciarse en el cuadro anterior, antes de proponer actividades concretas, es necesario realizar previamente un estudio y una reflexión subsiguiente acerca de la estructura epistemológica del contenido a impartir que deben ir asociados con un análisis de los prerrequisitos necesarios y el conocimiento de los errores conceptuales y de las dificultades de aprendizaje de los alumnos, así como el establecimiento de su posible origen de forma que se propicie el establecimiento de diferentes estrategias didácticas que puedan intentar superar y/o evitar estos errores y dificultades (Duschl, 1997, Pozo y Gómez-Crespo, 1998). Un aspecto esencial de este proceso implica el apoyar el carácter metacognitivo de los alumnos y el propiciar la integración y relación de conceptos así como su transferencia a marcos de referencia próximos.

CRITERIOS GENERALES DE METODOLOGÍA DIDÁCTICA

En cada uno de los temas se especifican de forma pormenorizada los distintos tipos de capacidades que el alumno debe desarrollar y alcanzar. En consecuencia, se diseñarán diferentes actividades, según se especifica en el apartado siguiente (procedimientos de evaluación), para permitir que el alumnado pueda ir adquiriendo toda una serie de conceptos, procedimientos y actitudes tanto generales como específicos de cada una de las unidades didácticas. En este sentido, el alumno debe ser consciente de los criterios de evaluación empleados (ello le puede permitir realizar una autoevaluación de su propio aprendizaje) y el profesor, por tanto, debe hacerlos explícitos y debe ser coherente con los mismos a la hora de diseñar las actividades que utilice como instrumentos de evaluación.

Los **criterios generales de evaluación** que corresponden a este proyecto son los siguientes:

1. Determinar la gran influencia que la química tiene en la sociedad actual (ej. alimentación, medicamentos, nuevos materiales, problemas medioambientales, repercusiones económicas, etc.).
2. Conocer el modo de crecimiento de la química como disciplina científica, desde sus orígenes, a partir de casos concretos (ej. teoría del flogisto \leftrightarrow teoría de Lavoisier; evolución de los modelos atómicos y de enlace químico; afinidad química, etc.) analizando tanto las razones de tipo científico como social que propiciaron o dificultaron los diferentes cambios de paradigma.
3. Reconocer la importancia de algunas sustancias relevantes tanto desde el punto de vista meramente cien-

tífico (ej. oxígeno) como desde los puntos de vista histórico, social y económico (ej. amoníaco, ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido clorhídrico, aspirina, caucho, etc.), a partir de sus nombres, vulgar y científico, determinando su utilización cotidiana a partir de sus propiedades.

4. Aplicar (de forma cualitativa) el modelo cuántico de estructura atómica para justificar el sistema periódico y la variación periódica de algunas propiedades de sus elementos (ej. energía de ionización, electronegatividad y radios atómico e iónico).
5. Aplicar el concepto de enlace a diferentes sustancias, deduciendo en cada caso el tipo de sólido que cabe esperar así como algunas de sus propiedades (ej. conductividad eléctrica, solubilidad, estado físico en condiciones ambientales, dureza, etc.).
6. Diferenciar los conceptos de energía, trabajo y calor y determinar la entalpía de una reacción química a partir de energías de enlace o mediante aplicación de la ley de Hess.
7. Conocer los factores termodinámicos y cinéticos que hacen que una reacción química pueda producirse (o no) en unas determinadas condiciones.
8. Aplicar los conceptos de estequiometría a procesos de equilibrio químico, señalando sus características y sabiendo predecir la evolución de sistemas en equilibrio que han sido perturbados.
9. Aplicar los conceptos de ácido y de base de Arrhenius y de Brönsted-Lowry para reconocer sustancias que puedan actuar como tales y algunas de sus aplicaciones prácticas, transfiriendo los conceptos de equilibrio químico al caso de disoluciones acuosas.
10. Identificar reacciones de oxidación-reducción, estudiando su estequiometría y algunas de sus aplicaciones industriales (ej. pilas, electrólisis, metalurgia, etc.).
11. Comparar los procesos químicos realizados en un laboratorio y los realizados a nivel industrial (sobre todo los de transformación de materias primas), analizando los factores que hay que tener en cuenta en ambos casos y especialmente la influencia que los vertidos industriales pueden ejercer en el medio ambiente.
12. Razonar la abundancia de los compuestos del carbono y conocer las propiedades químicas de los mismos en función de la presencia de grupos funcionales.
13. Describir la estructura general de algunos polímeros naturales (ej. proteínas, hidratos de carbono, etc.) y artificiales (plásticos, fibras, etc.), conociendo su interés desde el punto de vista económico, biológico o industrial.

14. Analizar los problemas de contaminación más comunes (ej. lluvia ácida, efecto invernadero, destrucción de la capa de ozono), señalando la influencia que tienen los contaminantes que los originan en el ecosistema terrestre.

Procedimientos de evaluación

Teniendo en cuenta la concepción de la evaluación como un proceso **continuo** e **integral** que informa sobre la marcha del aprendizaje y lo aprovecha para plantear sucesivas modificaciones al plan inicial diseñado (**ajuste y mejora**), se considera conveniente recoger el mayor número de datos e informaciones, empleando para ello diferentes actividades de evaluación. Si se clarifica que **calificar** al alumnado puede ser sólo la última etapa de un proceso de evaluación, estaremos en condiciones de asumir que la evaluación integra a todos los agentes del proceso de enseñanza/aprendizaje (alumnado, profesorado, libro de texto, programación realizada, metodología empleada, materiales utilizados, condiciones en las que ha tenido lugar, etc.). En consecuencia, propondremos no sólo evaluar (calificar) a los alumnos al final de un período de aprendizaje sino que además intentaremos evaluar de una **forma holística** también al inicio y durante el proceso de un periodo de enseñanza/aprendizaje, empleando para ello una gran variedad de instrumentos que nos permitan recoger información acerca de una multiplicidad de aspectos que faciliten la diversificación suficiente en orden a tomar las decisiones pedagógicas más idóneas (De Ketele, 1986; Gutiérrez et al. 1990; Rodríguez, Gutiérrez y Molledo 1992; Rodríguez, Gutiérrez y Molledo 1996; Rodríguez et al. 1997).

Evaluación inicial de sondeo en la que a través de preguntas y discusiones sobre el tema se pueden detectar algunas ideas sobre el tema, que habrá que tener en cuenta para un desarrollo posterior.

Observación directa en la que se trata de recoger el mayor número de datos que tienen que ver con el comportamiento del alumno a lo largo del proceso de aprendizaje. Se trata de una práctica diaria en la que el profesor evalúa procedimientos y actitudes: grado de implicación en el trabajo de grupo, actitudes e iniciativas por la tarea, relaciones con los compañeros, intervenciones en los debates, hábitos de trabajo: si finaliza las tareas encomendadas en el tiempo previsto, si los alumnos remodelan su trabajo individual y colectivo después de una puesta en común, etc.; habilidades y destrezas en el trabajo experimental: manipulación y uso correcto del instrumental de laboratorio, etc.

La entrevista. La entrevista constituye un excelente medio de recogida de información sobre numerosas habilidades: cognitivas, afectivas, etc. La entrevista nos permi-

te profundizar en las formas de pensamiento del alumno a diferencia de otras formas de recogida de información menos interactivas.

Libreta de actividades, en la que deben ir reflejadas todas las actividades realizadas en el proceso docente: informes, pequeñas investigaciones, experimentos, resolución de problemas, etc. La libreta, que siempre debe estar a punto para su revisión por el profesor, es además una fuente de información acerca de: la correcta expresión escrita, la presentación y hábito de trabajo, comprensión y desarrollo de actividades, etc.

Pruebas de lápiz y papel. En la recogida de información, estas pruebas permiten al profesor analizar los resultados y detectar los conceptos, procedimientos y actitudes que deben ser reforzados. También le permiten conocer los avances y dificultades de los alumnos y comprobar el grado de eficacia de la programación diseñada, para poder reconducirla, si es necesario, en la dirección adecuada. Además, los alumnos se encuentran solos ante pruebas que deben resolver y esto les hace darse cuenta de sus avances y dificultades.

Uno de los métodos más empleados en la evaluación, tanto en Física como en Química, es la **resolución de problemas**. El planteamiento y exigencia de los mismos suele estar en consonancia con el método tradicional de enseñanza/aprendizaje. Si los problemas propuestos son análogos a los ejercicios de aplicación desarrollados en clase no estaremos fomentando un aprendizaje significativo. La capacidad de **transferencia** es la clave de un aprendizaje lleno de significado. Por ello, el indicador crucial de la comprensión por el alumno de un concepto, principio o procedimiento es si es capaz de aplicarlo en circunstancias diferentes de aquéllas bajo las cuales lo aprendió, pero con idéntico nivel conceptual e integrados en contextos comprensibles.

Las **cuestiones abiertas** (de razonamiento, de ensayo, de demostración, etc.) y la confección de memorias (trabajos bibliográficos, trabajos prácticos, etc.) es otro instrumento de evaluación de gran potencia. Junto a un contenido temático diverso, las cuestiones, a diferencia de los problemas, pueden hacer referencia a una más amplia variedad de objetivos de instrucción, que van desde el reconocimiento de hechos o conceptos hasta la explicación y la síntesis personal de conocimientos relacionados.

Los **mapas conceptuales** (Novak y Gowin, 1988; Ontoria, 1992) nos pueden dar información relevante acerca de cómo piensan los alumnos (de sus estructuras cognitivas: capacidades de relación y síntesis, estructuras jerárquicas, etc.), por lo que se convierten en un potente instrumento de detección de ideas alternativas y de globalización del aprendizaje.

En cuanto al uso de **pruebas objetivas** como instrumento de evaluación y de investigación, deben señalarse las críticas que ha despertado su uso tradicional (Quílez, Muñoz y Bleda, 2003). Sin embargo, si el alumno justifica su respuesta, se dan las condiciones necesarias para servir como una excelente herramienta de diagnóstico para la identificación de ideas alternativas de los estudiantes (Tamir 1990; Treagust 1988). Además, debemos indicar también el valor potencial de los tests como instrumentos de aprendizaje (Foos y Fisher 1988).

Kempa (1986b) realiza un análisis de las diferentes formas de evaluación en función de las capacidades o habilidades que realmente se pueden poner de manifiesto con cada una de ellas, la precisión y fiabilidad de las mismas y la posibilidad de interpretación de las respuestas, así como los problemas asociados al desarrollo y administración de cada una de ellas.

Una actividad difícil, aunque necesaria, consiste en diseñar actividades de evaluación que proporcionen **retroalimentación** a los estudiantes y **autorregulen** su aprendizaje, permitiéndoles reflexionar y dar cuenta de sus propios avances, carencias o dificultades, construyendo pruebas que nos indiquen lo que cada estudiante es capaz o no de hacer, identificando explícitamente la naturaleza de las dificultades de aprendizaje (Satterly y Swann 1988). Esta retroalimentación será más efectiva si consigue que el alumno focalice su atención sobre su progreso en el dominio de tareas educativas y se realiza mientras es todavía relevante, permitiendo con ello corregir las deficiencias sin castigo para los primeros hechos. En este aspecto, la crítica es generalmente contraproducente por lo que el elogio será usado ampliamente (Crooks 1988).

En cualquier caso, en las **pruebas de evaluación** que se diseñen, se intentará establecer la presencia de las siguientes actividades (Alonso et al 1992):

1. Actividades de énfasis en los aspectos de **tipo conceptual** (Nakhleh 1996). Es decir, situaciones de cambio conceptual para cuya resolución sea necesario que los alumnos realicen una progresiva sustitución de sus ideas alternativas por las científicas desarrolladas en clase.
2. Actividades que, junto con la puesta en juego del bagaje conceptual, pongan el énfasis en los aspectos de **tipo metodológico**. Diseños experimentales, análisis de resultados, planteamientos cualitativos, resolución de problemas, etc
3. Actividades sobre los aspectos de las **relaciones C/T/S**; por ejemplo aquellas que surgen de la aplicación a la vida cotidiana de lo tratado en clase, demandando la explicación de utensilios técnicos, análisis de noticias, etc.

En cuanto a la **frecuencia de pruebas de evaluación**, los estudiantes deben tener posibilidades para practicar y usar las habilidades y conocimientos que forman parte de los objetivos formulados y obtener retroalimentación de sus resultados. Tal evaluación favorece el aprendizaje activo y la consolidación del aprendizaje. Muchas de estas evaluaciones pueden ser casi informales, sin necesidad de que tengan que ser realizadas bajo condiciones de examen. Demasiada evaluación formal puede ser tan perjudicial como poca, porque capacidad y comprensión conceptual no se desarrollan de la noche a la mañana (Crooks 1988).

Con todo, la propia estructura del sistema educativo puede estar propiciando una resistencia al cambio en los aspectos mencionados. La estructura de las pruebas de acceso a la Universidad, quizás está condicionando un tipo de enseñanza que no permite un verdadero aprendizaje significativo (López et al. 1983).

En este sentido, es conveniente diseñar *pruebas de evaluación globales* que integren a varios temas, lo que requerirá por parte del profesor y de los alumnos realizar un esfuerzo de síntesis y de análisis de los aspectos más relevantes de cada una de las unidades objeto de evaluación y de las relaciones que guardan entre sí. Ello permitirá también conocer si las deficiencias o dificultades detectadas al realizar evaluaciones parciales han sido corregidas y superadas.

Autoevaluación. Las propias actividades diseñadas pueden ir dando información al alumnado y al profesorado del grado de cumplimiento de los objetivos programados. Los alumnos deben conocer las capacidades que deben desarrollar y que servirán para establecer criterios de evaluación. Al final de cada tema se presentan una serie de actividades para que el alumnado pueda llevar a cabo su propia autoevaluación. El alumnado debe ser consciente del grado en el que se produce su propio progreso a medida que avanza en el estudio de los diferentes temas y unidades didácticas.

Un aspecto muy importante a tener en cuenta, a veces un tanto olvidado, es la propia *(auto)evaluación del profesor*. Para ello se pueden utilizar diferentes técnicas. Una de ellas puede consistir en invitar a otro profesor a una o varias clases de forma que se convierta en observador neutral (y sistemático) de lo que ocurre en el aula o grabar en vídeo todo un período lectivo para luego analizar su proyección. En cualquier caso, la información que se obtiene es, al tiempo que un tanto sorprendente para el profesor en algunos aspectos, muy útil para mejorar su comportamiento, actuación e intervención en el aula. Otro instrumento que puede utilizarse son los cuestionarios con los que los alumnos, de forma anónima, evalúan al profesor. Se pueden establecer cuestionarios puntuales con respecto a un tema dado, aunque puede ser más eficaz el obtener este tipo de información una vez se haya desarrollado una unidad didáctica completa.

Podemos resumir que la evaluación es un proceso de **ajuste** y de **mejora** que nos permite valorar en qué grado se están cumpliendo los objetivos propuestos, tanto al final del proceso como al principio y durante su desarrollo. Por tanto, debemos evaluar desde el inicio del proceso de E/A (y no sólo al final: *calificar*) considerando la evaluación en su triple dimensión (*inicial, formativa y sumativa*) (Coll 1991) y teniendo en cuenta no sólo al alumno sino al proceso seguido, materiales empleados, profesorado, metodología, actividades, etc. Los instrumentos de evaluación deben ser variados (pruebas objetivas, observación directa, ejercicios o pruebas de una o varias unidades didácticas, participación en debates, preguntas formuladas en discusiones generales, libreta de clase, etc.) (Waddington, 1982) y realizarse con la *suficiente frecuencia* para permitir realizar modificaciones y formular orientaciones. Los alumnos deben ser conscientes de las capacidades que deben desarrollar y de los instrumentos de los que se va a servir el profesorado para medirlas.

CAPACIDADES A DESARROLLAR

Los alumnos y las alumnas deben desarrollar una serie de capacidades que se corresponden a su edad, estudios previos y características de la asignatura que se va a estudiar. Se han dividido estas capacidades en dos grandes grupos. El primero de ellos corresponde a unos **objetivos generales** que se van concretando y pormenorizando en una serie de **objetivos específicos** que se corresponden con cada una de los temas a desarrollar. La presentación de estos últimos la realizaremos en la segunda parte del libro una vez realizado el análisis que supone conocer los **prerrequisitos** (capacidades que el alumnado debe ser capaz de hacer antes de iniciar el estudio de cada tema) y los **errores conceptuales y dificultades de aprendizaje** (Garnett et al, 1995; Griffiths, 1994; Nakhleh, 1992; Pomés, 1986) que corresponden a cada uno de los once capítulos del libro.

Objetivos generales

1. **Utilizar la metodología científica:** utilización de fuentes de información, planteamiento de problemas a la luz de los conocimientos previos, emisión de hipótesis compatibles con los problemas que se proponen, recogida, organización y tratamiento de datos, realización de diseños prácticos; discusión y elaboración de conclusiones, contrastándolas con las primeras aproximaciones, predicción de posibles fenómenos en función de la aplicación de leyes o de teorías generales, comunicación de resultados, etc.
2. **Comprender los conceptos, leyes, teorías y modelos más importantes y generales de la química,** que les permita tener una formación global científica y desarrollar estudios posteriores más específicos.
3. **Adoptar los valores y actitudes propios del pensamiento científico:** rigor por el análisis, argumentación de las decisiones, rechazo del dogmatismo, flexibilidad y disposición receptiva y crítica ante cualquier idea o planteamiento nuevo, etc.
4. **Tomar conciencia del carácter evolutivo, dinámico y colectivo de la ciencia en la construcción de conocimientos:** comprender que en el desarrollo de la Química no se ha seguido un desarrollo lineal acumulando una serie de conocimientos a partir de dogmas o verdades absolutas formuladas por genios aislados y establecer la articulación de los principios básicos de la Química en leyes, modelos y teorías, haciendo explícitos los campos de validez y las posibles limitaciones.
5. **Adquirir un nivel aceptable de metaconocimiento:** explicitación de ideas propias que, en función de diversas situaciones conflictivas, produzcan un cambio conceptual. La toma de conciencia del mismo, no debe limitarse únicamente a la sustitución de unas ideas erróneas por las científicas, sino que además debe producir una variación en la forma de conceptualizar.
6. **Conocer el significado preciso de los conceptos científicos** haciendo las oportunas distinciones entre el lenguaje cotidiano y el científico (y en este caso entre los diferentes significados dados para un mismo término en función del grado de desarrollo de una disciplina o de disciplinas afines -física y química-).
7. **Participar en la planificación y realización en equipo de experimentos científicos sencillos,** en función de los objetivos establecidos, mostrando una actitud flexible y de colaboración y valorando las experiencias propias y las ajenas.
8. **Aplicar y transferir el conocimiento científico a la vida cotidiana:** resolver algunos de los problemas que se les planteen en la vida cotidiana, seleccionando y aplicando los conceptos químicos relevantes y valorar las ventajas e inconvenientes que comporta la ciencia y sus aplicaciones, desarrollando una mínima capacidad de crítica hacia problemas científicos de nuestra sociedad que muestran múltiples perfiles tanto políticos como económicos.
9. **Comprender las diversas y complejas interacciones de la química con otras ciencias y la técnica,** analizando su impacto en la sociedad y el medio ambiente, valorando la necesidad de no degradar el entorno y de aplicar la ciencia a una mejora de las condiciones de vida actuales.
10. **Desarrollar actitudes positivas hacia la química y su aprendizaje,** que permitan tener interés y autoconfianza a la hora de realizar actividades relacionadas con esta ciencia.

EL LIBRO DEL ALUMNO

Características generales

En cursos precedentes ya se han estudiado algunos conceptos de química y seguramente el alumnado ya puede proporcionar múltiples ejemplos de las interconexiones entre la química y la vida diaria. En este curso la química se estudia como asignatura independiente. Ello nos va a permitir profundizar en algunos conceptos ya introducidos a un nivel más elemental, estudiar otros nuevos y ampliar las relaciones que existen entre la química, la técnica y la sociedad.

Se ha intentado presentar esta última dimensión de la química desde una visión amplia y diversificada. El aprendizaje de los conocimientos científicos no debe reducirse exclusivamente a la componente **conceptual**. Las interacciones **ciencia-técnica-sociedad** que se han planteado en este texto tienen como objetivo ayudar a comprender el mundo en el que vivimos y facilitar la respuesta a preguntas que surgen del entorno cotidiano. Esta perspectiva se realiza en muchas ocasiones partiendo (o con la ayuda) de una **visión histórica** (Matthews, 1994). En muchos casos el análisis histórico puede facilitar el aprendizaje al comprender cómo los conceptos han surgido, han evolucionado y han podido ser sustituidos por otros. Esta dimensión de la química posee un carácter intrínsecamente **formativo (cultural)** que además puede contribuir a despertar o a aumentar el interés por el estudio de esta disciplina científica.

Toda esta perspectiva **histórico-cultural** está asociada, en mayor o menor grado, a la necesidad de resolver problemas (en algunas ocasiones puramente teóricos y en otras referidos a situaciones eminentemente prácticas). La forma de resolver estos problemas presenta unas características generales que suelen ser comunes a toda investigación científica. Por ello, hemos intentado hacer suficiente hincapié en los aspectos que posee la química como ciencia experimental. El conocimiento **fenomenológico** o descriptivo de la materia (comportamiento **macroscópico**) está siempre asociado a un estudio cuantitativo (tendencias de propiedades, leyes, etc.) y encuentra justificación desde un punto de vista **interpretativo-microscópico**.

La estructura del libro del alumnado ya se ha tratado en el punto 1.4. Conviene que ahora nos centremos en los elementos de que constan cada uno de las temas elaborados.

Elementos de que constan cada uno de los temas

Presentación del tema

Se intenta dar respuesta a la siguiente pregunta: ¿Qué vamos a estudiar y por qué?, de forma que se permita justificar los diferentes contenidos a tratar, dándoles así una estructura definida y un hilo conductor claro.

Organizadores del aprendizaje

Se realizan esquemas iniciales o se presentan figuras y diagramas que permiten seguir el estudio de la unidad. También se realizan a lo largo de la unidad resúmenes en forma de tablas, mapas conceptuales y gráficos o se señala la conveniencia de su realización. En otras ocasiones, el planteamiento de preguntas generales sirve para formular problemas estructurantes.

Actividades experimentales

Se intercalan a lo largo de toda la unidad pequeños experimentos de fácil realización en donde se debe participar de forma activa. Normalmente, las actividades experimentales han sido propuestas con el fin de que se comprueben hipótesis, se realicen diseños experimentales y se puedan extraer una serie de conclusiones a partir de la interpretación de una serie de datos. En otras, simplemente se pretende que se conozca una técnica analítica y que se manejen adecuadamente el material y los reactivos básicos necesarios. En cualquier caso, bien partiendo de unos hechos experimentales o comprobando una serie de propiedades se pretende facilitar la construcción de los conceptos químicos relacionados.

Problemas y ejercicios resueltos

La capacidad de resolución de problemas es una actividad importante que requiere un aprendizaje. Para ello se intercalan a lo largo de la unidad varios ejercicios resueltos. La verbalización explícita del problema, la relación entre conceptos, las estrategias de resolución y el análisis de resultados son aspectos presentes en muchas de estas actividades.

Lecturas

A lo largo de cada tema se intercalan diferentes lecturas para resaltar algún hecho histórico, la evolución de un concepto, la importancia que posee para la sociedad un conocimiento químico particular, etc. Muchas lecturas acercan el conocimiento teórico de la química al mundo real, ayudando a comprender aspectos importantes de la vida diaria. Dentro de la vertiente histórica se proporcionan biografías de científicos, resaltando en cada caso, además de sus contribuciones o descubrimientos, otras facetas humanas y de relación con su contexto histórico. La vertiente técnica y social se desarrolla planteando problemas actuales, intentando que se comprenda mejor el entorno que nos rodea.

Actividades

Una gran variedad de actividades permiten estructurar y construir el nuevo conocimiento químico. En muchas ocasiones se suele partir de lo que ya se sabe, propiciando que se haga explícito este conocimiento. Posteriormente, se proponen actividades de recapitulación en las que el alumna-

do puede comparar el punto de partida y el nuevo aprendizaje. Existen actividades conceptuales y otras que suponen la resolución de problemas. Otras pretenden que se desarrolle la capacidad de realizar resúmenes o que se comprenda el significado de las palabras que se emplean en un contexto científico. También existen actividades de emisión de hipótesis y de consolidación de un concepto.

Figuras

Las figuras tienen una gran importancia como instrumento de aprendizaje. Cada una tiene un objetivo determinado y está explícitamente relacionada con el texto que la acompaña. Esta relación o explicación se realiza mediante unos pies de figura que tratan de precisar la posible polisemia del lenguaje gráfico empleado.

Complementos

Al final de cada tema se proponen nuevas lecturas que refuerzan o amplían lo estudiado en el mismo. Otras veces se desarrolla algún concepto en mayor extensión o profundidad.

Ejercicios finales

Al final de cada unidad didáctica se pueden encontrar una amplia variedad de problemas y de ejercicios. Su objetivo es reforzar y consolidar el aprendizaje con su realización. Además, estos ejercicios se encuentran clasificados dentro de grandes epígrafes para orientar el estudio de los aspectos más relevantes de la unidad.

Evaluación

Entendemos este término como un elemento de mejora que trasciende su mera asociación con la calificación. Todo el conjunto de actividades que se proponen permiten al alumnado y al profesorado tener referencias concretas del grado en el que se va produciendo el aprendizaje a partir de la situación de partida. El alumnado debe conocer las capacidades que debe desarrollar en el estudio de cada unidad. Para ello, en un apartado final, se explicitan las capacidades más relevantes y se proponen una serie de cuestiones y problemas para que pueda realizar su propia *autoevaluación*.

BIBLIOGRAFÍA

BIBLIOGRAFÍA

- ALONSO et al. 1992. Los exámenes de Física en la enseñanza por transmisión y en la enseñanza por investigación, *Enseñanza de las Ciencias*, 10, pp. 127-138.
- ARNAUD, P. 1993. *Exercices résolus de chimie physique*. Dunod: París.
- AUSUBEL, D. P. et al. 1983. *Psicología educativa*. Trillas: México.
- BARONA, J.L. 1994. *Ciència e Història*. Seminari d'estudis sobre la ciència: València.
- BODNER, G.M. 1986. Constructivism: A Theory of Knowledge. *J. Chem. Educ.*, 63, 873-878.
- BOYER, R. y TIBERGHIE, A. 1989. Goals in physics and chemistry education as seen by teachers and high school students, *Int. J. Sci. Educ.*, 11, pp. 297-308.
- CASTELLÓ, M. y QUÍLEZ, J. 1992. *La Construcción de la Química con la ayuda del ordenador*. Consejería de Educación: Valencia.
- CASTELLÓ, M. y QUÍLEZ, J. 1998. Estudio del equilibrio químico con la hoja de cálculo Equil. 97. En QUÍLEZ (Ed.). *Una propuesta curricular por el equilibrio químico, basada en el estudio del principio de Chaterlier*. CIDE: Madrid.
- CHALMERS, A.L. 1984. *¿Qué es esa cosa llamada ciencia?* Siglo XXI: Madrid.
- CLEMINSON, A. 1990. Establishing an epistemological base for science teaching in the light of contemporary notions of the nature of science and how children learn science, *Journal of Research in Science Teaching*, 27, 429-445.
- COLL, C. 1991. *Psicología y currículum*. Paidós: Barcelona.
- CROOKS, T.J. 1988. The impact of classroom evaluation practices on students, *Rev. of Educ. Research*, 58, pp. 438-481.
- CHI, M.T.H. y GLASER, R. 1986. *Las capacidades humanas*. Labor: Barcelona.
- DE KETELE, J.M. 1984 *Observar para educar*. Visor: Madrid.
- DEL CARMEN, L. 1997. *La enseñanza y el aprendizaje de las ciencias en la enseñanza secundaria*. Horsori: Barcelona.
- DRIVER, R. 1986. Psicología cognoscitiva y esquemas conceptuales de los alumnos. *Enseñanza de las Ciencias*, 4 (1), pp. 3-15.
- DRIVER, R. et al. 1989. *Ideas científicas en la infancia y la adolescencia*. MEC-Morata: Madrid.
- DUSCHL, R.A. 1994. Research on the History and Philosophy of Science. En GABEL, D.L. (Ed.) *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*, pp. 443-465. McMillan: Nueva York.
- DUSCHL, R.A. 1997. *Renovar la enseñanza de las ciencias. Importancia de las teorías y su desarrollo*. Narcea: Madrid.
- DUSCHL, R.A y GITOMER, D. 1991. Epistemological perspectives on conceptual change: Implications for educational practice, *Journal of Research in Science Teaching*, 28, 839-858.
- FENSHAM, P. 1988. *Development and dilemmas in science education*. The Falmer Press: Londres.
- FOOS, P.W. y FISHER, R.P. 1988. Using Tests as Learning Opportunities, *Journal of Educational Psychology*, 88 (2), pp. 179-183.
- GABEL, D. L. 1994. *Handbook of research on science teaching and learning*. McMillan: Nueva York.
- GABEL, D. 1999. Improving teaching and learning through chemistry education research: A look to the future, *Journal of Chemical Education*, 76 (4), pp. 548-554.
- GARNET, P.J. et al. 1995. Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning, *Studies in Science Education*, Vol. 25, pp. 69-95.
- GIL, D. et al. 1991. *La enseñanza de las ciencias en la educación secundaria*. ICE-Horsori: Barcelona.
- GIL, D. y MARTINEZ, J. 1987. *La resolución de problemas de Física*. MEC/Vicens-Vives: Madrid.
- GIL, D. y PAYÁ, J. 1988. Los trabajos prácticos de Física y Química y la metodología científica. *Revista de Enseñanza de la Física*, 2 (2), pp. 73-79.
- GILBERT, J.K. et al. 2002. *Chemical Education Towards Research-based Practice*. Kluwer: Dordrecht.
- GRIFFITHS, A.K. 1994. A critical analysis and synthesis of research on students chemistry misconceptions, En SCHMIDT, H.J. *Problem Solving and Misconceptions in Chemistry and Physics*. ICASE: Dortmund.
- GUTIÉRREZ et al. 1990. *La enseñanza de las Ciencias en la Educación Intermedia*. Rialp: Madrid.
- HERRON, J.D. 1996. *The Chemistry classroom. Formulas for successful teaching*. A.C.S: Washington.
- HEWSON, P.W. y HEWSON, M.G. 1988. An appropriate conception of teaching science: A view from studies of science learning, *Science Education*, 72, 597-614.
- HIERREZUELO, J. y MONTERO, A. 1991. *La Ciencia de los alumnos*. Elzevir: Barcelona.
- HUANN-SHYANG, L. 1998. The effectiveness of teaching chemistry through the history of science, *Journal of Chemical Education* Vol. 75 (10), pp. 1326-1330.

KEMPA, R.F. 1986a. Resolución de problemas de Química y estructura cognoscitiva. *Enseñanza de las Ciencias*, 4 (2), pp.99-110.

KEMPA, R. 1986b. *Assessment in Science*. Cambridge University Press.

KOBALLA, T.R. 1992. Persuasion and Attitude Change in Science Education. *J. Res. Sci. Teach.*, 29(1), pp. 63-80.

LÓPEZ-RUPÉREZ, F. 1986. *Cómo estudiar Física*. MEC-Vicens-Vives: Barcelona.

LÓPEZ et al. 1983. Análisis de dos modelos evaluativos referidos a la Química de COU y Selectividad, *Enseñanza de las Ciencias*, 1(1), pp. 21-25.

LLORENS, J.A. 1990. *El retroproyector en el aula de Química*. NAU-Llibres:Valencia

LLORENS, J.A. 1991. *Comenzando a aprender Química*. Visor: Madrid.

MARTÍN-DÍAZ, M.J. y KEMPA, R.F. 1991. Los alumnos prefieren diferentes estrategias didácticas de la enseñanza de las ciencias en función de sus características motivacionales, *Enseñanza de las Ciencias*, 9 (1), pp. 59-68.

MATTHEWS, M.R. 1994. Historia, filosofía y enseñanza de las ciencias: la aproximación actual, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 12, No. 2, pp. 255-277.

MIDDLECAMP, C.H. y SUBRAMANIAM, B. 1999. What is feminist pedagogy? Useful ideas for teaching chemistry, *Journal of Chemical Education*, 76 (4), pp. 520-525.

NAKHLEH, M.B. 1992. Why some Students don't learn chemistry. *Journal of Chemical Education*, Vol 69 (3), pp. 191-196

NAKHLEH, M.B. y MITCHELL, R.C., 1993. Concept learning versus problem solving. There is a difference. *J. Chem. Educ.*, Vol. 70, No. 3, pp. 190-192.

NAKHLEH, M.B et al. 1996. Narrowing the gap between concepts and algorithms in freshman chemistry, *J. Chem. Educ.*, Vol. 73, No. 8, pp. 758-762.

NOVAK, J.D. 1991. Ayudar a los alumnos a aprender cómo aprender, *Enseñanza de las ciencias*, 9 (3), pp. 215-238.

NOVAK, J.D. y GOWIN, D.B. 1988. *Aprendiendo a aprender*. Martínez Roca: Barcelona.

NUSSBAUM, J. y NOWICK, S. 1981. Brainstorming in the classroom to invent a model: a case study, *School Science Review*, 61, pp. 771-779.

ONTORIA, A. 1992. *Mapas conceptuales*. Narcea: Madrid.

ORLIK, Y. 2002. *Química. Métodos activos de enseñanza y aprendizaje*. Iberoamérica: México.

OSBORNE, R. y FREYBERG, P. 1991. *El aprendizaje de las Ciencias*. Narcea: Madrid.

PAYÁ, J. 1990. Los trabajos prácticos de Física y Química: una revisión bibliográfica. *Enseñanza de las Ciencias*, 8 (2), pp. 181-185.

PFUND, H. y DUIT, R. 1994. *Bibliography: Students' alternative frameworks and science education*. IPN Reports-in-Brief: Institute for Science Education. Universidad de Kiel.

POLYA, G. 1945 *How to solve it. A new aspect of mathematical method*. Princeton: Princeton University Press.

POMÉS, J. 1986 *Evaluación de una química preuniversitaria*. Tesis Doctoral. Universidad del País Vasco.

POMÉS, J. 1991 La metodología de resolución de problemas y el desarrollo cognitivo: Un punto de vista postpiagetiano, *Enseñanza de las Ciencias*, 9 (1), pp. 78-82.

POSNER et al. 1982. Accomodation of a scientific conception: towards a theory of conceptual change. *Science Education*, 66, pp. 211-227.

POZO.I. 1987. *Aprendizaje de la ciencia y pensamiento causal*. Visor: Madrid.

POZO,I. y GÓMEZ,M.A.1994. La solución de problemas en ciencias de la naturaleza. En POZO, J.I. (Ed.) *La solución de problemas*. Santillana: Madrid.

POZO, I. y GÓMEZ, M.A. 1998. *Aprender y enseñar ciencia*. Morata: Madrid.

POZO,I., GÓMEZ, M.A., LIMÓN, M. y SANZ, A. 1991. *Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: las ideas de los adolescentes sobre la Química*. MEC-CIDE: Madrid.

QUÍLEZ et al. 1993. La necesidad de un cambio metodológico en la enseñanza del equilibrio químico. El principio de Le Chatelier, *Enseñanza de las Ciencias*, 11, pp. 281-288.

QUÍLEZ, J., MUÑOZ, R. y BLEDA, J.M. 2003. *Conceptos de Química*. Serbal: Barcelona.

QUÍLEZ, J. y CASTELLÓ, M. 1996. La enseñanza del equilibrio químico con la ayuda de la computadora. *Educación Química*, Vol. 7 (1), pp. 50-54.

RAMÍREZ, J.L., GIL, D. y MARTÍNEZ, J. 1994. *La resolución de problemas de Física y Química como investigación*, CIDE-MEC: Madrid.

RODRÍGUEZ, L.M.; GUTIÉRREZ, F.A.; MOLLEDO, J. 1992. Una propuesta integral de evaluación en ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 10, No. 3, pp. 254-267.

RODRÍGUEZ, L.M y otros 1996. Los informes de evaluación en ciencias. *Investigación en la Escuela*, Vol. 30, pp. 21-39.

RODRÍGUEZ, L.M. y otros 1997. Los instrumentos de evaluación en la clase de Química. *Aspectos didácticos de Física y Química (Química)*.7. Universidad de Zaragoza.

SATTERLY,D. y SWANN,N. 1988. Los exámenes referidos al criterio y al concepto en ciencias: un nuevo sistema de evaluación. *Enseñanza de las Ciencias*, 6(3), pp. 278-284.

SAYER,M.y ADEY,P. 1984. *La Ciencia de enseñar Ciencias*. Narcea: Madrid.

SHAKHASHIRI,B.Z. 1983. *Chemical Demonstrations*. University of Wisconsin Madison.

SOLBES, J. y VILCHES,A. 1989. Las interacciones CTS: un intento de cambio actitudinal *Enseñanza de las Ciencias*, 7 (1), pp. 14-20.

SPENCER, J.N. 1999. New directions in teaching chemistry: A philosophical an pedagogical basis, *Journal of Chemical Education*, 76 (4), pp. 566-569.

TABER, K. 2002. *Chemical misconceptions-prevention, diagnosis and cure*. R.S.C.: Londres.

TAMIR 1990. Justifying the Selection of Answers in Multiple Choice Items. *Int. J. Sc. Educ.*, 12(5), pp. 563-573.

TREAGUST 1988. Development an Use of Diagnostic Tests to Evaluate Students' Misconceptions in Science. *Int. J. Sci. Educ.*, 10 (2), 159-169.

VIENNOT, L. y ROZIER, S. 1994. Pedagogical Outcomes of research in science education: examples in mechanics and thermodynamics. En FENSHAM, P. (Ed.). *The content of science*, pp. 237-254.

WADDINGTON, D.J. 1982. *La enseñanza de la química escolar*. Unesco: Montevideo.

WANDERSEE, J.H.; MINTZES, J.J.; NOVAK, J.D. 1994. Research on alternative conceptions in science. En GABEL, D.L. (Ed.). *Handbook of research on science teaching and learning*, pp. 177-210. McMillan: Nueva York.

WELLINGTON, J. 1989. *Skills and Processes in Science education*. Methuen: Londres

WELLINGTON, J. 1994. *Secondary Science*. Routledge: Londres

YAGER,R. y PENIK,J.E. 1984. What Students Say About Science Teaching and Science Teachers. *Science Education*, 68, 143-152.

ANÁLISIS DE LOS TEMAS QUE CONFORMAN EL LIBRO DEL ALUMNADO

Se hace un estudio detallado de cada tema y de sus relaciones con el resto. Este análisis comporta el estudio de cada uno de los siguientes apartados:

1. La explicitación de los **objetivos específicos** a alcanzar. Ello supone establecer las capacidades a desarrollar, en su triple dimensión: conceptuales, procedimentales y actitudinales.
2. Los **prerrequisitos** necesarios.
3. Las **dificultades y los errores conceptuales** más habituales e importantes.
4. **Explicación y desarrollo pormenorizado de las actividades propuestas**, que intenta ir más allá de la simple solución de las mismas: ¿qué se pretende realmente?; ¿cómo se le puede sacar un mayor partido?; ¿cuál puede ser la actitud del profesorado?; ¿qué se pretende que realicen o digan los alumnos?; ¿qué relación guardan entre sí un conjunto de actividades?; ¿qué dificultades pueden encontrarse?; etc.
5. **Cumplimiento del currículum oficial**. El libro del alumnado cubre una amplia variedad de contenidos que, en ocasiones, no son prescriptivos. En estos casos, el profesor puede decidir o no su tratamiento y el nivel de profundidad de los mismos.
6. **Criterios de evaluación y ejemplo de actividades de evaluación**. En este apartado se han elaborado unos criterios de evaluación específicos de cada unidad didáctica.
7. **Bibliografía y recursos**. Se proporcionan referencias de libros, artículos, vídeos, etc. que han servido para fun-

damentar cada uno de los temas que pueden servir para desarrollar o profundizar algún aspecto que interese específicamente al profesorado o a su alumnado.

Una vez más debemos insistir en que pensamos que el papel del profesorado debe ser el de animador, coordinador y director del proceso de enseñanza-aprendizaje, y no un mero transmisor de conocimientos. En consecuencia, el libro del profesorado no está concebido como un instrumento dirigista, sino como una herramienta que puede orientar al profesorado a tomar sus propias decisiones, facilitando con ello el trabajo de los docentes. Ello debe permitir combinar distintas formas de enseñanza para garantizar adecuadamente los procesos de enseñanza/aprendizaje, fundamentalmente en lo que hace referencia a:

- alcanzar los distintos objetivos y el desarrollo de los contenidos;
- en el tratamiento de la diversidad del grupo-clase, que requiere una diversidad metodológica (Coll, 1991), teniendo en cuenta que los alumnos prefieren diferentes estrategias metodológicas en función de sus características motivacionales (Martín-Díaz y Kempa, 1991);
- las características personales de cada profesor o profesora que hacen que tengan diferentes formas peculiares de interacción con el grupo-clase.

En cualquier caso se ha intentado que las secuencias conceptuales realizadas y las actividades que las desarrollan propicien estilos de enseñanza congruentes con la forma con la que aprenden nuestros alumnos (Spencer, 1999).

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

1

1. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) La ciencia supone una lucha en la que la verdad siempre acaba por triunfar sobre la ignorancia y las concepciones correctas siempre vencen a las erróneas.
- 2) Este triunfo sería posible debido a la talla intelectual de los grandes genios de la ciencia.
- 3) El científico suele trabajar aislado, sin apenas comunicación con otros colegas o con el mundo exterior.
- 4) En la mayoría de los casos los descubrimientos científicos se producen por hallazgos accidentales o empleando la técnica del ensayo-error.
- 5) La ciencia surge de una simple acumulación de observaciones y de datos experimentales.
- 6) Los resultados de un experimento que contradicen una determinada teoría científica sirven para probar que ésta es falsa.
- 7) El conocimiento científico siempre se encuentra animado por un afán claro utilitarista que busca aplicaciones prácticas.
- 8) El conocimiento científico crece de forma lineal y acumulativa.
- 9) La observación es un proceso objetivo que es independiente de las concepciones teóricas de quien las realiza.
- 10) Se identifica teoría científica con hecho científico.

2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Caracterizar la química como ciencia: campos de estudio y metodología científica. 2. Conocer los pilares de la química moderna: alquimia, metalurgia y medicina. 3. Establecer la importancia de un lenguaje químico normalizado y universal que propicie la comunicación, el desarrollo y el aprendizaje de la química. 4. Establecer el carácter democrático de la química (como ciencia) al marcarse como objetivo del conocimiento químico (científico) un consenso de opinión racional sobre el ámbito más amplio posible que además es evaluado entre iguales. 5. Establecer la importancia que juega el marco teórico (teorías) en el desarrollo del conocimiento científico. 6. Comprender la importancia del contexto sociopolítico y cultural como un factor determinante del desarrollo científico. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Reconocer los aspectos que determinan una investigación química. 2. Valorar la química como ciencia experimental. 3. Establecer pautas que determinan (o impiden) procesos de cambio conceptual en la construcción del conocimiento científico. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Valorar la importancia del conocimiento químico (tanto en investigación básica como aplicada) para la sociedad. 2. Reconocer el conocimiento químico como empresa humana. 3. Valorar la participación de científicos españoles en el desarrollo de la química moderna. 4. Tomar conciencia de la existencia de mujeres científicas en todas las épocas y considerar las dificultades que han sufrido para desarrollar (y que se vean reconocidas) actividades de investigación. 5. Contrastar y criticar ciertas imágenes estereotipadas que se presentan en la vida diaria acerca de las personas que trabajan en la ciencia.

3. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

En el presente tema pretendemos reflexionar conjuntamente con el grupo clase sobre la elaboración del conocimiento científico y, más concretamente, del químico. Posiblemente una de las tareas más difíciles sea exponer una definición clara de la ciencia, y a la vez matizar la gran variedad de aspectos relacionados con el proceso de construcción del conocimiento científico.

Pero sin lugar a duda, este complejo conocimiento se fundamenta en tres principios básicos: el de **objetividad**, el de **inteligibilidad** y el de **dialéctica** (Wagensber, 1998). Por el principio de dialéctica las personas, que realizan sus descubrimientos y establecen las leyes, comparten su trabajo y lo evalúan conjuntamente. Fue dicho principio uno de los factores que propició el nacimiento de la química como ciencia. El principio de inteligibilidad implica aceptar que el mundo lo podemos entender mediante un conjunto de leyes lógicas y comprensibles para la mente humana, y por ello determina el objetivo de la Química. Y por último, el principio de objetividad establece los fenómenos y hechos que estudia la Química como disciplina científica.

Por otra parte, no debemos olvidar que la actividad científica se desarrolla en un **contexto social e histórico** con el cual interacciona y condiciona su posterior evolución.

Precisamente, la discusión de los principios expuestos y el análisis de la interacción del trabajo científico con su entorno son los referentes del presente tema. Así, en el apartado 1 exponemos el nacimiento de la química como ciencia. Ya en este primer punto se pone claramente de manifiesto el carácter de **construcción colectiva** del conocimiento químico (principio dialéctico). En el segundo y tercer apartados profundizamos en el objetivo de la química y su campo de estudio (principios de inteligibilidad y objetividad). Posteriormente realizamos un análisis del procedimiento de elaboración del conocimiento químico, apartado 4. Y por último, en el apartado 5, reflexionamos sobre las implicaciones del trabajo del científico con su coyuntura social y política.

3.1. Un origen para la Química moderna

Este primer apartado supone una breve presentación de los antecedentes de la química moderna. Algunos de los puntos importantes que pueden señalarse son los siguientes:

1) El conocimiento químico (empírico) provino de campos aparentemente sin relación alguna: la alquimia, la metalurgia, la medicina y la farmacia, así como de actividades vinculadas a la vida cotidiana:

- Los primeros objetos metálicos producidos por el hombre (aplicación del fuego a minerales para obtener y utilizar bronce, plomo, estaño y hierro o fundir metales nativos como el oro y la plata).
 - El empleo de técnicas relacionadas con las artes prácticas: alfarería, la preparación de pinturas y tintes, de jabones, de licores, etc.
- 2) La tardía constitución de la química como ciencia tiene mucho que ver con la dificultad de garantizar el mantenimiento de condiciones idénticas en los experimentos, que permitieran efectuar mediciones que posteriormente se pudieran contrastar.
 - 3) El carácter hermético y esotérico que normalmente iba asociado al conocimiento alquímico, que dificultaba la comunicación y la reproducibilidad de los experimentos.
 - 4) La inexistencia de un lenguaje común y sistemático propiciaba que el lenguaje alquímico, tremendamente complicado, sólo fuese asequible a los ya iniciados.
 - 5) Una primera consideración de las técnicas relacionadas con el trabajo manual o práctico como artes serviles, de escaso prestigio social. A partir del siglo XVI un cambio de mentalidad hace que el conocimiento técnico (ahora artes útiles) se sitúe en un rango superior al conocimiento puramente especulativo.
 - 6) La barrera que suponía la asunción aristotélica de la constitución de la materia.
 - 7) El papel decisivo que tuvo la imprenta a la hora de difundir el conocimiento químico.
 - 8) La dificultad de desarrollo de la química sin la formulación de marcos teóricos o principios unificadores.
 - 9) Aunque desde nuestra perspectiva actual se puedan considerar como “erróneos” los primeros intentos unificadores, no por ello dejaron de tener importancia decisiva en el momento en el que fueron formulados. Algunas de las primeras teorías, como la del *flogisto*, o alguno de los conceptos como el de *afinidad* (aunque ambiguo y polisémico) permitieron que la química se desarrollase tanto en el conocimiento de la reacción química, en general, como en el estudio de la preparación y propiedades de sustancias, en particular, y en el empleo de nuevas técnicas, instrumentos y aparatos.
 - 10) Tres consideraciones pueden hacerse acerca del nacimiento de la química moderna:
 - El uso extendido y sistemático de la balanza. La química abandona su carácter cualitativo y se aferra a los aspectos cuantitativos que la caracterizan en su fase moderna y que están asociados con el principio

que garantiza la reproducibilidad de los experimentos.

- Se reconoce el papel unificador del oxígeno en la reacción química. La calcinación, la combustión y la respiración son manifestaciones distintas de un mismo proceso: la oxidación.
- Se establece un lenguaje propio para representar los fenómenos que le son peculiares.

Finalmente, se puede mencionar en este primer apartado del tema la dificultad que existía para la formación de científicos, en general, y de químicos en particular, que posteriormente pudiesen ejercer su profesión (recordemos, por ejemplo, que Lavoisier era recaudador de impuestos). La **institucionalización de la química** no se produce hasta el siglo XIX. La creación de institutos y academias (inicialmente no vinculadas directamente a las universidades) permite la formación de químicos que investigan y aplican su conocimiento a la industria. El apoyo institucional (inicialmente reticente en muchos casos) contribuye de forma decisiva, aunque no uniforme en cuanto a su ritmo, a la institucionalización de la química en países como Alemania, Francia, Inglaterra o Estados Unidos (Sánchez Ron, 1992).

La mención de científicos españoles se inicia en este apartado y continúa en otros apartados de este tema y en los temas siguientes. Un análisis acerca del tradicional escaso peso específico de nuestro país a la construcción del conocimiento científico puede encontrarse en el libro de Rañada (1995). Razones de tipo sociopolítico y culturales han estado detrás del papel marginal de España en la época que va del Renacimiento a la Ilustración, de la revolución Científica a la Industrial. En el siglo XIX la química floreció en los países de nuestro entorno, pero no en España. La penuria científica de la nación española no puede separarse de la larga serie de fracasos políticos y económicos. En palabras de Rañada (1995): "El no cuajar de la ciencia inhibió el nacimiento del espíritu crítico, sin el que una sociedad es demasiado inerte y rígida para enfrentarse a novedades, como las que abundaron en la época moderna lo mismo políticas que tecnológicas; a su vez, un país decadente es incapaz de alumbrar nuevas ideas, de tanto mirar al pasado".

Destacar algunas de las contribuciones científicas españolas, en ocasiones intencionadamente silenciadas (ej. Moles) o desconocidas culturalmente por su falta de atención y difusión, es uno de los objetivos propuestos en este tema. Por ejemplo, durante el gobierno de Carlos III se puso en práctica una política de acercamiento científico a los países vecinos y cuyas directrices básicas se pueden esquematizar en los tres siguientes apartados:

- a) Envío de estudiantes, pensionados por el gobierno, a diversos países para que adquirieran una sólida forma-

ción científica. Pensionados fueron los principales químicos españoles que florecieron en esta época como los hermanos Juan José (1754-1796) y Fausto de Elhúyar (1755-1833) (descubridores del wolframio); Andrés Manuel del Río (1764-1849) (descubridor del vanadio); Domingo García Fernández (1769-1826) (reformador de la industria salitrera española); Juan Manuel de Aréjula (1755-1830) (autor de varias publicaciones relevantes; entre otras: sus *Reflexiones sobre la nueva nomenclatura química* y su *Discurso sobre la necesidad de la Química en la teoría y en la práctica de la Medicina*).

- b) Contratación de científicos extranjeros para impartir la enseñanza de la ciencia moderna: J.L. Proust (1754-1826) (autor de la formulación de la ley de las proporciones definidas) y F. Chabaneau (1754-1796).
- c) Creación de centros en principio bien dotados, tanto para la enseñanza como la investigación. Fruto de esta política fue la creación de las cátedras de química, dotadas de laboratorio, de Vergara, Madrid, Valencia, Segovia y Cádiz.

Pero a pesar de alguno de estos intentos, la ciencia española fue un verdadero desbarajuste. Por ejemplo, cuando Proust fue censurado por el escaso rendimiento de sus enseñanzas, replica que nunca se termina de construir el Laboratorio ni se le facilitan los materiales y objetos que necesita. Durante su estancia en España su influjo dentro de nuestras fronteras fue escaso, y a pesar, o tal vez a causa, de los múltiples oyentes que siguieron sus explicaciones, sólo tuvo un discípulo, el capitán Juan José Munarriz, que tradujo al español en el año 1794 el *Tratado de Química* (1789) de Lavoisier. A este respecto, Orfila (1787-1853) escribe: "Proust es un hombre de gran talento y un profesor distinguidísimo: Los cursos dados por él en España nada dejan que desear; pero si bien fueron seguidos por un auditorio numeroso, Proust no ha formado ni un solo discípulo. Esto se debe a que la mayor parte de los oyentes eran gente de mundo, que asistía a las lecciones como hubieran asistido a un espectáculo".

Por su parte, Moles al ingresar en 1934 en la Real Academia de Ciencias señala: "Hay que buscar la causa del fracaso de los extranjeros de importación, lo mismo que el escaso éxito de las pensiones y de los centros de investigación en algo más general y de todos los tiempos... Fracasan los laboratorios oficiales de Segovia y de Madrid, como habían fracasado antes los de Vergara, subvencionados por el Rey. No fracasa el laboratorio de la Junta de Comercio de Barcelona, sostenido con recursos propios, sin intervención del Estado. El enemigo fue siempre el mismo: la *Administración* y la *Burocracia*. Los mejores planes, las intenciones mejores, los propósitos más ideales quedan destrozados contra el muro inmovible de la rutina...".

3.2. ¿Cuál es el objetivo de la Química?

Posiblemente si preguntásemos a nuestro alumnado que indicasen las características fundamentales del conocimiento científico harían hincapié en su seguridad e inmutabilidad. Dichas características son reforzadas en su entorno más cotidiano, puesto que al calificativo de científico se le asocia la idea de seguro; por todos es conocida la expresión “científicamente comprobado”. Sin embargo, la realidad está alejada de estas concepciones. El propio Feynman afirma “todo conocimiento científico es incierto” (Feynman, 1999) y define el conocimiento científico como “un corpus de enunciados con grados de certeza variable”. Curiosamente, la validez del conocimiento científico se halla en que cada uno de sus principios y leyes son continuamente evaluados. En la ciencia la búsqueda de hechos contradictorios adquiere un relieve más significativo que los fenómenos acordes con las leyes establecidas. Esta visión de la ciencia no ha de ser asociada a la valoración de “no fiable”, sino al de continuamente revisable y evaluable y, por tanto, provisional.

El ritmo de avance de la ciencia es condicionado por la evolución con que se idean, planifican y realizan las nuevas pruebas de los conocimientos científicos. Por otra parte, dicho conocimiento es estructurado en teorías (representaciones mentales) que explican los hechos observados y predicen nuevas situaciones no comprobadas. Las características de las teorías científicas, reseñadas en el libro del alumnado, son:

- Explican e interpretan las observaciones conocidas.

- Predicen de antemano nuevas propiedades y comportamiento particulares.
- Son continuamente evaluadas por los propios miembros de la comunidad científica.

Un texto apropiado para explicar el proceso evolutivo de las teorías es el siguiente:

“En ciencia, una teoría no se sustituye por otra como quien derruye un puente obsoleto de troncos podridos para construir en su lugar una maravilla de la ingeniería de acero. Más bien se parece a las sucesivas visiones que tenemos de un paisaje cuando escalamos montañas. Al ganar altura se consiguen nuevas y más amplias panorámicas, y, sobre todo, insospechadas conexiones entre las vistas de menor cota (la manzana y el planeta obedecen la misma ley). Pero un punto de vista no elimina a los anteriores (Newton versus Einstein), que siguen en su sitio para el gozo local aunque, después de la esforzada ascensión, se nos antojen partes menores de un esquema más global.” (WAGENBERG, 1998).

Con fines ilustrativos exponemos dos lecturas centradas en cambios de los paradigmas de la Química. No obstante, debemos hacer constar que esta visión del avance científico está presente en los posteriores temas conceptuales (exposición de la evolución histórica de conceptos, lecturas de carácter histórico...).

La lectura “Dos teorías rivales compiten en la explicación de la reacción química: flogisto → oxígeno” está estructurada según se expone en el cuadro adjunto.

OBJETIVO	CONTENIDO	IDEA FUNDAMENTAL
Exponer los antecedentes de la teoría del flogisto.	Estudios metalúrgicos.	Fuego como instrumento de transformación.
Enunciar las ideas de la teoría del flogisto.	La combustión es el proceso de liberación del flogisto (principio inflamable).	Explicar y globalizar un conjunto de hechos relacionados con el fuego.
Evidenciar los hechos problemáticos.	Aumento de peso de la “cal” de los metales.	Hechos discrepantes con la teoría obligan a su replanteamiento.
Citar los antecedentes al cambio de paradigma.	Investigaciones sobre los distintos tipos de “aires”.	Desarrollo de técnicas de obtención y almacenamiento de gases.
Exposición de la teoría de combustión de Lavoisier.	La combustión es el proceso de combinación del oxígeno presente en el aire con ciertos compuestos.	El oxígeno es la causa de la combustión.
Citar la extensión de la nueva teoría a nuevos hechos.	Explicación del proceso de respiración.	Uso de métodos cuantitativos en la evaluación de la teoría.

Con la **A-2** pretendemos analizar que la nueva teoría, expuesta por Lavoisier, permite explicar hechos insuperables para la antigua teoría. Así, según Lavoisier, en la combustión del estaño el oxígeno, presente en el aire, reacciona con él dando lugar a un nuevo compuesto consistente en la combinación oxígeno-estaño y por ello aumenta su masa. Sin embargo, según la teoría del flogisto, el estaño debería liberar el flogisto al aire disminuyendo su masa (y para explicar el aumento de masa se postulaba que el flogisto tenía masa negativa).

La **A-3** está destinada a considerar el aspecto positivo que supuso la teoría del flogisto en el avance de la Química, que aunque tuvo carácter efímero y se basaba en ideas “incorrectas,” sirvió de incentivo a los grandes investigadores del siglo XVIII, dando lugar a nuevos procedimientos experimentales y al plantamiento de nuevos problemas. Como ejemplos de científicos importantes, además de los citados en el texto, podemos mencionar a René A. Réaumur (1683-1757), considerado como el fundador de la siderurgia científica; Andreas S. Marggraff (1709-1782), que desarrolló nuevos procedimientos para la obtención del fósforo; Joseph Black (1728-1799), que descubrió el gas carbónico “aire fijo”,... Por otra parte, aunque no se cita en la lectura, merece especial interés la figura del químico ruso M. W. Lomonosoff (1711-1765), que puede ser mencionado por el profesorado, quien realizó experimentos de calcinación de metales en recipientes cerrados, con el empleo de métodos cuantitativos, que le permitieron establecer el principio de conservación de masa y explicar la combustión como una consecuencia de la combinación del cuerpo calcinado con una parte del aire. Además, enunció postulados que son considerados por ciertos historiadores como propios de la teoría atómica. Sin embargo, sus ideas tan avanzadas, respecto a su contexto científico, fueron ridiculizadas y posteriormente silenciadas por la “ciencia occidental”.

La lectura “**Un lenguaje preciso para la química**” intenta dar relevancia a la necesidad de un lenguaje químico metódico, sistemático y preciso. El inicio de la química moderna está asociado a la publicación del *Méthode de Nomenclature Chimique*. En el libro de García y Bertomeu (1999) se puede profundizar, entre otros aspectos, en

la relación existente entre el lenguaje químico y los distintos contextos histórico-culturales en los que éste ha surgido.

En la lectura “**El largo camino de la teoría atómica**” explicamos el proceso de asentamiento de los postulados atómicos. Con ello pretendemos analizar algunos de los factores que inciden en todo cambio de paradigma teórico. La lectura ha sido estructurada según los siguientes puntos:

- Exposición de los antecedentes de la teoría atómica de Dalton: Concepción aristotélica de la materia.
- Formulación de la teoría atómica: Constitución de la materia por partículas.
- Explicación de la evolución de la teoría: Adecuación de la teoría a la explicación de las nuevas leyes experimentales.
- Estudio de la valoración de la teoría por los miembros de la comunidad científica, haciendo constar aspectos característicos a todo cambio de paradigma teórico.
- Asentamiento de la teoría: La determinación experimental del valor de la constante de Avogadro dio lugar a su aceptación unánime por los miembros de la Comunidad científica.

En la discusión de la lectura anterior consideramos interesante resaltar los siguientes aspectos:

- La doble lectura asociada a la teoría atómica en sus inicios, ya que era usada para explicar y globalizar distintos hechos experimentales y, por otra parte, se cuestionaban la realidad de las entidades “teóricas” a la que hace referencia.
- La acción contradictoria de importantes científicos como J. Perrin, que, por una parte impulsan el avance científico y, por otra parte, intentan imponer teorías que suponen un retroceso científico.
- El hecho de que la teoría atómica fuera admitida sin reticencia alguna precisamente cuando era cuestionada la indivisibilidad del átomo.

La **A-4** está destinada a recopilar las denominadas “leyes ponderales” estudiadas en el año anterior, justificándolas con el modelo atómico con el objetivo de evidenciar su carácter globalizador y explicativo.

El profesor o profesora puede confeccionar conjuntamente con su alumnado una tabla resumen del siguiente tipo:

LEY EMPÍRICA	ENUNCIADO	EXPLICACIÓN DESDE LA TEORÍA ATÓMICA
<i>Ley de Lavoisier o de la conservación de la masa</i>	En todos los procesos físicos y transformaciones químicas de la materia, la masa total se conserva. En términos químicos, podemos afirmar que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.	Toda reacción química consiste en una reorganización de los átomos presentes (de las sustancias iniciales a las finales), y puesto que ni se crean ni desaparecen átomos, siempre habrá el mismo tipo de átomos y la misma cantidad, aunque se ordenen de forma distinta.
<i>Ley de Proust o de las proporciones constantes</i>	Las cantidades en masa de dos o más elementos que reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen siempre en una proporción constante.	Puesto que toda sustancia está formada por un determinado tipo de partículas, donde el tipo de átomos integrantes y su relación es constante, la composición del compuesto será invariable. Así por ejemplo, si un compuesto está formado por la combinación A_aB_b , al analizar su composición, sea cual sea el número de partículas presentes, siempre obtendremos la relación: $\frac{m_A}{m_B} = \frac{a \cdot \text{masa atómica A}}{b \cdot \text{masa atómica B}}$
<i>Ley de Dalton o de las proporciones múltiples</i>	Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en una relación de números enteros sencillos.	Si dos elementos se combinan en varias proporciones para formar distintos compuestos, ello significa que los átomos de un mismo elemento pueden realizar distintas combinaciones de números enteros con los átomos de otro elemento. Si un átomo A se une, por ejemplo, con uno o dos átomos de B (dando compuestos de fórmula AB y AB ₂), se comprueba que la relación en masa de las cantidades de B (masa total de los átomos combinados) que reaccionan con una misma cantidad de A (número determinado de átomos de A) es: $\frac{m_B(AB)}{m_B(AB_2)} = \frac{\cancel{n_B} \cdot \cancel{\text{masa atómica (B)}}}{2 \cancel{n_B} \cdot \cancel{\text{masa atómica (B)}}} = \frac{1}{2}$

3.3. ¿Qué estudia la Química?

En el siguiente apartado pretendemos incidir en:

- El carácter interdisciplinar del conocimiento científico, ya que los problemas actuales son estudiados y solucionados desde distintas disciplinas que coordinan su trabajo.
- Establecer el área de estudio atribuida a la Química como disciplina científica.
- Reflexionar sobre las consecuencias que implican las aplicaciones de las distintas actividades químicas, planteando la necesidad de una formación científica básica que permitan al futuro ciudadano valorar y elegir las opciones más adecuadas para su comunidad.
- Exponer el objetivo básico de la Química de hacer inteligible (establecer nexos entre los fenómenos aparentemente distintos) y comprensible (realizar representaciones mentales) de nuestra realidad natural.

Por otra parte, el texto de la figura 3.1 plantea una reflexión del interés eminentemente práctico al que se le quiere dotar a toda investigación en ciertos sectores sociales, mientras que el texto de la figura 3.2 expone una postura que se puede relacionar con el “cientifismo” (Holton, 1998; Barnes, 1987), consistente en creer que la solución de todos los problemas de la humanidad es una cuestión estrictamente científica. Esta actitud fue propia de principios de siglo, y es reflejada en las palabras del químico alemán W. Ostwald, premio Nobel en 1909, al afirmar: “Esperamos de la ciencia lo más alto que la Humanidad pueda producir y obtener en esta tierra... Cualquier cosa que la Humanidad, en términos de sus deseos y esperanzas, sus objetivos e ideales, combina en el concepto de Dios, está satisfecha por la ciencia”. Sin embargo, el cientifismo inicial del siglo XX dio origen con el tiempo al rechazo científico, puesto que se comprobó que las expectativas iniciales no se desarrollaban

al ritmo esperado y, que por otra parte, la aplicación incontralada de la ciencia daba lugar a efectos muy perjudiciales para la humanidad: armamento nuclear y químico, contaminación, etc. Con todo, estos aspectos no nos pueden hacer olvidar otros relevantes. La pseudociencia está lamentablemente de moda en la actualidad, y muchos medios de comunicación la ponen a la misma altura que la ciencia. Toda una pléyade de adivinadores y de brujos toman protagonismo en los distintos canales de televisión y de radio; los horóscopos y otros temas relacionados con la astrología tienen su espacio en revistas del corazón y en muchos periódicos. Por ello, una de nuestras tareas como educadores supone intentar luchar contra estas formas de incultura y de irracionalidad, enseñando hábitos de pensamiento que estén fundamentados en unos contenidos científicos básicos y bien estructurados que propicien el cuestionamiento crítico de la realidad y la búsqueda de posibles soluciones y explicaciones a los problemas planteados.

A fin de analizar y valorar las posibles aplicaciones de la Química proponemos dos lecturas ilustrativas del trabajo químico en dos áreas distintas: medicina y agricultura. Los autores hemos preferido exponer dichas aplicaciones en formato de lectura, ya que nos permite incidir en distintos aspectos asociados a toda actividad científica.

La lectura **"La química y su aportación contra la malaria"** está estructurada en los siguientes apartados:

- Definición de la malaria como enfermedad.
- Descubrimiento del medicamento natural, la corteza del quino (la quina).
- Estudio de la quina, identificación y extracción de su principio activo: la quinina.
- Descubrimiento de la causa parasitaria de la enfermedad.
- Estudio químico de la quinina y obtención sintética de derivados más efectivos y menos perjudiciales.
- Evolución de la enfermedad debido al desarrollo de cepas del parásito cada vez más resistentes.
- Búsqueda de nuevas soluciones con nuevos procedimientos químicos.

La discusión de la anterior lectura debe dar lugar a la exposición de dos importantes problemas anexos a la investigación:

- El monopolio de las grandes compañías farmacéuticas poco interesadas en la investigación contra la lucha de la malaria, enfermedad asociada a países con escasos recursos económicos.
- La problemática social que viven grandes regiones dedicadas al monocultivo del quino que han visto que la demanda de quinina natural ha descendido vertiginosamente con el descubrimiento de nuevos derivados sintéticos.

En la **A-5** el profesor o profesora puede exponer los antecedentes de la síntesis de los medicamentos a partir del estudio de las plantas. La asociación del poder curativo de las plantas procede de la más remota antigüedad. Ya en el siglo XVI, los alquimistas atribuían poderes curativos a las plantas sobre los órganos humanos a los que encontraban ciertas semejanzas con alguna parte de la misma (teoría de los signos). Así por ejemplo, en la antigüedad a la raíz de los rosales silvestres se les atribuía el poder de sanar las mordeduras de ciertos animales, ya que la forma de las espinas es semejante a la de los colmillos de estos animales. Otro ejemplo es la flor del beleño (*hyoscyamus niger*, planta herbácea bianual) cuya forma de muela invertida hacía creer que curaba los dolores de muelas, creencia acrecentada por la presencia de ciertos alcaloides sedantes en dichas flores. Dicha teoría dio lugar a tantos efectos perjudiciales (intoxicaciones y envenenamientos) como supuestas curaciones. No obstante, la teoría de los signos estimuló el estudio de las plantas y sus efectos, incrementando el conocimiento de las mismas.

Actualmente son más de 2.000 los tipos de plantas con propiedades medicinales comprobadas. En dicha labor, el químico contribuye aislando el principio activo de la planta, analizando su estructura y desarrollando mecanismos de síntesis que den lugar a nuevas sustancias con mayor efectividad.

En la lectura **"La química y su lucha contra las plagas"** analizamos una de las posibles aplicaciones de la química a la agricultura, la producción de sustancias que eviten el desarrollo de parásitos en las cosechas. Otro posible campo de estudio es la elaboración de fertilizantes, aspecto a estudiar en las aplicaciones industriales de la síntesis del amoníaco, en el tema 9. El estudio de los plaguicidas y sus consecuencias lo centramos en tres puntos:

- El origen de los plaguicidas como consecuencia del desarrollo de grandes áreas de monocultivo intenso, que permiten el desarrollo rápido de especies parásitas (plagas).
- Las consecuencias tanto sociales (obtención de grandes producciones, intoxicaciones, daños medioambientales...) como prácticas (eliminación no selectiva, aparición de cepas resistentes...) de la aplicación de los plaguicidas.
- La búsqueda interdisciplinar de nuevas soluciones al problema de las plagas (estudio y producción de feromonas) para la producción agrícola.

Hemos considerado oportuno incluir en la lectura una reflexión de carácter ético sobre la producción (países desarrollados) y el consumo de los plaguicidas peligrosos (países carentes de recursos).

3.4. ¿Cómo se trabaja en Química?

En el presente apartado pretendemos analizar algunas de las características de la metodología científica, con el objetivo de que el alumnado comprenda el proceso de elaboración y evolución del conocimiento científico. En el desarrollo del presente apartado el profesorado puede remarcar los siguientes aspectos:

- El hecho de que los procedimientos de trabajo científico no deban ser considerados como una serie de pasos consecutivos a aplicar sistemáticamente. Consecuencia de ello es que en el libro de texto evitemos usar el término “*Método científico*”, empleando, en cambio, el calificativo de metodología científica para designar los procedimientos del trabajo científico. Una reflexión sobre dicho aspecto es planteada por Bunge (1980) quien afirma: “La expresión “*Método científico*” es un engaño ya que puede inducir a pensar que consiste en un conjunto de recetas amplias e infalibles que cualquiera puede utilizar para inventar ideas y probarlas. De hecho no hay recetas populares para investigar, lo que encontramos es una estrategia de investigación científica.”
- El carácter social y colectivo del trabajo científico, en el que las personas que colaboran en las investigaciones se han formado gracias a los conocimientos elaborados por personas precedentes y que son evaluados por instituciones de carácter científico. Por ello, uno de los elementos esenciales del avance científico es la difusión de las investigaciones realizadas a los distintos miembros de la propia comunidad científica.
- La elaboración de los conocimientos científicos es un proceso que no puede ser realizado de manera objetiva y neutral, sino que se halla inmerso dentro de las concepciones previas (paradigma teórico vigente) de las personas que lo realizan. Son varios los autores que ofrecen ejemplos ilustrativos sobre la importancia de las concepciones de los investigadores en su trabajo. Así por ejemplo, Leon Lederman (1996) cita el caso del científico alemán Walter Kaufman que, al estudiar la naturaleza de los rayos catódicos, partió de la concepción de que dichos rayos eran átomos cargados procedentes del gas encerrado, y que por ello la relación carga/masa de los mismos debía depender de naturaleza del gas. Sin embargo, al realizar los experimentos destinados a medir dicha relación obtuvo valores experimentales semejantes, mejores que los obtenidos por J. J. Thomson, que fueron rechazados por no ser coherentes con sus preconcepciones. Otros posibles ejemplos pueden obtenerse en el libro de Holton (1998). Para finalizar dicho aspecto citaremos a Moreno (1986): “Los descubrimientos científicos no se producen simplemente por una acumulación de nuevos datos empíricos, por la sencilla razón de que

los datos en sí no tienen ningún sentido si no son interpretados de acuerdo a un determinado sistema de pensamiento que les confiere un significado u otro. Lo que podríamos llamar ‘sistema epistémico’ determina el lugar que deben ocupar los datos observados y el tipo mismo de datos que se observan, así como el uso que se les va a dar dentro del sistema.”

- La importancia de la condición de reproducibilidad de las investigaciones como elemento distintivo de la ciencia y que garantiza la validez de su conjunto de conocimientos.

El alumnado debe tener presente que aunque no sea adecuado hablar de un método científico, no por ello la elaboración del conocimiento científico es un proceso “anárquico”, sino que dicho trabajo posee un conjunto de características comunes que nos permite establecer nexos entre las distintas investigaciones. Con el objetivo de evidenciar las características de la metodología científica estructuramos el texto del libro del alumnado bajo tres preguntas abiertas: ¿Por qué surgen las investigaciones? ¿Cómo se desarrollan las investigaciones? ¿Qué sucede con las investigaciones? El desarrollo de dichas cuestiones debe establecer las características siguientes:

- Las investigaciones se plantean ante problemas significativos para las concepciones del investigador.
- Son las concepciones vigentes las que orientan las tentativas de resolución (hipótesis) al problema.
- La publicación y difusión de las investigaciones permiten el avance de la ciencia. Aunque dichos trabajos son valorados según distintos criterios (figura 4.2).
- La contrastación de los experimentos garantiza la validez del conocimiento científico.

Con el fin de reforzar las ideas expuestas proponemos dos lecturas históricas, la primera de ellas corresponde a la nota científica presentada por el Vicepresidente de la *Chemical Society*, A.W. Williamson acerca de la “**ley de las octavas de Newlands**”. En la misma se reproducen las objeciones que plantean el Dr. Glastone y el catedrático G.F. Foster a la ordenación presentada por Newlands y la defensa a la misma que realiza el propio autor. Esta necesidad de comunicación entre colegas, que se critican entre sí, pero con la intención última de llegar a un consenso se pone claramente de manifiesto en el **primer congreso de Química** celebrado en Karlsruhe en el año 1860. A. Kekulé tomó la iniciativa de reunir a sus colegas en un congreso con el objetivo de “poner fin a las profundas divergencias acerca de las palabras y los símbolos, que dañan la comunicación y la discusión, motores esenciales del progreso científico”. Un total de ciento cuarenta químicos procedentes de diferentes países se dieron cita, concretando de esta forma la existencia de una comunidad científica internacional. Entre los quími-

cos más activos en este congreso se encontraba el italiano S. Cannizzaro quien se esfuerza en rehabilitar la ley de Avogadro e insiste a sus colegas para que admitan la distinción entre átomo y molécula y para que adopten el sistema de pesos atómicos de Gerhardt corrigiéndolo puntualmente. Entre los químicos que aceptaron los argumentos de Cannizzaro se encontraban dos jóvenes profesores de Química: J.L. Meyer, de la universidad de Breslau en Alemania y D. Mendeleiev, de San Petersburgo. En los años siguientes ambos elaboraron un sistema periódico de elementos sobre la base de pesos atómicos recomendados por Cannizzaro.

La segunda de las lecturas “**La fusión fría**” plantea el problema de la **reproducibilidad** de los experimentos científicos e incide de nuevo en el papel de la **comunidad científica** y en las formas de comunicación entre científicos. En este caso, aspectos de recelo profesional probablemente indujeron a emplear inicialmente unos cauces de comunicación atípicos. También se pueden comentar otros aspectos como son los relacionados con el problema que tienen muchos equipos de investigación a la hora de financiar sus investigaciones. Un caso muy semejante se produjo a principios del año 1998 en la Universidad de Valencia en donde se comunicaba a la prensa la obtención de hidrógeno a partir del agua, siendo, al parecer, un catalizador el principal responsable de este proceso. Ver, por ejemplo, a este respecto el artículo “El experimento del ‘agua’, por el fregadero” de Manuel Portolés de 14 de enero de 1999 (diario *Levante*).

3.5. Aspectos sociales de la Química

Hemos estructurado el análisis de la interacción de la actividad de las personas que trabajan en química con su entorno social y político en dos apartados:

- 1) *La imagen social de la Química.*
- 2) *El trabajo del químico condicionado por su entorno social e histórico.*

1) La imagen social de la Química.

Estructuramos nuestra exposición en los siguientes aspectos:

- Constatar la creencia extendida de asociar a la Química como productora de “sustancias artificiales”, y por ello perjudiciales.
- Demostrar la dificultad de definir los llamados “productos naturales”. La figura 5.2 ironiza sobre la distinción de natural y no natural.
- Evidenciar la existencia de “productos naturales” altamente perjudiciales para las personas.
- Exponer la no existencia de diferencia alguna entre un producto aislado, por ejemplo, de una planta o de uno sintético. Dicha idea es ilustrada en la figura 5.1.

- Concienciar al alumnado de las ventajas que supone la reproducción y la mejora de los productos por mecanismos de síntesis.

No obstante, no hemos querido ocultar los peligros, que como toda actividad humana, las investigaciones y sus aplicaciones conllevan cuando son realizados de forma irreflexiva y carente de valores éticos. Con todo ello pretendemos que el alumnado comprenda que nuestra supervivencia colectiva en este planeta requiere una comprensión de los procesos naturales para permitir su control y mejora, a la vez que debemos respetar y valorar los propios mecanismos de la Naturaleza.

La lectura “**La naturaleza democratizadora de la Química**” está destinada a remarcar el carácter “igualitario” que supone el desarrollo de la ciencia en nuestra sociedad.

- 2) El trabajo del químico condicionado por su entorno social e histórico.

Con el fin de ilustrar dicha interacción exponemos dos lecturas. La primera se centra en nuestros precedentes históricos y hace patente la importancia de las circunstancias políticas en el trabajo científico, mientras que la segunda ha sido escogida por la relevancia de L. Pauling como científico y personaje preocupado por las repercusiones de la actividad científica en nuestro entorno natural.

Con el objetivo de ampliar la importancia y significado del trabajo desarrollado por Enrique Moles, reproducimos un conjunto de citas ilustrativas sobre distintos aspectos del mismo:

- Su capacidad de trabajo:
“Pertenece Moles a aquel tipo de hombres hechos para ser blanco de los más encontrados sentimientos; y no por casualidad, sino como lógica consecuencia de su actividad. Fervoroso de la ciencia y sincero patriota, aspira a impulsar una violenta corriente de trabajo en cuanto lo rodean. Empuja a todos, se entrega a cuantos lo siguen y choca con quienes trabajan más despacio de lo que él quiere.”
 Blas Cabrera. Contestación al Discurso de ingreso de E. Moles en la Academia de Ciencias, 1934.
- La influencia del contexto social y político:
“Es triste que Moles sea ejemplo de lo que le puede ocurrir a un creador que se ve condenado a vivir en una sociedad que vuelve la espalda al progreso científico e intelectual.”
 José María Maravall. Apertura de acto conmemorativo del centenario del nacimiento de Moles, 1983.
- Valoración del ejemplo dado por Moles:

“Si todos ponemos el esfuerzo, el tesón y la actividad de Moles, quizás en nuestros días o en la generación que inmediatamente nos siga, la vida de los investigadores españoles marche por una senda más fácil, una senda que no llegaron a soñar aquellos héroes de los comienzos del siglo pasado, pero que sería injusto negar que ya nosotros vislumbramos.”

Javier Solana. Acto conmemorativo del centenario del nacimiento de Moles, 1983.

La actividad científica desarrollada por otros eminentes científicos españoles a los citados en el libro del alumnado puede encontrarse en el trabajo que desarrolla López-Piñero en el Tomo IV (Ciencia) de la *Enciclopedia de España* de Espasa-Calpe. Un caso importante no citado en el libro del alumno es el de Modesto Bargalló por su dedicación a la didáctica de la Química y a la historia de esta ciencia. En 1939 se exilió a México donde fue profesor de Química Inorgánica en el Instituto Politécnico Nacional.

Las relaciones ciencia-sociedad se ponen de nuevo de manifiesto en la lectura **“Linus Pauling. El químico más importante del siglo XX”**. La biografía no sólo trata de reseñar sus importantes contribuciones científicas sino que intenta presentar algunas de las facetas de su carácter humano,

el contexto sociopolítico en el que vivió y alguna de las repercusiones sobre su actividad científica originadas por su actividad política. En cualquier caso, las dos lecturas que se presentan sirven de contraste con la imagen estereotipada con la que algunos personajes de ficción dan vida a científicos de diferentes épocas (A-7). La última lectura presenta el papel de Rosalind Franklin en la elucidación de la estructura ADN y sus relaciones personales con Wilkins, Watson y Crick. El libro, *La doble hélice* de Watson y, como contraste, el libro *Rosalind Franklin y el ADN* de A. Sayre pueden servir para este último fin.

El número de científicos importantes que los alumnos suelen citar es muy escaso (A-8). Este primer tema del libro (y el resto) puede ayudar a incrementar su cultura científica en este aspecto. En este sentido, se ha hecho especial atención hacia científicos españoles relevantes. Pero si es muy reducido el número de hombres de ciencia (y sus contribuciones más relevantes) que conoce nuestro alumnado, mucho menor es el de científicas. Además de Marie Curie, en la bibliografía que se proporciona pueden encontrarse numerosos ejemplos que amplíen la lista confeccionada en la actividad anterior. Si se quiere realizar un análisis sociológico, el artículo de Abir-Am (1996) es una importante reflexión a este respecto.



En la fotografía se observa a Lise Meitner rodeada de científicos. Esta científica fue codescubridora de la fisión nuclear pero no se le reconoció su aportación y el premio Nobel sólo se le otorgó a su compañero de descubrimiento. Recientemente se ha dado nombre al elemento 109: Meitnerio (Mt).

