

# QUÍMICA

## onceno grado

# QUÍMICA

## onceno grado

Dra. C. Olga Luisa Oviedo de Armas

M. Sc. Rafael León Pérez

M. Sc. José Lázaro Hernández Tabío

M. Sc. Luis Enrique Guerra Castaño

M. Sc. Mirsa Adanis Portelles Fajardo



EDITORIAL  
PUEBLO Y EDUCACIÓN

Este material forma parte del conjunto de trabajos dirigidos al Tercer Perfeccionamiento Continuo del Sistema Nacional de la Educación General. En su elaboración participaron maestros, metodólogos y especialistas a partir de concepciones teóricas y metodológicas precedentes, adecuadas y enriquecidas en correspondencia con el fin y los objetivos propios de cada nivel educativo, de las exigencias de la sociedad cubana actual y sus perspectivas.

Ha sido revisado por la subcomisión responsable de la asignatura perteneciente a la Comisión Nacional Permanente para la revisión de planes, programas y textos de estudio del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.

Queda rigurosamente prohibida, sin la autorización previa y por escrito de los titulares del **copyright** y bajo las sanciones establecidas en las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, así como su incorporación a un sistema informático.

**Material de distribución gratuita. Prohibida su venta**

### **Edición y corrección:**

- Dr. C. Andrés Rodríguez Jiménez

### **Diseño y cubierta:**

- Instituto Superior de Diseño (ISDi)

### **Instituto Superior de Diseño:**

Anelís Simón Sosa ■ María Paula Lista Jorge ■ Sara Sofía Delgado Méndez ■ Isell Rodríguez Guerra ■ Daniela Domínguez Ramírez ■ Amanda Serrano Hernández ■ Rocío de la C. Ruiz Rodríguez ■ Evelio de la Sota Ravelo ■ Ana Laura Seco Abreu ■ Arianna Ruenes Torres ■ Reynier Polanco Somohano ■ Celia Carolina Céspedes Pupo ■ Elizabeth Diana Fajardo Céspedes ■ Laura Rosa Almero Fong ■ Elizabeth Blanco Galbán ■ Laura Reynaldo Jiménez ■ Daniela Arteaga Martínez ■ Daniela Alpizar Cespedes ■ Roberto Pérez Curbelo ■ Ariel Abreu Ulloa ■ M. Sc. Maité Fundora Iglesias ■ Dr. C. Ernesto Fernández Sánchez ■ D.I. Eric Cuesta Machado ■ D.I. Julio Montesino Carmona

### **Ilustración:**

- Aldahir Santana Guzmán

### **Emplane:**

- Yaneris Guerra Turró

© Ministerio de Educación, Cuba, 2024

© Editorial Pueblo y Educación, 2024

ISBN 978-959-13-4811-1 (Versión impresa)

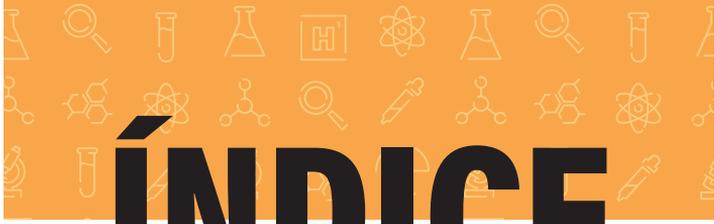
ISBN 978-959-13- 4812-8 (Versión digital)

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN

Ave. 3.ª A No. 4601 entre 46 y 60,

Playa, La Habana, Cuba. CP 11300.

epueblo@epe.gemined.cu



# ÍNDICE

**Prólogo** ..... V

## **1** Equilibrio químico ..... 1

**1.1** Equilibrio químico molecular ..... 2

**1.2** Equilibrio químico iónico ..... 23

**Resumen y ejercitación del capítulo** ..... 71

**Conclusiones del capítulo** ..... 79

## **2** Reacciones químicas de oxidación-reducción. Electroquímica ..... 80

**2.1** Pila electroquímica ..... 81

**2.2** Electrólisis ..... 104

**Resumen y ejercitación del capítulo** ..... 116

**Conclusiones del capítulo** ..... 120

## **3** Los metales ..... 121

**3.1** Posición de los elementos metálicos en la tabla periódica moderna de 18 columnas. Características generales de los elementos metálicos. Estado natural ..... 122

**3.2** Propiedades físicas. Estructura química de los metales ..... 126

**3.3** Propiedades químicas de los metales ..... 130

**3.4** Métodos de obtención de metales. La industria minero-metalúrgica en Cuba. Las aleaciones ..... 143

**3.5** La corrosión de los metales. Impacto en la economía. Medidas de protección contra la corrosión ..... 158

|   |            |
|---|------------|
| <b>3.6</b> Aplicaciones de los metales y las aleaciones. Importancia biológica de los elementos metálicos ..... | <b>163</b> |
| <b>3.7</b> Metales pesados y contaminación ambiental .....  | <b>170</b> |
| <b>Resumen y ejercitación del capítulo</b> .....  | <b>176</b> |
| <b>Conclusiones del capítulo</b> .....  | <b>180</b> |

## **4**

### **Sistematización de los contenidos de Química de décimo y oncenno grados.....181**

|   |            |
|---|------------|
| <b>4.1</b> Ley periódica. Tabla periódica moderna de 18 columnas. Variación de propiedades periódicas en la tabla periódica .....   | <b>181</b> |
| <b>4.2</b> Principales clases de sustancias inorgánicas estudiadas. Clasificación. Estructura química. Nomenclatura y notación química.....   | <b>193</b> |
| <b>4.3</b> Propiedades químicas de las principales clases de sustancias inorgánicas estudiadas. Relación genética entre ellas. Clasificación de reacciones químicas. La energía involucrada en las reacciones químicas. La velocidad de las reacciones químicas ..... | <b>204</b> |
| <b>4.4</b> Equilibrio químico. Constantes de equilibrio químico. Desplazamiento del equilibrio químico.....   | <b>219</b> |
| <b>4.5</b> Los problemas químicos cuantitativos relacionados con las muestras de sustancias, las reacciones químicas y las disoluciones acuosas .....   | <b>228</b> |

### **Apéndices ..... 242**

### **Bibliografía ..... 279**

# Prólogo

**E**ducando, este libro ha sido escrito para contribuir a tu formación integral. En él se expone una selección de contenidos vinculados con la ciencia química y su relación con fenómenos que ocurren diariamente en la naturaleza, los organismos vivos y en los procesos industriales. Los conocimientos que aprenderás, estudiando cada uno de sus epígrafes, podrás aplicarlos en un futuro no muy lejano al progreso científico-técnico de la humanidad en aras de favorecer su desarrollo sostenible.

El libro de *Química Onceno grado* es el resultado de los conocimientos y experiencias de un colectivo de profesores que contribuyeron a su elaboración en calidad de autores y colaboradores.

Para su confección se tuvo en cuenta todo lo valioso de los programas y libros de textos de *Química* que han sido utilizados en períodos anteriores, aunque también fueron consultadas otras fuentes bibliográficas, más recientes, para favorecer la actualización de los contenidos en los temas que se proponen.

En su contenido descubrirás las relaciones interdisciplinarias que existen entre los fenómenos que estudia la ciencia química y los conocimientos de otras ciencias como la matemática, la física, la geografía y la biología, lo que te demostrará la unidad material del mundo.

Al ser la química una ciencia teórico-experimental, y sobre la base de la importancia de la práctica en la adquisición de los conocimientos y como criterio de la verdad, se incluyen en el texto experimentos de clases y prácticas de laboratorio, de fácil ejecución, que te servirán para la mejor comprensión de los contenidos que se tratan en el curso. Durante su realización desarrollarás, entre otras muchas, las habilidades de observar, describir y explicar en tres momentos importantes de la actividad: al inicio, durante su realización y al finalizar la actividad práctica; lo que te permitirá llegar a conclusiones certeras sobre el fenómeno en estudio.

En la parte teórica se ha tratado con especial atención la definición de los conceptos, explicitando sus propiedades necesarias y suficientes que son las que posteriormente permiten la identificación de los objetos y fenómenos representativos de ese concepto. También se ha evidenciado la relación que existe entre la estructura química de las sustancias con sus propiedades y aplicaciones, como una muestra de la concepción científica del mundo que debes interiorizar.

Los problemas químicos cuantitativos han sido tratados a partir de la interpretación del concepto químico o ley que le sirven de base teórica, tratando de evitar su aprendizaje memorístico y analizando la lógica del resultado obtenido.

Te recomendamos, con mucha insistencia, que, en tu estudio individual y colectivo, te pongas además de estudiar, resumir y relacionar los contenidos teóricos, también dediques una parte del tiempo a contestar y resolver las preguntas y problemas que aparecen a lo largo del texto para comprobar tu aprendizaje. Esto contribuirá a la sistematización, ejercitación y generalización de los contenidos estudiados, así como a tu autoevaluación.

Consideramos que este libro de texto ayudará a tu formación integral y será un aporte al desarrollo de tu cultura científica, si lo complementas con las notas de clases y la búsqueda constante de otras fuentes bibliográficas como libros, revistas, periódicos, diferentes sitios web, etcétera.

¿Cómo está estructurado tu libro de texto?

El libro tiene cuatro capítulos que se corresponden con las unidades del actual programa de estudio de oncenno grado. Estos capítulos son: Equilibrio químico; Reacciones químicas de oxidación-reducción. Electroquímica; Los metales y Sistematización de los contenidos de Química de décimo y oncenno grados.

Cada capítulo comienza con una breve introducción que incluye interrogantes que debes proponerte responder al finalizar su estudio. A continuación, se desarrolla el contenido, dividido en epígrafes numerados consecutivamente; al finalizar cada epígrafe y numerados, también de manera consecutiva, aparecen los ejercicios para comprobar lo aprendido, en ellos se incluyen los denominados desafíos, que son ejercicios de mayor complejidad, cuya solución requiere de un mayor esfuerzo de tu parte.

Cada capítulo termina con un resumen de las principales ideas abordadas en él y ejercicios que integran los contenidos de dos o más de sus

epígrafes, llamados ejercicios integradores. En ocasiones el resumen te propone la confección de mapas conceptuales que te permitirán establecer las relaciones existentes entre los diferentes contenidos estudiados, lo que te será de gran ayuda para el estudio individual. Al final de cada capítulo aparecen las conclusiones.

El libro de texto tiene un grupo de etiquetas que identifican diferentes secciones del libro, entre ellas encontrarás:

**Algo de historia:** en ella aparecen datos de interés sobre los aportes de los científicos que se relacionan con el contenido que se trata en el epígrafe.

**Conoce un poco más:** profundiza en algunos contenidos que, aunque no constituyen objetivos del curso, te ayudan a ampliar tus conocimientos sobre un tema determinado y podrás estudiarlos con mayor profundidad en cursos complementarios o de forma independiente.

**¿Sabías que...?:** incluye información sobre hechos curiosos e interesantes de la ciencia química relacionados con aportes científicos relevantes, la salud, el medio ambiente, las producciones industriales y otras disciplinas.

**Conéctate:** te sugiere el uso de las tecnologías de la información y las comunicaciones para reforzar o ampliar los conocimientos adquiridos relacionados con los temas estudiados.

**Reflexiona:** propone que realices una mirada más profunda a determinados aspectos para que no llegues a conclusiones erróneas.

**Recuerda que...:** incluye algunos contenidos ya estudiados que necesitas poner en práctica para comprender la nueva materia.

**Importante:** en ella aparecen las definiciones de los conceptos y otros aspectos importantes que te permiten comprender y aprender los otros contenidos que se abordan en el epígrafe.

**Sistematizando:** muestra las relaciones que se establecen entre varios aspectos del contenido estudiado y que te facilitan establecer determinadas generalizaciones.

Al final del libro aparecen un grupo de apéndices que contienen informaciones valiosas que necesitarás para poder utilizar y estudiar mejor el contenido del libro de texto. Se destaca dentro de ellos el que aborda las medidas de seguridad que se deben tener en cuenta cuando trabajes en el laboratorio químico escolar y un glosario de palabras y expresiones, ordenado

alfabéticamente, que puedes consultar cada vez que encuentres una palabra de difícil comprensión, ya que allí encontrarás el significado con el que fue utilizado ese término en el texto, y en ocasiones su etimología o algún comentario. No obstante, puedes auxiliarte también para tus consultas de un diccionario.

Depositamos esta obra en tus manos, confiados en que sabrás aprovechar el contenido que en ella se recoge, el que deberás utilizar en el futuro para el mejoramiento humano individual y colectivo. Te exhortamos a que lo cuides para que pueda ser utilizado por otros educandos que, al igual que tú, lo necesitarán al llegar al oncenno grado.

También queremos expresar nuestra gratitud a todos los profesionales de la Subcomisión Nacional de Química del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación que han contribuido a enriquecer el contenido científico y didáctico de este libro, con oportunos señalamientos y acertadas sugerencias. Nuestro agradecimiento además a la Editorial Pueblo y Educación, que ha hecho posible la materialización de esta obra.

*Los autores*

# CAPÍTULO 1

## Equilibrio químico

Los estudios realizados en grados anteriores en la asignatura Química te han permitido conocer aspectos importantes de las reacciones químicas, tales como: su definición, los diferentes criterios para clasificarlas, las relaciones estequiométricas que se establecen entre los reaccionantes y los productos, la energía involucrada en ellas y su velocidad. Sin embargo, existen fenómenos que ocurren en la vida, como el que se produce en el organismo al ingerir una disolución acuosa de hidrogenocarbonato de sodio, comúnmente llamado bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ), cuando se tiene acidez estomacal, o el de experimentar hipoxia al disminuir la presión atmosférica sobre una persona, que no pueden ser explicados con los conocimientos que hasta el momento tienes sobre las reacciones químicas.

Es por eso que en este capítulo vas a ampliar y profundizar el concepto reacción química con el estudio de un nuevo aspecto: el equilibrio químico, lo que te permitirá explicar, a partir del punto de vista teórico, muchos procesos que se dan en la vida, incluidos los fenómenos antes mencionados.

Seguramente al interesarte en el tema te surgirán interrogantes como las siguientes:

¿Qué es el equilibrio químico?

¿Todas las reacciones químicas llegan al estado de equilibrio?

¿Cuál es la composición de un sistema químico en equilibrio?

¿Cuántos tipos de equilibrio químico existen? ¿Cuáles son sus características?

¿Qué leyes o principios de la ciencia química permiten comprender el comportamiento de un sistema químico en equilibrio?

Pero no te preocupes, las respuestas a estas preguntas y otras, que pudieran aparecer durante el estudio de este tema, tendrán su respuesta a lo largo del capítulo. Si al finalizar su estudio aún te quedan algunas interrogantes sobre el tema, no te desanimes, es el momento de investigar en otras fuentes bibliográficas que tu profesor puede orientarte.

## 1.1 Equilibrio químico molecular

En décimo grado el estudio de las disoluciones saturadas te permitió aplicar por primera vez a la Química los conocimientos esenciales que sobre el equilibrio habías estudiado en Física. En esta parte del capítulo sistematizarás esos conocimientos al aplicarlos a reacciones químicas que ocurren, fundamentalmente, entre sustancias moleculares y que bajo determinadas condiciones alcanzan el estado de equilibrio químico, pero también te apropiarás de nuevas ideas teóricas de gran importancia para comprender el comportamiento de las reacciones químicas que llegan a alcanzar este estado final.

### 1.1.1 Características del estado de equilibrio químico

Para comprender cuáles son las características de una reacción química en equilibrio, debemos comenzar por conocer qué condiciones son necesarias para que se alcance el estado de equilibrio químico.

Durante los cursos anteriores, al referirte a una reacción química has asumido que durante su ocurrencia al menos uno de los reaccionantes se consume totalmente y se transforma en producto, sin embargo, la realidad ha demostrado que en ocasiones una vez obtenida cierta cantidad de las sustancias productos, estas se transforman nuevamente en reaccionantes ocurriendo simultáneamente dos procesos opuestos.

Evidentemente estamos en presencia de dos tipos diferentes de reacciones químicas según el sentido en que estas se producen. Podemos referirnos entonces a las reacciones químicas que bajo determinadas condiciones se consideran irreversibles porque ocurren en un solo sentido y a las reacciones químicas que son consideradas reversibles. Sobre éstas últimas aprenderás en los próximos párrafos.

#### **Importante**

Reacción química reversible es un proceso químico en el que bajo determinadas condiciones los reaccionantes se transforman en productos y los

productos se transforman en reaccionantes, o sea, el proceso ocurre simultáneamente en dos sentidos opuestos.

En las reacciones químicas reversibles se utilizan dos flechas para indicar los sentidos opuestos que coexisten en el proceso. Una flecha se coloca de izquierda (sustancias reaccionantes) a derecha (sustancias producto) para representar el sentido directo o reacción directa y la otra flecha se coloca en el sentido de derecha (sustancias productos, que son ahora los reaccionantes) a izquierda (sustancias reaccionantes que son ahora los productos), el que se corresponde con el sentido inverso o reacción inversa. Las reacciones químicas reversibles se representan como en la figura 1.1.



**Fig 1.1** Representación de una reacción química reversible

### Importante

Independientemente de que se haga referencia a la reacción química directa o inversa, para el estudio del equilibrio químico se asumirá que las sustancias a la izquierda de la doble flecha son los reaccionantes y las que aparecen a la derecha son los productos.

Que la reacción química sea reversible es una condición necesaria para que el sistema alcance el estado de equilibrio químico, aunque no es condición suficiente, pues se deben cumplir otras.

Como existen reacciones químicas en las que intervienen sustancias gaseosas o líquidos muy volátiles, se hace necesario que el sistema sea cerrado, para garantizar que estas sustancias no escapen del sistema y pueda ocurrir la reacción química en ambos sentidos, siendo esta otra condición a tener en cuenta para que se alcance el equilibrio químico.

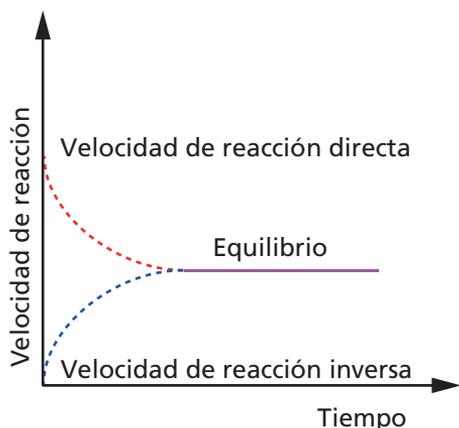
### Importante

Sistema cerrado es aquel en el que no se produce intercambio de masa con los alrededores.

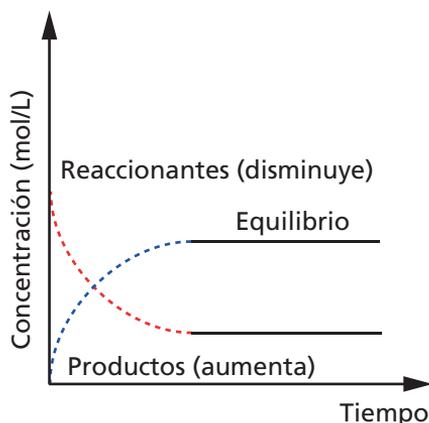


Al inicio del proceso, como existe una alta concentración de sustancias reaccionantes, la velocidad del proceso directo será máxima e irá disminuyendo en la medida en que estas sustancias se van gastando y se transforman en productos. Con el paso del tiempo las sustancias producidas van aumentando sus concentraciones, y como consecuencia de esto, aumenta la velocidad de la reacción inversa, hasta el momento en que las velocidades de ambas reacciones se igualan. Es, en este momento, que se alcanza el equilibrio, lo que constituye otra característica de las reacciones que alcanzan este estado final (figura 1.2).

Una vez que se alcanza el equilibrio, las concentraciones de todas las sustancias involucradas ya no varían más, lo que constituye otra de las características del estado de equilibrio químico (figura 1.3).



**Fig. 1.2** La velocidad de la reacción química



**Fig. 1.3** La concentración de las sustancias en el equilibrio químico

### Importante

En un sistema químico en equilibrio se cumple que:

La velocidad del proceso directo es igual a la velocidad del proceso inverso.

Las concentraciones de las sustancias reaccionantes y productos permanecen constantes.

Los aspectos analizados permiten un acercamiento a la definición de equilibrio químico.

## Importante

Equilibrio químico es el estado final que alcanza una reacción química reversible que ocurre en un sistema cerrado, a temperatura constante y uniforme, sin que se observen cambios macroscópicos y en el que permanecen constantes las concentraciones de las sustancias involucradas a pesar de seguir produciéndose en el sistema cambios microscópicos.

El estado de equilibrio químico es, por lo tanto, dinámico y puede alcanzarse lo mismo a partir de las sustancias reaccionantes que de las sustancias productos. En este estado siempre existirá una mezcla, con diferente composición, de todas las sustancias que forman parte del sistema.

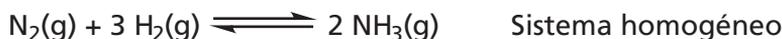
Los sistemas químicos en equilibrio pueden ser clasificados en homogéneos si están constituidos por una sola fase o heterogéneos si están formados por más de una fase.



## Reflexiona

No siempre que en un sistema químico todas las sustancias se encuentran en el mismo estado de agregación puede afirmarse que existe una sola fase.

Ejemplos de sistemas químicos que alcanzan el estado de equilibrio son:



## Comprueba lo aprendido

**1.1** Selecciona la opción correcta. Argumenta.

En un sistema químico en equilibrio

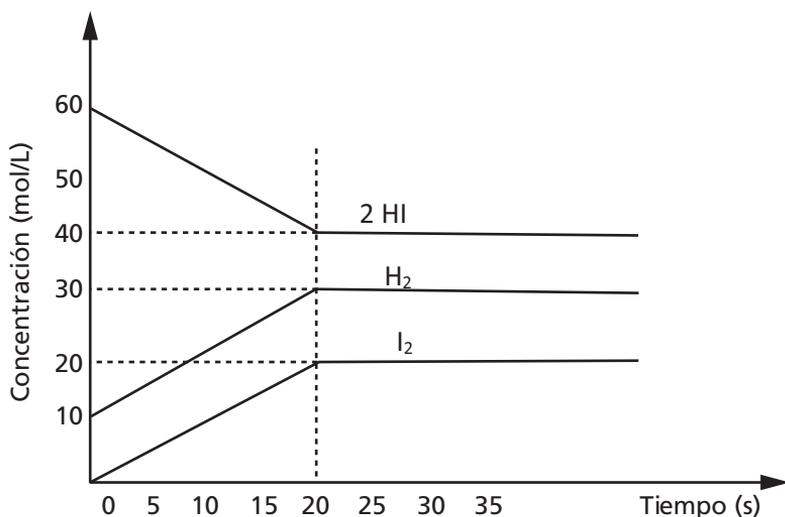
- Las velocidades de los procesos opuestos permanecen constantes y las concentraciones de las sustancias involucradas tienden a igualarse.
- Las concentraciones de las sustancias involucradas se igualan y las velocidades de los procesos opuestos van disminuyendo.
- Las concentraciones de las sustancias involucradas no varían y las velocidades de los procesos opuestos se igualan.

- d) \_\_\_ Las concentraciones de las sustancias involucradas van aumentando y las velocidades de los procesos directo e inverso van disminuyendo.

### Desafío

**1.** A 134 °C la reacción química representada por la ecuación química:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  se encuentra en equilibrio. Enumera las características del sistema que se derivan de esta afirmación

**1.2** Analiza el siguiente gráfico (figura 1.4) que representa una reacción química en fase gaseosa que evoluciona hasta alcanzar el equilibrio químico.



**Fig. 1.4** Reacción química que avanza hasta el equilibrio

- Formula la ecuación química del proceso representado.
- ¿Qué tiempo demoró el sistema en alcanzar el equilibrio? Argumenta.
- ¿Cuáles son los valores de la concentración de cada sustancia cuando se alcanzó el equilibrio químico?
- ¿Qué relación existía entre la velocidad del proceso directo y la del proceso inverso cuando habían transcurrido 30 s de iniciada la reacción química? Argumenta.

- e) Critica la siguiente afirmación: a los 25 s de iniciada la reacción química se observa cómo se intensifica el color correspondiente a la sustancia yodado ( $I_2$ ).

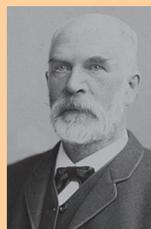
### 1.1.2 Ley de acción de masas. Constante de equilibrio químico en función de las concentraciones

Ya conoces, del epígrafe anterior, que en todo sistema en equilibrio químico las concentraciones de las sustancias permanecen constantes, por lo que tus conocimientos te permitirán comprender que al establecer una relación matemática entre estas concentraciones, se obtendrá un valor que también será constante.

El estudio experimental del comportamiento de las concentraciones de las sustancias participantes en un sistema en equilibrio químico y las relaciones entre ellas permitieron a los profesores noruegos Guldberg y Waage, en el año 1864, enunciar una generalización aplicable a todo sistema en equilibrio químico, que constituye una ley de la naturaleza, la Ley de acción de masas.

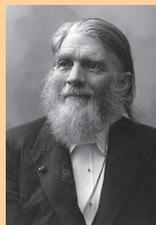
#### Algo de historia

Cato M. Guldberg (1836-1902) químico y matemático noruego (figura 1.5). Ejerció como profesor de Matemática en la Universidad de Oslo. Descubrió y desarrolló la Ley de acción de masas entre los años 1864 y 1879. Su campo de investigación principal fue la termodinámica.



**Fig. 1.5** Cato M. Guldberg

Peter Waage (1833-1900) químico noruego. Profesor de Química de la Universidad de Oslo (figura 1.6). Descubrió y desarrolló la Ley de acción de masas entre los años 1864 y 1879.



**Fig. 1.6** Peter Waage

Estos científicos se apoyaron en las expresiones de la velocidad de reacción de los procesos directo e inverso (vía cinética), para arribar a sus conclusiones.

De manera general la ley expresa que para todo sistema en equilibrio químico y a una temperatura constante, existe una relación constante y sencilla entre el resultado de la multiplicación de las concentraciones de las sustancias productos y el resultado de la multiplicación de las concentraciones de las sustancias reaccionantes. El valor de esta relación constante se conoce como constante de equilibrio.

Esta generalización se hace evidente cuando se analizan los datos experimentales que se muestran en la tabla 1.1 correspondiente al equilibrio químico.



La diferencia que se observa entre los valores de la relación que se establece entre las concentraciones de las sustancias determinadas experimentalmente se atribuye generalmente a errores que, por diversas causas, pueden haberse cometido durante el estudio experimental.

**Tabla 1.1** Relación entre las concentraciones de las sustancias en el equilibrio

| Experimento | C(X) en el equilibrio / mol · L <sup>-1</sup> |                 | $\frac{c^2(\text{NO}_2)}{c(\text{N}_2\text{O}_4)}$ |
|-------------|---|-----------------|--|
|             | N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>                 | NO <sub>2</sub> |  |
| 1           | 0,5000  | 1,0000          | 2,000  |
| 2           | 0,1910  | 0,6180          | 1,994  |
| 3           | 0,0468  | 0,3064          | 2,004  |



### Conoce un poco más

La unidad de medida de la concentración de cantidad de sustancia mol/L, puede ser expresada también según los conocimientos de Matemática como mol · L<sup>-1</sup>.

La expresión matemática asociada a esta importante generalización se conoce como expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones y se representa por K<sub>c</sub>.

Para el sistema en equilibrio químico representado por la ecuación química general:





## ¿Sabías que ...?

La expresión de la constante de equilibrio siempre se corresponde con la ecuación química de la reacción química, por lo que cuando se invierte el sentido en que se plantea esta se invierte el valor de  $K_c$ ; cuando se multiplican los coeficientes de la ecuación química por un número, la constante de equilibrio químico se eleva a una potencia numéricamente igual a ese número y cuando se dividen dichos coeficientes por un número, a la constante de equilibrio químico se le determina la correspondiente raíz.

Esta es una de las causas por la que las constantes de equilibrio químico son utilizadas frecuentemente sin unidades de medida.



## Conoce un poco más

Para los sistemas formados por sustancias gaseosas, se acostumbra a utilizar la constante de equilibrio en función de las presiones parciales de los gases ( $K_p$ ). La relación entre  $K_c$  y  $K_p$  se establece a partir de la expresión  $K_p = K_c(RT)^{\Delta \nu}$ .

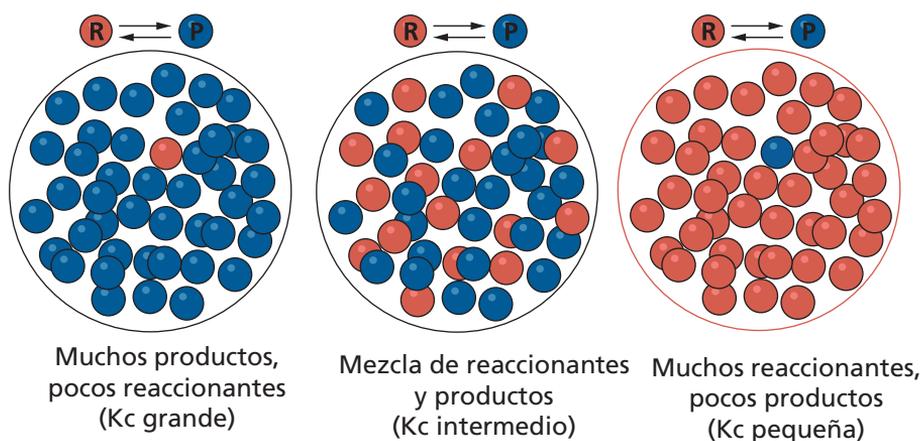
Las constantes de equilibrio químico se utilizan para predecir la composición relativa de reaccionantes y productos en la mezcla de equilibrio, aspecto de gran importancia durante el estudio de una reacción química en equilibrio, ya sea para su empleo en un laboratorio o en una industria química.

Los criterios para realizar esas predicciones difieren en algunos autores. En este libro, como en muchos otros, se utilizan los términos relativos de grande y pequeño para referirse a los valores de la constante de equilibrio, teniendo siempre presente que lo que en un momento dado puede considerarse grande en otro contexto pudiera ser considerado pequeño, precisamente, por su condición de ser términos relativos. No obstante, para el objetivo que perseguimos en el preuniversitario puede considerarse grande una constante de equilibrio mayor que 10, pequeña una constante de equilibrio menor que  $10^{-1}$  y como intermedias las constantes de equilibrio comprendidas en el intervalo entre  $10^{-1}$  y 10.

Si el valor de  $K_c$  es grande es porque en la mezcla de equilibrio hay predominio de las sustancias producto (el numerador es mayor que el denominador), lo que significa que la reacción directa transcurre casi completamente, por lo que se plantea que la reacción directa ocurre en mayor extensión que la inversa. Si el valor de  $K_c$  es pequeño es porque en la mezcla de equilibrio hay predominio de las sustancias reaccionantes

(el numerador es menor que el denominador), lo que significa que la reacción directa prácticamente no ocurre en esas condiciones, por lo que la reacción inversa será la que ocurre en mayor extensión. Cuando el valor de  $K_c$  se considera intermedio, la mezcla en equilibrio tendrá una composición aproximadamente igual de sustancias reaccionantes y productos.

Ejemplos de la relación que existe entre la constante de equilibrio ( $K_c$ ) y la composición de la mezcla de equilibrio (cantidades relativas de reaccionantes y productos en la mezcla de equilibrio), se muestran en los modelos de la figura 1.7 que representan tres sistemas hipotéticos en equilibrio químico con diferente composición química.



**Fig. 1.7** Relación entre los valores de  $K_c$  y la composición de la mezcla de equilibrio

### Importante

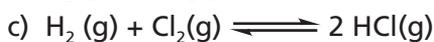
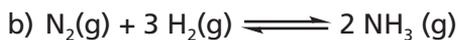
La composición química de la mezcla de equilibrio no puede ser obtenida de la ecuación química correspondiente a la reacción química.

### Conoce un poco más

La constante de equilibrio a una temperatura dada también se utiliza para calcular las concentraciones de cada sustancia en la mezcla de equilibrio, conocidas las masas o cantidades de sustancias que se ponen a reaccionar en el sistema.

### Comprueba lo aprendido

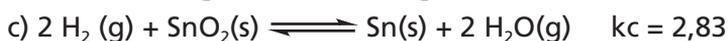
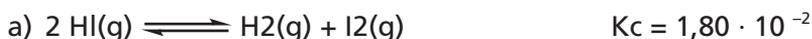
**1.3** Dados los siguientes sistemas en equilibrio químico:



**1.3.1** Clasificalos en homogéneos o heterogéneos. Argumenta en cada caso.

**1.3.2** Escribe la expresión de la  $K_c$  para cada uno.

**1.4** Analiza los siguientes sistemas en equilibrio químico:



**1.4.1** Identifica:

- Una reacción química que ocurre prácticamente completa en el sentido directo.
- Una reacción química que prácticamente no ocurre en el sentido directo.
- Una reacción química que alcanza el equilibrio con cantidades relativamente altas de los reaccionantes.
- Una reacción química que al alcanzar el equilibrio posee, aproximadamente, cantidades similares de las sustancias reaccionantes y de las sustancias productos.

**1.4.2** Escribe la expresión de  $K_c$  para cada sistema.

## Desafío

**2.** A la temperatura de  $400\text{ }^\circ\text{C}$  se ponen a reaccionar, en un recipiente A, 2 mol de  $\text{N}_2(\text{g})$  y 6 mol de  $\text{H}_2(\text{g})$  y, en otro recipiente B, 1 mol de  $\text{N}_2(\text{g})$  y 3 mol de  $\text{H}_2(\text{g})$ . En ambos recipientes 5 min más tarde se alcanza el equilibrio. ¿Qué relación existirá entre los valores de  $K_c$  para estos sistemas? Argumenta.

### 1.1.3 Principio de Le Châtelier-Braun. Desplazamiento del equilibrio químico

Como el equilibrio químico se alcanza cuando la velocidad de la reacción directa e inversa se igualan, lo que constituye una de las características esenciales de este estado, es lógico pensar que cualquier factor que provoque que esta condición no se cumpla, ocasione que el sistema



## Importante

El principio de Le Châtelier de forma general plantea: Si se impone una modificación a un sistema en equilibrio se originan procesos que desplazan el equilibrio, de forma tal que se contrarreste parcialmente la modificación que se le ha impuesto.

Este principio hace evidente la ley general de la dialéctica que refiere cómo los cambios cuantitativos producen cambios cualitativos, además de reflejar la unidad que existe entre las categorías acción y reacción.

Para el estudio y comprensión del Principio de Le Châtelier-Braun hay que tener total claridad en que:

- la modificación es impuesta al sistema en equilibrio desde el exterior, mientras que la respuesta se origina en el interior del sistema.
- contrarrestar parcialmente significa tratar de revertir, sin lograrlo totalmente, el efecto provocado por la modificación impuesta, con el propósito de mantener el estado inicial.

La aplicación del Principio de Le Châtelier-Braun se pone en práctica mediante el empleo de reglas que se establecen para cada factor y que pueden ser explicadas teniendo en cuenta los conocimientos matemáticos sobre fracciones, los aspectos cinéticos sobre las reacciones químicas o, simplemente, teniendo en cuenta el planteamiento fundamental del principio.

### *Desplazamiento del equilibrio químico por cambios en la concentración de las especies químicas involucradas*

Para estudiar este factor es conveniente precisar el efecto que produce en las especies químicas que forman parte del sistema en equilibrio, la ocurrencia de los procesos directo e inverso.