4. BIBLIOGRAFÍA

LIBROS

- ALIC, M. *El legado de Hipatia. Historia de las mujeres en la ciencia desde la Antigüedad hasta fines del siglo XIX*. Siglo XXI: Madrid.
- BABOR, J.A.; IBARZ, J., 1979. *Química general moderna*. Marín: Barcelona.
- BALL, P. 1994. *Designing the Molecular World*. Princeton University Press: Princeton.
- BARNES, B. 1987. *Sobre ciencia*. Labor: Barcelona.
- BARONA, J. L. 1994. *Ciencia e Historia*. Seminari d'estudis sobre la ciència: Valencia.
- BENSUADE-VICENT, B. STENGERS, I. 1997. *Historia de la Química*. Addison-Wesley: Salamanca.
- BROCK, W. H. 1998. *Historia de la Química*. Alianza: Madrid.
- BROWN, H.F. 1988. *La nueva filosofía de la ciencia*. Tecnos: Madrid.
- BUNGE, M. 1980. *Epistemología*. Ariel: Barcelona.
- CASANELLES. 1983. *La contaminación, hoy*. Teide (Hay que saber): Barcelona.
- CHALMERS, A. F. 1982. *¿Qué es esa cosa llamada ciencia?* Siglo XXI: Madrid
- CLAXTON, G. 1994. *Educación mentes curiosas: El reto de la ciencia en la escuela*. Visor: Madrid.
- COLLINS, H. y PINCH, T. 1996. *El gólem. Lo que todos deberíamos saber acerca de la ciencia*. Crítica: Barcelona.
- CSIC. 1983. Enrique Moles: *La vida y la obra de un científico español*. Madrid.
- FERNÁNDEZ-RAÑADA, A. 1995. *Los muchos rostros de la ciencia*. Nobel: Oviedo.
- FEYNMAN, R. P. 1999. *Qué significa todo eso*. Crítica: Barcelona.
- GAGO, R. y CARRILLO, J.L. 1979. *La introducción de la nueva nomenclatura química y el rechazo de la teoría de la acidez de Lavoisier en España*. Universidad de Málaga: Málaga.
- GARCÍA, A. y BERTOMEU, J. R. 1999. *Nombrar la materia. Una introducción histórica a la terminología química*. Ediciones del Serbal: Barcelona.
- GARCÍA MOLINER, F. 2001. *La ciencia descolocada*. Laberinto: Madrid.
- GRAU, R. y GABALDÓN, C. 1996. *Investigar: Una aproximación al treball científic*. Biblioteca de la classe. Graó: Barcelona.
- HEMPEL, C. G. 1984. *Filosofía de la ciencia Natural*. Alianza: Madrid.
- HOFFMANN, R. 1998. *Lo mismo y no lo mismo*. Fondo de Cultura Económica: México.
- HOLTON, G. 1998. *Einstein, historia y otras pasiones*. Taurus: Madrid.
- KUHN, T. 1975. *La estructura de las revoluciones científicas*. Fondo de Cultura Económica: México.
- LEDERMAN, L. 1996. *La partícula divina*. Crítica: Barcelona
- LÓPEZ, J.M.; NAVARRO, V. y PORTELA, E. 1989. *La revolución científica*. Historia 16: Madrid.
- LÓPEZ, J.M. *Enciclopedia de España. Tomo IV. Ciencia*. Espasa-Calpe: Madrid.
- MAGALLÓN, C. 1998. *Pioneras españolas en las ciencias*. CSIC: Madrid.
- MOREAU, F. 1985. *Alcaloides y plantas alcaloides*. Orbis: Barcelona.
- PERUTZ, M. F. 1990. *¿Es necesaria la ciencia?* Espasa: Madrid.
- PORTER. 1983. *Química, hoy*. Teide (Hay que saber): Barcelona.
- POZO, J. GÓMEZ, M. A. LIMÓN, M. SANZ, A. 1991. *Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: Las ideas de los adolescentes sobre la química*. C.I.D.E. Madrid.
- PRIMO, E. 1994. *Introducción a la investigación científica y tecnológica*. Alianza: Madrid.
- SACKS, O. 2003. *El tío Tungsteno*. Anagrama: Barcelona.
- SÁNCHEZ RON, J. M. 1992. *El poder de la ciencia*. Alianza: Madrid.
- SÁNCHEZ RON, J. M. 1996. *Diccionario de la ciencia*. Planeta: Barcelona.
- VERNET, J. 1998. *Historia de la ciencia española*. Alta Fulla: Barcelona.
- WAGENSBERG, J. 1998. *Ideas para la imaginación impura*. Tusquets: Barcelona.
- ZIMAN, J. 1986. *Introducción al estudio de las ciencias*. Ariel: Barcelona.
- ZIMAN, J. 1995. *La credibilidad de la ciencia*. Alianza. Ediciones del Prado: Madrid.

ARTÍCULOS

- ABIR-AM, P.G. 1996. Las mujeres en la investigación científica moderna: reseña histórica. En: *Informe mundial sobre la ciencia*. Ediciones Unesco, pp. 363-372.
- ALFONSECA, M. 1999. ¿Progresan indefinidamente la ciencia? *Mundo científico*, n.º 201, pp. 61-67.

- AMES, B. N. 1991. Productos químicos, cáncer, causalidad y precauciones. *Educación Química*, Vol. 2 (4), pp 174-181.
- BOUGUERRA, M. L. 1986. Los plaguicidas y el tercer mundo. *Mundo Científico*, Vol. 6 (n.º 56), pp. 696-707.
- CAMPANARIO, J. M. 1997. ¿Por qué a los científicos y a nuestros alumnos les cuesta tanto, a veces, cambiar sus ideas científicas? *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales*, Vol. 11, pp. 31-59.
- CHAMIZO, J.A. 1995. Linus Pauling... El químico más importante de este siglo, *Educación Química*, Vol. 6 (1), pp. 64-70.
- DIDÁCTICA DE LAS CIENCIAS EXPERIMENTALES. Alambique. Editorial Graó. Números monográficos 2 (*Los trabajos prácticos*, 1994), 3 (*Ciencia-Tecnología - Sociedad*, 1995), 8 (*Naturaleza e historia de la ciencia*, 1996).
- GARCÍA, H. 1991. Reflexiones en defensa de la Química. *Educación Química*, Vol. 2 (1), pp. 8-10.
- GREENBERG, A. y LASZLO, P. 1991. Falacias acerca de la química. *Educación Química*, Vol. 2 (1), pp. 29- 35.
- IHDE, A.J. 1956. The pilars of modern chemistry. *Journal of Chemical Education*, Vol. 33 (3), pp. 107-110.
- MORENO, M. 1986. Ciencia y construcción del pensamiento, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 4 (1), pp. 57-63.
- MORENO, A. y SÁNCHEZ RON, J. M. 1987. La Junta para Ampliación de Estudios e Investigaciones Científicas: la vida breve de una fundación ahora octogenaria. *Mundo Científico*, Vol. 7 (n.º 65), pp. 18-33.
- MUÑOZ-PÁEZ, A. 1996. Algunas contribuciones de la mujer a las ciencias experimentales, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 14 (2), pp. 233-237.
- ODILE, R. y BORIS, B. 1987. La aspirina. *Mundo Científico*, Vol. 7 (n.º 65), pp. 84-93.
- QUÍLEZ, J. 2002. Aproximación a los orígenes de la química moderna. *Educación Química*, 13(1), pp. 45-54.
- SOLBES, J. y TRAVER, M.J. 1996. La utilización de la historia de las ciencias en la enseñanza de la Física y la Química, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 14 (1), pp. 103-112.
- WEINBERG, S. 1999. Una visión corrosiva del progreso científico. *Mundo científico*, N.º 201, pp. 74-82.

VÍDEOS

"La Publicidad del oxígeno" Áncora Audiovisual.

Vídeo apropiado para acompañar la lectura: "Dos teorías compiten con la explicación de la reacción química flogisto Oxígeno".

ESTRUCTURA ATÓMICA Y EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

2

1. PRERREQUISITOS

Antes de iniciar el estudio de este tema, el estudiante debe **ser capaz de:**

- 1) Diferenciar los conceptos de elemento químico, sustancia simple, compuesto y mezcla.
- 2) Manejar y admitir la teoría atómica.
- 3) Conocer los procesos por los que un átomo neutro puede formar un catión o un anión.
- 4) Conocer el modelo atómico de Rutherford y sus limitaciones.
- 5) Conocer los símbolos químicos de los elementos representativos y de la primera serie de transición.
- 6) Conocer el significado de número atómico y diferenciarlo del número másico y de la masa atómica.
- 7) Conocer las familias del Sistema Periódico y saber, en primera aproximación, a qué se debe el comportamiento químico semejante de los elementos de una misma familia.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Falta de clarificación del significado de 'onda' y de 'partícula' a la hora de explicar las propiedades del electrón y de los fotones.
- 2) En ocasiones se asocia el principio de incertidumbre a una falta de precisión de los instrumentos.
- 3) El orbital atómico se relaciona con una región del espacio que el electrón puede ocupar.
- 4) Constitución del átomo: un núcleo y orbitales que pueden estar ocupados o no por electrones.
- 5) Confusión entre órbita de Bohr y orbital atómico.
- 6) Dificultad a la hora de explicar el tipo de interacción existente entre las partículas del átomo.
- 7) Dificultad de aceptación racional de la química cuántica debido a un tratamiento en los libros de texto demasiado sofisticado, que no facilita el cambio conceptual.
- 8) Dificultad de tratamiento y de comprensión cualitativa de los conceptos de la mecánica cuántica.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Caracterizar las partículas elementales constituyentes del átomo. 2. Conocer los modelos atómicos de Thomsom y Rutherford, su campo de validez y sus limitaciones. 3. Comprender los conceptos de elemento químico y de isótopo. 4. Saber lo que es un espectro y establecer su importancia en el desarrollo de los modelos atómicos. 5. Conocer de forma cualitativa el modelo de Bohr: postulados generales, su validez y limitaciones. 6. Asumir la idea de deslocalización electrónica en el modelo cuántico. 7. Comprender la importancia que juega la energía del modelo cuántico. 8. Comprender la necesidad de clasificar los elementos químicos. 9. Enunciar y comprender el significado de la ley periódica. 10. Justificar el sistema periódico en base a la configuración electrónica de los elementos químicos. 11. Reconocer la importancia de las propiedades atómicas en sus interacciones y comportamiento atómico. 12. Definir las principales propiedades atómicas: radio atómico, energía de ionización, AE y EN. 13. Razonar la variación de las propiedades atómicas en el SP en base a su configuración electrónica. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Utilizar el concepto de modelo en las explicaciones de las propiedades de las sustancias, comprendiendo las limitaciones del modelo usado. 2. Analizar textos y realizar resúmenes. 3. Explicar el espectro del hidrógeno usando los postulados de Bohr. 4. Diferenciar los conceptos de orbital y órbita. 5. Establecer las configuraciones electrónicas de los elementos químicos representativos y de transición. 6. Explicar mediante razonamientos cuánticos ciertas anomalías en la configuración electrónica predicha por las leyes. 7. Saber interpretar el significado del sistema periódico en términos de estructuras electrónicas y de las propiedades periódicas de los elementos químicos, que permitan fundamentar posteriormente el modelo de enlace químico. 8. Explicar variaciones periódicas de propiedades atómicas (energía de ionización, radios atómico e iónico, electroafinidad y electronegatividad). 9. Diferenciar las propiedades atómicas que caracterizan a los elementos químicos de las propiedades debidas al colectivo químico. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Valorar el uso de modelos como instrumentos que nos permiten comprender el comportamiento de la materia, siendo conscientes de las limitaciones de los mismos. 2. Valorar la ciencia como un proceso dinámico, cambiante y sometido a constante revisión (ej. clasificación de los elementos químicos, modelos atómicos). 3. Apreciar los avances científicos y tecnológicos logrados mediante la aplicación del modelo cuántico del átomo. 4. Valorar el uso de sistemas de clasificación en la organización de la información. 5. Conocer cómo el contexto sociopolítico influye en la actividad científica (M. Catalán).

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

Este tema ha sido estructurado en tres secciones. En la primera sección se explican los precedentes del modelo cuántico de la materia, terminando con una lectura dedicada al científico español M. Catalán. En la segunda sección comentamos los fundamentos de la Mecánica Cuántica, aplicándolos para justificar la ley periódica y su representación en forma de tabla (SP). Para finalizar el tema, estudiaremos cuatro propiedades atómicas (radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electro negatividad) y su variación en el SP.

4.1. Estudio histórico de los modelos de Dalton, Thomson y Rutherford

Los objetivos del apartado son:

- Presentar a nuestro alumnado una visión cronológica de los distintos modelos atómicos. El profesorado debe hacer hincapié en el carácter constructivo de la evolución histórica de los modelos. Los nuevos modelos se fundamentan en los precedentes y nacen para explicar los hechos insuperables para los antiguos.
- Analizar los modelos precuánticos estudiados en cursos anteriores.
- Recordar las partículas básicas constituyentes del átomo y su representación, estableciendo los procesos de adquisición de carga.

Por otra parte, creemos oportuno diferenciar desde un primer momento que una cosa es el modelo atómico y otra es la compleja realidad atómica, que se manifiesta a través de hechos experimentales. El uso de modelos nos permite simplificar el comportamiento de los átomos y elaborar esquemas mentales que nos permitan comprender la realidad atómica.

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

A.1. Su objetivo es plantear una reflexión sobre la importancia de la investigación en los aspectos prácticos y sus repercusiones sociales.

El descubrimiento del electrón impulsó el desarrollo de una nueva tecnología que ha dado lugar a un gran sector industrial, imprescindible para nuestro desarrollo, el electrónico.


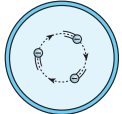
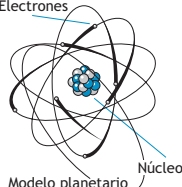
A.2. El alumnado debe asumir la electrización de la materia como un proceso de transferencia de electrones entre átomos. La tabla de referencia es:

Especie	Nº neutrones	Nº protones	Nº electrones
$^{40}_{18}\text{Ar}$	22	18	18
$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	14	13	$13 - 3 = 10$
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	8	$8 + 2 = 10$

A.3.

- a) El que la relación carga/masa de los rayos catódicos no fuera constante debía interpretarse como no están formados por un solo tipo de partículas, comunes a toda la materia, y deberíamos relacionarlos con átomos ionizados.
- b) El hecho de que la mayor parte de las partículas α se desviasen grandes ángulos debería interpretarse como que la carga positiva del átomo no se localiza en una región muy limitada, el núcleo.

A.4. El análisis de los modelos expuestos se resume en la siguiente tabla:

MODELO	FUNDAMENTO	HECHOS EXPLICADOS	LIMITACIONES	IDEAS APORTADAS	REPRESENTACIÓN
DALTON (1801-1803)	Constitución de la materia por partículas indivisibles e indestructibles.	<ul style="list-style-type: none">• Leyes ponderales de las reacciones químicas.	Procesos de electrización y explicación de las agrupaciones atómicas	Concepto de átomo caracterizado por su masa (elemento químico).	
THOMSON (1904)	Partículas negativas en movimiento por el interior de un átomo con masa y carga positiva uniformemente distribuida en su interior.	<ul style="list-style-type: none">• Tubos de descarga y descubrimiento del electrón.• Procesos de electrización de la materia.	Imposibilidad de explicar las observaciones experimentales del bombardeo de una fina lámina con partículas α (experimento de Rutherford).	El electrón como partícula constituyente del átomo.	 Electrones incrustados en una masa fluida con carga positiva.
RUTHERFORD (1911)	Átomo formado por un núcleo donde se concentra la masa y la carga positiva del mismo, y los correspondientes electrones, para garantizar la electroneutralidad del átomo, girando alrededor del núcleo.	<ul style="list-style-type: none">• Consecuencias del experimento de Rutherford.• Existencia del núcleo atómico.• Existencia de isótopos.	Estabilidad teórica del átomo y la explicación de los espectros.	<ul style="list-style-type: none">• El núcleo como parte central y densa del átomo, donde se concentra la carga positiva del mismo.• Predicción del neutrón.• Átomo casi vacío.• Nueva definición de elemento químico.	 Electrones Modelo planetario Núcleo

4.2. Los espectros y su importancia

Inicialmente explicamos qué son los espectros y cómo se obtienen (aspecto ya introducido en primero de bachillerato), diferenciando los espectros de emisión de los de absorción.

El análisis de las figuras 2.1, 2.2 y 2.3 permite establecer las siguientes conclusiones:

- Los espectros son característicos de la especie química, y nos permiten identificar a los elementos químicos.

El profesorado, si dispone de tiempo y medios, puede realizar, con el alumnado, el análisis de diferentes lámparas de gases con un espectroscopio de laboratorio o el análisis a la llama con sales (ver experimento “Diferenciando elementos químicos”, del libro de primero de bachillerato).

- Los espectros de emisión poseen mayor número de rayas que los de absorción, aunque existe una correspondencia entre dichas rayas para un mismo elemento químico. Ello da lugar a que experimentalmente se prefiera analizar espectros de emisión, puesto que proporcionan mayor información.

Por otra parte, la información cifrada de los espectros proporcionaba “la llave” para desvelar la estructura y composición de los átomos, lo que justifica su estudio.

4.3. El modelo atómico de Bohr

En primer lugar, debemos reseñar que el presente modelo fue recibido inicialmente con gran escepticismo por la comunidad científica de principios del siglo XX. Sin embargo, ha desempeñado un papel trascendental en la búsqueda de nuevos caminos para describir los fenómenos en el nivel atómico. Aunque científicamente superado, el modelo de Bohr sigue siendo hoy un referente inestimable en el estudio de los fenómenos atómicos, puesto que permite ofrecer una imagen clara y expresiva de lo que “parecen” ser los átomos.

Bohr mezcla las ideas clásicas y cuánticas, de modo que a partir del modelo de Rutherford introduce en él restricciones (cuantificaciones) al sistema atómico para poder explicar su comportamiento físico.

Nosotros, por razones didácticas, presentamos el modelo atómico de Bohr mediante una serie de postulados cuya confirmación se realiza *a posteriori*, por la coincidencia de sus predicciones con las observaciones espectrales. Por otra parte, debemos incidir en su campo de validez: únicamente para átomos con un electrón.

Creemos conveniente prescindir de un tratamiento cuantitativo (que podemos hallar, por ejemplo, en el libro de Cruz, 1987), centrando nuestro interés en las implicaciones y significado de los postulados.

En la tabla siguiente resumimos algunos aspectos importantes de los postulados enunciados:

	Implicaciones	Simplificación
Postulado 1	Describe el sistema atómico, caracterizando al electrón por su órbita circular.	Despreciamos la masa del electrón frente a la del núcleo. En realidad, el electrón y el núcleo deberían girar alrededor del centro de masas.
Postulado 2	Restringe las posibles órbitas del electrón en función del parámetro n , caracterizando a la órbitas por su radio (r_n) y su energía (E_n).	No justificamos la causa de dicha restricción (cuantificación del momento angular), para no añadir nuevos conceptos físicos.
Postulado 3	Cuantifica los intercambios energéticos del sistema atómico.	Sólo tratamos los procesos de emisión, puesto que los átomos pueden ser excitados por distintos mecanismos (colisiones, descargas eléctricas...), pero sólo emiten energía por radiación monocromática.

Debemos hacer hincapié en que el modelo propuesto por Bohr intentaba explicar la estructura del átomo basándose en propiedades físicas. Por ello, nos centramos esencialmente en sus limitaciones para explicar hechos físicos: características del propio espectro de hidrógeno y extensión del modelo para explicar los espectros de átomos polielectrónicos. No obstante, no debemos olvidar que también el modelo debía explicar el comportamiento químico de los átomos. El propio Bohr, en 1913, intentó justificar con su

modelo la estructura de moléculas simples (H_2 , O_2 , H_2O , CH_4), suponiendo que estaban constituidas por la unión de sus núcleos mediante anillos de electrones. Sin embargo, dichos intentos fueron infructuosos.

Es interesante mencionar que la búsqueda de modelos atómicos se polarizó en dos frentes distintos. Por una parte los físicos intentaban elaborar un modelo según las leyes físicas, y por otra parte los químicos intentaban elaborar un modelo que explicara la estabilidad y reactividad de los

compuestos químicos, ignorando incluso las leyes físicas (ver la lectura *Primeros modelos de enlace a partir del descubrimiento del electrón*, de la página 113).

La lectura: "**Miguel A. Catalán Sañudo...**" pretende:

- Familiarizar a nuestro alumnado con la historia científica de su país.
- Analizar la interacción del contexto social español, de mediados del siglo XX, con la actividad científica española.
- Incidir en el carácter colectivo de la ciencia, que conlleva la difusión de las investigaciones realizadas, la colaboración entre científicos (en el caso de Catalán fueron fructíferas sus investigaciones con Sommerfeld, constituyendo el eje de trabajo Madrid - Munich) y el reconocimiento del trabajo.
- Introducir aspectos importantes de la metodología científica: Como dice M. Catalán: "*Es sabido que en la evolución del pensamiento humano hay largos periodos de calma en que los descubrimientos van acumulándose sin que se produzcan consecuencias importantes, y de repente, un día en el que se ha hecho un descubrimiento en apariencia banal, se produce una súbita cadena de acontecimientos, y se revoluciona toda una rama del saber*". Y precisamente, el descubrimiento realizado por Catalán fue uno de los acontecimientos que dieron lugar a una nueva revolución física: el nacimiento de la Mecánica Cuántica.

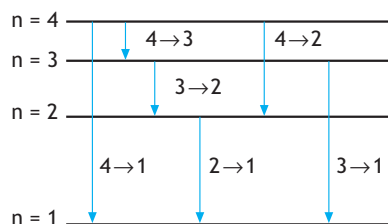
SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

A.5. Hipótesis de Planck

La materia, y a nivel estructural los átomos, sólo pueden emitir y absorber energía por radiación de forma discontinua, es decir, determinadas cantidades de energía múltiples de una cantidad mínima que depende de la frecuencia de la radiación y que denominó cuanto; ($E_{\text{cuanto}} = h \cdot \nu$).

La hipótesis fue revolucionaria puesto que se oponía a la concepción continua, podía ser transferida cualquier cantidad de energía, vigente cuando se formuló.

A.6. Orden energético $E_{41} > E_{31} > E_{21} > E_{32} > E_{43}$



A.7.

- Cierta.
- Cierta.
- Debemos precisar que el estado final depende de la cantidad de energía transferida y debe ser un estado permitido de los posibles para el átomo.
- Cierta.
- Cierta, si suponemos órbitas circulares. (Estado estacionario; energía constante)

A.8.

- Solucionar la inestabilidad del modelo de Rutherford.
- Por explicar el proceso de formación de los espectros y deducir las características del espectro de hidrógeno visible.
- La idea de limitar los estados posibles del átomo, es decir, tanto los radios como las energías de las posibles órbitas están "cuantizadas".
- Por justificar las características de las órbitas estacionarias con los principios clásicos y, por otra parte, imponer la cuantización de la energía (idea opuesta a los principios clásicos) de las órbitas.
- Al evidenciar las limitaciones de las ideas clásicas a nivel atómico e introducir la cuantización en el átomo.

A.9. 1) $2 \rightarrow 1$; 2) $3 \rightarrow 2$

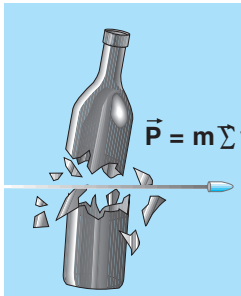
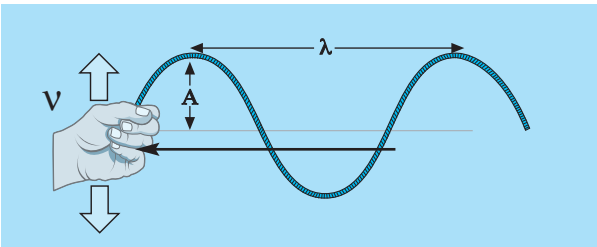
4.4. Crisis de la física clásica

El presente apartado, por su complejidad, ha sido dividido en dos subapartados:

A) El problema de la naturaleza de la luz

Introduce al alumnado con la problemática de la explicación del origen de la luz, a fin de comprender los hechos que condujeron a aceptar su naturaleza dual.

Este apartado puede presentar problemas de comprensión en nuestro alumnado si el tema se estudia al principio del curso, al no estar familiarizado con el modelo ondulatorio (aspecto desarrollado en Física). En este caso, el profesorado puede profundizar en las diferencias e implicaciones de los modelos corpuscular y ondulatorio, haciendo uso del siguiente diagrama y del expuesto en el libro.

MODELO CORPUSCULAR	MODELO ONDULATORIO
La luz está constituida por un conjunto de partículas que viajan a la misma velocidad en el vacío.	La luz es un fenómeno que debe ser explicado como una onda que se propaga por el espacio.
Las partículas se caracterizan por su masa (m) y velocidad (v), es decir por la magnitud $\vec{p} = m \vec{v}$. Cada tipo de partícula posee un valor de p distinto.	La luz es una onda compuesta formada por otras más simples que viajan a la misma rapidez. A cada una (onda monocromática) se le asigna un valor λ (longitud de onda).
<p>El movimiento de un proyectil supone la propagación de energía y materia. El estado de movimiento de la bala se cuantifica por la magnitud p y su energía por la expresión:</p> $E_c = \frac{1}{2} m v^2$ 	 <p>La propagación de la vibración de la mano (foco, que se caracteriza por su ritmo de oscilación "V") da lugar a una onda de amplitud "A" y longitud de onda "λ".</p>
Las partículas viajan a la misma velocidad pero pueden experimentar las acciones de agentes externos (fuerzas). Esta interacción se explica por las leyes de Newton y da lugar a la variación de la cantidad de movimiento (p).	La propagación de la onda a través del espacio viene descrita por una ecuación de onda, que relaciona la perturbación que experimentan todos los puntos por los que se propaga la onda.
<p>Dos o más partículas no pueden estar simultáneamente en un mismo punto (localización).</p> <p>Los obstáculos sólo pueden ser superados por aquellas partículas que no son interceptadas.</p>	<p>Dos o más ondas pueden estar simultáneamente en la misma región del espacio, dando lugar a fenómenos de interferencia (deslocalización).</p> <p>Las ondas pueden superar obstáculos y atravesar orificios del tamaño de su λ, o inferior (difracción).</p>

B) La extensión de la naturaleza dual de la luz a la materia: Hipótesis de De Broglie.

La hipótesis de De Broglie extiende el carácter dual de la luz a la materia. Para ello, previamente se establece la ecuación que relaciona las propiedades ondulatorias de la luz con las corpusculares, y posteriormente se extiende a toda la materia.

Las “partículas de luz” tienen cantidad de movimiento ($p = m \cdot c$) mientras que las ondas se caracterizan por su longitud de onda (λ) y frecuencia (ν), relacionadas ambas magnitudes por la ecuación $\lambda \nu = c$. Dichas propiedades son distintas pero podemos establecer nexos entre ellas a través de la ecuación de Planck, que asocia la energía de una partícula con la frecuencia de la onda ($E = h \nu$), y la ecuación ~~E = hc/λ~~ que asigna la energía de la partícula según la teo

relatividad, estableciendo la ecuación $\lambda = \frac{h}{p}$ para la luz, que posteriormente será generalizada a toda la materia.

SOLUCIÓN DE LA ACTIVIDAD

La resolución de la **A.10** proporciona los siguientes resultados:

- a) $\lambda_{\text{electrón}} = 3,6 \cdot 10^{-8} \text{ m}$, el tamaño estimado de los átomos es del orden de 10^{-10} m ;
- b) $\lambda_{\text{partícula}} = 6,63 \cdot 10^{-31} \text{ m}$,
- c) $\lambda_{\text{bala}} = 3,78 \cdot 10^{-35} \text{ m}$. Estos datos permiten establecer que, como consecuencia del pequeño valor de h , las características ondulatorias de la materia sólo son significativas en el mundo atómico, comprobándose el carácter ondulatorio de los electrones al obtener diagramas de difracción (figura 4.4).

Conviene señalar que se han dado varias interpretaciones erróneas sobre la naturaleza dual de la materia. Las más frecuentes consisten en imaginar los electrones, protones, etc....como partículas clásicas que se mueven sobre una onda guía o como partículas que encierran un paquete de ondas. Nosotros proponemos evidenciar la existencia de un nuevo comportamiento de los objetos atómicos que no puede reducirse a ser explicado por un único modelo. En palabras de Bohr, el modelo ondulatorio y el corpuscular proporcionan *descripciones complementarias* de la compleja realidad cuántica. Ninguna de las dos descripciones es completa en sí misma, sino que hay circunstancias en las que es más apropiado utilizar el modelo de partícula, y en otras el de onda.

4.5. Los fundamentos de la mecánica cuántica

La aceptación del carácter dual de la materia invalida los modelos clásicos para el estudio de los sistemas atómicos, dando origen a un nuevo modelo más general, denominado *modelo cuántico*.

En este curso creemos conveniente centrar nuestras explicaciones en el significado de la **función de onda (orbital)** y sus implicaciones.

El **orbital** describe el comportamiento del electrón en el sistema atómico, verifica una ecuación y nos proporciona una doble información:

- **Energética:** La función de onda sólo posee soluciones distintas de cero para determinados valores de energía, justificando así la existencia de niveles energéticos.
- **Espacial:** A partir de la función de onda podemos establecer las zonas de mayor probabilidad de localizar al electrón, explicando el carácter direccional de las interacciones atómicas (aspecto a estudiar en el apartado 7).

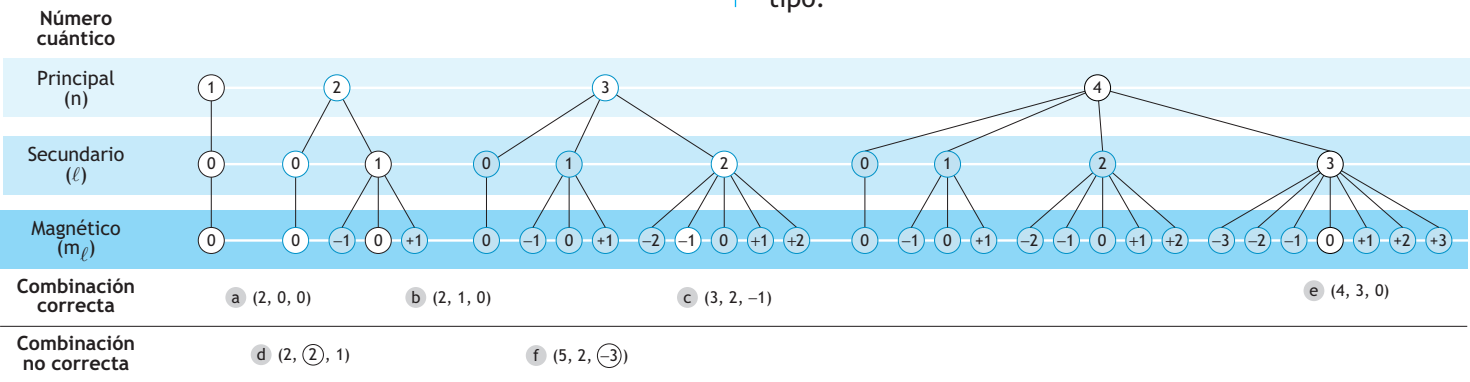
Por otra parte, podemos indicar que esta nueva mecánica es absolutamente general (mayor campo de validez). Al aplicarla al mundo observable obtendríamos la misma información que la proporcionada por la mecánica clásica (menos compleja), por lo que su uso sólo posee interés en los sistemas atómicos.

En el epígrafe: *La indeterminación* (principio de la indeterminación) pretendemos incidir en los siguientes aspectos:

- La imposibilidad de determinar simultáneamente la posición y la rapidez, de cualquier partícula cuántica, con una precisión absoluta.
- La necesidad de abandonar el concepto de órbita (localización) para el estudio del electrón en el sistema atómico.
- Incidir que las relaciones son consecuencia de la propia naturaleza de la materia.

SOLUCIÓN DE LA ACTIVIDAD

Con el objetivo de establecer el campo de validez de las relaciones de indeterminación proponemos la A.11.



Considérese que la masa de la partícula se ha medido con la suficiente precisión para no influir en la imprecisión de la cantidad de movimiento.

Al realizar la anterior actividad, el alumnado puede comprobar que la imprecisión para la posición de la partícula es del orden de $\Delta x \simeq 5,3 \cdot 10^{-26}$ m, mientras que en el caso del electrón su imprecisión al localizarlo es de $\Delta x \simeq 5,8 \cdot 10^{-2}$ m, lo cual significa que es del orden de 10^9 veces mayor que su tamaño estimado.

El alumnado debe establecer que las relaciones de indeterminación son irrelevantes en el mundo observable, como consecuencia del valor tan pequeño de h.

Conviene tener presente la interpretación errónea al justificar las indeterminaciones de Heisenberg como limitaciones del propio proceso de medida, puesto que al medir se altera la magnitud medida (fenómeno distinto al implicado en las presentes relaciones). Según la explicación más aceptada por la comunidad científica, denominada interpretación de Copenhague, el sistema observado y el observador son entes inseparables. En palabras de Heisenberg: *"Mientras que el dominio de la física clásica lo constituyen acontecimientos objetivos, la teoría cuántica estudia los procesos que se desencadenan en el momento en que son observados, de modo que carece de sentido toda proposición física acerca de ellos en el intervalo de tiempo comprendido entre las observaciones"*.

4.6. Los números cuánticos

Nuestro objetivo es introducir los números cuánticos asociados al orbital. Para ello, justificamos los tres primeros (n, l, m_l) como requisitos matemáticos al resolver la ecuación de Schrödinger y el cuarto (m_s) lo justificamos como una necesidad experimental.

El cuadro resumen y la actividad propuesta deben afianzar el establecimiento de las relaciones entre los números cuánticos posibles.

SOLUCIÓN DE LA ACTIVIDAD

Para resolver la A.12 podemos recurrir a un diagrama de tipo:

4.7. La interpretación de la función |Ψ|².
Diagramas de la función de contorno

En el presente apartado nos centramos en la información espacial que nos proporciona el orbital. En primer lugar, debemos diferenciar la función Ψ (orbital) del concepto de |Ψ|², que se interpreta como la densidad de probabilidad para localizar el electrón por unidad de volumen.

Nosotros creemos oportuno centrar la atención del alumnado en la representación gráfica de |Ψ|² para distintos orbitales posibles, usando para ello diagramas de contorno (fig. 7.1) y diagramas de superficie límite (fig. 7.2).

El análisis de dichas representaciones nos permite establecer las conclusiones citadas en el libro del alumnado, relacionando la forma y el volumen de los diagramas con los números cuánticos n y ℓ, del orbital. Por otra parte, en la figura 7.2 podemos apreciar que las superficies límites para un mismo valor de “n” encierran menor volumen al aumentar ℓ.

4.8. La distribución electrónica en átomos polielectrónicos

El desarrollo del apartado debe permitir a nuestro alumnado establecer las siguientes conclusiones:

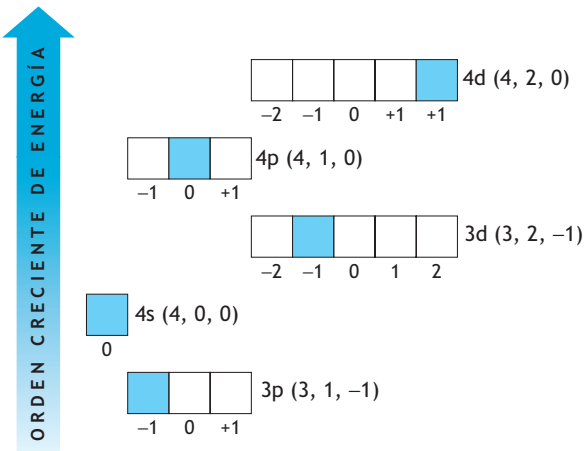
- El estado energético del hidrógeno sólo depende del número cuántico n, mientras que el de átomos polielectrónicos depende de n y ℓ (análisis de la figura 8.3).
- La distribución electrónica de los elementos polielectrónicos puede deducirse aplicando las reglas cuánticas:
 - ✓ Regla n + ℓ: Establece la distribución energética de los posibles orbitales. Dicha regla se explica con ayuda de los diagramas de las figuras 8.4, 8.5 y 8.7. En ellas hemos utilizado un código de colores para cada nivel, que posteriormente se usa en los periodos del SP.
 - ✓ Regla de Pauli: Limita la capacidad máxima de un orbital a dos electrones.
 - ✓ Regla de máxima multiplicidad de Hund: Establece la distribución de electrones en orbitales degenerados.

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

A.13. Para deducir el orden energético de los orbitales de átomos polielectrónicos aplicamos la regla cuántica de n + ℓ:

ORBITAL (números cuánticos)	n + ℓ	Tipo de orbital
(4, 1, 0)	4 + 1 = 5	4p
(4, 2, 0)	4 + 3 = 6	4d
(4, 0, 0)	4 + 0 = 4	4s
(3, 2, -1)	3 + 2 = 5	3d
(3, 1, -1)	3 + 1 = 4	3p

El orden de los orbitales en función de su energía creciente es:



A.14. La tabla de referencia completada es:

	Z	Configuración electrónica	Estado electrónico	Justificación
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴ 	Imposible	No verifica la regla de Hund
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁵ 3s ¹	Excitado	
Na	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 2d ¹	Imposible	No existen orbitales 2d
P	15	[Ne] 3s ² 3p ³ 	Imposible	No verifica la regla de Hund
Ar	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵ 4s ¹	Excitado	
K	19	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁷	Imposible	Orbital p sólo puede tener 6

La configuración electrónica de los tres isótopos de Neón es idéntica, en consecuencia poseen las mismas propiedades químicas.

A.15.

Diagrama	Estado
a	Fundamental
b	Excitado
c	Fundamental
d	Imposible, en un mismo orbital no se pueden localizar dos electrones con spines paralelos.
e	Imposible, en un orbital no se pueden localizar tres electrones.

4.9. El nacimiento y la evolución del sistema periódico de los elementos químicos

Hemos desarrollado el presente apartado basándonos en los siguiente puntos:

- Planteamiento del problema: Necesidad de sistematizar y racionalizar el estudio de los elementos químicos y sus compuestos. La figura 9.1 muestra la evolución del descubrimiento de los elementos y evidencia el impulso de los avances técnicos en dicha labor.
- Precedentes de la ley empírica: Exposición de algunos intentos previos, que no siendo determinantes para la comunidad científica de la época en que fueron propuestos (ver figura 9.2 y la lectura “**Nota científica concerniente a la ley de las octavas de Newlands...**” de la página 28), ponen de relieve el carácter colectivo y constructivo del trabajo científico. Todos estos primeros intentos se caracterizaron por su estructura cerrada y su escaso poder predictivo.
- Establecimiento de la ley periódica: Se explica la elaboración de la ley periódica desde dos enfoques distintos: el utilizado por Meyer y el de Mendeleiev. Así, mientras Mendeleiev quería poner de relieve que los distintos elementos eran los principios últimos de la materia, Meyer pretendía establecer un nexo unificador entre ellos fundamentando en la hipótesis de Prout: “los pesos atómicos de todos los elementos deben ser múltiplos enteros de una fracción de hidrógeno”.

Nosotros profundizamos en el tratamiento de Mendeleiev y la representación de la ley en forma de tabla, expuesta en la figura 9.5. Creemos conveniente comentar distintos aspectos de la ley usando como referencia la tabla. Así, por ejemplo, podemos mencionar el cuestionamiento de masas atómicas y la predicción de elementos no descubiertos (figura 9.4).

- Reformulación de ley periódica: La ley periódica propuesta por Mendeleiev se fundamenta en el modelo atómico de Dalton, y dejaba planteados ciertos problemas: inversión en el orden de ciertos elementos, semejanzas entre los elementos de transición, colocación de los elementos denominados “tierras raras”, descubrimiento de los gases inertes y justificación teórica (Brock, 1998), que fueron resueltos con la nueva concepción atómica, aspecto a tratar en el siguiente apartado. En palabras de Mendeleiev: “*El porvenir no amenaza a la ley periódica con la destrucción sino promete sólo sobreedificaciones y desarrollo*”.
- Establecimiento de la ley periódica actual a partir del trabajo de Moseley, al establecer el número atómico como criterio de ordenación.

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

A.16. Los primeros intentos se originan a mediados del siglo XIX como consecuencia del gran número de elementos descubiertos, y de los compuestos asociados. Estos intentos usan de referente la masa atómica, propiedad característica del elemento según Dalton, y su comportamiento químico. No obstante, eran agrupaciones cerradas y no establecían una ley convincente para la comunidad científica.

A.17. La ley periódica de Mendeleiev permite predecir las propiedades de elementos químicos no descubiertos y establecer pautas para valorar la variación de las propiedades de los elementos químicos, que permite cuestionar los valores obtenidos experimentalmente. El descubrimiento de los elementos químicos y la verificación de las propiedades predichas confirman la validez de la ley periódica.

Como ejemplos podemos citar:

- La corrección de masas atómicas. Mendeleiev propone que la masa admitida del berilio de 14,6 debía ser aproximadamente 9. Para el uranio cuestiona su masa de 116? y predice una masa de 240 (expuesta en su tabla). Sin embargo, se equivoca en la corrección de la masa del Te128? para el cual propone una masa de 125.
- Las predicciones de nuevos elementos y de sus características. Como ejemplos podemos citar:

Predicción	Símbolo
Eka-aluminium	Ga
Eka-boron	Sc
Eka-silicon	Ge
Eka-manganese	Tc
Tri-manganese	Rh
Dvi-tellurium	Po
Dvi-caesium	Fr
Eka-tantalum	Pr

4.10. La justificación del Sistema Periódico

En primer lugar analizamos la estructura actual del SP, para posteriormente centrar nuestra atención en su justificación, organizando la discusión a través de dos preguntas:

- ¿Por qué las propiedades de los elementos químicos cambian periódicamente con el número atómico?
- ¿Por qué podemos estructurar el SP en periodos, familias y bloques?

Justificación electrónica de las familias

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES

La A.18 y la A.19 permiten establecer que los elementos de una misma familia poseen una misma configuración electrónica externa, lo que explica que poseen idéntico comportamiento químico. Al analizar la figura 10.2 justificamos el número asignado a cada familia. No obstante, debemos comentar el caso excepcional del helio (He, 1s²).

Por otra parte, los elementos químicos cuyas configuraciones electrónicas discrepan con las deducidas a partir de las reglas cuánticas son indicados con (•), por ejemplo el Cr•. Se recomienda usar la dirección WEB: www.dayah.com/periodic, para verificar las configuraciones de los elementos y analizar las discrepancias. Como ejemplo de elemento discrepante exponemos el caso especial del paladio (Pd).

Z = 46

Pd

Paladio

s

7s

6s

5s

4s

3s

2s

1s

p

7p

6p

5p

4p

3p

2p

d

4d

3d

f

7p

6p

5p

4p

3p

2p

6d

5d

4d

3d

Configuración real del elemento:
1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰

Configuración teórica del elemento:
1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁸ 5s²

Con ello ponemos de manifiesto la existencia de excepciones, que pueden justificarse como se ha hecho en el ejemplo 1 (página 69).

Justificación electrónica de los periodos

Todos los elementos de un mismo periodo poseen sus electrones más energéticos en el mismo nivel, de modo que la capacidad electrónica de cada nivel determina la capacidad de elementos existentes en el periodo. Para verificar esta conclusión se pueden exponer las configuraciones del primer y del segundo periodo, por ejemplo.

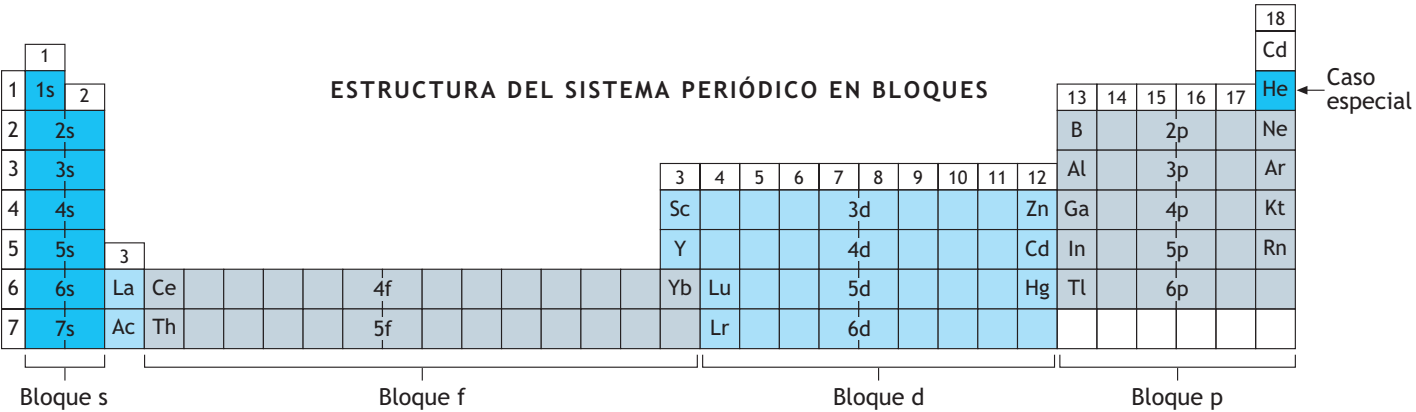
Elementos por periodo		1							18	Capacidad electrónica	
Periodo	Nº de elementos	Periodo 1	2	13	14	15	16	17	2	Nivel	Nº de electrones
		1 H 1s ¹	4 Be 1s ² 2s ²	5 B 1s ² 2s ² 2p ¹	6 C 1s ² 2s ² 2p ²	7 N 1s ² 2s ² 2p ³	8 O 1s ² 2s ² 2p ⁴	9 F 1s ² 2s ² 2p ⁵	10 Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶		
1	2	3 Li 1s ² 2s ¹								1 (n = 1)	2
2	8									2 (n = 2)	8

Justificación electrónica de los bloques

El alumno o alumna puede usar la página WEB: www.dayah.com/periodic para a partir del análisis de las configuraciones establecer el tipo de orbital que corresponde al electrón diferenciador del mismo. Con ello se

verifican los bloques (s, p, d y f) representados en la tabla inferior.

Observación: la figura 10.1 del libro no representa los bloques. Su objetivo es indicar las agrupaciones de los elementos químicos.



Solución a la A.20 y la A.21.

- Localización e identificación de los elementos químicos.

Periodic table showing elements and their atomic numbers (Z):

- 1: H (Hydrogen)
- 2: He (Helium)
- 3: Li (Lithium)
- 4: Be (Beryllium)
- 5: B (Boron)
- 6: C (Carbon)
- 7: N (Nitrogen)
- 8: O (Oxygen)
- 9: F (Fluorine)
- 10: Ne (Neon)
- 11: Na (Sodium)
- 12: Mg (Magnesium)
- 13: Al (Aluminum)
- 14: Si (Silicon)
- 15: P (Phosphorus)
- 16: S (Sulfur)
- 17: Cl (Chlorine)
- 18: Ar (Argon)
- 19: K (Potassium)
- 20: Ca (Calcium)
- 21: Sc (Scandium)
- 22: Ti (Titanium)
- 23: V (Vanadium)
- 24: Cr (Chromium)
- 25: Mn (Manganese)
- 26: Fe (Iron)
- 27: Co (Cobalt)
- 28: Ni (Nickel)
- 29: Cu (Copper)
- 30: Zn (Zinc)
- 31: Ga (Gallium)
- 32: Ge (Germanium)
- 33: As (Arsenic)
- 34: Se (Selenium)
- 35: Br (Bromine)
- 36: Kr (Krypton)
- 37: Rb (Rubidium)
- 38: Sr (Strontium)
- 39: Y (Yttrium)
- 40: Zr (Zirconium)
- 41: Nb (Niobium)
- 42: Mo (Molybdenum)
- 43: Tc (Technetium)
- 44: Ru (Ruthenium)
- 45: Rh (Rhodium)
- 46: Pd (Palladium)
- 47: Ag (Silver)
- 48: Cd (Cadmium)
- 49: In (Indium)
- 50: Sn (Tin)
- 51: Sb (Antimony)
- 52: Te (Tellurium)
- 53: I (Iodine)
- 54: Xe (Xenon)
- 55: Ba (Barium)
- 56: La (Lanthanum)
- 57: Ce (Cerium)
- 58: Pr (Praseodymium)
- 59: Nd (Neodymium)
- 60: Pm (Promethium)
- 61: Sm (Samarium)
- 62: Eu (Europium)
- 63: Gd (Gadolinium)
- 64: Tb (Terbium)
- 65: Dy (Dysprosium)
- 66: Ho (Holmium)
- 67: Er (Erbium)
- 68: Yb (Ytterbium)
- 69: Lu (Lutetium)
- 70: Hf (Hafnium)
- 71: Ta (Tantalum)
- 72: W (Tungsten)
- 73: Re (Rhenium)
- 74: Os (Osmium)
- 75: Ir (Iridium)
- 76: Pt (Platinum)
- 77: Au (Gold)
- 78: Hg (Mercury)
- 79: Tl (Thallium)
- 80: Pb (Lead)
- 81: Bi (Bismuth)
- 82: Po (Polonium)
- 83: At (Astatine)
- 84: Rn (Radon)
- 85: Fr (Francium)
- 86: Ra (Radium)
- 87: Ac (Actinium)
- 88: Th (Thorium)
- 89: Pa (Protactinium)
- 90: U (Uranium)
- 91: Np (Neptunium)
- 92: Pu (Plutonium)
- 93: Am (Americium)
- 94: Cm (Curium)
- 95: Bk (Berkelium)
- 96: Cf (Californium)
- 97: Es (Einsteinium)
- 98: Fm (Fermium)
- 99: Md (Mendelevium)
- 100: No (Nobelium)
- 101: Lr (Lawrencium)
- 102: Rf (Rutherfordium)
- 103: Db (Dubnium)
- 104: Sg (Seaborgium)
- 105: Bh (Bohrium)
- 106: Hs (Hassium)
- 107: Mt (Meitnerium)
- 108: Ds (Darmstadtium)
- 109: Rg (Roentgenium)
- 110: Uue (Ununennium)
- 111: Uuh (Ununhennium)
- 112: Uub (Unbium)
- 113: Uut (Ununtrium)
- 114: Uuq (Ununquadium)
- 115: Uup (Ununpentium)
- 116: Uuq (Ununhexium)
- 117: Uus (Ununseptium)
- 118: Uuo (Ununoctium)

- Justificación cuántica.

Justificación	Z	Configuración electrónica	Periodo	Familia	Bloque
C (α)	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	2	14	p
Na (Ω)	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3	1	s
θ		NO EXISTE			
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	17	p
V (π)	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	4	5	p
Se	34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^4$	4	16	p
kr (β)	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6$	4	18	p
Sr (μ)	38	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^2$	5	2	s
Pd (ω)	46	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^0 4d^{10}$ (Caso especial reseñado en la figura 10.2 y en texto -pág. 77-)	5	10	d
Sb	51	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	5	15	P
I (λ)	53	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	5	17	P
Cs	55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	6	1	s

OBSERVACIÓN

El profesorado debe propiciar el análisis previo de la figura de A.1 puesto que hemos incluido dos casillas en la familia 12 (periodo 2 y 3) que no existen.

4.11. Estudio de algunas propiedades periódicas

Empezamos el apartado diferenciando las propiedades características del átomo de las debidas a su comportamiento colectivo, distinción que justifica el que nos centremos en las propiedades a estudiar.

El tamaño de los átomos: radio atómico (R)

El problema de estimar el tamaño de los átomos se planteó desde la aceptación del concepto de átomo. El propio Dalton caracterizaba a los átomos por su tamaño. Pero con el tiempo nos hemos dado cuenta de que el tamaño atómi-

co es difícil de estimar, y que además no podemos hablar de un solo tamaño.

El alumnado debe comprender que el átomo no es una esfera rígida, y que la intensidad de las interacciones con otras especies atómicas determina su propio tamaño. Nosotros nos centramos en el estudio del *radio covalente*, por ser el radio más representativo, y del *radio iónico*, por su importancia en la justificación del enlace iónico. Por otra parte, debemos hacer patente a nuestro alumnado la diferencia entre el *volumen atómico* y el *radio atómico*, magnitudes distintas y que no deben confundirse.

En la discusión del radio atómico de los elementos representativos nos centramos en exponer la variación de su valor en el SP, figura 11.2, y en justificar las tendencias generales, figura 11.3. En la discusión del radio iónico nos proponemos evidenciar las diferencias de tamaño del ion respecto al átomo neutro y que en los iones isoelectrónicos el tamaño disminuye con Z.

La figura 11.4 está destinada a demostrar que la variación del tamaño del ion es función de su carga, y para una determinada familia los iones correspondientes aumentan su tamaño con el número atómico.

En la A.22 pretendemos analizar el tamaño de los iones isoelectrónicos y su tendencia. Así, el alumnado a partir de la tabla expuesta puede elaborar las siguientes tablas:

A) Grupo de cationes isoelectrónicos.

Ion	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺
Z	11	12	13
Electrones	10	10	10
R(pm)	9,5	6,5	5,0

Tendencia: El radio disminuye al aumentar Z

B) Grupo de aniones isoelectrónicos.

Ion	Si ⁴⁻	P ³⁻	Cl ⁻
Z	14	15	17
Electrones	18	18	18
R(pm)	27,1	21,2	18,1

Tendencia: El radio disminuye al aumentar Z

Energía de ionización (EI)

En el estudio de la EI debemos remarcar los siguientes aspectos:

✓ La importancia de la EI, ya que nos permite estimar la mayor o menor tendencia de un elemento a perder electrones, aspecto relacionado con su reactividad.

✓ Definir la EI como un proceso atómico y característico del elemento químico. Por otra parte, debemos diferenciar las sucesivas EI. Por ejemplo, la EI₂ representa la energía necesaria para extraer el segundo electrón una vez extraído el primero.

✓ Exponer el carácter experimental de su determinación, analizando su variación en el SP. Para ello, exponemos la figura 11.6 que puede ser descompuesta en otras más simples, a fin de apreciar la variación de la EI en una familia (figura 11.7) y en un periodo.

✓ Explicar algunas excepciones a la tendencia general, como se explica en el ejemplo 3.

✓ Establecer las variaciones generales de la EI en el SP y justificarlas (figura 11.8). En nuestra discusión hacemos uso del término carga nuclear efectiva (Z_{efectiva}). Con dicho concepto pretendemos evaluar tanto el efecto atractivo del núcleo sobre los electrones externos como la repulsión ejercida por el resto de electrones (apantallantes).

La A.23 permite aplicar los conceptos expuestos. En principio cabe esperar que las ordenaciones más acordes a la tendencia general sean:

- a) EI_{Na} < EI_{Mg} < EI_{Al} (mismo periodo)
- b) EI_{Si} < EI_P < EI_S (mismo periodo)
- c) EI_S < EI_{Cl} < EI_{Ar} (mismo periodo)
- s) EI_{Ca} < EI_{Mg} < EI_{Be} (misma familia)

Sin embargo, tanto en el grupo a como en el b se presentan dos excepciones que pueden comprobarse en la figura 11.6. EI_{Mg} > EI_{Al}, excepción que puede justificarse por el cambio de un orbital 3s a 3p. Mientras que EI_P ≈ EI_S, aspecto que puede explicarse por la elevada estabilidad que proporcionan los orbitales semillenos del P.

La A.24 hace énfasis en las grandes variaciones de EI que se producen al cambiar de nivel energético; la segunda energía de ionización del Li está asociada a la liberación de un electrón localizado en un nivel energético inferior (1s).

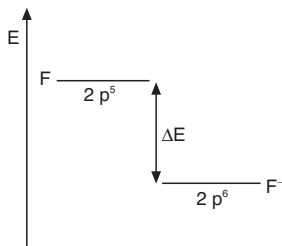
Con la A.25 pretendemos poner en práctica los conceptos expuestos en la lectura "configuración electrónica de los cationes de los elementos de transición". La solución puede resumirse en la tabla siguiente:

Elemento	neutro	catión
Al (Z = 13)	1s ² / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ¹	Al ³⁺ : 1s ² / 2s ² 2p ⁶
Co (Z = 27)	1s ² / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ⁶ / 4s ² 3d ⁷	Co ³⁺ : 1s ² / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ⁶ / 3d ⁶
Ni (Z = 28)	1s ² / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ⁶ / 4s ² 3d ⁸	Ni ²⁺ : 1s ² / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ⁶ / 3d ⁸
Ca (Z = 20)	1s ₂ / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ⁶ / 4s ²	Ca ²⁺ : 1s ² / 2s ² 2p ⁶ / 3s ² 3p ⁶

Afinidad electrónica (AE)

Consideramos apropiado incidir en los siguientes aspectos:

- ✓ Remarcar que la AE se refiere a la formación de un ion negativo aislado, y que en estas condiciones, ningún átomo es capaz de aceptar más de un electrón; por ello no hablamos de sucesivas AE. Los iones O^{2-} o N^{3-} existen en cristales o disoluciones pero nunca aislados.
- ✓ Explicar el sentido del signo. La AE es positiva si se define como diferencia de energía entre el átomo neutro y del ion negativo [$AE = E(A) - E(A^-)$]. Así por ejemplo el caso del flúor:



Sin embargo, si usamos términos entálpicos debe ser negativa si el proceso es exoenergético.

- ✓ Hacer constar el valor pequeño de AE en relación a las EI y las dificultades experimentales en su determinación.
- ✓ Comentar la carencia de AE experimentales en las familias 2 y 18, lo que indica que dichos átomos no forman iones negativos estables.

Electronegatividad

En el presente curso creemos conveniente explicar sólo su significado y presentar la escala Pauling, indicando su carácter relativo y estudiando su variación en el SP.

A manera de resumen, podemos exponer la tendencias generales indicadas en la tabla 11.12 en los siguientes términos:

1. La primera energía de ionización aumenta conforme crece Z en un periodo y disminuye a lo largo de una familia.
2. La afinidad electrónica presenta un comportamiento difícil de clasificar, pero a rasgos generales podemos admitir que crece al aumentar Z en periodos y decrece en familias.
3. El tamaño atómico, como quiera que se interprete, decrece al aumentar Z en los periodos y crece en las familias.
4. La electronegatividad posee la misma tendencia general que la EI.

Sin embargo, dichas tendencias generales no están exentas de irregularidades.

4.12. Solución a los ejercicios finales

MODELOS ATÓMICOS

Ejercicio 1

Las preguntas planteadas pretenden valorar el grado de comprensión del apartado 1 y 2 del tema. Es importante que el profesor o profesora plantee una reflexión sobre el significado de los descubrimientos. Puesto que todo "descubrimiento" se produce en un contexto conceptual y tecnológico, precisa de su aceptación por la comunidad científica y da lugar a un conjunto de implicaciones o consecuencias. En este caso estos aspectos pueden resumirse en la tabla:

Descubrimiento	Científico y fecha de referencia	Contexto teórico y tecnológico	Implicaciones
El electrón	Thomson, 1896	La comunidad científica debate sobre la realidad atómica y se impone la filosofía positivista (sólo las leyes empíricas permiten establecer conocimientos válidos). Se realizan experimentos eléctricos en todos los estados de la materia, destacando las descargas eléctricas en tubos de gases.	<ul style="list-style-type: none">• La carga eléctrica de los cuerpos se da en valores discretos.• La carga eléctrica es transportada por partículas materiales muy pequeñas (inicialmente llamadas corpúsculos).• Los electrones son constituyentes primordiales de los átomos.
Espectros	Krichhoff y Bunsen, mediados del siglo XIX.		<ul style="list-style-type: none">• Identifican los elementos (método de análisis).• Ofrecen información sobre la estructura atómica.
El núcleo	Rutherford 1911	Descubrimiento de la radioactividad, estudio de su naturaleza y elaboración de modelos atómicos.	<ul style="list-style-type: none">• El átomo posee una estructura interna dividida en zonas.• La carga positiva se concentra en una zona reducida.• Necesidad de una nueva teoría que permita explicar la estabilidad del átomo.

Las respuestas a las preguntas deben centrarse en los siguientes aspectos:

Pregunta	Aspecto fundamental
a	Experimentos de descargas eléctricas en gases a baja presión
b	Experimento de bombardeo de láminas metálicas con partículas α
c	Niveles de energía en el interior del átomo

Ejercicio 2

Se deben señalar dos avances esenciales:

- Método de análisis cualitativo (identificación de elementos).
- Procedimiento para obtener información sobre la estructura del átomo.

Ejercicio 3

- Para calcular los radios y las energías de las órbitas aplicamos las relaciones de Bohr:

Radio	Energía
$R_n = 0,529 \text{ Å } n^2$	$E_n = \frac{-13,6 \text{ eV}}{n^2}$

Características cinco primeras orbitas.

Órbita	R/Å	E/eV
1	0,529	-13,6
2	2,116	-3,4
3	4,761	-1,51
4	8,464	-0,85
5	13,225	-0,54

- Cálculo de energía transferida en cada salto
 $\Delta E_{2 \rightarrow 1} (-3,4 + 13,6 = 10,2 \text{ eV} = 1,632 \cdot 10^{-18} \text{ J}) >$
 $> \Delta E_{3 \rightarrow 2} (-1,51 + 3,4 = 1,89 \text{ eV} = 3,024 \cdot 10^{-19} \text{ J})$

- Para calcular la longitud de onda asociada a la radiación emitida en cada transición aplicamos la ecuación:

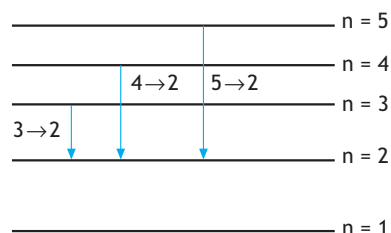
$$\Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \xrightarrow{\text{aislando } \lambda} \lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E} = \frac{1,9878 \cdot 10^{-25}}{\Delta E \text{ (J)}} \text{ m}$$

Sustituyendo la energía transferida en cada transición, obtenemos:

$$\lambda_{3 \rightarrow 2} = 657,3 \text{ nm}; \lambda_{2 \rightarrow 1} = 121,8 \text{ nm}$$

Ejercicio 4

Las transiciones posibles que son visibles, corresponden al nivel final $n = 2$, se representan en el diagrama siguiente:



Las frecuencias asociadas a estas transiciones en orden decreciente son:

$$\nu_{52} > \nu_{42} > \nu_{32}$$

NÚMEROS CUÁNTICOS, LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y EL SISTEMA PERIÓDICO

Ejercicio 5

- 1) El número de niveles coincide con el valor de n .
- 2) El número de orbitales viene dado por el $2 \cdot \ell + 1$.
- 3) 4s (4, 0); 3d (3, 2); 5p (5, 1); 4f (4, 3).

Ejercicios 6

Subnivel	Nº orbitales	Nº electrones
2s	1	2
2p	3	6
3s	1	2
3p	3	6
3d	5	10
4f	7	14

Los electrones que ocupan un mismo orbital se diferencian en el número cuántico de spin.

Ejercicio 7

Para ordenar los orbitales en orden creciente aplicamos la regla cuántica de $n + \ell$:

- a) $3 + 2 = 5$ b) $2 + 1 = 3$ c) $3 + 1 = 4$;
d) $1 + 0 = 1$ e) $3 + 2 = 5$ f) $2 + 0 = 2$

El orden de menor a mayor es: $d < f < b < c < a = e$.

Ejercicio 8

- a) Estado excitado.
- b) Inaceptable, no existe 3f.
- c) Estado excitado.
- d) Estado excitado.
- e) Inaceptable, un orbital s no puede tener tres electrones.
- f) Correcta, teóricamente, en estado fundamental. Aunque en realidad la configuración es: $4s^1 3d^{10}$, como consecuencia de la gran estabilidad de los orbitales 3d llenos. Por ello, se clasifica como un estado excitado.

Ejercicio 9

A	No puede existir $\ell = -1$	C	No, ℓ no puede ser 1
B	Correcta	D	No, m_ℓ no puede ser 2

Ejercicio 10

Elemento	n	ℓ	m_ℓ	m_s	n	ℓ	m_ℓ	m_s
Ga (1 electrón)	4	1	-1	$+1/2$	/	/	/	/
Ge (2 electrones)	4	1	0	$+1/2$	4	1	-1	$+1/2$
As (3 electrones)	4	1	1	$+1/2$	4	1	0	$+1/2$
(3 electrones)	↑ ↑ ↑ 4p				4	1	-1	$+1/2$

Ejercicio 11

Especie	N	Nº protones	Nº electrones	Configuración
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	16	16	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$^{35}_{17}\text{Cl}^-$	18	17	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$^{40}_{18}\text{Ar}$	22	18	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$^{39}_{19}\text{K}^+$	20	19	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20	20	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$^{204}_{91}\text{Tl}^+$	120	81	80	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

Ejercicio 12

Z	Configuración electrónica	Localización en el Sistema Periódico		
		Familia	Periodo	Bloque
19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1	4	s
30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	12	4	d
35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	17	4	p
55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	1	6	s

Ejercicio 13

- Comportamiento químico semejante: D y E, A y C, por poseer la misma configuración electrónica externa.
- Mismos bloque (s): A, C, D y E, por poseer su electrón diferenciador en un orbital tipo s.
- Periodo 2: A, B, E. Periodo 3: C, D.

Ejercicio 14

Familia 14 ($ns^2 np^2$ ↑ ↑ □) y 16 ($ns^2 np^4$ ↑↓ ↑ ↑)

Ejercicio 15

- $Z = 20$
- Periodo 4, Familia 2. La configuración del elemento neutro $_{20}\text{Ca}$ es:



- 2 electrones de valencia.

EL SISTEMA PERIÓDICO Y LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

Ejercicio 16

- Ion positivo
- Átomo neutro
- Átomo no metálico
- Catión metálico
- El de mayor número atómico

Ejercicio 17

Conjunto	Radio atómico creciente (Datos en pm*)	Primer energía de ionización, en orden creciente (Datos en kJ/mol*)
1) Se y Br	Br (94) < Se (103)	Se (941) < Br (1139,9)
2) F y O	F (42) < O (48)	O (1313,9) < F (1681)
3) Rb y Sr	Sr (219) < Rb (265)	Rb (403) < Sr (549,5)
4) K y Rb	K (243) < Rb (265)	Rb (403) < K (418,8)
5) Ca y As	As (114) < Ca (194)	Ca (589,8) < As (947)
6) Li, B y Be	B (87) < Be (112) < Li (167)	Li (520,2) < B (800,6) < Be (899,5)
7) C, O y N	O (48) < N (56) < C (67)	C (1086,5) < O (1313,9) < N (1402,3)
8) Se, S y Cl	Cl (79) < S (88) < Se (103)	Se (941) < S (999,6) < Cl (1251,2)
9) Mg, Al, Si y S	S (88) < Si (111) < Al (118) < Mg (145)	Al (577,5) < Mg (737,7) < Si (786,5) < S (999,6)
10) Li, Na y Mg	Mg (145) < Li (167) < Na (190)	Na (495,8) < Li (520,2) < Mg (737,7)

*Datos obtenidos en la página web: <http://www.dayah.com/periodic/> (Radios atómicos calculados, los valores son distintos si consideramos los empíricos o covalentes). Las tendencias son las mismas en diferentes referentes.

Ejercicio 18

- $\text{K}^+ > \text{Na}^+$
- $\text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$
- $\text{Se}^{2-} > \text{Ca}^{2+}$
- $\text{O}^{2-} > \text{F}^-$
- $\text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$

Ejercicio 19

Elemento	Configuración electrónica	Localización en el Sp		
		Familia	Periodo	Bloque
O (Z = 8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	16	2	P
F (Z = 9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	17	2	P
Ne (Z = 10)	$1s^2 2s^2 2p^6$	18	2	P
Na (Z = 11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1	3	S
Mg (Z = 12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2	3	S

- a) $El (Ne, 2080,7) > El (F, 1681) > El (O, 1314) > El (Mg, 738) > El (Na, 496)$.

Datos en kJ/mol obtenidos en la página web:
<http://www.dayah.com/periodic>

- b) $O(O^{2-}); F(F^-); Ne; Na(Na^+); Mg(Mg^{2+})$
 c) $R(O^{2-}) > R(F^-) > R(Na^+) > R(Mg^{2+})$

Ejercicio 20

Para responder las preguntas debemos situar los elementos en el sistema periódico.

Localización de los elementos:

Letra	Z	Configuración electrónica	Periodo	Familia	Bloque	Elemento	El/kJmol ⁻¹	EN
A	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	2	18	p	Ne	2081	NO
B	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	16	p	S	999,6	2,58
C	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	17	p	Cl	1251,2	3,16
D	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4	1	s	K	418,8	0,82
E	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4	2	s	Ca	589,8	1

Al localizar los elementos en el SP y tener en cuenta las variaciones generales de las propiedades atómicas, establecemos:

- a) El metal alcalino es el D, por localizarse en la familia 1.
 b) El C por localizarse en la familia 17.
 c) El D por localizarse en el periodo 4 y la familia 1.

Ejercicio 25

- a) Fe^{2+}

Configuración del átomo neutro

Fe	Z = 26	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^6$	Formación Fe^{2+}	<div> $4s^0$ <div> <div>↑↓</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> </div> </div> <div> $3d^6$ <div> <div>↑↓</div> <div>↑↓</div> <div>↑↓</div> </div> </div>	Electrones desapareados 4
----	--------	--	------------------------	--	------------------------------

- b) Mn^{2+}

Configuración del átomo neutro

Mn	Z = 25	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^5$	Formación Mn^{2+}	<div> $4s^0$ <div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> </div> </div> <div> $3d^5$ <div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> <div>↑</div> </div> </div>	Electrones desapareados 5
----	--------	--	------------------------	---	------------------------------

Ejercicio 21

Átomo	Localización SP			Elemento
	Familia	Periodo	Bloque	
A ₁	13	2	P	B (Z = 5)
A ₂	17	2	P	F (Z = 9)
A ₃	2	3	S	Mg (Z = 12)

Ejercicio 22

El elemento A es el I (Z = 53, familia 17, periodo 5, bloque p)

- a) Sí; el Sb (familia 15, periodo 5) al ubicarse en el mismo periodo con menor Z debe poseer mayor EI.
 b) Sí, el Sn (familia 14, periodo 5) se encuentra en el mismo periodo con menor Z, recordemos que el radio en un periodo disminuye al aumentar Z.
 c) Si, el Cl (familia 17, periodo 3) se encuentra en la misma familia con menor Z, la EI en una familia disminuye al aumentar Z.
 d) No, la EN aumenta en una familia al disminuir Z.

Ejercicio 23

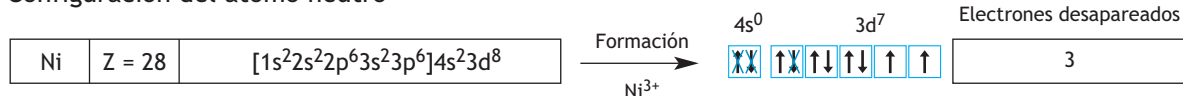
Elemento	Z	Configuración	Celdas	Ion	Familia	Periodo	Carácter
Sr	38	(Kr) $5s^2$	5s ↑↓	Sr^{2+}	Alcalinotérreos	5	M
Rb	37	(Kr) $5s^1$	5s ↑	Rb^+	Alcalinos	5	M
Sb	51	(Kr) $5s^2 4d^{10} 5p^3$	5p ↑ ↑ ↑	Sb^{3-}	Nitrogenoideos	5	SM
Br	35	(Ar) $4s^2 3d^{10} 4p^5$	4p ↑↓ ↑↓ ↑	Br^-	Halógenos	4	NM
Cd	48	(Kr) $4d^{10} 5s^2$	4d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	Cd^{2+}	E. transición	5	M
I	53	(Kr) $4d^{10} 5s^2 5p^5$	5p ↑↓ ↑↓ ↑	I^-	Halógeno	5	NM
S	16	(Ne) $3s^2 3p^4$	3p ↑↓ ↑ ↑	S^{2-}	Calcógenos	3	NM

Ejercicio 24

- a) Z = 23; b) (Ar) $3d^1$; (3, 2, -2, +1/2)

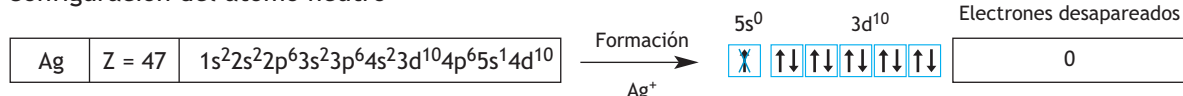
c) Ni^{3+}

Configuración del átomo neutro



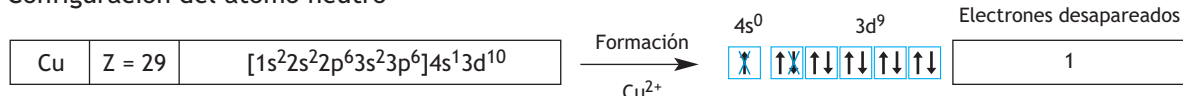
d) Ag^+ (excepción)

Configuración del átomo neutro



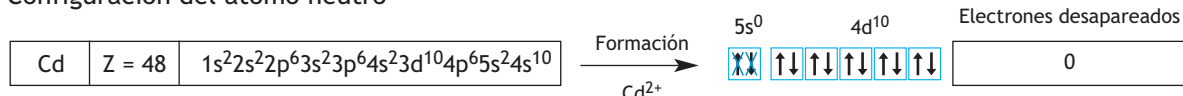
e) Cu^{2+} (excepción)

Configuración del átomo neutro



f) Cd^{2+}

Configuración del átomo neutro



Ejercicio 26

	ns ¹ ns ²														ns ² np ³		ns ² np ⁵		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1																	2	
2	3	4																	
3	11	12											13	14	15	16	17	18	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	

Serie a (R→; El ↑→)

Serie b

F

Cl

I

← n=2

← n=3

← n=5

(R→; El ↑→)

- Configuración electrónica externa:
 - Serie a:** F ($2s^2 2p^5$); Cl ($3s^2 3p^5$), Na ($3s^1$); K ($4s^1$)
 - Serie b:** Rb ($5s^1$); Sr ($5s^2$); Sb ($5s^2 5p^3$); I ($5s^2 5p^5$)
- Ordenación de los elementos químicos de cada serie:
 - Serie a:** Orden creciente de radio (F; Cl; Na; K), orden creciente El_1 (K; Na; Cl; F)
 - Serie b:** Orden creciente de radio (I; Sb; Sr; Rb), orden creciente El_1 (Rb; Sr; Sb; I).

Ejercicio 27

- En el electrón localizado en el orbital 4 s. El orden energético de los orbitales del hidrógeno aumenta con n y en consecuencia está más alejado del núcleo.
- El electrón localizado en el orbital 1 s (estado fundamental, mínima energía).
- El átomo cuyo electrón se ubica en el orbital 1 s.

4.13. Solución de la autoevaluación propuesta

EJERCICIO 1

La órbita es la trayectoria descrita por el electrón en su movimiento alrededor del núcleo, y por lo tanto su determinación permite localizar perfectamente la posición del electrón, lo cual implica asumir tan sólo su naturaleza corpuscular (este concepto lo usó Bohr limitando el número de órbitas posibles y estableciendo un contenido energético estacionario para cada órbita). Sin embargo, el concepto de orbital asume la naturaleza dual (onda-partícula) del electrón, y corresponde a una función matemática que describe el comportamiento del electrón en el átomo, debiendo verificar una ecuación cuya resolución implica la introducción de unos parámetros (números cuánticos). El orbital informa de la energía asociada al electrón en el átomo y de las regiones del espacio que rodean al núcleo donde es más probable localizar al electrón.

EJERCICIO 2

- a) Familia: 15. Periodo: 4. Bloque: p. Elemento: As.
Ion: As^{-3} .
- b) B

EJERCICIO 3

	a	b	c	d	e	f
	4f	2s	3d	2p	4p	3s
n + ℓ	7	2	5	3	5	3

Orden energético: $2s < 2p < 3s < 4p < 4f$

EJERCICIO 4

Especie	Z	Configuración electrónica	Periodo	Familia	Bloque	Ion	Configuración Ion
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4	2	s		
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	3	14	p		
Se	34	$[Ar] 3s^2 2p^6 4s^2 4p^4$	4	16	p	Se^{2-}	$[Ar] 3s^{10} 2p^6 4s^2 4p^6$
Rb	37	$[Kr] 5s^1$	5	1	s	Rb^+	$[Kr]$
Zn	30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	4	12	d	Zn^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
Cr	24	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Excepción comentada ejemplo 1	4	6	d	Cr^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$

EJERCICIO 5

- a) J:He; G:Li; A:Be; D:N; E:O; Z:Mg; R:Al; T:Si;X:Ca; L:Br;Q:Xe; M:Hg.
- b) 1. Familias. Alcalinos: Li; alcalinotérreos: Be, Mg,Ca., térreos: Al, carbonoides: Si, nitrogenoides: N, anfígenos:O, halógenos: Br, gas noble: He, Xe.
2. Metales: Li, Mg, Ca, Be, Al ,Hg. No metales: N, O, Br, He, Xe. Semimetales : Si
- c) X: Ca: $[Ar] 4s^2$; Ca^{2+} , ion resultante menor. L: Br: $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$, Br^- , ion resultante mayor.
- d) Radio: 1) A (Be) - Z (Mg) - X (Ca); 2) E (O) - D (N) - G (Li).
El₁: 1) Ca - Mg - Be; 2) Li - O - N.
- e) primera serie: 5 electrones de valencia (N), segunda serie: 2 electrones de valencia (Mg), tercera serie: 4 electrones de valencia (Si), cuarta serie: 3 electrones de valencia (Al), quinta serie: 2 electrones de valencia (Ca).

5. CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conocer el significado de los espectros atómicos y sus implicaciones en el desarrollo de los modelos atómicos.
- Comprender los límites de los modelos clásicos en la elaboración de modelos interpretativos de la estructura atómica y estima los hechos que dieron lugar al nacimiento del modelo mecánico cuántico.
- Comprender los fundamentos básicos del modelo mecánico cuántico del átomo.
- Definir el concepto de orbital y describe sus implicaciones.
- Comprender el origen y significado de los números cuánticos.
- Deducir los números cuánticos asociados a los posibles orbitales.
- Aplicar el modelo mecánico cuántico para predecir las distribuciones electrónicas de los átomos de los distintos elementos químicos.
- Justificar el Sistema Periódico basándose en la estructura electrónica de los elementos químicos.
- Situar un elemento químico en el Sistema Periódico basándose en su configuración electrónica.
- Comprender el significado de las propiedades energía de ionización, radio atómico, afinidad electrónica y electronegatividad, explicando su variación general en el Sistema Periódico.
- Comparar el valor de las EI, EA, radios covalentes y EN de distintos elementos químicos tomando como criterio la localización de los mismos en el Sistema Periódico.

Como elementos de valoración del proceso de enseñanza-aprendizaje proponemos el seguimiento de las actividades propuestas, la realización de la autoevaluación que aparece al final de cada tema y la realización de una prueba escrita al finalizar el tema. Consideramos conveniente que el profesor resuelva en clase el examen el mismo día en que entrega corregidos y calificados los ejercicios correspondientes de cada uno de sus alumnos.

6. EJERCICIOS PROPUESTOS PARA LA EVALUACIÓN FINAL DEL TEMA

1 En el modelo atómico de Bohr se habla de "órbita" del electrón y en el modelo atómico de la mecánica cuántica se habla de "orbital" ¿Qué diferencia existe entre ambos conceptos?

2 Define la energía de ionización. ¿Cómo es la segunda energía de ionización respecto a la primera (mayor, igual o menor)? Justifica la respuesta.

3 Ordena los siguientes iones en orden creciente al radio: N^{3-} ($Z = 7$), O^{2-} ($Z = 8$), F^- ($Z = 9$), Ne ($Z = 10$), Na^+ ($Z = 11$), Mg^{2+} ($Z = 12$).

4 El comportamiento de un electrón perteneciente a un átomo de hidrógeno quede descrito por los siguientes números cuánticos:

$$n = 3, \ell = 2, m_\ell = 1, m_s = 1/2$$

¿En qué nivel energético y en qué tipo de orbital se encuentra dicho electrón?

El átomo de hidrógeno al que corresponden los números cuánticos anteriores ¿está excitado o en su estado fundamental? En caso de estar excitado explicar las posibles rayas que podremos observar, según el modelo de Bohr, en el espectro de emisión.

5 La primera fila del sistema periódico tiene dos elementos químicos, la segunda y tercera ocho, mientras que la cuarta y la quinta filas tienen dieciocho. Da una explicación a estos hechos.

6 Dados los siguientes elementos: Li ($Z = 3$); N ($Z = 7$); O ($Z = 8$); F ($Z = 9$):

- Ordénalos por orden creciente de su radio atómico.
- Ordénalos por orden creciente del valor de su primera energía de ionización.
- Ordénalos por orden creciente del tamaño de cada uno de los respectivos iones.

7 Para los siguientes elementos: Be-Mg-Ca-Sr:

- Ordénalos por orden creciente de su radio atómico.
- Ordénalos por orden creciente del valor de su primera energía de ionización.
- Ordénalos por orden creciente del tamaño de cada uno de los respectivos iones.

Explica en cada apartado la ordenación realizada.

8 El espectro de emisión del sodio presenta una línea denominada línea D, de longitud de onda 589 nm.

- Calcule la diferencia de energías expresada en kJ/mol de átomos, de los dos niveles entre los cuales se produce la transición.
- Explique por qué los átomos pueden emitir luz y cuál es el fenómeno que tiene lugar.

Datos: $1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m}$;

constante de Planck: $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$;

velocidad de la luz en el vacío: $3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$;

constante de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

9 Identifique los elementos a los que corresponde cada una de las siguientes configuraciones electrónicas: $[\text{Kr}]5s^2$, $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$, $[\text{Ne}]3s^23p^1$, $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$.

10 Enuncia los principios de exclusión de Pauli, el de máxima multiplicidad de Hund y el de construcción progresiva, que regulan las configuraciones electrónicas de los elementos químicos. Aplica a los casos del fósforo y el azufre y del ion óxido.

11 a) Define el concepto de energía de ionización de un elemento.

b) Explica cómo varía esta propiedad en un grupo y en un período del sistema periódico.

c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénalos, razonadamente, de mayor a menor energía de ionización.

12 a) Establece cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:

Serie	n	ℓ	m_ℓ	m_s
I	0	0	0	+1/2
II	1	1	0	+1/2
III	1	0	0	-1/2
IV	2	1	-2	+1/2
V	2	1	-1	+1/2

b) Diga en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles.

13 Completa la tabla anexa y responde las cuestiones planteadas.

Especie química	Z	A	N.º de neutrones	N.º de electrones	Configuración electrónica	Periodo	Familia	Bloque
Mg	12	24						
Al	13		14					
S			16	16				
Ar	18	36						
Sr	38	86						

a) Ordena los elementos en orden creciente a su radio atómico.

b) ¿Qué elemento posee una mayor EI?

c) Justifica la variación de las cuatro primeras energías de ionización del magnesio:

El ₁ (kJ mol ⁻¹)	El ₂ (kJ mol ⁻¹)	El ₃ (kJ mol ⁻¹)	El ₄ (kJ mol ⁻¹)
737,7	1451	7728	10500

14 Completa la siguiente tabla:

Elemento	Z	Configuración electrónica	Distribución de electrones en la última capa	Ion más probable	Situación en SP		
					periodo	Familia	Bloque
K							
	33						
		[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²					
						anfígenos	4

El profesor o profesora puede buscar más ejercicios de referencia para elaborar sus pruebas de evaluación en las siguientes páginas WEB:

COMUNIDAD	DIRECCIÓN DE INTERNET DE BÚSQUEDA
Aragón	http://wzar.unizar.es/servicios/acceso/logse/indice.htm
Andalucía	http://www.ujaen.es/ En la ventana PERFILES, escoge Nuevo Alumno, y seguidamente en la etiqueta SELECTIVIDAD, pulsa Exámenes anteriores.
Castilla-La Mancha y León	http://www.uclm.es Pulsa la casilla Estudiantes y seguidamente Estudiante Nuevo para elegir PAU. Y finalmente escoger: Modelos propuestos en las PAAU. http://www.usal.es Escoge en la ventana Futuros estudiantes, la opción Acceso, preinscripción y matrícula. En el apartado Acceso pulsa Pruebas de acceso: Selectividad.
Catalunya	http://www.gencat.cat/ En la ventana TEMES escoge Universitats para en la opción Accés a la universitat, pulsar Proves d'Accés a la Universitat (PAU) y finalmente Exàmens i informació de les matèries
C. Valenciana	http://www.ua.es En la ventana Estudios y acceso, escoge la opción Acceso y activa: Selectividad alumnos de bachillerato LOGSE y finalmente pulsa exámenes del apartado Currículo de las asignaturas y Exámenes de años anteriores.
Islas Baleares	http://www.uib.es Selecciona en el menú Información sobre la opción: Accés a la universitat. A continuación pulsa Als estudis de grau superior i de primer y segon cicle para elegir Prova d'Accés la universitat (PAU) per als alumnes de Batxillerat y finalmente en Altres dades: Informació de les matèries, models d'exàmens i criteris de correcció.
Madrid	http://www.uc3m.es/ En la ventana Futuros estudiantes elige la opción trámites de admisión, y a continuación el rótulo Pruebas de Acceso y posteriormente en Selectividad pulsa la opción Modelos de examen y criterios de corrección.

7. RECURSOS DIDÁCTICOS Y BIBLIOGRAFÍA DE CONSULTA

LIBROS

- AGAFOSHIN, N.P. 1977. *Ley periódica y sistema periódico de los elementos de Mendeleiev*. Barcelona: Reverté.
- ARANDA, M.; VILLASUSO GATO, J. (INGABAD). 1986. *Sistema periódico y propiedades periódicas*. Xunta de Galicia, Consejería de Educación.
- BENSUADE-VICENT, B.; STENGERS, I. 1997. *Historia de la química*. Madrid: Addison-Wesley.
- BOHR, N. 1988. *La teoría atómica y la descripción de la Naturaleza*. Madrid: Alianza Universidad.
- BROCK, W. H. 1998. *Historia de la química*. Madrid: Alianza editorial.
- CARTMELL, E.; FOWLES, G.W.A. 1979. *Valencia y estructura molecular*. Barcelona: Reverté.
- CENTELLAS, F.; BRILLAS, E.; DOMÈNECH, R. 1992. *Fonaments d'estructura atòmica i de l'enllaç químic*. Barcelona: Barcanova.
- CHANG, R. 1992. *Química*. México: McGraw-Hill.
- COSTA, J.M.; LLUCH, J.M.; PÉREZ, J.J. 1993. *Química. Estructura de la matèria*. Barcelona: Enciclopèdia Catalana.
- CRUZ, D.; CHAMIZO, J.A.; GARRITZ A. 1987. *Estructura atómica, un enfoque químico*. México: Addison - Wesley.
- FERNÁNDEZ-RAÑADA, A. 2004. *Ciencia, incertidumbre y conciencia. Heisenberg*. Ediciones nivola.
- FRANCO, F. 1983. *Elementos químicos y sus aplicaciones*. Madrid - Barcelona: Index.
- GARRITZ, A. y CHAMIZO J.A. 1994. *Química*. México. Addison-Wesley.
- GARZÓN, L. 1988. *De Mendeleiev a los superelementos*. Oviedo: Servicio de Publicaciones de la Universidad de Oviedo.
- GILLISPIE, R; HUMPHREYS, D; BAIRD, N; ROBINSON, E. 1990. *Química*. Barcelona: Reverté.
- HANDBOOK. 1986. *Chemistry and Physics*. Florida: CRC-Press.
- LAHERA, J. 2004. *Bohr. De la teoría atómica a la física cuántica*. Ediciones nivola.
- NARRO, J. 2006. *J. J. Thomson. El padre del electrón*. Ediciones nivola.
- NAVARRO, L. 1992. *El siglo de la Física*. Tusquets: Barcelona.
- NICOLAU, F. 1995. *Els elements que componen el cosmos*. Barcelona: Claret.
- QUÍLEZ, J. 1988. *Problemas de Química C.O.U. y selectividad*. Valencia: Bello.

- QUÍLEZ, J. MUÑOZ, R. BLEDA, J. M^a. 2003. *Conceptos de química*. Ediciones del Serbal.
- ROMÁN, P. 2002. *Mendeléiev. El profeta del orden químico*. Ediciones Nivola.
- SÁNCHEZ, J. M. 1986. *Miguel Catalán; su obra y su mundo*. Madrid: CSIC.
- SÁNCHEZ, J.M. 1992. *Espacio - tiempo y átomos. Relatividad y mecánica cuántica*. Madrid: Akal.
- SCERRI, E. 2007. *The periodic table*. Oxford university press.
- SISLER, H.H. 1967. *Estructura electrónica, propiedades y periodicidad*. Madrid: Selecciones científicas.
- SOLBES, J.; CALATAYUD, M.L.; CLIMENT, J.B.; NAVARRO, J. 1987. *Model quàntic de l'àtom*. València: Servei de formació permanent de la Universitat de València.
- WEINBERG, S. 1985. *Partículas subatómicas*. Barcelona: Biblioteca Scientific American.

ARTÍCULOS

- ARMBRUSTER, P. 1998. Las síntesis de los elementos superpesados. *Investigación y Ciencia*. N°266, pp. 60-71.
- BENSUADE-VICENT, B. 1984. La génesis de la tabla de Mendeleev. *Mundo científico*, Vol. 4, N°42, pp. 1180-1189.
- ELLENBERGER, M. 1993. De los nombres y de los elementos. *Mundo científico*, Vol. 13, N°139, pp. 874-875.
- FU-CHENG HE Y XIANG-YUAN LI. 1997. The periodic building of the elements: Can the periodic table be transformed into stereo? *Journal of Chemical Education*, Vol. 74, N° 7, pp. 792-793.
- GARAFALO A. 1997. Housing electrons: Reating quantum numbers, energy levels, and electron configurations. *Journal of Chemical Education*, Vol. 74, N° 6, pp. 709-710.
- GARCIA, A.; BERTOMEU, J.R. 1998. Lenguaje, ciencia e historia: una introducción histórica a la terminología química. *Alambique*, N°17, pp. 20-36.
- GARZÓN, L. 1997. Los actínidos y la clasificación periódica. *Revista Española de Física*, Vol. 11, N°2, pp. 21-27.
- GUZMÁN, L. M.; ROSALES, G. C. 1996. Enseñanza de la tabla periódica. *Educación Química*, Vol 7, N° 3, pp. 150-155.
- HOMMER H. 1996. A cien años del descubrimiento de los rayos X. *Educación Química*, Vol. 7, N° 2, pp. 72-75.
- SCERRI, R. 1998. La evolución del Sistema periódico. *Investigación y ciencia*, N° 266, pp. 54 -59.
- SOLBES, J.; CALATAYUD, M.; CLIMENT, J. y NAVARRO, J. 1987. Errores conceptuales en los modelos atómicos. *Enseñanza de las ciencias*, Vol 5, N° 3, pp. 189-195.

AUDIOVISUALES

Recomendamos de la serie "El universo Mecánico", distribuida por ARAIT MULTIMEDIA; S.A, la proyección de los siguientes vídeos:

Nº 49. *El átomo.*

Tras una presentación de la constitución de la materia por el Dr David L. Goodstein explica el modelo de Bohr, visualizándolo y estableciendo comparaciones con el movimiento de los planetas. A continuación se expone un resumen histórico de la evolución del concepto de átomo y de sus modelos interpretativos (Thomson y Rutherford). Posteriormente se exponen las hipótesis cuánticas y se justifica el modelo de Bohr y la ecuación espectral de Balmer-Rydberg. Por último, el Dr. Goodstein termina el vídeo planteando una reflexión sobre la importancia de los modelos y las teorías en la comprensión de la compleja realidad.

Nº 50. *Partículas y ondas.*

Tras plantear la problemática que dará lugar al nacimiento de la hipótesis cuántica, se explica el problema de emisión de energía al calentar los cuerpos y se plantea la hipótesis de Planck. Posteriormente, se explica el efecto fotoeléctrico y se expone la explicación de Einstein. A continuación, se introduce la hipótesis de De Broglie justificando los postulados del modelo de Bohr. Se introduce la teoría de Schrödinger y el principio de indeterminación, y se interpretan desde la concepción ondulatoria y probabilística. El vídeo termina ofreciendo el Dr. Goodstein una interpretación cuántica del fenómeno de polarización de la luz.

Nº 51. *De los átomos a los quarks.*

Explica el significado de los números cuánticos y justifica la ordenación de los elementos químicos en el sistema periódico, planteando la existencia de partículas elementales en el propio núcleo.

Otros posibles audiovisuales son:

- *La vida de las estrellas.* C. Sagan. Cosmos.

Nos explica, entre otros aspectos de interés, la formación de los distintos elementos químicos como consecuencia de las distintas fases de la vida de las estrellas.

- *La tabla periódica.* The Open University. Ancora Audiovisual.

Explica la necesidad de la tabla periódica como un sistema de clasificación y justifica su estructura.

Observación: La exposición de los vídeos mencionados debe ir acompañada de un cuestionario y debe ser guiada y comentada por el profesor/a; por ello, aunque la duración de cada uno de ellos es de aproximadamente 30 minutos, la exposición de cada vídeo requiere una hora lectiva.

INTERNET

Además de las páginas indicadas en el texto se pueden consultar:

www.chemistry.ucla.edu

www.cs.ubc.ca

<http://periodic.lanl.gov/default.htm>

<http://nicolasordonez0.tripod.com/index.html>

<http://old.iupac.org>

ENLACE QUÍMICO

3

1. PRERREQUISITOS

Antes de iniciar el estudio de este tema, el estudiante debe **ser capaz de**:

- 1) Conocer los nombres y los símbolos de los elementos de las familias I-VIII y de la primera serie de transición.
- 2) Distinguir (en cuanto a propiedades generales) entre metales, no metales y semimetales.
- 3) Saber que un átomo neutro contiene tantos protones como electrones, así como saber lo que significa ionizar un átomo y representar el correspondiente ion (catión o anión).
- 4) Saber que el número atómico de un elemento es invariable y que no ocurre lo mismo con el número de electrones.
- 5) Escribir la configuración electrónica de los elementos químicos representativos y de transición.
- 6) Explicar las valencias iónicas de los elementos de las familias I-VIII.
- 7) Dibujar la distribución electrónica (modelo de casillas) de los electrones de la última capa correspondientes a las configuraciones electrónicas de los elementos representativos y de la primera serie de transición.
- 8) Comprender la idea de deslocalización electrónica que acompaña al modelo cuántico.
- 9) Diferenciar los conceptos de átomo, molécula e ion.
- 10) Saber que algunos elementos no metálicos como el oxígeno, el nitrógeno y los halógenos forman moléculas diatómicas.
- 11) Saber cómo varía el radio atómico y el radio iónico en un periodo y en una familia
- 12) Formular y nombrar sustancias inorgánicas habituales en los laboratorios de química
- 13) Conocer el tipo de estructura de los hidrocarburos y las agrupaciones que definen los diferentes grupos funcionales.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Representación de estructuras de Lewis con átomos que amplían el octeto.
- 2) 'Reducción funcional de variables' a la hora de predecir la polaridad de moléculas.
- 3) Confusión entre ordenamiento de pares de electrones y geometría molecular.
- 4) Las fuerzas intermoleculares se producen en el interior de la molécula.
- 5) En los sólidos atómicos existen fuerzas intermoleculares muy intensas.
- 6) La geometría de una molécula determina su polaridad.
- 7) La polaridad de una molécula determina su geometría.
- 8) Un no metal siempre forma un número de enlaces covalentes que es idéntico al número de electrones de valencia que posee.
- 9) En un enlace covalente el par de electrones se halla siempre compartido por igual entre los dos átomos que forman el enlace.
- 10) Asignación de propiedades macroscópicas a los átomos y a las moléculas.
- 11) Dificultad de admitir y de comprender el concepto de vacío.
- 12) Dificultad a la hora de señalar el tipo de fuerza que mantiene unidos a los átomos.
- 13) Explicación reduccionista del enlace iónico como mera transferencia de electrones.
- 14) Extrapolación del comportamiento macroscópico al mundo atómico y molecular.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Establecer el carácter electromagnético del enlace químico. 2. Conocer el papel determinante que jugó el descubrimiento del electrón en el establecimiento de teorías del enlace químico. 3. Establecer, en primera aproximación, como criterio de estabilidad la "necesidad" de adquisición por parte de los diferentes átomos de estructuras electrónicas estables (gas noble más próximo). 4. Describir y diferenciar las características y naturaleza de los enlaces: iónico, covalente, metálico e intermolecular 5. Establecer cómo la naturaleza del enlace explica las propiedades de las sustancias. 6. Asignar de forma cualitativa a los diferentes tipos de sólidos sus propiedades más relevantes en función de los enlaces presentes. 7. Establecer las diferencias entre la conductividad de los metales y la de los compuestos iónicos. 8. Interpretar las propiedades de las sustancias iónicas a partir de los correspondientes valores de energía reticular. 9. Interpretar la longitud de enlace y la energía de enlace en función de la polaridad del enlace covalente y del orden de enlace. 10. Interpretar las particulares propiedades de las sustancias en las que existen enlaces covalentes O-H, N-H o F-H, en función del enlace de hidrógeno. 11. Señalar las limitaciones del modelo de gas electrónico e introducir el modelo de bandas para explicar las propiedades de los metales. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Saber interpretar el significado de la Tabla Periódica en términos de estructuras electrónicas y de propiedades periódicas que permitan fundamentar posteriormente un modelo de enlace químico. 2. Dibujar las estructuras de Lewis de moléculas e iones sencillos tanto si cumplen la regla del octeto como si el átomo central se rodea de más de ocho electrones. 3. Predecir la polaridad de moléculas sencillas utilizando como razonamientos previos los de polaridad de enlace y geometría de las moléculas (VSEPR). 4. Utilizar como ideas cuánticas básicas el concepto de deslocalización electrónica y el criterio energético. 5. Saber diferenciar y explicar el significado que proporcionan los mapas de densidad electrónica simples de compuestos iónicos, covalentes y metálicos. 6. Diseñar un procedimiento para determinar las propiedades de una determinada sustancia (conductividad, solubilidad, temperatura de fusión). 7. Realizar el comentario de un texto científico correspondiente a la historia del enlace químico. 8. Hacer resúmenes. 9. Interpretar tablas y gráficos correspondientes a temperaturas de fusión y de ebullición de diferentes sustancias. 10. Utilizar el ciclo energético de Born-Haber para determinar la energía reticular (u otra magnitud desconocida, como la afinidad electrónica) de un compuesto iónico. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Conocer algunas de las dificultades, tanto conceptuales como sociales, que históricamente hubo que superar -admisión plena de la teoría de Dalton y de la existencia de iones, dificultad de explicación de las propiedades de sustancias orgánicas y de moléculas como Cl₂, O₂, etc.- para explicar las propiedades de las sustancias en términos de una teoría coherente del enlace químico. 2. Valorar el papel que juega la investigación básica en el desarrollo del conocimiento científico (ej. alotropía del carbono). 3. Establecer el carácter evolutivo, no lineal, del desarrollo del concepto de enlace químico. 4. Valorar el papel esencial que juega el agua para la vida. 5. Valorar las preocupaciones y posicionamientos de los científicos en el momento histórico en el que han desarrollado su actividad (ej. Linus Pauling).

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

En la presentación del tema se señalan **dos objetivos básicos** para su desarrollo:

a) El estudio de la proporción en la que se unen los átomos para formar agregados atómicos estables.

b) El conocimiento de las propiedades de las distintas sustancias e intento de explicación de las mismas.

Conviene insistir desde el principio, al igual que se hacía en el tema anterior, en la diferencia entre el comportamiento macroscópico de la materia y los modelos interpretativos que se emplean a nivel microscópico.

Dentro del apartado explicativo también conviene hacer hincapié en el carácter unitario del enlace químico como **interacción electromagnética**. De esta forma, los cuatro modelos de enlace químico a estudiar (iónico, covalente, intermolecular y metálico), que suponen cuatro situaciones electrónicas, en principio diferentes, se pueden estudiar desde una perspectiva integrada que supone siempre la participación de una 'partícula' elemental de la materia: el electrón.

4.1. Clasificando las sustancias cristalinas atendiendo sus propiedades

La diversidad en cuanto a las propiedades de las diferentes sustancias se pone de manifiesto en la figura 1.2. El conocimiento de dos propiedades físicas: **la temperatura de fusión y la conductividad eléctrica** nos va a permitir agrupar en cuatro grandes grupos las sustancias que se relacionan en la misma. Obsérvese que la clasificación inicial que se realiza, que atiende a los tipos de átomos que constituyen las diferentes sustancias, no tiene por qué coincidir con un mismo tipo de sólido. Por ejemplo, en la figura 1.2 existe un grupo de sustancias que están formadas por un solo elemento metálico. Por otra parte, hidrógeno, cloro y azufre los clasificamos (con la ayuda de las figuras 1.3 y 1.4) en la categoría que corresponde al sólido (covalente) molecular; sin embargo, silicio y carbono (diamante) se deben encuadrar dentro de otro tipo de sólido: sólido (covalente) atómico. Una discusión semejante corresponde al grupo de compuestos formados por la combinación de diferentes no metales: el agua, el naftaleno y el dióxido de azufre forman sólidos moleculares, mientras que el carburo de silicio y el dióxido de silicio son sólidos atómicos.

La realización de la actividad A-1 permite poner de manifiesto todas las circunstancias señaladas anteriormente. Además, facilita al alumnado la familiarización inicial con la relación entre las propiedades físicas de una sustancia y el tipo de sólido que forma. También se permite el conocimiento de algunas sustancias que a lo largo del desarrollo

del tema se han elegido como representativas de cada uno de los tipos de sólido.

Previamente a esta clasificación inicial se ha propuesto una actividad práctica (**Investigando la conductividad y la temperatura de fusión algunas sustancias**) para que los alumnos comprendan cómo ellos mismos podrían construir una tabla análoga a la de la figura 1.2 y tengan un primer contacto acerca de la diversidad de propiedades de las diferentes sustancias y para que se les plantee la necesidad de un intento de clasificación de las mismas que permita no sólo explicar las propiedades físicas de las sustancias sino que también facilite la predicción de las mismas. Se ha elegido el yoduro de plomo (II) por ser un compuesto iónico que no tiene una temperatura de fusión muy elevada. Esta circunstancia permite a los alumnos observar el cambio de estado correspondiente. Puede que no se encuentre esta sustancia en el laboratorio escolar por lo que si no se quiere emplear otra sustancia alternativa, se deba preparar previamente (a partir de nitrato de plomo (II) y de yoduro de potasio). Otras sustancias iónicas con una temperatura de fusión moderada son: KHSO_3 , ZnCl_2 y KBr . Si se emplea $\text{KClO}_3(\text{s})$, se debe tener la precaución a la hora de distinguir el fenómeno físico (fusión de la sal) de la reacción química (formación de un gas, O_2 , y una nueva sustancia sólida, KCl). Se puede conseguir que, una vez fundida la sustancia iónica correspondiente, ésta siga conduciendo, por el efecto Joule, sin necesidad de seguir con el mechero encendido. Como ejemplo de sustancia molecular se ha propuesto el *p*-diclorobenceno. Es preferible esta sustancia al otro tipo de bolas antipolilla (*naftaleno*) ya que aquella es menos tóxica. El yodo puede ser otra sustancia alternativa (si se toman las precauciones pertinentes debido a la formación de vapores por la sublimación del mismo). La elección del estaño como ejemplo de sustancia metálica obedece al criterio de elegir una sustancia que tiene una temperatura de fusión moderada para que pueda observarse el correspondiente cambio de estado en el laboratorio. La arena de mar es un ejemplo clásico (barato y asequible) para mostrar las propiedades de los compuestos covalentes atómicos. En alguna ocasión, si se utiliza arena traída directamente de la playa, esta sustancia presenta una baja conductividad. Por ello, se debe estar seguro de que en el momento de realizar los ensayos correspondientes la arena se encuentra perfectamente seca.

Para las pruebas de conductividad, aparte de un miliamperímetro, se puede emplear como aparato alternativo a la bombilla de la figura 1.1 una 'punta de pruebas' del tipo de las que se emplean en los talleres de electricidad del automóvil.

4.2. ¿Por qué se combinan los átomos?

El primer intento de respuesta a esta pregunta se inicia con la actividad A-2 y la lectura '**Evolución histórica del concepto de enlace químico**'. Se pretende que los alumnos verbalicen sus ideas acerca de por qué se combinan los átomos, lo cual les puede ayudar a construir el concepto de enlace químico que se va a desarrollar. Los alumnos ya han debido estudiar el enlace químico en cursos anteriores. Con todo, las respuestas que proporcionan son todavía muy vagas y hacen referencia a la idea de 'buscar lo que le falta a un átomo' o de encontrar su 'complemento'. Esta idea tan difusa, pero que encuentra apoyo en analogías que se emplean en la vida diaria, puede compararse con alguna de las ideas referidas al concepto de *afinidad química* que pueden comentarse a partir de la primera parte de la lectura propuesta. Recuérdese, por ejemplo, la novela de Goethe '*Las afinidades electivas*' en la que el autor aplica el principio de las afinidades (o de las causas de las uniones químicas entre sustancias) a las relaciones amorosas que existen entre sus cuatro principales protagonistas. El estudio previo del enlace químico también proporciona respuestas en las que de alguna forma se hacen participar a los electrones de los átomos e incluso se llega a proporcionar un criterio de estabilidad relacionado con la configuración de gas noble. Esto último supone haber asimilado el modelo precuántico de Lewis, que será la base desde la que se introducirá el modelo cuántico actual.

La lectura también pretende trabajar otros aspectos como son el carácter tentativo y limitado de los primeros modelos que intentan explicar la reacción química. Estos intentos llevan asociados una explicación del tipo de unión entre átomos. Este último aspecto no debe disociarse de la resistencia de muchos relevantes científicos a admitir la teoría atómica. Por otro lado, la idea de que la afinidad química era de tipo eléctrico se fraguó a partir del desarrollo de la técnica de la electrólisis. Además, se acuñaron nuevos términos, que han ido evolucionando con el tiempo (por ejemplo el concepto de **ion**). Esta palabra también se empleó dentro de otro ámbito de investigación para interpretar las propiedades de las disoluciones de electrolitos. Sin embargo, a pesar de los avances producidos en diferentes campos de la química, existían grandes obstáculos todavía por superar, como era la explicación de las propiedades de las sustancias de los compuestos orgánicos. Con todo, se debe reconocer que la respuesta a la pregunta de por qué se combinan unas sustancias con otras, en términos de enlace químico, no suponía un problema central que animara la investigación emergente relacionada con la caracterización y la obtención de sustancias orgánicas. Recordemos que la visión del trabajo científico de la época, en la que éste avanza como fruto de un trabajo empírico sistemático a partir

de una cuidadosa observación, no había podido poner de manifiesto la existencia de los átomos (y mucho menos de iones). Por tanto, el tipo de 'fuerza' responsable de su unión era un problema de segundo orden. La lectura finaliza con la mención de Thomson y la caracterización de una nueva partícula (elemental), que permite preparar la introducción al establecimiento de un modelo general que explique las uniones entre átomos.

El ejercicio nº1 de la página 132 trata de poner de manifiesto las dificultades del modelo de unión química como un tipo de atracción gravitacional y la actividad A-3 incide en la limitación de considerar el enlace químico como consecuencia de la interacción entre iones de carga de signo opuesto.

Un modelo para el enlace químico y tipos de enlace

Finalmente, se hace necesario basar la unión química en un modelo atómico que la fundamente. Si el modelo atómico cuántico ya resulta complicado de explicar y de entender, mucho más lo es el modelo cuántico que explica el enlace químico. Por ello, conviene advertir que únicamente se introducirá este modelo a un nivel muy simplificado. Este hecho implica trabajar con dos criterios básicos: el **energético** y el **electrónico**, mostrándose al mismo tiempo su mutua interdependencia. En consecuencia, no se considera apropiado para este nivel el tratamiento que realiza la teoría del orbital molecular. Además, la teoría del enlace de valencia se presenta únicamente en su forma más elemental y, desde luego, desde una perspectiva puramente cualitativa.

De modo que, una vez introducido el carácter unitario del enlace químico como fruto de interacciones de tipo electromagnético, se indica que, atendiendo a las diferentes distribuciones electrónicas, se puede establecer una clasificación de enlaces: **iónico**, **covalente**, **intermolecular** y **metálico**. Se hará incapié en que esta subdivisión es puramente teórica y se tendrá siempre presente que cualquier modelo debe explicar tanto la estabilidad de los compuestos formados como sus parámetros estructurales.

4.3. Enlace iónico. Sustancias iónicas

Un modelo para el enlace iónico

La explicación de las propiedades de las sustancias iónicas se realizará asumiendo la **existencia de iones** de carga opuesta. Posteriormente se analizará que la interacción entre iones de carga opuesta es la causa principal de la estabilidad de la red iónica.

En primer lugar se analiza la formación de iones (**cationes** y **aniones**) por pérdida o ganancia de electrones. Una

vez definido el concepto de **electrovalencia** se aplica al establecimiento de la valencia iónica para diferentes elementos representativos y se realiza un análisis acerca de la semejanza en cuanto a la formación de iones de los elementos de una misma familia del Sistema Periódico. La actividad **A-4** recuerda lo estudiado en este sentido en el tema anterior y sirve para tener una primera idea acerca de los tipos de elementos que se van a combinar para formar compuestos iónicos. Esta descripción inicial señala como ejemplos del enlace iónico las combinaciones entre un metal y un no metal y la amplía para los casos que suponen la participación de iones poliatómicos. En la primera parte de la actividad **A-5** se aplica este primer criterio, siendo el HCl el único compuesto que no entra dentro de esta clasificación inicial. Si el profesor lo considera conveniente se puede establecer, en este momento, el criterio que supone establecer la diferencia de electronegatividad entre los átomos implicados.

En la segunda parte de la actividad **A-5** y en la **A-6** se pretende que los alumnos consoliden el criterio de formación de fórmulas químicas iónicas mediante la aplicación del denominado **principio de electroneutralidad**. Por ejemplo, en la **A-6**, el pirofosfato de calcio se puede descomponer en dos iones. Ya que están presentes los iones calcio, Ca^{2+} , y en la fórmula aparece un subíndice que indica que existen dos de estos iones, la carga total positiva de los mismos es +4, por lo que la carga del ion pirofosfato debe ser -4, de forma que este ion queda representado por la siguiente fórmula: $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$. Por tanto, en el pirofosfato de potasio deben existir cuatro iones potasio, K^+ , por cada ion pirofosfato, para que se cumpla el principio de electroneutralidad: $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$. En el caso del pirofosfato de hierro (III) los iones presentes son: $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ y Fe^{3+} . Mediante una relación que supone tres iones pirofosfato por cada cuatro iones hierro (III) se cumple en principio de electroneutralidad, con lo cual la fórmula correspondiente es: $\text{Fe}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$.

Estructuras iónicas

Antes de presentar diferentes tipos de estructuras iónicas y de establecer una primer explicación de las mismas conviene hacer reflexionar a los alumnos acerca de la posible existencia de 'moléculas iónicas' y del significado que tienen las fórmulas que representan a compuestos iónicos. Éstos son los dos principales objetivos de las actividades **A-7** y **A-8**.

En la **A-7** los alumnos hacen representaciones que están asociadas con grupos de parejas de iones (a veces sólo una pareja), uno de ellos positivo y el otro negativo. Estos dibujos permiten plantear la reflexión a los alumnos acerca de si la atracción electrostática tiene preferencia en una sola dirección o si por el contrario cada ion intentará rodearse de tantos iones de carga opuesta como sea posible. El análisis

de las tres representaciones de la figura 3.1 permite comprender que la distribución espacial de los iones de la red iónica depende de las relaciones de tamaño que existen entre cationes y aniones (ej. NaCl y CsCl ; al ser el ion Cs^+ mayor que el ion Na^+ , el índice de coordinación en el CsCl es $\text{IC} = 8$, frente al índice menor en el NaCl , $\text{IC} = 6$) y de sus cargas respectivas (ej. el CaF_2 no puede tener una estructura de NaCl o de CsCl , ya que en éstos el número de iones de carga opuesta es idéntico y en el CaF_2 el número de iones fluoruro, F^- , debe ser el doble que el de iones calcio, Ca^{2+}). De todo ello se infiere lo inapropiado que resulta hablar de moléculas en los compuestos iónicos y que la fórmula química de un compuesto iónico representa la relación más sencilla (fórmula empírica) que guardan los iones que forman el cristal.

El mapa de densidad electrónica correspondiente a la figura 3.3 de la actividad **A-9** permite confirmar la suposición que establece la existencia de iones en la red iónica y su distribución (obsérvese que hay zonas de densidad de carga nula, que se corresponde con la zona que separa dos iones contiguos). No obstante, debemos insistir en las limitaciones inherentes al modelo que asume la existencia de cargas eléctricas puntuales (no olvidemos que estamos considerando iones) y que, la interacción iones positivos y negativos (cargas puntuales) es una situación límite.

Energía reticular. Ciclo de Born-Haber

Un intento de explicación de la mayor estabilidad (medida, en primera aproximación, a partir de la correspondiente entalpía de formación) de los compuestos iónicos en comparación con la de las sustancias simples de partida, necesita un estudio riguroso de los procesos que, en teoría, se ponen en juego en su formación. Señalar que el criterio que indica que el compuesto iónico se forma debido a la tendencia de los elementos químicos que lo forman a formar iones con estructura electrónica de gas noble es una primera aproximación superficial y limitada.

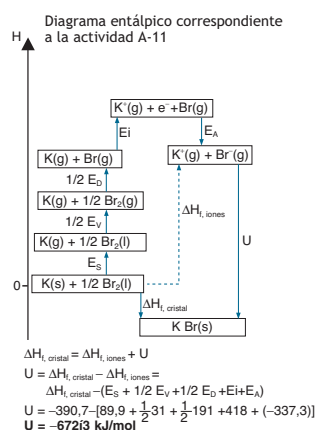
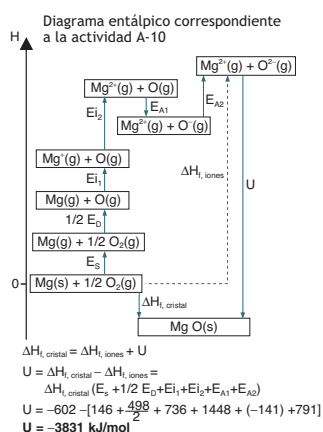
El **ejemplo 1** de la página 105 describe de forma pormenorizada los procesos teóricos que explican la formación de un compuesto iónico. Las energías puestas en juego en cada proceso se representan en el correspondiente diagrama entálpico. En esta construcción se vuelve a hacer hincapié en el mayor contenido energético que supone la formación de los correspondientes iones frente al de las sustancias simples de partida. Ello permite definir una nueva energía, denominada **energía reticular**, U , que es determinante en la formación del compuesto iónico. Esta energía se puede calcular a partir del conocimiento de $\Delta H_{f, \text{ cristal}}^0$ y de $\Delta H_{f, \text{ iones}}^0$, según se desprende del análisis de la figura 3.8 y de su concreción para el caso del cloruro de sodio en las figuras 3.9 y 3.10 en el **ejemplo 2**. Todas estas figuras corresponden a sendos **diagramas entálpicos** en los que la forma-

ción del compuesto iónico se puede realizar mediante dos posibles rutas alternativas y en donde se tiene en cuenta que la variación de entalpía sólo depende de los estados final e inicial y no del camino recorrido.

En algunos libros se ejemplifica el ciclo de Born-Haber para el NaCl(s), aunque sin realizar un estudio completamente explícito con al ayuda de los correspondientes diagramas entálpicos. Creemos que la forma en la que hemos introducido este ciclo tiene mayores potencialidades y evita algunos errores y cálculos incorrectos debido a un aprendizaje puramente memorístico. Así, algunos manuales proporcionan una fórmula semejante a la siguiente para el cálculo de la energía reticular:

$U = \Delta H_{f, \text{cristal}}^0 - (E_S + EI + 1/2 E_D + E_A)$, pero no se suele mencionar que la misma sólo es válida para combinaciones de flúor o cloro con elementos alcalinos. En consecuencia, se recomienda la construcción del correspondiente diagrama entálpico (referido siempre a la formación de 1 mol de compuesto iónico) para evitar estas limitaciones y las dificultades subsiguientes que se derivan de aplicación de algoritmos carentes de sentido y de fórmulas de aplicación limitada.

La solución a las actividades A-10 y A-11 se puede encontrar mediante la construcción de sendos diagramas entálpicos.



Factores de los que depende la energía reticular

El establecimiento de la ecuación matemática que permite el cálculo teórico de la energía reticular puede que sólo sea adecuado para estudiantes avanzados. Por ello, creemos que puede ser suficiente la discusión cualitativa que se realiza en la página 108. En ésta, se tratan, a partir de la asunción de un modelo electrostático simple, dos factores: la **magnitud de las cargas** (como factor principal) y la **distancia entre iones**. En la actividad A-12 se intenta que los alumnos establezcan que la energía reticular (valor absoluto) es directamente proporcional a las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica. Los

valores de energía reticular de cada uno de los grupos de la tabla que se proporciona deben servir para ejemplificar estas tendencias teóricas.

Propiedades generales de los compuestos iónicos. Explicación mediante el modelo iónico

Una vez introducida la nueva magnitud denominada **energía reticular** y estudiado los factores de los que depende, podemos explicar las variaciones de las temperaturas de fusión y de ebullición, de las entalpías de vaporización y de la dureza de los compuestos iónicos.

El análisis de la actividad A-13 permite establecer estas relaciones. En los haluros de sodio, al ir aumentando la distancia interiónica, el valor absoluto de la energía reticular decrece. Es decir, la 'fortaleza' del enlace iónico disminuye, lo cual se traduce en la disminución de las magnitudes que se relacionan en la tabla. Los óxidos de los alcalinotérreos poseen valores de energía reticular muy superiores a los correspondientes de los haluros de sodio ya que en estos compuestos las cargas de los iones son inferiores. Por ello estos últimos son menos duros y poseen valores inferiores de temperatura de fusión. El comentario en cuanto a las tendencias observadas entre los óxidos de los alcalinotérreos tiene de nuevo en cuenta el aumento de distancia interiónica y, por tanto, la disminución del valor absoluto de la energía reticular. Estas consideraciones permiten hacer predicciones y contestar a la actividad A-14:

- $|U_{\text{RbCl}}| > |U_{\text{RbI}}| \rightarrow T_{\text{fus}}(\text{RbCl}) > T_{\text{fus}}(\text{RbI})$;
- $|U_{\text{ZnO}}| > |U_{\text{ZnS}}| \rightarrow T_{\text{fus}}(\text{ZnO}) > T_{\text{fus}}(\text{ZnS})$;
- $|U_{\text{ZnO}}| > |U_{\text{NaCl}}| \rightarrow T_{\text{fus}}(\text{ZnO}) > T_{\text{fus}}(\text{NaCl})$.

Otras propiedades, como la **solubilidad de muchos compuestos iónicos en agua**, se explican de nuevo atendiendo a la energía necesaria para superar la energía reticular (separando los iones por ruptura de la red iónica). Las figuras 3.11 y 3.12 ayudan a comprender las interacciones ion-disolvente que se establecen. Puede que sea conveniente recordar en este momento alguno de los inconvenientes planteados a la teoría electrolítica de Arrhenius que fueron mencionados en la lectura de la página 100.

En este punto se aprovecha para tratar **La importancia del agua** mediante la lectura de la página 111 y la actividad A-15. Posteriormente, se vuelve a insistir en la importancia de esta sustancia en la página 138, dentro de la lectura **Importancia del enlace de hidrógeno**. El agua es un excelente disolvente, medio necesario para la vida. Las palabras de Kofi Annan nos ayudan a tomar conciencia de la importancia de esta sustancia para la vida de las personas. En España existe una legislación relativamente reciente acerca de los criterios de calidad de las aguas potables (Real Decreto 1138/1990. BOE nº 282 de 24/11/90) y de las aguas de bebida envasadas (Real Decreto 781/1998. BOE nº 121

de 21/05/98). Se puede realizar una selección de datos para proporcionarlos a los alumnos y efectuar los comentarios oportunos acerca de los criterios y parámetros de salubridad. El libro de Catalán (1981) puede emplearse como una adecuada fuente de datos para este fin y otros relacionados. La tabla que se proporciona en la figura 3.14 permite conocer la diversidad en cuanto a la proporción de iones de diferentes marcas de agua mineral, si bien existe una amplia uniformidad en cuanto a su composición cualitativa.

Se puede comentar el diferente grado de dureza y mineralización de las aguas que se proporcionan. También puede mencionarse la creencia popular de que ciertas marcas son más adecuadas que otras para tratar la existencia de cálculos renales. En primer lugar, se debe señalar que éstos no son siempre de oxalato de calcio; y en segundo lugar se debe añadir que no existe relación contrastada entre la composición de un agua mineral y su capacidad para disolver los citados cálculos. Únicamente hay evidencia de que para expulsar las citadas 'piedras' se debe beber una gran cantidad de agua, independientemente de la concentración iones que la misma posea.

La **fragilidad** de las sustancias iónicas se puede simular mediante el experimento descrito en la página 278 del libro de 1º de bachillerato.

Finalmente, puede ser provechoso comentar el mecanismo que explica la **conductividad eléctrica** de estas sustancias para establecer las diferencias que existen con respecto a la conductividad de los metales.

Con el fin de facilitar a los estudiantes el aprendizaje de los conceptos estudiados, antes de finalizar el apartado del enlace iónico se propone la realización de una **actividad de síntesis (A-16)**. Nuevas actividades de recapitulación se proponen (o se realizan) a lo largo del estudio de este tema. En la página 139 se propone una **tabla-resumen** en la que se deben establecer las semejanzas y diferencias de los sólidos atómicos y los sólidos moleculares. La tabla de la página 143 explica las propiedades más relevantes de los sólidos metálicos y en la tabla de la página 145 se resumen las propiedades generales de los cuatro tipos de sólidos estudiados.

4.4. Enlace covalente

Las insuficiencias del modelo de enlace iónico se ponen de manifiesto a la hora de explicar la existencia de uniones entre átomos idénticos (**A-17**). Además, las propiedades generales de las sustancias que se proponen en esta actividad dejan de ser las características de los sólidos iónicos.

Esta actividad nos puede ayudar a comprender las dificultades que, a principios del siglo XX, planteaban los modelos de 'tipo iónico' para explicar la existencia y propieda-

des de algunas sustancias como las orgánicas. El salto cualitativo se produce en 1916 por Kossel y Lewis al establecer un primer criterio de estabilidad (ocho electrones), siendo el modelo de Lewis el que introduce el concepto de enlace por compartición de pares de electrones (que será posteriormente reformulado dentro del marco teórico de la mecánica cuántica). La lectura **Primeros modelos de enlace a partir del descubrimiento del electrón** trata de establecer estas ideas y de poner de manifiesto la existencia de dos programas de investigación paralelos, realizados desde la óptica de la Física (Bohr) y desde la perspectiva química (Lewis). Destacar en este sentido (**A-18**) que el modelo de átomo de Lewis surge a partir de un modelo de enlace químico y que el modelo de enlace químico de Bohr nace como consecuencia de un modelo de átomo que intenta explicar una serie de propiedades físicas (espectros, etc.).

Enlace covalente o por compartición de pares de electrones. La molécula de hidrógeno

La idea de enlace covalente por compartición de pares de electrones que se ubican en la zona internuclear de los átomos implicados se desarrolla tomando como ejemplo la molécula de hidrógeno (H_2). El mapa de densidad electrónica de la figura 4.4 (**A-19**) contrasta con el de la figura 3.3 de la A-10. Ahora la zona de mayor densidad de carga se encuentra en la zona internuclear. Asumimos, en consecuencia, que el par electrónico del enlace covalente se encuentra preferentemente en la zona que separa ambos núcleos (tomando siempre como idea básica cuántica la deslocalización electrónica). Por otra parte, la mayor estabilidad de la molécula de hidrógeno con respecto a los átomos por separado se puede explicar a partir del solapamiento de los correspondientes orbitales atómicos.

Teoría del orbital atómico o del enlace de valencia. Estructuras de Lewis

El método empleado para explicar la formación de la molécula de hidrógeno, con formación de un enlace covalente, puede extenderse al estudio de moléculas más complejas. La argumentación que se emplea en el libro del alumnado supone introducir el modelo del enlace de valencia. Mediante un criterio puramente cualitativo se estudia la capacidad de un determinado átomo para formar enlaces covalentes analizando el número y distribución de electrones de su última capa (figura 4.11). Se introduce de esta forma el concepto de **covalencia**, que se aplica a la hora de representar las denominadas **estructuras de Lewis (ejemplo 3)**. Se han ejemplificado diferentes casos de moléculas sencillas (H_2O y PF_3), analizando también un ejemplo que supone la ampliación del octeto del átomo central (PF_5), otro de covalencia dativa (NH_4^+) y uno final que supone la formación de un enlace múltiple (O_2).

En la actividad **A-21** se pueden aplicar los conceptos estudiados en este ejemplo: moléculas sencillas (HF y H_2S); ampliación del octeto (SF_6); enlace covalente dativo (H_3O^+) y enlace múltiple (N_2).

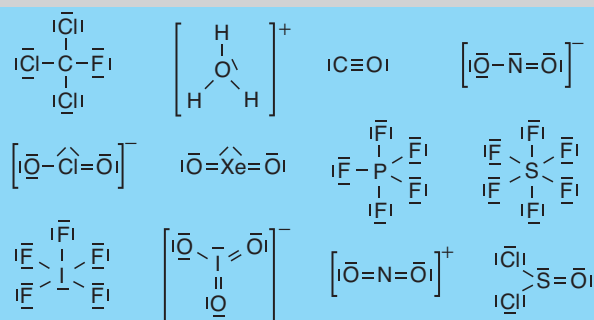
La representación de la estructura de Lewis es un prerrequisito a la hora de establecer la geometría molecular y al justificar la polaridad de las moléculas. Normalmente, los alumnos tienen las siguientes dificultades a la hora de representar estructuras de Lewis:

- Representación de enlaces múltiples.
- Elección del átomo central.
- Asignación del número total de electrones que corresponden a iones.
- Cálculo y reducción de cargas formales.
- Representación de moléculas en las que el átomo central amplía el octeto.

Por todo ello, es conveniente enseñar un método general (**ejemplo 4**), que puede ser reformulado una vez se comprenda el sentido del conjunto de los pasos que inicialmente se aconseja dar. Una vez comprendidas las limitaciones del primer modelo inicial (ej. SF_4) se pueden representar estructuras de Lewis siguiendo un procedimiento más corto, pero que tiene el mismo fundamento básico.

Las estructuras de Lewis que corresponden a las especies químicas de la actividad **A-22** son las siguientes:

Estructuras de Lewis correspondientes a la actividad A-23



Nota: No se discuten las posibles estructuras resonantes, cuando ello es posible.

Resonancia

En la **A-23** sólo el tercer diagrama representa dos formas resonantes del ion HCO_2^- . En los otros dos casos, cada una de las moléculas representadas poseen una ordenación diferente de sus átomos.

Algunas limitaciones e insuficiencias del modelo de Lewis

Las estructuras de Lewis son de gran utilidad para los químicos, pero conviene señalar alguna de sus limitaciones. De esta forma se prepara al alumno que quiera realizar unos estudios más avanzados. Un nuevo modelo más riguroso (orbital molecular) resuelve estas deficiencias.

Se puede profundizar en el estudio de las limitaciones de las estructuras de Lewis a la hora de representar moléculas con número impar de electrones (ej. NO , NO_2) o para explicar las longitudes de enlace (y energías de enlace) en especies químicas como O_3 , SO_2 , SO_3 , C_6H_6 , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} .

Geometría molecular. Modelo de las repulsiones de los pares de electrones

Se considera que el *modelo de las repulsiones de los pares de electrones de la capa de valencia* es más intuitivo y de más fácil comprensión que el modelo de hibridación de orbitales atómicos.

En la tabla de la figura 4.24 se trata de diferenciar el **ordenamiento de pares de electrones** que rodean al átomo central de la **geometría molecular** que resulta de la distribución espacial de enlaces químicos como consecuencia del ordenamiento electrónico que le corresponde. Sólo cuando todos los pares de electrones que rodean al átomo central son pares de electrones de enlace se produce una coincidencia entre ordenamiento espacial de pares electrónicos y geometría molecular.

Para distinguir claramente estos dos conceptos relacionados se puede seguir un proceso de análisis de la geometría molecular semejante al realizado en el **ejemplo 5**. Siguiendo la guía establecida en la figura 4.24, y mediante un procedimiento análogo al de este último ejemplo, en la actividad **A-24** se obtiene el siguiente resultado: a) CF_4 : tetraedro; b) SF_6 : octaedro; c) PCl_5 : bipirámide trigonal; d) XeF_2 : lineal; e) XeF_4 : cuadrado plana; f) IF_5 : pirámide cuadrada; g) PF_6^- : octaedro; h) HClO : angular (O como átomo central); i) IBr_3 : forma de T; j) SF_4 : tetraedro distorsionado. Finalmente, en la **A-25** la disminución del ángulo de enlace de las moléculas CH_4 , NH_3 y H_2O se puede explicar por la presencia de pares solitarios en estas dos últimas moléculas; la no equivalencia entre las tres posibilidades de interacción que se pueden establecer entre pares solitarios y de enlace hace que el ángulo de enlace se vaya cerrando a medida que aumenta el número de pares solitarios.

Polaridad de enlaces y de moléculas

El par de electrones del enlace covalente sólo se encuentra igualmente compartido cuando en el mismo participan átomos idénticos. La formación de un enlace covalente entre elementos distintos provoca la aparición de un dipolo eléctrico, que otorga a dicho enlace un momento dipolar.

Conviene insistir en que la existencia de enlaces polares no implica necesariamente que el conjunto de la molécula manifieste una polaridad definida. Para introducir esta diferencia conviene que los alumnos verbalicen previamente esta posible asociación (**A-27**). Ello debe propiciar en una etapa final que para responder a la pregunta: ¿Es polar la molécula? se responda contestando a su vez a las siguientes cuestio-

nes: ¿Cuál es su estructura de Lewis? ¿Existen enlaces polares? ¿Cuál es su geometría? ¿Es nula la suma vectorial de los momentos dipolares de cada uno de los enlaces (polares) presentes? En las figuras 4.33 y 4.34 se responden a estas tres últimas cuestiones para los dos ejemplos elegidos. Esta predicción teórica se puede poner de manifiesto realizando la actividad A-27. La contestación a las subpreguntas planteadas para conocer si una molécula es o no polar proporciona el siguiente resultado a la actividad A-28: a) NH_3 : polar; b) H_2S : polar; c) PCl_5 : apolar; d) IF_3 : polar.

Carácter iónico del enlace covalente

Un enlace covalente en el que el par de electrones se comparte por igual entre los dos átomos implicados sólo se produce si los dos átomos son idénticos. Cuando los átomos son diferentes el enlace covalente es polar, con una carga parcial negativa ($-\delta$) sobre el átomo más electronegativo y una carga parcial positiva ($+\delta$) sobre el átomo de menor electronegatividad (EN). Si la diferencia entre los valores de electronegatividad es muy grande, como ocurre por ejemplo entre el flúor y el litio, el 'par electrónico' se encuentra transferido prácticamente en su totalidad hacia el átomo más electronegativo (en nuestro ejemplo, el flúor). Esta situación se corresponde con la de un enlace iónico. Esta discusión puede servir para resaltar una vez más el carácter unitario del enlace químico, presentando al enlace iónico como una situación límite de un enlace covalente polar.

Podemos, en primera aproximación, utilizar los valores de electronegatividad de la figura 4.25 del libro de los alumnos para realizar predicciones acerca del carácter iónico de un determinado enlace químico. Si la diferencia de electronegatividad está comprendida entre 0 y 1, el enlace es covalente polar. Por ejemplo, los enlaces covalentes entre el fósforo ($\text{EN} = 2,1$) y el cloro ($\text{EN} = 3,0$) en el PCl_3 ($\Delta E_N = 3,0 - 2,1 = 0,9$) son de este tipo. Si la diferencia de electronegatividad es superior a dos unidades ($\Delta E_N > 2$) podemos afirmar que se trata de un enlace iónico. Un ejemplo lo tenemos en el NaF ($\Delta E_N = 3,1$). Para valores de EN comprendidos entre 1 y 2 ($1 < \text{EN} < 2$), no se pueden realizar predicciones seguras. Por ejemplo, PF_3 ($\Delta E_N = 1,9$) es un compuesto molecular con enlaces covalentes polares P - F; sin embargo, NaBr ($\Delta E_N = 1,9$) es un compuesto iónico, en el que existen los iones Na^+ y Br^- .

Una vez discutidos estos aspectos se puede volver a realizar la actividad A-5 para apoyar la predicción realizada acerca del carácter no iónico del HCl .

Se puede establecer una guía más simple para predecir la naturaleza del enlace entre dos elementos correspondientes a las familias de los elementos representativos:

- Enlaces entre los elementos alcalinos o alcalinotérreos y elementos no metálicos son de tipo iónico.
- Enlaces entre dos elementos no metálicos son del tipo covalente polar.

- Enlaces entre los átomos de un mismo elemento son del tipo covalente.

Longitud y energía de enlace

En este apartado se establece la relación que existe entre la denominada longitud de enlace y el tamaño atómico (Fig. 4.37) y el orden de enlace (Fig. 4.38), respectivamente.

La energía de enlace nos da idea de la 'fortaleza' de la unión covalente entre dos átomos (Fig. 4.39). Para la actividad A-30 se puede realizar el siguiente comentario: La energía de disociación de la molécula de flúor es de 155 kJ/mol y de la molécula de hidrógeno 436 kJ/mol. Estos valores nos indican que se necesita mucha menos energía para separar los átomos de flúor de su molécula, que los dos átomos de hidrógeno de la suya. Se cree que ello es debido a la repulsión de los pares de electrones que no participan en el enlace en la molécula de flúor. Este tipo de repulsión no existe en la molécula de hidrógeno porque en ella no existen pares de electrones solitarios. Todo ello se refleja en una mayor longitud de enlace para la molécula de flúor.

Una vez puestos de manifiesto (Fig. 4.41 y 4.42) los dos factores principales de los que depende la energía de enlace, se pretende que los alumnos realicen predicciones mediante la realización de las actividades A-31, A-32 y A-33. Para la actividad A-32 se pueden realizar los siguientes comentarios: La estabilidad de los hidruros covalentes de un mismo grupo disminuye al descender en el mismo ya que en este sentido disminuye la polaridad de los enlaces y aumenta la distancia de enlace, al ser el átomo X cada vez menos electronegativo y más voluminoso.

Esto se aprecia claramente en la siguiente tabla:

Compuesto	Enlace	E_N de X	Longitud de enlace / Å	Energía de enlace/kJ mol ⁻¹
NH_3	N - H	3,0	1,008	388
PH_3	P - H	2,1	1,420	322
AsH_3	As - H	2,0	1,519	247

Por otro lado, al desplazarnos hacia la derecha en un mismo periodo la energía de enlace X - H aumenta ya que el átomo X es progresivamente más electronegativo y más pequeño, lo cual se refleja en una polaridad mayor y una distancia de enlace cada vez menor.

Todo ello se aprecia en la siguiente tabla:

Compuesto	Enlace	E_N de X	Longitud de enlace / Å	Energía de enlace/kJ mol ⁻¹
NH_3	N - H	3,0	1,008	388
H_2O	O - H	3,5	0,958	463
HF	F - H	4,0	0,92	564

En la actividad **A-32**, una vez representadas las correspondientes estructuras de Lewis se puede afirmar que el enlace carbono-oxígeno es más corto y más fuerte en el monóxido de carbono que en el dióxido de carbono, ya que en el CO el enlace es triple y en el CO₂ los dos enlaces son dobles.

Finalmente, indicar que la energía de enlace del nitrógeno es muy alta (944 kJ/mol), debido a la existencia de un triple enlace, lo cual le confiere una cierta inercia química (**A-33**).

4.5. Enlaces intermoleculares. Sólidos moleculares

La explicación de las particulares propiedades de los sólidos moleculares debe buscarse en la existencia de algún tipo de interacción electromagnética (fuerzas de Van der Waals) entre las moléculas. Las propiedades de estas fuerzas permiten establecer las diferencias entre el enlace covalente (entre átomos) y el enlace intermolecular. Una vez establecidas las principales diferencias (direccionalidad del enlace, distancia de enlace y energía de enlace), se realiza una primera aproximación al estudio de las tendencias observadas en cuanto a variación de algunas propiedades físicas (ej. T_{fus}) y la explicación que se puede establecer en función de la mayor o menor intensidad de las fuerzas de Van der Waals. (Fig. 5.10 y **A-34**). En esta actividad se proporcionan las temperaturas de ebullición de los tres alcanos isómeros de fórmula molecular C₅H₁₂. Al igual que ocurre con otros isómeros, se puede apreciar la disminución de la T_{eb} con el número de ramificaciones. Podemos explicar que una ramificación disminuya la temperatura de ebullición atendiendo a la diferente magnitud de las fuerzas de Van der Waals: a medida que aumenta el número de ramificaciones, la forma de la molécula se va aproximando cada vez más a la de una esfera, con lo que disminuye su superficie. Esto supone un debilitamiento paulatino de las fuerzas intermoleculares, que pueden ser superadas a temperaturas cada vez más bajas.

Su incapacidad para conducir la corriente eléctrica en condiciones ordinarias también se explica, resaltando algún comportamiento aparentemente anómalo, como es la conductividad de disoluciones acuosas de amoníaco y de cloruro de hidrógeno (ácido clorhídrico).

En el apartado de **solubilidad** se puede comentar que sustancias apolares como el cloro o el yodo se disuelven bien en disolventes orgánicos (apolares) como el tolueno o el tetracloruro de carbono; en disolventes polares como el agua, estas sustancias se disuelven poco (a no ser que además ocurran otros procesos); en cambio, otras sustancias

polares, como el etanol o el amoníaco se disuelven bien en agua.

Un enlace intermolecular particular: el enlace de hidrógeno

Atendiendo a los aspectos estudiados de las fuerzas de Van der Waals se pueden realizar predicciones acerca del orden en el que crecen las temperaturas de fusión y de ebullición para cada una de las siguientes series:

- a) CH₄, SiH₄, GeH₄ y SnH₄;
- b) NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃;
- c) H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te;
- d) HF, HCl, HBr, HI.

Las ordenaciones que se obtienen de esta manera no coinciden con las correspondientes que resultan a partir de los valores experimentales. Existen tres valores anómalos, cada uno de ellos en una serie distinta.

Estas anomalías se ponen de manifiesto en la actividad **A-36**. El análisis de esta actividad se complementa con el correspondiente al de la figura 5.13. La explicación de estas propiedades se realiza señalando la existencia de sendos enlaces intermoleculares, que tienen en común la participación de átomos de hidrógeno. Este enlace no es exclusivo de estas tres sustancias sino que se presenta en otros compuestos importantes para la vida de nuestro planeta (Lectura '**Importancia del enlace de hidrógeno**' y **A-39**). Un aporte energético que rompa estos enlaces intermoleculares puede tener graves consecuencias que impidan la realización de importantes procesos bioquímicos (ej. ruptura de los enlaces de hidrógeno que conforman la estructura secundaria de proteínas). Además, se puede comentar, con la ayuda de un diagrama (ej. consultar los libros de Gillespie que aparecen referenciados en la bibliografía), la particular estructura del hielo. Cuando éste funde se rompe un 15% de los enlaces de hidrógeno presentes, de forma que las moléculas que quedan 'libres' pueden reordenarse propiciando una estructura 'más compacta' lo que supone un aumento de densidad.

En la figura 5.16 se ejemplifican situaciones que representan enlaces de hidrógeno. Este conocimiento debe ser transferido a otros casos semejantes (**A-37**). En esta actividad el alumno debe distinguir los compuestos en los que no es posible la existencia de enlaces de hidrógeno (CH₄, H₂S, HCl, CaH₂, ya que no existen enlaces H - F, H - O ni H - N) de aquellos otros en los que sí que existe esta interacción intermolecular (CH₃OH, CH₃NH₂, CH₃CH₂COOH, HF). Un caso análogo ocurre en la **A-38** al comparar las propiedades físicas de un éter y de su alcohol isómero (presenta enlaces de hidrógeno).

4.6. Sólidos Atómicos

Un tipo particular de sólidos en los que los átomos también se encuentran unidos mediante enlaces covalentes son los sólidos atómicos. No se considera conveniente profundizar en los diferentes tipos de sólidos de este tipo (elementos que los constituyen y tipos de estructura). Únicamente citamos ejemplos de sólidos que corresponden a elementos de la familia de los carbonoides o a algunas de sus combinaciones. Sí que resulta importante comparar la diferencia entre las propiedades de estas sustancias y las correspondientes a las moleculares (A-40 y A-41). La ruptura de débiles fuerzas intermoleculares se traduce en unas temperaturas de fusión y de ebullición bajas para el caso de sustancias moleculares [Cl₂(s), CO(s), CO₂(s)]. Estos valores contrastan con los correspondientes a los de sólidos atómicos en los que un cambio de estado supone la ruptura de fuertes enlaces covalentes [Si(s), SiO₂(s), SiC(s), C(diamante)]. La temperatura de fusión del diamante es superior a la del silicio ya que el enlace covalente C - C posee una energía de enlace superior a la del enlace covalente Si -Si (los átomos de silicio son de mayor tamaño que los átomos de carbono y, por tanto, la longitud del enlace Si -Si es superior a la del enlace C - C).

Conviene, una vez más (recordemos la actividad A-16 para los compuestos iónicos), proceder a una recapitulación sobre las propiedades de las sustancias en las que sus átomos están enlazados por enlaces covalentes (A-42). Una guía para la realización de esta actividad puede ser la siguiente tabla:

	CRISTALES MOLECULARES		CRISTALES ATÓMICOS
	Moléculas polares	Moléculares apolares	
Unidades estructurales			
Tipos de enlaces existentes			
Dureza (alta o baja)			
T _{fus} (Alto o bajo)			
Solubilidad Agua Tolueno			
Conductividad eléctrica			
(*) Casos particulares			
Explicación de propiedades			
Ejemplos			

Este apartado finaliza con la lectura ‘Alotropía. Formas alotrópicas del carbono’. En la misma se presentan las tres formas alotrópicas del carbono y se comentan sus diferentes propiedades y aplicaciones. El diferente ordenamiento de los átomos de carbono en su forma alotrópica de grafito con respecto a la del diamante permite obtener diamantes por tratamiento de grafito a elevadas temperaturas y presiones (A-43). Si se comparan las figuras 6.5a y 6.5b se puede comprender que la densidad del grafito (d = 2,25 g cm⁻³) sea menor que la del diamante (d = 3,51 g cm⁻³). De estas dos variedades alotrópicas del carbono, la forma de alta densidad es la más estable a altas presiones. El grafito es la forma más estable del carbono a temperaturas y presiones ordinarias. El primer éxito en la síntesis de diamantes a partir de grafito se obtuvo en los laboratorios de la General Electric en 1955. A 2500 K y a 150000 atm tiene lugar en pocos minutos una transformación prácticamente completa de grafito en diamante. Se puede resaltar que el mercado industrial de diamantes para fabricar herramientas es mucho mayor que el mercado de diamantes como piedras preciosas.

Para contestar la actividad A-44 los alumnos pueden contrastar el resultado de su búsqueda bibliográfica con el pie de la figura 3.3 del Tema 1.

4.7. Enlace metálico. Sustancias metálicas

Las propiedades de los metales no pueden explicarse con los modelos de enlace covalente o de enlace iónico. Por ejemplo, la explicación del tipo de estructura difícilmente puede realizarse indicando que existen enlaces covalentes entre átomos vecinos ya que no existen suficientes electrones de valencia para que se produzca este tipo de interacción. Tampoco tiene sentido hablar de iones positivos y negativos (recordemos los valores relativamente bajos de las energías de ionización de los metales). Otras propiedades, como la conductividad eléctrica o la ductilidad y la maleabilidad, sólo las presentan estas sustancias (A-45).

Se introduce el **modelo de bandas electrónicas** para explicar el enlace metálico, aunque todavía se conserva una representación (Fig. 7.5) que recuerda la visualización del modelo del 'mar de electrones' introducido el curso anterior. Este diagrama se emplea para complementar el cuadro realizado que explica las propiedades de las sustancias metálicas.

La actividad A-46 seguramente excede el nivel de este curso, aunque quizás resulte apropiada para los alumnos que estudian Física. Dejamos al profesorado la elección del nivel de profundidad con el que en este apartado va a tratar en qué consiste el *efecto fotoeléctrico* y la explicación subsiguiente. En cuanto al *efecto termoiónico* se puede señalar que los electrones libres en un metal tienen una distribución de velocidades semejante a las moléculas de un gas. Cuando el metal se calienta, la velocidad de los electrones aumenta. A una determinada temperatura una pequeña proporción de los mismos adquieren suficiente energía para escapar del metal. Si en estas condiciones se establece una diferencia de potencial se consigue una corriente eléctrica.

Conviene que los alumnos establezcan explícitamente la diferencia entre la ductilidad y la maleabilidad de los metales y la fragilidad de las sustancias iónicas, así como la conductividad de metales y compuestos iónicos (A-47). Los alumnos pueden servirse de las figuras 7.7 y 3.15 - 3.16 para establecer estas diferencias.

El comentario de las figuras 7.8 y 7.9 (A-48) permite establecer las tendencias generales en cuanto a la variación de la intensidad del enlace metálico. Esta interacción es más intensa a medida que aumenta el número de electrones de la capa de valencia. Las interacciones son cada vez más fuertes entre iones positivos (que disminuyen su tamaño paulatinamente) y los electrones que se encuentran deslocalizados por todo el cristal. Por otro lado, en una familia (ej. alcalinos) estas interacciones se hacen menos intensas a medida que aumenta el tamaño de los iones. La explicación de las propiedades de los metales de transición requiere añadir nuevas consideraciones como la formación de enlaces covalentes con participación de electrones tipo d.

Finalmente, se da una primera explicación acerca del carácter conductor, semiconductor o aislante de las sustancias mediante la teoría de las bandas.

Resumen de las propiedades de los distintos tipos de sólidos

A lo largo del desarrollo del tema hemos realizado dos actividades de recapitulación. Una al finalizar el estudio de las sustancias iónicas (A-17) y otra como resumen de las propiedades de las sustancias cuyos átomos están unidos mediante enlaces covalentes (sólidos moleculares y sólidos atómicos) (A-43). Estas dos actividades se integran en la tabla que se proporciona, añadiendo las sustancias metálicas. Es conveniente que los alumnos realicen esta tabla previamente y que la comparen con la que se proporciona en la página 129 del libro del alumnado. Ésta resulta algo esquemática para ellos, pero sirve como guía organizativa y para corregir posibles errores.

Los alumnos deben ser capaces de diseñar experimentos sencillos para clasificar a una sustancia dentro de la categoría de un tipo de sólido. Las sustancias elegidas en la primera parte del experimento propuesto ('**Investigación del tipo de sólido que corresponde a una sustancia en función de sus propiedades físicas**') se corresponden con las que Gasque (1997) propone en su artículo. La segunda parte supone un nivel de complejidad superior, ya que *a priori* no se conoce la composición de la sustancia problema. Se pueden proponer las siguientes sustancias: BaSO_4 , CuO , grafito, glucosa, bromuro de potasio y polvo de cinc.

Para acabar el tema se presentan dos **documentos**. El primero de ellos ('**Conductores y superconductores moleculares**') se presenta como contraste a los tipos de sólido estudiados y al tipo de propiedades que los mismos poseen. Uno de los científicos de mayor prestigio internacional en este campo de investigación básica es un químico joven y español, que dirige un equipo de desarrollo de nuevos materiales de enormes potencialidades para un futuro no muy lejano. El segundo documento ('**Cálculo de la energía reticular: ecuación de Born-Mayer**') es una ampliación al estudio de la energía reticular. El escaso tiempo disponible y la dificultad adicional que supone obtener la ecuación teórica de la energía reticular ha propiciado que este apartado se incluya en esta sección, permitiéndose de esta forma un estudio más avanzado siempre que ello sea posible o recomendable en algún caso.

4.8. Solución a los ejercicios finales

PROBLEMA 4

Aluminio: metálico; bromo: molecular; fluoruro de sodio: iónico; diamante: atómico.

PROBLEMA 5

-307,5 kJ/mol.

PROBLEMA 6

ΔH_f^0 [NaO (s)] = +2561 kJ/mol;
 ΔH_f^0 [Na₂O (s)] = -415 kJ/mol

PROBLEMA 7

MgCl₂.

PROBLEMA 8

NaI, NaCl, CaO.

PROBLEMA 10

a) SrO; b) NaCl; c) MgO; d) CaF₂.

PROBLEMA 13

a) KCl; b) BaO; c) CaF₂; d) MgO

PROBLEMA 14

ii) P (cov.= 3 y 5); He (cov.=0); Se (cov.= 2, 4 y 6);
 Br (cov.= 1, 3, 5, 7); As (cov.= 3 y 5).
 ii) OF₆; NCl₅; CH₅.

PROBLEMA 17

a) tetraedro; b) angular; c) tetraedro distorsionado;
 d) octaedro; e) tetraedro; f) triangular.

PROBLEMA 18

polares: a, b, c, d, i, j; apolares: e, f, g, h.

PROBLEMA 20

n-hexano.

PROBLEMA 21

b, a, d, c.

PROBLEMA 22

b, f, g, h.

PROBLEMA 25

trimetilamina.

PROBLEMA 26

moléculas: CO₂, HF, H₂O y NH₃; iones: LiF, SrF₂, Na, Al y Mg.

PROBLEMA 27

a) intermoleculares: Van der Waals y de hidrógeno;
 b) metálico; c) iónico; d) enlaces covalentes; e) iónico.

PROBLEMA 28

NaCl.

PROBLEMA 29

Al, KCl (fundido y disolución acuosa).

PROBLEMA 30

Mg: sólido metálico. Br₂: sólido molecular; enlaces intermoleculares y enlaces covalentes Br-Br. CO₂: enlaces intermoleculares y enlaces covalentes carbono-oxígeno; diamante: sólido atómico; enlaces covalentes C-C. H₂O: sólido molecular; enlaces intermoleculares (de hidrógeno y Van der Waals) y enlaces covalentes O-H. NaF: sólido iónico; H₂S: sólido molecular; enlaces intermoleculares y covalentes S-H. Al: sólido metálico. CaF₂: sólido iónico.

PROBLEMA 31

Se indica el tipo de sólido: A: iónico; B: atómico; C: metálico; D: molecular; E: molecular; F: molecular.

PROBLEMA 32

a) KBr; b) Ca; c) SiO₂; d) H₂O; e) Cl₂; f) Cu.

PROBLEMA 33

A: sólido metálico; B: sólido iónico; C: sólido molecular; D: sólido atómico.

4.9. Autoevaluación

EJERCICIO 1. AB₂: iónico

A₃C₂: iónico

CB₃; CB₅: moleculares

EJERCICIO 2. 753 kJ/mol.

EJERCICIO 3. polares: PF₃, SO₂, H₂S; apolares: CBr₄, SF₆, PF₅.

EJERCICIO 4.

a) sólido iónico: MgCl₂; sólido molecular: I₂; sólido metálico: Mg; sólido atómico: SiO₂.
 b) Mg; MgCl₂ (fundido y disolución acuosa); c) MgCl₂; d) I₂; e) I₂.

EJERCICIO 5. a) MgO; b) I₂; c) Sr; d) SiO₂.

EJERCICIO 6. a) iónico; b) intermoleculares (Van der Waals y de hidrógeno); c) fuerzas de Van der Waals; d) metálico; e) fuerzas de Van der Waals; f) iónico; g) fuerzas de Van der Waals; h) enlaces covalentes Si-O.

EJERCICIO 7. a: F; b: F; c: F; d: F; e: V (estado sólido); F (disuelto en agua y fundido).

5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Tiene una visión unitaria y general de la unión química.
- Describe el proceso por el cual una sustancia se disuelve en un disolvente, especialmente en agua.
- Sabe comprobar experimentalmente algunas de las propiedades que caracterizan las sustancias químicas: solubilidad, conductividad eléctrica y temperatura de fusión.
- Sabe describir la estructura microscópica de sustancias que forman redes iónicas, covalentes, metálicas y moleculares.
- Sabe asignar una serie de propiedades a una determinada sustancia en función de los enlaces presentes.
- Interpreta las propiedades de una determinada sustancia en función de los enlaces presentes.
- Clasifica diferentes sustancias en función de los enlaces que presentan.
- Diferencia la estructura y propiedades de sustancias moleculares y de sustancias que forman sólidos atómicos tridimensionales.
- Interpreta los valores relativos de temperatura de fusión y la dureza de diferentes sustancias iónicas a partir de una discusión basada en valor de la energía reticular.
- Sabe construir un ciclo de Born-Haber para interpretar la formación de una sustancia iónica y para calcular la energía reticular de la misma o alguna de las energías que intervienen en el citado ciclo.
- Conoce todos los aspectos que deben considerarse para predecir la polaridad de una molécula.

EL PROCESO DE EVALUACIÓN

La valoración del proceso de enseñanza-aprendizaje debe ser regulado por las actividades propuestas. La realización de las actividades permiten al profesor o profesora evaluar la comprensión significativa de los conceptos expuestos al alumnado, y adoptar las medidas que estime más oportunas a fin de mejorarlo (replantear determinadas actividades, ampliar o reducir el número de actividades y problemas, realizar esquemas conjuntamente con la clase, elaborar mapas conceptuales, diseñar diagramas de resolución de problemas, realizar pequeñas pruebas con items específicos,...). Un aspecto que consideramos importante en el desarrollo de la presente unidad es el referente a las actividades de recapitulación o de resumen propuestas que permiten a nuestro alumnado una autoevaluación, lo que les facilita comprender el desarrollo de la unidad y apreciar los conceptos base. Recuérdense las figuras correspondientes a la evolución de los distintos modelos atómicos, las tablas-resumen de las propiedades atómicas y las actividades A-16 y A-42 del tema 3.

Como elementos de valoración del proceso de enseñanza-aprendizaje proponemos el seguimiento de las actividades propuestas, los informes de los experimentos propuestos, la realización de la autoevaluación que aparece al final del tema y la realización de una prueba escrita al finalizarlo. Consideramos conveniente que el profesor resuelva en clase el examen el mismo día en que entrega corregidos y calificados los ejercicios correspondientes de cada uno de sus alumnos.

6. EJERCICIOS PROPUESTOS PARA LA EVALUACIÓN FINAL

1 Dados los elementos químicos magnesio ($Z = 12$), estroncio ($Z = 38$), fósforo ($Z = 15$) y cloro ($Z = 17$).

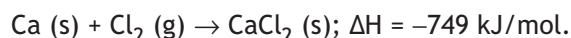
- Sitúalos en el Sistema Periódico.
- Ordena dichos elementos en orden creciente a su energía de ionización.

c) Ordena los átomos correspondientes a los elementos según su tamaño.

d) Si los elementos anteriores pueden dar lugar a las sustancias indicadas en la tabla, predice las propiedades reseñadas en la misma y explica las características de las mismas.

2 Un método para determinar el valor de afinidades electrónicas de los elementos químicos es a partir de la energía liberada en la formación de un cristal iónico.

Si sabemos que en la formación de un mol del compuesto CaCl_2 (s) a partir de sus elementos se liberan 794 kJ, proceso representado por la ecuación:



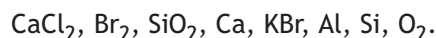
Calcula la afinidad electrónica del cloro, Cl(g) , a partir de los siguientes datos:

	ΔH (kJ/mol)
Sublimación: $\text{Ca (s)} \rightarrow \text{Ca (g)}$	+193,0
El_1 : $\text{Ca (g)} \rightarrow \text{Ca}^+ \text{ (g)}$	+589,9
El_2 : $\text{Ca}^+ \text{ (g)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (g)}$	+1145,4
Energía de disociación: $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$	+242,1
Energía reticular: $\text{CaCl}_2 \text{ (s)}$	-2260,0

3 Dadas las siguientes moléculas: a) CH_3Cl ; b) H_2S ; c) BF_3 ; d) CO_2 ; e) SO_3 .

- Representa las estructuras de Lewis correspondientes.
- Deduce la geometría de las moléculas.
- Indica qué sustancias poseen moléculas con momento polar, explicando el motivo.

4 Dadas las siguientes sustancias:



a) Clasifícalas por el tipo de sólido que forman; b) cuáles de las sustancias del apartado anterior conducirán la corriente eléctrica y en qué condiciones; c) cuáles serán solubles en agua; d) cuáles serán solubles en tolueno; e) cuáles cabe esperar que tengan un punto de fusión más bajo. (Explica brevemente en cada caso el criterio de clasificación empleado).

5 Indica para cada par de sustancias cuál tendrá una temperatura de fusión superior, indicando el motivo:

- $\text{KCl} - \text{CaO}$;
- $\text{F}_2 - \text{I}_2$;
- $\text{Na} - \text{Mg}$;
- $\text{O}_2 - \text{SiO}_2$;
- $\text{NH}_3 - \text{PH}_3$.

6 Señala los enlaces que deben romperse para producir los siguientes procesos:

- disolver bromuro de potasio en agua;
- vaporizar agua;
- sublimar dióxido de carbono;
- fundir magnesio;
- vaporizar nitrógeno líquido;
- fundir óxido de estroncio;
- vaporizar bromuro de hidrógeno;
- vaporizar carbono (diamante);
- fundir aluminio;
- sublimar potasio.

7. RECURSOS DIDÁCTICOS Y BIBLIOGRAFÍA DE CONSULTA

ARTÍCULOS

- BEN-ZVI, R. et al. 1986. Is an atom of copper malleable? *Journal of Chemical Education*, Vol.63(1), pp. 64-66.
- BERNIER, P.; LOISEAU, A.; MASER, W. y WILLAIME, F. 1997. Carbono para embalar la materia, *Mundo Científico*, n° 176, pp. 113-115.
- BIRK, J.P.; y KURTZ, M. J. 1999. Effect of experience on retention and elimination of misconceptions about molecular structure and bonding, *Journal of Chemical Education*, 76 (1) pp. 124-128.
- BRADY, J.A.; MILBURY-STEEN, J.N. y BURMEISTER, J.L. 1990. Lewis structure skills: taxonomy and difficulty levels, *Journal of Chemical Education*, Vol. 67(6), pp. 491-493.
- DEKOCK, R.L. 1987. The Chemical bond, *Journal of Chemical Education*, Vol. 64(11), pp. 934-941.
- FURIÓ, C. y CALATAYUD, M.L. 1996. Difficulties with geometry and polarity of molecules. Beyond misconceptions, *Journal of Chemical Education*, Vol. 73(1), pp. 36-41.
- GARNET, P.J. et al. 1995. Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning, *Studies in Science Education*, Vol. 25, pp. 69-95.
- GASQUE-SILVA, L. 1997. ¿Iónico o covalente? *Educación Química*, Vol. 8(3), pp. 160-163.
- GILLESPIE, R.J. 1970. The electron-pair repulsion model for molecular geometry, *Journal of Chemical Education*, Vol.47(1), pp. 18-23.
- GILLESPIE, R.S. y MATTA, Ch. F. 2001, Teaching the VSEPR model and electron densities. *Chemistry Education: Research and Practice*, 2(2), pp. 73-90.
- GÓMEZ, P.C. 1997. El descubrimiento de J.J. Thomson y su repercusión en la Química, *Revista Española de Física*, Vol. 11(3), pp. 24-30.
- GRIFFITHS, A.K. 1994. A critical analysis and synthesis of research on students chemistry misconceptions, En SCHMIDT, H.J. *Problem Solving and Misconceptions in Chemistry and Physics*. ICASE: Dortmund.
- GRIFFITHS, A.K. y PRESTON, K.R. 1992. Grade-12 students' misconceptions relating to fundamental characteristics of atoms and molecules, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol.29(6), pp. 611-628.
- HARRISON, A.G. y TREAGUST, D.F. 1996. Secondary students' mental models of atoms and molecules: Implications for teaching chemistry, *Science Education*, Vol. 80(5), pp. 509-534.
- HARRISON, A.G. y TREAGUST, D.F. 2000. Learning about atoms, molecules and chemical bonds: A case study of multiple-model use in Grade 11 Chemistry. *Science Education*, 84, pp. 352-381.
- HOO, H.H. 1998. Students' understandings of chemical bonds and the energetics of chemical reactions, *International Journal of Science Education*, Vol. 35(5), pp. 569-581.
- LIVAGE, J. 1982. El enlace químico, *Mundo Científico*, Vol.1(1), pp. 54-63.
- PAULING, L. 1983. Throwing the book at elementary chemistry, *The Science Teacher*, septiembre, pp. 25-29.
- PAULING, L. 1992. The nature of the chemical bond-1992, *Journal of Chemical Education*, Vol 69(6), pp. 519-521.
- PÉNICAUD, A. 1995. El buckminsterfullereno y sus hermanos los fullerenos, *Educación Química*, Vol. 6(1), pp. 36-43.
- PETERSON, R. y TREAGUST, D.F. 1988. Students' understanding of covalent bonding and structure concepts, *The Australian Science Teachers Journal*, Vol. 33(4), pp. 77-81.
- PETERSON, R. y TREAGUST, D.F. 1989. Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding and structure, *Journal of Chemical Education*, Vol. 66(6), pp. 459-460.
- PETERSON, R., TREAGUST, D.F. y GARNETT, P. 1989. Development and application of a diagnostic instrument to evaluate grade-11 and -12 students' concepts of covalent bonding and structure following a course of instruction, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 26(4), pp. 301-314.
- QUÍLEZ, J. 1989. Deficiencias en la representación de estructuras de Lewis y en la determinación de la geometría molecular, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 5(3), pp. 276-277.
- QUÍLEZ, J. 1989. Teaching a model for writing Lewis structures, *Journal of Chemical Education*, Vol. 66(6), pp. 456-458.
- SELLEY, N.J. 1978. The confusion of molecular particles with substances, *Education in Chemistry*, Vol. 15 (5), pp. 144-145.
- STAVES, J.R. y HALSTED, D.A. 1985. The effects of reasoning, use of models, sex type, and their interactions on posttest achievement in chemical bonding after constant instruction, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 22(5), pp. 437-447.
- TABER, K.S. 1994. Misunderstanding the ionic bond, *Education in Chemistry*, Vol. 31(4), pp. 100-103.
- TABER, K.S. y COLL, R.K. 2002. Bonding. En GILBERT, J.K. (Ed.) *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, pp. 213-234. Kluwer: Dordrecht.

- TABER, K.S. y WATTS, M. 1996. The secret life of chemical bond: students' anthropomorphic and animistic references to bonding, *International Journal of Science Education*, Vol. 18 (5), pp. 557-568.

LIBROS

- ARNAUD, P. 1993. *Cours de chimie physique*. Dunod: París.
- BODNER, G.M. y PARDUE, H.L. 1989. *Chemistry. An experimental science*. Wiley: Nueva York.
- BROCK, W.H. 1992. *The fontana history of chemistry*. Fontana Press: Londres (Existe traducción al español en Alianza Editorial).
- CASABÓ, J. 1997. *Estructura atómica y enlace químico*. Reverté: Barcelona.
- CASTELLÓ M. y QUÍLEZ, J. 1992. *La construcción de la Química con la ayuda del ordenador*. Consejería de Educación: Valencia.
- CATALÁN, J.G. 1981. *Química del agua*. Madrid.
- CENTELLAS, F.; BRILLAS, E.; DOMÈ-NECH, X. y BASTIDA, R.M. 1992. *Fonaments d'estructura atòmica i d'enllaç químic*. Barcanova: Barcelona.
- COSTA, J.M.; LLUCH, J.M. y PÉREZ, J.J. 1993. *Química. Estructura de la matèria*. Enciclopèdia catalana: Barcelona.
- CRUZ, D.; CHAMIZO, J.A. y GARRITZ, A. 1991. *Estructura atómica. Un enfoque químico*. Addison Wesley: Wilmington.
- DEKOCK, R.L. y H.R. GRAY. 1980. *Chemical structure and bonding*. Benjamin/Cummings Publishing Company: Menlo Park.
- EGGINS, B.R. 1974. *Estructura química y reactividad*. Bellaterra: Barcelona.
- GILLESPIE, R.J.; HUMPHREYS, D.A; BAIRD, N.C. y ROBINSON, E.A. 1989. *Chemistry*. Allyn and Bacon: Massachusetts (Existe traducción al español en Editorial Reverté).
- GILLESPIE, R.J.; EATON, D.R.; HUMPHREYS, D.A. y ROBINSON, E.A. 1994. *Atoms, molecules and reactions. An introduction to chemistry*. Prentice Hall: New Jersey.
- PAULING, L. 1960. *The nature of the chemical bond*. Cornell University Press: Nueva York.
- PETRUCCI, R. H. y HARWOOD, W. S. 1998. *Química general*. Prentice Hall: Madrid.
- QUÍLEZ, J. 1986. *Enlace químico. Estructuras y propiedades*. CESPUSA: Valencia.
- RYSCHKEWITSCH, G.E. 1966. *Enlace químico y estructura de las moléculas*. Selecciones Científicas: Madrid.
- SISLER, H.H. 1967. *Estructura electrónica, propiedades y periodicidad*. Selecciones Científicas: Madrid.
- VIDAL, B. 1989. *La liaison chimique: le concept et son histoire*. VRIN: París.

VÍDEOS

- 1) *¿Cómo se combinan los átomos?* Vídeo Enciclopedia Americana. 11 minutos. A partir de una introducción a la estructura atómica estudia los modelos de enlace covalente e iónico.
- 2) *Metales y no metales*. Vídeo Enciclopedia Americana. 13 minutos. A partir de ejemplos de metales y no metales en nuestro mundo realiza una clasificación en metales, no metales y semimetales. Repasa los conceptos de estructura atómica y algunas variaciones periódicas para establecer las diferencias entre metales y no metales, haciendo referencia a sus propiedades y a los modelos de enlace metálico y covalente.