El análisis de la reacción química representada en la figura 1.9 indica que:

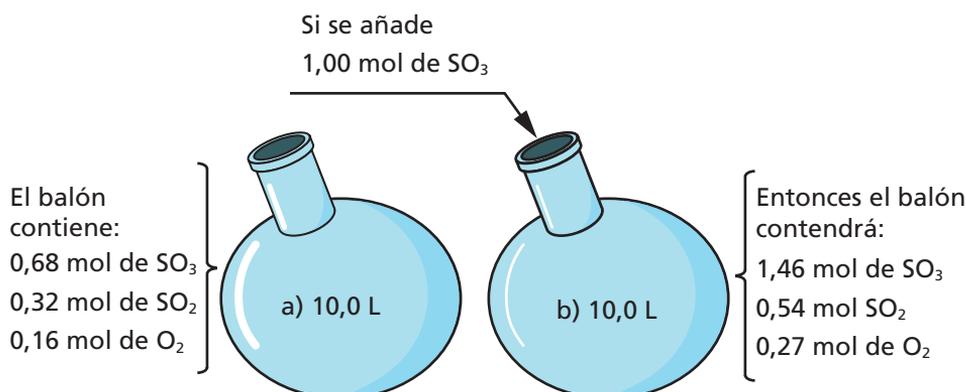
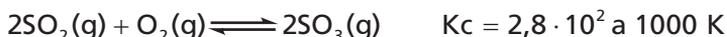


**Fig. 1.9** Representación de una reacción química en equilibrio



consecuencia aumentaron las concentraciones de las sustancias  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  con respecto al estado inicial (aumento de las cantidades de sustancia en el mismo volumen), pero la concentración de  $\text{SO}_3$  es ahora mayor que la inicial, aunque no exactamente igual a la que originaría la suma de la cantidad de sustancia inicial más la añadida.

A pesar del reajuste de las concentraciones si se calcula el valor de  $K_c$  este sigue siendo aproximadamente el mismo ya que la temperatura del sistema no ha variado.



**Fig. 1.10** Desplazamiento del equilibrio químico por cambios en la concentración de  $\text{SO}_3$

### ¿Sabías que ...?

El transporte de dioxígeno en el cuerpo involucra un equilibrio entre hemoglobina ( $\text{Hb}$ ), dioxígeno ( $\text{O}_2$ ) y oxihemoglobina ( $\text{HbO}_2$ ) según la siguiente ecuación química:



Cuando la concentración de  $\text{O}_2$  es alta en los alveolos del pulmón esta sustancia se difunde en la sangre sin dificultad y llega a todas las partes del cuerpo, ya que el equilibrio favorece la formación del producto, pero cuando la concentración de  $\text{O}_2$  disminuye, por ejemplo, cuando se escala a grandes alturas, el equilibrio se desplaza en el sentido de la reacción inversa disminuyendo la concentración de  $\text{HbO}_2$  lo que produce la condición de hipoxia cuyos síntomas pueden ser aumento en el ritmo respiratorio, dolor de cabeza,



Para la aplicación de esta regla resulta imprescindible determinar cuál reacción química (directa o inversa), produce mayor cantidad de sustancia gaseosa. Esto se logra sumando los coeficientes estequiométricos que corresponden a las sustancias gaseosas en los reaccionantes y comparándola con la suma de los coeficientes correspondientes a las sustancias gaseosas en los productos de la ecuación química.

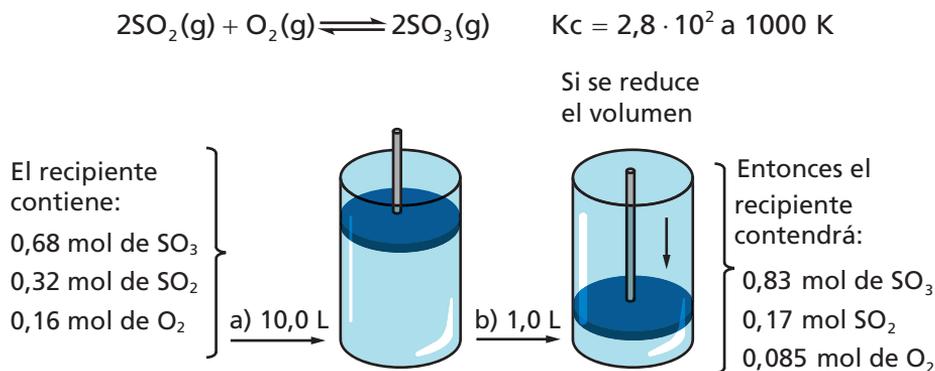
Es importante tener en cuenta que como el equilibrio químico puede alcanzarse a partir de las sustancias reaccionantes, de las sustancias productos e incluso iniciar la reacción con muestras de todas las sustancias involucradas en el sistema.

### Importante

Es incorrecto expresar que el equilibrio químico se desplaza favoreciendo el sentido en que existe mayor o menor cantidad de sustancia gaseosa, ya que esto depende de las cantidades de sustancias presentes al inicio de la reacción química.

Lo correcto es decir que se desplaza hacia donde se produce mayor o menor cantidad de sustancia gaseosa.

El ejemplo que se ilustra en la figura 1.11 corresponde a un sistema químico en equilibrio.



**Fig. 1.11** Desplazamiento del equilibrio químico por aumento de presión provocado por disminución del volumen

A este sistema se le aumentó la presión por una disminución del volumen y para contrarrestar parcialmente el cambio, el desplazamiento del



La variación de  $K_c$  estará asociada entonces a la reacción química que fue favorecida por el desplazamiento del equilibrio. Se puede generalizar que:

- Cuando al variar la temperatura el desplazamiento del equilibrio favorece la reacción directa,  $K_c$  aumenta ya que habrá mayor proporción de productos que de reaccionantes en la mezcla de equilibrio.
- Cuando al variar la temperatura el desplazamiento del equilibrio favorece la reacción inversa,  $K_c$  disminuye ya que habrá mayor proporción de reaccionantes que de productos en la mezcla de equilibrio.

Para el sistema que representa la obtención de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), el aumento de la temperatura favorece la reacción química inversa por lo que al producirse este cambio  $K_c$  disminuye, tal como se muestra en la tabla 1.2.

**Tabla 1.2** Variación de  $K_c$  con la temperatura

|                      |      |      |      |      |       |
|----------------------|------|------|------|------|-------|
| <b>T/°C</b>          | 375  | 400  | 425  | 450  | 500   |
| <b>K<sub>c</sub></b> | 0,09 | 0,05 | 0,02 | 0,01 | 0,006 |



### Reflexiona

El empleo de los catalizadores en las reacciones químicas en equilibrio, no desplazan el equilibrio, a pesar de ser este un factor que aumenta la velocidad de las reacciones químicas.



### ¿Sabías que...?

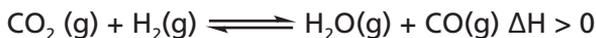
La obtención de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), a partir del dihidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y el dinitrógeno ( $\text{N}_2$ ), se conoce como método Haber en honor al científico Fritz Haber que en 1918 fue premio Nobel de Química.

En la determinación de las condiciones industriales óptimas para obtener un elevado rendimiento de  $\text{NH}_3$  por este método se aplica el Principio de Le Châtelier-Braun y los conocimientos acerca de la cinética química.

En Cuba en la década de 1990 (período especial), como consecuencia del alto precio de una de las materias primas de este proceso (la nafta), el costo de producción del  $\text{NH}_3$  se encareció considerablemente, por lo que se decidió paralizar las plantas de amoníaco de Cienfuegos y Nuevitas. Actualmente, en el país las demandas de esta sustancia para la obtención de productos nitrogenados se satisfacen con importaciones.

## Comprueba lo aprendido

**1.5** Bajo ciertas condiciones se obtiene el sistema en equilibrio químico representado por la ecuación química:



**1.5.1** Analiza e indica si son verdaderos (V), o falsos (F), los planteamientos siguientes:

- La reacción química directa produce dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- La reacción química directa produce la misma cantidad de sustancia gaseosa que la inversa.
- La reacción química inversa absorbe energía mediante calor.
- Si se añade un catalizador apropiado la reacción química directa se hace más rápida que la inversa.
- Aumentar la concentración de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), desplaza el equilibrio en el sentido de la reacción química directa.
- Disminuir la temperatura del sistema desplaza el equilibrio químico en el sentido de la reacción química directa.
- El aumento de la presión del sistema por disminución del volumen del recipiente de reacción, no desplaza el equilibrio químico.

**1.5.2** Argumenta cada una de tus respuestas.

**1.6** Dado el siguiente sistema en equilibrio a la temperatura  $T_1$



**1.6.1** Explica cómo varía la cantidad de sustancia de monóxido de nitrógeno (NO), en el equilibrio químico cuando:

- Se inyecte dioxígeno ( $\text{O}_2$ ), en el recipiente de reacción.
- Se comprima el sistema con un pistón.
- Se coloque el recipiente de reacción en un baño de agua con una temperatura menor que  $T_1$ .

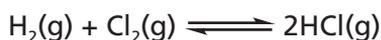
- 1.7** El metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) es un alcohol cuya ingestión provoca severos daños a la salud. En la industria puede obtenerse mediante una reacción química que se representa por la ecuación química siguiente:



Teniendo en cuenta el Principio de Le Châtelier-Braun, propón qué condiciones de presión y temperatura favorecerían un mayor rendimiento de metanol. Explica.

### Desafío

- 3.** Se determinó experimentalmente que cuando en el sistema en equilibrio químico representado por la ecuación química:



Se aumenta la temperatura,  $K_c$  disminuye. Explica si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

## 1.2 Equilibrio químico iónico

Hasta el momento, has estudiado sistemas químicos en equilibrio formados por sustancias moleculares, generalmente, en estado gaseoso; sin embargo, existen otros sistemas químicos en equilibrio en los que las sustancias que participan se encuentran en disolución y entre las partículas presentes existen iones disueltos. A este tipo de sistema en equilibrio se le denomina equilibrio iónico.

### Importante

Equilibrio iónico es el estado final de un sistema químico reversible a temperatura constante y uniforme en el que participan iones en disolución y en el cual, a pesar de no observarse cambios macroscópicos, siguen produciéndose los cambios microscópicos entre las especies químicas presentes a igual velocidad.

El equilibrio químico iónico es un caso particular de equilibrio químico por lo que en él se manifiestan las mismas características del equilibrio químico molecular, se cumple la Ley de acción de masas y el Principio de Le Châtelier-Braun.



### Recuerda que...

Se disocian al disolverse en un disolvente apropiado, las sustancias formadas por iones; este proceso implica la separación de los iones ya existentes en el cristal iónico.

Se ionizan al disolverse en un disolvente apropiado las sustancias formadas por moléculas polares, este proceso implica la ruptura del enlace covalente polar para formar los iones y su posterior separación.

Ejemplos de electrólitos son el cloruro de sodio (NaCl), el bromuro de hidrógeno (HBr), el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y el hidróxido de potasio (KOH), y de no electrólitos el formol (metanal,  $\text{CH}_2\text{O}$ ), la acetona (propanona,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ), y el azúcar (sacarosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ).

### ¿Sabías que...?

Los términos electrolito y no electrolito son aceptados actualmente escritos sin tilde, por lo que podrás encontrarlos en algunos textos con o sin tilde, sin que ello constituya un error ortográfico.

Las sustancias que se consideran electrólitos son los hidrácidos, los hidróxidos (metálicos y no metálicos) y las sales.

### Conéctate

Los ácidos y las bases son conocidos desde las primeras civilizaciones. Si quieres saber qué se conocía en aquella etapa sobre este tipo de electrólito, puedes visitar: [www.quimica.cubaeduca.cu](http://www.quimica.cubaeduca.cu)

### Conoce un poco más

Los electrólitos se denominan también conductores de segunda clase porque, a diferencia de los metales, el paso de la corriente eléctrica a través de ellos produce una reacción química.

### ¿Sabías que...?

Algunas de las sustancias presentes en los líquidos corporales son electrólitos que aportan iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  al organismo. Estos electrólitos son muy importantes para mantener el funcionamiento adecuado de las células y de los diferentes órganos. En ocasiones, cuando hay vómitos, diarreas o sudoraciones excesivas las concentraciones de algunos

electrolitos disminuyen, entonces se suministran por vía intravenosa u oral, disoluciones de electrólitos que ayudan a restablecer el déficit de estos iones en el organismo.

### ¿Sabías que...?

Hay presencia de electrólitos en el agua de mar: un litro de agua de mar contiene aproximadamente 35 g de sales disueltas, de los cuales, 32 g son de NaCl y  $MgCl_2$ .

Si en un aparato para medir conductividad de las disoluciones se ensaya con disoluciones de diferentes electrólitos de igual concentración, observarás que no todas las disoluciones conducen con igual intensidad la corriente eléctrica tal como se muestra en la figura 1.13.



**Fig. 1.13** Medición de la conductividad eléctrica de diferentes disoluciones:  
 a) Disolución no conductora, b) Disolución muy conductora,  
 c) Disolución poco conductora

Como la conductividad eléctrica en estos sistemas está asociada a la presencia de iones, este resultado indica que no existe la misma concentración de iones en las disoluciones, de lo cual puede deducirse que no todas las sustancias al disolverse se han disociado en igual extensión, lo que se corresponde con lo que se muestra en la figura 1.13 a) Disolución de sustancia que no se disocia en iones, b) Disolución de sustancia muy disociada en iones y c) Disolución de sustancia poco disociada en iones.

La extensión en que se produce la disociación de los electrólitos al disolverse en un disolvente adecuado permite clasificarlos en: electrólitos fuertes y electrólitos débiles.

### Importante

Electrólitos fuertes son aquellos que al disolverse en un disolvente adecuado se disocian casi totalmente, o sea en gran extensión, por lo que sus disoluciones tienen una elevada concentración de iones.

Electrólitos débiles son los que al disolverse en un disolvente adecuado se disocian muy poco, o sea en menor extensión, por lo que en sus disoluciones existe baja concentración de iones.

Las disoluciones acuosas de electrólitos fuertes conducen con mayor intensidad la corriente eléctrica que las disoluciones acuosas de igual concentración de los electrólitos débiles.

La extensión en que se produce la disociación del electrólito se mide experimentalmente a partir de una propiedad de la disolución que dependa de la concentración de los iones presentes como por ejemplo la conductividad eléctrica.

Teóricamente el grado de disociación iónica es la magnitud que proporciona información sobre la extensión en que se produce la disociación del electrólito, se representa por la letra griega alfa ( $\alpha$ ) e indica la fracción de partículas que se disoció, en tanto por uno, por lo que su valor es menor que la unidad.

Cuando el valor del grado de disociación iónica ( $\alpha$ ), se multiplica por 100 se obtiene lo que se conoce como porcentaje de disociación iónica (grado de disociación expresado en por ciento) representado por  $\alpha(\%)$ , que es la magnitud más utilizada, ya que implica trabajar con números más grandes.

Si para un electrólito  $\alpha(\%) = 90 \%$  esto significa que por cada 100 mol de la sustancia que se disuelven se disocian en iones 90 mol. Si la cantidad de sustancia disuelta fuera 30 mol entonces se disocian en iones 27 mol.



### Conoce un poco más

Las ecuaciones de definición para el cálculo del grado de disociación iónica y el porcentaje de disociación iónica son:

$$\alpha = \frac{n(X) \text{ disociadas}}{n(X) \text{ disueltas}}$$

$$\alpha = \frac{c(\text{ion})}{c(\text{disolución})}$$

$$\alpha(\%) = \frac{n(X) \text{ disociadas}}{n(X) \text{ disueltas}} \cdot 100 \quad \alpha(\%) = \frac{c(\text{ion})}{c(\text{disolución})} \cdot 100$$

### Recuerda que...

Existe una relación directamente proporcional entre el número de partículas  $N(X)$  y la cantidad de sustancia  $n(x)$  según la expresión  $N(x) = N_A \cdot n(X)$ , por lo que el grado de disociación podrá ser calculado también utilizando el número de partículas.

Para clasificar las sustancias en electrolitos fuertes o débiles a partir de los valores del porcentaje de disociación iónica, se toma como parámetro el valor de 30 % que proponen algunos textos que incursionan en este tema y que asumen lo siguiente:

- porcentaje de disociación < 30 % el electrolito se considera débil.
- porcentaje de disociación  $\geq$  30 % el electrolito se considera fuerte.

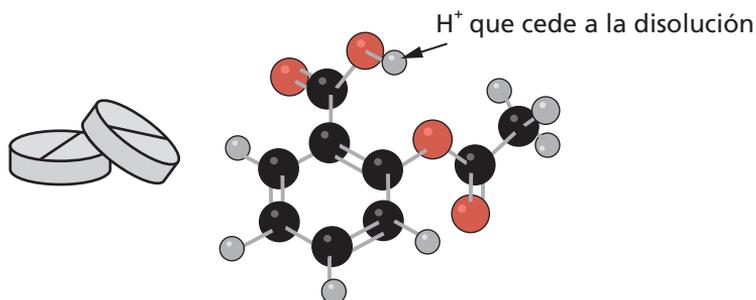
El porcentaje de disociación iónica de la sustancia en la disolución depende del tipo de electrolito y de la concentración de esta sustancia en la disolución (tabla 1.3).

**Tabla 1.3** Dependencia del  $\alpha(\%)$  del tipo de electrolito y de la concentración de la disolución

| C(X)/mol · L <sup>-1</sup> | $\alpha(\%)$         |                          |
|----------------------------|----------------------|--------------------------|
|                            | HAc<br>Ácido acético | HCl<br>Ácido clorhídrico |
| 10 <sup>-1</sup>           | 1,3 %                | 91,8 %                   |
| 10 <sup>-2</sup>           | 4,2 %                | 96,7 %                   |
| 10 <sup>-3</sup>           | 12,4 %               | 98 %                     |

De la tabla anterior se puede concluir que:

- Los electrolitos pueden ser sustancias orgánicas o inorgánicas (figura 1.14).
- El ácido acético (HAc) es un electrolito débil y el cloruro de hidrógeno (HCl), un electrolito fuerte.
- Al disminuir la concentración de la disolución aumenta la disociación del electrolito.



**Fig. 1.14** Ácido acetil salicílico (Aspirina), electrólito débil de naturaleza orgánica

### ¿Sabías que...?

El ácido acético es una sustancia orgánica que clasifica como ácido orgánico. Su fórmula estructural es  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Este ácido es el componente principal del vinagre que se utiliza en las casas para preparar algunos alimentos.

Es válido aclarar que la disminución de la concentración de la disolución generalmente se logra por adición de disolvente, o sea, diluyendo la disolución, el efecto que causa este proceder en la disociación del electrólito se conoce como efecto de la dilución en el porcentaje de disociación iónica.

Las sustancias también pueden ser clasificadas teniendo en cuenta su solubilidad en el disolvente que se emplea para disolverla, generalmente, el disolvente utilizado es el agua.

### Recuerda que...

Teniendo en cuenta su solubilidad las sustancias se clasifican en:

Solubles si más de 1 g se disuelve en 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Poco solubles si menos de 1 g y más de 0,001 g se disuelve en 100 g de agua.

Prácticamente insolubles o de solubilidad despreciable si menos de 0,001 g se disuelve en 100 g de agua.

La unión de estos dos criterios de clasificación permite estudiar tres tipos de electrólitos.

- Fuertes y solubles (F y S): en sus disoluciones acuosas se considera que solo existen iones, pues toda la masa de sustancia que se añade al disolvente se disuelve y todo lo disuelto se considera totalmente disociado en iones por su condición de electrólito fuerte.



Cada tipo de electrólito, teniendo en cuenta las partículas presentes en su disolución, tiene una representación que lo caracteriza que se conoce como notación iónica del electrólito (tabla 1.5).

**Tabla 1.15** Notación iónica de los diferentes electrólitos

| Tipo electrólito | Notación iónica                         | Ejemplo   |
|------------------|---|---|
| Fuerte y soluble | iones                                   | $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$   |
| Débil y soluble  | Moléculas $\rightleftharpoons$<br>iones | $\text{HAc}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Ac}^-(\text{ac})$ |
| Poco soluble     | Sólido $\rightleftharpoons$ iones       | $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}$ |

### Comprueba lo aprendido

**1.8** Selecciona la respuesta correcta a cada enunciado:

a) Si una sustancia al disolverse en agua se disocia muy poco en iones se puede clasificar como:

- electrólito poco soluble;
- no electrólito;
- electrólito débil y soluble.

b) El cloruro de magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ), es un electrólito fuerte y soluble, por lo que su notación iónica es:

- $\text{MgCl}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^-(\text{ac})$
- $\text{MgCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^-(\text{ac})$
- $\text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^-(\text{ac})$

c) El ácido acético es un electrólito débil y soluble por lo que su porcentaje de disociación iónica es:

- $\geq 50 \%$       $< 30 \%$       $< 50 \%$

d) Al diluir una disolución acuosa de un electrólito débil y soluble, el porcentaje de disociación iónica

- disminuye;  se mantiene constante;  aumenta.



aunque solo una parte de la masa disuelta logra disociarse en iones. Es por eso que en las disoluciones acuosas de estos electrólitos existen en equilibrio moléculas disueltas no disociadas e iones disueltos.

El equilibrio presente en las disoluciones acuosas de electrólitos débiles y solubles es un ejemplo de equilibrio iónico.



### Conoce un poco más

En las disoluciones muy concentradas de electrólitos fuertes y solubles también se establece un equilibrio entre los iones disociados y las agrupaciones que, con características de especies independientes, se forman por la interacción de los iones con las moléculas del disolvente.

Como en estos equilibrios se cumple la Ley de acción de masas, también existe una constante de equilibrio que evidencia su cumplimiento.

### Importante

La constante de equilibrio para los electrólitos débiles y solubles recibe el nombre de constante de disociación iónica y se representa por  $K_i$ .

La constante de disociación iónica ( $K_i$ ), solo varía con los cambios de temperatura. El aumento o disminución de la constante al cambiar la temperatura dependerá, según el principio de Le Châtelier-Braun, de que el proceso de disolución del electrólito sea exotérmico o endotérmico.



### Conoce un poco más

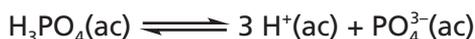
La constante de disociación iónica para un ácido débil se representa también por  $K_a$  y para las bases débiles por  $K_b$ .

Para escribir la expresión de la  $K_i$  debes cumplir con los mismos requerimientos estudiados para escribir la expresión de  $K_c$ , por lo que para un electrólito débil y soluble de fórmula general



La expresión de la constante será: 
$$K_i = \frac{c^x(A^{y+}) \cdot c^y(B^{x-})}{c(A_xB_y)}$$

Este es el ejemplo del ácido fosfórico que es un ácido débil soluble:



Y para el cual la expresión de la constante de disociación iónica será:

$$K_i = \frac{c^3(\text{H}^+) \cdot c(\text{PO}_4^{3-})}{c(\text{H}_3\text{PO}_4)}$$



### Conoce un poco más

Los ácidos polipróticos como el fosfórico se disocian en varias etapas, cada una de las cuales tiene asociada una constante de disociación iónica.

Los valores de la  $K_i$  dan una medida de la extensión en que se ha producido la disociación del electrólito, o sea, de su fortaleza.

### Importante

Mientras mayor es la constante de disociación iónica ( $K_i$ ), mayor será la concentración de los iones en la disolución y por lo tanto mayor fortaleza tendrá el electrólito.



### Conoce un poco más

La expresión  $K_i = c(X)^{\alpha^2}$  relaciona la constante de disociación iónica del electrólito con el grado de disociación iónica. El término  $c(x)$  se corresponde con la concentración de la disolución.

Para comparar dos electrólitos a partir del valor de sus constantes iónicas, tendrás que tener en cuenta que ambos electrólitos se disocian en la misma proporción, o lo que es igual, que la relación entre los iones en cada electrólito sea la misma. Por ejemplo, se puede comparar el ácido acético (HAc), con el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), porque ambos electrólitos al disociarse producen un 1 mol de cationes por cada mol de aniones, pero no se pueden comparar con el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  porque la disociación total de este último produce 3 mol de cationes por cada mol de aniones.

En la tabla 1.6 aparecen los valores de la  $K_i$  para diferentes electrólitos a la temperatura de 25 °C.

**Tabla 1.6** Valores de  $K_i$  para diferentes electrólitos

| Sust. | $\text{HNO}_2$      | HAc                 | HClO                | HCN                  | $\text{NH}_3$       | $\text{H}_2\text{S}$ | $\text{H}_3\text{PO}_4$ |
|-------|---------------------|---------------------|---------------------|----------------------|---------------------|----------------------|-------------------------|
| $K_i$ | $4,5 \cdot 10^{-4}$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ | $3,2 \cdot 10^{-8}$ | $7,2 \cdot 10^{-10}$ | $1,8 \cdot 10^{-5}$ | $8,9 \cdot 10^{-8}$  | $7,1 \cdot 10^{-3}$     |

Lo estudiado en este epígrafe te habrá permitido comprender que cuando se habla de ácidos o bases fuertes no se está haciendo referencia

a la concentración de la disolución, sino a la mayor tendencia de esa sustancia a disociarse en iones y originar una alta concentración de iones  $H^+$  en disolución acuosa (iones hidronio), para el caso de los ácidos y de iones  $OH^{1-}$  (iones hidróxidos), para el caso de las bases.

## Comprueba lo aprendido

- 1.11** Representa la expresión de la constante de equilibrio para las sustancias de la tabla cuyas disoluciones tengan características ácidas.
- 1.12** Coloca en orden creciente de fortaleza, aquellos electrólitos de la tabla que puedan ser comparados a partir del valor de su  $K_i$ .

## Desafío

- 5.** Representa la expresión de la constante de equilibrio para el  $NH_3$ .
- 6.** Explica utilizando la expresión  $K_i = c(X) \alpha^2$  por qué la disociación de un electrólito aumenta con el proceso de dilución.

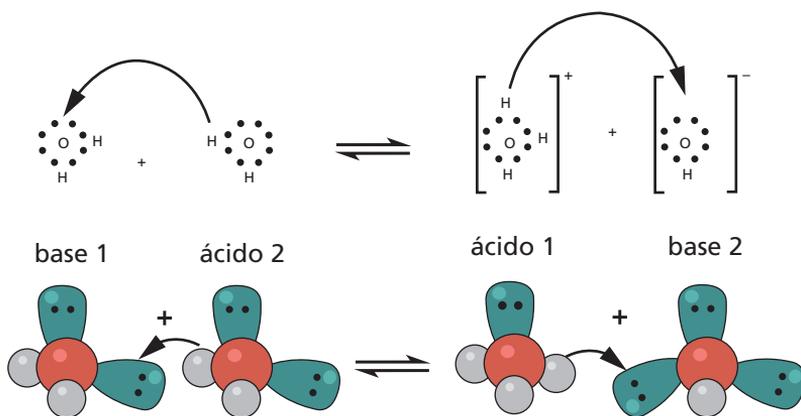
### 1.2.3 Constante del producto iónico del agua, $K_{H_2O}$

Se conoce que el agua pura, esa sustancia extraordinaria que estudiaste en grados anteriores, es un electrólito muy débil.

De esta afirmación, a partir de lo que has aprendido, se pueden realizar algunas deducciones importantes sobre esta sustancia, tales como:

- Es una sustancia muy poca conductora de la corriente eléctrica.
- Se encuentra muy poca disociada en iones.
- En la sustancia existen moléculas en equilibrio con iones.
- La concentración de iones en la sustancia es muy pequeña.
- Tiene una constante de equilibrio que la caracteriza cuyo valor solo varía si se varía la temperatura.

Para poder completar los conocimientos sobre el agua debes recordar su proceso de autoprotólisis o autoionización (figura 1.15), en el que se originan los iones que en muy bajas concentraciones están presentes en esta sustancia.



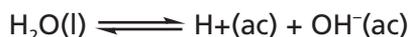
**Fig. 1.15** La autoprotólisis del agua origina iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$

### Importante

Para simplificar la representación del agua como electrólito débil, a partir de este momento se hará referencia a los iones

$\text{H}^+$  (ac) y no a los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , sin dejar de reconocer que en las disoluciones acuosas lo que existen son iones  $\text{H}^+$  hidratados que se representa por:  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

La representación del agua como electrólito débil que se utilizará en lo adelante será:



Si a la representación anterior se le aplican los requerimientos ya analizados en el epígrafe 1.1.2, para la escritura de las constantes de equilibrio, entonces obtenemos la siguiente expresión:

$$K = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Esta constante característica del equilibrio iónico del agua se nombra constante del producto iónico del agua y se denota por  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ . La expresión final quedará entonces:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

A 25 °C a partir de los datos de conductividad determinados experimentalmente se plantea que en el agua pura por cada diez millones de litros de agua ( $10^7$  L), existe 1 mol de iones  $\text{H}^+$ (ac) y 1 mol de iones  $\text{OH}^-$ , es decir,

la concentración de estos iones en el agua pura es  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (mol/L) y la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  tendrá entonces un valor de  $10^{-14}$ .

Esta constante de equilibrio, como todas las estudiadas con anterioridad, cambia con las variaciones de la temperatura (tabla 1.7).

**Tabla 1.7** Variación de los valores de la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  con la temperatura

| T (°C)                   | 0                     | 20                    | 25                    | 40                    | 60                    |
|--------------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| $K_{\text{H}_2\text{O}}$ | $1,14 \cdot 10^{-15}$ | $6,76 \cdot 10^{-15}$ | $1,00 \cdot 10^{-14}$ | $2,92 \cdot 10^{-14}$ | $9,55 \cdot 10^{-14}$ |

Aunque la disociación del agua produce iones hidronio, representados por  $\text{H}^+(\text{ac})$  que son responsables de las características ácidas de las disoluciones, e iones hidróxidos ( $\text{OH}^-$ ) responsables de las características básicas, el agua es una sustancia neutra. La causa de esta propiedad está dada en la igualdad que existe en la concentración de estos iones.

Al añadir al agua electrólitos con características ácidas o básicas la concentración de los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  en el sistema aumentan, según la sustancia que fue adicionada, la condición de neutralidad se rompe, el equilibrio iónico del agua se desplaza con el objetivo de contrarrestar la modificación impuesta y las concentraciones de los iones adquieren nuevos valores que mantienen constante el valor de la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ , que seguirá siendo  $10^{-14}$  ya que se mantuvo constante la temperatura.

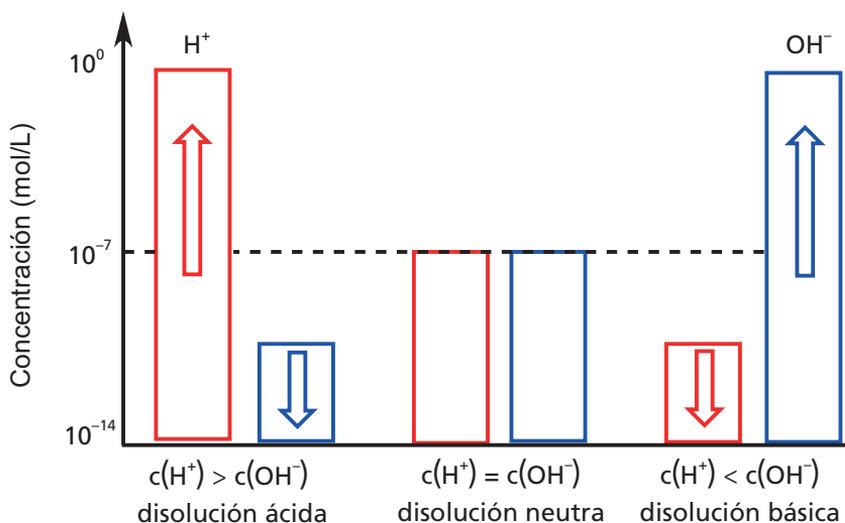
Esto significa que si la concentración de iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  en el agua aumenta por adición de una sustancia, la de iones  $\text{OH}^-$  necesariamente tiene que disminuir por desplazamiento del equilibrio en el sentido de la reacción inversa, por lo que las características de la disolución resultante serán ácidas.

Si la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en el agua aumenta por adición de una sustancia, la de iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  necesariamente tiene que disminuir y las características de la disolución resultante serán básicas (figura 1.16).

Las generalizaciones anteriores permiten calcular la concentración de los iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  y de los iones  $\text{OH}^-$  en las disoluciones acuosas a partir de conocer una de ellas

Analiza los pasos que se proponen para la solución del siguiente ejemplo.

- Calcula la concentración de iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  en una disolución acuosa de concentración  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  del electrólito fuerte y soluble NaOH a la temperatura de 25 °C.



**Fig. 1.16** Relación entre concentraciones de  $H^+$  y  $OH^-$  en los diferentes tipos de disoluciones

Lo primero que debes conocer es lo que vas a determinar o calcular y qué constituye por tanto la incógnita del problema, en este caso es la  $c(H^+)$ .

Luego tienes que pensar en qué necesitas para conocer el valor de la incógnita y en las informaciones que te aporta el ejercicio, o sea, extraer los datos y analizarlos.

Para este caso necesitas la  $c(H^+)$ , pero ese dato no aparece explícito en el ejercicio, el dato que aparece en el ejercicio es la concentración de la disolución  $c(NaOH) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La pregunta que se impone es ¿y cómo a partir de la concentración de la disolución puedo conocer la concentración que necesito?

Ahora tienes que utilizar los conocimientos que aprendiste sobre los electrólitos, su clasificación y notación iónica y aplicarlos a la otra información que te ofrece el ejercicio referida al NaOH: como es un electrólito fuerte y soluble su notación iónica es:  $Na^+(ac) + OH^-(ac)$

La interpretación de esta notación iónica indica que por cada mol de NaOH que se disuelve y se disocia se obtiene un mol de cada uno de los iones, por lo que se puede concluir que:

$$c(NaOH) = c(Na^+) = c(OH^-) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ya tienes parte de los datos que necesitas, solo te falta el valor de la  $K_{H_2O}$  a la temperatura de 25 °C que puedes memorizar o buscar en una tabla, ese valor es  $1 \cdot 10^{-14}$ .

Para resolver el ejercicio escribe la expresión de la constante del producto iónico del agua que es la que vas a utilizar:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Luego despeja el término que necesitas, sustituye cada término por su valor y después resuelve las operaciones matemáticas.

$$c(\text{H}^+) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{c(\text{OH}^-)} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2 \cdot 10^{-3}} = 0,5 \cdot 10^{-11} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol / L}$$

Debes ahora analizar la lógica de tu respuesta. La disolución de NaOH tiene características básicas, la  $c(\text{H}^+)$  debe ser menor que  $10^{-7}$  mol/L.

$5 \cdot 10^{-12} < 10^{-7}$ , por lo que la respuesta obtenida es lógica según los conocimientos químicos y matemáticos.



### Conoce un poco más

Para los pares ácido-base conjugados existe una relación inversa entre el valor de la  $K_a$  y de la  $K_b$ , la que se expresa por la siguiente expresión:

$$K_a \cdot K_b = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

## Comprueba lo aprendido

### 1.13 Selecciona la respuesta correcta a cada enunciado.

- a) En una disolución acuosa de  $\text{HNO}_3$  (F y S) se cumple que:  
 \_\_\_  $c(\text{H}^+) = c(\text{NO}_3^-)$ ; \_\_\_  $c(\text{H}^+) > c(\text{NO}_3^-)$ ; \_\_\_  $c(\text{H}^+) < c(\text{NO}_3^-)$
- b) En una disolución acuosa la  $c(\text{OH}^-) = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , entonces la  $c(\text{H}^+)$  será:  
 \_\_\_  $10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; \_\_\_  $10^{-23} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; \_\_\_  $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; \_\_\_  $10^5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) En una disolución con características básicas se cumple que:  
 \_\_\_  $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ; \_\_\_  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ ; \_\_\_  $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$

### 1.14 Los siguientes datos pertenecen a disoluciones acuosas:

| Electrólito | Datos   |
|-------------|---|
| A           | $c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ |
| B           | $c(\text{H}^+) = 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  |
| C           | $c(\text{OH}^-) = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  |

- a) Ordénalas según decrecen sus características ácidas.