TERMOQUÍMICA 4

¿POR QUÉ SUCEDEN LAS REACCIONES QUÍMICAS? ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE 5

1. PRERREQUISITOS

Antes del estudio de este tema, el estudiante debe ser capaz de:

- 1) Comprender y utilizar el principio de conservación de la energía, ya estudiado en cursos anteriores (ESO y 1.º bachillerato), fundamentalmente desde el punto de vista de la Física. Dada la dificultad intrínseca que poseen todos estos conceptos y dado que el proceso de transferencia de conceptos entre dominios próximos no es automático, cabe esperar una dificultad adicional en el ámbito químico.
- 2) Conocer la forma de evaluar el trabajo mecánico.
- 3) Diferenciar los conceptos de calor y temperatura y comprender el significado de calor como proceso energético.
- 4) Interpretar el significado de reacción química y comprender el significado que proporciona una ecuación química.
- 5) Realizar cálculos estequiométricos.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) El conocimiento previo incorrecto (formado en el ámbito físico) persiste en el ámbito químico. Entre otros, se pueden mencionar los siguientes errores:
 - Los cuerpos almacenan calor y éste puede ser creado y fluir de unos cuerpos a otros.
 - La temperatura es una medida del calor que posee un cuerpo.
 - Asociar energía a otros conceptos como fuerza o combustión.
 - La energía puede gastarse.
 - Se otorga un carácter material a la energía, una especie de combustible.
- 2) Admisión del principio de conservación de la energía (interconversión energía cinética \leftrightarrow potencial a nivel físico) pero incapacidad de transferirlo a nivel químico.
- 3) Dificultad de manejar el concepto de energía interna.
- 4) Empleo de un razonamiento causal lineal.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Formular la primera ley de la termodinámica. 2. Asociar los cambios energéticos que ocurren en una reacción química con la ruptura de enlaces químicos y la formación de otros. 3. Distinguir entre reacciones exoenergéticas y endoenergéticas, tanto a nivel simbólico-representacional (ecuación termoquímica y diagramas entálpicos) como experimental (cambio de temperatura). 4. Definir la magnitud entalpía de reacción. 5. Formular la ley de Hess y aplicarla en la determinación de cambios de entalpía. 6. Definir el estado estándar o normal de una sustancia. 7. Conocer las diferentes formas de determinar la entalpía de una reacción. 8. Diferenciar energía de enlace de entalpía de formación estándar. 9. Dar una interpretación al concepto de entropía, a su valor y a su signo. 10. Conocer el significado de ΔG°. 11. Diferenciar ΔG de ΔG°. 12. Diferenciar $\Delta S^\circ_{\text{sistema}}$ y $\Delta S^\circ_{\text{total}}$. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Dibujar, usar e interpretar diagramas entálpicos. 2. Calcular entalpías de reacción a partir de datos experimentales. Fundamentalmente: entalpías de combustión y entalpías de formación. 3. Calcular entalpías de reacción a partir de datos de energías de enlace. 4. Escribir e interpretar una ecuación termoquímica, en cualquiera de sus expresiones. 5. Relacionar los datos termoquímicos proporcionados en una ecuación con las correspondientes cantidades de sustancia, tanto de reactivos como de productos, pudiendo realizar cálculos cuantitativos. 6. Determinar experimentalmente la entalpía de reacción de un proceso químico. 7. Calcular variaciones de entropía de procesos químicos sencillos. 8. Evaluar ΔG° a partir de valores de ΔH° y de ΔS°. 9. Realizar predicciones cualitativas acerca de $\Delta S^\circ_{\text{total}}$ y de ΔG°. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Tomar conciencia de los problemas energéticos de la sociedad actual: agotamiento de algunas fuentes de energía y diseño y puesta en funcionamiento industrial a partir de fuentes alternativas, calentamiento de nuestro planeta (efecto invernadero). 2. Valorar la importancia del desarrollo de la química para atender las necesidades humanas: calefacción, transporte, producción de electricidad, etc. 3. Tomar conciencia de lo que significa una dieta equilibrada. 4. Valorar de forma razonada la elección de un determinado combustible con un fin específico.

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

Sin energía no habría vida. Pensemos en nuestro organismo. Los cambios energéticos que ocurren en su interior son vitales: los hidratos de carbono y las grasas son importantes combustibles bioquímicos. A través del proceso de fotosíntesis el Sol nos proporciona la mayor parte de nuestros alimentos y, a lo largo de millones de años, se han ido creando depósitos de fuentes de energía como el petróleo, el carbón o el gas natural. Podemos imaginar qué sería de nuestras vidas sin la existencia de grandes cantidades de esas sustancias. La energía es responsable de los niveles de desarrollo y de vida de los seres humanos. Para un país dado, se pueden relacionar directamente estos niveles con el de energía disponible.

Estas consideraciones iniciales pueden ayudar a responder a la pregunta: ¿por qué estudiar este tema? Nuevas respuestas pueden añadirse y con ello ir preparando la necesidad de estudio de nuevos problemas (ej. estudio de pilas electroquímicas y de fenómenos electrolíticos son aspectos íntimamente relacionados con procesos de transferencia y transformaciones energéticas).

Por tanto, el estudio de los procesos que suponen la transferencia de energía desde o hacia las sustancias químicas juega un importante papel en el control de los procesos químicos, en general, y en la industria química, en particular. Consecuentemente, el conocimiento desde el punto de vista energético de estos procesos es tan importante como su estudio en función de los cambios materiales que tienen lugar.

Para iniciar este tema, uno de los prerequisites necesarios supone el conocimiento de los conceptos de **energía** y de **calor** y **trabajo**.

A pesar de haber estudiado estos conceptos en cursos anteriores, todavía existen alumnos que manejan los mismos a partir de los significados extraídos del ámbito cotidiano. Además, la energía y los ejemplos de conservación de la misma se han tratado previamente casi en exclusiva desde la perspectiva de la Física. La dificultad de transferencia al ámbito químico puede ser un obstáculo adicional que deba superarse con la ayuda correspondiente. Por ello, iniciamos el tema intentando recordar y precisar lo que significan en el ámbito científico los tres términos que organizan el desarrollo del tema, para centrarnos a continuación en el concepto de calor.

Esta introducción ocupa los tres primeros apartados del tema y nos va a permitir formular el **principio de conservación de la energía**. Posteriormente definiremos la entalpía de una reacción y escribiremos ecuaciones termoquímicas que nos permitirán realizar cálculos que relacionen la cantidad de calor realizado en un proceso químico dado y

las cantidades de sustancia de reactivos y/o de productos de reacción.

La introducción de los conceptos de **entropía** y de **energía libre** no es sencilla por la demanda conceptual que los mismos poseen. Un intento de simplificación excesiva puede propiciar aprendizajes puramente memorísticos e incluso incorrectos. Además, son conceptos de los que se puede prescindir durante el resto del curso en el desarrollo de los temas restantes, sin que ello suponga una disminución del rigor conceptual con el que pueden ser tratados los mismos en este nivel. Por tanto, los conceptos de entropía y de energía libre consideramos que no son esenciales para un curso de química preuniversitario. La introducción del tema 5 en el libro es el resultado de la obligación que imponen las disposiciones legales vigentes.

TEMA 4

4.1. ¿Qué es la energía?

A pesar de lo habitual que resulta esta palabra en el lenguaje cotidiano, resulta difícil expresar de forma precisa su significado. Además, los contextos en los que puede aparecer propician en ocasiones que se aplique o se entienda de forma incorrecta. Lo mismo sucede con los conceptos de **calor** y **trabajo**. Es éste el motivo principal, según se ha señalado previamente en la introducción al tema, por el que, lo iniciamos recordando y precisando el significado de estos tres conceptos.

Hacemos hincapié en cómo se puede medir esta magnitud y resaltar tres de sus cualidades (conservación, transformación y transferencia). Sin embargo, no se hace mención explícita a los procesos de degradación. Este aspecto puede complementar el tema 5, mediante un tratamiento cualitativo a partir de ejemplos concretos (Ej. Garritz, 1994) o profundizando en los comentarios que se pueden realizar en la actividad A-1.

En la figura 1.1 se proporciona la portada del libro de R.P. Feynman *Seis piezas fáciles*. Al igual que ha ocurrido en otras ocasiones (Tema 1), se pretende despertar el interés hacia la lectura de temas científicos. Libros sencillos y al mismo tiempo rigurosos y amenos, como los que se proponen en algunas ocasiones en el libro del alumnado, pueden contribuir a ese fin. Dado que, por lo general, son libros que no resultan muy asequibles para los alumnos, puede resultar conveniente tener en el centro libros de estas características para ofrecer en préstamo. En el caso particular del libro citado -que supone únicamente los seis primeros capítulos de la famosa obra *The Feynman Lectures on Physics*- resulta realmente original e instructivo el ejemplo con el que el autor explica el principio de conservación de la energía.

La lectura final del tema 4 (página 157) (“**Aplicación del principio de conservación de la energía**”) incide en la idea de que la energía tiene muchas formas diferentes, existiendo una fórmula distinta para cada una de ellas. El conjunto de las diferentes expresiones matemáticas con las que se formula el principio de conservación de la energía en cada uno de los casos tratados puede complementar la discusión realizada y ayudar a transferir entre la Física y la Química los conceptos relacionados.

En la actividad A-1 se incide explícitamente en el diferente significado que tiene la palabra energía en los ámbitos científico y cotidiano. Se puede precisar que “consumo energético” suele estar asociado a procesos de transferencia de energía. Por ejemplo, la “energía consumida” que pagamos en el recibo de la luz hace referencia al trabajo eléctrico que ha sido necesario. Además, las diferentes transformaciones que se van produciendo (imaginemos una estufa eléctrica que calienta una habitación) hacen que la “energía útil” para seguir realizando transformaciones vaya disminuyendo con cada transformación. En contraposición, “la producción de energía” se asocia con la consecución de “energía útil”, lo cual implica la capacidad de producir transformaciones en múltiples formas. Como ejemplo, hágase de nuevo reflexionar a los alumnos acerca de la energía eléctrica, que puede ser “producida”:

- a) por fisión nuclear (centrales nucleares);
- b) a partir de carbón o combustibles derivados del petróleo (centrales térmicas);
- c) empleando saltos de agua (centrales hidroeléctricas);
- d) con la ayuda del viento (parques eólicos);
- e) como consecuencia de una reacción química (pilas).

La utilización de esta energía eléctrica puede suponer iluminar y/o calentar una habitación, cocinar, escuchar la radio o un aparato de música, ver y oír la televisión, mover un objeto (juguete, vehículo, etc.), etc.

Una vez se ha realizado esta actividad es conveniente que los alumnos intenten dar una respuesta precisa a la pregunta con que se inicia el tema. Esta definición puede contrastarse con la formulada inicialmente, para establecer las diferencias existentes.

4.2. Calor y trabajo

Iniciamos este epígrafe partiendo de nuevo de las ideas de los alumnos (A-2). El concepto de trabajo no suele ocasionar demasiados problemas. Sin embargo, el concepto de calor sigue asociado en buena medida al de temperatura. Esto no supone un problema especialmente grave si se tiene en cuenta que en el desarrollo posterior del tema se incide en la diferenciación entre estos dos últimos conceptos.

El **experimento 1** pretende poner de manifiesto que el calor y el trabajo son dos mecanismos que permiten conseguir una misma transformación. En nuestro caso podemos comprimir (o expandir) un gas contenido en una jeringa mediante la realización de trabajo o calor. Si se aplica una fuerza sobre el émbolo y se desplaza su punto de aplicación, se estará realizando trabajo. También se puede realizar calor al poner la jeringa en contacto con otro sistema a mayor temperatura para la expansión o en contacto con otro sistema a menor temperatura para la compresión. Además, este experimento puede emplearse para comprobar la interpretación molecular que proporciona el alumnado al intentar explicar el hecho de que el émbolo sube al introducir la jeringa en agua caliente y desciende cuando se introduce en otro recipiente con agua fría. De esta forma podemos conocer si los alumnos diferencian los siguientes conceptos: energía interna, calor y temperatura. La A-3 prepara el camino para establecer el primer principio de la termodinámica, que es el objetivo del siguiente apartado. Es una actividad cualitativa en la que se constata que al realizar calor sobre el recipiente y su contenido en la cocina, además de variar la energía interna del sistema, se produce un trabajo de expansión a la presión atmosférica del vapor de agua originado al aumentar la temperatura. Este trabajo se visualiza claramente en el movimiento intermitente de levantamiento de la tapadera del recipiente.

4.3. La energía interna. Primer principio de la Termodinámica

La expresión matemática del primer principio de la termodinámica requiere la definición previa de algunos términos: **trabajo, calor, energía interna, sistema y alrededores**. El principio queda formulado a partir de los procesos que suponen la transferencia de energía entre el sistema y los alrededores. Esta transferencia sólo puede realizarse a través de dos mecanismos: a) mediante una fuerza que desplaza su punto de aplicación (*realización de trabajo*, W) o como consecuencia una la diferencia de temperaturas (*realización de calor*, Q). Podemos expresarnos de una forma más amplia diciendo que calor supone un proceso de cambio de la energía interna de un sistema como consecuencia de la interacción con los alrededores debido a una diferencia de temperaturas. Cualquier otro tipo de interacción (adiabática) con los alrededores se denomina trabajo.

El valor numérico correspondiente al incremento de energía interna del sistema (ΔU) debe ser idéntico al de la variación de energía experimentada por los alrededores ($\Delta E_{\text{alrededores}}$), aunque de signo contrario. Este cambio es independiente del camino seguido. La energía interna es una función de estado.

En la actividad **A-4** se deben analizar los casos presentados para llegar a la conclusión de que la energía interna de un sistema sólo puede variar mediante la realización de trabajo y/o calor. En esta actividad se pueden recordar los casos tratados el curso anterior. Otros casos sencillos que pueden discutirse como formas de variar la energía interna de un sistema son los siguientes:

- a) Frotarse las manos para aumentar la temperatura de las mismas (aumento de energía interna), es decir, realizando trabajo; también poniendo las manos con un sistema a mayor temperatura (por ejemplo acercando las manos a una estufa); es decir, realizando calor sobre ellas.
- b) Un ejemplo de proceso adiabático, en el que el trabajo de expansión del gas se realiza a expensas de una variación de energía interna negativa (enfriamiento), consiste en soplar rápidamente con los labios casi cerrados sobre nuestra mano, en la que notaremos cómo el aire que llega está a menor temperatura que el ambiental. Se puede añadir que para apagar una vela soplamos sobre la misma. Este mismo hecho se produce al expulsar el aire de un globo o al pincharse la rueda de una bicicleta. Por el contrario, cuando se infla con un bombín la rueda de una bicicleta, se puede observar el calentamiento de la válvula. Al accionar el bombín se comprime el aire que está en su interior. Ya que el proceso es rápido puede considerarse prácticamente adiabático. Por lo tanto, el aumento de energía interna se debe al trabajo que se realiza sobre el gas (compresión) ($W > 0$).
- c) Como contraste del ejemplo anterior si soplamos suavemente sobre nuestras manos con la boca abierta podemos calentarlas ya que en este caso el trabajo de expansión es prácticamente nulo ($V = \text{cte.}$) y el aumento de energía interna de nuestras manos es consecuencia de la realización de calor sobre las mismas ya que el aire sale al exterior a la temperatura de nuestro organismo.
- d) Un nuevo ejemplo de proceso adiabático en el que la variación de energía interna se debe al trabajo realizado, supone la producción de nieve artificial. La máquinas encargadas de esta misión en las pistas de esquí contienen una mezcla de aire y vapor de agua a una presión elevada (20 atm). Cuanto esta mezcla gaseosa se expulsa al exterior se produce una rápida expansión. Ya que el sistema hace trabajo sobre los alrededores, se cumple que el trabajo es negativo ($W < 0$) y la energía del sistema disminuye, produciéndose, en consecuencia un rápido enfriamiento que provoca la formación de nieve artificial.

Las actividades **A-5** y **A-6** plantean sendos errores conceptuales relacionados. Es muy frecuente que los alumnos persistan en sus concepciones previas en otros contextos

diferentes a los estudiados en clase. Por ello, conviene insistir de nuevo en los significados de calor y trabajo y en la correcta interpretación de la expresión matemática del primer principio de la termodinámica. Por ejemplo, la interpretación de la ecuación $\Delta U = Q + W$ que señala que la energía interna de un cuerpo es la suma del calor y del trabajo sugiere (incorrectamente) que en cualquier momento podemos evaluar cuánto calor y cuánto trabajo “posee” un cuerpo.

Una vez introducido el criterio “egoísta” de signos de los valores de Q y W (Fig. 3.2) se propone un ejercicio de aplicación.

Finalmente, una vez definido un sistema aislado y las consecuencias que se derivan de tal definición en lo que se refiere al principio de conservación de la energía se propone la realización del **experimento 2**. El soluto puede ser NH_4NO_3 o bien NH_4Cl . En este último caso se obtiene una disminución de la temperatura de unos 13°C . Este experimento se propone para suscitar un conflicto cognoscitivo en torno al concepto de conservación de la energía. Se pretende que los alumnos expliquen los procesos que suponen la “disolución” de la sal mediante la ruptura de la red iónica por interacción de los iones que la forman con las moléculas de agua. En sentido estricto podemos hablar de una reacción química ya que el proceso supone cambios estructurales profundos con separación de los iones participantes y no simplemente cambios intermoleculares. Por ser un sistema aislado, la energía interna debe permanecer constante. La disminución de la temperatura no supone, por tanto, una disminución de la energía del sistema. La conversión de energía cinética en energía potencial a un nivel molecular supone una disminución de la energía cinética media de las partículas que componen el sistema, lo cual produce a nivel macroscópico una disminución de la temperatura del sistema. Quizás los alumnos estén acostumbrados a emplear el principio de conservación de la energía en un ámbito físico: interconversión de la energía cinética y potencial en mecánica. Sin embargo, puede que la transferencia de estos conceptos al ámbito químico no se realice de forma automática ni con facilidad.

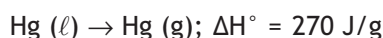
4.4. Trabajo de expansión y calor de reacción. Entalpía

Se trata, en primera instancia, de evaluar el trabajo presión-volumen. Una vez conocida su ecuación matemática expresaremos en función de la misma la fórmula matemática del primer principio de la termodinámica (se considerarán nulos otros tipos de trabajo). Todo ello permite definir el calor de reacción a volumen constante, Q_v . En el **ejemplo 3** se presenta un ejemplo de cómo medir experimentalmente esta cantidad.

Pero, dado que la mayoría de las reacciones químicas se realizan a presión constante, nos interesa definir y evaluar el calor de reacción a presión constante, Q_p , como la variación de una nueva función termodinámica denominada entalpía: $Q_p = \Delta H$. Se insiste en que los valores de ΔU y ΔH sólo serán idénticos en el caso en el que únicamente participen sólidos o líquidos y también cuando no exista variación en el número total de la cantidad de sustancia entre las especies químicas gaseosas de los productos y los reactivos.

En consecuencia, en la actividad A-7 las variaciones de energía interna, ΔU , y de entalpía, ΔH , coinciden en los procesos representados en los apartados b ($\Delta n = 0$) y c ($\Delta V \approx 0$, ya que no participan gases en el proceso); en el apartado a se cumple que $\Delta U \neq \Delta H$ ($\Delta H = \Delta U + P\Delta V$, donde $\Delta V \neq 0$; o bien: $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$, donde $\Delta n \neq 0$).

A-8. Sol.



a) $W = -P\Delta V$. Calculemos ΔV :

$$V_{\text{gas}} = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = 51,086 \text{ L}$$

$$V_{\text{líquido}} = \frac{m}{d(\text{Hg})} = \frac{200,6 \text{ g}}{13,6 \text{ g/mL}} = 14,75 \text{ mL} = 0,01475 \text{ L}$$

$$\Delta V = V_{\text{gas}} - V_{\text{líquido}} = 51,071 \text{ L} = 51,071 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

(Podríamos haber considerado que $\Delta V \approx V_{\text{gas}}$).

$$P = 101325 \text{ Pa.}$$

Por tanto:

$$W = -(101325 \text{ Pa})(51,071 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3) = -5174,7 \text{ J}$$

$$\text{b) } \Delta H^\circ = (270 \text{ J/g})(200,6 \text{ g/mol}) = 54162 \text{ J/mol}$$

$$\Delta H^\circ = 54,162 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{c) } \Delta H^\circ = \Delta U^\circ + P\Delta V$$

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - P\Delta V = 54162 - 5174,7 = 48987,3 \text{ J.}$$

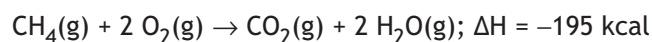
A-9. De la ecuación $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$, se infiere que el factor ΔnRT puede hacer cambiar el signo de ΔH con respecto al de ΔU . Por ejemplo, si $\Delta n < 0$ y $\Delta U > 0$, puede ocurrir de $\Delta H < 0$.

4.5. Ecuaciones termoquímicas. Reacciones Exoenergéticas y Endoenergéticas

Entalpía de reacción

El objetivo de este primer apartado es aprender a escribir ecuaciones termoquímicas y establecer su significado. En el **ejemplo 4** se realiza el primer balance termoquímico y se escriben sendas ecuaciones termoquímicas para cada una de las formas de representar mediante una ecuación

química la reacción de combustión completa del octano. En la actividad **A-10** se obtiene la siguiente ecuación termoquímica:

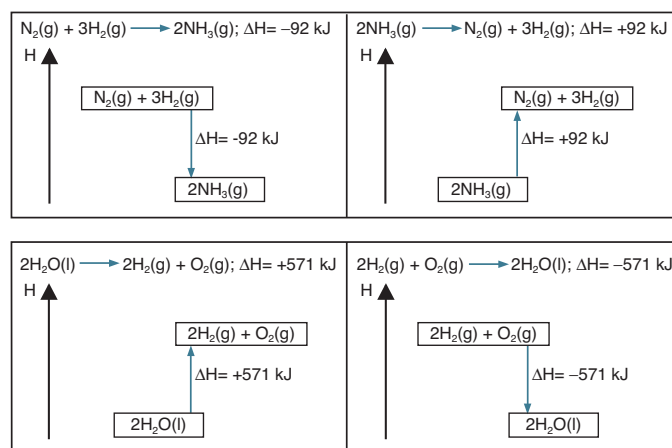


El signo de ΔH nos permite clasificar las reacciones químicas como endoenergéticas o exoenergéticas. Los ejemplos de las figuras 5.1 y 5.2 ilustran este diferente comportamiento. El **experimento 3** supone dos nuevos ejemplos de cada uno de estos dos tipos de procesos.

Una ecuación termoquímica puede ilustrarse mediante el correspondiente **diagrama entálpico** (Figs. 5.3 y 5.4). Estos diagramas van a ser de gran utilidad a la hora de explicar y aplicar la **ley de Hess**. Recordemos que estos diagramas nos han servido para desarrollar el ciclo de Born-Haber en la explicación de la formación de los compuestos iónicos (y la determinación de la energía reticular o cualquier otro valor energético desconocido).

El **experimento 3** permite ejemplificar prácticamente el comportamiento de una reacción endoenergética y de otra exoenergética. Otros ejemplos que pueden realizarse son: a) la reacción de $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s})$ con $\text{NH}_4\text{SCN}(\text{s})$ en un vaso de precipitados colocando un poco de agua (el vaso se congela y si está sobre una tabla se pega a la misma); b) la reacción de KClO_3 con azúcar sobre una hoja de asbesto, añadiendo una gota de ácido sulfúrico para iniciar la reacción.

La actividad **A-11** es un ejercicio de aplicación que tiene dos objetivos: a) ayudar a comprender el significado de una ecuación termoquímica; b) familiarizarse con los diagramas entálpicos. Podemos representar los siguientes diagramas:



Entalpías estándar

Dado que los cambios de entalpía dependen de la presión y la temperatura es necesario especificar para cada reacción las condiciones en las que se ha medido la entalpía de reacción. Cuando cada una de las sustancias que participan en la reacción se encuentra a 1 atm de presión y a

una temperatura dada (normalmente 298 °K), se dice que las mismas se encuentran en su estado estándar. La variación de entalpía medida en estas condiciones se denomina *entalpía estándar* (ΔH°). Para la combustión del metano escribimos: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$;

$$\Delta H^\circ = -890 \text{ kJ.}$$

Ahora escribimos ΔH° para indicar que los gases se encuentran a 1 atm de presión y a una temperatura de 25 °C. Conviene advertir a los alumnos que es evidente que cuando el metano arde con el oxígeno (inicialmente a 25 °C) la temperatura aumenta considerablemente. Por lo tanto la reacción no ocurre a 25 °C. Cuando los productos de reacción se enfrían hasta una temperatura de 25 °C se obtiene el valor de ΔH° que corresponde al calor realizado sobre los alrededores (calorímetro).

Los distintos valores de ΔH° que corresponden a cada una de las ecuaciones termoquímicas de la actividad A-12 se deben al diferente estado físico del agua. Se puede volver a analizar esta ecuación cuando se introduzca el significado de la entalpía de formación estándar.

El ejemplo 5 y la actividad A-13 son ejercicios de aplicación que suponen realizar sendos balances termoquímicos a partir de datos conocidos de entalpías de reacción estándar. De nuevo se debe insistir en que los valores de ΔH° que se proporcionan en la correspondiente ecuación termoquímica hacen referencia a la estequiometría de la reacción. En la A-13 podemos escribir:

$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}); \Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ}$. Es decir, cuando se forma 1 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ se transfieren 393,5 kJ. Podemos calcular la cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ formada cuando se transfieren 1.000 kJ con la ayuda del siguiente balance termoquímico:

$x = 2,54 \text{ mol}$. Por tanto, a 1 atm y a 25 °C, el volumen que ocupa esa cantidad de gas es:

$$V(\text{CO}_2) = 62,1 \text{ L.}$$

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})}{-393,5 \text{ kJ}} = \frac{x \text{ mol}}{-1000 \text{ kJ}}$$

4.6. Ley de Hess

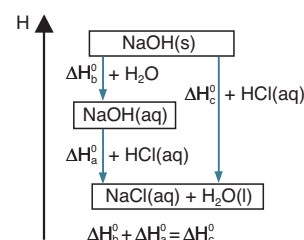
La medida de la entalpía de reacción se puede efectuar de forma directa (experimentalmente) o de forma indirecta a partir de la ley de Hess (una vez conocidos los valores de otras entalpías de reacción). Algunos valores numéricos que difícilmente pueden obtenerse de forma precisa en el laboratorio se pueden calcular mediante aplicación de esta ley.

Todos los cálculos que se realizan mediante la ley de Hess encuentran justificación a través de los correspondientes

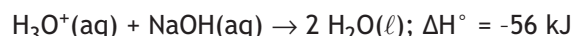
diagramas entálpicos. Los datos que vamos a utilizar a la hora de realizar las correspondientes representaciones son entalpías de reacción, entalpías de formación y entalpías de enlace.

Se debe insistir en que la combinación algebraica de ecuaciones de reacción, que es idéntica a la de los correspondientes valores de entalpía de reacción se justifica a partir del correspondiente diagrama termoquímico. Este aspecto se pone de manifiesto de forma explícita en los ejemplos 6 y 7.

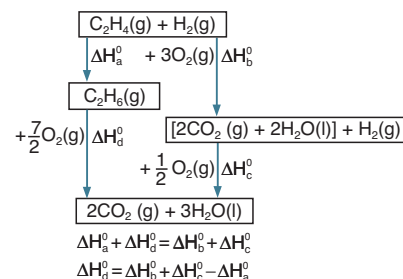
El experimento 4 ('Entalpía de reacción y ley de Hess') tiene dos objetivos. 1) determinar experimentalmente entalpías de reacción; 2) comprobar con los datos obtenidos la ley de Hess. El diagrama entálpico para este proceso es el siguiente:



En general, se obtienen buenos resultados si se toman las precauciones pertinentes (ej. correcta preparación de las disoluciones -recordar que las disoluciones de hidróxido de sodio se carbonatan- o asegurarse de mezclar las disoluciones acuosas a la misma temperatura, etc.). Se recomienda emplear un termómetro con una imprecisión inferior a 1 °C. La bibliografía proporciona un valor del calor de neutralización de -56 kJ/mol. Este experimento se puede volver a realizar en el tema 6 empleando otros ácidos fuertes (HNO_3 o H_2SO_4) y otras disoluciones de bases fuertes (ej. KOH) con el objetivo de concluir que en todos los casos se ha medido el mismo calor de reacción:



En la actividad A-14 podemos representar el siguiente diagrama entálpico:



Según esta representación podemos establecer la siguiente combinación lineal de ecuaciones químicas y de los correspondientes valores de entalpía de reacción:

$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\Delta H_b^0 = -1411 \text{ kJ}$
$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\Delta H_c^0 = -285,84$
$-\left[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})\right]$	$-\Delta H_a^0 = -(-137,10 \text{ kJ})$
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \frac{7}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g})$	$\Delta H_d^0 = -1411 + (-285,84) - (-137,10) = -1559,74 \text{ kJ}$

Entalpías de formación estándar

A un nivel práctico poner en una tabla los valores de ΔH° de todas las reacciones químicas sería una tarea siempre inacabada, poco práctica y que conllevaría un enorme esfuerzo. Una forma sencilla de conocer a priori ΔH° , sin necesidad de realizar el correspondiente proceso, supone construir tablas análogas a la de la figura 6.5 y utilizar los valores correspondientes mediante aplicación de la ley de Hess. El **ejemplo 8** muestra esta circunstancia. Así pues, este hecho, permite obtener la correspondiente ecuación matemática para el cálculo de ΔH° en función de las correspondientes entalpías de formación estándar de reactivos y de productos.

Usando los valores de la figura 6.5 se puede realizar el siguiente cálculo para resolver el **ejemplo 9**:

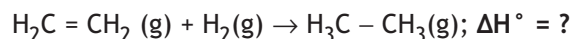
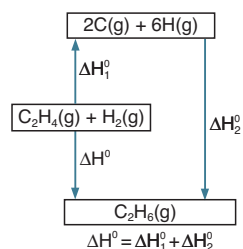
$$\begin{aligned}\Delta H^0 &= \{4 \times \Delta H_f^0[\text{NO}(\text{g})] + 6 \times \Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{g})]\} - \{4 \times \Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})]\} = \\ &= \{4 \times (90,2) + 6 \times (-241,8)\} - \{4 \times (-46,1)\} \\ \Delta H^0 &= 905,6 \text{ kJ}\end{aligned}$$

4.7. Enthalpías de enlace

Una forma de *estimar* el valor de ΔH° implica emplear valores de energías de enlace. Se debe resaltar que los valores que proporciona la figura 7.1 son valores promedio. Por tanto, los valores de ΔH° que pueden obtenerse utilizando estos datos no se corresponden exactamente con los que pueden calcularse a partir de la figura 6.5. En el **ejemplo 10** se muestra esta circunstancia.

De nuevo, el empleo de diagramas entálpicos (Figuras 7.2 y 7.3) permite aplicar la ley de Hess, teniendo presente que la ruptura de enlaces implica el aporte de energía al sistema y que la formación de enlaces supone el proceso energético inverso.

De forma análoga al ejemplo 10, para la actividad A-16 realizamos el siguiente diagrama entálpico:



Enlaces rotos de reactivos	$\Delta H/\text{kJ}$
1 enlace C = C	610
4 enlaces C-H	4 x 412
1 enlace H - H	436
Total energía aportada (ΔH_1°)	2694

Enlaces formados de productos	$\Delta H/\text{kJ}$
1 enlace C - C	-348
6 enlaces C - H	6 x (-412)
Total energía desprendida (ΔH_2°)	-2820

$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ = 2694 + (-2820) = -126 \text{ kJ}$$

El tema contiene dos lecturas: “¿Qué combustible elegir?” y “Comer mal o de forma equilibrada. Ésa es la cuestión”. La primera de ellas es una reflexión acerca de alguno de los criterios que se emplean a la hora de elegir un combustible con un fin determinado, señalando las ventajas e inconvenientes que ello comporta. Esta primera lectura puede introducirse mediante el planteamiento del ejercicio 13 de la página 160 del libro del alumnado, para volver a realizarla (esta vez como resumen o síntesis de todo lo leído y planteado previamente) una vez los alumnos han expuesto sus planteamientos y se ha realizado la lectura propuesta. Una primera reflexión de interés, desde el punto de vista estrictamente energético, supone diferenciar dos conceptos diferentes, aunque relacionados: **entalpía de combustión** y **entalpía específica** (Figs. 7.5 y 7.6). Una vez se tiene presente este importante criterio se puede hacer énfasis en cada uno de los combustibles propuestos acerca de otros factores como son el precio de obtención, almacenaje, transporte, diseño de motores y de tanques de combustible, efectos contaminantes en su obtención y de los productos de combustión, otros efectos colaterales, etc. Esta lectura puede conectarse con la de la página 421 “La obtención del hidrógeno a partir del agua: una posible vía alternativa” y con la lectura de la página 435 “El Instituto de Tecnología Química (ITQ)”. En estas dos lecturas se plantea la obtención de combustibles con la ayuda de catalizadores.

La segunda de las lecturas propuestas en este tema ("**Comer mal o de forma equilibrada. Ésa es la cuestión**") hace un breve repaso al contenido energético de los alimentos, lo cual se aprovecha para establecer la necesidad de llevar una dieta equilibrada. Esta lectura se puede complementar realizando el ejercicio 14 de la página 159 del libro del alumnado y la actividad 5 de la autoevaluación (pág. 160). Esta lectura puede suscitar nuevos problemas como son: la conveniencia o no de utilizar alimentos que han sido procesados (¿pierden sus nutrientes?), la existencia de aditivos en los alimentos (¿son perjudiciales por definición?); tipos de dietas, etc. A un nivel elemental pueden consultarse los libros *Los alimentos y la salud*. OMS. Salvat y *Nutrición y salud*. F. Grande Covián. Temas hoy. Además, en estos dos libros pueden encontrarse nuevos datos que complementen los aportados en la lectura.

El tema finaliza con una última lectura ("**El efecto invernadero**") que trata de responder a las siguientes preguntas. ¿Por qué la Tierra posee una temperatura media superior a la que cabría esperar por su distancia del Sol? ¿Qué gases son responsables de esta circunstancia? ¿Qué mecanismos fotoquímicos explican, en primera aproximación, este efecto? ¿Cómo se originó el problema? ¿Qué consecuencias puede ocasionar el mismo en el futuro? ¿Qué se puede hacer para tratar de evitarlo? ¿Qué se está haciendo en la actualidad a nivel mundial? Esta lectura se puede complementar con el ejercicio 27 (pág. 178). En la tabla que se proporciona puede apreciarse el efecto sobre la temperatura media de cada uno de los planetas debido a la existencia de $\text{CO}_2(\text{g})$ en su atmósfera. Venus, a pesar de estar mucho más lejos del Sol que Mercurio posee una temperatura media mucho mayor (el efecto invernadero ocasiona un incremento medio de temperatura de 523°C). La pequeña proporción de $\text{CO}_2(\text{g})$ atmosférico ocasiona que la temperatura media de nuestro planeta sea unos 35°C superior de lo que le correspondería por su distancia al Sol. En el caso de Marte este efecto sólo produce un incremento de 10°C .

TEMA 5

5.1. ¿Por qué ocurren las reacciones químicas? Entropía

La contestación a la pregunta no la podemos realizar mediante el primer principio de la termodinámica. Las magnitudes introducidas no nos ayudan a dar respuesta a esta cuestión. Los alumnos pueden pensar que si se cumple que $\Delta H^\circ < 0$, necesariamente ese proceso será espontáneo. Como corolario pueden concluir que si $\Delta H^\circ > 0$ ese proceso no tendrá lugar de forma espontánea. Sabemos que existen procesos exoenergéticos no espontáneos y procesos endoenergéticos espontáneos. Se puede insistir en este último aspecto

para incidir en esta limitación del primer principio, volviendo a comentar el experimento 3 de la página 162 del libro del alumnado.

Otro caso que puede comentarse (esta vez relacionado con aspectos cinéticos) hace referencia al ejemplo 5 de la página 163. En el mismo aparece el siguiente dato:

$$\Delta H_{\text{comb.}}^\circ [\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})] = -2877 \text{ kJ/mol}$$

Este valor tan negativo de la entalpía de combustión no quiere decir que cuando el butano se encuentre con oxígeno reaccionará inmediatamente de forma espontánea. Este valor está relacionado con otras magnitudes termodinámicas, cuya medida nos permite afirmar que el proceso de combustión del metano es espontáneo. Sin embargo, si no se provoca el inicio de la reacción de alguna forma (ej. chispa) el butano no arde con el oxígeno.

Por tanto, es conveniente insistir en que existen dos aspectos que necesitamos conocer para predecir y explicar si un proceso químico tendrá lugar o no. El primero de estos criterios es estrictamente **termodinámico**. Éste será objeto de estudio en la parte final del presente tema. Las consideraciones de tipo **cinético** (velocidad de reacción, energía de activación y catálisis) se tratan en el tema 6.

Una primera explicación acerca de por qué unos procesos químicos sólo observamos que se producen en un sentido y no en el inverso la podemos obtener del **ejemplo 1** (pág. 182). Se plantea, en primera aproximación, una situación ideal que supone el estudio de la difusión de un gas. Si un gas ocupa la parte izquierda del recipiente de la figura 1.2 y se abre la llave, el gas se difunde hasta ocupar todo el volumen del recipiente. Para explicar este proceso hemos partido de una situación inicial en la que únicamente existen dos moléculas de gas (Fig. 1.3). Conforme aumenta el número de moléculas de gas, disminuye la probabilidad de que todas las moléculas vuelvan a ocupar el lado izquierdo del recipiente. Esta situación es muy poco probable para una situación real en la que el número de moléculas es del orden de 10^{23} (Fig. 1.4).

El ejemplo proporcionado nos ayuda a mostrar que la probabilidad es un aspecto esencial a la hora de decidir si un proceso físico o químico puede tener lugar. Cuanto mayor sea el número de "ordenaciones posibles" (W), de la misma energía, según las cuales los átomos de una muestra se puedan ordenar, mayor será la probabilidad que corresponde a ese estado termodinámico. Para evitar números tan grandes como $2^{10^{23}}$ se define una magnitud termodinámica denominada entropía (S), que está relacionada con W mediante la siguiente ecuación:

$$S = k \ln W$$

donde k en la llamada *constante de Boltzmann*, cuyo valor es $1,38 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$.

Un proceso se produce por sí mismo, sin necesidad de la ayuda exterior, si posee la mayor probabilidad de que tenga lugar, lo cual está relacionado con un mayor número de “ordenaciones posibles” (W). En consecuencia, para procesos espontáneos W debe aumentar o lo que es lo mismo, la entropía, S, debe aumentar. Es decir, ΔS debe ser positivo. Decimos que el nuevo estado corresponde a una situación de “mayor desorden” (“orden” significa un pequeño número de combinaciones y “desorden” hace referencia a un gran número de distribuciones posibles).

Para insistir en este aspecto estadístico de la entropía se propone la lectura “**Entropía y estados cuánticos**”. Si suponemos un sistema cerrado y aislado, cada molécula del sistema tiene diversos niveles de energía posibles (pudiendo existir para cada nivel distintos estados cuánticos degenerados). Teniendo presente que la energía interna del sistema (U) es constante, existen diferentes maneras de distribuir el número total de moléculas entre el número total de niveles de energía posibles. Es evidente que el número de posibilidades crece con el aumento del número total de moléculas y con un mayor número de estados energéticos moleculares posibles. Por tanto, W hace referencia también al número de formas en las que se pueden distribuir entre átomos y moléculas la energía disponible de un sistema. Un sistema termodinámico tenderá a pasar de una situación que suponga un reducido número de posibilidades de reparto energético entre sus átomos y moléculas a otro en el que este número de distribuciones posibles sea mayor, lo cual significa que aumenta W (y en consecuencia, $\Delta S > 0$). En este sentido, debemos recordar que el incremento de temperatura de un sistema aumenta el número de estados cuánticos posibles; es decir, se produce un aumento de W y por tanto de entropía (S). En la figura 1.8 (correspondiente a la actividad A-2) se observa el efecto del cambio de entropía con la temperatura. Para una sustancia dada, en cada uno de los tres estados físicos en los que se puede presentar, se produce un aumento de entropía a medida que se incrementa la temperatura. La entropía aumenta marcadamente cuando el sólido funde ya que el estado líquido corresponde a un “desorden” molecular mayor. En el punto de ebullición se produce un aumento más acusado de entropía ya que se pasa al estado gaseoso, “mucho más desordenado” que el estado líquido (obsérvese a este respecto en la figura 1.7 que los valores de entropía absoluta que corresponden al agua en los estados sólido, líquido y gaseoso ejemplifican el comentario realizado de la figura 1.8). Esta explicación nos sirve también para contestar las actividades A-1, A-3 y A-4. En general, los gases poseen una entropía superior a la de los líquidos y éstos a su vez superior a la de los sólidos (existen excepciones a esta regla cuando se trata de moléculas grandes, ejemplo:

$$S^\circ(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 360 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

ya que, en general, cuanto más compleja es una molécula—número de átomos, número de enlaces y estructura—mayor es su entropía). Esta regla general se debe a que las moléculas de un gas tienen más libertad de moverse que las moléculas de un líquido; lo mismo sucede con las moléculas de un líquido comparadas con las de un sólido. En la actividad A-3, después de presentar las tres situaciones que corresponden a la figura 8.9 (en todas ellas se cumple que $\Delta S > 0$) se plantean en el apartado b) dos procesos en los que la entropía del sistema disminuye (aumento del orden molecular). Lo mismo ocurre con los apartados a) y c) de la actividad A-4. Sin necesidad de realizar cálculos se pueden hacer predicciones de tipo cualitativo. Si en una reacción participan gases y se forman únicamente sustancias en estado sólido, la entropía del sistema disminuye, ya que la nueva situación corresponde a un menor desorden. Éste es el caso de la reacción representada mediante la siguiente ecuación:

$2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NaCl(s)}$. El caso contrario corresponde al siguiente proceso:

$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO(s)} + \text{CO}_2(\text{g})$ en donde la descomposición del carbonato de calcio implica una gran incremento de entropía ya que a partir de un sólido se producen dos sustancias, una de ellas un gas. Para el caso en el que sólo participen gases se puede establecer que si el número total de moles aumenta en el proceso, entonces $\Delta S^\circ > 0$; por el contrario, si el número total de moles disminuye, entonces $\Delta S^\circ < 0$. Éste es el caso representado por la siguiente ecuación:

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$. A partir de la siguiente tabla se pueden obtener los valores de ΔS° para cada una de las reacciones que corresponden a la actividad A-4.

Sustancia	$S^\circ/\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$
Na(s)	51,2
Cl ₂ (g)	223,0
NaCl(s)	72,5
CaCO ₃ (s)	92,9
CaO(s)	38,1
CO ₂ (g)	213,7
N ₂ (g)	191,6
H ₂ (g)	130,6
NH ₃ (g)	192,3

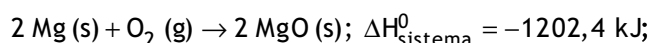
El segundo principio establece que la entropía total debe aumentar. Por tanto, si en un sistema la entropía disminuye, ese cambio se asocia con una variación de entropía de los alrededores positiva de tal forma que la suma de ambos valores proporciona un número positivo

$$(\Delta S_{\text{total}} > 0).$$

Cálculo de la entropía de los alrededores

La discusión cualitativa previamente realizada para llegar a la ecuación matemática que permite calcular la variación de entropía de los alrededores se basa en la introducción efectuada para comprender el concepto de entropía.

Con la ayuda de la ecuación obtenida se puede calcular $\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}}$. El **ejemplo 2** es un ejercicio de aplicación de esta ecuación. De forma análoga, en la actividad **A-5** podemos realizar los siguientes cálculos:



$$\Delta S_{\text{sistema}}^0 = \{2 \cdot S^0[\text{MgO (s)}]\} - \{2 \cdot S^0[\text{Mg (s)}] + S^0[\text{O}_2 \text{ (g)}]\}$$

sustituyendo los correspondientes valores:

$$\Delta S_{\text{sistema}}^0 = [2 \cdot (26,8 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})] - [2 \cdot (37,2 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) + 1 \cdot (205,0 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})]; \Delta S_{\text{sistema}}^0 = -225,8 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$$

Por otro lado:

$$\Delta S_{\text{alrededores}}^0 = -\frac{\Delta H_{\text{sistema}}^0}{T} = \frac{1202,4 \cdot 10^3 \text{ J}}{298 \text{ K}} = 4034,9 \text{ J/K}$$

Finalmente:

$$\Delta S_{\text{total}}^0 = \Delta S_{\text{sistema}}^0 + \Delta S_{\text{alrededores}}^0 = -225,8 + 4034,9 = 3809,1 \text{ J/K}$$

5.2. Energía libre de Gibbs

Se define una nueva función termodinámica denominada energía libre de Gibbs (G), que nos permite establecer un nuevo criterio de espontaneidad basado únicamente en las propiedades del sistema. Existen otras funciones termodinámicas que nos sirven también para decidir si un proceso será o no espontáneo. Por ejemplo, el potencial de Helmholtz (F), nos sirve de criterio de espontaneidad si las variables que se mantienen constantes son la temperatura y el volumen (a V y T constantes, un proceso es espontáneo si $\Delta F < 0$). Por tanto, es necesario especificar las variables que se mantienen constantes para hacer referencia a la variación de la función termodinámica apropiada.

Conviene en este punto advertir la confusión existente en cuanto a la nomenclatura. En muchos manuales no se hace una clara distinción entre ΔG , dG , ΔG° , $\Delta_r G$ y $\Delta_r G^\circ$. Por ejemplo, se señala que si $\Delta G^\circ < 0$ el proceso es espontáneo, cuando en realidad ΔG° (o $\Delta_r G^\circ$) sólo nos informan

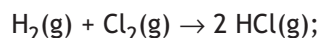
de lo que ha “avanzado” una reacción particular ya que $\Delta_r G^\circ$ está relacionada con la constante de equilibrio termodinámica (K°) según la ecuación: $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$. Cuanto más negativo sea el valor de $\Delta_r G^\circ$ más grande será el valor de la constante de equilibrio termodinámica, K° (en una mayor extensión se produce la reacción “Reactivos” \rightarrow “Productos”). Puede haber valores de $\Delta_r G^\circ$ positivos (la reacción “Reactivos” \rightarrow “Productos” se produce en una pequeña extensión), pero ello no significa que el proceso no pueda ser espontáneo. En realidad, para saber si, en unas condiciones dadas, se producirá una reacción química en un sentido u otro debemos evaluar el signo de la siguiente ecuación: $\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln Q$, donde $\Delta_r G$ es la denominada *energía libre de reacción* (no es un incremento), definida como

$$\Delta_r G = \left(\frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{P,T} = \left(\frac{\partial F}{\partial \xi} \right)_{V,T},$$

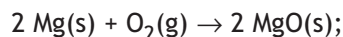
siendo $d\xi$ el denominado *grado de avance de reacción*. Q es el denominado *cociente de reacción*. Es evidente que en condiciones estándar se cumple que $Q = 1$ por lo que sólo en ese caso el signo (y valor) de $\Delta_r G^\circ$ coincide con el de $\Delta_r G$, por lo que únicamente es esas condiciones $\Delta_r G^\circ$ nos puede servir de criterio inequívoco de espontaneidad de una reacción (ej. en procesos redox se emplea este criterio de forma indirecta a partir de los valores de E°). En la bibliografía reseñada puede encontrarse una discusión más detallada acerca de estos aspectos.

Dada la complejidad de todos estos apartados pensamos que es más que suficiente el tratamiento que se ha realizado en el libro de los alumnos. Además, los conceptos relacionados con el segundo principio de la termodinámica únicamente se tratan en este capítulo, no siendo necesarios para seguir avanzando en el curso. Por ello, de nuevo insistimos en que consideramos un acierto su no inclusión en algún currículum oficial.

Según las precisiones realizadas previamente se explica por qué en la parte final se realizan cálculos de ΔG° (recordamos que no debe confundirse con ΔG ni con $\Delta_r G^\circ$) y se analiza el significado de los resultados obtenidos para diversas reacciones (**ejemplos 3 y 4** y actividades **6 y 7**). Esta última actividad no es más que un ejercicio de aplicación del cálculo de ΔG° :



$$\Delta G^\circ = (-184,6 \text{ kJ}) - (298 \text{ K}) (0,020 \text{ kJ/K}) = -190,56 \text{ kJ}$$



$$\Delta G^\circ = (-1202,4 \text{ kJ}) - (298 \text{ K}) \cdot (-0,2168 \text{ kJ/K}) = -1137,79 \text{ kJ}$$

Tema 4. Solución a los ejercicios finales

PROBLEMA 1

$T = 22,9\text{ }^{\circ}\text{C}$.

PROBLEMA 2

a) $25,3\text{ kJ}$; $V = 56,4\text{ L}$.

PROBLEMA 7

b) $\Delta H_f^0[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,63\text{ kJ}$

c) $V(\text{CO}_2) = 152,725\text{ L}$; $\Delta H = -5562,5\text{ kJ}$

PROBLEMA 8

$\Delta H = -172,33\text{ kcal/mol}$.

PROBLEMA 9

$\Delta H_f^0[\text{C}_6\text{H}_6(\ell)] = +13\text{ kcal/mol}$

PROBLEMA 10

$\Delta H = -120,02\text{ kcal}$.

PROBLEMA 11

$\Delta H_f^0[\text{ZnO}(\text{s})] = -38,72\text{ kcal/mol}$.

PROBLEMA 12

$\Delta H_f^0[\text{HNO}_2(\text{aq})] = -30,8\text{ kcal/mol}$.

PROBLEMA 13

$Q = -1,98 \cdot 10^5\text{ kJ}$.

PROBLEMA 14

$-1299,5\text{ kJ/mol}$; $m(\text{C}_2\text{H}_2) = 2\text{ g}$.

PROBLEMA 15

a) $\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell) + 25/2\text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 8\text{ CO}_2(\text{g}) + 9\text{ H}_2\text{O}(\text{g})$.

b) $\Delta H = -1,335 \cdot 10^5\text{ kJ}$.

c) $\Delta H = 1,008 \cdot 10^8\text{ kJ}$.

PROBLEMA 16

$\text{C}_6\text{H}_6(\ell) + \frac{15}{2}\text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{ CO}_2(\text{g}) + 3\text{ H}_2\text{O}(\ell)$

$$\Delta H_R^0 = 6x\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] + 3x\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\ell)] - \Delta H_f^0[\text{C}_6\text{H}_6(\ell)]$$

$$\Delta H_R^0 = 6(-393,5) + 3(-285,8) - 49 = -3267,4\text{ kJ}$$

$$\Delta H^0 = \Delta U^0 + P\Delta V = \Delta U^0 + \Delta nRT$$

$$\Delta U^0 = \Delta H^0 - \Delta nRT$$

$$\left. \begin{array}{l} \Delta H^0 = -3267400\text{ J} \\ \Delta n = 6 - 7,5 = -1,5\text{ mol} \\ R = 8,3\text{ J/mol K} \\ T = 298\text{ K} \end{array} \right\} \rightarrow \Delta U^0 = -3267400 - (-1,5) \cdot 8,3 \cdot 298$$

$$\Delta U^0 = -3263689,9\text{ J}$$

PROBLEMA 22

a) $\Delta H = +1648\text{ kJ}$; b) $\Delta H = +1179\text{ kJ}$;

c) $\Delta H = -235,5\text{ kJ}$; d) $\Delta H = -365\text{ kJ}$.

PROBLEMA 25

$\Delta H = +216\text{ kJ/mol}$.

PROBLEMA 26

$\Delta H = -390,7\text{ kJ}$.

Tema 5. Solución a los ejercicios finales

PROBLEMA 1

a) $\Delta S^0 < 0$; b) $\Delta S^0 < 0$; c) $\Delta S^0 > 0$.

PROBLEMA 2

a) $\text{I}_2(\text{g})$; b) $\text{NaCl}(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ($T = 120^{\circ}\text{C}$).

PROBLEMA 4

a) $-198,7\text{ J/K}$

b) $24,9\text{ J/K}$

c) 3 J/K

d) $-44,4\text{ J/K}$.

PROBLEMA 5

a) $309,4\text{ J/K}$

b) $-606,0\text{ J/K}$

c) $1320,5\text{ J/K}$

d) $811,4\text{ J/K}$.

PROBLEMA 6

a) $110,7\text{ J/K}$

b) $-581,1\text{ J/K}$

c) $1323,5\text{ J/K}$

d) 767 J/K

PROBLEMA 7

$\Delta S_{\text{total}}^0 = -162,72\text{ J/K}$

PROBLEMA 8

- a) 82,78 kJ y 60,32 kJ b) -394,39 kJ y -397,10 kJ
 c) 228,57 kJ y 188,52 kJ d) 48,48 kJ y -109,28 kJ

PROBLEMA 9

$$\Delta H^\circ > 0; \Delta S_{\text{sist.}}^\circ > 0; \Delta G^\circ > 0 (T < <); \Delta G^\circ < 0 (T > >)$$

Tema 4. Autoevaluación**EJERCICIO 1**

- a) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}); \Delta H = -889,6 \text{ kJ}$.
 b) $m(\text{CH}_4) = 12,03 \text{ g}$.

EJERCICIO 3. -75,1 kJ/mol

3) b) $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,63 \text{ kJ}$;

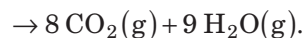
c) $V(\text{CO}_2) = 152,725 \text{ L}; \Delta H = -5562,5 \text{ kJ}$

5) $\Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_6(\ell)] = +13 \text{ kcal/mol}$.

7) $\Delta H_f^\circ[\text{ZnO}(\text{s})] = -38,72 \text{ kcal/mol}$.

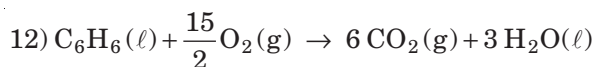
8) $\Delta H_f^\circ[\text{HNO}_2(\text{aq})] = -30,8 \text{ kcal/mol}$.

11) a) $\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell) + 25/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow$



b) $\Delta H = -1,335 \cdot 10^5 \text{ kJ}$.

c) $\Delta H = 1,008 \cdot 10^8 \text{ kJ}$.



$$\Delta H_R^\circ = 6x \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 3x \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\ell)] - \Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_6(\ell)]$$

$$\Delta H_R^\circ = 6(-393,5) + 3(-285,8) - 49 = -3267,4 \text{ kJ}$$

EJERCICIO 4. $\Delta H^\circ = -726 \text{ kJ}; \Delta U^\circ = -724763 \text{ J}$

EJERCICIO 5. $-1410,8 \text{ kJ/mol}$ y -1063 kJ/mol

Tema 5. Autoevaluación

EJERCICIO 1. $158,9 \text{ J/mol K}$.

EJERCICIO 2. $\Delta S_{\text{total}}^\circ = 37,73 \text{ J/K}$.

EJERCICIO 3. $\Delta G^\circ = -70,6 \text{ kJ}$. Proceso muy poco favorecido desde el punto de vista termodinámico.

EJERCICIO 4. $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}); \Delta H^\circ > 0; \Delta S^\circ < 0$.

EJERCICIO 5. $\Delta G^\circ < 0 (T < 1053 \text{ K}); T = 1053 (\Delta G^\circ = 0)$.

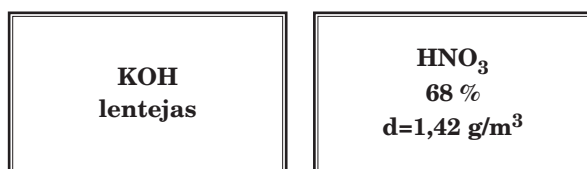
5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce el significado de los conceptos y términos fundamentales de este tema: energía, calor, trabajo, entalpía.
- Comprende de forma significativa las siguientes leyes o principios: primer principio de la termodinámica, segundo principio de la termodinámica, criterio de proceso espontáneo.
- Realiza correctamente cálculos estequiométricos y termoquímicos.
- Sabe construir diagramas termoquímicos.
- Utiliza la ley de Hess a partir de diferentes tipos de entalpías: de reacción, de formación y de enlace.
- Sabe dar una interpretación microscópica al segundo principio de la termodinámica.
- Conoce lo que significa un proceso espontáneo y sabe evaluar la variación de entropía total para una reacción dada.
- Sabe evaluar ΔG° y conoce el significado de su valor.
- Distingue entre $\Delta S^\circ_{\text{sistema}}$ y $\Delta S^\circ_{\text{total}}$.

EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

- 1 En el laboratorio existen dos frascos con sendas etiquetas:



- a) Explica de forma detallada el procedimiento experimental que emplearías y los cálculos que efectuarías para medir el calor de disolución del hidróxido de potasio en agua.
- b) Explica de forma detallada el procedimiento experimental que emplearías y los cálculos que efectuarías para medir la entalpía de reacción correspondiente al proceso representado por la siguiente ecuación química:
- $$\text{KOH(aq)} + \text{HNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{KNO}_3\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}.$$
- $$\Delta H^\circ_{\text{comb.}}[\text{CH}_4\text{(g)}] = -890 \text{ kJ/mol.}$$
- $$\Delta H^\circ_{\text{comb.}}[\text{C}_4\text{H}_{10}\text{(g)}] = -2658 \text{ kJ/mol.}$$
- 2 El metano es un combustible ampliamente empleado en nuestra sociedad. El butano también se emplea como combustible. Con la ayuda de los siguientes datos:

$$\Delta H^\circ_{\text{comb.}}[\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)}] = -1560 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta H^\circ_f[\text{CO}_2\text{(g)}] = -393,5 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta H^\circ_f[\text{H}_2\text{O(l)}] = -285,8 \text{ kJ/mol.}$$

establece criterios para preferir uno u otro como combustible.

- 3 a) Calcula la entalpía de formación estándar del etano, $\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)}$, conocidos los siguientes datos:
- b) ¿Cuántos litros de etano, medidos en condiciones normales, deberán quemarse para realizar un calor de 1000 kJ?
- 4 En algunos países se utiliza el etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}$, como sustituto de la gasolina en los motores de los automóviles. Suponiendo que la gasolina está compuesta únicamente por octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}\text{(l)}$:
- a) Calcula la variación de entalpía (en kJ/mol) para la combustión completa del etanol y del octano (en ambos casos sólo se produce dióxido de carbono y agua líquida).
- b) ¿En cuál de las dos combustiones se realiza más calor por kilogramo de combustión quemado?
- 5 Durante la década de los años cuarenta y debido a la escasez de gasolina, se utilizó como combustible para automóviles el monóxido de carbono obtenido a partir del carbón en los "gasógenos". Sabiendo que la combustión del CO(g) para dar $\text{CO}_2\text{(g)}$ tiene una variación de entalpía de -283 kJ/mol a 25°C :
- a) Calcula la variación de entalpía de formación del CO(g) .
- b) ¿Qué cantidad de calor se puede realizar al quemar 100 m^3 de CO(g) , medidos a 25°C y 750 mm Hg ?
- c) ¿Qué volumen ocuparía el $\text{O}_2\text{(g)}$ necesario para la combustión del apartado anterior, medido en las mismas condiciones de presión y de temperatura?
- 6 Calcula $\Delta S^\circ_{\text{total}}$ de los procesos representados por las siguientes ecuaciones:
- a) $2 \text{ Al(s)} + 3/2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- b) $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} \rightarrow 2 \text{ Fe(s)} + 3/2 \text{ O}_2\text{(g)}$
- 7 Calcula ΔG° de los siguientes procesos:
- a) $\text{CH}_4\text{(g)} + 2 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + 2 \text{ H}_2\text{O(l)}$
- b) $2 \text{ NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{(g)} + 2 \text{ O}_2\text{(g)}$

7. RECURSOS DIDÁCTICOS Y BIBLIOGRAFÍA DE CONSULTA

ARTÍCULOS

- BAUMAN, R.P. 1992. Physics that textbook writers usually get wrong. II. Heat and energy, *The Physics Teacher*, Vol. 30, pp. 353-356.
- CACHAPUZ, A.F. y MARTINS, I.P. 1987. High school students' ideas about energy of chemical reactions. En NOVACK, J.D. (Ed.) *Proceedings of the Second International Seminar Misconceptions and Educational Strategies in Science and Mathematics*. pp. 60-68. Cornell University: Nueva York.
- CERVANTES, A. 1987. Los conceptos de calor y temperatura: una revisión bibliográfica, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 5 (1), pp. 66-70.
- DOMÍNGUEZ, J.M. et al. 1998. Las partículas de la materia y su utilización en el campo conceptual de calor y temperatura: un estudio transversal, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 16 (3), pp. 461-475.
- FUCHS, H.U. 1987. Thermodynamics: A "Misconceived" Theory. En NOVACK, J.D. (Ed.) *Proceedings of the Second International Seminar Misconceptions and Educational Strategies in Science and Mathematics*. pp. 160-167. Cornell University: Nueva York.
- GARRITZ, A. 1994. Energía, química y sociedad, En FERNÁNDEZ, R. (Ed.) *La química en la sociedad*, pp. 67-127. UNAM: México.
- GOEDHART, M.J. y KAPER, W. 2002. From Chemical energetics to chemical thermodynamics. En GILBERT, J.K. (Ed.) *Chemical Education; Towards Research-based Practice*, pp. 339-362. Kluwer: Dordrecht.
- HOO, H.H. 1998. Students' understandings of chemical bonds and the energetics of chemical reactions, *International Journal of Science Education*, Vol. 35(5), pp. 569-581.
- JOHNSTONE, A.H.; MACDONALD, J.J. y WEBB, G. 1977. Misconceptions in school thermodynamics, *Physics Education*, mayo, pp. 248-251.
- PUSHKIN, D.B. 1997. Scientific terminology and context: how broad or narrow are our meanings? *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 34(6), pp. 661-668.
- QUÍLEZ, J. y SOLAZ, J.J. 1996. Una formulación sencilla, cuantitativa y precisa para el principio de Le Chatelier, *Educación Química*, Vol. 7 (4), pp. 202-208.
- RIBEIRO, M.G.T.C.; COSTA, D.J.V.; MASKILL; R. 1990. Reaction and spontaneity: the influence of meaning from everyday language on fourth year undergraduates' interpreta-

tions of some simple chemical phenomena, *International Journal of Science Education*, Vol. 12(4), pp. 391-401.

- ROZIER, S. y VIENNOT, L. 1991. Students' reasoning in thermodynamics, *International Journal of Science Education*, Vol. 13 (2), pp. 159-170.
- SEVILLA, C. 1986. Reflexiones en torno al concepto de energía. Implicaciones curriculares, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 4 (3), pp. 247-252.
- SOLAZ, J.J. y QUÍLEZ, J. 2001. Algunas precisiones en torno a las funciones termodinámicas ΔG , $\Delta_r G$ y $\Delta_r G^\circ$; *Educación Química*, 12(2), 103-110.
- VAN ROON, P.H.; VAN SPRANG, H.F. y VERDONK, A.H. 1994. "Work" and "heat": on a road towards thermodynamics, *International Journal of Science Education*, Vol. 16 (2), pp. 131-144.
- VAN DER VALK, A.E.; BORMANS, H.F.H.; TACONIS, R. y LIJNSE, P.L. 1990. The need for a particulate description of macroscopic energy phenomena. pp. 294-303. En LIJNSE, P.L.; LICHT, P.; de VOS, W. y WAARLO, A.J. (Ed.) *Relating macroscopic phenomena to microscopic particles*. CD-B Press: Utrech.

LIBROS

- ARNAUD, P. 1993. *Cours de chimie physique*. Dunod: París.
- ATKINS, P.W. 1992. *Química General*. Omega: Barcelona.
- BRENON-AUDAT, F.; BUSQUET C. y MESNIL C. 1993. *Thermodynamique chimique*. Hachette: París.
- CHANG, R. 1992. *Química General*. McGrawHill: Madrid.
- CLIMENT et al. 1993. *Conocer la química del medio ambiente. La atmósfera*. UPV: Valencia.
- HIERREZUELO, J. y MONTERO, A. 1991. *La ciencia de los alumnos*. Elzevir: Vélez-Málaga.
- HOLTON, G. y BRUSH, S. 1981. *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*. Reverté: Barcelona.
- KLOTZ, I.M. y ROSENBERG, R.M. 1977. *Termodinámica química*. AC: Madrid.
- PERUTZ, M.F. 1990. *¿Es necesaria la ciencia?* Espasa Calpe: Madrid.
- QUÍLEZ, J. et al. 1998. *Una propuesta curricular para el equilibrio químico basada en el estudio del principio de Le Chatelier*. Proyecto de investigación subvencionado por el CIDE (1996-1998).
- ROCK, P.A. 1989. *Termodinámica Química*. Vicens-Vives: Barcelona.

VÍDEOS

- 1) *La conservación de la energía*. El universo mecánico. 28 minutos.

Hace referencia al contexto social abordando la crisis de la energía. Estudia el principio de conservación de la energía y las transformaciones energéticas.

- 2) *Calor, temperatura y propiedades de la materia*. Vídeo Enciclopedia Americana. 14 minutos.

Diferencia los conceptos de calor y temperatura y ejemplifica procesos que suponen realización de calor.

CINÉTICA QUÍMICA

6

1. PRERREQUISITOS

- 1) Conocer el criterio para saber cuándo una reacción es endoenergética y cuándo es exoenergética.
- 2) Conocer los aspectos básicos de la Teoría Cinético-Molecular.
- 3) Dominar con soltura los conceptos de cantidad de sustancia y de concentración.
- 4) Conocer el significado general del término velocidad.
- 5) Reconocer un proceso químico e interpretarlo en función de la ruptura y formación de enlaces químicos.
- 6) Interpretar el significado que proporciona una determinada ecuación química.
- 7) Saber dibujar e interpretar diagramas termoquímicos.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Dificultad a la hora de explicar la reacción química en función del modelo de las colisiones.
- 2) Asociación de los conceptos grado de avance de una reacción y rapidez con la que se produce.
- 3) Asociación del concepto de espontaneidad con reacción rápida.
- 4) La presencia de un catalizador aumenta la cantidad de productos de reacción.
- 5) El catalizador afecta de forma diferente a la reacción directa y a la reacción inversa.
- 6) La velocidad de reacción aumenta con el tiempo.
- 7) Un aumento de la temperatura sólo favorece la velocidad de reacción directa, mientras que la reacción inversa disminuye.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Explicar el término <i>cinética química</i>. 2. Definir el concepto <i>velocidad</i> de reacción. 3. Enumerar los cinco factores principales que afectan a la velocidad de reacción. 4. Explicar el significado del término <i>energía de activación</i>. 5. Dar ejemplos de biocatalizadores, indicando su función. 6. Diferenciar la catálisis homogénea de la catálisis heterogénea. 7. Conocer de forma general las ideas básicas en que se basa la teoría de las colisiones. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Proporcionar ejemplos específicos que ilustren la importancia del estudio de la cinética química en la industria y en los seres vivos. 2. Discutir y proporcionar ejemplos acerca de cada uno de los factores que afectan a la velocidad de reacción. 3. Dibujar sendos diagramas energéticos para reacciones endoenergéticas y exoenergéticas. 4. Comparar cada uno de los diagramas del punto anterior con los que resultan cuando se encuentra presente un catalizador. 5. Escribir sendas expresiones para la velocidad de reacción de un determinado proceso en función de la variación de las concentraciones de las sustancias que participan en el mismo. 6. Calcular velocidades de reacción medias. 7. Explicar, según la teoría de las colisiones, como afectan a la velocidad de reacción cada uno de los siguientes factores: a) naturaleza de los reactivos, su grado de subdivisión y su concentración; b) la temperatura; c) la presencia de un catalizador. 8. Escribir la ecuación de velocidad, conocido el mecanismo de reacción. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Tomar conciencia del interés que tiene el estudio y control de la velocidad con la que se produce una determinada reacción química. 2. Señalar la importancia de los catalizadores en la vida diaria, proporcionando ejemplos de procesos importantes desde los puntos de vista industrial, bioquímico y medioambiental.

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

Los alumnos ya tienen criterios para establecer si un determinado proceso es o no químico y además deben saber interpretar una ecuación química para obtener información de los cambios materiales y energéticos que en la misma tienen lugar. Además, en el tema anterior se ha introducido el segundo principio de la termodinámica que permite establecer los criterios que determinan si un proceso dado es posible o no. Sin embargo, esto último no es suficiente para entender por qué se producen las reacciones químicas. Es necesario, además, estudiar los aspectos relacionados con la velocidad con la que se producen. Por ello, en la presentación del tema se señalan una serie de aspectos problemáticos acerca de la reacción química que todavía no se habían planteado en temas anteriores. Haremos hincapié en la definición y cálculo de la velocidad de reacción para luego estudiar los factores que determinan la velocidad de una reacción química, que serán posteriormente explicados mediante la teoría de las colisiones. Los aspectos relacionados con los mecanismos de reacción se dejan para un nivel más avanzado, si bien se menciona brevemente este aspecto para el caso de la destrucción del ozono estratosférico en la lectura final del tema.

4.1. Velocidad de reacción

Este apartado se introduce mediante la lectura '**Velocidad de reacción y vida diaria**'. En la misma se proporcionan diferentes ejemplos que permiten reconocer la importancia del estudio de los aspectos relacionados con la cinética química.

Una vez se ha proporcionado una ecuación matemática para su cálculo se desarrolla el **ejemplo 1**. En el mismo se pone de manifiesto que la velocidad de reacción se puede calcular tanto a partir de los cambios de concentración de uno de los productos como de los reactivos. Además, según se desprende del análisis de la figuras 1.4 y 1.5, la velocidad media de reacción disminuye con el tiempo. El ejercicio 1 de la página 218 es análogo al realizado en el ejemplo 1.

En el **ejemplo 2** se presenta una nueva reacción química con la diferencia de que ahora la estequiometría no es 1:1 como ocurría en el ejemplo 1. En cualquier caso, una vez definida la velocidad de una determinada reacción química tomando como referencia una de las sustancias participantes, las expresiones matemáticas correspondientes de velocidad de reacción en función de las otras especies químicas participantes, deben tener en cuenta la estequiometría de la reacción. Así, en la **A-1** podemos escribir que la velocidad a la que reacciona el hidrógeno es el triple de la que lo hace el nitrógeno:

$$v_{\text{reacc.}}(\text{H}_2) = 3 v_{\text{reacc.}}(\text{N}_2)$$

De forma análoga, podemos escribir que la velocidad con la que se forma el amoníaco es el doble de la velocidad con la que reacciona el nitrógeno:

$$v_{\text{form.}}(\text{NH}_3) = 2 v_{\text{reacc.}}(\text{N}_2)$$

Por todo ello, podemos escribir:

$$v_{\text{reacción}} = -\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Si $v_{\text{form.}}(\text{NH}_3) = 0,0015 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$, de forma inmediata podemos calcular las velocidades medias de reacción del nitrógeno y del hidrógeno:

$$v_{\text{reacc.}}(\text{N}_2) = \frac{1}{2} v_{\text{form.}}(\text{NH}_3) = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$v_{\text{reacc.}}(\text{H}_2) = 3 v_{\text{reacc.}}(\text{N}_2) = 2,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

El ejercicio 2 de la página 218 y la actividad 1 de la autoevaluación pueden ayudar a consolidar estos conceptos.

4.2. Factores que afectan la velocidad de reacción

Los alumnos deben estar familiarizados con la TCM (**A-2**). Por ello, se espera que emitan como hipótesis que la velocidad con la que se rompen los enlaces de los reactivos dependa de la mayor o menor frecuencia de choques efectivos pueda estar relacionada con la temperatura y la concentración; también se espera que nombren los catalizadores por el conocimiento previo (producido en cursos previos y en el ámbito cotidiano) de su existencia y acción. En este apartado se estudian los cinco factores que determinan principalmente la velocidad de las reacciones químicas. Este estudio es esencialmente empírico y descriptivo, por lo que en el mismo se han intentado proporcionar ejemplos de reacciones químicas que puedan realizarse con facilidad en el laboratorio o que tengan interés desde el punto de vista tecnológico-industrial o biomédico.

La contestación de la actividad **A-3** supone establecer consideraciones análogas a las realizadas cuando se comparan las velocidades de reacción de precipitación del cloruro de plata y la oxidación del amoníaco, respectivamente. Esta última reacción puede realizarse en el laboratorio si se suspende una espiral de hilo de cobre (que previamente ha sido calentado a la llama) sobre una disolución acuosa, concentrada y caliente, de amoníaco. El cobre actúa como catalizador, oxidándose el amoníaco en su superficie. La reacción es tan exotérmica que puede fundir el hilo de cobre, de forma que al caer sobre la disolución acuosa, ésta se vuelve de color azul debido a la formación del ion $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq})$.

Las actividades **A-4** y **A-5** suponen nuevos ejemplos de

variación de la velocidad de reacción con la concentración. En la **A-4**, para cantidades idénticas de reactivos, cuanto menor sea el volumen del reactor mayor será su concentración, lo cual está asociado a una velocidad de reacción mayor. En la **A-5**, los efectos señalados se deben a una disminución de la concentración de oxígeno.

Por su parte, dos de los ejemplos que se mencionan para estudiar el efecto del grado de subdivisión de los reactivos: reacción del ácido clorhídrico con el mármol y reacción del cinc con el ácido clorhídrico, se pueden realizar fácilmente en el laboratorio como pequeños experimentos de cátedra. Además, esta última reacción puede también utilizarse para mostrar el efecto de la temperatura, adoptando las debidas precauciones con el manejo del ácido clorhídrico caliente. Finalmente, el efecto de los catalizadores puede mostrarse mediante la reacción que se describe en la figura 2.3. En cualquier caso, si se dispone de un retroproyector, todas las reacciones anteriores pueden visualizarse y comentarse utilizando pequeñas cantidades de reactivos que se ponen en contacto en el interior de sendas placas Petri. Son actividades prácticas muy recomendables por la facilidad con la que se producen y la sencillez con la que se visualizan, permitiéndose repetir con relativa rapidez, si es necesario, alguna de las reacciones para establecer las comparaciones pertinentes y focalizar los aspectos más relevantes de las mismas.

La lectura '**Importancia de los catalizadores**' presenta un rápido repaso a reacciones importantes, tanto desde el punto de vista industrial como bioquímico, todas ellas realizadas mediante la participación de un catalizador específico. En la actividad **A-6** se propone una pequeña búsqueda bibliográfica. Si no se quiere emplear mucho tiempo en esta actividad, se puede proponer a los alumnos la lectura de '**El Instituto de Tecnología Química (ITQ)**' (págs. 435-436). Entre la abundante bibliografía que existe al respecto, el profesorado interesado puede consultar, entre otros, dos libros: Ball (1994) y Fernández (1994). Para experimentos con zeolitas puede consultarse el artículo de Coker et al. (1999).

Finalmente, se propone a los alumnos la realización del *experimento-1* '**Estudiando la influencia de la concentración y de la temperatura en la velocidad de reacción**'. Los aspectos teóricos estudiados previamente les permitirán formular las correspondientes hipótesis y comprobarlas de una forma sencilla.

La actividad **A-7** pretende recapitular todos los aspectos estudiados en este apartado mediante su aplicación práctica a una reacción particular. Puede ser un buen momento para realizar esta reacción según se ha indicado anteriormente utilizando hilo de cobre como catalizador. Una actividad análoga es la nº 5 de la autoevaluación.

4.3. Un modelo de reacción química. Teoría de las colisiones

Una vez estudiados los factores de los que depende la velocidad de reacción, necesitamos un modelo que explique los cambios que se producen en cada caso. Por ello, en un primer apartado se introduce la teoría de las colisiones. Dos aspectos clave necesitamos para la comprensión de esta teoría: a) el análisis del significado de las curvas de distribución de Maxwell-Boltzman y b) el concepto de energía de activación, que además se deben relacionar entre sí (Figs. 3.4, 3.6 y 3.7-3.8).

El dibujo de los diagramas energéticos análogos a los de la figura 3.3 permite ayudar a explicar la cinética de reacciones tanto exoenergéticas como endoenergéticas. En la actividad **A-8** la reacción del primer apartado se corresponde con la figura 3.3(a) y la de segundo apartado con la figura 3.3(b). Nuevos ejercicios análogos pueden encontrarse al final del tema (ejercicios 6, 7, 8 y 9).

Los alumnos quizás puedan responder la actividad **A-9** sin mayor dificultad a la hora de explicar cómo la naturaleza de los reactivos, la concentración y el grado de subdivisión afectan a la velocidad de reacción. En el caso de la temperatura la respuesta será parcial (las moléculas se mueven más rápido cuanto mayor es la temperatura, lo cual genera un mayor número de choques efectivos), por lo que será necesario explicar con detalle la figura 3.6 que supone el cambio en la distribución energética de las moléculas; ello permite explicar aumentos importantes en la velocidad de reacción mediante la variación de sólo unos grados de temperatura. Finalmente, el análisis conjunto de las figuras 3.7 y 3.8 proporciona una explicación acerca del efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción.

Para finalizar se propone una actividad de recapitulación (**A-10**) en la que los alumnos deben resumir para cada uno de los cinco factores estudiados sus efectos sobre la velocidad de reacción y la explicación de esos cambios mediante la teoría de las colisiones. Es conveniente acostumbrar a los alumnos a realizar este tipo de actividades por su enorme valor formativo.

4.4. Orden de reacción, mecanismo de reacción y molecularidad

Los alumnos suelen establecer asociaciones entre la ecuación estequiométrica que representa una determinada reacción química y su orden de reacción y, en consecuencia, su ecuación de velocidad. Las actividades **A-11**, **A-12** y **A-13** tratan de poner de evaluar que el alumno sabe que la ecuación de velocidad se determina experimentalmente y que la etapa más lenta de un mecanismo de reacción es la que determina la velocidad de reacción global.

El tema finaliza con una lectura (**El ozono**) en la que se ponen de manifiesto los efectos que produce el ozono sobre los seres vivos y los materiales, el mecanismo de destrucción del ozono estratosférico, las investigaciones realizadas a este respecto, los efectos que produce en la vida de los animales y de las plantas y las medidas iniciales tomadas para evitarlos.

4.5 Solución a los ejercicios finales

PROBLEMA 1

- a) $v_1 = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$; $v_2 = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$;
c) A medida que disminuye la concentración de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ la velocidad de reacción disminuye.

PROBLEMA 2

$$v = -\frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = 2 \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t}$$

PROBLEMA 6

Suponiendo que se lleguen ambos casos a la temperatura necesaria para la coagulación de las proteínas del huevo, debemos realizar las siguientes consideraciones:

- 1) La temperatura a la que hierve el agua en la cima de la montaña es inferior que la correspondiente al nivel del mar. Éste es un factor fundamental que favorece la cocción del huevo al nivel del mar.
- 2) Una segunda consideración de menor importancia se debe a la menor concentración del oxígeno a grandes alturas, lo cual hace que la combustión sea más lenta y que ésta no sea completa (por ello, la energía transferida es menor en este caso).

PROBLEMA 7

Catálisis heterogénea: las tres primeras; catálisis homogénea: reacción de esterificación.

PROBLEMA 8

- a) n° 1; b) n° 2; c) n° 1.

PROBLEMA 10

$$E_a = 158 \text{ kJ/mol}; \Delta H = -26 \text{ kJ/mol}.$$

PROBLEMA 11

$$E_a = 70 \text{ kJ}.$$

PROBLEMA 13

Todas falsas.

PROBLEMA 14

- a) F; b) F; c) F; d) F; e) F; f) V.

PROBLEMA 17

$$14) v = k [\text{H}_2][\text{Br}_2]^{1/2}.$$

PROBLEMA 18

$$a) v = -2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}; b) v = k [\text{NO}_2]^2$$

PROBLEMA 19

$$v = k [\text{NO}_2]^2$$

PROBLEMA 20

$$a) \text{NO}_2\text{Cl} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cl}; b) v = k [\text{NO}_2\text{Cl}]$$

PROBLEMA 21

$$1) \text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_3 + \text{O}_2 \text{ (lenta)}$$

4.6. Autoevaluación

EJERCICIO 1

- a) i) $v = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$;
ii) $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$;
iii) $8 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$;
b) $v_{\text{reacción}} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

EJERCICIO 4

$$4) a) E_a = 173 \text{ kJ}; b) E_a = 10 \text{ kJ}.$$

EJERCICIO 5

1) aumento de temperatura; 2) presencia de un catalizador; 3) aumento de la concentración de los reactivos (por ejemplo, disminución del volumen de reacción o bien aumento de la cantidad de sustancia de nitrógeno y/o de hidrógeno, a volumen constante).

EJERCICIO 7

$$v = k[\text{A}_2]^2 [\text{B}_2]$$

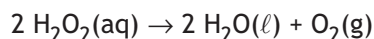
5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce el significado de conceptos y términos fundamentales de este tema: temperatura, entalpía de reacción, velocidad de reacción, catalizador, energía de activación.
- Sabe calcular velocidades de reacción medias a partir de datos experimentales.
- Conoce los factores principales de los que depende la energía de activación.
- Sabe explicar, con la ayuda de la teoría de las colisiones, cómo afectan a la velocidad de reacción: la naturaleza de los reactivos, su grado de subdivisión y su concentración, así como la temperatura y la energía de activación.
- Sabe escribir una determinada ecuación de velocidad, conocido el mecanismo de reacción.

PROPUESTA DE EJERCICIOS Y CUESTIONES DE EVALUACIÓN

- 1 En el estudio de la descomposición del agua oxigenada, de acuerdo con la siguiente ecuación:



se obtuvieron los siguiente datos:

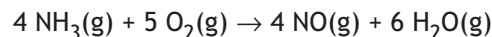
Tiempo/s	$[\text{H}_2\text{O}_2]/\text{mol L}^{-1}$
0	2,32
400	1,72
800	1,30
1200	0,98
1600	0,73

- a) Calcula la velocidad de descomposición del agua oxigenada a intervalos de tiempo de 400 s. ¿Qué tendencia se observa? ¿Puedes dar una explicación?
- b) Calcula la velocidad de formación del oxígeno para cada uno de los intervalos de tiempo anteriores. ¿Qué tendencia se observa? ¿Puedes dar una explicación?
- c) Si definimos la velocidad de reacción como,

$$v = \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

calculála para cada uno de los intervalos de tiempo definidos anteriormente. ¿Qué relación guardan estos valores los de las correspondientes velocidades calculadas en los dos apartados anteriores?

- 2 Dada la reacción química representada por la siguiente ecuación:



- a) Si en un instante dado la concentración de amoníaco es de 10^{-3} mol/L y 10 minutos más tarde es de $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$, ¿cuál es la velocidad de reacción del oxígeno y la velocidad de formación del agua en ese intervalo de tiempo?
- b) Si la velocidad media de reacción la expresamos como

$$v = -\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}, \text{ escribe sendas expresiones correspondientes a la velocidad media de reacción en función de las concentraciones del resto de sustancias participantes en la reacción.}$$

- 3 Explica por qué:

- a) La velocidad de una reacción química puede aumentar considerablemente con un pequeño incremento de temperatura, mientras que la frecuencia de las colisiones sólo lo haga en una pequeña cuantía.
- b) Manteniendo constante la temperatura, la velocidad de reacción de una reacción química se ve considerablemente aumentada por el empleo de un catalizador específico.
- c) La presencia de un catalizador no cambia la entalpía de una reacción química.

- 4 Para los procesos representados mediante las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $\text{A}(\text{g}) \rightarrow \text{B}(\text{g}) + \text{C}(\text{g}); \Delta H^\circ = +20 \text{ kJ/mol}; E_a = +81 \text{ kJ/mol}$
- b) $\text{P}(\text{g}) \rightarrow \text{R}(\text{g}) + \text{S}(\text{g}); \Delta H^\circ = -50 \text{ kJ/mol}; E_a = +45 \text{ kJ/mol}$
- c) $\text{M}(\text{g}) + \text{N}(\text{g}) \rightarrow \text{Q}(\text{g}); \Delta H^\circ = -60 \text{ kJ/mol}; E_a = +75 \text{ kJ/mol}$

i) Señala si alguna de estas tres reacciones se puede mantener por sí misma una vez iniciada.

ii) Indica, a igualdad de otros factores, cuál de ellas es más lenta.

iii) Calcula en cada caso la energía de activación de la correspondiente reacción inversa.

(Resuelve cada uno de los apartados mediante el dibujo de los correspondientes diagramas entálpicos).

7. RECURSOS DIDÁCTICOS Y BIBLIOGRAFÍA DE CONSULTA

ARTÍCULOS

- BANERJEE, A.C. 1991. Misconceptions of students and teachers in chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, Vol. 13, No. 3, pp. 355-362.
- BOLETÍN TERAPÉUTICO VALENCIANO.
- CACHAPUZ, A.F.C. y MASKILL, R. 1989. Using word association in formative classroom tests: following the learning of Le Chatelier's principle. *International Journal of Science Education*, Vol. 11, No. 2, pp. 235-246.
- CACHAPUZ, A.F.C. y MASKILL, R. 1987. Detecting changes with learning in the organization of knowledge: use of word association tests to follow the learning of collision theory. *International Journal of Science Education*, Vol. 9, No. 4, pp. 491-504.
- CAMACHO, M. y GOOD, R. 1989. Problem solving and chemical equilibrium: successful versus unsuccessful performance. *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 26, No. 3, pp. 251-272.
- COKER, E.N. y DAVIS, P.J. 1999. Experiments with zeolites at the secondary-school level: experience from the Netherlands. *Journal of Chemical Education*, Vol. 76, No. 10, pp. 1417-1419.
- GARNET, P.J. et al. 1995. Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning, *Studies in Science Education*, Vol. 25, 69-95.
- GRIFFITHS, A.K. 1994. A critical analysis and synthesis of research on students' chemistry misconceptions. En SCHMIDT (Ed) *Proceeding of the 1994 International Symposium 'Problem Solving and Misconceptions in Chemistry and Physics'*. ICASE: University of Dortmund.
- HACKING, M.W. y GARNETT, P.J. 1985. Chemical equilibrium: learning difficulties and teaching strategies. *The Australian Science Teachers Journal*, Vol. 31, No. 4, pp. 8-13.
- HACKING, M.W. y GARNETT, P.J. 1985. Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education*, Vol. 7, No. 2, pp. 205-214.
- JUSTI, R. 2002. Teaching and learning chemical kinetics. En GILBERT, J.K. (Ed.) *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, pp. 293-315. Kluwer: Dordrecht.

- NÍAZ, M. 1995a. Relationship between student performance on conceptual and computational problems of chemical equilibrium, *International Journal of Science Education*, Vol. 17, No. 3, pp. 343-355.
- NÍAZ, M. 1995b. Chemical equilibrium and Newton's Third Law of Motion: Ontogeny/Phylogeny Revisited, *Interchange*, Vol. 26, No. 1, pp. 19-32.
- VAN DRIEL, J.H.; de VOS, W. y VERDONK, A.H. 1990. Why do some molecules react. while others don't? En LIJNSE, P.L.; LICHT, P.; de WOS, W. y WAARLO, A.J. (Ed.) *Relating Macroscopic Phenomena to Microscopic Particles*. Centre for Science and Mathematics Education: University of Utrecht, pp. 151-162.

LIBROS

- BALL, P. 1994. *Designing the Molecular World*. Princeton University Press: Princeton.
- BRILLAS, E.; BASTIDA, R.M.; CENTELLAS, F. y DOMÈNECH, X. 1992. *Fonaments de termodinàmica, electroquímica i cinètica*. Barcanova: Barcelona.
- CLIMENT, M D. et al. 1992. *Conocer la química del medio ambiente. La atmósfera*. SPUPV: Valencia.
- FERNÁNDEZ, R. 1994. *La química en la sociedad*. UNAM: México.
- GILLESPIE, R.J., HUMPHREYS, D.A., BAIRD, N.C. y ROBINSON, E.A. 1989. *Chemistry*. Allyn & Bacon: Massachusetts.
- GILLESPIE, R.J., EATON, D.R.; HUMPHREYS, D.A. y ROBINSON, E.A. 1994. *Atoms, molecules and reactions*. Prentice Hall: New Jersey.
- PETRUCCI, R.H. y HARWOOD, W.S. 1998. *Química general*. Prentice Hall: Madrid.
- PIMENTEL, G.C. 1995. *Oportunidades de la química. Presente y futuro*. McGraw-Hill: México.
- PIMENTEL, G.C. y SPRATLEY, R.D. 1978. *Química razonada*. Reverté: Barcelona.

VÍDEOS

- UDC Didaskalia. 1983. *Velocidad de reacción. Influencia sobre la velocidad de reacción*.

EQUILIBRIO QUÍMICO

7

1. PRERREQUISITOS

Se precisa para el estudio de este tema que el estudiante sea **capaz de:**

- 1) Utilizar el modelo cinético-molecular para interpretar la reacción química y comprender la información que proporciona una determinada ecuación química.
- 2) Dominar con soltura el cálculo proporcional.
- 3) Trabajar con números expresados con potencias de diez y conocer el significado de los mismos.
- 4) Resolver ecuaciones de segundo grado.
- 5) Conocer la ley de Avogadro, lo cual puede permitir interpretar la igualdad % Vol. = % mol.
- 6) Calcular la molaridad, la fracción molar y el % en masa de una sustancia en una disolución.
- 7) Diferenciar el concepto de concentración del de masa y del de cantidad de sustancia.
- 8) Realizar cálculos estequiométricos.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Incorrecta interpretación de la doble semiflecha.
- 2) Errores relacionados con el carácter dinámico del equilibrio.
- 3) Compartimentación o lateralización del equilibrio.
- 4) Confusiones debidas a la estequiometría.
- 5) Errores en el estudio de equilibrios heterogéneos: dificultades masa-concentración.
- 6) Dificultades con la constante de equilibrio.
- 7) Errores acerca del efecto de los catalizadores sobre el equilibrio.
- 8) Dificultades en el tratamiento de equilibrios simultáneos.
- 9) Errores en la predicción de la evolución de un sistema en equilibrio por un cambio de las magnitudes que lo definen: principio de Le Chatelier.
- 10) Aplicación incorrecta del principio de Le Chatelier en situaciones donde no tiene aplicación o está limitado.
- 11) Confusiones entre grado de avance y velocidad de reacción y otras de tipo cinético.
- 12) Dificultad de transferencia de los principios del equilibrio químico a equilibrios ácido-base o redox.
- 13) Concebir la "historia" de un fenómeno químico: comprender un estado de equilibrio, su pasado, su futuro y la forma de evolucionar entre estos dos estados.
- 14) Se piensa que la constante de equilibrio depende de las concentraciones y que no depende de la temperatura.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Establecer las características generales que definen un sistema en equilibrio químico. 2. Definir la ley del equilibrio químico. 3. Conocer el significado del valor de una constante de equilibrio. 4. Interpretar, de acuerdo con la teoría de las colisiones, el estado de equilibrio químico. 5. Conocer el significado del cociente de reacción (Q_p o Q_c) y diferenciarlo del correspondiente de la constante del equilibrio (K_p o K_c). 6. Analizar el proceso histórico llevado a cabo en el siglo XIX en el estudio de equilibrios químicos. 7. Analizar el significado de lo que supone perturbar un sistema en equilibrio químico y establecer un criterio general de evolución. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Calcular constantes de equilibrio a partir de datos experimentales. 2. Expresar la constante de equilibrio correctamente a partir de la correspondiente ecuación química, tanto para equilibrios homogéneos como heterogéneos. 3. Relacionar los valores de K_p y K_c. 4. Dibujar diagramas concentración-tiempo para procesos reversibles y darles interpretación. 5. Evaluar las diferentes cantidades de sustancia (o en su caso las presiones parciales) de equilibrio. 6. Dibujar (de forma cualitativa) diagramas de velocidad-tiempo para procesos reversibles y darles la correspondiente interpretación. 7. Predecir los posibles cambios que se pueden producir en un equilibrio químico por: <ol style="list-style-type: none"> a) Variación, a volumen y temperatura constantes, de la masa de una de las sustancias participantes. b) Variación del volumen del reactor (sistema como émbolo móvil), manteniendo constantes la masa total del sistema y la temperatura. c) Variación de la temperatura a presión constante. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Valorar la importancia que tiene el control de los procesos de equilibrio para abastecer las necesidades del hombre. 2. Valorar la importancia que tiene la investigación básica para el empleo de los catalizadores en procesos de la vida diaria y el establecimiento de su acción en el caso de procesos bioquímicos.

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

Este tema lo podemos dividir formalmente en dos grandes partes. En la primera de ellas nos centraremos en estudiar qué significa un estado de equilibrio químico y cómo puede alcanzarse. Para ello introduciremos en primer lugar los términos **reversibilidad** y **reacción incompleta**, que se estudiarán desde un punto de vista esencialmente macroscópico. De esta forma llegaremos a definir la ley del equilibrio químico, aprendiendo a escribir las ecuaciones matemáticas de K_p y K_c ; estudiaremos el significado químico de su valor y la relación matemática que las relaciona. Posteriormente se proporciona una interpretación molecular del equilibrio químico, lo cual significa hacer suficiente hincapié en su **carácter dinámico**. La primera parte del tema finaliza con una tabla-resumen en la que se esquematizan las características de los sistemas en equilibrio químico.

La segunda parte se centra en el estudio de la **perturbación de los sistemas en equilibrio químico**. Puede llamar la atención que no se emplee en esta discusión el llamado principio de Le Chatelier en cualquiera de sus formulaciones cualitativas. Nosotros hemos preferido utilizar un criterio esencialmente matemático, basado en el significado de la ecuación de la constante de equilibrio y del cociente de reacción (ya introducido en la primera parte del tema). Este criterio general se desarrolla mediante un control riguroso de las variables implicadas, restringiéndose su aplicación a sólo tres casos. Todo este tratamiento evita los inconvenientes que se derivan a la hora de intentar formular cualitativamente, de una forma precisa y sencilla, el llamado principio de Le Chatelier. A ello debemos unir las múltiples excepciones que la citada regla posee. Además, el tratamiento alternativo que se realiza encuentra una justificación en niveles superiores mediante un estudio termodinámico adecuado.

4.1. ¿Se producen siempre las reacciones químicas de forma completa?

Reacciones reversibles

Puede ocurrir que nuestro alumnado mantenga un concepto restringido de reacción química: ésta se produce siempre de forma completa y sólo cesa cuando uno de los reactivos se agota (reactivo limitante). Además, según esta visión la reacción química sólo se produce en un sentido, que es el establecido por la correspondiente ecuación química. Para iniciar la reformulación de estas ideas, es conveniente que se verbalicen (A-1). De esta forma, los alumnos son conscientes de sus conocimientos de partida, lo cual les ayuda a construir el nuevo conocimiento químico.

El **experimento 1** (**¿Se producen las reacciones químicas en un solo sentido?**) es una introducción experimental

a las **reacciones reversibles**. Algunos autores prefieren llamar "**inversibles**" a estos procesos. De esta forma se evita la confusión terminológica con el punto de vista estrictamente termodinámico asociado a los términos reversible e irreversible. Una vez introducido el concepto de reacción reversible se puede avanzar introduciendo el concepto de **reacción incompleta**. En cada uno de los experimentos se pueden conseguir colores intermedios. Mostraremos en cada caso a los alumnos tres tubos de ensayo, dos de ellos con las "coloraciones extremas" y el tercero con una coloración intermedia. Los alumnos emiten sin dificultad como hipótesis que en este último tubo de ensayo están presentes todas las especies químicas. Los comentarios del profesor pueden ayudar a admitir que en cualquiera de las situaciones presentadas existen todos los iones (en mayor o menor cuantía, de ahí la predominancia de uno u otro color).

Estos dos experimentos nos permiten establecer la necesidad de una nueva terminología (**doble semiflecha**) que contrasta con las reacciones que asumimos que se producen en un solo sentido y de forma completa (flecha sencilla) (A-2).

El **experimento-2** es una nueva aproximación al estudio de las reacciones incompletas.

Equilibrio químico

Junto al carácter reversible ("inversible") de los procesos estudiados en el experimento 1 se debe desarrollar una idea asociada: el carácter de **reacción incompleta**, según la cual la reacción no avanza más (todas las especies químicas que participan en el proceso se encuentran presentes). Ese estado, de **composición constante**, en el que la reacción química aparentemente se para (de momento no se considera conveniente adelantar explicaciones de tipo dinámico), lo denominaremos **equilibrio químico**. Este estado puede alcanzarse tanto si se parte inicialmente de los llamados "reactivos" como si inicialmente sólo existen las especies químicas que formalmente se denominan "productos".

El cuadro de la página 228 permite completar y precisar la discusión previa realizada en la actividad A-2. De esta forma, pretendemos ayudar a los alumnos a comprender el significado del estado de equilibrio químico (características, simbología, etc), precisando además que el mismo se alcanza sólo en sistemas cerrados y aislados.

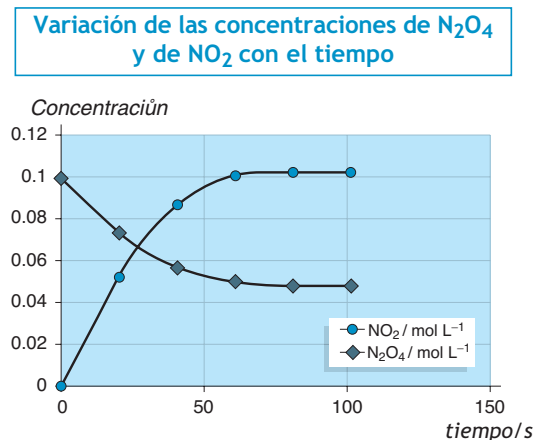
4.2. La constante de equilibrio. Ley de equilibrio químico

La introducción de la ley del equilibrio químico se realiza de una forma empírica. La introducción termodinámica basada en el potencial químico excede el nivel de este

curso. La aproximación cinética, basada en ecuaciones de velocidad, aunque puede que ayude al establecimiento del carácter dinámico del equilibrio químico, suele generar la confusión de asociar las ecuaciones de velocidad a la estequiometría de la reacción.

Se ejemplifica un proceso concreto para cuantificar los aspectos estudiados en el apartado anterior. Como puede apreciarse en la figura 2.1, tanto si se parte inicialmente sólo de los “reactivos” $\text{I}_2(\text{g}) - \text{H}_2(\text{g})$ (experimentos 1, 2 y 3) o sólo de los “productos” $\text{HI}(\text{g})$ (experimentos 4, 5 y 6) se obtienen sendas situaciones de equilibrio químico. Todas ellas tienen en común que los distintos valores de concentraciones de las especies químicas presentes cumplen una relación matemática, denominada **constante de equilibrio**. Conviene en este punto apoyar una discusión cuantitativa con sendas representaciones a escala molecular (Fig. 2.2 y 2.3) para evitar, entre otros errores, las ideas asociadas a la compartimentalización o lateralización del equilibrio químico (los alumnos establecen un paralelismo entre la ecuación química -reactivos a la izquierda y productos a la derecha-, con la disposición de las sustancias en el reactor; en cualquier caso señalan que los reactivos y los productos se encuentran separados por alguna barrera).

La realización del ejercicio 2 de la página 268 también ayuda a realizar esta discusión. La gráfica que se obtiene es la siguiente figura:



Los apartados a) y b) de los ejercicios 3 y 4 también ayudan a superar las dificultades relacionadas. Finalmente, la interpretación “molecular” del reactor en el que se alcanza una situación de equilibrio químico se puede complementar con la realización del ejercicio 5, y las actividades A-5, A-6 y A-7.

La lectura “Ley de acción de masas” introduce la ley del equilibrio químico. En la misma se presentan las ideas propuestas por **Guldberg** y **Waage**. Su contribución principal (A-3) consistió en encontrar una ecuación matemática que representaba el estado de equilibrio químico. Se deben destacar, sin embargo, dos aspectos: el primero de ellos

hace referencia a que el valor obtenido (4), de lo que hoy denominamos constante de equilibrio, corresponde a una fórmula matemática en la que los exponentes no son todavía números enteros. En segundo lugar, la explicación que proporcionan para la relación matemática obtenida (deducida a partir del tratamiento de datos empíricos), parte de presupuestos esencialmente mecánicos (equilibrio entre “fuerzas químicas”) y tiene, en consecuencia, un carácter esencialmente **estático**. Mediante esta explicación creían haber encontrado una respuesta a la pregunta que establecía por qué unas sustancias se combinan con otras. Ahora la idea de *afinidad química* encontraba un significado más preciso (recuérdese la lectura “Evolución histórica del concepto de enlace químico” de la página 82), al encontrarse una forma de medirla cuantitativamente.

La actividad A-5 pone de manifiesto que la única relación constante es la referida a las concentraciones.

En las actividades A-8 y A-9 se proponen diferentes ejemplos para que se escriba la expresión correspondiente de la constante de equilibrio. Obsérvese que en la A-5 se trata de diferentes equilibrios homogéneos (con participación de gases o disoluciones acuosas). En la A-9 se quiere hacer hincapié en que **la constante de equilibrio de un proceso dado está referida a la ecuación química que lo representa**, correspondiendo, a una determinada temperatura, un valor de constante de equilibrio a cada una de las ecuaciones químicas señaladas. El **ejemplo 1** supone la determinación del valor de la constante de equilibrio de un proceso dado. Los cálculos estequiométricos que se realizan tienen en cuenta el carácter de “reacción incompleta”. Una vez evaluadas las cantidades de sustancia de cada una de las especies químicas presentes se procede a calcular su concentración. Estos valores se sustituyen en la ecuación matemática que representa la correspondiente constante de equilibrio. El valor que se obtiene tiene unidades de concentración. Es conveniente insistir en que no sólo la cantidad obtenida va a depender de la expresión matemática de la constante de equilibrio (es decir, de la ecuación química correspondiente) sino que además las unidades en que se exprese van a estar en función de la citada ecuación. Conviene en este punto aclarar que en este curso sólo se utilizan valores experimentales de constantes de equilibrios. Por ello tienen unidades. Si trabajásemos con constantes de equilibrio termodinámicas (recuérdese la expresión: $\Delta G^0 = -RT \ln K^0$) sería erróneo asignar unidades a los correspondientes valores.

Realizando un tratamiento análogo al ejemplo 1 se obtiene para la actividad A-10 el siguiente resultado: $K_c = 4$.

Para acabar este apartado se introduce el significado de la magnitud de la constante de equilibrio y se ejemplifica (**ejemplo 2**) cómo determinar constantes de equilibrio de forma indirecta, conocidos los valores de K_c de otros equilibrios.

La interpretación de las gráficas de la figura 9.2 del ejercicio 6 (pág. 268) puede ayudar a comprender el significado de constantes de equilibrio muy pequeñas o muy grandes. Para la actividad A-11 se obtiene el siguiente resultado:

$$K_{c3} = \frac{1}{(K_{c1} K_{c2})^{1/2}}$$

4.3. Otros aspectos relacionados con la constante de equilibrio

En este apartado se introduce una nueva expresión de constante de equilibrio, K_p . Se ha considerado conveniente recordar la ley de Dalton de las presiones parciales para facilitar la comprensión de su expresión matemática. De forma análoga al ejemplo 2, en el **ejemplo 3** se determina el valor experimental de K_p de un equilibrio en el que sólo participan especies químicas en estado gaseoso. La actividad A-12 puede resultar inicialmente un mero ejercicio de aplicación. Sin embargo, tiene un objetivo adicional y es que los alumnos sean capaces de distinguir entre *grado de disociación* (a) (dato que se proporciona en el ejemplo 3) del *porcentaje volumétrico en el equilibrio* (dato que corresponde a la actividad A-12). Los resultados que se obtienen en esta última actividad son los siguientes:

- a) $\text{NH}_3(\text{g})$: 15 %; $\text{N}_2(\text{g})$: 21,25 %; $\text{H}_2(\text{g})$: 63,75 %
- b) $P(\text{NH}_3)_{\text{eq}} = 7,5 \text{ atm}$; $P(\text{N}_2)_{\text{eq}} = 10,625 \text{ atm}$;
 $P(\text{H}_2)_{\text{eq}} = 31,875 \text{ atm}$.
- c) $K_p = 1,63 \cdot 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$; $K_c = 0,49 \text{ (mol/L)}^{-2}$.

Conviene señalar que los valores de K_p y K_c se obtienen en esta actividad a partir de sus correspondientes expresiones matemáticas (es decir, calculando previamente las presiones parciales o las concentraciones). Cuando se introduzca la relación entre ambos valores se puede volver a calcular el valor de K_p , en función del valor de K_c (y a la inversa), a partir de la ecuación que relaciona ambas constantes.

Para el estudio de los equilibrios heterogéneos se considera conveniente insistir en el motivo de por qué no se incluyen las concentraciones de los sólidos y líquidos puros en la expresión de la constante de equilibrio. En la figura 3.2 se insiste en que las masas de los sólidos presentes en equilibrios heterogéneos no influyen en el valor de la constante de equilibrio. Conviene señalar en este apartado el extendido error conceptual masa-concentración. Además, en ocasiones, cuando se trata de evitar este error se puede inducir otro, ya que algunos alumnos interpretan que “los sólidos no intervienen... (tanto en la correspondiente expresión matemática como en la reacción química)”. Es decir, se asume que los sólidos (y por extensión, los líquidos puros) no reaccionan en procesos químicos en los que participan sustancias que se encuentran en diferentes fases.

La actividad A-13 no es más que un nuevo ejercicio que supone escribir sendas expresiones de constantes de equilibrio, aunque en esta ocasión se centra en distintos equilibrios heterogéneos. Para la actividad A-14 se obtiene el siguiente resultado: $K_p = 1,14 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^3$.

En muchas ocasiones se suele hallar la siguiente ecuación: $K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$ como relación general entre los valores de K_p y K_c de un equilibrio químico dado. Nosotros somos partidarios de que de dicha relación se deduzca para cada caso particular, de forma análoga al ejemplo 4. Con ello se trata de evitar que los alumnos se aprendan de memoria una ecuación que suelen confundir y que en ocasiones aplican mal. Por ejemplo, al considerar Δv en equilibrios heterogéneos incluyen todas las especies químicas presentes. Así, algunos alumnos escriben $\Delta v = 1$ en el equilibrio químico que corresponde al ejemplo 4. En consecuencia, también señalan de forma incorrecta que los valores de K_p y K_c coinciden en la reacción representada en el apartado a) de la actividad A-15, ya que escriben que en este caso $\Delta v = 0$.

Para finalizar el estudio de la constante de equilibrio, se define una nueva magnitud relacionada: el **cociente de reacción**, Q_c (o Q_p). Obsérvese que formalmente tiene la misma expresión matemática que K_c (o K_p). La diferencia radica en que para la constante de equilibrio los valores de concentración (o de presión parcial) son siempre de equilibrio (de ahí el subíndice *eq* que se emplea en todas las expresiones matemáticas que hemos escrito para las distintas constantes de equilibrio estudiadas). El cálculo del cociente de reacción nos va a permitir establecer dos aspectos importantes: a) conocer si una determinada composición química corresponde o no a un estado de equilibrio químico; b) predecir la “dirección” en la que se producirá una reacción química neta hasta alcanzar un estado de equilibrio químico. Por tanto, este criterio sencillo, basado en el análisis de la expresión de la constante de equilibrio (puede ser suficiente hacer hincapié en la comparación de la magnitud relativa del valor del numerador -referido a las concentraciones de los “productos”- con respecto al del denominador -referido a las concentraciones de los “reactivos”-), nos va a facilitar posteriormente la definición de un criterio general de *evolución* de situaciones de no equilibrio (equilibrios que han sido perturbados) a nuevos equilibrios. Para la actividad A-16 se obtiene que $Q_c = 1,03 \text{ (mol/L)}^{-2} > K_c$. Por tanto, la cantidad de amoníaco debe disminuir y las cantidades de nitrógeno y de hidrógeno deben aumentar -lo cual supone la reacción neta: $\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g})$ - hasta que los correspondientes valores satisfagan en la expresión matemática correspondiente el valor de K_c . Se puede proponer a los alumnos la realización de la A-17 y de los ejercicios 10 y 11 de la página 269 para ayudar a consolidar este concepto.

4.4. Interpretación molecular del equilibrio químico

Hasta ahora nos hemos ocupado de estudiar el equilibrio químico desde una perspectiva macroscópica (cálculo de cantidades de sustancia en el equilibrio, medida de constantes de equilibrio, predicción de la “dirección” de evolución de un sistema químico que no se encuentra en equilibrio, etc.). Una interpretación del estado de equilibrio la obtendremos dentro del marco de un modelo de reacción fundamentado en la Teoría Cinético Molecular. Para introducir el carácter **dinámico** del equilibrio químico abordaremos en primer lugar la interpretación dinámica correspondiente a sendos equilibrios físicos: el equilibrio líquido-vapor y el equilibrio de solubilidad. Con ello se intenta ayudar a comprender las ideas de tipo cinético que explican el estado de equilibrio químico. Esta aproximación guarda un cierto paralelismo con el proceso de construcción histórico llevado a cabo a partir de la segunda mitad del siglo XIX. La lectura “En busca de un modelo para los procesos reversibles” sirve de esquema introductorio en el proceso de establecimiento de un modelo microscópico interpretativo.

El equilibrio líquido-vapor se introduce con una actividad (A-19) en la que los alumnos deben verbalizar sus propias ideas. La teoría cinético-molecular ya se conoce desde los cursos precedentes. Conviene recordar algunas de sus características principales para ayudar a reconstruir el modelo de reacción química. A partir de la curva correspondiente a la figura 4.2 se puede explicar el proceso de evaporación y con la ayuda de la figura 4.3 se puede ayudar a explicar el equilibrio líquido-vapor que se alcanza en un recipiente cerrado. Si una vez que el sistema se encuentra en equilibrio se aumenta ligeramente la temperatura, la situación de equilibrio deja de existir. La velocidad de evaporación aumentará ya que una fracción mayor de moléculas poseerá una energía cinética suficiente para vencer la fuerzas de cohesión correspondientes al estado líquido. Dado que el número de moléculas en la fase vapor aumenta, la velocidad de condensación también se incrementa hasta que las dos velocidades (evaporación y condensación) se igualan, alcanzándose una nueva situación de equilibrio.

Este estado de equilibrio dinámico puede alcanzarse tanto si se parte inicialmente de agua líquida como si sólo existe vapor de agua (A-20). Una disminución brusca del volumen, a temperatura constante (A-21), tiene como consecuencia inmediata un aumento de las moléculas en la fase de vapor. El número e intensidad de los choques de las moléculas se incrementa, lo cual está asociado con una velocidad de condensación mayor que la inicial. En cambio, la velocidad de evaporación sigue constante (la temperatura no ha variado). Dado que la disminución de volumen ha provocado que $V_{\text{condensación}} > V_{\text{evaporación}}$ el número de moléculas

en la fase vapor empieza a disminuir. Esta disminución continúa hasta que de nuevo se igualan las velocidades de evaporación y de condensación, llegándose a una nueva situación de equilibrio.

El equilibrio de solubilidad es otro ejemplo adecuado para ilustrar el carácter dinámico de los sistemas en equilibrio. En este caso, el empleo de un isótopo radiactivo favorece la explicación de esta característica.

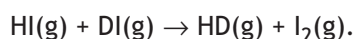
La descripción de los equilibrios físicos anteriores nos sirve para establecer el carácter dinámico de los equilibrios químicos. Los datos de la figura 4.7 y su representación gráfica en la figura 4.8 ilustran un nuevo ejemplo de equilibrio químico. Para explicar este estado esbozamos la teoría de colisiones, apoyándonos en el concepto de **energía de activación**. Esta barrera energética es diferente para la reacción directa y para la reacción inversa (actividades A-22 y A-23). El número de moléculas con energía suficiente para vencerla crece con la temperatura (Fig. 4.10). Las velocidades de las dos reacciones químicas que tienen lugar son función de la concentración. En la Fig. 4.8 se observa que las concentraciones de nitrógeno y de hidrógeno decrecen rápidamente al principio. También al principio, la concentración de amoníaco aumenta rápidamente. Paulatinamente estas variaciones se van haciendo más lentas hasta que en cada caso se llega a un valor de concentración constante. La variación de las velocidades de la reacción directa e inversa se muestra en la figura 4.11. La velocidad de reacción directa es inicialmente relativamente grande y va disminuyendo con el tiempo, mientras que la velocidad de reacción inversa es inicialmente nula y se va incrementando paulatinamente. En un cierto instante, ambas velocidades se igualan. A partir de ese momento dos reacciones químicas ocurren, aunque a nivel macroscópico no se pueda observar variación de las concentraciones ni de reactivos ni de productos.

Tanto el equilibrio líquido-vapor como el equilibrio químico tienen lugar en sistemas cerrados. Además, aunque a nivel macroscópico no se observan cambios, continuamente éstos se van produciendo en sentidos opuestos a nivel molecular (A-24). La existencia de dos reacciones químicas (directa e inversa) diferencia al equilibrio químico con respecto a un equilibrio físico como es el líquido-vapor. En el equilibrio físico líquido-vapor existe un valor único (el máximo posible) de presión de vapor para cada temperatura. De forma análoga en un equilibrio de solubilidad la disolución se satura a una temperatura dada. La cantidad de sólido disuelta es de nuevo única y además la máxima posible a esa temperatura. En cambio, en un equilibrio químico no existen valores de concentración máximos de ninguna especie química (no existe un valor ‘de saturación’) para una determinada temperatura. Otra diferencia estriba en que

en éste, el equilibrio, sí que está “lateralizado”: existe una zona que delimita la fase líquida de la gaseosa (Fig. 4.4 y 4.5). En cambio, en un equilibrio homogéneo como el que hemos ejemplificado no se puede hablar de “zonas de existencia” de los reactivos y de los productos (los alumnos suelen dibujar reactores en los que los reactivos se encuentran a un lado y los productos a otro, existiendo un límite o zona de separación entre ambas partes). Para evitar esta última imagen se ha realizado la figura 2.2. Se puede volver a comentar la misma, aunque quizás previamente puede ser conveniente pedir a los alumnos que dibujen un reactor en el que aparezcan las especies químicas que participan en el proceso. La discusión de los diferentes dibujos puede ayudar a superar o evitar este error conceptual. En este momento se puede proponer a los alumnos la realización del ejercicio n.º 5 de la página 232 (si es que no se propuso como complemento de la discusión de la figura 2.2). Se trata del ejercicio inverso al realizado anteriormente. Ahora a partir de una representación molecular de un reactor se debe escribir la correspondiente ecuación química.

En la actividad A-25 se puede comentar que la presencia de la especie química DI puede explicarse mediante la reacción directa del deuterio con el yodo:

$D_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2DI(g)$. La presencia de la especie química HD sólo puede explicarse mediante la siguiente reacción:

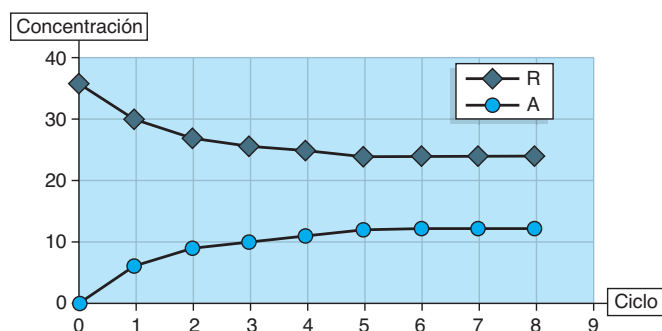


Esta reacción pone de manifiesto el carácter reversible del equilibrio (dinámico a nivel molecular) en el que dos reacciones ocurren de forma simultánea a la misma velocidad. Una actividad semejante a ésta es la n.º 2 de la auto-evaluación del tema (página 274).

Para finalizar este apartado se propone una actividad experimental (**simulando un proceso reversible: el juego del equilibrio**) que intenta incidir en los aspectos cinéticos relacionados con las reacciones químicas, en general, y con los sistemas en equilibrio químico, en particular. El proceso simulado puede corresponder a una reacción de isomerización. Si completamos la tabla de la figura 4.13 obtenemos el siguiente resultado:

N.º de ciclo	Color R	Color A
0	36	0
1	30	6
2	27	9
3	26	10
4	25	11
5	24	12
6	24	12
7	24	12

A partir del ciclo n.º 5 se siguen produciendo cambios a nivel molecular pero ello no implica variación de las “concentraciones” ni de reactivos ni de productos (equilibrio químico). Si representamos los datos correspondientes obtenemos la siguiente representación gráfica:

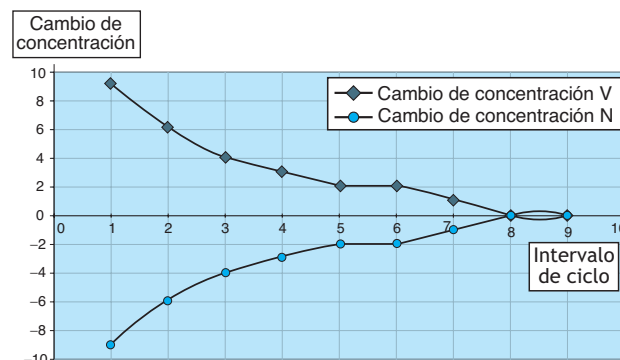


La “constante de equilibrio” es: $K_c = 0,5$.

Por otro lado, si completamos la figura 4.14 obtenemos la siguiente tabla:

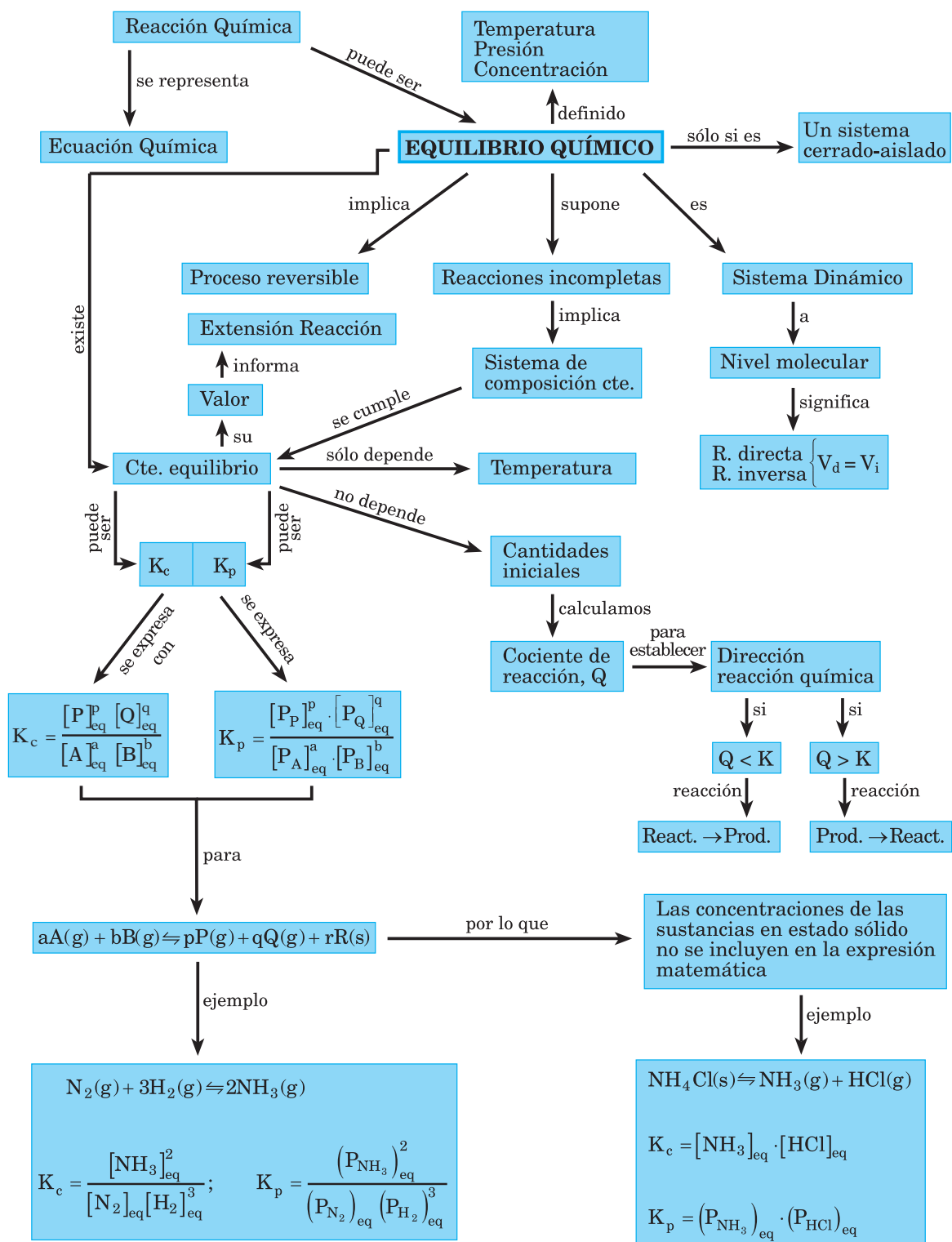
Intervalo de ciclo	Δ Cartulinas V/ Unidad de volumen	Δ Cartulinas N/ Unidad de volumen
1 (0→1)	31 – 40 = –9	9 – 0 = +9
2 (1→2)	25 – 31 = –6	15 – 9 = +6
3 (2→3)	21 – 25 = –4	19 – 15 = +4
4 (3→4)	18 – 21 = –3	22 – 19 = +3
5 (4→5)	16 – 18 = –2	24 – 22 = +2
6 (5→6)	14 – 16 = –2	26 – 24 = +2
7 (6→7)	13 – 14 = –1	27 – 26 = +1
8 (7→8)	13 – 13 = 0	27 – 27 = 0
9 (8→9)	13 – 13 = 0	27 – 27 = 0

A la que corresponde la siguiente representación gráfica:



4.5. Características de los sistemas en equilibrio químico

La primera parte de este tema finaliza con un esquema-resumen acerca de las características de los sistemas en equilibrio químico. Se puede pedir a los alumnos que realicen el mismo antes de presentarlo. La representación de un mapa conceptual por parte de los alumnos (A-27) ayuda a establecer relaciones significativas entre los conceptos estudiados y permite al profesor corregir posibles errores (deficientes estructuras, conexiones incorrectas, etc.).



4.6. Perturbación de los sistemas en equilibrio químico. Criterio general de evolución a nuevas posiciones de equilibrio

La necesidad de mejorar el rendimiento de algunas reacciones incompletas que suponen estados de equilibrio se ejemplifica en la figura 6.1.

Una vez establecido este objetivo general se esquematiza un **hilo conductor** de los problemas a resolver en este estudio (Fig. 6.3). En la actividad **A-28** la discusión de clase propicia que los alumnos vayan indicando que la variación de la temperatura y de la presión va a afectar al rendimiento de la reacción. A pesar de que sin dificultad establecen que esos cambios van a “perturbar” el equilibrio químico, son al mismo tiempo conscientes de que no tienen criterio para establecer si ello aumentará o disminuirá el rendimiento de amoníaco. En cambio sí que son capaces de argumentar que la adición de una mayor cantidad de reactivos provocará una mayor cantidad de amoníaco. Se debe precisar en este punto que para estar completamente seguros de esta afirmación debemos mantener constante el volumen del reactor. Por tanto, esta discusión nos permite establecer la necesidad de un estudio realizado mediante un control de variables y recordar el criterio matemático (Q-K) utilizado para pre-

decir la “evolución” de un sistema que no se encuentra en equilibrio químico.

Todo el tratamiento que se va a realizar está basado en el significado de la expresión matemática de la constante de equilibrio y en su magnitud relacionada: el cociente de reacción. Antes de establecer un criterio general de evolución conviene recordar algunas características de los estados de equilibrio químico y precisar el significado del lenguaje químico que se va a emplear. Dentro de este apartado entran palabras como *perturbación*, *evolución*, *dirección*, *desplazamiento*, *posición de equilibrio*, etc.

Para estudiar la evolución de los sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados, en primer lugar debemos conocer qué significa “perturbar” un sistema en equilibrio químico (**A-29**). La variación de la concentración de reactivos y/o productos de reacción, de la temperatura o de la presión se puede realizar las diferentes formas. Conviene sistematizar este estudio mediante un control de las variables implicadas (**A-30**). La figura 6.4 esquematiza los casos a tratar. Si se considera conveniente se puede presentar un esquema más amplio, señalando a continuación únicamente los casos a estudiar en este curso. El siguiente cuadro puede servir para este fin:

Formas de perturbar un sistema en equilibrio químico

I) CONDICIONES ISOTÉRMICAS

A) Variación de la concentración (n_i/V) de reactivos y/o productos.

A.1. Variación de la cantidad de sustancia (n_i) de reactivos y/o productos.

A.1.1. Adición o eliminación de un gas reactivo a T y V constantes.

A.1.2. Adición o eliminación de un gas reactivo a T y P constantes.

A.2. Variación del volumen (V) de la vasija de reacción.

A.2.1. Variación de la presión total a T y n constantes.

A.2.2. Adición de un gas inerte a P y T constantes.

A.2.3. Adición o eliminación de un gas reactivo a P y T constantes.

B) Variación de la presión total.

B.1. Variación del volumen de la vasija de reacción a T y n constantes.

B.2. Adición o eliminación de un gas reactivo a T y V constantes.

B.3. Adición de un gas inerte a T y V constantes.

II) VARIACIÓN DE LA TEMPERATURA (Sin intercambio de masa con el exterior).

C.1. A volumen constante.

C.2. A presión constante.

Aunque el tratamiento que realizamos en el libro del alumnado es general y sirve para estudiar todas las situaciones que se esquematizan en el cuadro anterior, creemos que es suficiente el estudio de los tres casos que corresponden a la figura 6.4. Como una pequeña ampliación hemos explicado el efecto de adición de un gas inerte a una mezcla gaseosa en equilibrio químico (página 197).

Una vez el sistema ha sido perturbado (no equilibrio: $Q_c \neq K_c$) se puede establecer la "dirección" (reacción química neta) a partir de la comparación de los valores del cociente de reacción y la constante de equilibrio (A-31). Esta doble circunstancia: a) perturbación; b) evolución, trata de ponerse de manifiesto en la figura 6.5. En la perturbación pueden variar o no las cantidades de sustancia de las especies químicas presentes. Pero en el proceso de evolución (no equilibrio \rightarrow nuevo equilibrio) estamos seguros de que han variado las cantidades de sustancia de **todas** las sustancias que participan en la reacción ya que se ha producido una reacción química neta (A-32). Un aspecto que debe resaltarse en la figura 6.5 son los tres estados por los que pasa el sistema: a) inicial (equilibrio-1); b) no equilibrio; c) final (equilibrio-2). Este esquema es válido para el estudio de cualquier tipo de perturbación de un equilibrio químico y la predicción de la subsiguiente evolución. Sin embargo, cuando varía la temperatura hay que hacer la siguiente puntualización: al aumentar o disminuir la temperatura del sistema inicialmente en equilibrio, la K_c (o en su caso K_p) cambia; la constante del equilibrio inicial se convierte de esta forma en el cociente de reacción de la constante de equilibrio final. En el siguiente apartado veremos de una forma más detallada este caso particular.

La figura 6.6 recuerda el significado químico de las tres posibilidades que pueden darse al comparar el cociente de reacción con la constante de equilibrio.

4.7. Sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados: evolución a nuevas posiciones de equilibrio

En este apartado se desarrollan los casos esquematizados en la figura 6.4.

Adición o eliminación de una de las sustancias que participan en el equilibrio, manteniendo el volumen y la temperatura constantes.

Generalmente nuestro alumnado asume la forma errónea que siempre que cambie la masa de una sustancia (manteniendo el volumen constante) se producirá un cambio paralelo en su concentración. Para poner de manifiesto este error masa-concentración se propone una actividad inicial (A-33). La puesta en cuestión de este conocimiento previo

puede ayudar a superar el error asociado y a extraer como conclusión final que una pequeña variación (se supone que la misma no modifica el volumen total de la mezcla) de la masa de sólido no perturba el equilibrio químico.

El **ejemplo 5** es un estudio general de los casos que pueden presentarse aplicados a un sistema particular. El **ejemplo 6** es un estudio cuantitativo en el que se sigue en su resolución cada una de las etapas que se esquematizan en la figura 6.5. Las figuras 7.1 y 7.2 resumen los cálculos realizados y de nuevo fijan la atención en las tres situaciones en las que hemos dividido este estudio: a) posición inicial de equilibrio; b) no equilibrio; c) posición final del equilibrio. En la actividad A-34 se plantea una situación semejante. Sin restar importancia al proceso de resolución numérica, quizás el aspecto más importante de este tipo de actividades sea el análisis de los resultados. Por ello, para ahorrar tiempo y permitir centrarse a los alumnos en la relevancia de estos comentarios pueden emplearse programas informáticos especialmente diseñados para este fin (Quílez et al 1998).

Las actividades (A-36 y A-37) son sendos ejercicios de aplicación de los aspectos estudiados en este apartado. La A-32 tiene fácil solución empleando el criterio Q-K (nótese que en este caso la regla cualitativa de Le Chatelier está limitada para realizar una predicción). La A-37 tiene la particularidad de que se trata de un equilibrio heterogéneo y que en el mismo se analiza precisamente la variación de cantidad de sólido cuando el equilibrio se perturba (recordemos que algunos alumnos señalan que los sólidos no reaccionan en los equilibrios heterogéneos). Conviene ahora volver a insistir en el significado de los términos empleados. Los profesores podemos decir que la adición de $\text{NH}_3(\text{g})$ "*desplaza el equilibrio hacia la izquierda*". Si empleamos estos términos, de nuevo deberemos explicitar el significado de los mismos. (Podemos expresarnos de la siguiente forma: Se produce la reacción neta $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$, hasta que se alcance una nueva "posición de equilibrio". Una vez alcanzada esta posición la cantidad de $\text{NH}_4\text{HS}(\text{g})$ habrá aumentado y la de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ habrá disminuido con respecto a las cantidades correspondientes al equilibrio inicial).

Un nuevo aspecto a considerar está en relación con alguna de las explicaciones que proporciona un porcentaje importante de alumnos: "El equilibrio se desplaza hacia la izquierda por lo que disminuye la concentración de $\text{NH}_3(\text{g})$, pero la de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ permanece constante ya que su concentración no se ha variado".

Variación de la presión total. Sistema con émbolo móvil. Variación del volumen

Para el estudio de esta posible perturbación se sigue un procedimiento análogo al desarrollado en el apartado ante-

rior. Descomponemos la expresión de K_c (y de Q_c) en dos términos: uno de ellos hace referencia a la cantidad de sustancia de las especies químicas participantes y el otro corresponde al volumen del reactor. Las posibles valores de Q_c se evalúan con respecto al cambio de este último término.

En el **ejemplo 7** de nuevo se sigue el procedimiento general empleado hasta ahora. Un aspecto adicional que se puede tratar en este apartado supone señalar que cuando se producen cambios en el volumen del reactor y varían como consecuencia las cantidades de sustancia de las sustancias que participan en la reacción, las variaciones (aumentos o disminuciones) de las concentraciones de cada una de las especies químicas no tienen por qué ser paralelas con respecto a los cambios respectivos de cantidad de sustancia.

En la actividad **A-39** se obtiene el siguiente resultado: el cambio de volumen afecta a los equilibrios representados en las ecuaciones de los apartados a), b) y c). Un aumento de volumen perturba el equilibrio de forma que se produce una reacción química neta que incrementa las cantidades de los "productos" de reacción y disminuye las de los "reactivos" en los apartados b) y c); en el apartado a) este cambio tiene como consecuencia final el aumento de la cantidad de NO_2 y la disminución de la cantidad de N_2O_4 . Nótese en este caso que la concentración $[\text{NO}_2]$ es menor que la correspondiente del primer equilibrio; en b) no hay variación de las concentraciones.

En la **A-40**, el agua actúa como producto y como disolvente. El desplazamiento del equilibrio no se debe a la presencia de una mayor cantidad de agua (concentración constante), sino al aumento de volumen de reacción. De nuevo, es conveniente comparar las expresiones matemáticas de Q_c y de K_c para establecer el "sentido" de la evolución.

Variación de la temperatura

La discusión que se plantea en este apartado es esencialmente análoga a la de los dos anteriores. La diferencia radica en que un cambio de temperatura provoca una variación de la constante de equilibrio. Esta circunstancia puede estudiarse a partir del significado que proporciona la ecuación de Van't Hoff. El cuadro de la página 261 y el **ejemplo 8** analizan cualitativamente la variación de la constante de equilibrio y lo que ello comporta en cuanto al desplazamiento del equilibrio químico perturbado.

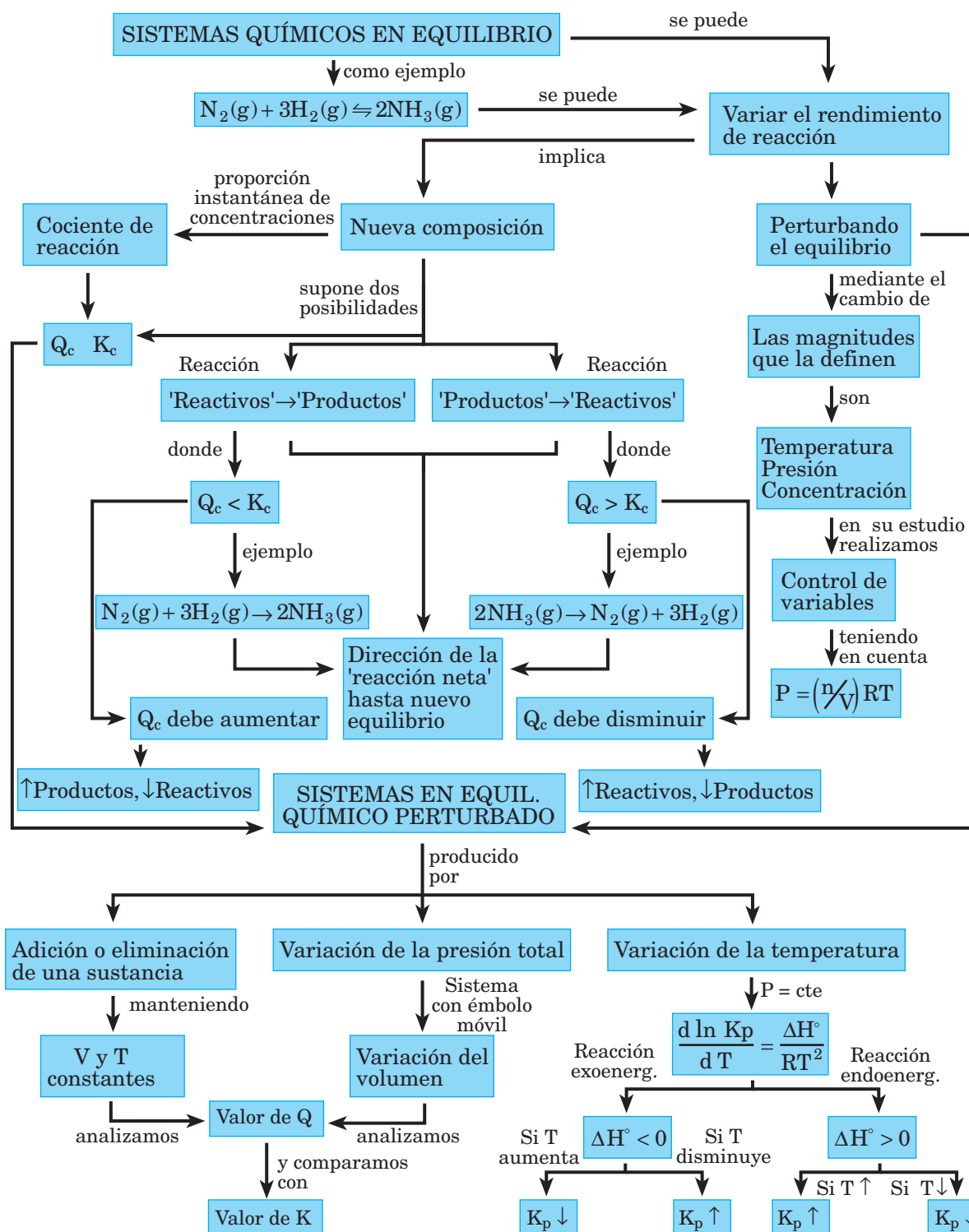
La discusión inicial de la actividad **A-41** se apoya con la figura 7.4. En el proceso endoenergético, un aumento de la

temperatura provoca un aumento de K_p , lo que está asociado con una mayor cantidad de productos de reacción (menor cantidad de reactivos en el nuevo equilibrio). Por el contrario, si la reacción es exoenergética, un aumento de temperatura provoca una disminución de K_p , lo que significa que la cantidad de productos de reacción será menor (mayor cantidad de reactivos en el nuevo equilibrio).

Este apartado finaliza con un experimento (**Investigando cómo afectan los cambios de temperatura a los equilibrios químicos**) para poner a prueba las ideas de los alumnos y que sean ellos mismos los que las comprueben experimentalmente para que a continuación saquen sus propias conclusiones a partir de las variaciones asociadas con los cambios de color. Puede ser conveniente que el/la profesor/a tenga preparados previamente los tubos de ensayo que contienen la mezcla $\text{NO}_2(\text{g})/\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ (recordemos que la mezcla es tóxica y que se debe preparar en vitrina por reacción del cobre y el ácido nítrico). En la figura 7.5 se aprecia el cambio de color con la temperatura. Para calentar la mezcla rápidamente se puede emplear un secador de pelo. Por lo que respecta a los cambios de color del segundo experimento puede conseguirse sin dificultad si la disolución inicial se prepara añadiendo a 1-2 mL de agua destilada varias puntas de espátula que contienen $\text{CoCl}_2(\text{s})$. Puede recordarse en este caso el experimento con el que iniciamos el tema y volver a recordar el carácter reversible y de reacción incompleta de los sistemas que suponen equilibrios químicos. Se puede completar la discusión referente al aspecto relacionado con la característica de *reacción incompleta*. Se pueden introducir sendos tubos de ensayo, uno de ellos inicialmente a temperatura ambiente y el otro a unos 85°C , en un baño con agua a unos 55°C , observándose que en los dos casos se produce el mismo color púrpura.

Si bien a lo largo del tema se ha realizado algún resumen y diferentes esquemas de los aspectos a estudiar, conviene finalmente realizar una recapitulación acerca de todo lo estudiado. El profesorado puede emplear el mapa conceptual que cada alumno ha realizado en la actividad **A-43** como un instrumento más de evaluación (formativa) ya que podrá observar en los mismos la posible ausencia de conceptos importantes, una jerarquía deficiente, unas conexiones incorrectas o ausencia de las mismas, etc. Ello puede permitir al profesorado volver a incidir sobre aspectos que en general deban revisarse y efectuar orientaciones y correcciones particulares.

El equilibrio químico no se perturba por la presencia de un catalizador (**A-42**).



Tres actividades de tipo conceptual (A.44, A.45 y A.46) finalizan la sección de perturbación del equilibrio químico.

El tema finaliza con dos lecturas. La primera de ellas corresponde al **principio de Le Chatelier**. En este breve resumen histórico se señalan algunos de los éxitos conse-

guidos inicialmente y algunas de sus dificultades y limitaciones (Quílez et al. 1998). Hemos preferido evitar el tratamiento tradicional que del citado principio (regla) se realiza en la mayoría de los manuales elementales de la Química. A su carácter limitado se une la imposibilidad de

formularlo (de forma cualitativa) de una forma sencilla y precisa. Si se quiere profundizar en alguna de sus limitaciones se puede plantear a los alumnos un ejercicio en el que la fracción molar del nitrógeno en el equilibrio sea superior a 0,5 (A-47). En estas circunstancias, cualquier adición de una mayor cantidad de nitrógeno al equilibrio químico, manteniendo la presión y la temperatura constantes, provoca la descomposición de una mayor cantidad de amoníaco. Esta discusión se facilita considerando la pareja de valores Q_p - K_p , cumpliéndose que $Q_p > K_p$.

La segunda lectura permite estudiar el efecto de la adición de un gas inerte a una mezcla gaseosa en equilibrio químico. De nuevo el estudio se realiza a partir de un control de variables (P, T constantes o T, V constantes) y con la ayuda del criterio general $Q - K$. Algunos de los errores relacionados con la adición de un gas inerte señalan que:

- a) el gas inerte no perturba el equilibrio químico porque no reacciona;
- b) el gas inerte no perturba el equilibrio químico cuando $P = \text{cte}$.
- c) si se adiciona a $V = \text{cte}$. se produce un aumento de la presión total por lo que el equilibrio se desplaza en el sentido de producción de un menor número de moléculas.

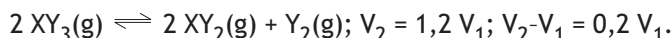
En la actividad A-48 la adición de un gas inerte no perturba en ningún caso el equilibrio del apartado a) y en el equilibrio del apartado b) se perturba cuando se añade el gas inerte a P y T constantes; en este caso se produce la descomposición de una mayor cantidad de amoníaco.

4.8. Soluciones a los ejercicios finales

PROBLEMA 2

$$K_c = 0,212 \text{ mol/L.}$$

PROBLEMA 5



PROBLEMA 6

K_1 : pequeña; rápida. K_2 : grande; lenta.

PROBLEMA 9

$$K_c = 0,21 \text{ mol/L; } K_p = 6,51 \text{ atm.}$$

PROBLEMA 10

Exp. -1: $Q_c = K_c$. Equilibrio;

Exp. -2: $Q_c > K_c$. $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$;

Exp. -3: $Q_c < K_c$. $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

PROBLEMA 12

$$\text{a) } S_i; K_c = 0,94 \text{ mol/L; b) } K_c = 1,06 \text{ (mol/L)}^{-1}$$

PROBLEMA 13

$$K_p = 4,7 \cdot 10^9 \text{ atm}^{-1}$$

PROBLEMA 14

$$\text{a) } n(\text{SO}_3) = 0,85 \text{ mol; b) } K_c = 279,2 \text{ (mol/L)}^{-1}$$

PROBLEMA 15

Muy pequeña cantidad de "productos" en el equilibrio;
 $n(\text{O}_2) = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

PROBLEMA 16

$$\alpha = 5,85 \text{ \%}.$$

PROBLEMA 17

$$K_p = 3,39 \cdot 10^{-7} \text{ atm}^{-2}$$

PROBLEMA 18

$d = 3 \text{ g L}^{-1}$ (si recordamos a Lavoisier no necesitamos realizar ningún cálculo).

PROBLEMA 19

$$\text{a) } K_p = 0,166 \text{ atm; b) } \alpha = 0,167.$$

PROBLEMA 20

$$K_p = 9,32 \cdot 10^{-2} \text{ atm;}$$

$$K_c = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L; c) } P_T = 0,1657 \text{ atm.}$$

PROBLEMA 21

$$K_c = 270 \text{ (mol/L)}^{-1}; K_p = 3,29 \text{ atm}^{-1}.$$

PROBLEMA 22

$$\text{a) } [\text{CO}] = 0,0175 \text{ mol/L; } [\text{CO}_2] = 0,0068 \text{ mol/L; } K_c = 0,0448 \text{ mol/L.}$$

PROBLEMA 23

$$c = 1,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

PROBLEMA 24

$$\text{a) } K_p = 0,11 \text{ atm}^2; \text{ b) } P_T = 1,07 \text{ atm.}$$

PROBLEMA 25

CO_2 : 20,3 % y N_2 : 79,7 %; b) 0,104 mol de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ descompuesto (20,8 %); c) la reacción es total.

PROBLEMA 26

$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,858 \text{ g}$.

PROBLEMA 27

$K_p = 0,203 \text{ atm}^2$; b) $P_T = 1,08 \text{ atm}$.

PROBLEMA 28

- a) aumento de la cantidad de amoníaco;
- b) disminución de la cantidad de amoníaco;
- c) el catalizador no produce ninguna variación sobre las cantidades de equilibrio.

PROBLEMA 29

- a-i) incremento de la cantidad de SO_3 ;
- a-ii) aumento de la cantidad de SO_3 ;
- b-i) aumento de la cantidad de SO_3 ;
- b-ii) P,T: disminución de la cantidad de SO_3 ; V,T: ningún efecto sobre las cantidades de equilibrio;
- b-iii) formación de una mayor cantidad de SO_3 .

PROBLEMA 30

En el estado de equilibrio la variación de energía es nula.

PROBLEMA 31

- a) aumento de la cantidad de CH_4 ;
- b) aumento de la cantidad de CH_4 ;
- c) disminución de la cantidad de CH_4 ;
- d) ningún cambio.

PROBLEMA 32

- a) aumento de $\text{FeSO}_4(\text{s})$ y disminución $\text{SO}_3(\text{g})$; 2) ningún cambio; 3) ningún cambio.
- b) 1) $\text{FeSO}_4(\text{s})$ constante y $\text{SO}_3(\text{g})$ disminuye; 2) la molaridad de los gases no cambia en ningún caso; 3) todas las concentraciones permanecen constantes.

PROBLEMA 35

Endoenergético.

PROBLEMA 36

Sí. La constante de equilibrio aumenta con la temperatura.

PROBLEMA 37

a) A: exoenergético. B: endoenergético; b) No; c) Esta reacción tiene lugar de forma apreciable a temperaturas muy altas (ej. tubos de escape de los automóviles).

PROBLEMA 39

El sistema evoluciona hacia la descomposición de la oxihemoglobina.

PROBLEMA 42

a) B; b) E; c) C.

4.9. Autoevaluación**EJERCICIO 3**

a) $Q_p > K_p$: Reacción: $2\text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$; $\text{I}_2(\text{g})$, $\text{H}_2(\text{g})$: 10,5 %; $\text{HI}(\text{g})$: 78,9 %; $a = 0,21$

EJERCICIO 5

$K_c = 5,32 \cdot 10^{-9} (\text{mol/L})^3$

EJERCICIO 6

I-a: mayor; I-b: mayor.

II-a: menor; II-b: mayor; II-c: menor.

III-a: igual; III-b: menor; III-c: mayor.

5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce el significado de los conceptos y términos fundamentales de esta unidad: equilibrio químico, catalizador, energía de activación, proceso reversible, cociente de reacción, constante de equilibrio.
- Comprende de forma significativa la ley del equilibrio químico.
- Conoce la características de los sistemas en equilibrio químico.
- Sabe calcular constantes de equilibrio a partir de datos experimentales.
- Sabe calcular las concentraciones (y en su caso las presiones parciales) de las sustancias que participan en un equilibrio químico.
- Tiene criterio para saber si un sistema se encuentra en equilibrio químico o no.
- Sabe cómo se puede perturbar un sistema en equilibrio químico y predecir la subsiguiente evolución.

PROPUESTA DE EJERCICIOS Y CUESTIONES DE EVALUACIÓN

- 1 El NO(g) es un importante contaminante químico que se produce en los motores de los vehículos al reaccionar directamente el nitrógeno y el oxígeno atmosféricos a elevadas temperaturas. La constante de equilibrio, K_c , para el equilibrio:

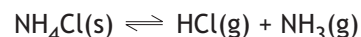


es $K_c = 8,2 \cdot 10^2$ a 2500 K.

- a) Si se introduce 1 mol de NO(g) en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 2500 K, calcula las concentraciones de cada una de las especies químicas en el equilibrio y el grado de disociación, α , del NO(g).
- b) Calcula la presión parcial de cada una de las especies químicas en el equilibrio.

- c) Si una vez establecido el equilibrio anterior, se añaden 0,5 mol de $\text{O}_2\text{(g)}$, ¿cuál será la nueva concentración de equilibrio de NO(g)?

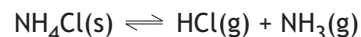
- 2 El $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ se disocia a 317 °C según el proceso representado por la siguiente ecuación:



La presión de disociación del $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ a esta temperatura es de 400 mmHg. ¿Cuál será la presión total en el equilibrio cuando en un recipiente cerrado se introduzca, junto a $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ en exceso, HCl(g) a una presión de 300 mmHg?

- 3 El proceso de descomposición del cloruro de amonio en amoníaco y cloruro de hidrógeno es endoenergético.

Dado el sistema en equilibrio químico representado por la siguiente ecuación:



Razona la contestación a cada una de las siguientes cuestiones:

- 1) ¿Qué efecto provocará un aumento de temperatura, a presión constante, sobre las cantidades de cada una de las especies químicas presentes?
- 2) ¿Aumentará la cantidad de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ descompuesta si el volumen del reactor se duplica manteniendo la temperatura constante?
- 3) Para un determinado equilibrio, a la temperatura de 25 °C, las cantidades presentes de cada una de las sustancias químicas participantes son:

$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \text{ mol}$; $n(\text{NH}_3) = 2,20 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$;

$n(\text{HCl}) = 3,30 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$, siendo el volumen del reactor de 2 L.

¿Qué efecto provocará sobre el sistema en equilibrio químico la adición, a volumen y temperatura constantes, de cada una de las siguientes cantidades:

i) $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de HCl(g); ii) $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$

¿Aumentará en alguno de los dos casos anteriores la concentración de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$?

¿Qué ocurrirá si se añade un catalizador al sistema?

7. RECURSOS DIDÁCTICOS Y BIBLIOGRAFÍA DE CONSULTA

LIBROS

- BRENON-AUDAT, F., BUSQUET, C. y MESNIL, C. 1993. *Thermodynamique chimique*. Hachette: París.
- CASTELLÓ, M. y QUÍLEZ, J. 1992. *La construcción de la Química con ayuda del ordenador*. Consejería de Educación: Valencia.
- DE FELIPE. 1981. *Estudio del equilibrio químico homogéneo para un currículum de química*. Tesis Doctoral. Universidad de Valladolid.
- LEVINE, I.N. 1981. *Fisicoquímica*. McGraw-Hill: Bogotá.
- MODELL, M. y REID, R.C. 1974. *Thermodynamics and its Applications*. Prentice-Hall: New Jersey.
- PEREIRA, M.P.B.A. 1990. *Equilibrio Químico. Dificultades de Aprendizagem e Sugestões Didáticas*. SPQ: Lisboa.
- POZO, I.; GÓMEZ, M.A.; LIMÓN, M. y SANZ, A. 1991. *Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: las ideas de los adolescentes sobre la Química*. CIDE: Madrid.
- PRIGOGINE, I. y DEFAY, R. 1954. *Chemical Thermodynamics*. Longmans Green: Londres.
- QUÍLEZ, J. et al. 1998. *Una propuesta curricular para el equilibrio químico basada en el estudio del principio de Le Chatelier*. Proyecto de investigación subvencionado por el CIDE (1996-1998).
- QUÍLEZ, J. 1998. ¿Se debe eliminar la regla de Le Chatelier del currículum de Química? En BANET, E. y DE PRO, A. *Investigación e innovación en la enseñanza de las ciencias*. Vol. I, pp. 115-125. Universidad de Murcia.
- QUÍLEZ, J. MUÑOZ, R. y BLEDA, J.M. 2003. *Conceptos de química*. Serbal: Barcelona.
- VIENNOT, L. y ROZIER, S. 1994. Pedagogical outcomes of research in science education: examples in mechanics and thermodynamics. En FENSHAM, P., GUNSTONE, R.; y WHITE, R. (Ed.) *The Content of Science. A Constructivist Approach to its Teaching and Learning*. Falmer Press: Londres. pp. 237-254.
- VAN DRIEL, J. H. 1990. *Involved in Equilibrium. An educational study into developing a chemical equilibrium concept*. Tesis Doctoral. Universidad de Utrech.

ARTÍCULOS

- DAWSON, C. 1993. Chemistry in concept, *Education in Chemistry*, Vol. 30, pp. 73-75.
- DE HEER, J., 1957. The principle of Le Chatelier and Braun, *Journal of Chemical Education*, Vol. 34(8), pp. 375-380.
- GOLD, J. y GOLD, V., 1985. Le Chatelier's Principle and the Laws of van't Hoff, *Education in Chemistry*, Vol.22, pp. 82-85.
- HUDDLE, P.A. y PILLAY, A.E., 1996. An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a south african university, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 33 (1), pp. 65-77.
- JOHNSTONE, A.J., MacDONALD, J.J. y WEBB, G., 1977. Chemical equilibrium and its conceptual difficulties, *Education in Chemistry*, Vol. 14, pp. 169-171.
- KATZ, L., 1961. A systematic way to avoid Le Chatelier's principle in chemical reactions, *Journal of Chemical Education*, Vol. 38 (7), pp. 375-377.
- LINDAUER, M. W. 1962. The evolution of the concept of chemical equilibrium from 1775 to 1923, *Journal of Chemical Education*, Vol. 39 (8), pp. 384-390.
- MILLS, I.M. 1989. The choice of names and symbols for quantities in chemistry, *Journal of Chemical Education*, Vol. 66 (11), pp. 887-889.
- MYSELS, K.J. 1956. The laws of reaction rates and equilibrium, *Journal of Chemical Education*, Vol. 33(4), pp. 178-179.
- QUÍLEZ, J. 1997. Superación de errores conceptuales del equilibrio químico mediante una metodología basada en el empleo exclusivo de la constante de equilibrio, *Educación Química*, 8(1), pp. 46-54.
- QUÍLEZ, J. 2000. Acerca de la evaluación y la resolución de problemas de equilibrio químico. *Educación Química*, 10(6), pp. 389-396.
- QUÍLEZ, J. 2002. Aproximación a los orígenes del concepto de equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas, *Educación Química*, 13(2), pp. 101-112.
- QUÍLEZ, J. 2002. Una propuesta curricular para la enseñanza de la evolución de los sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados, *Educación Química*, 13 (3), pp. 170-187.
- QUÍLEZ, J. 2009. From Chemical forces to chemical rates. A historical/philosophical reconstruction of chemical equilibrium concept. *Science and Education*.
- RAVIOLO, A. y MARTÍNEZ M. 2003. Una revisión sobre las concepciones alternativas de los estudiantes en relación con el equilibrio químico. Clasificación y síntesis de sugerencias didácticas. *Educación Química*, 14 (3), pp. 159-165.
- STADIVOU, H. y SOLOMINODOU, C. 2000. Representations et conceptions des élèves grecs por rapport au concept d'équilibre chimique, *Didaskalia*, 16, pp.107-134.
- VAN DRIEL, J.H.; DE VOS, W. y VERDONK, A.H. 1990. Why some molecules react, while others don't? En LIJNSE, P.L.; LICHT, P.; de VOS, W. y WAARLO, A.J. (Ed.) *Relating macroscopic phenomena to microscopic particles*. CD-b Press: Utrech, pp. 151-162.

- VAN DRIEL, J.H. et al. 1998. Developing secondary student's conceptions of chemical reactions: the introduction of chemical equilibrium, *International Journal of Science Education*, Vol. 20(4), pp. 379-392.
- VAN DRIEL, J.H. y GRÄBER, W. 2002. The teaching and learning of chemical equilibrium. En GILBERT, J.K. (Ed.) *Chemical Education: Towards Research based Practice*, pp. 271-292. Kluwer.

VÍDEOS

- 1) *Las reglas del equilibrio*. BBC. Open University.

Introduce el carácter dinámico del equilibrio químico a través de un juego que sirve como simulación. Utiliza como ejemplos equilibrios ácido-base empleando indica-

dores. Finalmente, determina una constante de equilibrio mediante una técnica fotométrica.

- 2) *Equilibrio*. Chem Study. G. Pimentel. University of California, Berkley.

Introduce el carácter dinámico de equilibrio químico mediante una simulación en la que emplea una pecera ("reactor") y peces de diferentes colores ("reactivos" y "productos"). Parte de diferentes equilibrios físicos hasta llegar a un ejemplo de equilibrio químico.

- 3) a) *Equilibrio químico*; b) *Influencias sobre el equilibrio químico*; c) *Velocidad de reacción*; d) *Influencia sobre la velocidad de reacción*. UDC Didaskalia. 1983. Serie de vídeos de corta duración apropiados para discutir el carácter dinámico del equilibrio químico, las perturbaciones sobre el equilibrio y aspectos de cinética de reacción.

REACCIONES DE ÁCIDO-BASE

8

1. PRERREQUISITOS

Antes del estudio de este tema el alumno/a debe **ser capaz de:**

- 1) Manejar con soltura la formulación y nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos.
- 2) Comprender el significado de una fórmula química.
- 3) Comprender el significado de una ecuación química.
- 4) Dominar los conceptos de átomo, molécula e ion.
- 5) Saber disociar un compuesto iónico.
- 6) Interpretar a nivel iónico-molecular una reacción química.
- 7) Realizar con soltura cálculos estequiométricos.
- 8) Comprender y manejar el concepto de concentración de una disolución.
- 9) Conocer y utilizar el material de laboratorio de uso más frecuente.
- 10) Saber preparar una disolución de una determinada concentración.
- 11) Conocer las características del equilibrio químico.
- 12) Saber escribir la expresión de la constante de equilibrio, así como conocer su significado.
- 13) Evaluar las posibles perturbaciones de un sistema en equilibrio y saber predecir su evolución.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- a) Conocimiento de un escaso número de sustancias básicas y, en general, pobre conocimiento de sustancias ácidas o básicas de la vida diaria.
- b) Un número reducido de estudiantes relacionan la fortaleza de un ácido (o de una base) con el valor de K_a - pK_a (K_b - pK_b). En conexión con este apartado se ha encontrado que un gran número de ellos relacionan directamente el concepto de concentración de un ácido (independientemente de su fortaleza) con el de pH.
- c) No existe relación del concepto de pH con la vida diaria.
- d) Una disolución neutra o básica no contiene iones H_3O^+ .
- e) Dificultades de tipo matemático, como por ejemplo convertir un valor de pH en $[H_3O^+]$ o pK_a en K_a o al realizar aproximaciones como $c_0 - x \approx c_0$ en ejercicios de disoluciones no muy diluidas de ácidos (o bases débiles).
- f) Dificultades en los cálculos estequiométricos correspondientes a la neutralización de ácidos y bases.
- g) Predicción del pH del punto de equivalencia; papel del indicador y manejo del material volumétrico.
- h) Escasa relación e interconexión de los conceptos ácido-base y detección de errores conceptuales al establecer las conexiones.
- i) Deficiente transferencia de los principios del equilibrio químico a las reacciones ácido-base.
- j) Dificultad de representar a nivel atómico molecular el estado de disociación acuosa de ácidos y bases fuertes y débiles y otras dificultades asociadas a nivel molecular e iónico.
- k) Escaso conocimiento relacionado con el carácter exoenergético de las reacciones de neutralización.
- l) Además, se pueden señalar las dificultades en la predicción e interpretación del pH de disoluciones de sales neutras o acerca del significado de la palabra neutralización.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<div>1. Saber que cada definición tiene su campo de validez y sus limitaciones.</div> <div>2. Caracterizar a los ácidos y a las bases por sus propiedades.</div> <div>3. Conocer la evolución de los conceptos de ácido y de base.</div> <div>4. Explicar la conductividad de disoluciones acuosas de ácidos y de bases.</div> <div>5. Distinguir entre ácidos fuertes y débiles. De forma análoga para las bases.</div> <div>6. Conocer el equilibrio de autoionización del agua, así como el concepto de pH.</div> <div>7. Explicar el significado de K_a, K_b, K_w, pK_a, pK_b, pK_w y establecer la relación entre los mismos.</div> <div>8. Establecer la fuerza relativa de un ácido y de su base conjugada.</div> <div>9. Justificar el papel de un indicador ácido-base.</div> <div>10. Explicar una reacción de neutralización como un proceso.</div> <div>11. Conocer las diferentes curvas de valoración ácido-base.</div> <div>12. Conocer el significado de intervalo de viraje de un indicador.</div>	<div>1. Clasificar las disoluciones como ácidas, básicas o neutras en función del pH.</div> <div>2. Calcular el valor del pH: a) de ácidos y bases fuertes; b) de ácidos y bases débiles.</div> <div>3. Interpretar y predecir el pH de disoluciones de sales neutras.</div> <div>4. Utilizar con soltura el material de laboratorio en la realización de volumetrías ácido-base.</div> <div>5. Saber determinar en el laboratorio la concentración de una disolución de un ácido o una base problema.</div> <div>6. Predecir o interpretar el pH del punto de equivalencia en la valoración ácido-base.</div> <div>7. Saber elegir el indicador más adecuado en una volumetría ácido-base.</div> <div>8. Dibujar (de forma cualitativa) e interpretar los tipos de curvas de valoración ácido-base que pueden presentarse (no se incluyen las valoraciones de ácidos polipróticos que dan lugar a más de un salto de pH ni las valoraciones en las que tanto el ácido como la base son débiles).</div> <div>9. Saber resolver situaciones en las que el equilibrio ácido-base ha sido perturbado.</div> <div>10. Utilizar las reacciones de neutralización para realizar análisis químicos cuantitativos sencillos</div>	<div>1. Valorar las diversas aportaciones en el proceso de crecimiento de la Ciencia.</div> <div>2. Tomar conciencia de las ventajas e inconvenientes del desarrollo científico que permita adoptar una capacidad crítica ante una información procedente del entorno (ej. lluvia ácida).</div> <div>3. Valorar la importancia del control del pH en los seres vivos y en la industria.</div> <div>4. Desarrollar un trabajo cuidadoso en el laboratorio químico, respetando las normas de seguridad.</div> <div>5. Relacionar el concepto de acidez con la vida diaria, y más concretamente el concepto de pH.</div> <div>6. Tomar conciencia de la importancia de ir adquiriendo conceptos químicos para una mejor asimilación del presente tema, así como saber aplicar los nuevos conceptos en la descriptiva inorgánica y orgánica.</div>

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

4.1. Caracterización de los ácidos y de las bases por sus propiedades

Comienza el desarrollo de este apartado con una actividad introductoria **A.1** en la que se pide al alumnado que recuerde el concepto de ácido, base y pH, que son palabras de la vida cotidiana. Se pretende, de este modo, partir de lo que el alumno/a ya sabe e iniciar un proceso de reconstrucción científica.

Al recordar las propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases conviene insistir en aspectos como:

- Que sólo son algunos metales los que reaccionan con los ácidos. En el tema de oxidación-reducción se justifica el porqué.
- Se menciona a la fenolftaleína y al papel indicador, pero existen muchos otros indicadores ácido-base.
- Evidentemente, el gusto o el tacto no son pruebas experimentales adecuadas para identificar a una sustancia como ácido o base. Ello está en contra de las normas más elementales de seguridad en un laboratorio químico.
- Al hablar de neutralización conviene subrayar la idea de proporción estequiométrica entre el ácido y la base, pero que no siempre conduce a un medio neutro.

El **Exp. 1** consiste en investigar el carácter ácido o básico de las disoluciones de sustancias conocidas. Los alumnos/as no deben tener problemas en clasificar como ácidos: sulfamant, zumo de limón, el agua mineral suele ser ligeramente ácida; como bases: amoníaco, bicarbonato, desatascador, lejía y limpiahornos; nos dan un medio neutro: cloruro de sodio y el agua destilada.

Para observar el carácter conductor de la corriente eléctrica los alumnos/as deben utilizar una pila electroquímica y una bombillita. En el caso de realizarlo con corriente alterna doméstica, por seguridad, se debe plantear esta parte como experiencia de cátedra.

Al finalizar este apartado, el profesor/a debe destacar la limitación de esta definición fenomenológica, pues no nos informa de los procesos químicos que tienen lugar, ni de las características de las sustancias para que se comporten como ácido o como base.

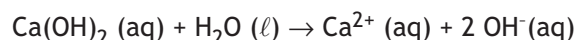
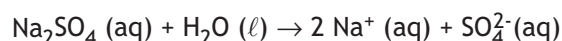
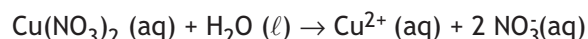
4.2. Conceptos de ácido y de base

En este apartado conviene hacer hincapié en la importancia de las diversas aportaciones teóricas para definir el concepto de ácido-base, así como en sus limitaciones.

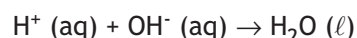
Al presentar la teoría de Arrhenius conviene que el profesor/a destaque que las nuevas ideas científicas se introducen, en muchas ocasiones, con dificultad, como es este caso.

Los contemporáneos de Arrhenius identificaban los iones Na^+ , presentes en la disolución acuosa, con el sodio como sustancia simple. De esta forma, no podían admitir que mientras el sodio reacciona violentamente con el agua, el cloruro de sodio simplemente se disuelve. El profesor/a puede presentar ambos procesos experimentalmente, con la finalidad de que los alumnos/as comprendan esta dificultad con la que se encontró la nueva teoría.

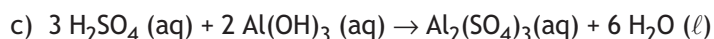
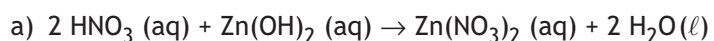
En la **A.2** se pide a los alumnos/as que escriban el proceso de disociación iónica de diversas sustancias:



En la **A.3** los alumnos/as deben llegar a proponer un procedimiento para ajustar las reacciones ácido-base, pero dejando bien claro que la neutralización, según Arrhenius, es:

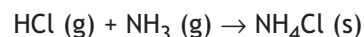


Por tanto, la cantidad de H^+ debe ser igual a la de OH^- y se llega a las siguientes ecuaciones químicas:



La teoría de Brönsted-Lowry se introduce para explicar una serie de hechos experimentales que no pueden ser justificados por la teoría de Arrhenius. Esta nueva teoría contempla la definición de Arrhenius como un caso particular.