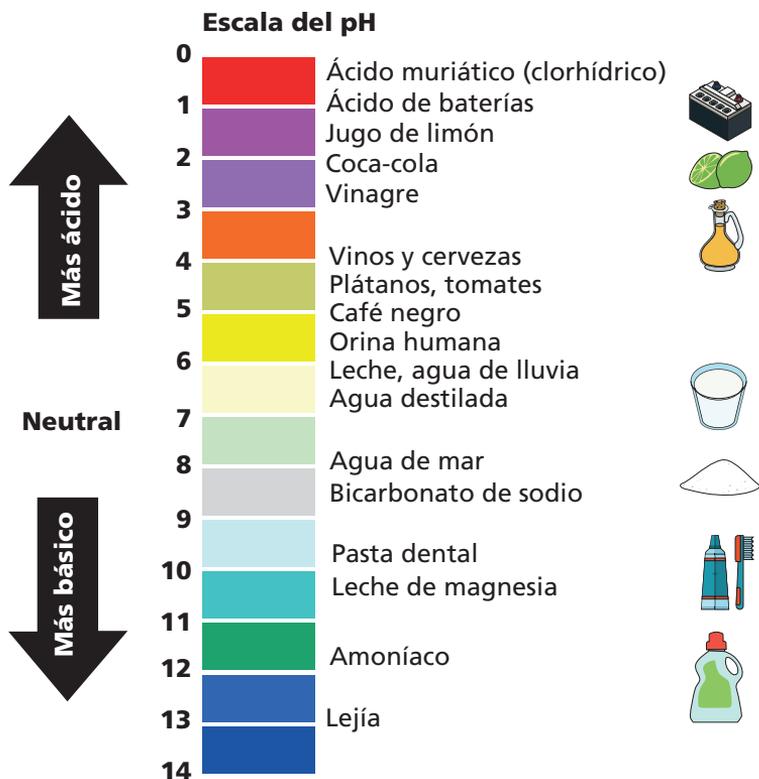
### Importante

pH: logaritmo en base 10 del recíproco de la concentración de iones  $H^+$  en una disolución acuosa.

Los valores de pH informan sobre la acidez de una disolución acuosa por lo que se conoce comúnmente como índice de acidez.

La ecuación de definición para su cálculo es:  $pH = -\log c(H^+)$  y por consiguiente  $c(H^+) = 10^{-pH}$ .

Una gran parte de los valores de pH correspondiente a diferentes disoluciones presentes en productos y compuestos de uso común tales como alimentos, productos de limpieza para el hogar y de higiene para las personas, se encuentran en el rango entre 0 y 14, ambos incluidos (figura 1.18), lo que no quiere decir que existan valores que se salgan de ese rango cuando las disoluciones sean muy concentradas o muy diluidas.



**Fig. 1.18** Ejemplos que demuestran la presencia del pH en la vida



### Conoce un poco más

Los valores de pH también pueden ser números fraccionarios.

Para el agua pura a 25 °C la  $c(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  por lo que:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$$

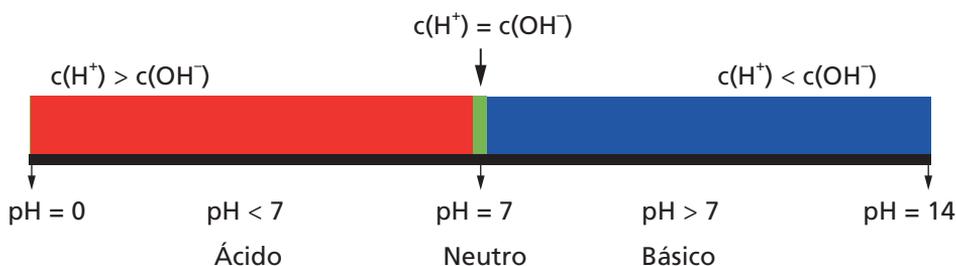
$$\text{pH} = -\log 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -(-7 \log 10)$$

$$\text{pH} = -(-7 \cdot 1) = 7$$

Esto permite concluir que las disoluciones que a 25 °C tienen  $\text{pH} = 7$  son disoluciones neutras.

Para disoluciones ácidas donde la  $c(\text{H}^+) > 10^{-7} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  los valores de pH son menores que 7 y para las disoluciones básicas que tienen  $c(\text{H}^+) < 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  los valores de pH son mayores que 7 (figura 1.19).



**Fig. 1.19** Escala de pH



### Conoce un poco más

El operador  $p(-\log)$  se puede aplicar a la  $c(\text{OH}^-)$  y se obtiene el pOH cuyos valores también pueden ser utilizados para predecir las características ácido-base de las disoluciones acuosas. La relación entre el pH y el pOH se expresa mediante la expresión  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

El operador  $p$  también puede ser aplicado a las constantes de equilibrio.

Los cálculos relacionados con el pH generalmente se corresponden con:

- Calcular el pH de la disolución conocida la concentración de los iones  $\text{H}^+$  o de los iones  $\text{OH}^-$ .
- Calcular la concentración de los iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  o de los iones  $\text{OH}^-$  conocido el pH de la disolución.

Teniendo en cuenta la correspondencia, fácil de percibir, entre el valor del pH y los valores de la  $c(\text{H}^+)$  cuando esta se corresponde con un valor de  $10^{-x}$ , dada por una propiedad de los logaritmos en la que se plantea que el logaritmo de base 10 de una potencia de 10 es igual al exponente (ver cálculo realizado para el agua), en los ejemplos que se proponen a continuación se calculará el logaritmo o antilogaritmo de un número empleando una tabla de logaritmo o una calculadora científica.

- Calcula el pH de una disolución con una  $c(\text{H}^+) = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$$

$$\text{pH} = -\log 2,7 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -(\log 2,7 + \log 10^{-4}) \text{ como } \log 2,7 = 0,43$$

$$\text{pH} = -(0,43 - 4) = 3,57$$

- Calcula la  $c(\text{H}^+)$  para una disolución de  $\text{pH} = 3,37$

Aplicando la expresión  $c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}}$  nos queda  $c(\text{H}^+) = 10^{-3,37}$

Para transformar en número positivo el exponente, se le suma y resta el número correspondiente a la unidad inmediata superior lo que no afecta el valor del exponente. En este caso como el exponente es  $-3,37$  se le suma y resta 4.

$$c(\text{H}^+) = 10^{-3,37+4-4}$$

El número negativo añadido ( $-4$ ) se convertirá en el exponente de la potencia de 10 y se procede a efectuar la otra operación:  $-3,37+4 = 0,63$ , obteniendo:

$$c(\text{H}^+) = 10^{0,63} \cdot 10^{-4}$$

Se busca en la tabla el antilogaritmo de 0,63 que es 4,27 y como resultado se obtiene que  $c(\text{H}^+) = 4,27 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Si presentas dudas con las operaciones matemáticas que aquí se han realizado te aconsejo que te acerques a un profesor de Matemática.

Experimentalmente el pH de una disolución puede ser determinado con la ayuda de un equipo llamado pH metro o con el empleo de los indicadores, estos últimos conocidos por ti de grados anteriores (figura 1.20).



**Fig. 1.20** Indicadores y pH metro para la determinación experimental del pH

### **Conoce un poco más**

El pH metro es un instrumento para la medición del pH. Se basa en el método potenciométrico. El valor de pH obtenido con el empleo de este instrumento es de mayor exactitud que el valor que se obtiene con el empleo de los indicadores.

Los conocimientos sobre los valores de pH de las disoluciones son de gran importancia desde el punto de vista económico y biológico por la repercusión que tienen para la agricultura, los procesos industriales y la salud.

En el crecimiento y desarrollo de las plantas, así como en el rendimiento de las cosechas influye el pH de los suelos. Todos los cultivos no requieren suelos con el mismo valor de pH. Con el aumento del pH del suelo muchos de los nutrientes que este debe aportar a las plantas se hacen menos solubles, lo que dificulta que las plantas puedan asimilarlos. Existen nutrientes como el elemento químico fósforo que cuando el pH del suelo disminuye se asimila muy poco por las plantas.

El control del pH es importante en los procesos de fermentación para la producción de bebidas, también en la producción de medicamentos, productos de belleza, dentífricos, elaboración de alimentos, etcétera.

En cuanto a la salud, el control del pH de los líquidos corporales es de suma importancia ya que su variación por disímiles causas produce acidosis o alcalosis, procesos que pueden provocar la muerte.

### **¿Sabías que...?**

Los pulmones y riñones son los principales órganos que regulan el pH de los líquidos corporales incluidos sangre y orina. Los riñones lo hacen con más lentitud que los pulmones. Grandes cambios en el pH de los líquidos corporales

pueden afectar de manera importante las actividades biológicas en el interior de las células. Tanto la acidosis como la alcalosis pueden tener sus causas en trastornos respiratorios y metabólicos.



### Conéctate

Para saber cómo se pueden detectar enfermedades conociendo los valores de pH de los líquidos corporales, puedes visitar: [www.quimica.cubaeduca.cu](http://www.quimica.cubaeduca.cu)

Para la protección del medio ambiente y el logro de un desarrollo sostenible en la sociedad actual también es de gran importancia evitar y controlar la ocurrencia de lluvias ácidas que alteran el pH de ríos y lagos.

La lluvia por naturaleza es un poco ácida, tiene un pH aproximado de 5,6; sin embargo, en muchas partes del mundo la lluvia se ha vuelto considerablemente más ácida. *Lluvia ácida* es un término que se da a la precipitación en forma de lluvia, nieve, granizo o niebla en la que el agua tiene un pH que es menor a 5,6.

Las principales fuentes artificiales de lluvia ácida en la actualidad son la quema de combustibles fósiles en automóviles y de carbón en plantas industriales. Cuando el carbón y el petróleo se queman, las impurezas de azufre se combinan con dióxigeno ( $O_2$ ), del aire para producir dióxido de azufre ( $SO_2$ ) y trióxido de azufre ( $SO_3$ ). La reacción química de ambos óxidos con agua forma disoluciones acuosas ácidas.

Por otro lado, los óxidos de nitrógeno se forman a temperaturas altas en los motores de los automóviles por combustión del aire que contiene los gases dinitrógeno ( $N_2$ ) y dióxigeno ( $O_2$ ). A medida que el monóxido de nitrógeno (NO), se emite al aire, se combina con más dióxigeno y forma dióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ), cuando el dióxido de nitrógeno se disuelve en el agua de la atmósfera, se forma ácido nítrico ( $HNO_3$ ), otro ácido fuerte.

Las corrientes de aire en la atmósfera transportan ácido sulfúrico y ácido nítrico a muchos miles de kilómetros antes de precipitarse en regiones tal vez muy lejanas al sitio de la contaminación inicial.

Los ácidos presentes en la lluvia tienen efectos nocivos en el medio ambiente, por ejemplo, cambian el pH de muchos lagos y ríos. Cuando el pH de un lago desciende por debajo de 4,5, casi ningún pez o vida vegetal puede sobrevivir. Si el suelo cercano al lago se vuelve más ácido, perjudica el desarrollo de plantas y, con ello, la agricultura.

También árboles y bosques son susceptibles a las lluvias ácidas porque rompe el recubrimiento ceroso protector de las hojas e interfiere en la fotosíntesis (figura 1.21).



**Fig. 1.21** La lluvia ácida daña seriamente los bosques

El pH también tiene su incidencia en la calidad del agua en las piscinas. Si para el mantenimiento de la calidad de esta agua se utilizan productos desinfectantes que contienen el elemento químico cloro, estos solo hacen efecto si el pH del agua de la piscina está entre 6,5 y 8. Si el pH del agua es superior a 8 o inferior a 6,5 el producto añadido no causará el efecto previsto. Por ello, es importante controlar que el pH esté siempre entre los valores ideales. Este control es, por lo tanto, importante para asegurar que la piscina permanezca en buen estado y su uso no provoque enfermedades en las personas que la utilizan.

### Comprueba lo aprendido

**1.17** Calcula el pH de las siguientes disoluciones

- I) Disolución con  $c(\text{H}^+) = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
  - II) Disolución de un electrólito fuerte y soluble HB de  $c(\text{X}) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
  - III) Disolución con  $c(\text{OH}^-) = 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- a) Clasifica las disoluciones según el valor del pH.

**1.18** Una disolución A tiene  $\text{pH} = 5$  y otra B tiene  $\text{pH} = 3$ .

- ¿Cuál tiene mayor concentración de  $\text{OH}^-$ ? Demuéstralo matemáticamente
- ¿Cuál es más ácida? Argumenta.

**1.19** Calcula el  $\text{pH}$  de una disolución cuya  $c(\text{H}^+) = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Clasifica la disolución según el valor del  $\text{pH}$ .

**1.20** Determina el  $\text{pH}$  de una disolución de una base  $\text{MOH}$  de concentración  $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en la que el porcentaje de disociación iónica es 4,2 %

**1.21** Analiza las siguientes proposiciones y selecciona las falsas.

- En una disolución de  $\text{pH} < 7$  la  $c(\text{H}^+) < 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  por lo que tiene características ácidas.
  - Una disolución de  $\text{pH} = 10$  es más ácida que otra disolución de  $\text{pH} = 8$ .
  - Una disolución de  $c(\text{OH}^-) = 10^{-10}$  tiene características ácidas.
- a) Convierte en verdaderas las proposiciones falsas cambiando el fragmento subrayado en cada una.

## Desafío

**9.** Una disolución de ácido clorhídrico tiene  $c(\text{H}^+) = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calcula el  $\text{pH}$  y clasifica la disolución según el valor del  $\text{pH}$ . Analiza la lógica del resultado obtenido. Llega a conclusiones.

### 1.2.5 Indicadores ácido-base

Como se demostró en el epígrafe anterior, el conocimiento sobre el valor del  $\text{pH}$  de las disoluciones es importante para el control de diferentes procesos a partir del punto de vista económico, biológico, medioambiental, etcétera.

Según la exactitud que requiera la medición del  $\text{pH}$  y los recursos de que se disponga, se utilizan diferentes métodos para el análisis de las características ácido-básicas de las disoluciones.

Un método frecuentemente utilizado en los laboratorios escolares, en algunos procesos industriales e incluso en actividades de la vida cotidiana

es el método colorimétrico. Este método se basa en el empleo de sustancias que tienen la propiedad de cambiar de color en dependencia del pH de la disolución a la cual son añadidas, por lo que se denominan indicadores ácido-base.

### Algo de historia

Robert Boyle (1627-1691), irlandés (figura 1.22). Filósofo natural, químico, físico e inventor. Fue el primero en observar que los colorantes azules de algunas plantas tomaban color rojo al agregar un ácido, y el que introdujo el jarabe de violeta para reconocer y diferenciar un ácido de una base.



Fig. 1.22

### ¿Sabías que...?

De manera casera se pueden preparar indicadores a partir de hervir en agua algunas de las partes de plantas que se encuentran a nuestro alrededor, por ejemplo: pétalos de rosas rojas, de violeta, té negro, flor de mar pacífico, etcétera.

Son indicadores ácido-base conocidos por ti de grados anteriores la fenolftaleína, el anaranjado de metilo, el tornasol y el indicador universal.

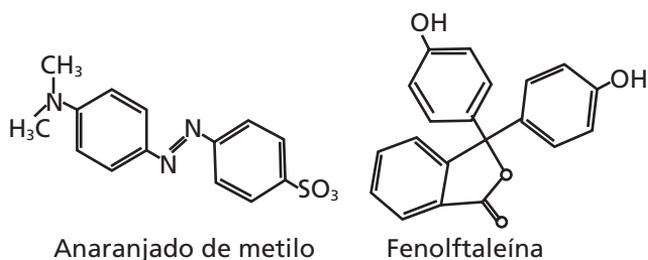
Teniendo en cuenta los conocimientos adquiridos hasta el momento sobre el equilibrio iónico se profundizará en la definición de indicador ácido-base.

### Importante

Indicador ácido-base es un ácido o una base débil, generalmente de naturaleza orgánica, cuya molécula tiene diferente color que su ion característico.

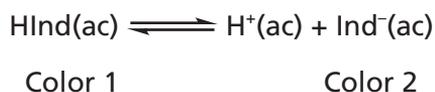
Los cambios de color que se producen en estas sustancias se deben a cambios en su estructura que ocurren al pasar de la forma molecular a la forma iónica.

Como las fórmulas estructurales de estas sustancias son complejas (figura 1.23) se utilizarán fórmulas hipotéticas para representarlos: La fórmula HInd para representar los indicadores ácidos mientras que para los indicadores básicos se utilizará la fórmula IndOH.



**Fig. 1.23** Fórmula estructural de dos indicadores

La notación general correspondiente a un indicador ácido será:



En dependencia de las características ácido-básicas del medio a que es añadido este indicador, se producirá una variación en la concentración de  $\text{H}^+(\text{ac})$  en el equilibrio del indicador, lo que provocará su desplazamiento según el Principio de Le Châtelier-Braun.

Si este indicador es añadido a una disolución con características ácidas en la que existe una alta concentración de iones  $\text{H}^+(\text{ac})$ , la concentración de estos iones en el equilibrio del indicador aumentará y el sistema para contrarrestar parcialmente este cambio se desplazará favoreciendo la reacción inversa; la  $c(\text{HInd})$  se hará mucho mayor que la  $c(\text{Ind}^-)$  y el indicador tomará el color 1. Si por el contrario el indicador es añadido a una disolución con características básicas donde existe una mayor concentración de iones  $\text{OH}^-$ , estos iones se combinarán con los iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  presentes en el equilibrio del indicador para formar agua, electrólito débil, lo que ocasionará una disminución de la concentración de  $\text{H}^+(\text{ac})$  en el equilibrio; el sistema para contrarrestar parcialmente el cambio se desplazará favoreciendo la reacción directa, por lo que la  $c(\text{Ind}^-)$  se hace mucho mayor que la  $c(\text{HInd})$  y el indicador toma el color 2.