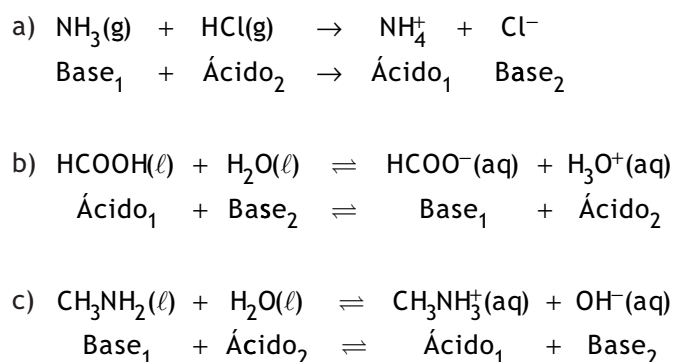
La presentación de la teoría de Brönsted-Lowry se ilustra con la presentación del carácter básico del hidrogenocarbonato de sodio y la reacción de neutralización:



De la teoría Brönsted-Lowry conviene que el profesor/a haga énfasis en los siguientes aspectos:

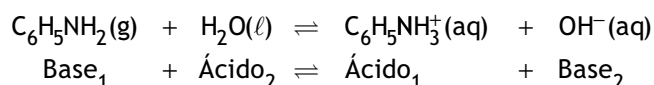
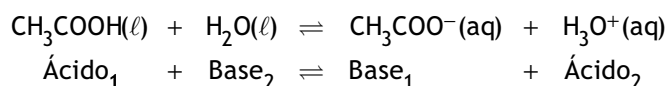
- Carácter relativo del concepto ácido-base.
- Comportamiento anfiprótico de muchas sustancias, entre ellas el agua.
- Concepto ácido / base conjugados.
- Reacción ácido-base como proceso de transferencia de protones.

Con la **A.4** se pretende que los alumnos/as utilicen el concepto de ácido/base conjugados. De esta forma deben llegar a:



A partir del concepto de ácido / base según la teoría de Brönsted-Lowry un par ácido/base conjugados se diferencian en un protón. Esto es lo que se plantea en la A.5. Por tanto, forman un par ácido/base conjugados: HBr/Br^- , $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$, $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$, $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$, $\text{OH}^-/\text{O}^{2-}$.

En la A.6 se pregunta la ecuación química que representa la reacción con el agua del ácido acético y de la anilina. Los alumnos/as deben llegar a:



Se presenta, en el libro del alumno/a, un mapa conceptual resumen de los aspectos principales estudiados. Conviene insistir en la realización de resúmenes de este tipo.

Con la lectura *Importancia de los ácidos y bases en la vida diaria* se pretende paliar una de las dificultades que manifiestan los alumnos/as, que es el conocimiento de un escaso número de sustancias básicas (Cros, 1986) y, en general pobre conocimiento de sustancias ácidas o básicas de la vida diaria (Vidyapathy y Seetharamappa, 1995).

No tendría demasiado sentido que los alumnos/as estuviesen aprendiendo conceptos químicos que fuesen incapaces de aplicarlos en observaciones sencillas de la vida diaria, como se plantea en la A.7.

4.3. Fuerza relativa de ácidos y bases

Comienza este apartado del tema presentando la necesidad de una sustancia de referencia para medir la mayor o menor facilidad para ceder protones (comportamiento ácido), o para aceptarlos (comportamiento básico). La sustancia elegida para medir la mayor o menor fuerza ácida o básica es el agua, por su carácter anfiprótico y por trabajar frecuentemente en disolución acuosa.

Seguidamente se plantea el **Exp. 2** para observar la diferente fuerza ácida del HCl (aq) y el HAc (aq), a igual concentración.

Observamos primero que un trozo de cinta de magnesio reacciona más rápidamente con la disolución de HCl , pues la concentración de H_3O^+ (aq) es mayor.

A continuación, comprobamos que la disolución de HCl (aq) es más conductora (la bombilla luce más), también como consecuencia de que posee más iones en disolución.

Una medida de la fuerza ácida o básica es el valor de la constante K_a o K_b . Hay que insistir al alumnado que la concentración de iones oxonio fH_3O^+ (aq)g o de iones hidróxido fOH^- (aq)g no sólo depende de la K_a o K_b , sino de la concentración inicial del ácido o la base.

En la A.8 se pide a los alumnos/as que dibujen sendas figuras para representar a nivel molecular las especies presentes en una disolución acuosa de un ácido o una base. Se pretende que transfieran los conceptos de fortaleza ácida (o básica), es decir, el valor de la constante de equilibrio, desde el punto de vista submicroscópico.

En las tablas de constantes de ionización de ácidos y bases en agua se indica la temperatura (25 °C), pues su valor, evidentemente, depende de ella.

Al emplear el agua como sustancia de referencia la especie ácida más fuerte que puede existir en disolución acuosa es el ion oxonio (H_3O^+), luego el agua no permite diferenciar entre los ácidos más fuertes. Análogamente, la especie más básica que puede existir en disolución acuosa es el ion hidróxido (OH^-), por esta razón el agua no puede distinguir entre las bases más fuertes.

La A.9 pide que los alumnos/as ordenen de acuerdo con su acidez creciente o basicidad creciente diferentes especies químicas, haciendo uso de la tabla de constante de ionización. Deben llegar al siguiente resultado:

a)

Especie	HS^-	NH_4^+	HCOOH	H_2SO_3	HBr
K_a	$1,10 \cdot 10^{-14}$	$5,56 \cdot 10^{-10}$	$1,77 \cdot 10^{-4}$	$1,54 \cdot 10^{-2}$	Grande
ACIDEZ CRECIENTE →					

b)

Especie	NO_2^-	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$	HS^-	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	NaOH
K_b	$2,17 \cdot 10^{-11}$	$4,30 \cdot 10^{-10}$	$1,10 \cdot 10^{-7}$	$3,70 \cdot 10^{-4}$	Grande
BASICIDAD CRECIENTE →					

4.4. Autoionización del agua. Concepto de pH

Al presentar la constante K_w (producto iónico del agua), correspondiente a la autoprotólisis del agua, hay que subrayar que la expresión: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}$ se cumple no sólo con el agua sino en cualquier disolución acuosa.

El concepto de pH se presenta con la finalidad de expresar los resultados de forma más sencilla.

El profesor/a debe hacer hincapié respecto al valor $K_w = 10^{-14} (\text{mol/L})^2$, que sólo es a 25°C , y, por ello, el pH de una disolución neutra es 7 sólo a esta temperatura. En el caso de no mencionar expresamente el valor de K_w se debe entender, a la hora de resolver cuestiones y ejercicios, que trabajamos a 25°C .

Así mismo, conviene insistir en lo expresado en la tabla 4.4.

25 °C	DISOLUCIÓN ÁCIDA	DISOLUCIÓN NEUTRA	DISOLUCIÓN BÁSICA
pH	<7	=7	>7
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$>10^{-7}\text{M}$	$=10^{-7}\text{M}$	$<10^{-7}\text{M}$
$[\text{OH}^-]$	$<10^{-7}\text{M}$	$=10^{-7}\text{M}$	$>10^{-7}\text{M}$
pOH	>7	=7	<7

Seguidamente se plantean una serie de actividades para que los alumnos/as manejen los siguientes conceptos: equilibrio de autoprotólisis del agua, pH, pOH, pK_a y pK_b .

A.10. Se pretende que los alumnos manejen y comprendan el significado de la expresión:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

A.11. En la fig. 4.2 se presentan valores de pH de algunas disoluciones frecuentes.

Muchos alumnos/as creen que sólo un pH neutro es totalmente inofensivo y, con los ejemplos mencionados, se justifica que el margen de pH tolerable es bastante amplio. La toxicidad o no de una sustancia no depende del pH. No obstante, un ácido o una base muy concentradas evidentemente son perjudiciales.

A.12. a) De forma análoga al pH, se define:

$$\text{pK}_a = -\log K_a \text{ y } \text{pK}_b = -\log K_b.$$

Estos conceptos son útiles pues evita tener que utilizar potencias de diez.

b)

Especie	HNO_2	CH_3COOH	NH_4^+
pK_a	3,34	4,74	9,25
Especie	HCOO^-	CH_3NH_2	NH_3
pK_b	10,25	3,47	4,74

A.13. a) Al introducir una pequeña cantidad de ácido el equilibrio de autoprotólisis del agua se ve perturbado. Tiene que disminuir la $[\text{OH}^-]_{\text{eq}}$ para que se cumpla $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}$.

Por tanto, $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} > 10^{-7}\text{M}$ y $[\text{OH}^-]_{\text{eq}} < 10^{-7}\text{M}$ y, como consecuencia, $\text{pH} < 7$ y $\text{pOH} > 7$.

b) Al añadir una pequeña cantidad de base el equilibrio de autoprotólisis también se ve perturbado y debe disminuir la $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ para cumplir con el producto iónico del agua. Por consiguiente, $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} < 10^{-7}\text{M}$ y $[\text{OH}^-]_{\text{eq}} > 10^{-7}\text{M}$; ello implica $\text{pH} > 7$ y $\text{pOH} < 7$.

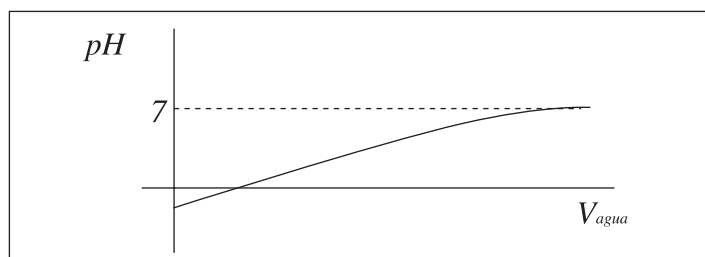
En ambos casos hemos considerado 25°C , por tanto, $K_w = 10^{-14}\text{M}^2$.

A.14

1a) Si tenemos un ácido fuerte en estado puro no tiene sentido hablar de pH, pues sólo hay iones oxonio H_3O^+ en presencia de agua. Ahora bien, un ácido fuerte muy concentrado nos daría un pH negativo.

1b) El pH debe ir aumentando, ya que la disolución es cada vez menos ácida.

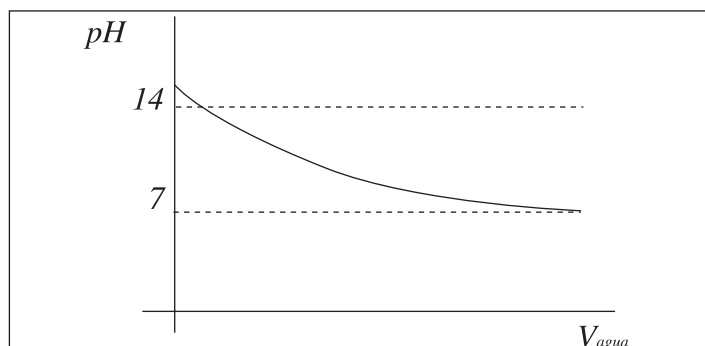
1c) Al añadir una gran cantidad de agua el pH será muy cercano a 7 (a 25°C). La gráfica del $\text{pH} = f(\text{volumen agua})$ sería aproximadamente de esta forma:



2a) Lo mismo ocurre con una base fuerte en estado puro, no tiene sentido hablar de iones OH^- (aq). Si la base fuerte está muy concentrada nos daría un $\text{pH} > 14$.

2b) El pH debe ir disminuyendo, pues la disolución es menos básica.

2c) Al adicionar una gran cantidad de agua el pH será muy cercano a 7 (a 25°C). La gráfica del $\text{pH} = f(\text{volumen agua})$ sería aproximadamente de esta forma:



Disolución de ácidos y bases fuertes. Cálculo del pH

Seguidamente se presentan tres ejemplos resueltos en los que conviene que el profesor/a destaque:

- La concentración de los iones en disolución es igual a la inicial del ácido sin disociar.
- En cualquier disolución acuosa ácida, básica o neutra existen iones $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ e iones $\text{OH}^-(\text{aq})$.
- A 25°C la disolución de un ácido ¡siempre! tiene un $\text{pH} < 7$ y la disolución de una base un $\text{pH} > 7$. (Ejemplo resuelto 3)

Al resolver la A.15 conviene que el profesor/a comente que los volúmenes son aditivos pues se trata de añadir agua a una disolución diluida, prácticamente como añadir agua

al agua. Se puede comprobar experimentalmente que mezclando agua y etanol, por ejemplo, los volúmenes no son aditivos.

Al ser el pH del ácido clorhídrico 2, la concentración de oxonios inicial es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$ y si mezclamos 10 mL de $\text{HCl}(\text{aq}) 10^{-2} \text{ M}$ con 10 mL de agua, la nueva concentración de oxonios es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,001 \cdot 10^{-2}}{0,02} \text{ M} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

De aquí se calcula el $\text{pH} = -\log(5 \cdot 10^{-3}) = 2,30$.

Sin hacer cálculos conviene que el alumno/a sea capaz de prever que el pH tiene que aumentar al añadir agua.

En la A.16 se debe llegar a:

Especie química	Concentración	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
$\text{HNO}_3(\text{aq})$	10^{-2} M	10^{-2} M	10^{-12} M	2	12
$\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$	10^{-3} M	$5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$	$2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	11,30	2,70
$\text{HBr}(\text{aq})$	10^{-3} M	10^{-3} M	10^{-11} M	3	11
$\text{KOH}(\text{aq})$	0,1 M	10^{-13} M	0,1 M	13	1
$\text{HClO}_4(\text{aq})$	0,1 M	0,1 M	10^{-13} M	1	13
$\text{NaOH}(\text{aq})$	10^{-7} M	$6,18 \cdot 10^{-8} \text{ M}$	$1,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$	7,21	6,79

Los datos referidos a la disolución de $\text{NaOH } 10^{-7} \text{ M}$ se han obtenido con un planteamiento semejante al Ejemplo 3. El alumno/a debe llegar a percatarse de la imposibilidad de un $\text{pH} = 7$.

Disoluciones de ácidos y bases débiles. Cálculo del pH

Con las figuras 4.7 y 4.8 del libro del alumno/a se quiere presentar que en los ácidos y bases débiles sólo una parte de la especie química inicial se encuentra disociada. En el equilibrio químico tenemos, mayoritariamente, forma no disociada y en igual cantidad las especies químicas que provienen de la disociación.

Conviene insistir en el significado del grado de disociación α , pues se constata que bastantes alumnos/as siguen teniendo problemas para interpretar un tanto por uno, o un tanto por cien.

Relación entre K_a de un ácido y la K_b de su base conjugada

Después de razonar la relación entre la K_a correspondiente a un ácido débil (HA) y la K_b de su base conjugada (A^-) se pide a los alumnos/as, en la A.17, hagan lo propio con la K_b de una base débil (B) y la K_a de su ácido conjugado (BH^+).

Como se ha visto anteriormente la K_b para una base débil, correspondiente al equilibrio:

$\text{B}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$, se define :

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{B}]_{\text{eq}}}$$

El ácido conjugado, BH^+ (aq), en el agua, llega a la siguiente situación de equilibrio:

BH^+ (aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons B (aq) + H_3O^+ (aq). La constante K_a queda definida por la expresión:

$$K_a = \frac{[\text{B}]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{BH}^+]_{\text{eq}}},$$

$$\text{idéntica a : } K_a = \frac{[\text{B}]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{BH}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}},$$

$$\text{Por lo tanto : } K_a = \frac{K_w}{K_b}, \text{ o bien : } K_a \cdot K_b = K_w$$

Teniendo en cuenta que a 25 °C $K_w = 10^{-14} \text{ M}^2$:
 $K_a \cdot K_b = 10^{-14} \text{ M}^2$ y de ahí se obtiene: $\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$.

La A.18 y A.19 sirven de refuerzo de conceptos vistos anteriormente.

A.18

a) El ácido más fuerte es el HF (aq), ya que tiene mayor valor de K_a , es decir, menor valor de $\text{p}K_a$.

b) A igualdad de concentración inicial para los ácidos el HF (aq) nos dará más iones oxonio, H_3O^+ (aq), en disolución y, por tanto, su pH será menor (disolución más ácida)

c) Como el HF (aq) está más disociado tendrá un α mayor.

d) Si un ácido es más fuerte su base conjugada es más débil, por consiguiente:

Especie química	F^-	CH_3COO^-	CN^-
$\text{p}K_b$	10,55	9,26	4,69

BASICIDAD CRECIENTE \rightarrow

A.19

a) La base más fuerte es la metilamina (CH_3NH_2), ya que tiene una K_b mayor, es decir menos $\text{p}K_b$.

b) La disolución más básica será la de metilamina, por tanto tendrá un pH mayor.

c) Aquella sustancia más disociada poseerá mayor α . Por consiguiente, α será superior en la CH_3NH_2 .

d)

Especie química	CH_3NH_3^+	NH_4^+	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$
$\text{p}K_b$	10,57	9,26	4,63

ACIDEZ CRECIENTE \rightarrow

4.5. Indicadores

Algún aspecto de este apartado se relaciona con las curvas de valoración ácido-base. Por tanto, conviene relacionarlas al finalizar el tema.

Al tratar los indicadores ácido-base el profesor/a debe insistir en los siguientes aspectos:

- La evolución de un color a otro, según sea el medio ácido o básico, se debe explicar como una perturbación del equilibrio de disociación del indicador.
- Un buen indicador debe tener una zona de viraje muy estrecha y presentar unas diferencias de color acusadas.
- Un indicador debe ser escogido de forma que la línea de máxima pendiente de la curva $\text{pH} = f$ (Volumen añadido) incluya el intervalo de viraje del indicador.
- Como consecuencia de lo anterior, la elección del indicador depende también de la fuerza del ácido y la base utilizados en la valoración.

En el Exp. 3 se propone la preparación de un indicador. La ilustración de la fig. 5.3. presenta un indicador preparado con flores muy corrientes. En lugar de una extracción, se pueden hervir los pétalos con agua destilada y el proceso se hace con más rapidez.

Como curiosidad para el profesor/a se presenta una fórmula cuantitativa para preparar un indicador universal:

a) Se deben pesar cuidadosamente las siguientes cantidades:

Masa	Indicador
0,15 g	Fenolftaleína
0,20 g	Rojo de metilo
0,30 g	Amarillo de metilo
0,40 g	Azul de bromotimol
0,50 g	Azul de timol

b) Hay que disolver las cantidades anteriores en 500 mL de etanol al 96 % y 50 mL de NaOH 0,0625 M.

Por último, se presenta una lectura de Robert Boyle relacionada con los indicadores ácido-base. Hay que recordar a los alumnos/as que Boyle definió a los ácidos y bases por sus propiedades, y entre ellas por la coloración característica con indicadores.

4.6. ¿Qué sucede con el pH al disolver una sal en el agua?

Tradicionalmente se ha presentado el proceso que ocurre al disolver una sal en agua como reacción de hidrólisis. Creemos más conveniente, desde la teoría de Brönsted-Lowry, tratar este proceso como una reacción ácido-base.

Comenzamos este apartado con una actividad introductoria (A.20). Bastantes alumnos/as afirman que el pH del agua debe seguir siendo 7, ya que no añadimos ni un "ácido" ni una "base". Esto viene a demostrar que no se ha asumido perfectamente la teoría de Brönsted-Lowry.

Antes de realizar el Exp. 4 el alumno/a se percata de que, en algunos casos, el pH del agua se modifica. Los resultados que se obtienen, con las sales propuestas son:

Sal disuelta	pH
NaCl	neutro
NH ₄ Cl	ácido
KNO ₃	neutro
CH ₃ COONa	básico

Es importante recalcar a los alumnos/as que para realizar el cálculo del pH primero planteamos (de una forma puramente formal) la disociación de la sal al disolverla en el agua y, posteriormente, la posible reacción con el agua del catión o anión formados. En el caso de producirse, esta reacción alcanza una situación de equilibrio químico que, analizado, permite obtener el valor del pH. Ahora bien, éste es un algoritmo para determinar el pH, pero no quiere decir que en realidad ocurran esta secuencia de reacciones. Una vez la sal disuelta y habiéndose formando un sistema homogéneo el pH tiene un valor determinado. No hay que "esperar" una serie de etapas para que el pH alcance un valor final.

La A.21 permite aplicar lo visto en el desarrollo de este apartado. Se obtiene como resultado:

Sal disuelta	pH
NaClO ₄	neutro
KCN	básico
KF	básico
HCOOK	básico
LiBr	neutro
NaNO ₂	básico
KCl	neutro
C ₆ H ₅ NH ₃ Br	ácido

La figura 6.2. presenta un resumen explicativo del comportamiento ácido-base de disoluciones acuosas de sales neutras.

4.7. El proceso de neutralización. Valoraciones ácido-base

En ocasiones el alumno/a identifica la *neutralización* con la idea de pH neutro. Conviene que el profesor/a clarifique que la neutralización es el proceso de reacción entre una sustancia, que se comporta como ácido frente al agua, y otra, que se comporta como base frente al agua. En el punto de equivalencia el ácido y la base están en la proporción estequiométrica y, dependiendo del proceso, el pH será ácido, básico o neutro. (Véase la lectura "El proceso de neutralización y la A.23).

La A.24 y la A.25 pretenden que los alumnos apliquen sus conocimiento de estequiometría para estas reacciones. La A.25 puede encontrarse difícil ya que la mezcla no produce cantidades estequiométricas.

Volumetrías ácido-base

Con este subapartado se completa el estudio de las relaciones de neutralización y la utilización de indicadores. (Exp. 5)

En consonancia con la forma de explicar un proceso de neutralización, los alumnos deben ser capaces de predecir el tipo de pH que corresponde al punto de equivalencia. (A. 27)

Para construir tablas semejantes a la de la fig. 7.3. el profesor/a puede medir experimentalmente el pH con un pH-metro, o realizar el cálculo químico del mismo después de cada adición.

El profesor/a debe hacer hincapié en que la forma de la curva de valoración caracteriza la fuerza del ácido y la de la base que estamos empleando, lo cual determina la elección del indicador más apropiado.

A.28

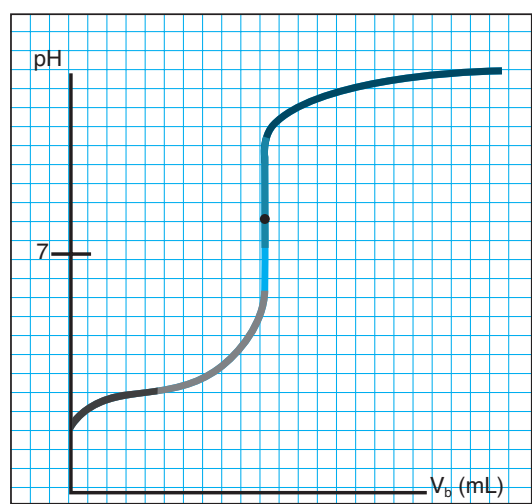
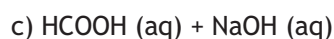
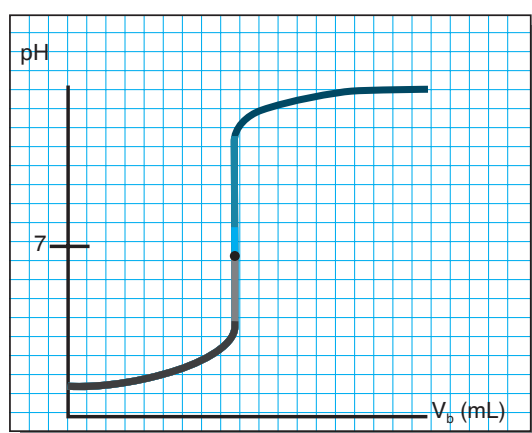
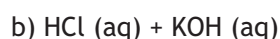
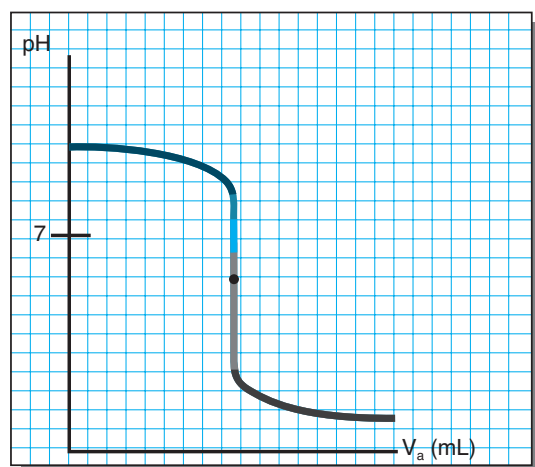
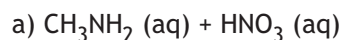
a) Observando la figura 7.4, nos damos cuenta que necesitamos 25 mL de la disolución de ácido nítrico para llegar al punto de equivalencia, por lo tanto su concentración será también 0,15 M y el pH será 7 (a 25 °C).

b) Los indicadores más adecuados serían: azul de bromofenol, rojo congo, rojo de metilo, azul de timol, fenoltaleína.

La curva de valoración pH = f (V) tiene una amplia zona de máxima pendiente, lo que permite que se puedan utilizar muchos indicadores para ésta.

A.29

La forma aproximada de las curvas de valoración pH = f (V) serían:



Complemento. Perturbación del equilibrio ácido-base.

En este apartado se analizan tres situaciones que perturban un equilibrio ácido-base.

- Adición de una sustancia que contenga alguno de los iones presentes en el equilibrio.
- Adición de una sustancia que relacione con alguno de los iones presentes en el equilibrio.
- Variación del volumen de la disolución por adición o eliminación de una cantidad de agua.

La A.32, la A.33 y el Exp.6 sirven de introducción para el desarrollo de esta parte del tema.

A.32. Debe recordarse que variaciones de concentración y de cantidad de sustancia no son siempre paralelas cuando el volumen cambia.

A.33. Se pretende que se aplique el tratamiento general Q-K, estudiado en el tema anterior.

El **Exp. 6** tiene como finalidad la observación experimental de las ligeras modificaciones de pH al perturbar el equilibrio ácido-base.

- El anaranjado de metilo vira a rojo en medio ácido y a amarillo en medio básico. Al añadir unas gotas de este indicador a una disolución de ácido acético el color es, por tanto, rojo.

Si adicionamos una pequeña cantidad de $\text{NaAc} (\text{s})$ el medio será menos ácido y el rojo del indicador tiende a naranja.

Al añadir a la disolución de ácido acético inicial con anaranjado de metilo unas gotas de disolución de $\text{NaOH} 0,1 \text{ M}$ el medio será menos ácido y, de nuevo, el rojo tiende a naranja.

- Si añadimos unas gotas de fenoltaleína a una disolución de amoníaco aparece un color rojo característico del medio básico.

Si a la disolución anterior se le agrega una pequeña cantidad de $\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s})$ el medio será menos básico y el color rojo evoluciona a rosado.

Al añadir a la disolución inicial de amoníaco con fenoltaleína unas gotas de $\text{HCl} (\text{aq}) 0,1 \text{ M}$ el medio, nuevamente, es menos ácido y el color rojo tiende a rosa.

Insistimos que para estudiar la perturbación de un equilibrio ácido-base y prever el estado final debemos:

Comparar el valor del cociente de reacción (Q) con la constante de equilibrio y de ahí deducir la evolución del proceso hasta alcanzar el nuevo estado de equilibrio químico.

Seguidamente se presentan dos ejemplos resueltos y se proponen dos actividades en las que se modifica un estado de equilibrio ácido-base A.34 y A.35.

A.34

a) El pH y el grado de disociación de una disolución de $\text{NH}_3(\text{aq})$ 0,4 M se calcula de modo semejante al ejemplo 10, obteniendo:

$$[\text{OH}^-] = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{ pH} = 11,43 \text{ y } \alpha = 6,7 \cdot 10^{-3}.$$

b) La presencia de iones $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, que proceden de la disociación del cloruro de amonio, intervienen en el equilibrio del $\text{NH}_3(\text{aq})$. Si se calcula el cociente de reacción (Q):

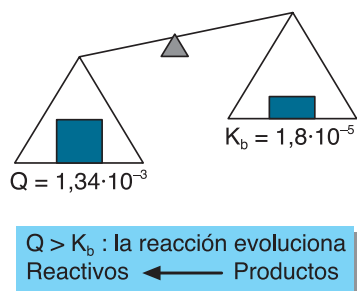
$$Q = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como se cumple que $Q > K_b$ el equilibrio debe evolucionar de modo que disminuya la concentración de OH^- y aumente la concentración de $\text{NH}_3(\text{aq})$, es decir, debe disminuir el pH y el grado de disociación.

$[\text{OH}^-]_{\text{eq}} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. De ahí se obtiene el $\text{pH} = 9,56$.

El pH ha disminuido de 11,43 en la disolución de $\text{NH}_3(\text{aq})$ 0,4 M a 9,56 por la presencia de $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ 0,2 M. Se obtiene un grado de disociación menor $\alpha = 9 \cdot 10^{-5}$, como era previsible.

Estos ejemplos se ilustran con diagramas, como el de la figura, para indicar el desequilibrio existente. Al ser Q diferente de K_b la reacción debe evolucionar hasta que se alcance de nuevo el equilibrio.



A.35 La concentración inicial del amoniaco es:

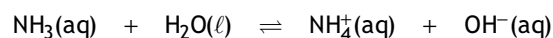
$$[\text{NH}_3]_0 = c_0 = \frac{n_0}{V}, \text{ siendo } n_0 \text{ la cantidad de sustancia}$$

inicial de NH_3 .

El grado de disociación es $\alpha = \frac{x}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{x}{c_0}$, es decir:

$$x = c_0 \cdot \alpha$$

Por tanto el equilibrio:



Inicial	c_0	—	—
Equilibrio	$c_0 - x$	x	x
	$c_0 \cdot (1 - \alpha)$	$c_0 \cdot \alpha$	$c_0 \cdot \alpha$

Y se cumple:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}} = \frac{c_0^2 \cdot \alpha^2}{c_0 \cdot (1 - \alpha)} =$$

$$= \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)} \simeq c_0 \cdot \alpha^2 = \frac{n_0}{V} \cdot \alpha^2$$

Al diluir aumentamos el volumen, luego $Q < K_b$. Para que se alcance de nuevo el equilibrio químico debe aumentar el grado de disociación. Por consiguiente, hay más iones en disolución, pero como se ha incrementado el volumen la concentración de OH^- disminuye y el pH se reduce.

Resolviendo el ejercicio numéricamente se obtiene:

1) Cuando $c_0 = 1 \text{ M}$

α_1	$[\text{OH}^-]_1$	pH_1
$4,24 \cdot 10^{-3}$	$4,24 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	11,63

2) Cuando se diluye hasta 1 L de disolución $c_0' = 0,1 \text{ M}$

α_2	$[\text{OH}^-]_2$	pH_2
$13,4 \cdot 10^{-3}$	$1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	8,13

4.9. Solución a los ejercicios finales

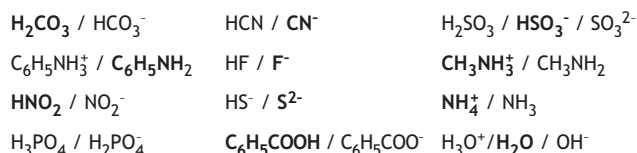
1) a) Ácidos: HNO_3 , HCOOH .

Bases: NaOH , Ba(OH)_2 .

b) Ácidos: AlCl_3 , HNO_3 , HCOOH .

Bases: NaOH , CH_3NH_2 , Ba(OH)_2 .

2)



3) a) Falso

b) Verdadero

c) Falso

d) Verdadero

e) Falso.

4) a) $K_2 = 3,16 \cdot 10^6 > K_3 = 3,18 \cdot 10^5 >$

$K_1 = 1,48 \cdot 10^{-2}$.

b) $K_2 = 4,56 \cdot 10^3 > K_3 = 8,15 \cdot 10^{-3} >$

$K_1 = 4,07 \cdot 10^{-4}$.

5) a) $\text{HS}^- < \text{CH}_3\text{NH}_3^+ < \text{HCN} < \text{HCOOH} < \text{HF}$.

b) $\text{NO}_2^- < \text{SO}_3^{2-} < \text{CN}^- < \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 < (\text{CH}_3)_2\text{NH}$.

6) Al aumentar la temperatura se incrementa K_w , luego la autoionización es un proceso endotérmico.

7) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

b) Neutra.

8) a) Sí, es un ácido fuerte.

b) $\text{pH}_1 = 13,70$ $\text{pH}_2 = 11,30$

$\text{pH}_3 = 9,60$ $\text{pH}_4 = 7,21$.

9) $\text{pH} = 0,65$.

10) $m(\text{KOH}) = 1,98 \text{ g}$.

11) $K_a = 4,57 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

12) $5,07 \text{ g}$.

13) $\text{pH} = 10,80$.

14) $K_a = 1,36 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

15) $K_b = 5,20 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

16) a) La disolución de HCl .

b) $\text{pH}(\text{HCl}) = 0,60$ $\text{pH}(\text{HAc}) = 2,68$

c) $V = 17,6 \text{ L}$.

18)

NaF	Básica	NH_4ClO_4	Ácida
KNO_3	Neutra	Na_2S	Básica
$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$	Ácida	KMnO_4	Neutra
KCN	Básica	CH_3COOK	Básica
HCOOLi	Básica	NH_4Cl	Ácida

20) $\text{pH} = 8,02$.

21) $K_a = 6,55 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

22) $\text{pH} = 3,31$.

23) a) $K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-]_{\text{eq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]_{\text{eq}}}$

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,55 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] = 0,1 \text{ M}$.

$[\text{OH}^-] = 2,82 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.

b) $[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] = [\text{OH}^-] = 8,91 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-] = 0,01 \text{ M}$.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,12 \cdot 10^{-11} \text{ M}$.

c) $\text{dfc} = 3,55 \cdot 10^{-5}$.

24) a) Falsa

b) Verdadera

c) Falsa

d) Falsa

25) a) α aumenta: 1) añadiendo agua;
2) añadiendo OH^- .

α disminuye: 1) añadiendo HA ,
2) añadiendo H_3O^+ , 3) añadiendo A^- .

b) α aumenta: 1) añadiendo agua,
2) añadiendo H_3O^+ .

α disminuye: 1) añadiendo B ,
2) añadiendo OH^- , 3) añadiendo BH^+ .

26) a) α aumenta con la dilución.

$\alpha_1 = 4,23 \cdot 10^{-3}$ $\alpha_2 = 1,33 \cdot 10^{-2}$

$\alpha_3 = 4,15 \cdot 10^{-2}$ $\alpha_4 = 0,125$

b) $[\text{H}_3\text{O}^+]$ disminuye y pH aumenta.

- 27) a) $\alpha = 5,78 \cdot 10^{-12}$.
 b) Sí, aumenta. $\alpha = 7,8 \cdot 10^{-2}$.
 c) $\alpha = 1,61 \cdot 10^{-3}$.
- 29) a) Falso
 b) Verdadero
 c) Falso
 d) Falso
- 32) 5° .
- 33) 85 %.
- 34) 40 % CaCO_3 ; 60 % BaCO_3 .
- 35) a) $4,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; b) 0,355 g Ca(OH)_2 / L;
 c) pH = 1,40 d) pH = 7.
- 36) a) pH = 2,36; b) pH = 8,35;
 c) pH = 8,20.
- 38) a) V (NH_3) = 10 mL pH = 5,22.
 b) V (KOH) = 15 mL pH = 8,36.
 c) V (HCl) = 10 mL pH = 5,78.
 d) V (HBr) = 15 mL pH = 7.
- 40) CH_3COOH .

4.10. Autoevaluación

- 1) a) HNO_2 , / NO_2^- .
 b) $\text{CH}_3\text{-NH}_3^+$ / $\text{CH}_3\text{-NH}_2$.
 c) HCO_3^- / CO_3^{2-}
 d) H_3O^+ / H_2O
 e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ / $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$.
- 2) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] = 6,56 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] = 1,52 \cdot 10^{-12} \text{ M}$
 $[\text{HCOOH}] = 0,243 \text{ M}$.
 b) pH = 2,18 $\alpha = 0,026$.
- 3) c) El pH y la concentración;
 e) El valor de K_a .
- 4) a): ácida; b) y e): neutras; c), d) y f): básicas.
- 5) 0,1 mol/L.
- 7) a) 62 g/mol.
 b) Por ejemplo: fenolftaleína y azul de timol.

5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce las propiedades de los ácidos y las bases.
- Explica el concepto de ácido y de base según las diferentes teorías, en especial la de Arrhenius y la de Brönsted / Lowry.
- Comprende el significado de la constante de ionización y su relación con la fuerza de los ácidos y de las bases.
- Utiliza correctamente, en las disoluciones acuosas, el equilibrio de autoprotólisis y el concepto de pH.
- Realiza cálculos con ácidos fuertes, ácidos débiles, bases fuertes y bases débiles.
- Razona la acidez o basicidad de una disolución en función de la sustancia que se disuelve en agua.
- Sabe cómo evoluciona un equilibrio ácido-base cuando lo perturbamos.

- Comprende el importante papel de los indicadores en las reacciones ácido-base.
- Realiza experimentalmente valoraciones ácido-base.
- Resuelve problemas de cálculo químico con reacciones de neutralización.
- Elige el indicador adecuado para una determinada valoración ácido-base.
- Construye e interpreta las curvas de valoración ácido-base.
- Elige el indicador adecuado para una determinada valoración ácido-base.
- Aplica los conceptos ácido-base a procesos de la naturaleza, del medio ambiente e industriales.

EL PROCESO DE EVALUACIÓN

La evaluación final se plantea como prueba global de los contenidos del Tema, después de haber realizado la observación de los alumnos/as en su trabajo diario.

Se presenta un ejemplo de prueba de evaluación final.

1) a) Ordena las siguientes especies químicas por su acidez creciente:

Especie química	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	NH_4^+	HF	HS^-	HCN
pK_a	4,63	9,25	3,45	13,96	9,31

b) Ordena las siguientes especies químicas por su basicidad creciente:

Especie química	HS^-	HCOO^-	NH_3	CH_3NH_2	NO_2^-
pK_b	6,96	10,25	4,74	3,43	10,66

2) El ácido nitroso tiene una constante de acidez en agua, a 25 °C, de $4,60 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

a) Una disolución de este ácido tiene un $\text{pH}=2,62$. Determina la concentración de todas las especies químicas presentes en la disolución.

b) Se toman 10 mL de la disolución anterior y se añade agua hasta un volumen total de 250 mL. Calcula el pH de la nueva disolución.

3) El $\text{Mg}(\text{OH})_2$ se utiliza en preparados farmacéuticos como antiácido (leche de magnesia). Para determinar el porcentaje de hidróxido de magnesio en una muestra de 2 g se hizo reaccionar con ácido clorhídrico, empleándose del mismo 51,5 mL de una disolución 1 M hasta que toda la muestra reaccionó completamente. Calcula dicho porcentaje.

4) a) Determinar el pH y el grado de disociación de una disolución de CH_3NH_2 0,5 mol/L.

b) Calcula el pH de una disolución 0,5 mol/L de $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$.

$$K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 3,70 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

5) Indica el tipo de pH de cada una de las siguientes disoluciones acuosas:

- a) MgCl_2 (aq); b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq);
c) HNO_3 (aq); d) NH_3 (aq);
e) KBr (aq); f) NH_4Cl (aq);
g) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO}_2\text{Na}$ (aq);
h) K_2SO_4 (aq).

6) Calcula el pH que se obtiene al mezclar las siguientes disoluciones:

- a) 50 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,2 M con 50 mL de HCl 0,4 M.
b) 100 mL de NaOH 0,1 M con 50 mL de H_2SO_4 0,1 M.
c) 25 mL de KOH 0,2 M con 50 mL de HCl 0,2 M.
d) 25 mL de KOH 0,2 M con 10 mL de HNO_3 0,2 M.

6. BIBLIOGRAFÍA

ARTÍCULOS

- BANERJEE, A.C. 1991. Misconceptions of students and teach. in chem. equilibrium. *Int. J. Sci. Educ.*, Vol. 13 (4), pp. 487-494.
- BÁRCENAS, S., CALATAYUD, M.L. y FURIÓ, C., 1997. Dificultades en el aprendizaje y en la enseñanza de las reacciones ácido-base a lo largo de la enseñanza media, *Enseñanza de las Ciencias*, Número extra. V Congreso, pp. 167-168.
- BARDANCA, M., NIETO, M. y RODRÍ-GUEZ, M.C., 1993. Evolución de los conceptos ácido-base a lo largo de la Enseñanza Media, *Enseñanza de las ciencias*, Vol. 11 (2), pp. 125-129.
- BORSESE, A., 1992. Fuerza de los ácidos y de las bases y criterios de cálculo del pH, *Enseñanza de las Ciencias*, vol 10 (1), pp. 86-88.
- CROS, D. y MAURIN, M. 1986. Conceptions of first-year university students of the constituents of matter and the notions of acids and bases. *Eur. J. Sci. Educ.*, Vol. 8(3), pp. 305-313.
- DE LA GUARDIA et al 1985. Errores conceptuales en los equilibrios ácido-base. *1er Congreso Int. investigación en la didáctica de las Ciencias*, 61. Barcelona.
- GARNET, P.J. et al. 1995. Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teach, and learning, *Studies in Science Education*, Vol. 25, pp. 69-95.
- GASQUE, L., 1997. Ácidos y bases duros y blandos. Descubriendo el principio en el laboratorio, *Educación Química*, Vol. 8 (4), pp. 205-207.
- GORDUS, A.D. 1991. Chemical Equilibrium, *J. Chem. Educ.*, Vol. 68 (2), pp. 138-140.
- HEDIN, L.O., LIKENS, G.E., 1997, Polvo atmosférico y lluvia ácida, *Investigación y Ciencia*, Febrero, pp. 54-59.
- JIMÉNEZ, R. y DE MANUEL, E. 2002. La neutralización ácido-base a debate, *Enseñanza de las Ciencias*, 20(3), pp. 451-464.
- JIMÉNEZ, R., DE MANUEL, E. y SALINAS, F. 2002. Las concepciones alternativas de los estudiantes universitarios sobre los procesos ácido-base, *Journal of Science Education*, 1(3), pp. 18-23.
- KAUFFMAN, G.B. 1988. The Brönsted-Lowry Acid-Base Concept. *J. Chem. Educ.*, Vol. 65(1), pp. 28-31.
- KOLB, D. 1978. Acids and Bases, *J. Chem. Educ.*, Vol. 55(7), pp. 459-464.
- MEYER, R. y DOUSSET, J. 1993. Un équilibre très instable, *Bull. Un. Phys.*, Vol. 708, pp. 1211-1220.
- NAKHELEH, M. B. 1994. Students' models of matter in the context of acid-base chemistry, *J. Chem. Educ.*, Vol. 71 (4), pp. 495-499.
- QUÍLEZ, J. y SOLAZ, J.J. 1995. Students' and teachers' unisapplication of Le Chatelier's principle, *Journal of Research in Science Teaching*, 32, pp. 939-957.
- ROSS, B. y MUNBY, H. 1991. Concept mapping and misconceptions: a study of high-school students' understand of acids and bases, *Int. J. Sci. Educ.*, Vol. 13 (1), pp. 11-23.
- RUIZ, B., GARCÍA, G., RAMÍREZ, P., TSUMURA, R. y SEGURA, D., 1997. ¿Cómo se forma la lluvia ácida? Una experiencia sencilla para un fenómeno complejo, *Educación Química*, Vol. 8 (3), pp. 168-170.
- SCHMIDT, H. 1991. A label as hidden persuader: chemists' neutralization concept, *Int. J. Sci. Educ.*, Vol. 13 (4), pp. 459-471.
- SMITH, K. y METZ, P.A., 1996. Evaluating student understanding of solution chemistry through microscopic representations, *J. Chem. Educ.*, Vol. 73 (3), pp. 233-235.
- VIDYAPATI, T.J. y SEETHARAMAPPA, J. 1995. Higher secondary school students' concepts of acids and bases, *School Science Review*, Vol. 77, pp. 82-84.

LIBROS

- ARNAUD, P. 1993. *Cours de chimie physique*. Dunod: París.
- ATKINS, P.W. 1992. *Química General*. Ediciones Omega: Barcelona.
- CASTELLÓ M. y QUÍLEZ, J. 1992. *La construcción de la Química con la ayuda del ordenador*. Consellería de Educación: Valencia.
- CHANG, R. 1997. *Química*. Mc Graw Hill: México.
- ESCALOMA, H., FERRER, G. 1998. *Química en la Comunidad*. Addison-Wesley Iberoamericana. Wilmington.
- GILLESPIE, R. J. et. al. 1989. *Chemistry*. Allyn and Bacon: Massachusetts (Existe traducción al español en Editorial Reverté).
- PETRUCCI, R. H. y HARWOOD, W. S. 1999. *Química General*. Prentice Hall: Madrid.
- QUÍLEZ, J.; MUÑOZ, R. y BLEDA, J. M. 2003. *Conceptos de química*. Serbal: Barcelona.
- SKOOG, D.A., WEST, D.M. y HOLLER, F.J. 1995. *Química Analítica*. Mc Graw Hill: México.

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

9

1. PRERREQUISITOS

Prerrequisitos. Antes de iniciar el estudio de este tema, el estudiante debe ser **capaz de:**

- 1) Utilizar el modelo cinético-molecular para explicar la reacción química.
- 2) Saber interpretar la información que se desprende de una determinada ecuación química.
- 3) Dominar con soltura el cálculo proporcional.
- 4) Trabajar con números expresados con potencias de diez y conocer el significado de los mismos.
- 5) Resolver con soltura ecuaciones de segundo grado.
- 6) Calcular la molaridad, la fracción molar y el % en masa de una sustancia en una disolución.
- 7) Diferenciar el concepto de concentración del de masa y del de cantidad de sustancia.
- 8) Realizar con soltura cálculos estequiométricos.
- 9) Dominar los conceptos de átomo, molécula e ion.
- 10) Descomponer una sal en los correspondientes iones.
- 11) Comprender el significado de una fórmula química.
- 12) Interpretar a nivel iónico-molecular una reacción química.
- 13) Conocer las características del equilibrio químico.
- 14) Saber escribir la expresión de la constante de un equilibrio químico.
- 15) Comprender el significado de constantes de equilibrio elevadas o muy pequeñas.
- 16) Conocer cómo se puede perturbar un sistema en equilibrio y tener un criterio para predecir su evolución.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

Los errores conceptuales y dificultades de aprendizaje están íntimamente relacionados con los señalados para el equilibrio químico, en general, y las reacciones ácido-base, en particular. Además, en este caso, cabe mencionar, como propios del estudio de las reacciones de precipitación, los siguientes errores y dificultades:

- 1) Transformación del sólido en líquido en el proceso de disolución.
- 2) No se ve la diferencia entre disolución y reacción química.
- 3) Falta espacio en el disolvente, como explicación de la no disolución de una sustancia.
- 4) En el caso de estar el soluto finamente dividido se podrá disolver.

5) Diferente significado que el alumno/a da a términos del lenguaje cotidiano (ej. partícula) frente al del ámbito científico (ej. átomo, molécula o ion).

6) La inadecuada interpretación del equilibrio molecular puede impedir la correcta comprensión de conceptos como el carácter dinámico del equilibrio, la posible perturbación del mismo, la variación de la solubilidad con la temperatura o la existencia de equilibrios simultáneos.

7) Tratamiento del equilibrio disolución / precipitación como un equilibrio homogéneo.

8) En el caso de algunos hidróxidos insolubles se obtiene una solubilidad, mediante cálculo, que implica un pH ácido, lo cual es imposible.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

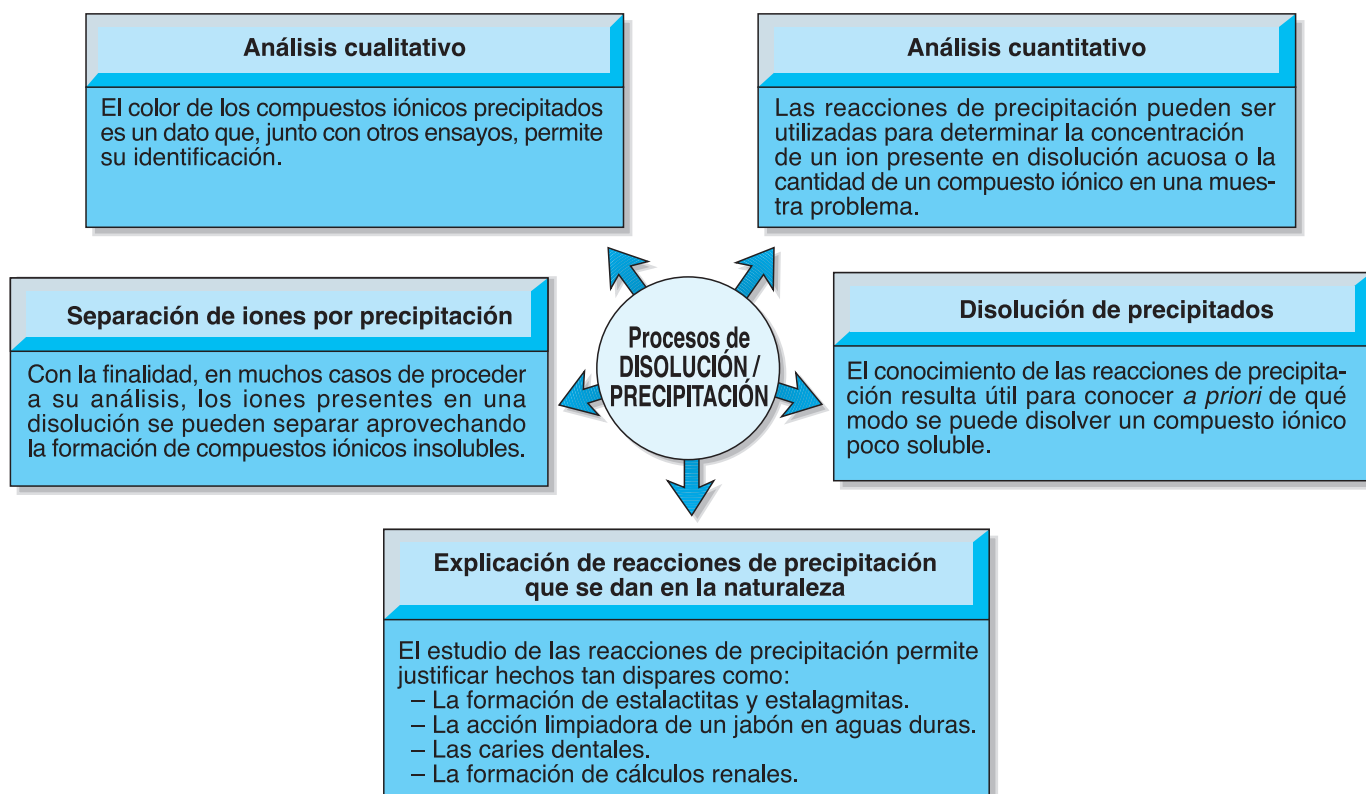
CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Conocer los procesos de disolución y precipitación en agua. 2. Distinguir entre soluto, disolvente y disolución. 3. Saber las diferentes formas de expresar la concentración de una disolución. 4. Relacionar la disolución saturada y la solubilidad. 5. Definir la entalpía reticular, la entalpía de hidratación y la entalpía de hidratación. 6. Justificar con la entropía la espontaneidad de la disolución de un compuesto iónico. 7. Plantear el equilibrio disolución / precipitación. 8. Definir el producto de solubilidad. 9. Conocer los factores que afectan a la solubilidad de un compuesto iónico: <ol style="list-style-type: none"> a) Influencia de la temperatura. b) Influencia del ion común. c) Eliminación de iones mediante reacciones químicas. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Realizar cálculos relacionados con la concentración de disoluciones. 2. Realizar y analizar reacciones de precipitación. 3. Determinar experimentalmente la solubilidad de un compuesto iónico en agua. 4. Relacionar la entalpía de disolución con la solubilidad en diferentes compuestos iónicos. 5. Calcular el producto de solubilidad conocida la solubilidad. 6. Determinar la solubilidad a partir del producto de solubilidad. 7. Obtener experimentalmente el producto de solubilidad de algún compuesto iónico. 8. Razonar si se formará o no precipitado al mezclar dos disoluciones. 9. Calcular la solubilidad de un compuesto iónico en presencia de un ion común. 10. Razonar, en casos concretos, cómo disolver un precipitado. 11. Realizar cálculos estequiométricos en reacciones de precipitación. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Valorar la importancia de las reacciones de precipitación no sólo en el análisis químico, sino para justificar procesos que se dan en la naturaleza. 2. Trabajar en el laboratorio respetando las normas de seguridad. 3. No desperdiciar reactivos en la realización de experimentos. 4. Tomar conciencia de la relación existente entre el pH del agua de lluvia y la conservación de monumentos y también con relación a la vida de animales y plantas. 5. Desarrollar el hábito de la higiene dental para evitar la formación de caries. 6. Valorar los procesos de solubilidad y precipitación de iones en el agua como factor determinante en la calidad y uso del agua.

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

4.1. Introducción. Importancia práctica de los procesos de disolución y de precipitación en agua

Al comenzar el tema el profesor/a debe, además de presentar los contenidos del tema, recordar en qué consiste el

proceso de disolución de un compuesto iónico en agua y, seguidamente, comentar la importancia práctica de los procesos de disolución y precipitación en agua. En la fig. 1.1 del libro del alumno/a se resume el interés práctico de los procesos de disolución / precipitación.



El profesor/a puede ejemplificar el interés de estos procesos realizando alguna reacción de precipitación útil en análisis cualitativo; un análisis cuantitativo mediante la resolución de un problema, como el 3 de las *Cuestiones y ejercicios numéricos*; la disolución de un hidróxido o un carbonato insoluble con un ácido;...

4.2. Equilibrio disolución-precipitación. Compuestos iónicos solubles e insolubles

Comienza este apartado recordando conceptos que se van a utilizar mucho en este tema (soluto, disolvente, disolución,...), así como las principales formas de expresar la concentración de una disolución. Después de llegar a la idea de disolución saturada y solubilidad, se presenta el equilibrio disolución / precipitación:



Algunos alumnos/as creen que, a semejanza de los ácidos débiles, en disolución acuosa existen iones y "la forma

sin disociar" que es el compuesto iónico. El profesor/a debe aclarar esta idea presentando, si lo considera conveniente, la transformación disolución / precipitación del siguiente modo:



Parte del compuesto iónico (sólido) está disuelto en el agua, pero lo que se disuelve está totalmente ionizado. Por tanto, se puede plantear el equilibrio (1). Éste es el tratamiento que se hace en un curso básico de Química General, dejando el estudio más riguroso para cursos superiores.

Seguidamente se trata el criterio de solubilidad e insolubilidad de los compuestos iónicos, presentando la tabla de la fig. 2.1., con la finalidad de que los alumnos/as se vayan familiarizando con los compuestos iónicos solubles e insolubles.

Por último, se plantean los experimentos **Exp. 1** y **Exp. 2**.

Al realizar el **Exp. 1** los alumnos/as observarán lo siguiente:

Disolución	Color ₁	Disolución ₂	Color ₂	Color del precipitado
Ag ⁺ (aq)	Incolora	CrO ₄ ²⁻ (aq)	Amarilla	Rojo Ladrillo
Pb ²⁺	Incolora	I ⁻ (aq)	Incolora	Amarillo
Ba ²⁺ (aq)	Incolora	SO ₄ ²⁻ (aq)	Incolora	Blanco
Fe ²⁺ (aq)	Verde	OH ⁻ (aq)	Incolora	Blanco (*)

* Este hidróxido se va oxidando lentamente al aire, pasando por colores verdoso, negro (de hidróxido ferroso férrico) y, finalmente pardo de hidróxido férrico.

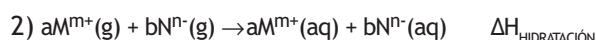
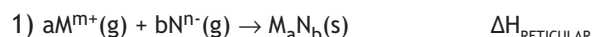
En el **Exp. 2** los alumnos/as deben diseñar un experimento para determinar la solubilidad del NaCl. Como en cualquier transformación física o química la masa se mantiene constante, se trataría de añadir NaCl a una cantidad de agua destilada, agitar hasta disolver e ir repitiendo el proceso, cada vez con cantidades menores de NaCl, hasta que quede en el fondo del vaso una pequeña cantidad de soluto sin disolver. Se puede afirmar que la disolución está saturada, por diferencia se puede obtener la masa de NaCl disuelta y con ello la solubilidad. Se obtiene, aproximadamente, 36 g NaCl / 100 g agua.

4.3. Factores entálpicos que influyen en la solubilidad de sustancias iónicas en agua

Comienza este apartado analizando la influencia de la temperatura en la solubilidad de los compuestos iónicos en agua (Fig. 3.1. libro del alumno/a).

Seguidamente se estudia el carácter exoenergético o endoenergético del proceso de disolución de un compuesto

iónico en agua. Teniendo en cuenta la ley de Hess y la entalpía de los siguientes procesos:



Se llega a la relación:

$$\Delta H_{\text{disolución}} = \Delta H_{\text{HIDRATACIÓN}} - \Delta H_{\text{RETICULAR}}$$

A partir de la expresión anterior y con la ayuda del esquema de la fig. 3.2. se justifica el que la disolución de un compuesto iónico en el agua pueda ser un proceso exoenergético o endoenergético.

En la **A.1** se pide completar una tabla, referida a unos compuestos iónicos, aplicando la relación entre la entalpía de disolución, la entalpía de hidratación y la entalpía reticular. Los alumnos/as no tienen dificultad en llegar a:

Compuesto iónico	$\Delta H_{\text{RETICULAR}}$ /kJ/mol	$\Delta H_{\text{HIDRATACIÓN}}$ /kJ/mol	$\Delta H_{\text{DISOLUCIÓN}}$ /kJ/mol
MgCl ₂	-2 527	-2 687	-160
LiF	-1 046	-1 041	+ 5
KI	-677,3	-657	+20,3

Por ultimo, se trata la relación entre la entropía y la solubilidad. La explicación y el dibujo de la fig. 3.4 tienen como finalidad presentar:

1) El aumento de desorden, tanto en la disolución de un compuesto iónico en agua como en los alrededores, si el proceso es exotérmico.

2) El aumento de desorden en la disolución de un compuesto iónico y el aumento de orden de los alrededores, si la transformación es endotérmica.


En el primer caso el sistema soluto-disolvente/alrededores ha aumentado la entropía y el proceso será espontáneo. En el segundo caso el sistema soluto-disolvente/alrededores puede aumentar o disminuir la entropía, con lo que la transformación podrá ser espontánea o no. El profesor/a debe insistir en que el carácter endotérmico del proceso de disolución de un compuesto iónico no favorece la espontaneidad del mismo y, por tanto, su solubilidad.

Como aplicación de lo visto anteriormente se les plantea a los alumnos/as, en la **A.2**, que ordenen unos compuestos iónicos de acuerdo con su solubilidad creciente.

El profesor/a puede facilitar, cuando ya se haya estudiado el equilibrio disolución/precipitación, el producto de solubilidad de los compuestos iónicos insolubles para relacionarlo con la entalpía de disolución. (Como en todos los

ejemplos de la actividad se cumple que $s = \sqrt{K_{ps}}$ no hay ningún problema en aceptar que al ser menor producto de solubilidad disminuye también la solubilidad)

	AgI	AgBr	AgCl	AgNO ₃	AgF
$\Delta H_{\text{DISOLUCIÓN}} / (\text{kJ/mol})$	+112,2	+84,4	+65,5	+22,6	-22,5
$K_{ps} (25\text{ °C}) / (\text{mol/L})^2$	$8,49 \cdot 10^{-17}$	$5,32 \cdot 10^{-13}$	$1,76 \cdot 10^{-10}$	soluble	soluble



 SOLUBILIDAD CRECIENTE

4.4. Producto de solubilidad y reacciones de precipitación

Comienza este apartado presentando el equilibrio disolución-precipitación:



El profesor/a debe recordar el significado de la fórmula de un compuesto iónico, por este motivo se presenta un caso general en el que los subíndices de la fórmula empírica no coinciden con la carga de los iones. Así mismo debe insistir en aquellos aspectos del equilibrio que más importancia van a tener en el presente tema: su carácter dinámico, su heterogeneidad, perturbación del mismo,...

Se ilustra con fotografías de reacciones de precipitación, en las que, formado el compuesto iónico insoluble, se establecerá el equilibrio disolución-precipitación y con un dibujo, que pretende representar el carácter dinámico del equilibrio.

Seguidamente, se define el *producto de solubilidad*:

$$K_{ps} = [M_{(aq)}^{m+}]^a \cdot [N_{(aq)}^{n-}]^b$$

y se plantea a los alumnos/as la **A.3**, en la que se pide la expresión del producto de solubilidad para diferentes equilibrios disolución-precipitación:

a) $\text{CaF}_2 (s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} (aq) + 2\text{F}^- (aq)$	$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}(aq)]_{\text{eq}} \cdot [\text{F}^-(aq)]_{\text{eq}}^2$
b) $\text{Fe}(\text{OH})_3 (s) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} (aq) + 3\text{OH}^- (aq)$	$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}(aq)]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-(aq)]_{\text{eq}}^3$
c) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 (s) \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+} (aq) + 2\text{PO}_4^{3-} (aq)$	$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+} (aq)]_{\text{eq}}^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-} (aq)]_{\text{eq}}^2$
d) $\text{BaSO}_4 (s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} (aq) + \text{SO}_4^{2-} (aq)$	$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+} (aq)]_{\text{eq}} \cdot [\text{SO}_4^{2-} (aq)]_{\text{eq}}$

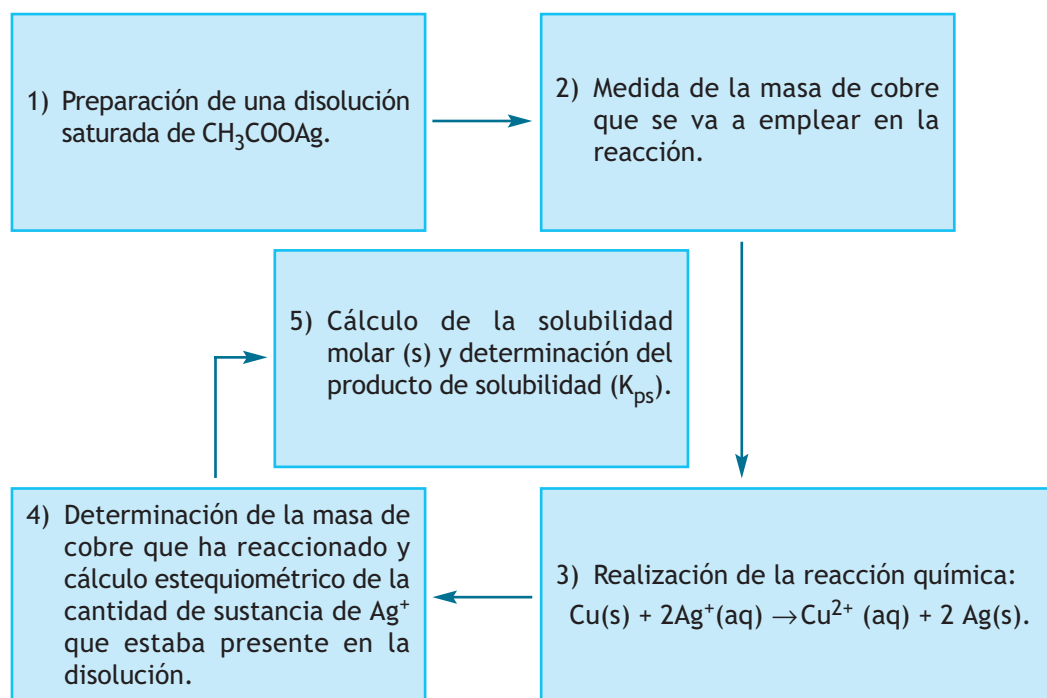
A continuación, se relaciona la *solubilidad molar* y el *producto de solubilidad*. El profesor/a debe hacer hincapié en que existen diferentes formas de expresar la solubilidad, pero la que se obtiene directamente del producto de solubilidad es la solubilidad molar.

Con relación a los valores de K_{ps} de la tabla de la fig. 4.4. del libro del alumno/a conviene insistir en que se trata de valores experimentales, medidos a 25 °C, y, como tales, sometidos a una cierta imprecisión. Por este motivo, si el alumno/a consulta diferentes tablas encontrará, muy probablemente, valores que difieren un poco.

La relación entre el producto de solubilidad y la solubilidad se contempla en el ejemplo 1.

La realización del **Exp. 3**, que tiene por finalidad la determinación del producto de solubilidad del acetato de plata, tiene singular importancia. En los cursos de Química General se trabaja con muchas constantes de equilibrio, pero rara vez se obtiene alguna de ellas experimentalmente. Esto hace que el concepto químico de la constante de equilibrio no llegue a los alumnos/as con perfecta nitidez. Es cierto que, en muchas ocasiones, los centros de secundaria no están suficientemente dotados para calcular experimentalmente constantes de equilibrio, no obstante también hay que reconocer que el trabajo en el laboratorio exige un esfuerzo adicional especialmente en el profesor/a, pero que tiene una importancia fundamental si se quiere presentar adecuadamente la Química.

En la determinación experimental del producto de solubilidad del acetato de plata se han seguido las siguientes etapas:



Los datos medidos en un experimento de determinación del producto de solubilidad del acetato de plata fueron:

$V_{\text{DISOLUCIÓN SATURADA}} = 100 \text{ mL}$	$T = 21 \text{ }^{\circ}\text{C}$	
$m_{\text{Cu}} (\text{inicial}) = 7,26 \text{ g}$	$m_{\text{Cu}} (\text{final}) = 7,12 \text{ g}$	$m_{\text{Cu}} (\text{reacciona}) = 0,14 \text{ g}$
$n_{\text{Ag}^+} = 4,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$s = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} = 4,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$	$K_{\text{ps}} = s^2 = 1,94 \cdot 10^{-3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$

Como aplicación de la relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad se pide a los alumnos/as que resuelvan la A.4.

Ecuación representativa:	$\text{PbCrO}_4 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-} (\text{aq})$
Concentraciones molares en equilibrio:	- s s
Expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad:	$K_{\text{ps}} = 2 \cdot 10^{-14} = [\text{Pb}^{2+}(\text{aq})]_{\text{eq}} \cdot [\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})]_{\text{eq}} = s^2$
Cálculo de la solubilidad:	$s = \sqrt{K_{\text{ps}}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-14}} = 1,41 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
Cálculo de la masa de Pb^{2+} ingerida en un año:	$m_{\text{Pb}^{2+}} = 1,41 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol PbCrO}_4}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{\text{día}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol PbCrO}_4} \cdot \frac{207,2 \text{ g Pb}^{2+}}{1 \text{ mol Pb}^{2+}} \cdot \frac{365 \text{ días}}{1 \text{ año}} = \frac{1,07 \cdot 10^{-2} \text{ g Pb}^{2+}}{\text{año}}$

A continuación se analizan tres importantes aplicaciones del producto de solubilidad:

- Determinación de la solubilidad de compuestos iónicos insolubles.
- Predicción de la formación de precipitado al mezclar disoluciones.
- Separación de los iones de una disolución por precipitación.

¿Qué sal es más soluble en agua?

Los ejemplos 2 y 3 ilustran cómo determinar la *solubilidad* a partir del *producto de solubilidad*.

El profesor/a debe insistir en que sólo se puede afirmar que un compuesto iónico insoluble tiene mayor solubilidad, si su producto de solubilidad es más elevado, en el caso de ser igual la fórmula. En otros casos hay que determinar la solubilidad, pues en ella influye el producto de solubilidad y la estequiometría del proceso.

Es importante que el profesor/a deje claro que hay situaciones más complejas (ejemplo de equilibrios simultáneos) en los que un tratamiento sencillo, como corresponde a un curso básico de química, para determinar la solubilidad puede llevar a resultados incoherentes. Así ocurre si se quiere determinar la solubilidad del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ a 25°C ($K_{\text{ps}} = 2,67 \cdot 10^{-39} \text{ M}^4$).

Ecuación representativa:	$\text{Fe(OH)}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{OH}^- (\text{aq})$
Concentraciones molares en equilibrio:	- s 3s
Expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad:	$K_{\text{ps}} = 2,67 \cdot 10^{-39} = [\text{Fe}^{3+}(\text{aq})]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-(\text{aq})]_{\text{eq}}^3 = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$
Cálculo de la solubilidad:	$s = \sqrt[4]{\frac{K_{\text{ps}}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{2,67 \cdot 10^{-39}}{27}} = 9,97 \cdot 10^{-11} \text{M}$
Por tanto,	$[\text{OH}^-] = 2,99 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L y pH} = 4,48.$

Un planteamiento simple nos lleva, a partir del cálculo de la solubilidad, a un $\text{pH} = 4,48$. Es decir, con un hidróxido en el agua obtenemos un pH ácido.

El error está en no considerar, al menos, el equilibrio de autoionización del agua, que en este caso no es despreciable.

No se trata de presentar situaciones químicamente más difíciles, que sobrepasa el nivel de este curso, pero sí dejar claro que cualquier planteamiento para solucionar un problema tiene un marco en el que el método aplicado es válido (no considerar el equilibrio de autoionización del agua). Esto no ocurrirá si tratamos casos que van más allá.

¿Se formará precipitado al mezclar dos disoluciones?

Para razonar la formación o no de precipitado al mezclar dos disoluciones se define para el proceso:



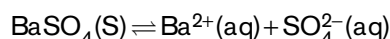
El *producto iónico*: $Q_{ps} = [M^{m+} (aq)]_i^a \cdot [N^{n-} (aq)]_i^b$, que es diferente del *producto de solubilidad*. El profesor/a debe recalcar suficientemente estos dos conceptos, con los que se justifica la formación o no de precipitado (Tabla de la fig. 4.8. y 4.9. del libro del alumno/a):

Caso	Evolución del sistema
$Q_{ps} > K_{ps}$	Los iones libres del compuesto iónico insoluble incrementan sus interacciones dando lugar a la formación de más precipitado con el objetivo de alcanzar una situación de equilibrio químico.
$Q_{ps} = K_{ps}$	Sistema en equilibrio químico. El sólido iónico se encuentra en equilibrio con los correspondientes iones en disolución.
$Q_{ps} < K_{ps}$	Las concentraciones de los iones no satisfacen la expresión del producto de solubilidad. No se forma precipitado.

El **ejemplo 4** ilustra un algoritmo para razonar si se formará o no precipitado al mezclar dos disoluciones. Los alumnos/as suelen tener dificultad en identificar el compuesto iónico que puede precipitar, de ahí la utilidad de la tabla de compuestos iónicos solubles e insolubles y la importancia del producto de solubilidad.

El **ejemplo 5** presenta la aplicación de las reacciones de precipitación en el análisis químico cuantitativo. El profesor/a debe justificar que las reacciones de precipitación son completas, evaluando en algún caso la constante de equilibrio para este proceso.

A.5. Representación de la reacción:



Cálculo de las concentraciones (suponiendo volúmenes aditivos):

$$[\text{SO}_4^{2-}]_i = \frac{100 \cdot 10^{-3} \cdot 7,5 \cdot 10^{-4}}{(100+50) \cdot 10^{-3}} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{50 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-2}}{(100+50) \cdot 10^{-3}} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{Cálculo de } Q_i = [\text{SO}_4^{2-}]_i \cdot [\text{Ba}^{2+}]_i = 2,5 \cdot 10^{-6} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

$$\text{Comparación con } K_{ps}: Q_i > K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 9,1 \cdot 10^{-11} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

4.5. Factores que afectan la solubilidad de un compuesto iónico

En este apartado se analiza la influencia de distintos factores en la solubilidad de un compuesto iónico.

• Influencia de la temperatura

En el apartado 3 se estudió la relación entre entropía y solubilidad. Vimos que un proceso de disolución exoenergético supone un aumento de entropía del sistema soluto / disolvente / alrededores y, por tanto, su carácter espontáneo. En cambio, un proceso de disolución endoenergético puede transcurrir con aumento o disminución de la entropía del sistema soluto / disolvente / alrededores; en el primer caso sería espontáneo y en el segundo no.

Ahora se trata de relacionar la temperatura y la solubilidad. Los procesos de disolución endoenergéticos aumentan K_{ps} con la temperatura, y en los procesos exoenergéticos ocurre lo contrario, de acuerdo con la ley de Van't Hoff:

$$\left(\frac{d \ln K_{ps}}{dT} = \frac{\Delta H^0}{R T^2} \right)$$

En términos estrictos, debemos considerar el denominado *calor diferencial de disolución* para realizar predicciones correctas [Solaz y Quílez, 1995]. Por lo tanto, como se resume en el libro del alumno/a ocurrirá lo siguiente:

Entalpía de disolución	Relación K_{ps} con la temperatura (T).	Influencia general en la solubilidad
$\Delta H_{\text{disolución}}^0 > 0$ (endoenergética)	El valor de K_{ps} aumenta con la temperatura	La solubilidad del compuesto salino se incrementa con la temperatura.
$\Delta H_{\text{disolución}}^0 < 0$ (exoenergética)	El valor de K_{ps} descende al aumentar la temperatura	La solubilidad del compuesto salino disminuye al incrementar la temperatura.

Esta explicación se ilustra con la disolución del PbI_2 (s) aumentando su temperatura y posterior precipitación por enfriamiento, formando pequeños cristales de PbI_2 (lluvia de oro).

Seguidamente se plantea a los alumnos/as la **A.6** en la que se pide determinar la solubilidad del sulfuro de plata a dos temperaturas diferentes:

Ecuación representativa:	$\text{Ag}_2\text{S}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$
Concentraciones molares en equilibrio:	- 2s s
Expresión del producto de solubilidad en función de la solubilidad:	$K_{ps} = [\text{Ag}^+(\text{aq})]_{\text{eq}}^2 \cdot [\text{S}^{2-}(\text{aq})]_{\text{eq}} = s \cdot (2s)^2 \cdot s = 4s^3$
Cálculo de la solubilidad:	$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$
A 10 °C $K_{ps} = 3,28 \cdot 10^{-52} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$	y, por tanto, $s = 4,34 \cdot 10^{-18} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
A 25 °C $K_{ps}' = 6,62 \cdot 10^{-50} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$	y la solubilidad $s' = 2,55 \cdot 10^{-17} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$.

• Influencia del ion común

El profesor/a debe presentar la influencia de los diversos factores en el equilibrio disolución / precipitación como una perturbación del mismo y, por tanto, con un tratamiento similar al realizado en el tema 5.

Al introducir un ion común el valor del producto iónico es mayor que el producto de solubilidad: $Q_{ps} > K_{ps}$, y el equilibrio evoluciona hacia la formación de precipitado para restablecer el equilibrio perturbado, es decir, disminuye la solubilidad.

El ejemplo 6 presenta un caso de disminución de solubilidad por efecto de ion común.

• Equilibrios simultáneos

Seguidamente se analiza la perturbación del equilibrio disolución-precipitación por eliminación de iones mediante reacciones químicas. En este caso se cumple que el producto iónico es menor que el producto de solubilidad: $Q_{ps} < K_{ps}$ y el equilibrio evoluciona hacia la disolución del precipitado.

- Evolución del equilibrio por reacciones ácido-base

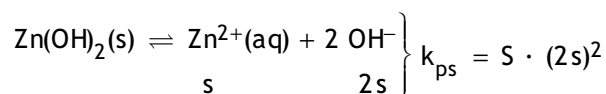
Como ejemplo de lo estudiado anteriormente se analiza el aumento de solubilidad de compuestos iónicos constituidos por aniones de ácidos débiles en medio ácido. El profesor/a puede presentar experimentalmente la disolución de carbonatos e hidróxidos insolubles en medio ácido.

En el libro del alumnos/a se ilustra este apartado con una fotografía de un hueso de pollo que se vuelve flexible en medio ácido por disolución del fosfato de calcio.

En el ejemplo 7 se razona la modificación de la solubilidad del hidróxido de calcio en función del pH.

Por último, se presenta la lectura "**El equilibrio de precipitación y la higiene dental**" en la que se analiza el problema de las caries dental. Es importante que se acostumbre a los alumnos/as, siempre que sea posible, a justificar problemas de la vida cotidiana con los conocimientos químicos adquiridos.

A.7. Determinación de la solubilidad, suponiendo despreciable los iones OH^- de la autoprotólisis del agua



$$K_{ps} = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 7,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol / L}$$

Evolución de la solubilidad con el pH

Si pH $\uparrow \rightarrow s \downarrow$

Si pH $\downarrow \rightarrow s \uparrow$

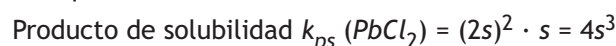
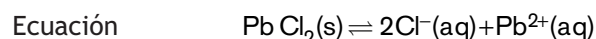
- Evolución del equilibrio por formación de compuestos complejos

La fotografía de la figura 5.5, en la se presenta la formación del complejo $\text{Cu(NH}_3)_4^{2+}$, analiza la disolución de compuestos iónicos insolubles por formación de complejos.

4.6. Solución de los ejercicios finales

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN Y PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

EJERCICIO 1



Cálculo de la solubilidad:

$$s = \frac{0,99 \text{ g} / 278,1 \text{ g mol}^{-1}}{0,1 \text{ L}} = 3,56 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Valor del $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 4 \cdot (3,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L})^3$

EJERCICIO 2

a) B b) Igual c) Sobresaturación B y C

EJERCICIO 3

Incógnitas $\left\{ \begin{array}{l} x: \text{masa de BaCl}_2 \\ y: \text{masa de KCl} \end{array} \right.$

• Primera ecuación: $x + y = 0,5 \text{ g}$

• Planteamiento de la segunda ecuación obtención cloruros:

$$\left. \begin{array}{l} - \text{Procedentes de BaCl}_2 \rightarrow n_{\text{Cl}^-} = \frac{2x}{208,227} \\ - \text{Procedentes de KCl} \rightarrow n_{\text{Cl}^-} = \frac{y}{74,46} \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{Cl}^-}(\text{totales}) = \frac{2x}{208,227} + \frac{y}{74,46}$$

Precipitación: $\text{Cl}^-(aq) + \text{Ag}^+(aq) \rightleftharpoons \text{AgCl}(s)$, por cada ión Cl^- precipita AgCl .

Masa de precipitado

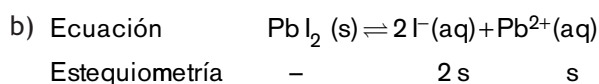
$$\left(\frac{2x}{208,227} + \frac{y}{74,46} \right) \cdot \frac{143,318}{\text{mAgCl}} = 0,797 \quad \text{segunda ecuación}$$

$$\text{Sistema } \begin{cases} x + y = 0,5 \\ 1,376 x + 1,924 y = 0,797 \end{cases}$$

$$\text{Solución } \begin{cases} x = 0,2 \text{ g (40\%)} \\ y = 0,3 \text{ g (60\%)} \end{cases}$$

EJERCICIO 4

$$\text{a) } S = 922 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{461 \text{ g}} = 2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

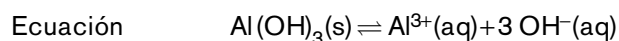


$$K_{ps}(\text{PbI}_2) = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 = 3,2 \cdot 10^{-8} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$$

EJERCICIO 5

Cálculo de la solubilidad en $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$

$$s = 9,52 \cdot 10^{-7} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g}} = 1,22 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



Producto de solubilidad

$$K_{ps}(\text{Al(OH)}_3) = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

$$K_{ps}(\text{Al(OH)}_3) = 5,99 \cdot 10^{-31} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^4$$

EJERCICIO 6

Ecuación de disolución	K_{ps}	$s/\text{mol L}^{-1}$
$\text{CdCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$	$K_{ps} = s^2$	$S = \sqrt{K_{ps}} = 1,41 \cdot 10^{-7}$
$\text{CdCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	$K_{ps} = 4s^3$	$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$	$K_{ps} = 108s^5$	$s = \sqrt[5]{\frac{K_{ps}}{108}} = 9,85 \cdot 10^{-7}$

EJERCICIO 7



Cálculo del $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 = 1,7 \cdot 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$

EJERCICIO 8



$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = s^2$

Cálculo de las solubilidades

$$t = 15^{\circ}\text{C} \rightarrow s = \frac{0,21 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{0,1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{233,39 \text{ g}} = 9 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

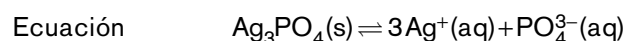
$$k_{ps}(\text{BaSO}_4)_{15^{\circ}} = \left(9 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 = 8,1 \cdot 10^{-11} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

$$t = 20^{\circ}\text{C} \rightarrow s = 1,03 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow k_{ps} = 1,06 \cdot 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

$$t = 100^{\circ}\text{C} \rightarrow s = 1,32 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow k_{ps} = 1,76 \cdot 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

El proceso es endoenergético puesto que $T \uparrow \rightarrow k_{ps} \uparrow$

EJERCICIO 9



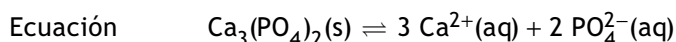
Producto de solubilidad $k_{ps}(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = (3 \text{ s})^3 \cdot \text{ s} = 27 \text{ s}^4$

Cálculo de la solubilidad:

$$s = \frac{3,2 \cdot 10^{-2} \text{ g} / 418,58 \text{ g/mol}}{0,2 \text{ L}} = 38,22 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Valor del $k_{ps}(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 27 \cdot \left(38,22 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^4 =$
 $= 5,76 \cdot 10^{-17} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^4$

EJERCICIO 10



Producto de solubilidad $k_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = (3 \text{ s})^3 \cdot (2 \text{ s})^2 = 108 \text{ s}^5$

Cálculo de la solubilidad:

$$s = \left(\frac{k_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{108} \right)^{\frac{1}{5}} = \left(\frac{1,3 \cdot 10^{-32}}{108} \right) = 164,47 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

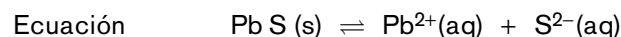
Expresión en mg/L

Cálculo de la solubilidad:

$$164,47 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{310,176 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 51,01 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

APLICACIONES Y EVOLUCIÓN DEL EQUILIBRIO DISOLUCIÓN-PRECIPITACIÓN

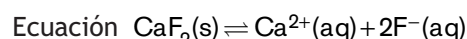
EJERCICIO 11



Cálculo de:

$$[\text{S}^{2-}(\text{aq})] = s = \frac{k_{ps}}{6 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,16 \cdot 10^{-17} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

EJERCICIO 12



Constante de equilibrio:

$$k_{ps} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} \cdot [\text{F}^{-}(\text{aq})]_{\text{e}}^2$$

Obtención de:

$$[\text{F}^{-}(\text{aq})]_{\text{e}} = \sqrt{\frac{k_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}}}} = 2,06 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

EJERCICIO 13

Ecuación $\text{BaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Equilibrio $k_{ps} = [\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} [\text{F}^{-}(\text{aq})]_{\text{e}}^2$	$k_{ps} = [\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} [\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]_{\text{e}}$
Solubilidad $[\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} = \frac{2 \cdot 10^{-6} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3}{\left(10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2}$ $[\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} = 2 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$[\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} = \frac{10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2}{\left(10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)}$ $[\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{e}} = 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ <div style="text-align: center;"> \uparrow Empieza a precipitar en primer lugar </div>

EJERCICIO 14

Cálculo de las concentraciones iniciales

$$[\text{Pb}^{2+}(\text{aq})]_i = \frac{0,331 \text{ g} / 331,21 \text{ g/mol}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

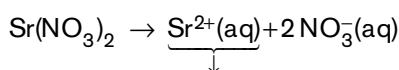
$$[\text{I}^{-}(\text{aq})]_i = \frac{0,332 \text{ g} / 165,9 \text{ g/mol}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{Cálculo de } Q_i = [\text{Pb}^{2+}]_i [\text{I}^{-}]_i^2 = \frac{3,6 \cdot 10^{-6} (\text{mol/L})^3}{4 \cdot 10^{-6}}$$

Comparación $Q_i > k_{ps} \Rightarrow$ Precipita el $\text{PbI}_2(\text{s})$

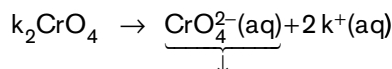
EJERCICIO 15

Cálculo de las concentraciones iniciales:



$$0,2 \cancel{\text{L}} \cdot 6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \rightarrow 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{Sr}^{2+}(\text{aq})]_i = \frac{n_{\text{Sr}^{2+}}}{V_{\text{total}}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



$$0,1 \text{ L} \cdot 1,5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_i = \frac{n_{(\text{CrO}_4^{2-})_i}}{V_{\text{Total}}} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Cálculo de:

$$Q_i = [\text{Sr}^{2+}(\text{aq})]_i [\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})]_i^2 = 4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Comparación:

$$Q_i = 20 \cdot 10^{-6} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 < k_{ps}(\text{SrCrO}_4) \rightarrow \text{No precipita}$$

EJERCICIO 16

Cálculo de las concentraciones iniciales:

$$[\text{Ag}^{+}(\text{aq})]_i = \frac{5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{350 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 142,86 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_i = \frac{200 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}{350 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,571 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Ecuación de precipitación:



$$Q_i = [\text{Ag}^{+}(\text{aq})]_i^2 [\text{CrO}_4^{2-}]_i = 1,17 \cdot 10^{-11} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3 > k_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$$

Conclusión: precipita

EJERCICIO 17

a) Cálculo de las concentraciones iniciales:

$$[\text{Ag}^{+}(\text{aq})]_i = \frac{1,70 \text{ g} / 169,86 \text{ g/mol}}{\text{L}} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}(\text{aq})]_i = \frac{1,664 \text{ g} / 164,086 \text{ g/mol}}{\text{L}} = 10,14 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

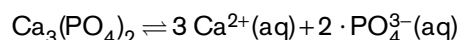
Ecuación de precipitación:



Cálculo de la concentración mínima para precipitar:

$$[\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})] = \frac{k_{ps}(\text{Ag}_3\text{PO}_4)}{[\text{Ag}^{+}(\text{aq})]^3} = 2 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ecuación de precipitación $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$



Cálculo de la concentración mínima para precipitar:

$$[\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})] = \sqrt{\frac{k_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{[\text{Ca}^{2+}(\text{aq})]^3}} = 9,8 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Conclusión: precipita en primer lugar el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$

b) $s = 6,91 \cdot 10^{-3} \text{ g Ag}_3\text{PO}_4/\text{L}$

$$s = 7,67 \cdot 10^{-4} \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2/\text{L}$$

EJERCICIO 18

$$\text{Equilibrio } 1,6 \cdot 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3 = [\text{Pb}^{2+}(\text{aq})]_e \left(0,45 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

$$[\text{Pb}^{2+}(\text{aq})]_e = \frac{1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{0,2025 \text{ L}} = 79,01 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Al forma el Pb^{2+} compuestos complejos aumenta la solubilidad del $\text{PbCl}_2(\text{s})$

EJERCICIO 19

Cálculo de la concentración de: $[F^-(aq)]_i = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ g} / 19 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{L} = 5,26 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L}$

Cálculo de la concentración total de $[Ca^{2+}(aq)]$:

$$n_{CaCO_3} = \frac{0,220 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \xrightarrow{CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}} n_{Ca^{2+}} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{CaSO_4} = \frac{0,250 \text{ g}}{136 \text{ g/mol}} = 1,838 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \xrightarrow{CaSO_4 \rightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}} n_{Ca^{2+}} = 1,838 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{Ca^{2+}(\text{total})} = 4,038 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{L}$$

Concentración $[Ca^{2+}(aq)]_i = \frac{4,038 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 L} = 4,038 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{L}$

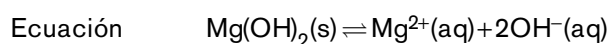
Ecuación de precipitación: $CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2 F^-(aq)$

$$Q_i = [Ca^{2+}(aq)]_i [F^-(aq)]_i^2 = 1,118 \cdot 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{L} \right)^3 > k_{ps}(CaF_2)$$

Conclusión: No puede añadirse la $[F^-(aq)]_i = 5,26 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L}$ sin originar precipitación.

EJERCICIO 20

a)



Estequiometría $s \quad 2s$

Cálculo $[OH^-]_e$:

$$pOH = 14 - 10,38 = 3,62 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-3,62} \text{ mol/L}$$

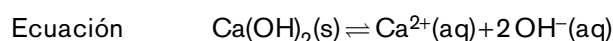
Cálculo de la solubilidad: $2s = [OH^-] \Rightarrow s = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

b) Cálculo del $k_{ps} = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 = 6,9 \cdot 10^{-12} (\text{mol/L})^3$

c) Planteamiento de la ecuación:

$$6,9 \cdot 10^{-12} = s \cdot (0,01 + \underbrace{2s}_{\text{despreciable}})^2 \Rightarrow s = 6,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

EJERCICIO 21



Estequiometría $- \quad s \quad 2s$

Equilibrio $k_{ps} [Ca(OH)_2] = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

$$a) s = \sqrt[3]{\frac{k_{ps} [Ca(OH)_2]}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1,12 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{L}$$

$$b) [OH^-] = 2s = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 1,65 \Rightarrow pH = 12,35$$

Si $pH \uparrow \Rightarrow s \downarrow$; Si $pH \downarrow \Rightarrow s \uparrow$

c) Reacción neutralización $H^+ + OH^- \Rightarrow H_2O$

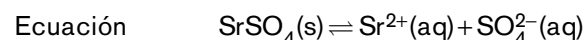
Ecuación: $n_{H^+} = n_{OH^-} \Rightarrow V_a \cdot C_a = V_b \cdot C_b$

$$V_a = \frac{75 \cdot 10^{-3} L \cdot 22,24 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{L}}{0,045 \frac{\text{mol}}{L}} = 37,1 \cdot 10^{-3} L$$

EJERCICIO 22

a) Cálculo de la solubilidad:

$$s = \frac{n_{\text{SrSO}_4}}{V} = \frac{26 \cdot 10^{-3} \text{ g} / 183,67 \text{ g/mol}}{0,25 \text{ L}} = 5,66 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



Estequiometría $\quad \quad \quad \text{s} \quad \quad \quad \text{s}$

Cálculo:

$$K_p(\text{SrSO}_4) = s^2 = (5,66 \cdot 10^{-4})^2 = 3,2 \cdot 10^{-7} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

b) Cálculo de las concentraciones iniciales:

$$[\text{SO}_4^{2-}]_i = \frac{V \cdot 0,02}{2V} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; [\text{Sr}^{2+}]_i = \frac{V \cdot 0,01}{2V} = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Comparación:

$$Q_i = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{L}} > K_{ps} \rightarrow \text{Precipitación}$$

4.7. Autoevaluación

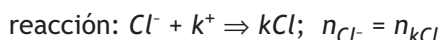
EJERCICIO 1

Cálculo de la cantidad de sustancia de Cl^- precipitado

$$0,733 \text{ g de AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{143,31 \text{ g}} = 5,115 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{\text{Cl}^-} = 5,115 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow \text{AgCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{Ag}^+$$

Cálculo de la masa de kCl (pura)

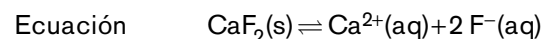


$$5,115 \cdot 10^{-3} \text{ mol de kCl} \cdot \frac{74,53 \text{ g de kCl}}{1 \text{ mol de kCl}} = 0,3812 \text{ g}$$

Cálculo del porcentaje

$$\% \text{ de kCl} = \frac{0,3812 \text{ g}}{0,5000 \text{ g}} \cdot 100 = 76,26\%$$

EJERCICIO 2



Estequiometría $\quad \quad \quad - \quad \quad \quad \text{s} \quad \quad \quad 2\text{s}$

Equilibrio $K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

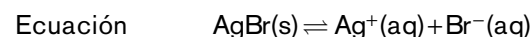
Cálculo de la solubilidad:

$$s = \frac{8,3 \cdot 10^{-3} \text{ g} / 78 \text{ g/mol}}{0,5 \text{ L}} = 212,82 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Valor de $K_{ps}[\text{CaF}_2(\text{s})]$

$$K_{ps}[\text{CaF}_2(\text{s})] = 4 \cdot (212,82 \cdot 10^{-6})^3 = 3,86 \cdot 10^{-11} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$$

EJERCICIO 3



Estequiometría $\quad \quad \quad - \quad \quad \quad \text{s} \quad \quad \quad \text{s}$

Equilibrio $K_{ps}(\text{AgBr}) = s^2$

a) Cálculo de la solubilidad:

$$s = \sqrt{K_{ps}(\text{AgBr})} = 6,782 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Cálculo de la cantidad de sustancia disuelta:

$$n_{\text{dis}} = 6,782 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 339,116 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$$

Cálculo de la masa:

$$339,116 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \frac{187,76 \text{ g}}{\text{mol}} = 63,67 \cdot 10^{-6} \text{ g}$$

b) Cálculo de la cantidad de sustancia de NaBr

$$n_{\text{NaBr}} = \frac{0,5 \text{ g}}{102,82 \text{ g/mol}} =$$

$$= 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow n_{\text{Br}^-} = 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Cálculo de } [\text{Br}^-] = \frac{4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Cálculo de solubilidad:

$$s = \frac{K_{ps}}{4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}} = 9,5 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Cálculo de la masa de AgBr (por L)

$$1 \cdot \text{L} \cdot 9,5 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{187,76 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 17,84 \cdot 10^{-9} \text{ g de AgBr}$$

c) Desplazando el equilibrio hacia la izquierda



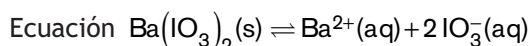
Para ello podemos usar sustancias que forman complejos con los iones Ag^+ , como por ejemplo $\text{NH}_3(\text{aq})$.

EJERCICIO 4

Cálculo de las concentraciones iniciales

$$[\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_i = \frac{60 \text{ mL} \cdot 0,01 \text{ mol/L}}{100 \text{ mL}} = 6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{IO}_3^-(\text{aq})]_i = \frac{40 \text{ mL} \cdot 0,02 \text{ mol/L}}{100 \text{ mL}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



Cálculo

$$Q_i = \left[6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right] \cdot \left[8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]^2 = 384 \cdot 10^{-9} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$$

Comparación $Q_i > k_{ps} \Rightarrow$ Precipita

EJERCICIO 5

Ecuación $\text{BaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{F}^{-}(\text{aq})$

Estequiometría $- \quad \quad \quad \text{s} \quad 2\text{s}$

Equilibrio $k_{ps}(\text{BaF}_2) = \text{s} \cdot (2\text{s})^2 = 4\text{s}^3$

a) Cálculo de la solubilidad

$$\text{s} = 1,300 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol}}{175,327 \text{ g}} = 7,42 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{b) } k_{ps}(\text{BaF}_2) = 4 \cdot (7,42 \cdot 10^{-3})^3 = 1,63 \cdot 10^{-6} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3$$

$$\text{c) } 1,63 \cdot 10^{-6} = \text{s}' \left(\underset{\text{despreciable}}{2\text{s}'} + 0,5 \right)^2 = \text{s}' \cdot 0,25$$

$$\text{s}' = \frac{1,63 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,25} = 6,52 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce la importancia práctica de los procesos de disolución/precipitación de compuestos iónicos en agua.
- Sabe expresar de diferentes formas la concentración de una disolución.
- Conoce los conceptos de: soluto, disolvente, disolución, disolución saturada y solubilidad.
- Relaciona correctamente la entalpía reticular y la entalpía de hidratación con la entalpía de disolución.
- Explica la influencia de la temperatura en la solubilidad de los compuestos iónicos en agua.
- Razona la relación entre entropía y solubilidad.
- Expresa correctamente el equilibrio disolución/precipitación de diferentes compuestos iónicos en agua, así como el producto de solubilidad (K_{ps})
- Justifica el carácter dinámico del equilibrio disolución/precipitación.
- Relaciona la solubilidad con el producto de solubilidad.
- Soluciona problemas precipitación, cálculo de la solubilidad y determinación de K_{ps} .
- Sabe predecir si se formará precipitado al mezclar dos disoluciones conociendo K_{ps} , a partir del cálculo de Q .
- Conoce la forma de perturbar el equilibrio disolución/precipitación, con el consiguiente aumento o disminución de la solubilidad.
- Explica diferentes hechos relacionados con el equilibrio disolución/precipitación, como la dureza del agua o la formación de estalactitas y estalagmitas.

EL PROCESO DE EVALUACIÓN

La evaluación final se plantea como prueba global de los contenidos del Tema, después de haber realizado la observación de los alumnos/as en su trabajo diario.

Se presenta un ejemplo de prueba de evaluación final.

- 1) 0,378 g de una mezcla de cloruro de sodio y de bromuro de sodio dan lugar, por precipitación con nitrato de plata, a 0,809 g de una mezcla de cloruro de plata y de bromuro de plata. Calcula la composición porcentual de la mezcla inicial.
- 2) El CaF_2 (fluorita) se utiliza extensamente en la industria metalúrgica y en particular en la preparación de aluminio y acero. La solubilidad en agua, a 25°C , es 16,7 mg/L. Calcula el producto de solubilidad.
- 3) a) Calcula la solubilidad molar del hidróxido de cinc.
 $K_{ps} [\text{Zn}(\text{OH})_2 \text{ a } 25^\circ\text{C}] = 3,0 \cdot 10^{-16} \text{ M}^3$.
b) ¿Cómo podrías disolver este compuesto?
- 4) Determina el pH de una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
 $K_{ps} [\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ a } 25^\circ\text{C}] = 6,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}^3$.
- 5) Calcula la solubilidad del BaCO_3 en una disolución de Na_2CO_3 0,1 M.
 $K_{ps} [\text{BaCO}_3 \text{ a } 25^\circ\text{C}] = 2,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}^2$.
- 6) Razona si se formará o no precipitado al mezclar 70 mL de AgNO_3 0,02 M y 30 mL de K_2CrO_4 0,001 M.
 $K_{ps} [\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{ a } 25^\circ\text{C}] = 1,2 \cdot 10^{-12} \text{ M}^3$.

6. BIBLIOGRAFÍA

Comunidad	Dirección de Internet de búsqueda
Aragón	http://wzar.unizar.es/servicios/acceso/logse/indice.htm
Andalucía	http://www.ujaen.es/ En la ventana: PERFILES, escoge; Nuevo alumno y seguidamente en la etiqueta: SELECTIVIDAD, pulsa Exámenes anteriores.
Castilla-La Mancha y León	http://www.uclm.es . Pulsa la casilla de :Estudiantes y seguidamente Nuevo para elegir PAU. Y finalmente escoge: Modelos Propuestos en las PAAU. http://www.usal.es . Escoge en la ventana Futuros estudiante, la opción: Acceso, preinscripción y matrículas. En el apartado "Acceso" pulsa: Pruebas de acceso: Selectividad.
Catalunya	http://www.gencat.cat/ En la ventana TEMES escoge Universitats para la opción: Accés a la universitat, pulsar proves d'Accés a la Universitat (PAU) y finalmente: Exàmens i informació de les matèries
C. Valenciana	http://www.ua.es En la ventana Estudios y acceso, escoge la opción Acceso y activa: Selectividad alumnos de bachillerato LOGSE y finalmente pulsa exámenes del apartado: Currículo de las asignaturas y Exámenes de años anteriores.
Islas Baleares	http://www.uib.es/ Selecciona en el menú Informació sobre la opción: Accés a la universitat. A continuación pulsa: ALs estudis de grau i de primer i segon cicle. Para elegir: Prova d'Accés a la Universitat (PAU) per als alumnes de Batxillerat y finalmente en Altres dades: Informació de les matèries, models d'exàmens i criteris de correcció.
Madrid	http://www.uc3m.es/ En la ventana: Futuros estudiantes, elegir la opción trámites de admisión, y a continuación el rótulo: Prueba de acceso y posteriormente en Selectividad pulsar la opción: Modelos de exámenes y criterios de corrección.

Artículos

- BUELL, R.R. y BRADLEY, G.A. 1972. Piagetian studies in science: Chemical equilibrium understanding from study of solubility: A preliminary report from secondary school chemistry, *Science Education*, Vol. 56, pp. 23-29.
- DEMEO, S. 2002. Using limiting-excess stoichiometry to introduce equilibrium calculation: a discrepant event laboratory activity involving precipitation reactions, *Journal of Chemical Education*, 79(4), 474-475.
- EBENEZER, J. V. y ERICKSON, G. L. 1996. Chemistry students' conceptions of solubility: A phenomenography, *Science Education*, 80 (2), pp. 181-201.
- RAVIOLO, A. 2001. Assessing students' conceptual understanding of solubility equilibrium, *Journal of Chemical Education*, 78 (5), pp. 629-663.
- ROJAS, A.; RAMÍREZ, M^a T., 1992. Peligros de sobresimplificación e inconsistencia de los cálculos de solubili-

dad en el nivel Licenciatura, *Educación Química*, Vol. 3 (2), pp. 106-113.

- SOLAZ, J. J. y QUÍLEZ, J. 1995. Thermodynamics and the Le Chatelier's principle, *Revista Mexicana de Física*, Vol. 41 (1), pp. 128-138.

Libros

- ATKINS, P.W. 1992. *Química General*. Ediciones Omega: Barcelona.
- CHANG, R. 1997. *Química*. Mc Graw Hill: México.
- ESCALOMA, H., FERRER, G. 1998. *Química en la Comunidad*. Addison-Wesley Iberoamericana: Wilmington.
- SKOOG, D.A., WEST, D.M. y HOLLER, F.J. 1995. *Química Analítica*. Mc Graw Hill: México.
- LAITINEN, H.A., HARRIS, W.E. 1982. *Análisis químico*. Reverté: Barcelona.

REACCIONES DE OXIDACIÓN- REDUCCIÓN

10

1. PRERREQUISITOS

Se precisa para el estudio de este tema que el estudiante **sea capaz de:**

- 1) Dominar el concepto de concentración y diferenciarlo del de cantidad de sustancia y del de cantidad de materia.
- 2) Dominar los conceptos de carga eléctrica, conducción eléctrica e intensidad de corriente.
- 3) Comprender el papel del agua en las disoluciones acuosas.
- 4) Comprender el significado de una fórmula química.
- 5) Dominar el cálculo proporcional.
- 6) Comprender el significado que proporciona una ecuación química.
- 7) Realizar cálculos estequiométricos.
- 8) Conocer la formación de iones de metales y de aniones de no metales.
- 9) Descomponer una sal en sus correspondientes iones.
- 10) Comprender el concepto de valencia (para poder distinguirlo del de número de oxidación).

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Asociación de estado de oxidación con carga eléctrica.
- 2) Oxidación y reducción pueden ocurrir de forma independiente.
- 3) Dificultad de asignación del ánodo y del cátodo: en cubas electrolíticas y en pilas.
- 4) La corriente eléctrica siempre se produce por un movimiento de electrones.
- 5) Dificultad de asignación del signo correspondiente tanto al ánodo como al cátodo.
- 6) Errores de comprensión del significado del signo de los electrodos.
- 7) Se desconoce o se le asignan propiedades incorrectas al puente salino.
- 8) No se suele comprender el significado de la tabla de potenciales de reducción.
- 9) Confusión del electrodo en el que ocurren tanto la oxidación como la reducción en pilas y en las cubas electrolíticas.
- 10) Consideración de la pila como un almacén de electrones.
- 11) En general, dificultades asociadas con el lenguaje empleado, los símbolos utilizados y las representaciones realizadas.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

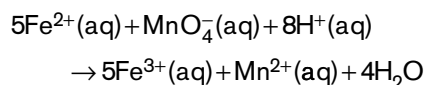
CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Definir los términos oxidación y reducción, dando una evolución histórica del significado otorgado a estos términos. 2. Comprender que todo proceso de oxidación va asociado a un proceso de reducción. 3. Explicar el significado de número de oxidación y saber calcularlo. 4. Explicar e interpretar el significado de un valor determinado de un potencial estándar de reducción. 5. Explicar el significado de una tabla de potenciales de reducción. 6. Señalar el papel que juega el puente salino en una pila electroquímica. 7. Interpretar los procesos que ocurren en el ánodo y en el cátodo tanto en una pila como en una cuba electrolítica. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Reconocer si un determinado proceso es o no de oxidación-reducción. 2. Ajustar ecuaciones de oxidación-reducción (métodos del número de oxidación y del ion-electrón). 3. Predecir los procesos que tendrán lugar de forma espontánea a partir del conocimiento de los correspondientes potenciales de reducción. 4. Nombrar y reconocer sustancias de uso común que se empleen como agentes oxidantes o bien como agentes reductores. 5. Calcular la fem de una pila electroquímica. 6. Describir cómo se pueden determinar potenciales de reducción. 7. Dibujar el esquema correspondiente a una pila electroquímica dada, señalando el ánodo, el cátodo, el electrodo positivo, el electrodo negativo y las reacciones que ocurren en los mismos. 8. Predecir, con la ayuda de una tabla de potenciales redox, si un determinado proceso redox será espontáneo. 9. Dibujar el esquema correspondiente a una cuba electrolítica dada, señalando el ánodo, el cátodo, el electrodo positivo, el electrodo negativo y las reacciones que ocurren en cada uno de los electrodos. 10. Realizar cálculos que relacionen la cantidad de materia formada en cada uno de los electrodos de una cuba electrolítica con la cantidad de electricidad que ha circulado. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Señalar la importancia que tiene la electroquímica en la metalurgia y en la prevención de la corrosión metálica. 2. Tomar conciencia de las sustancias contaminantes que pueden existir en una pila. 3. Valorar la importancia que tienen para la industria y la sociedad en general los procesos electroquímicos. 4. Valorar las ventajas (económicas, seguridad, etc.) que supone la aplicación del conocimiento electroquímico sobre prevención de la corrosión de los metales.

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

4.1. Definición de oxidación y de reducción

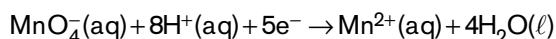
Al igual que en otros temas iniciamos el estudio del presente precisando el significado de los conceptos más relevantes. Los alumnos ya tienen ideas acerca de estos conceptos. En el ámbito cotidiano se emplea mucho más el término oxidación que el de reducción; en el contexto académico estos dos conceptos seguramente ya han sido introducidos en otros cursos precedentes de Física y Química o bien de Biología.

Conviene, por tanto, que los alumnos expliciten inicialmente sus ideas acerca de estos dos conceptos (A-1) para ir precisando su significado científico. Este objetivo se pretende alcanzar mediante la lectura “Evolución histórica de los términos oxidación y reducción”. En la misma se desarrollan cuatro definiciones (Fig. 1.2), con la ayuda de sendos ejemplos. En la explicación de estas definiciones debe resaltarse una diferencia esencial con respecto a las definiciones de ácido y de base. En las definiciones de procesos redox el nuevo concepto no engloba al anterior, sino que normalmente hace referencia a marcos conceptuales distintos, que en algunas ocasiones pueden tener elementos comunes. En la bibliografía que se proporciona al final del tema puede encontrarse una amplia discusión acerca de los casos de incompatibilidad de los modelos redox. Sólo a título de ejemplo podemos analizar brevemente el siguiente proceso:



Los profesores podemos decir con seguridad que el $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ se ha oxidado. Pero esta afirmación puede confundir a los alumnos. Éstos se pueden plantear la siguiente pregunta: *¿Por qué el/la profesor/a no ha dicho también que el ion $\text{H}^{+}(\text{aq})$ también se ha oxidado ya que ha ganado oxígeno?*

Además, los profesores podemos añadir que en la semi-reacción de reducción:



Los átomos de manganeso en el permanganato han ganado cinco electrones, reduciéndose al ion $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$. Esos cinco electrones provienen de sendos átomos hierro (II), que han experimentado el subsiguiente proceso de oxidación a hierro (III).

¿Realmente ha existido esa ganancia de electrones por parte de los átomos de manganeso en el ion permanganato? Un estudio estructural de este ion demuestra lo aventurado que supone afirmar esta ganancia.

Nuestros estudiantes aventajados pueden seguir insistiendo, señalando ahora que de alguna manera los iones $\text{H}^{+}(\text{aq})$ han ganado electrones al formar agua: *¿Se han reducido?*

Si no se quiere profundizar en la discusión de estos casos siempre se puede salir del paso contestando que ya que los átomos de hidrógeno no cambian su número de oxidación, estas especies químicas *ni se oxidan ni se reducen*. Pero nuestros alumnos pueden haber observado, entre otros aspectos, que **según el modelo que se elija** los iones H^{+} o bien se oxidan, o se reducen o ni se oxidan ni se reducen.

La siguiente figura puede ayudar a comprender la incompatibilidad de los modelos redox, según los ejemplos de la discusión precedente.

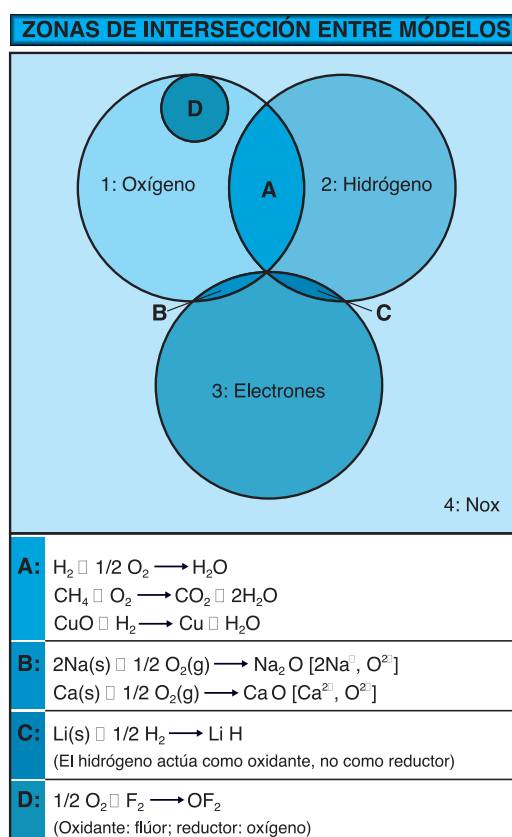


Diagrama de Venn que muestra la relación entre los cuatro modelos redox: N.º 1-oxígeno; N.º 2-hidrógeno; N.º 3-electrones; N.º 4: número de oxidación.

Definición de proceso redox en función del cambio de número de oxidación

La definición de reacción redox como el proceso en el que algún elemento aumenta su número de oxidación y al menos otro disminuye el suyo facilita el reconocimiento de estas reacciones. Como se ha indicado en la discusión precedente, esta definición engloba a las anteriores. El **ejemplo 1** trata de poner de manifiesto esta circunstancia.

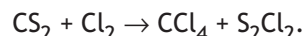
En cambio, existen algunos **inconvenientes**. Por ejemplo, el conocimiento del número de oxidación de un elemento en un compuesto no nos proporciona ninguna información de tipo físico, estructural o de enlace. La actividad **A-3** es un ejemplo de este tipo. Se pueden mencionar otros casos; el número de oxidación del CO_2 es +4, sin que ello suponga que existe una carga +4 sobre el átomo de carbono; en las especies químicas C_2H_6 y C_3H_8 cada átomo de carbono está unido mediante enlaces covalentes a otros cuatro átomos. En cambio, en cada caso se obtiene un número de oxidación para el carbono distinto, llamando la atención que en el C_3H_8 este número es fraccionario. Finalmente, sin ánimo de ser exhaustivos, podemos mencionar las ambigüedades que puede ocasionar la asignación de un número de oxidación a cada uno de los átomos de azufre en el ion tiosulfato.

El criterio de **cambio de Nox** nos sirve para distinguir los procesos redox de otras reacciones como las de ácido-base (**A-4**) y definir los conceptos de oxidante y de reductor (**A-5**).

4.2. Ajuste de ecuaciones Redox. Cálculos Estequiométricos

Los dos métodos de ajuste de ecuaciones redox, **cambio de Nox e ion-electrón**, tienen un fundamento esencialmente matemático. En ambos casos, y en general, no deben identificarse las semirreacciones que se escriben en el proceso de ajuste con el transcurso real del proceso redox. Ajustar una ecuación química por cualquiera de los dos métodos es únicamente un **proceso algebraico**.

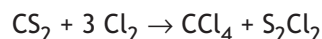
Puede quedar de manifiesto esta particularidad con un ejemplo:



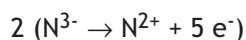
Considerando que el cloro cambia su Nox de 0 a -1, podemos ajustar esta ecuación de varias formas:

- El carbono cambia de 0 a +4 y el azufre de 0 a +1.
- El carbono cambia de -4 a +4 y el azufre de +2 a +1.
- El carbono no cambia su Nox (+4) y el azufre cambia de -2 a +1.

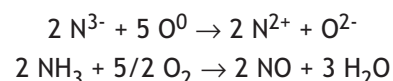
Aplicando el principio de que el **cambio total de Nox debe ser nulo** obtenemos en cualquiera de los tres casos la misma ecuación química:



Algunos autores ajustan ecuaciones redox por el método del número de oxidación haciendo participar a electrones. Por ejemplo, en la actividad **A-6** se puede escribir:



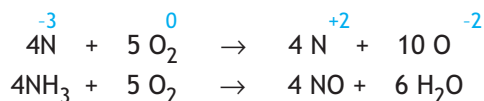
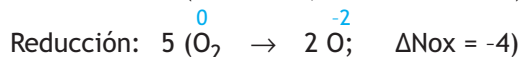
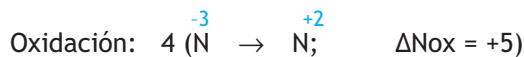
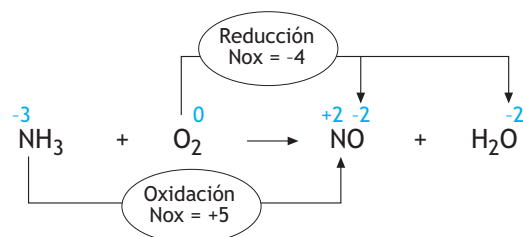
(¿Existe realmente esa transferencia?)



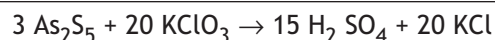
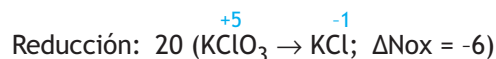
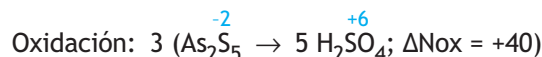
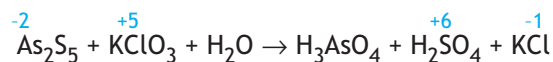
Se obtiene el mismo resultado **sin considerar "transferencias de electrones"** mediante un proceso análogo al realizado en los **ejemplos 1 y 2**, en los que el criterio aplicado es que el cambio neto en el número de oxidación debe ser nulo.

Veamos en la **A-6** los apartados a) y c):

a)



c)



Los ejemplos que se realizan para el ajuste por el método del ion-electrón poseen las siguientes características: el **ejemplo 4** supone un ajuste en el que el permanganato actúa como agente oxidante en medio ácido. Una vez asimilado este procedimiento es sencillo el ajuste para reacciones redox que se realizan en medio básico (**A-7a**). El **ejemplo 5** se ha elegido como contraste del anterior, ya que en éste el agua oxigenada actúa como agente oxidante y en el anterior como reductor. El **ejemplo 6** tiene la particularidad de que el ácido nítrico es el agente oxidante y también proporciona el medio ácido (**A-7b**).

El verdadero ejercicio químico en los procesos redox comienza una vez se tienen ajustadas las correspondientes ecuaciones químicas. Los ejemplos, actividades, experimentos y lecturas que se proporcionan a continuación intentan acercar el conocimiento químico a la vida real. Se proponen sendas actividades que implican la realización de balances estequiométricos (actividad A-8) o un balance termquímico (A-9).

El ejemplo 7 y el experimento 1 implican la realización de sendas determinaciones analíticas. La actividad A-8 hace hincapié en dos aspectos: a) la necesidad de disponer de patrones primarios para estandarizar disoluciones y b) en la forma de conocer el punto final en una reacción redox. Tanto en el ejemplo 7 como en la actividad A-8 y en el experimento 1 no es necesario el empleo de indicadores redox. El cambio de color de uno de los reactivos se aprovecha para decidir el instante en el que la sustancia a valorar ha reaccionado completamente. En el experimento 1 se puede preparar una disolución 0,01 M de permanganato de potasio y estandarizarla con oxalato de sodio. Por otro lado se pueden tomar 2 comprimidos de FEROGADUMET y disolverlos hasta obtener 0,5 L de disolución. De ésta se toman 25 mL/H⁺ y se valora con la disolución de permanganato previamente estandarizada. Se obtienen siempre resultados muy próximos a la cantidad de sulfato de hierro (II) que especifica el fabricante (525 mg de FeSO₄·7H₂O).

4.3. Realización de trabajo eléctrico: pilas electroquímicas

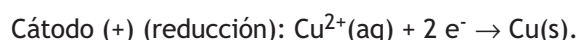
La primera parte de este apartado es un estudio esencialmente descriptivo. Se toma como ejemplo la pila Daniell. En figura 3.2 se pone de manifiesto la existencia de una diferencia de potencial entre los electrodos de cinc y de cobre. Cuando estas láminas metálicas se ponen en contacto a través de un cable metálico se produce la reacción química que supone la oxidación del cinc metálico a Zn²⁺(aq) y la reducción de los iones Cu²⁺(aq) a Cu(s) (análoga en esencia a la del experimento 1). Una primera explicación de los procesos que ocurren en ambos electrodos nos permite definir los conceptos de ánodo y de cátodo. Se debe resaltar la diferencia en cuanto al movimiento de cargas por el circuito exterior (circulación de electrones) con respecto al movimiento de iones en el interior de la pila. Ello nos permite explicar la misión del puente salino o del tabique poroso.

Un nuevo aspecto a considerar es la polaridad de los electrodos. Tanto en las pilas como en las cubas electrolíticas se designan sendas polaridades para cada electrodo, una positiva y otra negativa. Los alumnos pueden plantearse por qué el ánodo en una pila es (-) mientras que es (+) en una cuba electrolítica (Fig. 6.5). Una pregunta semejante puede realizarse para el cátodo en la pila (+) y en la cuba electrolítica (-). Conviene ya desde el principio aclarar la nomenclatura y el criterio de signos empleado. Los términos ánodo y

cátodo se definen en función de los procesos que ocurren en cada uno de los electrodos: Ánodo-Oxidación; Cátodo-Reducción. La polaridad de los electrodos no supone acumulación de cargas netas sino que tiene en cuenta el movimiento electrónico. Por el circuito exterior a la pila los electrones se mueven hacia potenciales crecientes (del electrodo negativo al electrodo positivo). En la pila los electrones salen del ánodo (electrodo negativo) al circuito exterior. Por tanto, si se conecta al electrodo negativo de una pila un electrodo electrolítico, éste tendrá la misma polaridad, aunque ahora el suministro de electrones provoque un proceso de reducción (cátodo). De igual forma, si se conecta al polo positivo de una pila (cátodo) un electrodo electrolítico, éste tendrá la misma polaridad, aunque ahora la retirada de electrones provoca en el mismo un proceso de oxidación (ánodo). Se puede añadir que la polaridad en la cuba electrolítica es consecuencia del movimiento de los iones en su interior. Los aniones se dirigen hacia potenciales crecientes del cátodo (+) al ánodo (-) y los cationes hacia potenciales decrecientes del ánodo (-) al cátodo (+).

De esta forma, puede mostrarse que todas las cargas negativas (electrones o aniones) se mueven, en cualquier caso, en el mismo sentido: los electrones por el circuito exterior de la pila y los aniones por el interior de la pila; en ambos casos del ánodo (-) de la pila al cátodo de la pila (+). Los cationes se mueven por el interior de la pila en sentido inverso.

El estudio de la pila Daniell finaliza con el análisis de la simbología que se utiliza para su representación. El alumado debe ser capaz de transferir los conceptos introducidos con la ayuda de la pila Daniell. Las actividades A-10 y A-11 pretenden ayudar a realizar este proceso. En la actividad A-10 podemos escribir:

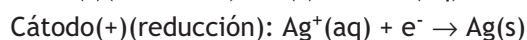


Cuando se conecten ambos electrodos a través de un conductor externo, los electrones se moverán por el exterior de la pila desde el ánodo al cátodo. En el interior de la pila los aniones se dirigirán al ánodo (-) y los cationes al cátodo (+). La representación de la pila correspondiente es la siguiente: Fe(s) | Fe²⁺(aq) || Cu²⁺(aq) | Cu(s). Esta representación se debe acompañar de la correspondiente figura en la que a la izquierda aparezca una barra metálica de hierro sumergida en una disolución que contenga iones Fe²⁺(aq); a la derecha, una barra de cobre en el interior de una disolución que contenga iones Cu²⁺(aq). Ambos electrodos pueden estar unidos por un puente salino que contenga iones inertes. También se puede dibujar un tabique poroso.

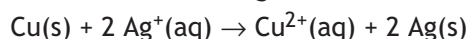
Puede sorprender a los alumnos el hecho de que las cargas positivas se dirijan al electrodo positivo y las cargas negativas al electrodo negativo (*¡Según la ley de Coulomb las cargas del mismo signo se repelen!*). Una vez más se debe insistir en el significado de la polaridad de cada uno de los electrodos.

La lectura “Un modelo explicativo para la diferencia de potencial entre los electrodos de una pila” puede servir para ayudar de forma adicional a superar esa barrera a nuestro alumnado. Esta lectura se puede complementar con actividades prácticas análogas a las que se representan en la figura 3.7 (aparecen sendos ejemplos de “pilas naturales”). Utilizando siempre los mismos electrodos (ej. cinc y cobre) se puede medir la diferencia de potencial resultante cuando se introducen en diferentes frutas (manzana, naranja, limón, etc). La diferencia de potencial que se obtiene depende esencialmente de la diferente naturaleza de los electrodos. Se puede volver a realizar el experimento cambiando el electrodo de cinc por otro de hierro y comparar la diferente lectura del voltímetro. Este aspecto vuelve a tratarse, desde una perspectiva histórica, en la lectura de la página 373: “El inicio de la electroquímica”.

En la actividad A-11 podemos escribir:



Reacción global:



4.4. Potenciales estándar. Medida de potenciales de reducción

Experimentalmente podemos medir diferencias de potencial. Con un voltímetro como el de las figuras 4.1 y 4.2 no podemos determinar potenciales absolutos. La existencia de una diferencia de potencial constante es lo que va a permitir que los electrones circulen por el circuito externo a la pila. Quizás todavía muchos alumnos sigan viendo a una pila como un almacén de electrones. Según esta visión, la pila “se gasta” cuando ya no quedan electrones en su interior (A-12). Esta contestación puede contrastarse con el texto de la lectura “¿Qué ocurre en una pila con el valor de E_{pila} a medida que el proceso redox se produce?”

Una vez establecido que para construir una pila necesitamos diseñar un sistema que proporcione una diferencia de potencial constante, vamos a establecer una forma de conocer teóricamente si un sistema dado puede utilizarse para realizar trabajo eléctrico. Para ello se va a definir una escala de potenciales de reducción tomando como referencia el denominado electrodo de hidrógeno (Fig. 4.4).

Para que los alumnos se familiaricen con las representaciones que se van a realizar se propone el experimento “Investigación de la reacción del ácido clorhídrico con algunos metales”. Puede ser conveniente solicitar a los alumnos que efectúen representaciones análogas a la realizada para el caso del cinc.

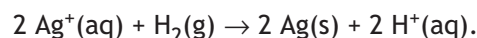
En el ejemplo 8 se proporciona un ejemplo de cómo medir potenciales de reducción relativos sin necesidad de realizar el correspondiente montaje con el electrodo de

hidrógeno. Con este procedimiento se pueden medir otros potenciales de reducción (A-13) o conocer, *a priori*, la diferencia de potencial que se establece entre los dos electrodos de una pila (A-14). De esta forma podemos construir una tabla de potenciales redox relativa al electrodo de hidrógeno (Figura 4.6).

Cada uno de los valores de la figura 4.6 se refiere a un estado de equilibrio electroquímico en el que todas las especies químicas se encuentran en sus estados estándar. El electrodo de referencia es el electrodo de hidrógeno:

$$E_{\text{red}}^{\circ} = 0 \text{ V.}$$

Veamos el significado de valores de potenciales de reducción positivos y negativos. Hagamos un montaje análogo al de la figura 3.2 en el que el electrodo de cinc se ha reemplazado por un electrodo de hidrógeno y el electrodo de cobre es un electrodo de plata: $\text{Ag(s)}|\text{Ag}^{+}(1 \text{ mol/L})$. En estas circunstancias el voltímetro registra un valor **positivo**: $E_{\text{pila}}^{\circ} = +0,79 \text{ V}$. Ello significa que si ambos electrodos se unen mediante un conductor eléctrico habrá un movimiento de electrones desde el electrodo de hidrógeno (menor potencial eléctrico) al de plata (mayor potencial eléctrico). La reacción redox que se produce es la siguiente:



El electrodo de plata es el cátodo y el electrodo de hidrógeno actúa como ánodo. Ya que

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} \text{ se cumplirá que}$$

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ}.$$

$$\text{Es decir, } E_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}}^{\circ} = +0,79 \text{ V.}$$

Si en la figura 3.2 el electrodo de cinc se sustituye por uno de hidrógeno y el electrodo de cobre por uno de cinc, al medir la diferencia de potencial con el voltímetro obtenemos un valor **negativo**:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = -0,76 \text{ V. Ya que}$$

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}, \text{ se cumplirá que}$$

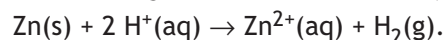
$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ}.$$

$$\text{Es decir, } E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,76 \text{ V.}$$

Ello indica la tendencia de los electrones a moverse desde el electrodo de cinc (menor potencial eléctrico) al electrodo de hidrógeno (mayor potencial eléctrico). Por tanto, al construir una pila con estos dos electrodos, el electrodo de cinc será el ánodo (oxidación) y el de hidrógeno el cátodo (reducción). En esta configuración se cumple:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = +0,76 \text{ V.}$$

Si se coloca un conductor eléctrico que una ambos electrodos se produce la siguiente reacción redox (Fig. 4.5):



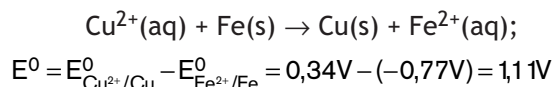
Una vez conocido el significado de los valores de los diferentes potenciales de reducción y su subsiguiente ordenación (Fig. 4.6) se pueden mencionar, para su conocimiento, algunas especies químicas que sean *oxidantes fuertes* (F_2 , H_2O_2 , MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$, etc.) y otras que sean *reductores fuertes* (Li, K, Ba, Ca, etc.).

El **ejemplo 9** completa la discusión referida al significado de la figura 4.6.

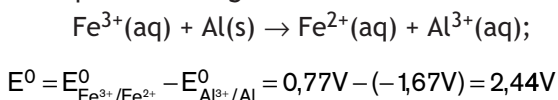
4.5. Espontaneidad de una reacción Redox

La relación entre el potencial estándar de la pila, E°_{pila} y ΔG° viene dado por la siguiente ecuación: $\Delta G^\circ = -n F E^\circ_{\text{pila}}$. En condiciones estándar podemos conocer si un proceso redox es espontáneo una vez conocido el valor de ΔG° (ya que en estas condiciones se cumple que $\Delta_r G^\circ = \Delta G^\circ$). Por tanto, para que un proceso redox sea espontáneo (en condiciones estándar) se debe cumplir que $E^\circ_{\text{pila}} > 0$, ya que entonces $\Delta G^\circ < 0$. Para condiciones no estándar se debe emplear la ecuación de Nernst.

Los **ejemplos 10 y 11** nos sirven para aplicar este criterio de espontaneidad. La actividad **A-15** pretende que los alumnos predigan las posibles reacciones redox que pueden tener lugar. Los posibles procesos redox se estudian de forma análoga a los ejemplos 10 y 11. Al agitar una disolución de $Cu^{2+}(aq)$ con una cuchara de hierro se produce la siguiente reacción:



Al agitar una disolución de $Fe^{3+}(aq)$ con una cuchara de aluminio se produce la siguiente reacción:

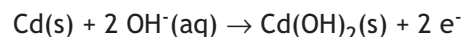


Si la cuchara es de plata ($E^0_{Ag^+/Ag} = +0,79V$) no se producirá ningún proceso redox ya que en ambos casos se obtiene un valor negativo de E° .

Este apartado finaliza con dos lecturas. La primera de ellas "**Corrosión metálica**" introduce la importancia que tiene el conocimiento y control de los aspectos relacionados con la corrosión de los metales. Se hace hincapié en la corrosión del hierro. Este proceso puede estudiarse de forma sencilla en un laboratorio escolar con la ayuda del experimento descrito en la figura 5.3. Se debe resaltar que los clavos no deben estar galvanizados. La disolución de *agar-agar* puede prepararse de la siguiente forma: disolver 2 g en 100 mL de agua. La suspensión obtenida se calienta, con agitación, hasta ebullición. En ese instante se añaden 2 mL de disolución de fenoltaleína y 5 mL de $K_3Fe(CN)_6$ 0,03 mol/L.

A continuación se ajusta hasta pH = 8 (aproximadamente), añadiendo con un cuentagotas NaOH 0,1 mol/L, hasta que la mezcla adquiera un color rosa muy pálido. El clavo de hierro se oxida preferentemente por la cabeza y por la punta. Cuando la disolución de *agar-agar* se enfría se puede observar que en estas zonas aparece una coloración azul (presencia de Fe^{2+}) y la parte central adquiere una coloración rosa (debido a la presencia de iones OH^-). El cobre, al ser un metal más noble que el hierro intensifica la corrosión. En cambio, el magnesio se oxida antes que el hierro, por lo que éste queda protegido. Al final de la lectura se explica lo que ocurre cuando se emplea cinc como ánodo de sacrificio. Si en cambio se emplea estaño (hojalata), éste no cumple el mismo papel que el cinc (el hierro posee un carácter reductor más acusado que el estaño: este metal tiene un potencial de reducción mayor que el hierro). Por tanto, el hierro se puede oxidar más fácilmente que el estaño. En consecuencia, si la capa de estaño se raya, deja al descubierto el hierro y la subsiguiente corrosión del hierro se ve favorecida por la presencia del estaño. Una explicación análoga puede realizarse para el caso de uniones de hierro con metales con poder reductor menor (ej. cobre).

La lectura "**pilas y acumuladores**" pone de manifiesto algunos de los principales procesos redox que se emplean para producir energía eléctrica. En los ejemplos que se presentan aparecen pilas de mercurio, de cadmio y acumuladores de plomo. Puede ser un buen momento para insistir una vez más acerca de los peligros potenciales que tienen estos componentes y desarrollar una actitud responsable a la hora de eliminar o desprenderse de las pilas que ya no son útiles. Frente a las pilas convencionales, los acumuladores tienen la ventaja de su mayor duración ya que una vez se han agotado se permite su posterior empleo mediante un proceso de recarga. Un ejemplo de pila recargable es la de níquel-cadmio. Las dos semirreacciones que se producen son las siguientes:



Ya que no se producen gases ni en la carga ni en la descarga, las pilas pueden sellarse. Esto las hace ideales para equipos electrónicos portátiles.

4.6. Electrólisis

La lectura "**El inicio de la electroquímica**" pretende ser un puente entre los aspectos previos estudiados (producción de energía eléctrica a partir de una reacción redox) y del proceso inverso (la realización de reacciones químicas a partir de la energía eléctrica). La polémica establecida entre galvanistas y Volta puede ayudar a consolidar el fundamento de una pila electroquímica (**A-16**). Otros aspectos que pueden comentarse están relacionados con la metodología científica y las relaciones ciencia-sociedad: el papel de las instituciones, la necesidad de la comunicación cien-

tífica, la reproducibilidad de los experimentos, el marco teórico desde el que se explica un experimento, el surgimiento de nuevas técnicas y de nuevas teorías, etc.

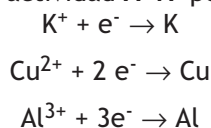
Iniciamos el estudio de la electrólisis explicando su significado y poniendo de manifiesto, mediante un ejemplo, las reacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo (Fig. 6.2).

Este estudio se ha iniciado empleando como ejemplos la electrólisis de sales fundidas. La explicación de los procesos que ocurren en disoluciones acuosas se ha pospuesto para un estudio posterior, dado que en estos casos existe una dificultad adicional al tener que considerar las posibles reacciones en las que participe el agua.

Se considera de nuevo conveniente insistir en el significado de las palabras ánodo, cátodo, electrodo positivo y electrodo negativo, de forma que ello nos ayude a explicar los fenómenos electrolíticos (Fig. 6.3 y 6.4) y nos permita establecer las correspondientes diferencias entre una pila electroquímica y una cuba electrolítica (Fig. 6.5). En ese sentido, también se debe insistir en el sentido de circulación de cargas, estableciendo además la diferencia existente entre el tipo de cargas que circulan por el circuito exterior (electrones) y por el interior de la cuba electrolítica (aniones y cationes).

En lo que respecta a los aspectos cuantitativos de la electrólisis se ha considerado conveniente no formular de forma explícita las leyes de Faraday. Recordemos que en las ecuaciones matemáticas de Faraday se empleaban conceptos como el de peso equivalente (no introducido en este curso). Además, las cantidades de sustancia que se formaban en cada uno de los electrodos Faraday las relacionaba con magnitudes que podía medir directamente como son la intensidad de corriente y el tiempo. Por nuestra parte, a la luz de nuestros conocimientos actuales, podemos interpretar las reacciones que ocurren en cada uno de los electrodos mediante la participación de electrones. Ello tiene la ventaja de que se pueden interpretar macroscópicamente estas ecuaciones para establecer relaciones directas entre cantidad de carga y de materia.

Por ejemplo, en la actividad A-17 podemos escribir:



Lo que significa que la circulación de 1 mol de electrones formará, en cada caso: 1 mol de potasio, 0,5 mol de Cu y 1/3 mol de aluminio.

En el **ejemplo 12** se resalta de nuevo el significado de estas semirreacciones, estableciéndose en cada caso (ánodo y cátodo) los correspondientes *balances electroquímicos*. Estos balances se pueden poner de manifiesto en los procesos que corresponden a las actividades A-18, A-19, A-20 con el objetivo de realizar distintas determinaciones cuantitativas. Las solución de cada una de estas actividades es la siguiente: A-18:

a) $t = 36145$ s; b) $V(Cl_2) = 9,12$ L; c) $m(Ag) = 80,83$ g.

A-29: $m(Cu) = 0,71$ g; $V(O_2) = 0,13$ L

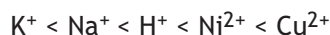
A-23: $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La importancia industrial de los procesos electrolíticos se introduce en la lectura "**Aplicaciones de la electrólisis**". Metales tan importantes para nuestra sociedad como el cobre y el aluminio se obtienen empleando técnicas electrolíticas. Se puede destacar que, como en todo proceso industrial, el abaratamiento del proceso es un aspecto esencial para su viabilidad en la producción a gran escala.

La otra lectura "**The Royal Institution**" es en realidad una breve biografía de dos importantes científicos (Davy y Faraday) que emplearon la electroquímica en sus investigaciones y que además le dieron un impulso decisivo. Sin embargo, el título de la lectura quiere establecer el énfasis en el marco institucional en el que estos dos científicos desarrollan su actividad. La profesionalización del científico es un aspecto a destacar (recordemos como contraste que Lavoisier era recaudador de impuestos) así como el nuevo interés (público) que la ciencia despertó. Los objetivos iniciales de esta institución siguen en la actualidad vigentes. La *Royal Institution of Great Britain* sigue organizando conferencias y actividades para promover el entendimiento público de la ciencia. El 1 de octubre de 1998 fue nombrada la primera mujer como directora de la Royal Institution: la catedrática de Farmacología Susan Greenfield.

Se puede profundizar en los aspectos relacionados con la electrólisis realizando el **experimento "Investigando las reacciones que ocurren en los procesos electrolíticos"**. La explicación de los diferentes procesos que ocurren en el ánodo y en el cátodo puede explicarse con la lectura posterior. En la misma se pone de manifiesto la posibilidad de que el disolvente (en este caso el agua) también participe en los procesos de cada electrodo. La actividad A-21 excede el nivel exigido para este curso, por lo que únicamente se ha propuesto como un ejercicio de aplicación de esta ampliación. A partir de la interpretación de la figura 6.10 podemos escribir las siguientes secuencias:

- Facilidad de descarga de cationes:

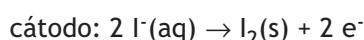
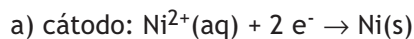


- Facilidad de descarga de aniones:



Además, debemos considerar los procesos en los que el agua participa directamente en los procesos de descarga de electrodo.

Estas consideraciones nos permiten realizar las siguientes predicciones:



- b) cátodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 ánodo: $4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^-$
- c) cátodo $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$
 ánodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
- d) cátodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 ánodo: $4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^-$
- e) cátodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 ánodo: $4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^-$

El experimento 'electrólisis del agua' permite hacer mediciones cuantitativas acerca de la composición del agua.

4.7. Solución a los ejercicios finales

- 3) Falsa.
- 5) a, c, f
- 9) a) $8 \text{Zn} + 2 \text{KNO}_3 + 10 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 8 \text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 b) $5 \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{HI} + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{I}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 13) 14,06 g.
- 14) 2250 kg.
- 15) 8 624 J.
- 16) 67,6 L.
- 17) 58,95 %.
- 18) 94,6 %.
- 19) 2,9 %.
- 21)
- a) $E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 - E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -0,12\text{V} - (-1,67) = +1,55\text{V}$
- b) $E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = -2,34\text{V} - (-0,34) = -2,68\text{V}$

- 22) a) Especies químicas que posean potenciales de reducción superiores a +0,68 V. Ej.: $\text{Ag}^+(\text{aq})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$;
 b) La forma reducida del par redox cuyo potencial de reducción sea menor que +1,77 V. Ej.: Na, Zn.
- 23) a) Especies químicas cuyo potencial de reducción sea mayor que +0,77 V. Ej.: $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}^+$ y MnO_2/H^+ ;
 b) La forma reducida de la especie química cuyo potencial de reducción sea menor que -0,44 V. Ej.: K, Al.
- 24) La obstrucción de cal se puede disolver empleando un ácido; sin embargo, los tres ácidos oxidan al hierro y al plomo. El NaOH no disuelve la cal.
- 25) Ni, Al y Sn.
- 27) $\text{Ag}^+(\text{aq})$, $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.
- 28) El cloro (Cl_2) oxida a los iones bromuro (Br^-) y a los iones yoduro (I^-), pero no a los iones fluoruro (F^-).
- 29) a) $E^\circ = 0,78 \text{ V}$.
 $\text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$.
 b) $E^\circ = 0,64 \text{ V}$.
 $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s})$.
 c) $E^\circ = 0,63 \text{ V}$.
 $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s})$
- 30) a) $E^\circ = 0,25 \text{ V}$.
 Ánodo(-): $\text{Ni}(\text{s}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$;
 cátodo(+): $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$.
 b) $E^\circ = 1,55 \text{ V}$.
 Ánodo(-): $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$;
 cátodo(+): $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$.
- 32) $\text{Zn}(\text{s}) | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) | \text{Ni}(\text{s})$.
 $E^\circ = 0,51 \text{ V}$.
- 37) 3,80 V.
- 38) 2,3 L.
- 39) Zn: 25,4 %; Cd: 74,6 %.
- 40) a) $m(\text{Cu}) = 1,58 \text{ g}$; b) Re^{4+}
- 41)

Elemento	A_r	Electrodo	Ion	Semirreacción	masa (g)/F
Cloro	35,5	ánodo	Cl^-	$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	35,5
Bromo	79,9	ánodo	Br^-	$2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	79,9
Yodo	126,9	ánodo	I^-	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$	126,9
Potasio	39,1	cátodo	K^+	$\text{K}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{K}$	39,1
Aluminio	27	cátodo	Al^{3+}	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	9
Samario	150,35	cátodo	Sm^{3+}	$\text{Sm}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Sm}$	50,12
Sodio	23	cátodo	Na^+	$\text{Na}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	23
Calcio	40	cátodo	Ca^{2+}	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	20

4.8. Autoevaluación

- 1) Reacciones de combustión de gasolinas o gases como el metano; proceso de respiración; corrosión metálica; electrólisis; baterías (ej. automóviles); fotografía; fermentación; metalurgia; oxidación de alimentos; determinaciones analíticas, etc.
- 2) Todas son falsas.
- 3) 1,09 mL.
- 4) Ánodo (-) (los e^- salen al circuito exterior): $Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2 e^-$;
cátodo (+) (los e^- entran procedentes del circuito exterior): $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$.
En el interior de la pila los cationes se dirigen al cátodo y los aniones al ánodo.

- 5) $Al(s) | Al^{3+}(aq) || Cu^{2+}(aq) | Cu(s)$.
Ánodo(-): $Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3e^-$;
cátodo(+): $Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Cu(s)$.
 $E_{pila}^\circ = +0,34 - (-1,67) = 2,01 \text{ V}$.
- 6) a) $E_{pila}^\circ = -0,57 \text{ V}$ (proceso no espontáneo);
b) $E_{pila}^\circ = +2,88 \text{ V}$ (proceso espontáneo);
c) $E_{pila}^\circ = -1,50 \text{ V}$ (proceso no espontáneo)
- 7) a) $t = 738 \text{ s}$; b) $m(Fe) = 1,14 \text{ g}$.

5. EVALUACIÓN DE LA UNIDAD

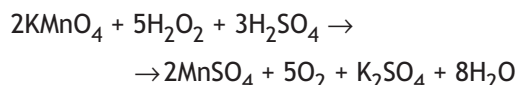
CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce el significado de los conceptos y términos fundamentales de este tema: oxidación, reducción, oxidante, reductor, número de oxidación, ánodo, cátodo, electrólisis, puente salino, tabique poroso, proceso espontáneo.
- Ante una ecuación que representa un proceso redox sabe calcular los números de oxidación de los átomos que participan en el mismo y sabe los que oxidan y los que se reducen.
- Sabe ajustar una ecuación redox.
- Realiza cálculos estequiométricos.
- Sabe dibujar las partes de una pila.
- Sabe representar una pila.
- Conoce el significado de una tabla de potenciales de reducción.
- Conoce los oxidantes fuertes más representativos.
- Conoce los reductores fuertes más representativos.
- Tiene criterio para establecer si un determinado proceso redox será o no espontáneo.
- Sabe en qué consiste un proceso electrolítico y cómo puede producirse.
- Realiza balances electroquímicos.

EJERCICIOS DE EVALUACIÓN

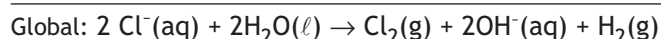
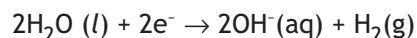
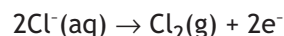
Una vez se tienen en cuenta todas las consideraciones previas referentes al proceso de evaluación de la unidad didáctica, se proponen las siguientes actividades como ejemplos de evaluación final:

- 1) El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) que tiene propiedades desinfectantes. La concentración de H_2O_2 en dichas disoluciones se puede determinar mediante una volumetría redox utilizando permanganato de potasio (KMnO_4). La reacción que se produce se puede representar mediante la siguiente ecuación:



- a) Indica qué especie química se oxida y cuál se reduce, especificando los cambios en los números de oxidación.
- b) Para analizar una disolución de H_2O_2 se toman 5,0 mL de la misma y se comprueba que se necesitan exactamente 39,3 mL de una disolución 0,50 M de KMnO_4 para hacer reaccionar cuantitativamente el peróxido. Calcula la concentración de la disolución de H_2O_2 expresándola en forma de molaridad y gramos/litro.

- 2) En las plantas industriales cloro-álcali se realiza la electrólisis de disoluciones de cloruro de sodio para obtener cloro e hidrógeno gaseosos e hidróxido de sodio. Las reacciones que se producen son:



Si obtenemos 100g de $\text{H}_2(\text{g})$ en una célula cloro-álcali:

- a) ¿Qué masa de $\text{Cl}_2(\text{g})$ se habrá obtenido en el mismo tiempo?
- b) ¿Qué cantidad de carga eléctrica habrá circulado por la célula de electrólisis?
- c) Indicar cuál de las semirreacciones corresponde al cátodo y cuál al ánodo y qué especie se oxida y cuál se reduce.
- 3) Se burbujea cloro gas, $\text{Cl}_2(\text{g})$, en una disolución que contiene iones Fe^{2+} y Fe^{3+} a la misma concentración. ¿Qué reacción se producirá, si es que se produce alguna? En caso de producirse, escribir la reacción ajustada, indicando quién se oxida, quién se reduce, qué especie actúa como oxidante y cuál como reductora.

Datos:

Proceso	E° / V
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,04
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36

- 4) Supón que dispones de dos barras metálicas, una de plomo y la otra de cinc, y dos disoluciones, una que contiene iones $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ 1mol/L y la otra iones $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ 1mol/L:
- a) Explica cómo construirías una pila con estos materiales y dibuja un esquema. Calcula la diferencia de potencial o fuerza electromotriz de la pila.
- b) Escribe las semirreacciones que se producen en cada semipila y la reacción global. Indica también qué electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo.

Datos:

Proceso	E° / V
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76

6. BIBLIOGRAFÍA

Artículos

- ALLSOP, R.T. y GEORGE, N.H. 1982. Redox in Nuffield advanced chemistry, *Education in Chemistry*, marzo, pp. 57-59.
- BARRAL, F.L.; GARCÍA-RODEJA, E. y GALLÁSTEGUI, J.R. 1992. Secondary students' interpretations of the process occurring in an electrochemical cell. *Journal of Chemical Education*, Vol. 69 (8), pp. 655-657.
- BIRSS, V.I. y TRUAX, D.R. 1990. An effective approach to teaching electrochemistry, *Journal of Chemical Education*, Vol. 67(5), pp. 403-409.
- DAVIES, A.J. 1991. A model approach to teaching redox, *Education in Chemistry*, septiembre, pp. 135-137.
- DE JONG, O. y TREAGUST, D.F. 2002. The teaching and learning of electrochemistry. En GILBERT, J.K. (Ed.) *Chemical Education: Towards Research based Practice*, pp. 317-337. Kluwer: Dordrecht.
- DE JONG, O.; ACAMPO, J. y VERDONK, A. 1995. Problems in teaching the topic of redox reactions: actions and conceptions of chemistry teachers, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 32 (10), pp. 1097-1110.
- DE MANUEL, E. 1998. Una prueba objetiva para comprobar qué modelo de generador electroquímico manejan los alumnos universitarios de la titulación de Química. En BANET, E. y DE PRO, A. (Eds) *Investigación e innovación en la enseñanza de las ciencias*. Vol. II. pp. 208-217.
- GARNET, P.J. et al. 1995. Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning, *Studies in Science Education*, Vol. 25, pp. 69-95.
- GARRITZ, A. y RINCÓN, C. 1996. Capricho valenciano (I). ¿Tiene alguna interpretación física el método de balanceo por números de oxidación? *Educación Química*, Vol. 7 (4), pp. 190-195.
- GARRITZ, A. y RINCÓN, C. 1997. Capricho valenciano (III). Valencia y números de oxidación. Corolario para docentes, *Educación Química*, Vol.8 (3), pp. 130-140.
- JAMES, F. 1991. Michael Faraday - the chemist, *Education in Chemistry*, septiembre, pp. 128-130.
- KOLB, D. The chemical equation. Part II: Oxidation-reduction reactions, *Journal of Chemical Education*, Vol. 55 (5), pp. 326-331.
- LEE, K-W. L. y FENSHAM, P.J. 1996. A general strategy for solving high school electrochemistry problems, *International Journal of Science Education*, Vol. 18 (5), pp. 543-555.
- MARTÍNEZ, A. y RODRÍGUEZ, A.L. 1993. A veces es mejor mostrar. Parte 2: Las frutas, los tubérculos y la electroquímica, *Educación Química*, Vol. 4 (1), pp. 48-49.
- OGUDE, N.A. y BRADLEY, J.D. 1994. Ionic conduction and electrochemical neutrality in operating electrochemical cells, *Journal of Chemical Education*, Vol. 71 (1), pp. 29-34.
- OGUDE, N.A. y BRADLEY, J.D. 1996. Electrode and aspects relating to cell emf, current, and cell components in operating electrochemical cells, *Journal of Chemical Education*, Vol. 73 (12), pp. 1145-1149.
- ÖZKAYA, A.R.; ÜCE, M. y SAHIN, M. 2003. Prospective teachers' conceptual understanding of electrochemistry: galvanic and electrolytic cells. *U. Chem. Ed.*, 7, 1-11.
- RINGNES, V. 1995. Oxidation-reduction learning difficulties and choice of redox models, *School Science Review*, Vol. 77, pp. 74-78.
- SANGER, M.J. y GREENBOWE, T.J. 1997. Common student misconceptions in electrochemistry: galvanic, electrolytic, and concentration cells, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol 34 (4), pp. 377-398.
- SANGER, M.J. y GREENBOWE, T.J. 1997. Student's misconceptions in electrochemistry: current flow electrolyte solutions and the salt bridge, *Journal of Chemical Education*, Vol. 74 (7), pp. 819-823.
- SISLER, H.H. y VANDERWERF, C.A. 1980. Oxidation-reduction. An example of chemical sophistry. *Journal of Chemical Education*, Vol. 57 (1), pp. 42-44.
- STROEBEL, G.G. y MYERS, S.A. 1998. Introductory electrochemistry for kids-food for thought, and human potential, *Journal of Chemical Education*, Vol. 75 (2), pp. 178-182.

Libros

- ATKINS, P.W. 1986. *Fisicoquímica*. Addison Wesley: México
- BRENON-AUDAT, F.; BUSQUET C. y MESNIL C. 1993. *Thermodynamique chimique*. Hachette: Paris.
- FREEMANTLE, M. 1991. *Chemistry in action*. McMillan: Londres.
- GARRITZ, A. y CHAMIZO, J.A. 1994. *Química*. Addison-Wesley Iberoamericana: México.
- LEVINE, I.N. 1981. *Fisicoquímica*. McGraw-Hill: Bogotá.
- MIELI, A. 1945. *Volta y el desarrollo de la electricidad*. Espasa Calpe: Buenos Aires.
- SARRAZIN, J. y VERDAGUER, M. 1989. *L'oxydoréduction*. Ellipse: Paris.
- SISLER, H.H.; VANDERWERF, C.A. y DAVIDSON, A.W. 1959. *General Chemistry. A systematic approach*. Macmillan: New York.

ELEMENTOS DE LOS BLOQUES S Y P DEL SISTEMA PERIÓDICO



Este tema se centra en el estudio de las principales propiedades de los elementos que corresponden a cada una de las familias de elementos de los bloques s y p del Sistema Periódico. En cada caso se estudia su obtención, estado natural y principales aplicaciones.

Dado que todo ello implica realizar un repaso de temas previos (estructura atómica y enlace químico, termodinámica, reacciones redox, etc.), no se ha considerado necesario el realizar el tratamiento seguido para el resto de los temas que conforman esta guía didáctica.

QUÍMICA INDUSTRIAL

12

1. PRERREQUISITOS

Antes de iniciar el estudio de este tema, el estudiante **debe conocer** la mayor parte de los contenidos del curso, especialmente los relacionados con el enlace químico

(geometría y polaridad de moléculas, fuerzas intermoleculares), el equilibrio químico (desplazamientos del equilibrio), el comportamiento ácido-base y redox, etc.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

Los relacionados con los temas básicos estudiados previamente en el curso.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<div>1. Conocer las etapas que suponen la síntesis industrial del amoníaco.</div> <div>2. Reconocer la importancia de la síntesis industrial del amoníaco por la enorme cantidad de aplicaciones que tiene y citar productos derivados y sus aplicaciones.</div> <div>3. Conocer las etapas que suponen la síntesis industrial del ácido nítrico.</div> <div>4. Conocer las propiedades químicas y aplicaciones del ácido nítrico.</div> <div>5. Conocer las etapas que suponen la síntesis industrial del ácido sulfúrico.</div> <div>6. Saber las propiedades químicas y aplicaciones del ácido sulfúrico.</div> <div>7. Saber la importancia que tiene el ozono estratosférico para la vida y conocer los agentes y mecanismos que suponen su destrucción.</div>	<div>1. Aplicar los conceptos básicos de la Química (estructura, termoquímica y equilibrio químico) a sustancias y procesos de importancia industrial.</div> <div>2. Conocer las ventajas e inconvenientes que posee la aplicación del conocimiento científico.</div> <div>3. Dar ejemplos de las interconexiones ciencia↔sociedad en un período de la historia reciente de la humanidad.</div> <div>4. Relacionar los conceptos básicos de química para establecer decisiones de importancia en un proceso industrial.</div>	<div>1. Tomar conciencia crítica de las ventajas e inconvenientes que supone la aplicación del conocimiento químico.</div> <div>2. Desarrollar una actitud responsable en el uso de sustancias químicas.</div> <div>3. Valorar la aportación de la química en la solución de problemas generados a la humanidad en diferentes momentos históricos.</div> <div>4. Valorar el papel de los científicos al servicio de su país en períodos bélicos.</div>

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

Este tema permite integrar gran parte de los principios generales y conceptos básicos de química estudiados previamente en el curso. Podemos destacar los siguientes: enlace químico (inercia química del nitrógeno), termoquímica (viabilidad industrial de procesos endoenergéticos); equilibrio químico (condiciones óptimas de síntesis del amoníaco en el proceso Haber; síntesis del ácido nítrico en el proceso Ostwald; obtención industrial del ácido sulfúrico); cinética química (elección del catalizador adecuado para hacer viable un proceso industrialmente); reacciones ácido-base (propiedades del amoníaco, del ácido nítrico y del ácido sulfúrico); procesos redox (obtención del amoníaco, del ácido nítrico y del ácido sulfúrico; propiedades del ácido nítrico y del ácido sulfúrico).

En este tema se ponen de manifiesto claramente las relaciones ciencia-técnica-sociedad, y permite acercar la química a la vida real y enmarcar los diferentes problemas químicos en su contexto histórico. Las diferentes lecturas propuestas tienen el objetivo explícito de cumplir estos fines.

La actividad industrial necesita un control medioambiental. Se tratan como ejemplos significativos la eutrofización de ríos y lagos y la destrucción del ozono estratosférico. Otras lecturas que pueden volver a tratarse son las que hacen referencia al efecto invernadero y a la lluvia ácida.

4.1. Síntesis industrial del amoníaco

La lectura inicial **"El problema del nitrógeno. La síntesis del amoníaco"** pretende sensibilizar a nuestro alumnado acerca de los siguientes aspectos:

- La existencia de una ingente variedad de productos nitrogenados, tanto naturales como artificiales.
- Estos productos nitrogenados encuentran aplicación en diversos campos, entre los que destacan: agricultura (fertilizantes), obras de ingeniería, comunicaciones y armamento (explosivos), tejidos (colorantes), medicamentos (sulfamidas).
- La imposibilidad de atender la demanda de productos nitrogenados mediante la utilización de las fuentes naturales de los mismos.
- La necesidad de obtener una sustancia, versátil químicamente y de fabricación viable desde un punto de vista económico-industrial.
- El conocimiento químico de la materia permite obtener las mismas sustancias naturales y sintetizar otras nuevas con propiedades diferentes a las naturales.
- Conocer el origen químico de la dificultad de "fijación del nitrógeno".

- Situación del contexto histórico existente a finales del siglo XIX y principios del XX que propicia la investigación para la obtención de una fuente de "nitrógeno fijo".
- Las consecuencias de la producción de amoníaco con fines bélicos.

El proceso Haber de síntesis del amoníaco

Las condiciones teóricas de la síntesis del amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno pueden establecerse con la ayuda de los conocimientos previos estudiados en el tema 5 (Equilibrio químico). La actividad **A-1** pretende precisamente que sean los alumnos los que establezcan *a priori* los valores relativos de presión y de temperatura más adecuados, desde un punto de vista termodinámico. Posteriormente, los valores de temperatura deberán ser reformulados cuando se considere el factor cinético. Otro aspecto que puede comentarse es la relación molar inicial de los gases de síntesis. Puede parecer evidente, en primera instancia, que si el gas que encarece el proceso es el hidrógeno, una forma de abaratar el proceso consistirá en añadir una gran cantidad de nitrógeno atmosférico de forma que todo el hidrógeno presente reaccione casi por completo. Las figuras 1.10 y 1.11 contradicen este planteamiento. La máxima conversión del hidrógeno se consigue para una relación molar $N_2:H_2$ inicial de 1:1 y la fracción molar máxima de amoníaco se alcanza cuando inicialmente se parte de los gases de síntesis en una relación estequiométrica (1:3).

En el proceso industrial juega un papel determinante la presencia del catalizador ya que permite aumentar considerablemente la velocidad de reacción. Si se dispone de tiempo, se recomienda utilizar simulaciones por ordenador (Castelló y Quílez, 1992; Quílez y Castelló, 1997) en las que los alumnos pueden establecer previamente de forma teórica las condiciones óptimas de síntesis y posteriormente comprobar el rendimiento de amoníaco y el tiempo necesario para obtenerlo. Ello les permite comprender, entre otros aspectos, la necesidad de llegar a una temperatura de compromiso entre los factores termodinámico y cinético y la exigencia de utilizar un catalizador que minimice al máximo la energía de activación.

En el proceso industrial se llevan a cabo toda una serie de etapas previas antes de hacer reaccionar directamente el nitrógeno y el hidrógeno (Fig. 1.9). En el diagrama que presentamos el hidrógeno se obtiene a partir de gas natural. El azufre que contiene como impureza se debe eliminar ya que es un veneno para el catalizador introducido en el reactor de síntesis. Es de destacar que esta materia prima proporciona 4 mol de H_2 por cada mol de CH_4 . Este buen rendimiento la hacen preferible frente a otros procesos como el *gas de agua* y resulta energéticamente más favo-

able que la electrólisis del agua (A-2). La evolución en cuanto a importancia industrial de los diferentes procesos de obtención de hidrógeno en la síntesis del amoníaco se esquematiza en la figura 1.12.

Una reflexión acerca de nuevas posibles vías de obtención del hidrógeno se plantea en la lectura **"La obtención del hidrógeno a partir del agua: una posible vía alternativa"**. Se pueden comentar varios aspectos de la misma. En primer lugar recordar el paralelismo existente entre este "nuevo descubrimiento" y el correspondiente al de la "fusión fría" (tema 1) por la forma inicial (atípica) de comunicar los resultados de esta investigación y las expectativas despertadas por los medios de comunicación, así como los verdaderos resultados obtenidos una vez transcurrido un tiempo prudencial. En este caso parece que todavía se debe recorrer un largo camino para estudiar si verdaderamente es viable este proceso a escala industrial, según las preguntas planteadas como consecuencia de los resultados iniciales de la investigación. Por otro lado, desde el punto de vista de la comprensión del proceso puede parecer que la simple presencia del catalizador permita la obtención del hidrógeno por descomposición del agua. El catalizador únicamente disminuye la energía de activación, pero ello no significa que cambie la energía total resultante que se debe aplicar (recordemos que el proceso es altamente endoenergético) (A-3).

La lectura **"Fritz Haber"** pone de manifiesto el contexto sociopolítico en el que Alemania inicia un decidido apoyo hacia la institucionalización de la ciencia con la creación de diversos centros de investigación en los que trabajaban científicos de gran reputación y donde también se impulsaba la formación de jóvenes químicos y físicos. Los fines más importantes de estos institutos terminan poniéndose al servicio de la guerra. Haber es quizás más conocido por el motivo de la recepción de su premio Nobel de Química (síntesis directa del amoníaco) que por su papel activo en el desarrollo de la Primera Guerra Mundial con la fabricación y empleo de los denominados "gases de guerra". Se puede contrastar esta actitud con la mantenida por otro científico contemporáneo suyo, A. Einstein (A-4). Cualquier biografía de Einstein puede ser útil para extraer textos de cartas, manifiestos, etc. que muestren su actitud hacia la guerra en las que se manifiesta como un pacifista declarado. Pero ante la emergencia de los nazis y las atrocidades que presagiaban sus actividades, el 20 de marzo de 1933, en respuesta a una llamada a hablar en favor de los objetores de conciencia belgas, expuso lo siguiente: "Lo que voy a decir puede provocar sorpresas... Imaginaos a Bélgica ocupada por la Alemania actual. Las cosas serían mucho peor que en 1914, y entonces no fueron nada buenas. Por eso tengo que decir con toda franqueza: si yo fuera belga, y dadas las actuales circunstancias, no me negaría a prestar el servicio militar; por el contrario, entraría en dicha organización con alegría y pensando que de esta manera contribuiría a salvar la civilización europea. Esto no quiere decir que renuncie al principio que siem-

pre he defendido. Espero sinceramente que llegue el momento en que la negativa a realizar el servicio militar sea de nuevo un método eficaz de servir a la causa del progreso humano". Esta actitud hacia Alemania podemos apoyarla mediante la transcripción de parte de una carta de 1933 de Einstein a Planck, escrita después de renunciar a su puesto en la Academia de Prusia. "...En todos estos años he defendido siempre el prestigio de Alemania y nunca me he dejado llevar por la indignación ante los sistemáticos ataques a que me ha sometido la prensa, sobre todo en estos últimos años en que nadie ha salido en mi defensa. Sin embargo, ahora la guerra de aniquilación contra mis hermanos judíos me obliga a recurrir a toda la influencia que pueda tener ante la opinión pública mundial". Einstein nunca perdonó a la Alemania nazi sus atrocidades contra los judíos. En 1949 cuando se le invitó a reanudar sus relaciones oficiales con el Instituto Planck, justificó su negativa con las siguientes palabras: "El crimen de Alemania es el más abominable de cuantos recuerda la historia de las naciones 'civilizadas'. La conducta de los intelectuales alemanes -en conjunto- no ha sido mejor que la del populacho. Incluso ahora, no se ve ninguna señal de que lamenten o deseen reparar, en la medida de lo posible, sus enormes crímenes. En estas circunstancias, siento una aversión incontenible a participar en algo relacionado con la vida pública de Alemania..."

4.2. Síntesis industrial del ácido nítrico

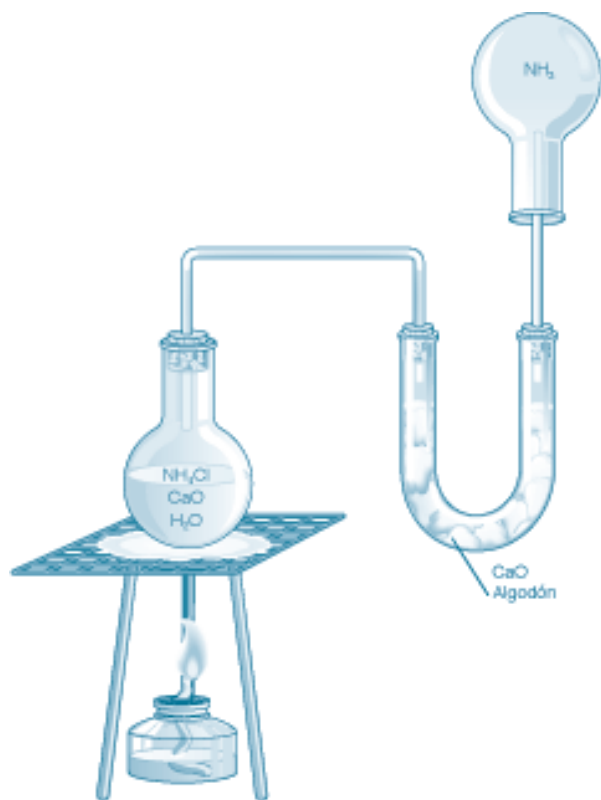
El proceso Ostwald de síntesis del ácido nítrico permite una reflexión análoga a la realizada en el caso de la obtención del amoníaco en lo que respecta a las condiciones de reacción. La presencia del catalizador Pt/Rh es esencial para llevar a cabo este proceso debido a la contraposición de los factores termodinámico y cinético. La temperatura de compromiso es de 850 °C.

4.3. Propiedades químicas del amoníaco y del ácido nítrico. Derivados

Este apartado sirve de recapitulación de los principios básicos trabajados en temas anteriores (ácido-base y redox, fundamentalmente). Nuestro alumnado debe conocer el carácter básico del amoníaco (base débil) y el carácter ácido del ácido nítrico (ácido fuerte) (A-5). Se puede ejemplificar este comportamiento escribiendo sendas reacciones con el agua y la reacción directa para producir nitrato de amonio. Estas reacciones, que ejemplifican el comportamiento de estas dos sustancias pueden ayudar a completar mediante ejemplos la figura 3.8, en la que se esquematiza la gran diversidad e importancia de los compuestos nitrogenados derivados.