### ¿Sabías que...?

Los cambios de color de los indicadores solo son apreciables por el ojo humano si la concentración de una de las especies coloreadas dentro del equilibrio es, al menos, 10 veces mayor que la concentración de la otra especie con color en el sistema.



pero cuando el pH de la disolución es mayor que 4,6 el color que adquiere es amarillo.

El empleo en una actividad experimental de varios indicadores y el conocimiento de sus respectivas zonas de viraje, permite determinar con mayor exactitud, aunque sigue siendo de forma aproximada, el pH de una disolución como se muestra en el siguiente ejemplo:

- En un laboratorio una disolución se prueba con varios indicadores obteniéndose los siguientes resultados.

|                  |               |                |          |                 |
|------------------|---------------|----------------|----------|-----------------|
| <b>indicador</b> | fenolftaleína | rojo de metilo | tornasol | bromotimol azul |
| <b>color</b>     | incoloro      | anaranjado     | vino     | verde           |

El análisis de estos resultados, teniendo en cuenta la tabla 1.8, permite llegar a las siguientes conclusiones parciales sobre los posibles valores del pH teniendo en cuenta cada indicador.

|                     |               |                |          |                 |
|---------------------|---------------|----------------|----------|-----------------|
| <b>indicador</b>    | fenolftaleína | rojo de metilo | tornasol | bromotimol azul |
| <b>valor del pH</b> | [0-8,2)       | [4,2-6,3]      | [5-8]    | [6-7,6]         |

**Recuerda que...**

En un intervalo numérico los extremos pueden o no pertenecer al intervalo. Si un extremo no pertenece al intervalo, este se considera abierto por ese extremo y se indica colocando un paréntesis; cuando el extremo pertenece al intervalo, este se considera cerrado por ese extremo y se coloca un corchete para indicarlo.

Para que el pH de la disolución analizada cumpla con todos los resultados experimentales obtenidos, se toma de los extremos inferiores de los intervalos el mayor valor y de los extremos superiores el menor valor. Por lo que para la disolución analizada podemos decir que el pH se encuentra en el intervalo entre [6-6,3].

Algunas mezclas de varios indicadores seleccionados adecuadamente dan distintos colores en un rango amplio de pH. El indicador resultante se conoce como indicador universal. Este indicador se puede impregnar en tiras de papel obteniéndose el papel indicador universal (figura 1.24).



**Fig. 1.24** Papel indicador universal

Al adicionar una gota de la disolución cuyo pH se quiere determinar en la superficie del papel indicador universal y comparar el color obtenido con el color de la escala de pH que, generalmente, aparece en el envase, se obtiene el valor del pH de la disolución investigada.

### ¿? ¿Sabías que...?

Las escalas de pH para el indicador universal dependen de los indicadores que se mezclan para su preparación: por ejemplo, el indicador universal de Yamada (con rango de pH entre 4 y 10) se prepara con azul de timol, rojo de metilo, fenolftaleína y azul de bromotimol mientras que el indicador universal de Van Urk (con rango de pH entre 2 y 12) se obtiene al mezclar tropolona, anaranjado y rojo de metilo, azul de bromotimol,  $\alpha$ -naftolftaleína, o-cresol, fenolftaleína y amarillo de alizarina.

Los indicadores son muy utilizados en los laboratorios en las valoraciones ácido-base, procedimiento muy usado en análisis químico.

## Comprueba lo aprendido

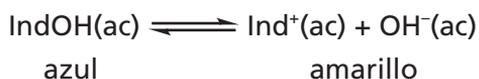
**1.22** Utiliza la tabla para determinar el color que tomará el indicador rojo de fenol frente a las disoluciones siguientes.

- I. Disolución de pH = 3
- II. Disolución de pH = 7
- III. Disolución de pH = 12
- IV. Disolución de  $c(\text{H}^+) = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- V. Disolución de  $c(\text{OH}^-) = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

**1.23** De los indicadores representados en la tabla ¿cuál consideras el más adecuado para determinar las características ácido-básicas del agua pura? Argumenta.

**1.24** Critica la siguiente afirmación:  
*Si la fenolftaleína se mantiene incolora al ser añadida a una disolución es porque la disolución tiene características ácidas.*

**1.25** Un indicador básico puede ser representado por el siguiente equilibrio.



a) ¿Qué color tomará este frente a disoluciones de pH = 4; pH = 8 y pH = 13?

*Dato:* la zona de viraje del indicador corresponde al intervalo [7,6 - 9,6]

### Desafío

**10.** Un indicador ácido al ser añadido a una disolución de amoníaco toma color amarillo, pero cuando se añade a la disolución de ácido acético toma coloración roja. Representa por la notación correspondiente este indicador señalando el color adecuado para su molécula e ion característico.

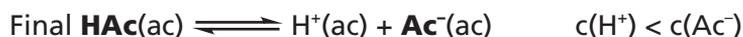
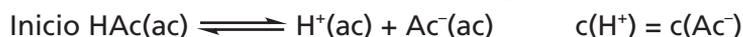
### 1.2.6 Efecto del ion común. Disoluciones reguladoras del pH. Importancia de las disoluciones reguladoras del pH

El proceso de disociación de los electrolitos débiles y solubles, como todo sistema químico en equilibrio, puede ser afectado por cambios en la concentración de las especies químicas involucradas.

Si a una disolución de ácido acético (HAc), electrolito débil y soluble, se le añade acetato de sodio (NaAc), electrolito fuerte y soluble, se produce un aumento en la concentración de iones acetato (Ac<sup>-</sup>) en la disolución acuosa, se rompe momentáneamente el estado de equilibrio químico y el sistema tiende a contrarrestar parcialmente la modificación que se le ha impuesto. Se producirá un desplazamiento del equilibrio en el sentido de la reacción inversa según el Principio de Le Châtelier-Braun, por lo que la disociación del ácido acético disminuye.

En el nuevo estado de equilibrio existirá mayor concentración de moléculas no disociadas, la concentración de iones H<sup>+</sup> (ac) habrá disminuido, pero la concentración de iones Ac<sup>-</sup> será mayor que la inicial por ser los iones que fueron añadidos al sistema.

Lo anterior puede ser representado de la siguiente manera:



Este resultado es fácil de demostrar experimentalmente ya que al disminuir la concentración de iones H<sup>+</sup> (ac) en la disolución final, disminuyen

sus características ácidas, lo que puede ser comprobado con el empleo de un indicador adecuado.

El desplazamiento del equilibrio de un electrólito débil y soluble en el sentido de la reacción inversa por adición de un electrólito que aporte un ion común con el electrólito débil se conoce como efecto de ion común.

### Importante

Efecto de ion común es el desplazamiento que en el equilibrio de un electrólito se produce en el sentido opuesto a la disociación, provocado por la adición al sistema de un electrólito que aporte un ion común al equilibrio.

Este efecto es un caso particular del cumplimiento del Principio de Le Châtelier-Braun en un equilibrio iónico y cuando se produce en una disolución de un ácido o una base débil provoca la disminución de las características ácidas o básicas de las disoluciones.



### Conoce un poco más

El efecto de ion común no solo reduce la acidez o alcalinidad de una disolución de un electrólito débil, también puede disminuir la solubilidad de electrólitos poco solubles.

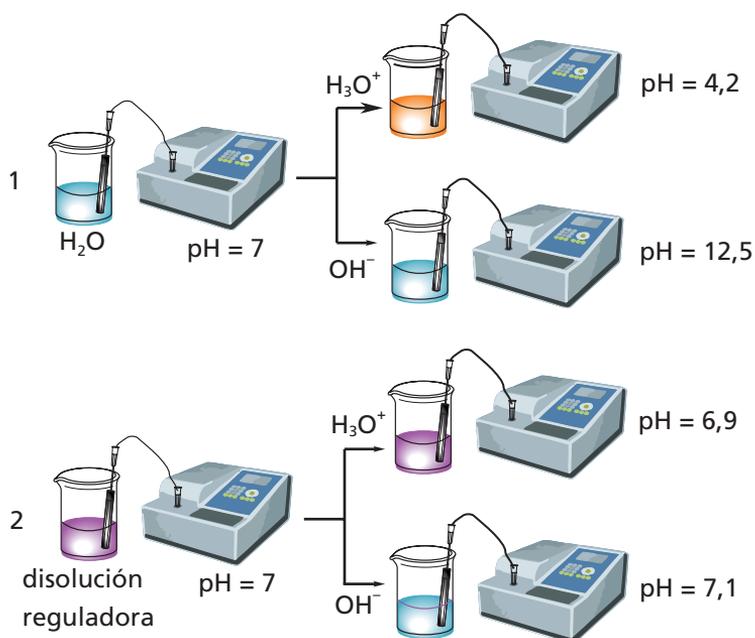
Un ejemplo de sistema químico en equilibrio en que se pone de manifiesto el efecto del ion común lo constituyen las disoluciones reguladoras del pH, que también son llamadas disoluciones *buffer*, disoluciones tampón o disoluciones amortiguadoras. Estas disoluciones son de gran importancia para el buen funcionamiento del organismo y para el desarrollo de procesos industriales.

### Importante

Disolución reguladora de pH es la que tiene la propiedad de mantener el pH de la disolución prácticamente constante, ante la adición al sistema de pequeñas cantidades de ácidos o bases.

En la figura 1.25 se muestra cómo al añadir pequeñas muestras de un ácido o de una base a una disolución reguladora, el pH de la disolución reguladora prácticamente no varía, sin embargo, cuando se adicionan muestras similares de un ácido o una base al agua, el pH de esta última

cambia apreciablemente. Este sencillo experimento demuestra el poder regulador sobre el pH de estas disoluciones.



**Fig. 1.25** Efecto de añadir un ácido y una base a:  
1) el agua; 2) disolución reguladora

Estas disoluciones generalmente están formadas por un ácido o una base débil mezclada con una sal fuerte y soluble que aporte el ion común; este ion se corresponde con el ácido o la base conjugada del electrólito débil según la Teoría de Brönsted-Lowry.

### Recuerda que...

En la Teoría ácido-base de Brönsted-Lowry se denominan ácidos a las especies químicas que donan protones ( $H^+$ ) y bases a las que aceptan dichos protones.

### Conoce un poco más

En la reacción protolítica la especie química que cede protones y la especie química que se forma como resultado de este proceso constituyen un par ácido-base conjugado. La especie química que acepta los protones y la especie



se logra a partir de la descomposición del HAc (reserva ácida), de forma tal que la variación del pH sea prácticamente despreciable.

Las disoluciones reguladoras pueden ser clasificadas en ácidas o básicas. Para esta clasificación se comparan los valores de la  $K_a$  y la  $K_b$  del par ácido-base conjugado.

Si  $K_a > K_b$  el *buffer* se clasifica como ácido, si por el contrario  $K_a < K_b$  el *buffer* se clasifica como básico.



### Conoce un poco más

De las relaciones  $\frac{c(\text{ácido})}{c(\text{sal})}$  y  $\frac{c(\text{base})}{c(\text{sal})}$ , así como, de las concentraciones de estas especies en el sistema depende el poder regulador del *buffer*. El pH de este tipo de disolución puede ser calculado a partir de la ecuación de Henderson-Hasselbalch que incluye además de las relaciones anteriores, la constante de disociación iónica del ácido débil o la base débil según el tipo de disolución reguladora de que se trate.

Las disoluciones reguladoras son de gran importancia para el desarrollo de los procesos biológicos y en las diferentes ramas de la industria.

En el organismo las variaciones de pH afectan la estructura de las proteínas y sus funciones; también las variaciones del pH intracelular afectan la actividad enzimática al provocar alteraciones importantes en el metabolismo. Las disoluciones *buffer* son las encargadas de mantener prácticamente constante el pH de los líquidos corporales, ante los cambios de pH que originan la ingestión de diferentes alimentos con características ácidas o básicas o la formación de ácido láctico, como consecuencia de la actividad muscular que se realiza.

Entre las disoluciones reguladoras presentes en el organismo encontramos:

- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-$  Es el tampón más importante de la sangre, representa el 75 % de la capacidad *buffer* total de la sangre.
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}$  Actúa en el plasma y el líquido intersticial.
- Proteínas y sus sales.

En la industria agrícola, las disoluciones tampón se usan para mantener el pH de los suelos, que puede ser afectado por las sustancias que liberan las raíces de las plantas durante la nutrición o por la utilización no controlada de determinados fertilizantes.

En la industria alimentaria las disoluciones reguladoras constituyen un tipo de aditivo alimentario, utilizado con el fin de aumentar la estabilidad del alimento, ya que con el paso del tiempo pueden producirse cambios en el pH del alimento o la bebida que aceleren su descomposición.

Para la industria farmacéutica es imprescindible el empleo de las disoluciones tampón en el diseño de los medicamentos ya que muchos medicamentos aportan al organismo, cuando este lo absorbe, una determinada cantidad de iones  $H^+$  (ac) que cambia el pH del medio. Por ejemplo, algunos de los fluidos que se emplean para preparar inyecciones intravenosas, incluyen un sistema amortiguador para que la sangre mantenga su pH.

## Comprueba lo aprendido

**1.26** Selecciona la respuesta correcta a cada enunciado.

Al añadir nitrito de sodio ( $NaNO_2$ ) (F y S) a la disolución del ácido nitroso ( $HNO_2$ ) (D y S)

1. La  $c(NO_2^-)$  en el equilibrio:  
\_\_\_ aumenta; \_\_\_ no varía; \_\_\_ disminuye
  2. La disociación del ácido nitroso:  
\_\_\_ aumenta; \_\_\_ no varía; \_\_\_ disminuye
  3. La concentración de  $H^+$ (ac) en el equilibrio:  
\_\_\_ aumenta; \_\_\_ no varía; \_\_\_ disminuye
  4. El pH de la disolución resultante:  
\_\_\_ aumenta; \_\_\_ no varía; \_\_\_ disminuye
- a) Explica las respuestas.

**1.27** Describe una disolución reguladora del pH según los siguientes aspectos:

- a) Composición
- b) Clasificación
- c) Función
- d) Fundamento teórico del funcionamiento
- e) Funcionamiento

**1.28** Analiza la siguiente relación de pares de sustancias e identifica los pares que pueden ser utilizados para la preparación de una disolución reguladora del pH. Argumenta cada selección.

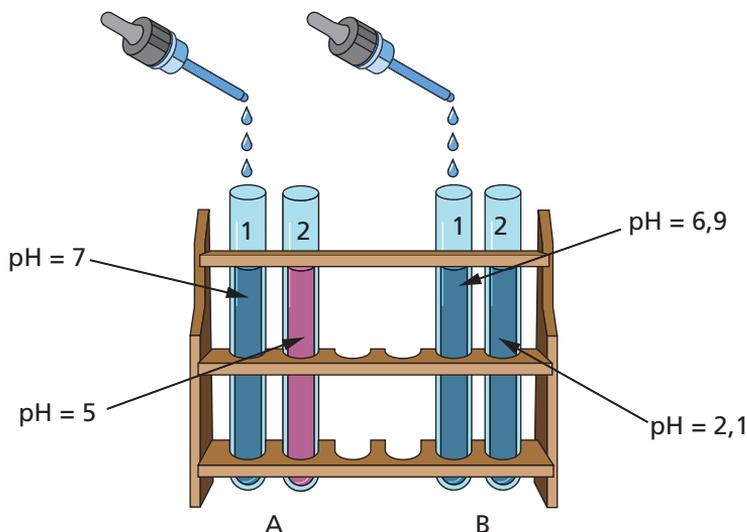
- I. Cloruro de sodio (NaCl) y cloruro de hidrógeno (HCl)
- II. Acetato de amonio ( $\text{NH}_4\text{Ac}$ ) y amoníaco ( $\text{NH}_3$ )
- III. Hidróxido de sodio (NaOH) e hidróxido de potasio (KOH)
- IV. Acetato de potasio (KAc) y ácido acético (HAc)
- V. Yoduro de potasio (KI) e hidróxido de potasio (KOH)

a) Explica el funcionamiento en uno de los pares seleccionados.

**1.29** La figura muestra un experimento en el que a los frascos señalados con el número 1 se les adicionaron gotas de un ácido. Los frascos identificados con el número 2 muestran el resultado que se obtiene después de la adición del ácido.

a) Identifica en qué caso, el A o el B, el frasco contenía una disolución reguladora del pH.

b) Explica tu respuesta.



**Fig. 1.26** Tubos de ensayos: antes (1) y después (2) de la adición de un ácido

### Desafío

**11.** Calcula el pH de una disolución reguladora que se preparó mezclando disolución del ácido débil y soluble HX de concentración  $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  con disolución de concentración  $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de la sal fuerte y soluble AX. La  $K_a$  del ácido es  $10^{-5}$  a la temperatura de  $25^\circ\text{C}$ .



Las características ácidas, básicas e incluso neutras de la disolución acuosa de una sal dependen de la procedencia de los iones que componen la sal.

Según este criterio las sales se agrupan en:

1. Sales cuyo anión proviene de ácido débil y su catión de base fuerte.
2. Sales cuyo anión proviene de ácido fuerte y su catión de base débil.
3. Sales cuyo anión proviene de ácido débil y su catión de base débil.
4. Sales cuyo anión proviene de ácido fuerte y su catión de base fuerte.

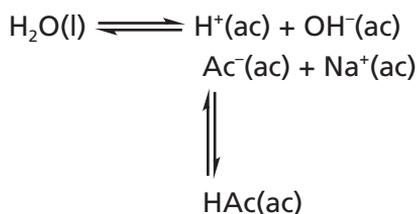
Para representar y analizar lo que sucede cuando una sal se disuelve en el agua se utilizará el método conocido como método de los pasos, en el que:

- a) Se representa en líneas horizontales según la notación correspondiente el agua y la sal, de modo que los iones de cargas contrarias queden dispuestos en la misma vertical.
- b) Se comprueba que exista igual cantidad de cargas positivas y negativas en cada vertical. De no existir igual cantidad se debe ajustar con ayuda de coeficientes.
- c) Se completan las representaciones verticales teniendo en cuenta la notación correspondiente a cada electrólito que se forma.