El análisis de los números de oxidación del nitrógeno, tanto en el amoníaco como en el ácido nítrico permite establecer el comportamiento reductor del amoníaco y el carácter oxidante del ácido nítrico (A-6).

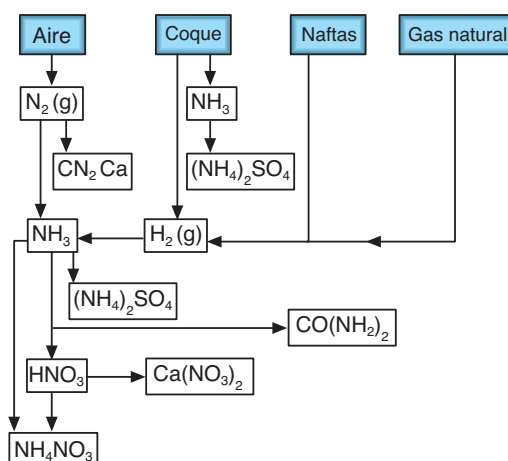
Para la realización del experimento “La fuente de Faraday” debe asegurarse que el amoníaco obtenido está exento de agua. Ello puede conseguirse haciendo pasar el amoníaco húmedo obtenido por un tubo que contenga CaO(s) , según se esquematiza en la siguiente figura:



El tubo con pico rociador (Fig.3.2) debe estar conectado a un tubo de goma que inicialmente debe estar cerrado, sin permitir el paso del agua. Una vez se permite la entrada de una pequeña cantidad de agua en el matraz, el amoníaco se disuelve en ella, lo que provoca una rápida disminución de la presión, produciéndose de esta forma un chorro espectacular que además cambia de color (el pH se vuelve básico y el tornasol vira de rojo a azul) (A-7).

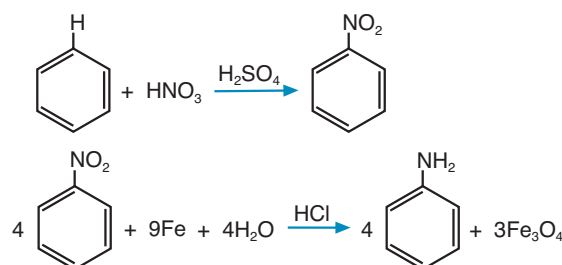
El estudio de la versatilidad química del ácido nítrico (ácido fuerte, oxidante) ya se ha iniciado en la A-6. Las reacciones que se estudian complementan esta actividad, fundamentalmente el lo que se refiere a su poder oxidante (puede recordarse la diferencia existente en este aspecto entre el ácido nítrico y el ácido clorhídrico volviendo a analizar la tabla de potenciales de reducción). Un nuevo aspecto a considerar es la reacción de esterificación con alcoholes y la reacción de sustitución aromática para producir nitroderivados. Los ejemplos de derivados que se proporcionan en el libro del alumnado se pueden complementar con alguno de los procesos que se esquematizan a continuación.

Fertilizantes

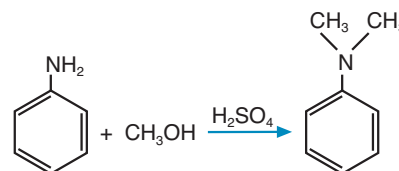


Obtención de colorantes

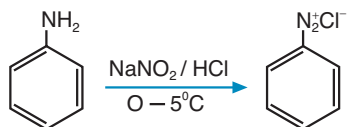
El nitrobenzeno es una importante materia prima. Se puede transformar en anilina, que sirve como sustancia intermedia en la obtención de colorantes. Industrialmente, la reducción del nitrobenzeno a anilina se realiza con hierro como agente reductor y cantidades catalíticas de ácido clorhídrico.



La N,N-dimetilamina, importante sustancia intermedia en muchos colorantes se prepara partiendo de anilina, metanol y ácido sulfúrico concentrado a 230 °C y a presión elevada:

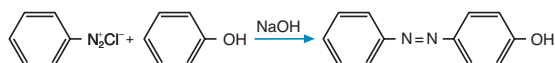


Una de las contribuciones más importantes para la síntesis de colorantes fue la reacción de diazotación, descubierta por Griess en 1858. Esta reacción consiste en la obtención de una sal de diazonio a partir de una amina aromática por reducción a baja temperatura (en frío) con el ácido nitroso:

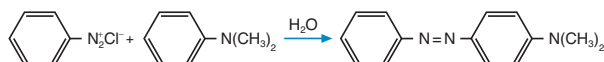


Una reacción importante del cloruro de bencenodiazonio es su capacidad para copularse con los fenoles y las aminas aromáticas para dar azocompuestos de colores brillantes:

Copulación fenólica



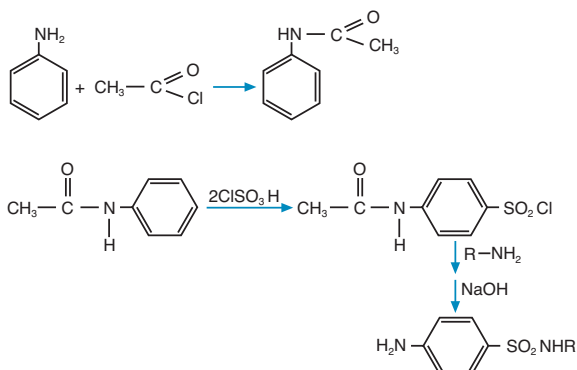
Copulación con aminas



El color se debe a la presencia de un grupo cromóforo. En el caso de los colorantes azoicos es el grupo azo ($-\text{N}=\text{N}-$), en conjugación con los anillos bencénicos el responsable del color. Los sustituyentes del anillo bencénico (auxocromos) pueden aumentar la conjugación, exaltando el color. Sustituyentes como el NaSO_3 y OH desempeñan un papel primordial fijando la molécula del colorante sobre la superficie de la fibra polar (lana, algodón, nylon, etc.) por medio de enlaces de hidrógeno.

Sulfamidas

La acetanilida, otro importante derivado de la anilina es un anestésico y un antipirético y se emplea como intermedio en la fabricación de productos farmacéuticos como las sulfamidas. En la actualidad, la mayoría de las sulfamidas se obtienen a partir del cloruro de *p*-acetamidobenceno sulfonilo, el cual se prepara mediante la reacción de la acetanilida con el ácido clorosulfónico:

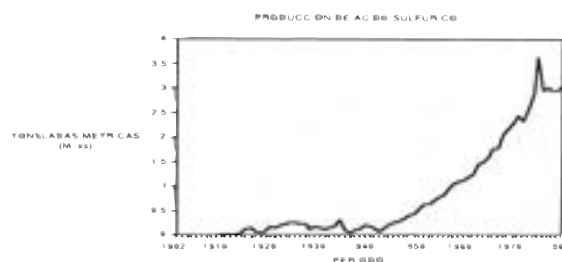


La lectura "Efecto de los compuestos nitrogenados sobre el medio ambiente" permite llamar la atención acerca del uso abusivo y sin control de fertilizantes nitrogenados y de compuestos de fósforo (A-8). Se puede continuar,

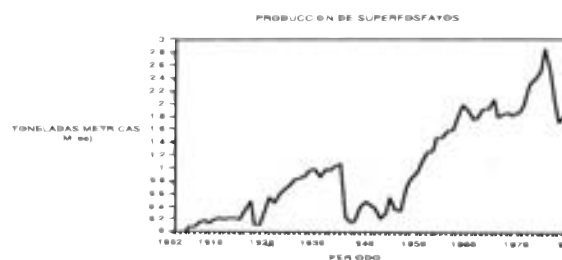
si se desea o se dispone de tiempo, con el análisis de otras fuentes de contaminación y sus posibles efectos analizando noticias de prensa. A este respecto como ejemplos relativamente recientes se pueden elegir los efectos causados por el desastre de la balsa de Aznalcollar o la polémica existente en el río Segura acerca de la contaminación por cadmio y otros metales pesados.

4.4. Obtención industrial del ácido sulfúrico

El análisis de esta síntesis es una nueva ocasión para discutir la necesidad de tener en cuenta los factores termodinámico y cinético (control de la temperatura y empleo de catalizadores). También puede ser interesante analizar las ventajas que supone el empleo como materia prima de azufre puro frente a sulfuros como la piritita de hierro. Otro aspecto interesante a resaltar es el factor económico frente al estrictamente químico ya que en el diseño de la planta industrial se aconseja no trabajar a presiones elevadas para oxidar el SO_2 , a pesar de que desde el punto de vista termodinámico esta reacción se favorece si se realiza a una presión elevada. La figura 4.2 se puede completar con otras como las siguientes:



Producción de ácido sulfúrico en España 1902-1980



Producción de superfosfatos en España 1902-1980

4.5. Propiedades del ácido sulfúrico. Derivados

La importancia del ácido sulfúrico se debe a su versatilidad química y a la subsiguiente diversidad de aplicaciones y de productos derivados. En la actividad A-10 se pide al alumnado que escriba sendas reacciones con diferentes bases. Puede recordarse que la reacción con el nitrato de sodio para producir ácido nítrico se empleó inicialmente como método de obtención del ácido nítrico.

La actividad **A-11** permite recordar el concepto de lluvia ácida, sus fuentes y los efectos que provoca sobre los materiales, la vegetación y los animales.

El tema finaliza con dos lecturas. La primera de ellas "**El Instituto de Tecnología Química (ITQ)**" nos da a conocer la existencia de un centro español de primera magnitud mundial en el que se conjugan la investigación básica (ej. diseño y comportamiento químico de nuevos catalizadores) con la investigación aplicada (en el que se dan solución a diferentes problemas concretos que surgen en el terreno de la industria química). En la segunda de las lecturas se realiza

un breve estudio histórico de l'Institut Químic de Sarrià (IQS), resaltando la importancia que ha tenido esta institución, desde su inicio, en la formación químicos y su influencia en el desarrollo de la industria química catalana. Una reflexión que puede plantearse al finalizar estas dos lecturas supone la ausencia tradicional y generalizada de las empresas españolas en inversión en I+D. Subsanan esta deficiencia podría suponer, entre otros aspectos, la contratación de personal investigador muy cualificado, que en la actualidad no encuentra ofertas de trabajo en nuestro país.

5. BIBLIOGRAFÍA

Libros

- BARROW, G. 1992. *Química General*. Reverté-Barcelona.
- BENSUAUDE-VICENT, B. STENGERS, I. 1997. *Historia de la Química*. Addison-Wesley: Salamanca.
- BERNARD, M. 1990. *Cours de Chimie Minérale*. Dunod: Paris.
- CASTELLÓ, M. y QUÍLEZ, J. 1992. *La construcción de la Química con la ayuda del ordenador*. Consejería de Educación: Valencia.
- JAMES, M. y STOKES, R. 1992. *Chemical Connections*. Jacaranda Press: Milton.
- LLOPIS, R. y QUÍLEZ, J. 1985. *El amoniaco: un modelo para la enseñanza de la química descriptiva*. UPV: Valencia.
- PIMENTEL, G.C. 1994. *Oportunidades de la Química. Presente y futuro*. McGraw-Hill: México.
- PUIG, N. y LÓPEZ, S.M. 1992. *Ciencia e Industria en España. El Instituto Químico de Sarrià. 1916-1992*. IQS: Barcelona.
- RÍUS, A. 1923. *Cianamida cálcica*. Calpe: Madrid.
- SANCHEZ RON, J. M. 1992. *El poder de la ciencia*. Alianza: Madrid.
- SÁNCHEZ RON, J.M. 2000. *El siglo de la Ciencia*. Taurus: Madrid.
- TEGEDER, F. y MAYER, L. 1980. *Métodos de la industria química inorgánica*. Reverté: Barcelona.

Artículos

- ANDREW, S.P.S. 1978. The fixation of nitrogen, *Education in Chemistry*, Vol. 15(4), pp. 114-116.
- ARENA, B.J. 1986. Ammonia: confronting a primal trend, *Journal of Chemical Education*, Vol. 63 (12), pp. 1040-1044.
- BEN-ZVI, R. y SILBERSTEIN, J. 1981. The "chemical fountain", *Journal of Chemical Education*, Vol. 58 (1), pp. 68-69.
- BERNA, A., ROSELLÓ, C. y MULET, A. 1987. Simulación de la síntesis del amoniaco utilizando el programa general prosim, *Ingeniería Química*, 212, pp. 557-562.
- BLAND, W.J. 1984. Sulfuric acid. Modern manufacture and uses. *Education in Chemistry*, Vol. 21 (1), pp. 7-10.

- DOMMERGUES, Y.; DREYFUS, B.; DIEM, H.G. y DUHOUX, E. 1985. Fijación del nitrógeno y agricultura tropical, *Mundo Científico*, Vol. 5 (45), pp. 276-285.
- GONZÁLEZ, J. 1946. *Importancia social de la industria química*. Discurso inaugural. Universidad de Santiago de Compostela.
- HARRIS, B.H. 1988. The Haber process at advanced level, *School Science Review*, Vol. 69, pp. 524-527.
- HELFFERICH, F.G. 1985. Le Chatelier - right or wrong? Optimizing chemical reaction equilibria, *Journal of Chemical Education*, Vol. 62 (4), pp. 305-308.
- MARTIN, J.A. y BAUDOT, PH. 1977. The synthesis of nitric acid from ammonia, *Education in Chemistry*, Vol. 14 (3), pp. 79 y 83.
- MAZAUD, J.P. 1985. Ammoniac et acide nitrique, *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 674, 1023-1044.
- PAHLER, M. 1989. L'industrie des engrais, *Bulletin de l'Union des Physiciens*, N.º 714, pp. 719-729.
- PERUTZ, M.F. 1997. El gabinete de doctor Fritz Haber, *Mundo Científico*, N.º 180, pp. 564-570.
- QUÍLEZ, J. y CASTELLÓ, M. 1996. La enseñanza del equilibrio químico con la ayuda de la computadora, *Educación Química*, Vol. 7 (1), pp. 50-54.
- QUÍLEZ, J. y LLOPIS, R. 1990. Importancia de la química descriptiva en la enseñanza de la Química. Propuesta de un modelo para su aprendizaje, *Enseñanza de las Ciencias*. Vol. 8 (3), pp. 282-286.
- SENOZAN, N.M. y NASSER-MOADELL, S. 1984. Organic nitrates and nitrites as heart drugs, *Journal of Chemical Education*, Vol. 61 (8), pp. 674-677.
- SEYMOUR, R.B. 1987. Chemicals in everyday life, *Journal of Chemical Education*, Vol. 64 (1), pp. 63-68.

Vídeos

La síntesis del amoniaco. Open University (25 minutos)

Se analiza la catálisis química en el proceso industrial de obtención del amoniaco.

Ácido sulfúrico. Superfosfatos. El cemento. San Pablo Vídeo (23 minutos).

De este vídeo nos interesa sobre todo el proceso de obtención del ácido sulfúrico. Se puede utilizar la producción de superfosfatos y de cemento como ejemplos de otros procesos industriales.

QUÍMICA ORGÁNICA (I): INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

13

QUÍMICA ORGÁNICA (II): COMPUESTOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS

14

1. PRERREQUISITOS

Antes de estudiar estos temas, el estudiante debe ser capaz de:

- 1) Describir el efecto del enlace de hidrógeno sobre las propiedades físicas de los compuestos orgánicos.
- 2) Conocer las diferencias existentes en cuanto a sus propiedades físicas entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos.
- 3) Explicar por qué la masa de una molécula y su geometría determinan sus temperaturas de fusión y de ebullición.
- 4) Identificar compuestos en los que exista el enlace de hidrógeno intermolecular.
- 5) Asignar la geometría a una molécula usando el modelo VSEPR.
- 6) Diferenciar el enlace covalente apolar del enlace covalente polar.
- 7) Utilizar los conceptos de ácido y base según la teoría de Brönsted-Lowry.
- 8) Identificar los pares ácido/base conjugados en una reacción de transferencia de protones.
- 9) Conocer el significado los valores de K_a , K_b , pK_a y pK_b .
- 10) Identificar procesos redox.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Algunas de las dificultades de aprendizaje en química orgánica están relacionadas con las diferentes representaciones (fórmulas estructurales desarrolladas o semidesarrolladas, fórmulas moleculares, diferentes representaciones tridimensionales, etc.) que suelen emplearse para los compuestos orgánicos.
- 2) La complejidad con la que los alumnos perciben las estructuras orgánicas genera problemas a la hora de entender y

aplicar los conceptos relacionados con la isomería y también dificulta la identificación de los grupos funcionales existentes en una estructura determinada, lo cual se explica por algunos autores por la imposibilidad de trabajar con múltiples elementos en la memoria a corto plazo. Esta dificultad propicia otras relacionadas con el incorrecto entendimiento de la diferente reactividad de cada una de las funciones orgánicas.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Conocer el carácter singular del carbono en cuanto a su comportamiento químico. 2. Explicar el gran número y variedad de sustancias orgánicas. 3. Conocer las aplicaciones más importantes de los compuestos orgánicos más característicos. 4. Conocer los grupos funcionales más importantes correspondientes a los distintos compuestos orgánicos: -X (halogenuro de alquilo), -OH (alcohol), -CO- (cetona), -COH (aldehído), -CO₂H (ácido), -O- (éter) -CO₂R (éster), -NHR (amina), -CONHR (amida), -CN (nitrilo). 5. Conocer las principales reacciones orgánicas que permiten interconvertir unos compuestos orgánicos en otros (ej. oxidación-reducción: alcohol ´ aldehído/cetona ´ ácido; reacciones de saponificación ´ esterificación). 6. Describir las diferentes propiedades físicas y químicas de los hidrocarburos. 7. Diferenciar el comportamiento químico de los alcanos del correspondiente de alquenos y alquinos. 8. Señalar las diferentes fuentes de hidrocarburos y su empleo más generalizado. 9. Indicar los métodos existentes para atender la demanda de hidrocarburos. 10. Citar ejemplos de polímeros orgánicos e inorgánicos junto a sus aplicaciones más importantes. 11. Conocer las características más significativas de los diferentes polímeros y sus aplicaciones. 12. Distinguir los polímeros de adición de los de condensación 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Usar el concepto de isomería para distinguir compuestos con una misma fórmula molecular. 2. Formular y nombrar compuestos orgánicos (cadenas y ciclos sencillos) en el que exista presente un grupo funcional o dos (ej. aldehído y alcohol o ácido y alcohol). 3. Respetar las normas de seguridad en el manejo de los compuestos orgánicos. 4. Usar técnicas de reconocimiento de sustancias o grupos funcionales por medio de algunas reacciones características o de propiedades muy especiales. 5. Justificar mediante fórmulas desarrolladas la existencia de isómeros para una misma fórmula molecular. 6. Formular reacciones de polimerización de adición y de condensación. 7. Diseñar rutas de síntesis. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Valorar la importancia de los hidrocarburos como fuentes de energía. 2. Valorar la importancia del desarrollo industrial de las sustancias orgánicas (ej. síntesis de medicamentos). 3. Comprender la importancia de la geometría espacial en las propiedades de las sustancias orgánicas. 4. Tomar conciencia del llamado efecto invernadero y de sus posibles consecuencias en un futuro próximo. 5. Tomar conciencia de los hidrocarburos (petróleo y derivados) como agentes contaminantes. 6. Reconocer la importancia que tienen los hidrocarburos como materias primas en la obtención de sustancias que sirven para atender necesidades básicas (alimentación, salud, ropa, transporte, comunicación, etc.). 7. Valorar las ventajas e inconvenientes de los posibles sustitutos alternativos de los hidrocarburos. 8. Tomar conciencia del peligro de los vertidos industriales incontrolados y la necesidad de regular la emisión de sustancias que pueden ser dañinas para el entorno y los seres vivos. 9. Valorar el papel de los polímeros orgánicos en los países desarrollados, tanto desde el punto de vista industrial como desde el social y el medioambiental

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

TEMA 13: QUÍMICA ORGÁNICA (I). INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO. HIDROCARBUROS

El objetivo inmediato de este tema (y de los dos siguientes) es comprender la razón de la abundancia de tantos compuestos de carbono y de su importancia para nuestra sociedad. Por ello, el tema 13 se inicia con dos lecturas que tratan de responder, en primera instancia, a estos dos objetivos. Una vez se ha aclarado por qué la química orgánica es la química del carbono, se plantea la pregunta de qué hace singular al carbono con respecto al resto de los elementos químicos. La introducción del concepto de grupo funcional y de familia nos llevará a establecer una sistematización de propiedades y de estructuras de estos compuestos que va a permitirnos explicar y predecir sus específicos comportamientos fisicoquímicos. La actividad A-1 pretende que los alumnos sepan identificar las agrupaciones de átomos que suponen la existencia de un determinado grupo funcional en distintas moléculas. A veces, les resulta difícil transferir el conocimiento derivado de la figura 3.4 a distintos casos concretos, como los representados en esta actividad. Posteriormente abordaremos el concepto de isomería, cuyo conocimiento permite comprender la existencia de sustancias diferentes que poseen una misma fórmula molecular. Veamos cada una de las actividades propuestas. En el apartado a) de la A-2, cada una de las representaciones corresponden a una misma sustancia: 1,2-dicloroetano; en el apartado b) sólo existen dos isómeros: la 2-pentanona (la 4-pentanona es una formulación incorrecta) y la 3-pentanona: Un error análogo de nomenclatura ocurre en el apartado c) ya que el 3-buteno es una formulación incorrecta del 1-buteno. La actividad A-3 pretende comprobar que no se cometen ya los mismos errores que en la A-2. Con fórmula C_5H_{10} se deben formular los correspondientes alquenos (lineales y ramificados, así como los correspondientes cíclicos); con la fórmula $C_4H_{10}O$ se deben representar los correspondientes alcoholes (variando la posición del grupo -OH y estableciendo las ramificaciones pertinentes de la cadena principal; también se representarán los correspondientes éteres. Finalmente, con respecto a la fórmula $C_3H_6O_2$ se pueden representar el ácido propanoico y el etanoato de metilo. En la actividad A-4, presentan isomería *cis-trans* el 1,2-dicloroetano y el 3-hexeno. En la A-5, las moléculas que corresponden a los apartados a) (C-OH); b) (C-OH) y f) (C-NH₂) poseen sendos átomos de carbono en los que los cuatro sustituyentes son distintos. Para cada molécula existen dos isómeros ópticos. Para comprobar que, en primera instancia, se ha comprendido la clasificación realizada en cuanto a los tipos de reacciones químicas en química orgánica, se puede realizar el ejercicio nº 7 de la página 480 y el nº 3 de la autoevaluación (página 483).

Con el apartado 6. **Hidrocarburos**, iniciamos el estudio descriptivo (fuentes naturales, obtención, reactividad, propiedades físicas, aplicaciones, etc.) de cada una de las funciones orgánicas esquematizadas en la página 449 (Fig. 3.4). Además, en cada uno de los casos siempre se propondrán ejercicios de formulación y de nomenclatura para recordar lo estudiado en cursos anteriores.

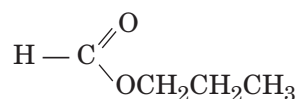
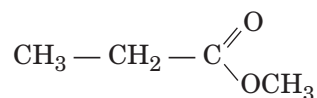
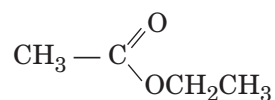
En el primero de los tres temas dedicados al estudio de la Química Orgánica justificaremos la existencia de tantos compuestos y realizaremos un estudio tradicional y sistemático de las principales funciones orgánicas con algunas de sus aplicaciones y citaremos varias sustancias de interés que integran en su composición y estructura estas funciones; en el tema 15 trataremos los principales compuestos naturales. Las reacciones de adición al doble enlace se trabajan en la actividad A-11. Los productos de reacción son los siguientes: a) ciclohexano; b) 2,3-diclorohexano; c) 2-bromo-2-metilbutano; d) 3-metil-3-pentanol; f) 1-bromo-1-metilciclohexano. Para estudiar la ruptura oxidativa de alquenos se propone la actividad A-12, que sirve de complemento al ejemplo 1. Con la ayuda de los datos del se obtiene que su fórmula empírica es CH_2 y su fórmula molecular es C_6H_{12} . El alqueno que se oxida con permanganato dando los dos productos de reacción citados es el 3-metil-2-penteno. En la A-13 se proponen sendos ejercicios que implican reacciones de obtención de alquenos. Los productos de reacción que se obtienen, en cada caso, son los siguientes: a) ciclohexeno; b) ciclohexeno; c) 3,3-dimetil-1-buteno; d) 3,3-dimetil-1-penteno, e) 1-penteno + 2-penteno; f) 1-penteno + 2-penteno.

La A-16, propone ejercicios de reactividad y de obtención de alquinos: a) 2,2,3,3-tetrabromopentano; b) 2,2-diclorobutano; c) 2-pentanona; d) pentano; e) 1-butino; f) 1-butino:

En el apartado 7. **Haloalcanos**, se esquematizan las principales propiedades físicas y químicas de los haloalcanos, así como sus métodos de obtención. En la A-19, partiendo del eteno, se puede obtener etilamina obteniendo como producto intermedio el correspondiente haloalcano (por ejemplo por tratamiento con HBr). Esta sustancia intermedia se hace reaccionar posteriormente con amoniaco. En la A-20, empezando por el producto de reacción con amoniaco y en el sentido de movimiento de las agujas del reloj, los productos de reacción son:, respectivamente: propilamina; etanoato de propilo; metilpropilamina; butanonitrilo; 1-propanol; 1-propeno.

Tema 13. Solución a los ejercicios finales

3)



4) a) Sí; b) Sí; c) No.

6) Incorrecta.

7) a-2; b-3; c-5; d-1; e-4.

8) c.

9) a) sp^3 ; b) sp^2 ; c) sp ; d) sp^2 .

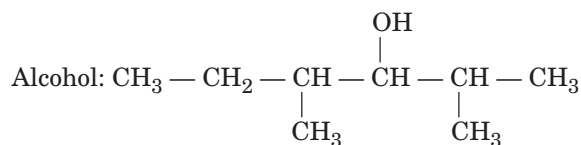
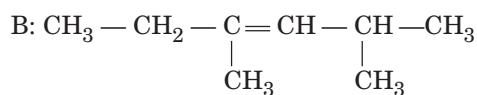
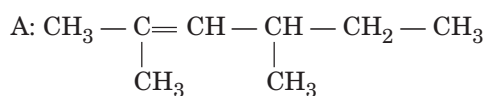
11) a) 2-cloro-2-metilbutano

b) 2-metil-2-butanol

Adiciones Marcovnikov.

12) Propino.

13)

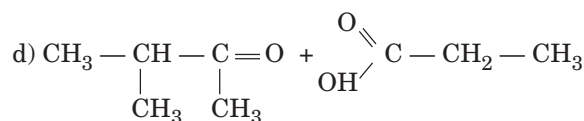
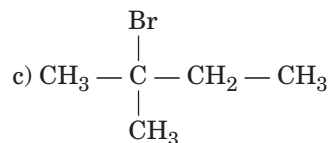
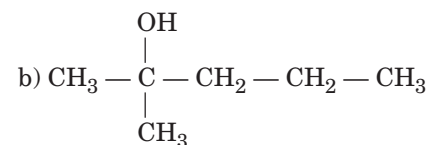
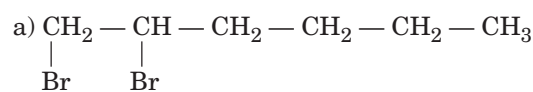


15) a) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$.

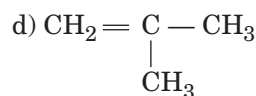
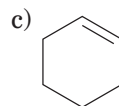
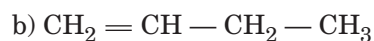
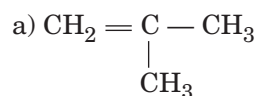
b) $\text{F}_2\text{C} = \text{CH}_2$.

17) Reacción con el 'agua de bromo' o con permanganato de potasio.

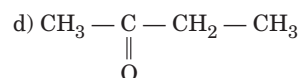
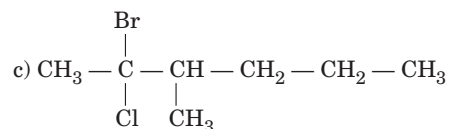
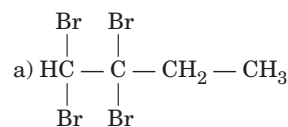
19)



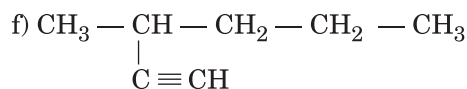
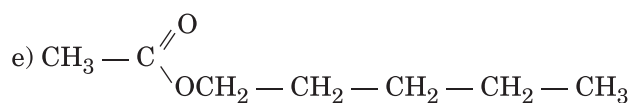
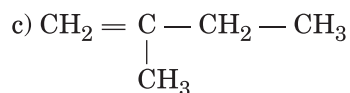
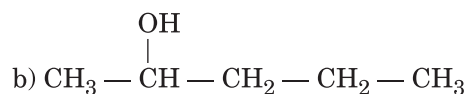
20)



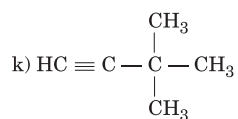
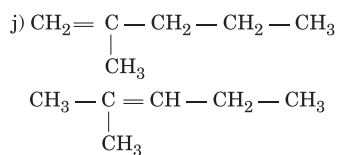
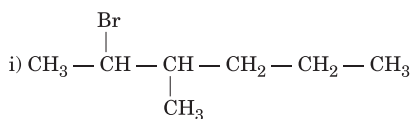
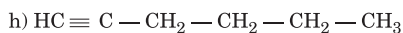
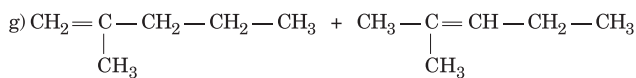
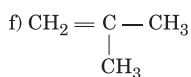
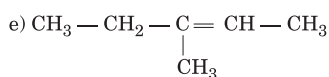
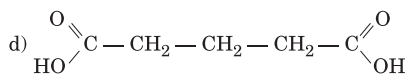
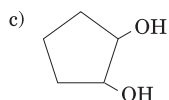
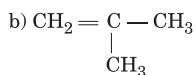
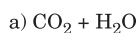
21)



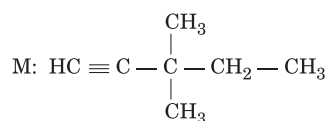
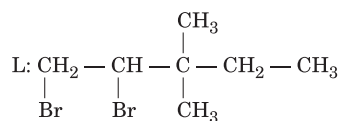
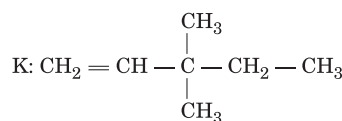
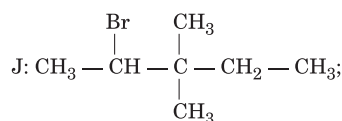
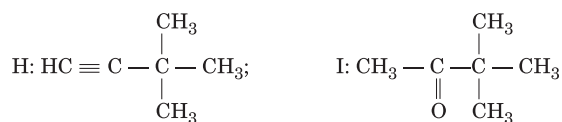
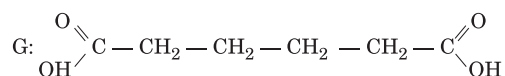
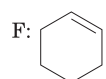
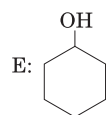
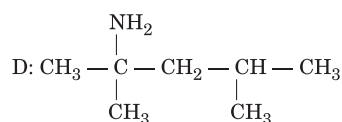
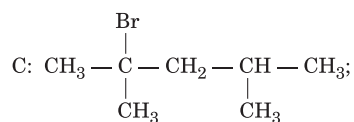
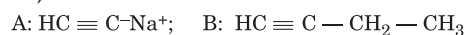
22)



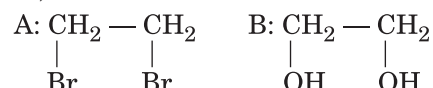
23)



24)



26)



Tema 13. Autoevaluación

- 3) a) adición; b) sustitución; c) hidrólisis; d) condensación; e) eliminación.
- 4) a) ópticos;
d) cis-trans.
- 5) a) cadena; b) posición; c) posición; d) posición; e) grupo funcional; f) grupo funcional.
- 6) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH} = \text{CH}_2$
- 7) a) NaOH(aq) ; b) KCN ; c) NH_3 .
- 8) a) 1: NaOH (Etanol); 2: Br_2 .
b) 1: NaOH (Etanol); 2: $\text{KMnO}_4(\text{aq})$, $\text{pH} > 7$.
- 9) a) $\text{H}_2\text{O} / \text{H}^+$; b) HCl ; c) 1: HCl ; 2: NH_3
d) Br_2 ; e) 1: HCl ; 2: $\text{CH}_3 - \text{CO}_2^- \text{Ag}^+$
f) 1: HCl ; 2: $\text{HC} \equiv \text{C}^- \text{Na}^+$
g) 1: Br_2 ; 2: $\text{NH}_2^- \text{Na}^+$
h) 1: HCl ; 2: $\text{CN}^- \text{Na}^+$
i) 1: Br_2 ; 2: $\text{NH}_2^- \text{Na}^+$; 3: $\text{H}_2\text{O} / \text{H}^+ / \text{Hg}^{2+}$
j) 1: HCl ; 2: $\text{HC} \equiv \text{C}^- \text{Na}^+$; 3: $\text{H}_2\text{O} / \text{H}^+ / \text{Hg}^{2+}$

TEMA 14. QUÍMICA ORGÁNICA (II): COMPUESTOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS

Este tema posee la misma estructura que la iniciada el tema anterior con el estudio de los hidrocarburos y los haloalcanos. El comportamiento químico de los alcoholes y algunos métodos de obtención pueden ejercitarse mediante la **A-3**: a) el ciclohexanol se deshidrata para formar ciclohexeno (A) y éste, a su vez, se oxida para formar el ácido hexanodioico (B); b) 1-bromobutano; c) ácido pentanoico; d) 3-metil-2-butanona; e) etóxido de sodio; f) fenóxido de sodio; g) 3-etil-2-penteno (C) y 3-etilpentano; h) No hay oxidación (alcohol terciario); i) se obtiene el correspondiente dinitrato (éster análogo a la nitroglicerina); j) oxidación suave: metanal (E); oxidación a fondo: ácido fórmico (F).

La obtención de éteres mediante la reacción de Williamson es el objetivo de la actividad **A-4**. El etilbutiléter se puede obtener tratando yodoetano con butóxido de sodio o bien 1-yodobutano con etóxido de sodio.

La obtención y reactividad de aldehídos y de cetonas se puede ejercitar con la ayuda de las actividades **A-6** y **A-7**. En la **A-6**, el 2-pentanol puede obtenerse a partir de 1-pentino con H_2/Pd , con lo cual se obtiene el 1-pentino, que posteriormente se trata con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$. Otro camino alternativo implica hacer reaccionar el 1-pentino con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+\text{Hg}^{2+}$, con lo que se obtiene 2-pentanona, que posteriormente se puede reducir a 2-pentanol con LiAlH_4 . Las sustancias que corresponden a cada una de las letras que se indican en la **A-7** son las siguientes: A: butanona; B: 2-butanol. C: propanal; D: ion propanoato; E: acetona; F: 1-butanol; G: ácido butanoico; H: 2-pentanona; I: 2-pentanol; J: 1-hexanol; K: hexanal; L: ácido hexanoico; M: etanol; N: etóxido de sodio; P: 1-butanol; Q: ácido butanoico; R: 1-propanol; S: propanal; T: ion propanoato; U: 1-pentanol; V: 1-bromopentano; X: 2-pentanol; Y: 2-pentanona; Z: ácido 3-metilhexanodioico.

La actividad **A-9** es semejante al ejemplo 5. a) el 1-bromopentano puede tratarse con $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$, obteniéndose 1-pentanol, que posteriormente se puede oxidar con KMnO_4/H^+ . b) oxidación del pentanal; c) con $\text{KMnO}_4/\text{H}^+/\Delta$ se puede realizar una ruptura oxidativa de la cadena. La **A-10** implica conocer el comportamiento químico de los ácidos carboxílicos: a) butanoato de sodio; b) propanamida; c) etanol; d) pentanoato de propilo.

En las actividades **A-11** y **A-12** suponen reacciones de obtención de ésteres. **A-11**. a) acetato de propilo; butanoato de metilo; formiato de etilo; d) propanoato de butilo. **A-12**: la oxidación del etanol permite obtener ácido acético; posteriormente, esta sustancia se hace reaccionar con 1-propanol, obteniéndose etanoato de propilo; análogamente, el 1-propanol, se oxida a ácido propanoico, que mediante una reacción de esterificación con el etanol, permite obtener el propanoato de etilo. En la **A-13**, la saponificación del acetato de propilo proporciona ion acetato y 1-propanol; análogamente, en la saponificación del butanoato de etilo se obtiene ion butanoato y etanol. Finalmente, en la **A-14**, obtención del Dracón se realiza partiendo de etilenglicol y del ácido tereftálico.

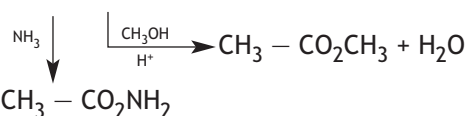
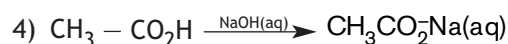
En las actividades **A-16**, **A-17** y **A-18**, se proponen ecuaciones en las que participan compuestos nitrogenados. En la **A-16**: A: pentanonitrilo; B: pentilamina; C: 1-bromopropano; D: butanonitrilo; E: ácido butanoico; F: N-metilbutanamida; G: propilamina; H: N-propilacetamida; I: propilamina; J: N-propilacetamida. **A-17**: por un lado, el 1-propamol se puede oxidar a ácido propanoico; por otra parte, el 1-propanol, tratado con HBr proporciona el 1-bromopropano, que tratado con amoníaco produce propilamina: Finalmente, el ácido propanoico y la propilamina mediante una reacción de condensación forman N-propilpropanamida. **A-18**: a) con cianuro de sodio se obtiene butanonitrilo, que se reduce a butilamina con H_2/Ni ; b) el butanonitrilo del apartado anterior se trata con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$; c) el 1-bromo propano se trata con amoníaco para obtener

propilamina. Esta sustancia reacciona con el ácido butanoico para obtener la amida correspondiente.

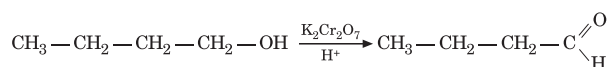
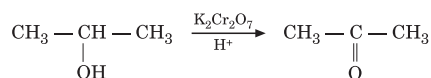
Como ejercicios de recapitulación se proponen las actividades A-19, A-20 y A-21. **A-19:** a) el etileno se trata con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$, para obtener etanol; el etanol se oxida a ácido acético; el etanol y el ácido acético, mediante una reacción de esterificación forman acetato de etilo; b) el eteno se trata con HBr , para dar bromoetano, que posteriormente reacciona con cianuro de sodio para formar propanonitrilo. Finalmente esta sustancia se trata con H_2/Ni para dar propilamina; c) el propanonitrilo obtenido en el apartado anterior se trata con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$, para obtener ácido propanoico, que posteriormente se hace reaccionar con amoníaco; d) el bromoetano obtenido en el apartado b) se hace reaccionar con amoníaco para obtener etilamina. Esta sustancia se hace reaccionar con el ácido acético obtenido en el apartado a) para producir N-etilatanamida. **A-20:** a) con $\text{KMnO}_4/\text{H}^+/\Delta$ se puede realizar una ruptura oxidativa de la cadena; b) los ácidos obtenidos en el apartado anterior se reducen con LiAlH_4 ; el ácido butanoico obtenido en el apartado a) y el etanol obtenido en el apartado b) reaccionan para formar el correspondiente éster.; d) el ácido butanoico se hace reaccionar con amoníaco; e) el tratamiento de 2-hexeno con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$ permite obtener una mezcla de dos alcoholes: 2-hexanol y 3-hexanol, cuya oxidación permite obtener, respectivamente, 2-hexanona y 3-hexanona. **A-20:** A: propilamina; B: N-propiletanamida; O: etilpropilamina; P: ácido acético; Q: cloruro de propilamonio; C: 1-propanol; D: propanal; E: ionpropanoato; F: ácido propanoico; G: propanoato de sodio; M: acetato de propilo, que por saponificación proporciona acetato de sodio y 1-propanol; K: butanonitrilo; L: butilamina; N: ácido butanoico; H: propeno, que se oxida formando ácido acético + CO_2 + H_2O ; I: 2-propanol; J: acetona.

Tema 14. Solución a los ejercicios finales

- 1) a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq})/\text{H}^+(\text{aq})$ o bien $\text{KMnO}_4(\text{aq})/\text{H}^+(\text{aq})$
- b) I) ciclohexanol $\xrightarrow{[\text{Ox}]}$ ciclohexanona $\xrightarrow{\text{KMnO}_4(\text{aq})/\text{H}^+(\text{aq})/\Delta}$
 II) ciclohexanol $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4/\Delta}$ ciclohexeno $\xrightarrow{\text{KMnO}_4(\text{aq})/\text{H}^+(\text{aq})/\Delta}$
- 2) I) primarios: a y b; secundario: d; terciario: c.
 II) a:) pentanal; b) 2-metilbutanal;
 c) no se oxida; d) 2-metil-3-pentanona.
- 3) a) El pentanal reacciona con el reactivo Fehling y con el reactivo Tollens.
 b) Oxidación del 2-pentanol y del 1-pentanol.

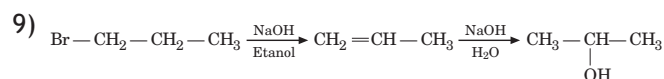
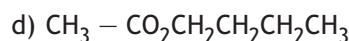
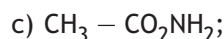


5) a)



b) El butanal reacciona con el reactivo Tollens y con el reactivo Fehling. El ácido butanoico reacciona con el hidróxido de sodio (reacción ácido-base) y con el metanol (reacción de esterificación).

7) Con dicromato de potasio, en medio ácido, se obtiene, en cada caso: a) hexanal; b) 2-hexanona; c) no hay reacción.

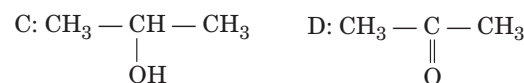


10) a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+(\text{aq})$; b) $\text{KMnO}_4/\text{H}^+(\text{aq})$

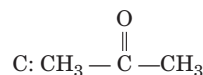
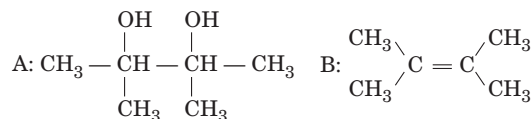
c) 1; $\text{NaOH}(\text{aq})/\Delta$; 2: $\text{KMnO}_4/\text{H}^+(\text{aq})$

d) $\text{KMnO}_4/\text{H}^+(\text{aq})/\Delta$; e) 1: KCN ; 2: H_3O^+

11)



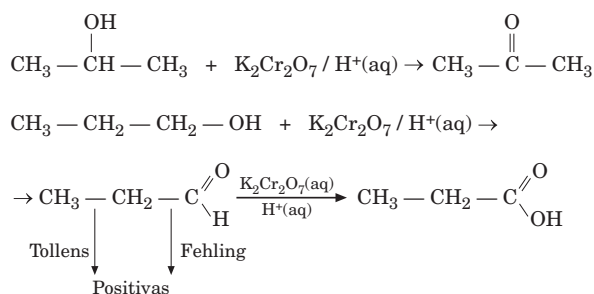
12)



13) A: 3-metil-2-butanol; B: 2-metil-2-buteno
C: 3-metilbutanona; D: acetona;
E: ácido acético.

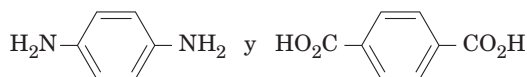
15) NH_3 ; Na; NaOH(aq) ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{H}^+(\text{aq})$;
 LiAlH_4 ; $\text{CH}_3\text{OH} / \text{H}^+(\text{aq})$;
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{H}^+(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{SO}_4 / \Delta$.

16)



17) 1: HBr ; 2: $\text{CH}_3\text{-NH}_2$.

18)



19) a) 1: NaOH(aq) ; 2: $\text{KMnO}_4(\text{aq}) / \text{H}^+(\text{aq})$

b) 1: NaOH (Etanol);

2: $\text{KMnO}_4(\text{aq}) / \text{H}^+(\text{aq}) / \Delta$

c) 1: NaOH (Etanol)

2: $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{SO}_4$

3: $\text{KMnO}_4 / \text{H}^+(\text{aq})$

d) 1: NaOH(aq) ; 2: $\text{KMnO}_4(\text{aq}) / \text{H}^+(\text{aq})$;

3: $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$

e) 1: KCN ; 2: H_3O^+

f) 1: KCN ; 2: H_2 / Ni

20) a) pentano; adición

b) N-propiletanamida; condensación

c) ácido propanoico + etilamina; hidrólisis

d) etanoato de sodio + 1-propanol;
hidrólisis

e) 1-buteno; eliminación

f) cloruro de propilamonio; ácido base

g) butanoato de sodio; ácido-base

h) ácido etanoico; redox

i) 3-pentanona; redox

j) 1-butanol; sustitución

k) 3-pentanol; adición

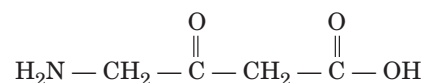
l) 2-bromo-2-metilhexano; adición

m) 4-4-dimetilhexanoato de 2-metil-2-propilo; condensación

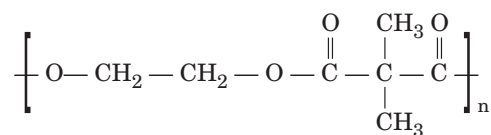
n) etilpropiléter; sustitución

Tema 14. Autoevaluación

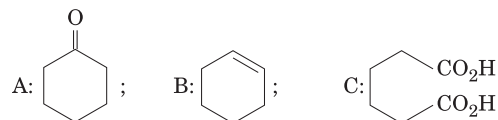
1)



2)



3) a)



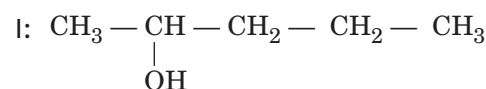
b) D: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO}_2\text{H}$;

E: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

F: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO}_2\text{Na}^+$;

G: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

c) H: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$;



d) J: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Br}$;

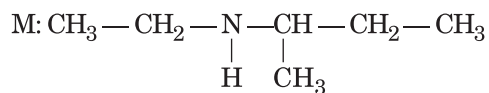
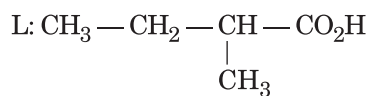
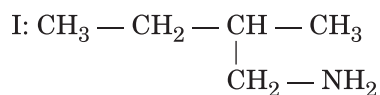
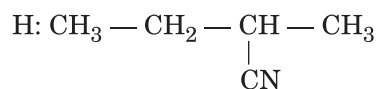
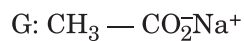
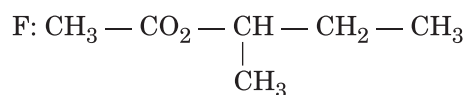
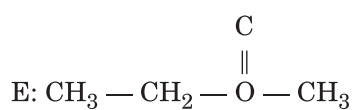
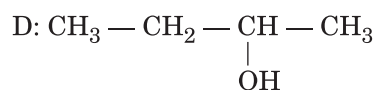
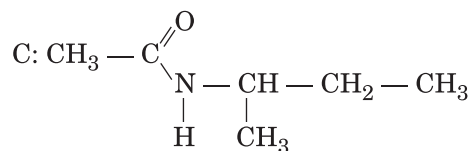
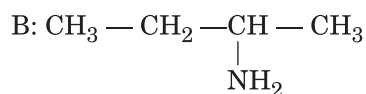
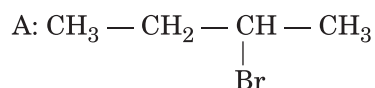
K: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO}_2\text{H}$

L: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

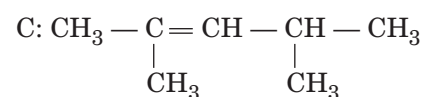
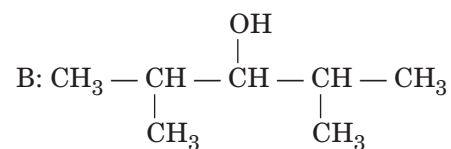
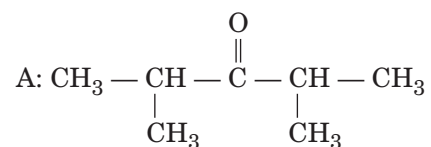
e) M: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO}_2\text{H}$;

N: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CONHCH}_3$

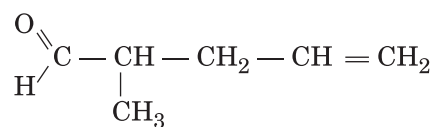
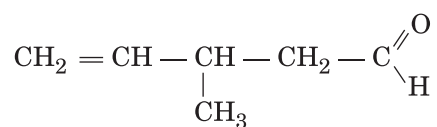
4)



5)



6)



5. EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

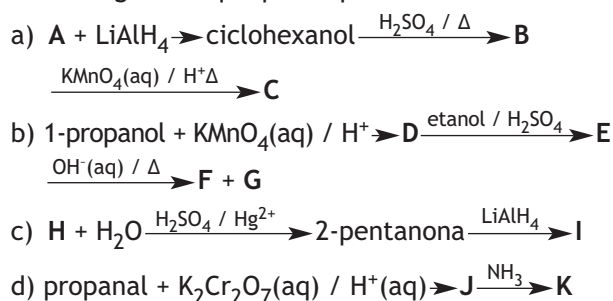
- Conoce la estructura electrónica del carbono y las posibilidades de combinación por medio de enlaces covalentes sencillos, dobles y triples.
- Escribe correctamente fórmulas desarrolladas de compuestos de carbono.
- Distingue diferentes isómeros.
- Sabe escribir distintos isómeros que corresponden a una misma fórmula molecular
- Deduce la posible solubilidad de los compuestos de carbono en diferentes tipos de disolventes.
- Clasifica en general los compuestos de carbono en función de sus propiedades físicas (temperatura de fusión y de ebullición) y entiende el concepto de serie homóloga y de familia.
- Conoce las principales familias y sus grupos funcionales.
- Conoce los principales tipos de reacción en química orgánica
- Reconoce los polímeros naturales y su importancia para la vida.
- Clasifica las principales reacciones de obtención de polímeros de síntesis: adición y condensación.
- Sabe realizar rutas de síntesis sencillas.

PROPUESTA DE EJERCICIOS Y CUESTIONES DE EVALUACIÓN

- 1) a) Fuentes naturales de hidrocarburos y aplicaciones. Explica qué inconvenientes existen para atender su demanda y cómo se solucionan.
b) Diseña un camino de síntesis de obtención de acetato de etilo a partir del petróleo.
c) Cita tres ejemplos de polímeros de adición y otros dos de condensación. Escribe en cada caso las ecuaciones químicas de obtención correspondientes y señala las aplicaciones de cada uno de los polímeros señalados.
- 2) a) Para la fórmula molecular $C_4H_8O_2$ escribe y nombra a) tres ésteres; b) un aldehído y una cetona; c) dos ácidos; d) dos alcoholes de cadena lineal y uno cíclico.

- b) Indica si existe algún carbono asimétrico en cada una de las siguientes moléculas: i) 3-buten-2-ol; ii) 3-bromo-1-penteno; iii) 1-cloro-4,4-dimetilciclohexano.
- c) Dados los siguientes compuestos:
i) 2-bromobutano; ii) 3-aminopentano;
iii) propeno; iv) 3-hexeno, indica en cada caso si habrá isómeros ópticos o geométricos.

- 3) Completa las siguientes secuencias de reacciones formulando (y nombrando) únicamente las sustancias orgánicas que participan en cada caso:



- 4) Completa las siguientes ecuaciones, formulando las sustancias orgánicas de partida y formulando y nombrando los productos orgánicos de reacción:

- a) ácido propanoico + 1-butanol \longrightarrow
- b) 2-metil-2-hexeno + HCl \longrightarrow
- c) acetato de metilo + NaOH(aq) \longrightarrow
- d) fenol + Na \longrightarrow
- e) 3-metil-3-hepteno + $KMnO_4(aq)/H^+$ \longrightarrow
- f) ácido butanoico + NH_2-CH_3 \longrightarrow
- g) pentanal + $Cu^{2+}(aq)/OH^-(aq)$ \longrightarrow
- h) 2-butanol + $K_2Cr_2O_7(aq)/H^+$ \longrightarrow
- i) 2-bromopropano + NaOH(aq) \longrightarrow
- j) 1-bromopropano + NaOH (etanol) \longrightarrow

6. BIBLIOGRAFÍA

Libros

- ALLINGER, N.L. et al. 1986. *Química Orgánica*. Reverté: Barcelona.
- ARNAUD, P. 1971. *Cours de Chimie Organique*. Gauthier-Villars: París
- ASIMOV, I. 1979. *Breve historia de la química*. Alianza: Madrid.
- BENEDITO, J. et al. 1983. *Introducción a una Química Orgánica razonada*. ICE: Universitat de València.
- DICKSON, J. R. 1980. *Química. Enfoque ecológico*. Limusa: México.
- DOMÉNECH, X. 1994. *Química Ambiental*. Miraguano: Madrid.
- EMSLEY, J. 1998. *Moléculas en una exposición*. Península: Barcelona.
- GARRITZ, A. y CHAMIZO, J.A. 1994. *Química*. Addison-Wesley: Wilmington.
- LE COUTEUR, P. y BURRESON, J. 2003. *Napoleon's buttons. How 17 molecules changed history*. Tarcher Putnam: Nueva York.
- NOLLER, C.R. 1972. *Química Orgánica*. Interamericana: Barcelona.
- OULLETTE, R.J. 1994. *Organic Chemistry. A brief introduction*. Macmillan: Nueva York.
- PAREJO, C. 1995. *Plàstics a l'aula*. Doménech: Barcelona.
- PETERSON, W.R. 1981. *Formulación y nomenclatura*. Química Orgánica. EUNIBAR: Barcelona.
- PIMENTEL, G.C. 1994. *Oportunidades de la Química*. Presente y futuro. MacGraw-Hill: México.
- PORTELA, E. 1998. *La química en el siglo XIX. Historia de la ciencia y la tecnología*, nº 39. AKAL: Madrid.
- PRIMO, E. 1995. *Química Orgánica básica y aplicada. De la molécula a la industria*. Reverté: Barcelona y Universitat Politècnica de València.
- QUÍLEZ, J. 1988. *Problemas de Química*. COU y Selectividad. Bello: Valencia.
- QUIÑOÁ, E. y RIGUERA, R. 1996. *Nomenclatura y representación de los compuestos orgánicos*. McGrawHill: Madrid.
- SOLOMONS, G. 1992. *Química Orgánica*. Limusa Wiley: México.
- VOLLHARDT, K.P.C. y SCHORE, N.E. 1995. *Química Orgánica*. Omega: Barcelona.

Artículos

- CINTAS, P. 2002. On the origin of tetrahedral carbon: a case for philosophy of chemistry? *Foundations of Chemistry*, 4, 149-161.
- COHEN, P.S. y COHEN, S.M. 1996. Wöhler's synthesis of urea: how do the textbooks report it? *Journal of Chemical Education*, Vol. 73 (9), pp. 883-886.
- DRONSFIELD, A.T. y ELLIS, P.M. 2001. Ecstasy-science and speculation, *Education in Chemistry*, september, pp. 123-125.
- GAMBOA, A. 1995. Polímeros. *Educación Química* 6 (2), pp. 104-110.
- GARCÍA, A. y BERTOMEU, J.R. 1998. Lenguaje, ciencia e historia: una introducción histórica a la terminología química. *Alambique*, 17, pp. 20-36.
- HUNT, J.A. 1999. A short history of soap, *The Pharmaceutical Journal*, 263, pp. 985-989.
- JOHNSTONE, A.H. y KELETT, N.C. 1980. Learning difficulties in school science-towards a working hypothesis, *European Journal of Science Education*, Vol. 2 (2), pp. 175-181.
- JUARISTI, E. 2002. La importancia de la síntesis asimétrica, *Educación Química*, 13(1), pp. 6-7.
- KELETT, N.C. y JOHNSTONE, A.H. 1974. Condensation and hydrolysis- an optical problem? *Education in Chemistry*, Vol. 11 (4), pp. 111-114.
- LASZLO, P. 1997. Origen de la vida: innumerables escenarios. *Mundo Científico*, Nº 179, pp. 420-424.
- LÓPEZ, J.M., NAVARRO, V. y PORTELA, E. *La revolución científica*, pp. 205-206. Salvat: Madrid.
- MARTÍNEZ, A. 1993. El azúcar no sólo endulza el café. *Educación Química* 4 (4), pp 232-234.
- MAY, G. 1997. Fluid solutions. *Chemistry in Britain*, agosto, pp. 34-36.
- MONDELO, M. y otros. 1994. Materia inerte/materia viva ¿tienen ambas constitución atómica? *Enseñanza de las Ciencias* 12 (2), pp. 226-233.
- MOUGENOT, D. 1998. Siguiendo las huellas del petróleo. *Mundo Científico*, Nº 195, pp 22-26.
- SANJURJO, M. 1996. La aspirina, legado de la medicina tradicional, *Educación Química*, 7(1), pp. 13-15.
- SCHMIDT, H. 1992. Conceptual difficulties with isomerism, *Journal of Research in Science Teaching*, Vol. 29 (9), pp. 995-1003.
- SNEADER, W. 1997. The discovery of aspirin, *The Pharmaceutical Journal*, 259, pp. 614-617.

Vídeos

El origen de la vida en la sopa primordial. Open University (25 minutos)

En este vídeo se presenta una visión de cómo se estudia el origen de la vida y su relación con los compuestos de carbono detectados en el Universo.

El origen del petróleo. Open University (25 minutos)

El origen del petróleo ha sido objeto de controversia entre geólogos y químicos a lo largo del s. XX. Se presenta la versión más ampliamente aceptada de los procesos de

formación del petróleo que tienen lugar en la corteza terrestre. Examina las pruebas existentes y describe las condiciones óptimas para su formación.

La búsqueda del petróleo. Open University (25 minutos)

El éxito de la búsqueda del petróleo se basa en la comprensión de la estructura de los depósitos petrolíferos y de los gases que lo acompañan y en el buen uso de las técnicas de exploración. El vídeo resume brevemente la historia de la prospección petrolífera y presenta un éxito aún reciente basado en la sismología: los yacimientos hallados por British Petroleum en el mar del Norte en 1969.

SUSTANCIAS Y POLÍMEROS ORGÁNICOS NATURALES

15

1. PRERREQUISITOS

Antes de estudiar este tema, el estudiante debe ser **capaz de:**

- 1) Describir el efecto del enlace de hidrógeno sobre las propiedades físicas de los compuestos orgánicos.
- 2) Conocer las diferencias existentes en cuanto a sus propiedades físicas entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos.
- 3) Explicar por qué la masa de una molécula y su geometría determinan sus temperaturas de fusión y de ebullición.
- 4) Identificar compuestos en los que exista el enlace de hidrógeno intermolecular.
- 5) Asignar la geometría a una molécula usando el modelo VSEPR.
- 6) Diferenciar el enlace covalente apolar del enlace covalente polar.
- 7) Utilizar los conceptos de ácido y base según la teoría de Brönsted-Lowry.
- 8) Identificar los pares ácido/base conjugados en una reacción de transferencia de protones.
- 9) Conocer el significado los valores de K_a , K_b , pK_a y pK_b .
- 10) Identificar procesos redox.
- 11) Conocer las principales funciones orgánicas y su reactividad característica.

2. ERRORES CONCEPTUALES Y DIFICULTADES DE APRENDIZAJE

- 1) Algunas de las dificultades de aprendizaje en química orgánica están relacionadas con las diferentes representaciones (fórmulas estructurales desarrolladas o semidesarrolladas, fórmulas moleculares, diferentes representaciones tridimensionales, etc.) que suelen emplearse para los compuestos orgánicos.
- 2) La complejidad con la que los alumnos perciben las estructuras orgánicas genera problemas a la hora de entender y aplicar los conceptos relacionados con la isomería y también dificulta la identificación de los grupos funcionales existentes en una estructura determinada, lo cual se explica por algunos autores por la imposibilidad de trabajar con múltiples elementos en la memoria a corto plazo. Esta dificultad propicia otras relacionadas con el incorrecto entendimiento de la diferente reactividad de cada una de las funciones orgánicas.

3. OBJETIVOS ESPECÍFICOS (capacidades a desarrollar)

CONCEPTOS	PROCEDIMIENTOS	ACTITUDES
<div>1. Conocer y diferenciar las siguientes estructuras biológicas: hidratos de carbono (HC), aminoácidos y proteínas (A-P) y lípidos (L).</div> <div>2. Establecer el papel que juegan estos tres tipos de sustancias (HC, A-P y L) en la vida de los seres vivos.</div> <div>3. Distinguir entre monosacárido, disacárido y polisacárido.</div> <div>4. Explicar el significado de azúcar reductor y dar un ejemplo.</div> <div>5. Establecer las propiedades generales de los carbohidratos.</div> <div>6. Explicar los componentes de un lípido, el tipo de unión que los enlaza y las reacciones que permiten tanto unirlos como separarlos.</div> <div>7. Conocer las principales reacciones de los azúcares (hidrólisis, oxidación y reducción).</div>	<div>1. Dibujar un enlace peptídico y dar, al menos, un ejemplo de polipéptido.</div> <div>2. Distinguir las diferentes estructuras de una proteína.</div> <div>3. Dibujar las proyecciones de Haword para monosacáridos (ej. glucosa) y disacáridos (ej. sacarosa).</div> <div>4. Escribir la estructura de un polímero a partir del correspondiente monómero.</div> <div>5. Escribir la fórmula química de un monómero conocida la estructura del correspondiente polímero.</div>	<div>1. Relacionar estas tres clases de sustancias (HC, AP y L) con el concepto de una dieta equilibrada.</div>

4. EXPLICACIÓN Y DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS

4.1. Hidratos de carbono: estructura, clasificación y propiedades

Después de comentar la introducción a este apartado de los hidratos de carbono (HC), proponemos el **Exp. 1 Ensayo de solubilidad y fusión de hidratos de carbono**, de sencilla puesta en práctica, al que va asociado la **A.1**, en los que se aplican los conocimientos adquiridos en el tema anterior, y que de alguna manera están contestados en el texto de los alumnos. Debido a la singular importancia para el estudio y justificación de las propiedades físicas y químicas de la mayor parte de los compuestos del carbono que tienen los enlaces de hidrógeno, sería conveniente revisar brevemente las características principales de este enlace, estudiadas en el tema 3.

Resaltamos una vez más la importancia de la reacción de *hidrólisis, catalizada* en el laboratorio generalmente por ácidos y por los *fermentos* o las enzimas en los organismos vivos, como una de las claves en la asimilación de los HC en nuestra alimentación, ya que esta reacción tiene la misión de *romper* las cadenas largas de las macromoléculas en cadenas más cortas, las cuales son asimiladas por los seres vivos en su metabolismo. Atendiendo a este criterio los HC pueden ser: monosacáridos, disacáridos y polisacáridos.

Monosacáridos

Queremos manifestar en primer lugar que la elucidación de su estructura representó un hito en la Química, por la dificultad que implica el conocimiento y posición de los distintos grupos atómicos que forman estos compuestos; sabemos que en ellos existen grupos hidroxilo (-OH) además de un grupo carbonilo (-CO-), en unos compuestos en un carbono primario o aldehído, lo que le da el carácter reductor al monosacárido, o en un carbono secundario o función cetona que no es reductor; se dice que los primeros son *aldosas* y los segundos *cetosas*; algunos de los más conocidos de cada grupo se representan en la tabla de la figura 2.5.

A.2 2,3,4,5,6-pentahidroxihexanal.

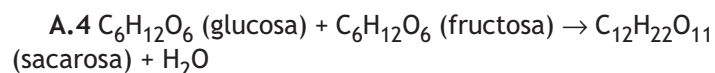
Hay que destacar que la estructura abierta representada en la figura 1.2 no daba cuenta de todas las propiedades de la glucosa, por lo que se postuló una estructura cerrada por medio de un tipo de unión interna entre sus átomos, llamada *unión hemiacetal* (figura 1.3), que origina una estructura en forma de *anillos* de seis lados, como se muestra en la figura 1.4.

La **A.3** se ha incluido para establecer un nexo con lo estudiado en Biología sobre la fermentación de los azúcares con desprendimiento de dióxido de carbono, proceso que se pro-

duce en muchas situaciones, entre ellas en las bodegas para la obtención del vino. La figura 1.6 muestra una vela encendida en el momento de introducirla en un tanque de fermentación; si ésta se apaga es señal de que la fermentación sigue activa o que la atmósfera en el interior de la cuba es aún muy concentrada en el dióxido de carbono que se desprende o se ha formado en esta reacción química: $C_6H_{12}O_6 + \text{levaduras} \rightarrow 2 CH_3-CH_2OH + 2 CO_2$, el cual apaga la vela. En bodegas, en pozos o en pantanos, esta prueba sirve de precaución para saber cuándo las personas pueden proceder a su limpieza o transvase, etc., porque si la vela no se apaga es que existe suficiente oxígeno para mantener la respiración.

Oligosacáridos

Según sean los monosacáridos que integran un determinado oligosacárido, este último será reductor o no reductor; el nombre y la clasificación según este criterio de algunos de ellos constituyen la tabla de la figura 1.7. Entre estos compuestos los más abundantes e interesantes son los *disacáridos* (maltosa, lactosa y sacarosa).



El analizar la propiedad reductora o no de los disacáridos y los monosacáridos (recordemos de nuevo esta propiedad en los aldehídos y cetonas con su verificación experimental realizada en el tema 10) es el objetivo del **Exp. 2 Propiedad reductora de algunos monosacáridos y de la sacarosa**, en el que se determina experimentalmente que la sacarosa no es reductora y la glucosa sí, tanto en la reacción de Tollens como en la de Fehling (figura 1.9).

Precisamente el resultado práctico del carácter no reductor de la sacarosa, es decir que no se oxida, es la estabilidad de sus disoluciones, que es el objeto de la **A.5**. Así pues, la sacarosa no es reductora, por tanto no se oxida siquiera con el oxígeno del aire, y por ello sus disoluciones son muy estables y duraderas a la intemperie.

Relacionado con la dieta del apartado 1 de este tema y las propiedades energéticas de los azúcares, hemos insertado la lectura **El sorbitol como agente edulcorante**, en la que se han dibujado las estructuras del sorbitol y de la glucosa (figura 1.10), donde se pueden comparar las diferencias y semejanzas químicas entre ellas, en la que se constata que el sorbitol no es reductor por no tener el grupo aldehído, lo que le confiere estabilidad al aire, además del poder edulcorante y su resistencia a las bacterias responsables de las caries, y de las otras propiedades que se comentan en esta lectura.

Polisacáridos

En el texto se comenta la reacción opuesta a la hidrólisis, es decir la reacción de unión de los diferentes monómeros para formar un polímero o reacción de *condensación* o de síntesis, de gran importancia en este tema y, en general, en toda la química del carbono.

El **Exp. 3 Reacción característica de la presencia de almidón**, muy conocido en Biología, adquiere aquí su verdadero sentido como una de las reacciones más específicas de detección y valoración de la presencia de almidón en un producto, como se indica en el texto del experimento, y que nosotros presentamos solamente en forma cualitativa y descriptiva.

Reacciones generales de los hidratos de carbono

En este epígrafe se comentan algunas reacciones de los hidratos de carbono y se recuerdan las comunes a todos los compuestos de carbono como la combustión (y su importancia en los seres vivos), la condensación y la hidrólisis.

4.2. Proteínas

Al tiempo que se estudia el texto del alumnado, debemos comentar la figura 2.1 para resaltar la importancia de las proteínas en los seres vivos. En todos los productos formados por macromoléculas recurrimos al análisis de sus componentes por la reacción de hidrólisis y a la síntesis de los mismos por medio de la reacción de condensación o *polimerización* de los distintos componentes, como se ha comentado anteriormente. Estas reacciones revisten una especial y vital importancia en el caso de las proteínas.

La puesta en práctica de las técnicas de la hidrólisis total de una proteína para conocer los componentes (aminoácidos) y el orden que conforman en la misma, tal como se analiza en el texto general de los alumnos, ha sido fundamental, primero para conocer la estructura de la proteína y posteriormente para lograr sintetizar ésta o nuevas proteínas.

Aminoácidos

Los aminoácidos (que son los constituyentes básicos de las proteínas), son compuestos orgánicos formados por los grupos característicos de los ácidos orgánicos y de las aminas, de ahí su nombre de aminoácidos. Los *aminoácidos* naturales son los de la figura 2.2.

Los valores de las propiedades físicas de los aminoácidos están asociados al carácter polar de estas moléculas y a la posibilidad de formar enlaces de hidrógeno intermoleculares entre ellas.

Las propiedades químicas son debidas al doble carácter ácido del grupo (-COOH) y al básico del grupo (-NH₂) como se indica en el esquema del texto y en la figura 2.4.

Enlace peptídico: clave de la génesis de proteínas

La unión de los aminoácidos se produce entre el grupo -COOH de uno de ellos con el grupo -NH₂ de otro, dando lugar al grupo *peptídico* o *amídico*, lo que constituye un *dipéptido*. La posibilidad de que la unión de los aminoácidos se produzca entre el grupo amino o ácido de cada aminoácido indistintamente da lugar a una gran variedad de dipéptidos y con ello a una mayor diversidad en la secuencia de aminoácidos en una proteína. La **A.6** pide un ejemplo de esta unión; para ello se puede tomar como referencia la formación de los dipéptidos glicilalanina y analilglicina del texto del alumnado.

Estructura de las proteínas y actividad biológica

Lo comentado sobre la estructura de las proteínas está íntimamente relacionado con su actividad biológica, aspecto que prueba la sutilidad y al mismo tiempo el delicado comportamiento de la naturaleza, ya que cuando cambia alguna secuencia u orden en la proteína, y más todavía algún componente de la misma, varían sus propiedades y trastornan completamente su función biológica. En este aspecto se está desarrollando una dura batalla entre lo que le está permitido a la ciencia como tal y la ética o la moral de la aplicación de estos conocimientos, y las posibles consecuencias a largo plazo del uso de sustancias manipuladas artificialmente para obtener determinadas funciones, sean aumentos de rendimientos en las plantas (plantas y alimentos transgénicos) o la ingestión de sustancias proteicas por parte del ganado que después son ingeridos por las personas; todo ello sin contar con los experimentos que se puedan llevar a cabo con y en las propias personas (vacas locas en Inglaterra, pollos con dioxina en Bélgica).

Un complemento al texto anterior lo constituye la lectura **Insulina y diabetes. La síntesis de proteínas**, en la que se resalta la importancia del conocimiento de la estructura y disposición de los aminoácidos en una proteína, así como comprender la actuación de la cadena de aminoácidos en el metabolismo, y de esta forma poder sintetizar estas u otras proteínas capaces de realizar éstas mismas funciones, o incluso perfeccionarlas y mejorarlas en general.

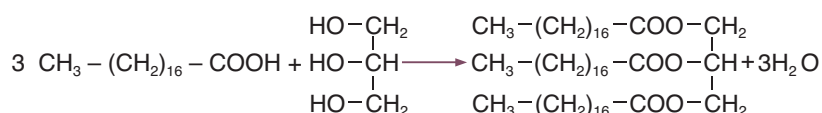
El texto relativo a las proteínas se completa con el estudio de las *estructuras secundaria y terciaria* y el papel estelar que representan los enlaces de hidrógeno en la formación y conformación de las mismas, así como su trascendencia a la hora de formar las estructuras de las principales sustancias biológicas como el ADN, ARN, etc. ..., donde además constituyen su base estructural.

Finalizamos el apartado de las proteínas con un experimento cualitativo sencillo sobre la hidrólisis ácida de las proteínas presentes en una sustancia muy rica en ellas

como es la clara del huevo. En esta hidrólisis se forma una especie de gelatina. Ello se lleva a cabo en el **Exp. 4 Hidrólisis de proteínas**, como se muestra en la figura 2.10 y su pie.

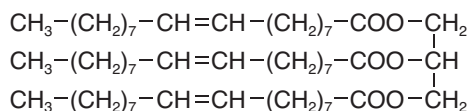
Se puede llevar a cabo esta hidrólisis con una base como la sosa y ver qué ocurre; así como con el ácido nítrico.

Con el ácido nítrico se produce, además, una reacción muy específica de las proteínas, sobre todo con las de nuestra epidermis. Cuando el HNO_3 se pone en contacto con nuestra piel, ésta se tiñe de un color amarillo que sólo desaparece con la renovación o el cambio de piel: a esta reacción se la denomina reacción *xantoproteica*.



La tabla de la figura 3.2 nos muestra los ácidos grasos naturales, diferenciando los saturados o de enlace sencillo de los insaturados (con algún doble enlace) mediante una propiedad tan importante como la temperatura de fusión.

La **A.9** permite escribir la reacción de obtención y la fórmula de un aceite insaturado como el trioleato de glicerina:



En el texto de los alumnos se comentan las propiedades físicas más generales de las grasas y se da una breve mención sobre el enranciamiento (que es la oxidación suave de los aceites) y la propiedad de los aceites de ser o no secantes al usarse como lacas y barnices.

La **A.10** supone recordar lo estudiado en el tema anterior.

Recomendamos la lectura **Las grasas saturadas e insaturadas y la salud**, y el análisis de la tabla de la figura 3.3, por su importancia para la dieta y la salud y el posible cambio de las costumbres alimentarias que ha comportado la introducción en nuestra dieta de alimentos ricos en grasas saturadas. Así, aunque sean aceites de origen vegetal, el aceite de palma o de coco y el de cacao contienen un porcentaje de grasas saturadas del orden del 95%, lo que nos debe prevenir sobre el consumo de alimentos que incorporen en su composición a algunos de ellos.

4.3. Lípidos

Constituyen el tercero y último grupo de las macromoléculas naturales que forman y de las que se alimentan los seres vivos. Son las sustancias proporcionalmente más energéticas de las tres y en esta propiedad radica una de sus múltiples utilidades.

Estos compuestos se originan por medio de la ya estudiada reacción de esterificación, pero con un único alcohol, el propanotriol o glicerina.

En el texto del alumnado tenemos la reacción de este alcohol con el ácido palmítico. La **A.8** propone que escribamos la reacción de formación del triestearato de glicerina:

Solubilidad de las grasas

Igual que ocurre en muchos compuestos del carbono, las grasas son insolubles en agua, es decir, son compuestos *hidrófobos*; esta propiedad los hace adecuados para impregnar sustancias y objetos que deben ser impermeables al agua; al agitarlas con agua forman una *emulsión*, esto es lo que ocurre con el aceite y el agua, aunque con el tiempo se separan las dos fases nítidamente formando dos capas, son un ejemplo de líquidos inmiscibles; sin embargo las grasas son solubles en la mayor parte de los líquidos orgánicos, son sustancias *lipófilas* o *liposolubles*.

4.4. Soluciones de ejercicios

- La oxidación suave de la glucosa (una aldosa) produce un alcohol (poliol); la oxidación enérgica produce dióxido de carbono y agua.
- Los primeros se pueden hidrolizar con relativa facilidad y los segundos, no; en el primer caso se rompen las cadenas en otras más cortas y por ello asimilables por la mayor parte de los animales.
- a) Hexosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
Disacárido $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 11 \text{H}_2\text{O}$
b) Es una hexosa.
- Aproximadamente unas 1 850.
- La lactosa (glucosa + galactosa) tiene un grupo aldehído, que es reductor, mientras la sacarosa (glucosa + fructosa) posee un grupo ceto, el cual no es reductor.

6. Los disacáridos ingeridos por los animales superiores son generalmente hidrolizados, por medio de un enzima llamado lactasa, dando sus componentes monosacáridos antes de ser absorbidos en el intestino (ver ejercicio 2). El enzima lactasa, secretada en el intestino delgado, muestra pequeña o nula actividad en muchos adultos árabes, judíos, bantúes, chinos, japoneses, indios americanos y filipinos, principalmente. Tales individuos son generalmente incapaces de absorber la lactosa, lo que recibe el nombre de intolerancia a la lactosa. No obstante, los monosacáridos formados a consecuencia de este tipo de reacciones se incorporan a la glucólisis mediante otras diferentes reacciones bioquímicas.
7. $M = 1\,620\,000\text{ g/mol}$; C: 44,44%; H: 6,17%; O: 49,38%.
8. Sí, según sea el pH estará en forma ácida, neutra o básica; ello determina su mayor o menor solubilidad y, por tanto, la posibilidad de separar distintos aminoácidos, según su punto isoelectrico.
- 9.
- $$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{CH}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH} ; \text{NH}_2-\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{CH}}}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH}$$
10. Es la clave de la química: los reactivos y los productos obtenidos de los mismos no tienen ninguna semejanza respecto a sus propiedades químicas especialmente, son compuestos radicalmente distintos.
11. Por la capacidad de formar enlaces de hidrógeno con el agua y la polaridad de los enlaces de los oligosacáridos, capacidad que no poseen las grasas.
12. Es la hidrogenación catalítica de los dobles enlaces de los distintos aceites insaturados que, al saturarse, forman la mantequilla, con aumento de la temperatura de fusión (endurecimiento).
13. Como la estearina es saturada y la oleína es insaturada, una reacción de adición a los dobles enlaces, por ejemplo de bromo o de yodo, distingue una de otra.

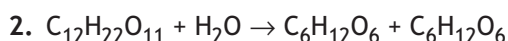
14. Similitudes: *disminución de la tensión superficial del agua, *su poder de limpieza; Diferencia: en los jabones las sales cálcicas y magnésicas precipitan y en los detergentes no lo hacen.

15. Se obtienen 335 g de ácido oleico.

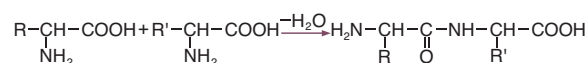
16. Se obtiene 7,39 kg de jabón procedente de la oleína; 1,55 kg de la palmitina; 0,98 kg de la estearina; en total unos 10 kg de jabón.

4.5. Autoevaluación

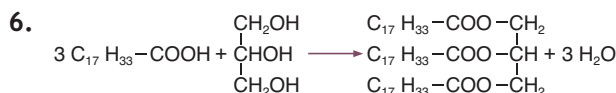
1. Contestada en el texto general.



4. Es una reacción de condensación entre un grupo ácido y uno alcalino, con eliminación de una molécula de agua; es una especie de reacción de neutralización para formar un enlace peptídico.



5. Nos proporciona la secuencia de aminoácidos, responsables de las propiedades químicas generales de los mismos.



8. 76,23 g.

9. 5,16 kg.

5. CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- Conoce la estructura electrónica del carbono y las posibilidades de combinación por medio de enlaces covalentes sencillos, dobles y triples.
- Escribe correctamente fórmulas desarrolladas de compuestos de carbono.
- Distingue a nivel de fórmula diferentes isómeros.
- Deduce la posible solubilidad de los compuestos de carbono en diferentes tipos de disolventes.
- Clasifica en general los compuestos de carbono en función de sus propiedades físicas (temperatura de fusión y de ebullición) y entiende el concepto de serie homóloga y de familia.
- Conoce las principales familias y sus grupos funcionales.
- Reconoce los polímeros naturales y su importancia para la vida.

6. EJERCICIOS PROPUESTOS PARA LA EVALUACIÓN FINAL DEL TEMA

La **evaluación final** podría contener preguntas relacionadas con los siguientes aspectos:

- 1 Explica brevemente qué son los hidratos de carbono y justifica su clasificación.
- 2 Explica la razón de que unos hidratos sean reductores y otros no.
- 3 Escribe la reacción de un aminoácido y explica el origen de su nombre.
- 4 Comenta qué es un aceite y una grasa e indica porqué los hay saturados e insaturados y su influencia en la salud de las personas.
- 5 Un aceite vegetal contiene un 78 % de trioleato de glicerina. Por hidrólisis de este aceite se obtiene ácido oleico. Calcula la cantidad de ácido obtenido a partir de 2 500 g de aceite, si el rendimiento de la reacción es del 86 %.

7. RECURSOS DIDÁCTICOS Y BIBLIOGRAFÍA DE CONSULTA

LIBROS

- ALLINGER, N.L. et al. 1986. *Química Orgánica*. Reverté: Barcelona.
- ASIMOV, I. 1979. *Breve historia de la química*. Alianza: Madrid.
- DOMÉNECH, X. 1994. *Química Ambiental*. Miraguano: Madrid.
- FERNÁNDEZ, R. 1994. *La Química en la sociedad*. UNAM: México.
- GARRITZ, A. y CHAMIZO, J.A. 1994. *Química*. Addison-Wesley: Wilmington.
- NOLLER, C.R. 1972. *Química Orgánica*. Interamericana: Barcelona.
- PAREJO, C. 1995. *Plàstics a l'aula*. Doménech: Barcelona.
- PIMENTEL, G.C. 1994. *Oportunidades de la Química. Presente y futuro*. MacGraw-Hill: México.
- PRIMO, E. 1995. *Química Orgánica básica y aplicada. De la molécula a la industria*. Reverté: Barcelona y Universitat Politècnica de València.
- SOLOMONS, G. 1992. *Química Orgánica*. Limusa Wiley: México.
- VOLLHARDT, K.P.C. y SCHORE, N.E. 1995. *Química Orgánica*. Omega: Barcelona.

ARTÍCULOS

- JOHNSTONE, A.H. y KELETT, N.C. 1980. Learning difficulties in school science-towards a working hypothesis, *European Journal of Science Education*, Vol. 2 (2), pp. 175-181.
- LASZLO, P. 1997. Origen de la vida: innumerables escenarios. *Mundo Científico*, Nº 179, pp. 420-424.
- MARTÍNEZ, A. 1993. El azúcar no sólo endulza el café. *Educación Química*, 4 (4), pp 232-234.
- MONDELO, M. y otros. 1994. Materia inerte/materia viva ¿tienen ambas constitución atómica? *Enseñanza de las Ciencias*, 12 (2), pp. 226-233.

VÍDEOS

- *La importancia de la Química*. ICI (29 minutos)
Destaca la importancia de la Química en la vida diaria. Observaremos diferentes aspectos de la utilización de la Química: industria de colorantes, conservación de obras de arte, conservación del medio ambiente, apoyo a otras ciencias, etc.