Al aplicar este método para la representación de la disolución de los diferentes tipos de sales obtenemos:

**Caso 1.** *Sal cuyo anión proviene de ácido débil y su catión de base fuerte*

Ejemplo: NaAc (acetato de sodio)



Las sustancias que se forman en el proceso y que se representan en las verticales por la notación correspondiente son el HAc (electrólito débil y soluble) y el NaOH (electrólito fuerte y soluble)

La formación de moléculas de HAc provoca una disminución de la concentración de H<sup>+</sup> en el equilibrio iónico del agua, por lo que según el Principio de Le Châtelier-Braun se produce un desplazamiento en el sentido de la reacción directa, lo que aumenta la concentración de OH<sup>1-</sup>.

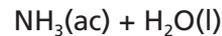
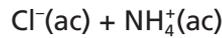
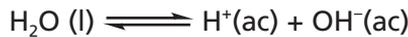
Finalmente, en la disolución de NaAc están presentes todas las especies representadas y se verifican dos equilibrios iónicos simultáneos que hacen que la  $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$ , por lo que las características de la disolución serán básicas.

El proceso anterior también puede ser representado por la siguiente ecuación protolítica:



**Caso 2.** Sal cuyo anión proviene de ácido fuerte y su catión de base débil

Ejemplo:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (cloruro de amonio)



Las sustancias que se forman en este proceso y que se representan en las verticales por la notación correspondiente son ahora el  $\text{NH}_3$  (electrólito débil y soluble) y el  $\text{HCl}$  (electrólito fuerte y soluble).

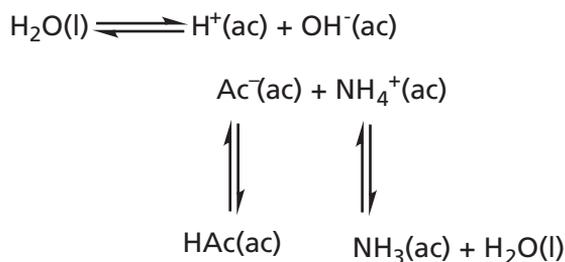
La formación de las moléculas de  $\text{NH}_3$  provoca una disminución de la concentración de  $\text{OH}^{1-}$  en el equilibrio iónico del agua, por lo que según el Principio de Le Châtelier-Braun el desplazamiento que se produce en el sentido de la reacción directa aumenta la concentración de  $\text{H}^+$ . En la disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  están presentes todas las especies representadas y los dos equilibrios iónicos que se verifican simultáneamente hacen que la  $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ , por lo que las características de la disolución son ácidas.

El proceso también puede ser representado por la siguiente ecuación protolítica:



**Caso 3.** Sal cuyo anión proviene de ácido débil y su catión de base débil

Ejemplo:  $\text{NH}_4 \text{Ac}$  (acetato de amonio)



En este caso las dos sustancias que se forman en las verticales corresponden a electrólitos débiles, por lo que parte de los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  que aporta el agua se consumen para formar las moléculas no disociadas, y las concentraciones de los dos iones del agua disminuyen.

La concentración de estos iones en la disolución dependerá de la fortaleza relativa del ácido y la base débil formada, la que puede ser comparada a partir de los valores de sus constantes de equilibrio ( $K_a$  y  $K_b$ ).

- Si  $K_a > K_b$  entonces  $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$  y la disolución resultante tendrá características ácidas y su  $\text{pH} < 7$ .
- Si  $K_a < K_b$  entonces  $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$  y la disolución resultante tendrá características básicas y su  $\text{pH} > 7$ .
- Si  $K_a = K_b$  entonces  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$  y la disolución resultante será neutra y su  $\text{pH} = 7$ .

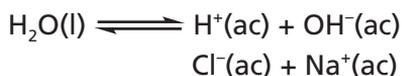
En el caso que se analiza, la  $K_a$  (HAc) =  $K_b$  ( $\text{NH}_3$ ) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$  por lo que  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$  y la disolución resultante es neutra.

El proceso también puede ser representado por la siguiente ecuación protolítica:



**Caso 4.** *Sal cuyo anión proviene de ácido fuerte y su catión de base fuerte*

Ejemplo: NaCl (cloruro de sodio)



En este último caso, las dos sustancias que se forman en las verticales son electrólitos fuertes, por lo que sus iones no interactúan con los del agua y se mantiene la condición  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$  que aporta esta sustancia.

Al no romperse el equilibrio iónico del agua puede plantearse que la sal cloruro de sodio no produce hidrólisis, por lo que la disolución sigue siendo neutra y su  $\text{pH} = 7$ .

Los análisis realizados permiten concluir que:

- Los iones de la sal que rompen el equilibrio iónico del agua y, por lo tanto, producen la hidrólisis son los que provienen del electrólito débil que da origen a la sal.
- Las características ácido-básicas de la disolución acuosa de la sal se corresponden generalmente con las características ácido-básicas del electrólito de mayor fortaleza entre los que dan origen a la sal que se disolvió.

### ¿Sabías que...?

Los análisis cuantitativos de los procesos de hidrólisis salina ofrecen expresiones en las que al combinar la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  con la  $K_{\text{a}}$  y la  $K_{\text{b}}$  de los electrólitos débiles involucrados en el proceso y la concentración de la sal en la disolución, dan la posibilidad de calcular la  $c(\text{H}^+)$  y de  $c(\text{OH}^{-1})$  en estas disoluciones.



### Reflexiona

Cuando al disolver una sal en agua una de las sustancias que se forma en el proceso es un electrólito poco soluble, también se produce hidrólisis.

## Comprueba lo aprendido

**1.30** Analiza las siguientes proposiciones:

1. \_\_\_ Las disoluciones acuosas de las sales son neutras.
2. \_\_\_ Las características ácidas o básicas de la disolución acuosa de una sal dependen de la concentración de la sal en la disolución.
3. \_\_\_ En los procesos de hidrólisis de las sales se rompe el equilibrio iónico del agua.
4. \_\_\_ Si al disolver una sal en agua la disolución mantiene el  $\text{pH}$  en 7 se puede afirmar que no se produjo hidrólisis.
5. \_\_\_ Las sales cuyo catión proviene de una base fuerte y el anión de un ácido débil forman disoluciones con características básicas.
6. \_\_\_ Si al disolver una sal en el agua la concentración de iones  $\text{OH}^-$  se hace menor que en el agua pura, la disolución tiene características básicas.

- a) Selecciona los planteamientos verdaderos.
- b) Convierte en verdaderos los planteamientos falsos sustituyendo la parte subrayada.

**1.31** Representa la ecuación iónica de la hidrólisis que producen las siguientes sales. Auxíliate de la tabla de fortaleza y solubilidad que aparece en este libro de texto.

1. Nitrito de potasio ( $\text{KNO}_2$ )
2. Bromuro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Br}$ )
3. Cianuro de sodio ( $\text{NaCN}$ )

- a) Clasifica las disoluciones acuosas de estas sales en ácidas, básicas o neutras.

**1.32** Relaciona la columna A con la columna B

| <b>Columna A</b>  | <b>Columna B</b>                    |
|---|-------------------------------------|
| 1. Su disolución acuosa tiene características ácidas                  | ___ $\text{NaNO}_3$                 |
| 2. Su disolución acuosa hace que el tornasol adquiera color azul      | ___ $\text{CuSO}_4$                 |
| 3. Es una sal que no produce hidrólisis                               | ___ $\text{NH}_4\text{Ac}$          |
| 4. Aunque produce hidrólisis forma una disolución con $\text{pH} = 7$ | ___ $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ |
|   | ___ $\text{K}_2\text{S}$            |

### Desafío

**12.** Ordena de manera decreciente de la acidez de sus disoluciones las siguientes sales:  $\text{NaHSO}_4$ ;  $\text{KClO}$ ;  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

**13.** Representa por el método de los pasos la hidrólisis que producen las sales  $\text{K}_2\text{CO}_3$  y  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

### 1.2.8 Reacciones iónicas entre electrólitos. Su importancia

En grados anteriores estudiaste las propiedades químicas de algunas sustancias que intervenían en reacciones de intercambio iónico. En este epígrafe se profundiza en el estudio de estas propiedades a partir de los conocimientos adquiridos sobre el equilibrio iónico y las reacciones de intercambio iónico que se producen entre electrólitos en disolución acuosa.

Las reacciones químicas de intercambio iónico que se van a estudiar pueden agruparse en:

- I. Reacciones químicas en que se forman o desaparecen electrólitos débiles.
- II. Reacciones químicas en que se forman o desaparecen electrólitos poco solubles.
- III. Reacciones químicas en que se forman gases.

Para representar las propiedades que serán estudiadas se utilizará, nuevamente, el método de los pasos, lo que permitirá ilustrar la esencia del fenómeno que ocurre en cada uno de los ejemplos que se presentan y arribar a conclusiones.

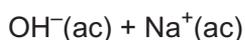
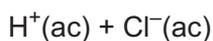
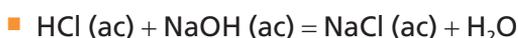
Debes auxiliarte de la tabla de fortaleza y solubilidad que aparece en este libro (tabla 1.4), para poder representar los electrólitos por la notación que le corresponde según su clasificación.

*I. Reacciones químicas en que se forman o desaparecen electrólitos débiles*

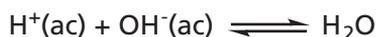
Dentro de este grupo de reacciones químicas se encuentran las reacciones de neutralización, las que se corresponden con la propiedad que puede ser esquematizada de la siguiente manera:

Ácido + Hidróxido metálico = Sal + Agua

a) Reacción del ácido clorhídrico con disolución de hidróxido de sodio

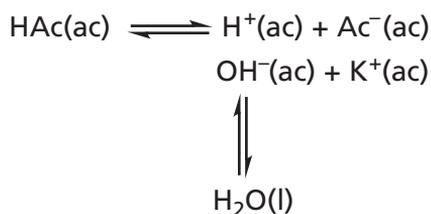
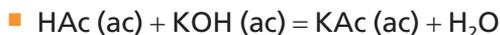


A este proceso le corresponde la siguiente ecuación iónica esencial:

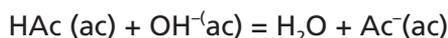


El equilibrio está desplazado hacia la formación de las moléculas de agua por ser esta sustancia un electrólito débil.

b) Reacción química de una disolución de ácido acético con disolución de hidróxido de potasio



Al considerar los dos equilibrios que se verifican en el proceso y omitir la especie común a estos, el  $\text{H}^+(\text{ac})$ , el proceso se representa iónicamente por la siguiente ecuación química:



El equilibrio favorece la reacción directa por ser el agua un electrólito más débil que el ácido acético, lo que puede ser comprobado al comparar los valores de las constantes de equilibrio correspondientes.

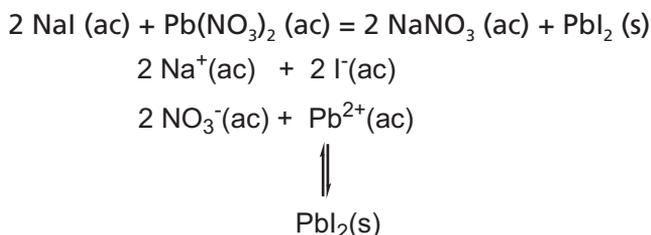
II. *Reacciones químicas en que se forman o desaparecen electrólitos poco solubles*

En este grupo de reacciones se pueden ubicar las siguientes propiedades químicas:

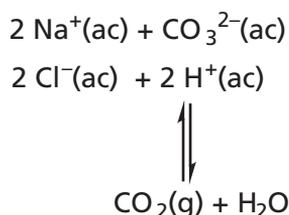
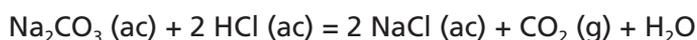
- a) Sal (1) + Sal (2) = Sal (3) + Sal (4)
- b) Sal (1) + Hidróxido metálico (1) = Sal (2) + Hidróxido metálico (2)
- c) Sal (1) + Ácido (1) = Sal (2) + Ácido (2)

Recuerda que ellas solo ocurren si una de las sustancias involucradas se encuentra en estado sólido.

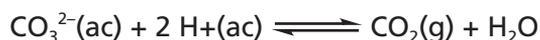
a) Reacción química entre disoluciones de yoduro de sodio y nitrato de plomo (II).







La ecuación iónica en este caso es:



### Reflexiona

Cuando se mezclan disoluciones de electrólitos fuertes y solubles y las sustancias que se forman también son electrólitos fuertes y solubles, no hay reacción.

A partir de los ejemplos analizados podemos concluir que para que ocurra una reacción química entre electrólitos debe existir en el estado final del sistema la presencia al menos de un equilibrio iónico.

Las reacciones químicas entre electrólitos son utilizadas con diferentes fines en la industria, los laboratorios y en el hogar.

La reacción química de los carbonatos con los ácidos permite destruir las incrustaciones que producen los carbonatos de calcio y magnesio en las tuberías de agua, calderas de vapor, muebles sanitarios o en los recipientes en que se hierve el agua.

Las reacciones químicas entre electrólitos que conllevan la formación de precipitados constituyen el fundamento de los ensayos de precipitación, que se pueden realizar para conocer la composición cualitativa de una disolución, por ejemplo, la identificación de iones  $\text{Ag}^+$  se realiza añadiendo una disolución de iones  $\text{Cl}^-$ , la identificación de los iones  $\text{Ba}^{2+}$  se realiza añadiendo una disolución de iones  $\text{SO}_4^{2-}$ . Estas técnicas son utilizadas en análisis cualitativo en los laboratorios.

Mediante reacciones químicas de formación de precipitados algunas de las sustancias solubles que contaminan las aguas o le confieren dureza, se transforman en sustancias poco solubles o de una menor solubilidad, la eliminación de la disolución de estos contaminantes será tanto más fácil de realizar cuanto menos soluble sea el compuesto formado.

Este método es muy utilizado en la disminución de la concentración de contaminantes metálicos en el agua residual a niveles que no causen preocupación. Es posible eliminar los iones de un elemento químico pesado disuelto en el agua (como el plomo(II), el mercurio(I), el cobre(II) o el cadmio en forma de cloruros, nitratos o sulfatos) adicionando hidróxido de sodio o calcio, sustancia que produce la precipitación del correspondiente hidróxido de plomo(II), de mercurio(I), de cobre(II) o de cadmio.

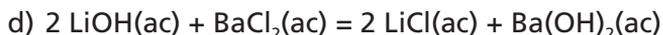
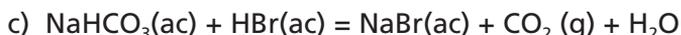
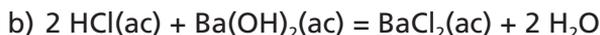
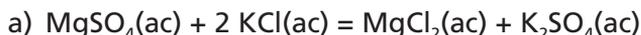
También este método se utiliza en ocasiones para eliminar la dureza temporal del agua provocada por los iones hidrogenocarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ), para ello se añade hidróxido de calcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) que provoca la precipitación del carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ), por lo que constituye una de las técnicas para el ablandamiento del agua.

No se debe olvidar que la formación de un precipitado es una manifestación que evidencia la ocurrencia de una reacción química, por lo que los profesores utilizan en las clases este tipo de reacción química para demostrar a sus estudiantes un método para identificar la ocurrencia de una reacción química.

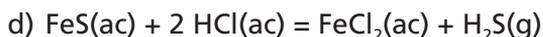
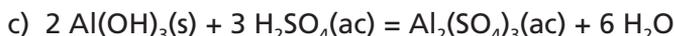
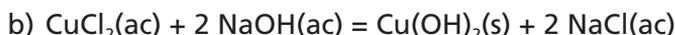
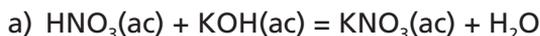
## Comprueba lo aprendido

**1.33** ¿Cuándo puede afirmarse que se produce una reacción química al mezclar dos disoluciones acuosas de electrolitos? Explica.

**1.34** Analiza las siguientes representaciones e identifica aquellas que no representan la ocurrencia de una reacción química. Argumenta en cada caso.



**1.35** Representa por el método de los pasos las siguientes reacciones químicas entre electrolitos.



## Desafío

14. Formula iónicamente mediante el método de los pasos el siguiente hecho experimental: Al añadir hidróxido de sodio a una disolución de nitrato de magnesio aparece un precipitado blanco, el cual se disuelve en disolución caliente de sulfato de amonio, desprendiéndose un gas lacrimógeno.
- a) Identifica por sus nombres el sólido y el gas que se forman durante este proceso.

## Resumen y ejercitación del capítulo

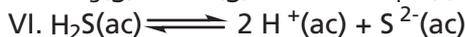
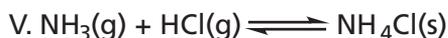
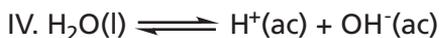
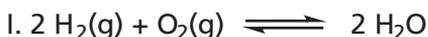
Los aspectos que aparecen, a continuación, son los generales que se estudiaron en este capítulo, que debes interpretar y no olvidar.

- Las reacciones químicas reversibles que ocurren en sistemas cerrados a temperatura constante y uniforme tienen como estado final el estado de equilibrio químico.
- El equilibrio químico es un equilibrio dinámico, aunque en el sistema no se observen cambios macroscópicos al alcanzarse este estado.
- El equilibrio químico puede ser clasificado en equilibrio molecular o iónico en dependencia de las especies químicas presentes en el sistema.
- Todo sistema químico en equilibrio cumple con la Ley de acción de masas y el Principio de Le Châtelier-Braun.
- La constante de equilibrio de un sistema solo varía al variar la temperatura.
- El valor de las constantes de equilibrio ( $K_c$ ,  $K_i$ ,  $K_{H_2O}$ ) permiten predecir la extensión en que se producen las reacciones directa e inversa en el equilibrio químico.
- Las sustancias pueden ser clasificadas en electrólitos y no electrólitos según la posibilidad de ionizarse o disociarse en iones al disolverse en un disolvente adecuado o fundirse.
- Los electrólitos conducen la corriente eléctrica en disolución o fundidos.
- Los ácidos, los hidróxidos metálicos y las sales son electrólitos.
- Los electrólitos pueden ser clasificados en: fuertes y solubles, débiles y solubles y poco solubles, según la extensión en que se produce su disociación en iones y su solubilidad.
- El valor del pH de una disolución acuosa permite conocer sus características ácido-básicas y puede ser determinado experimentalmente con el empleo de los indicadores. Matemáticamente se calcula a partir de la expresión  $\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$ .



- a) En el estado de equilibrio químico las sustancias reaccionantes se transforman más rápido en producto que las sustancias productos en reaccionantes.
- b) Al añadir un catalizador a un sistema químico en equilibrio se modifica el valor de la constante de equilibrio.
- c) Al aumentar la temperatura en un proceso endotérmico se favorece la formación de las sustancias productos.
- d) En una disolución acuosa con características ácidas no existen iones  $\text{OH}^-$ .
- e) Se puede aumentar la solubilidad del cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ), en agua añadiendo a la disolución la sal fuerte y soluble nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ).
- f) Las sales que proceden de ácidos y bases débiles siempre forman disoluciones acuosas de  $\text{pH} = 7$

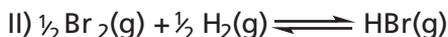
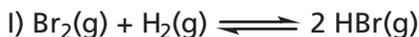
**1.39** Para cada una de las siguientes representaciones de sistemas en equilibrio químico:



- a) Clasifícalos en homogéneos o heterogéneos. Argumenta.
- b) Identifica los que representan equilibrios iónicos. Argumenta.
- c) Escribe la expresión de la constante de equilibrio que corresponde en cada uno de los casos.

### Desafío

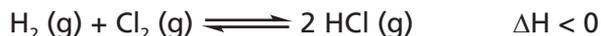
**15.** Para cada uno de los sistemas químicos en equilibrio representados por las ecuaciones químicas siguientes:





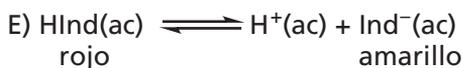
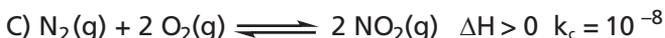
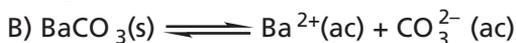
- d) Si el acetato de sodio (NaAc), se representa por la notación iónica:  $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Ac}^-(\text{ac})$ . Clasifica este electrólito teniendo en cuenta su fortaleza.
- e) Explica cómo al ser el acetato de sodio (NaAc) una sal, su disolución acuosa tiene un  $\text{pH} \neq 7$ .

**1.42** Analiza el siguiente sistema en equilibrio:



- a) Escribe la expresión de la constante de equilibrio.
- b) Identifica, de las afirmaciones siguientes, las que sean verdaderas. Explica tus respuestas.
- I. Si se aumenta la concentración de  $\text{H}_2(\text{g})$  el equilibrio se desplaza en el sentido de la reacción directa.
  - II. Al aumentar la temperatura el valor de  $K_c$  disminuye.
  - III. Al añadir un catalizador la concentración de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  disminuye.
  - IV. La disolución acuosa de HCl conduce la corriente eléctrica.
  - V. La disolución acuosa de HCl tiene  $c(\text{OH}^-) < 10^{-7} \text{ mol/L}$
  - VI. Al comprimir el recipiente en que se encuentra el sistema, el equilibrio se desplaza favoreciendo la reacción inversa.

**1.43** A partir de las representaciones de los siguientes sistemas en equilibrio químico:



- a) Escribe la expresión de la constante de equilibrio para los sistemas A y C.
- b) Selecciona con una equis (X), la respuesta correcta a cada enunciado.
- I. El  $\text{BaCO}_3$  es un:
    - no electrólito;  electrólito soluble;  electrólito poco soluble.



- d) Calcula la concentración de iones  $\text{OH}^-$  para la disolución de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
- e) Calcula la concentración de iones  $\text{H}^+(\text{ac})$  para la disolución de ácido cianhídrico (HCN).
- f) Compara la acidez de las disoluciones de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y ácido cianhídrico (HCN). Argumenta.
- g) Analiza si al mezclar disoluciones acuosas de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y cloruro de bario ( $\text{BaCl}_2$ ), ocurrirá reacción química. Argumenta la conclusión derivada del análisis realizado y formula lo ocurrido en el proceso mediante el método de los pasos.

**1.45** Se tienen tres sales hipotéticas con las siguientes características:

Sal XY: Se obtiene a partir de la reacción química de un ácido fuerte con una base débil.

Sal AB: Se obtiene a partir de la reacción química de un ácido fuerte con una base fuerte.

Sal DZ: Se obtiene a partir de la reacción química de un ácido débil con una base fuerte.

Identifica:

- a) Sal que no produce hidrólisis.
- b) Sal que produce una disolución con  $\text{pH} > 7$ .
- c) Sal que forma una disolución acuosa que torna amarillo el indicador bromotimol azul (tabla 1.8).
- d) Sal que produce una disolución acuosa en que la  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ .

**1.46** Observa la figura y formula las ecuaciones químicas correspondientes a dos reacciones químicas entre electrólitos que permitan obtener cada uno de los precipitados que en ella aparecen (auxíliate de la Tabla de fortaleza y solubilidad que aparece en el texto).



$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$   $\text{PbI}_2$   $\text{CdS}$   $\text{Bi}_2\text{S}_3$   $\text{Al(OH)}_2$   $\text{Al(OH)}_3$

**Fig. 1.28** Formación de precipitados debido a reacciones químicas entre electrólitos

- Argumenta a partir de los conocimientos adquiridos en este capítulo sobre el equilibrio químico, por qué puede afirmarse que existe reacción química entre las disoluciones acuosas de las sustancias propuestas por ti.
- Propón una reacción química en que intervenga el hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , que tenga como manifestación la desaparición de este precipitado. Formula la ecuación química correspondiente.

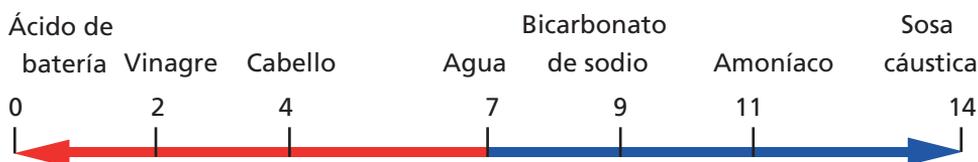
**1.47** Cierta indicador ácido-base se representa por:



En presencia de una disolución ácida toma color rojo, al ser añadido a una disolución básica toma color azul, aunque si el pH de la disolución básica está entre 10 y 12 el color que toma es violeta.

- Identifica a qué especies químicas del indicador atribuye los colores que se indican.
- Explica los cambios de color que se describen a partir del Principio de Le Châtelier-Braun.
- Representa la escala de pH del indicador.

**1.48** Teniendo en cuenta la figura 1.29:



**Fig. 1.29** Valores de pH para diferentes sistemas químicos

- ¿Qué características ácido-base presenta el cabello?
- Calcula las concentraciones de  $\text{H}^+$  y de  $\text{OH}^-$  en la disolución acuosa de amoníaco.
- ¿Por qué podemos afirmar que la sal hidrogenocarbonato de sodio  $\text{NaHCO}_3$ , (bicarbonato de sodio), produce hidrólisis? ¿Qué tipo de hidrólisis produce?
- ¿Qué características del agua se pueden deducir a partir del valor del pH que se reporta?

## Desafío

16. La siguiente ecuación química:



representa un proceso de hidrólisis salina. Demuestra que la constante de hidrólisis ( $K_h$ ), responde a la siguiente expresión:  $K_h = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_i(\text{HAc})}$

a) Propón una sal que produzca un proceso de hidrólisis que responda a la ecuación química representada.

## Conclusiones del capítulo

En este capítulo aprendiste que no todas las reacciones químicas ocurren completamente, o sea, no todos los reaccionantes se transforman totalmente en productos, ya que en algunas bajo determinadas condiciones llegan a un estado final que se denomina estado de equilibrio químico, el que se caracteriza por su carácter dinámico, aunque no observes cambios macroscópicos.

En todo estado de equilibrio químico (molecular o iónico), se cumplen la Ley de acción de masas y el Principio de Le Châtelier-Braun, los que permiten explicar muchos fenómenos que ocurren en la naturaleza, la industria, la vida diaria y hasta en tu propio organismo, por lo que se puede concluir que has ampliado y profundizado tus conocimientos acerca del concepto reacción química.



# CAPÍTULO 2

## Reacciones químicas de oxidación-reducción. Electroquímica

Los contenidos aquí adquiridos te permitirán analizar y comprender los que aparecen en los próximos capítulos de este libro.

Las reacciones químicas para su estudio se han clasificado a partir de diferentes criterios. Entre los tipos de reacciones químicas que ocurren en la naturaleza, los procesos industriales, el cuerpo humano, la vida cotidiana, etc., se encuentran las reacciones de oxidación-reducción (reacciones de redox). Estas reacciones químicas han sido estudiadas por ti en grados anteriores; sin embargo, en este capítulo se hará referencia a aspectos importantes relacionados con este tipo de reacción química que te permitirán dar respuesta a interrogantes que quizás en algún momento te hayas hecho, tales como:

¿Por qué las denominadas baterías permiten el funcionamiento de radios, teléfonos móviles, motos, etcétera?

¿Qué sucede cuando se ponen a cargar las baterías recargables?

¿Cómo se puede recubrir la superficie de un objeto con plata o níquel?

¿Qué sucede cuando se hace pasar corriente eléctrica por el agua?

La parte de la Química que se encarga del estudio de los procesos relacionados con las interrogantes anteriores recibe el nombre de Electroquímica, ella revela una de las más importantes relaciones entre la química y la vida cotidiana.

### Importante

Electroquímica es la rama de la química que estudia las reacciones químicas de oxidación-reducción en que hay involucrada energía eléctrica.

## 2.1 Pila electroquímica

Existen reacciones químicas de redox capaces de producir corriente eléctrica, lo que permite su utilización con diferentes fines.

En esta parte del capítulo conocerás qué características tienen estas reacciones químicas y cómo es posible disponer ese sistema químico para lograr un dispositivo que produzca corriente eléctrica. También aprenderás cómo representar simplificada este tipo de dispositivo y calcular la diferencia de potencial que genera.

Para lograr entender todo lo nuevo que se te propone, debes recordar y ampliar los conocimientos que ya posees sobre este tipo de reacción química.

### 2.1.1 Reacciones químicas de oxidación-reducción.

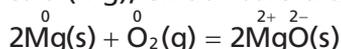
#### *Semiecuciones químicas de oxidación-reducción. Pares redox*

#### Importante

Reacciones de oxidación-reducción son aquellas en que se produce transferencia de electrones que origina una variación en los números de oxidación de los átomos de los elementos químicos que ceden y captan los electrones.

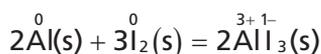
Ejemplos de estas reacciones químicas son:

1. La oxidación del magnesio (Mg), en atmósfera de dióxígeno (O<sub>2</sub>)



Aquí los átomos de magnesio son los que se oxidan al ceder electrones y los de oxígeno se reducen al captar los electrones; esta transferencia de electrones puede reconocerse por la variación de los números de oxidación que experimentan sus átomos: los de magnesio pasan de 0 en la sustancia simple a 2+ en el óxido de magnesio (MgO), y los de oxígeno pasan de 0 en el dióxígeno (O<sub>2</sub>), a 2- en el óxido.

2. Reacción química entre el aluminio (Al), y el diyodo (I<sub>2</sub>), la que se representa por:



y se muestra en la foto de la figura 2.1.



**Fig. 2.1** Reacción química del aluminio con el diyodo



### ¿Sabías que...?

#### Estrés oxidativo

El metabolismo, como otros aspectos de la vida, implica cambios. Entre ellos está la producción de derivados oxidantes, potencialmente nocivos. Los animales y los humanos tienen extensas defensas antioxidantes, pero debido a que estas defensas no son perfectas, algún ADN es oxidado. La cantidad de daño oxidativo al ADN se incrementa con la edad.

Por tal motivo se debe incrementar el consumo de alimentos que contengan antioxidantes, tales como: legumbres, verduras y frutas.



### Conoce un poco más

Las reacciones de oxidación-reducción también pueden ser clasificadas de acuerdo con la ubicación, en la ecuación química, de los átomos de los elementos químicos que varían el número de oxidación en: reacciones de redox intermoleculares, intramoleculares y de autooxidación-reducción.

Aunque las reacciones de oxidación-reducción constituyen una unidad dialéctica, estos dos procesos se pueden separar para su estudio.

La representación del proceso de oxidación mediante una ecuación química se denomina semiecuación química de oxidación y en ella se representan, fundamentalmente, las especies que participan en este proceso y la cantidad de electrones que fueron cedidos. La representación del proceso de reducción mediante una ecuación química es la semiecuación química de reducción y además de representar las especies involucradas, se representan los electrones captados.

Ambas semiecuaciones químicas deben estar ajustadas evidenciando la Ley de conservación de la masa, aunque ahora, además, hay que tener en cuenta que la carga eléctrica total (aportada por los iones y los electrones) sea igual a ambos lados de la semiecuación química (ajuste eléctrico).

En toda semiecuación química, ya sea de oxidación o de reducción, van a existir dos especies químicas que contienen los átomos del elemento químico que varía el número de oxidación. En una de esas especies el número de oxidación de los átomos será mayor que en la otra especie química de la misma semiecuación química.



Y las semiecuaciones químicas son:

- Semiecuación química de oxidación:  $\text{Fe(s)} = \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^-$  (existe un átomo de hierro a cada lado de la semiecuación y la carga total en reaccionantes y productos es 0).
- Semiecuación química de reducción:  $2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$  (existen dos átomos de hidrógeno a cada lado de la semiecuación y la carga total en reaccionantes y productos es 0).

Como la cantidad de electrones es la misma en las dos semiecuaciones químicas, se pueden sumar estas para obtener la ecuación química iónica total del proceso de redox.



Si analizas la ecuación química anterior te darás cuenta que la sustancia hierro (Fe, forma reducida) es el agente reductor o como comúnmente se dice es el reductor, mientras que los iones  $\text{H}^+(\text{ac})$ , (forma oxidada) constituye el agente oxidante o simplemente el oxidante.

Puede generalizarse entonces que las formas reducidas actúan como reductores ya que durante el proceso solo pueden aumentar su número de oxidación debido a que ceden electrones y se oxidan, con lo que contribuyen a la reducción de otra especie química presente en el sistema químico, que tendrá obligatoriamente que captar los electrones. Un análisis similar permite concluir que las formas oxidadas actuarán como oxidantes dentro del sistema químico en estudio.

Entre las especies que son buenos reductores se encuentran algunos metales como por ejemplo: litio (Li), rubidio (Rb), potasio (K), bario (Ba), estroncio (Sr), calcio (Ca), sodio (Na), magnesio (Mg), aluminio (Al), cinc (Zn), cromo (Cr) y entre los buenos oxidantes se encuentran algunos no metales como: diflúor ( $\text{F}_2$ ), dióxígeno ( $\text{O}_2$ ), dicloro ( $\text{Cl}_2$ ), dibromo ( $\text{Br}_2$ ) y el diyodo ( $\text{I}_2$ ).

### ¿Sabías que...?

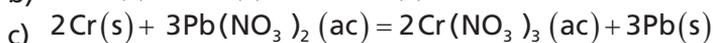
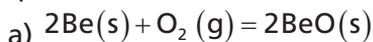
Muchos mecanismos de defensa trabajan en el cuerpo para limitar las concentraciones de agentes oxidantes y el daño que causan. El consumo de antioxidantes dietarios "parece ser de gran importancia". Las frutas y verduras, las principales fuentes de nutrientes antioxidantes, se asocian con una disminución del riesgo de enfermedades degenerativas. El poco consumo de frutas y verduras se asocian con un mayor riesgo de cánceres epiteliales (por ejemplo, cánceres de pulmón, la boca, el esófago y el estómago). También existen

pruebas de que el consumo de frutas y verduras puede reducir el riesgo de enfermedad cardiovascular y de ataques al corazón.

El elemento químico selenio tiene efectos antioxidantes que complementan los de la vitamina E. Este elemento químico metálico puede apoyar la función inmunológica y neutralizar los efectos de algunos iones de elementos químicos metálicos pesados como el Pb (II), el Hg (II), etc. También puede ayudar a impedir algunas enfermedades cardíacas y algunos tipos de cáncer. En la dieta son una buena fuente del elemento químico selenio los cereales, los espárragos, el ajo, los huevos, los champiñones, las carnes sin grasas y los mariscos. La dieta adecuada, generalmente suministra suficiente elemento químico selenio para conservar la salud. Este elemento químico debe ser ingerido mediante suplementos, únicamente si lo prescribe el médico, puesto que dosis elevadas son tóxicas.

## Comprueba lo aprendido

**2.1** Dadas las siguientes representaciones correspondientes a reacciones químicas:

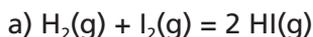


**2.1.1** Argumenta por qué representan procesos de redox.

**2.1.2** Identifica en cada ecuación química el agente oxidante. Explica tu selección.

**2.1.3** Identifica las formas oxidadas y reducidas en la ecuación química representada en el inciso b).

**2.2** Dadas las siguientes ecuaciones químicas:



**2.2.1** Identifica cuál representa un proceso de redox. Explica tu respuesta.

**2.2.2** Representa las semiecuaciones químicas de oxidación y reducción correspondientes.

**2.3** Analiza las siguientes ecuaciones químicas y responde:

- a)  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) = \text{Na}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
 b)  $\text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{AgNO}_3(\text{ac}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$   
 c)  $\text{Mg}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) = \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

- 2.3.1** Identifica la o las reacciones de redox. Demuéstralo asignándole el número de oxidación correspondiente a cada uno de los átomos de los elementos químicos.  
**2.3.2** Identifica en los procesos de redox el agente oxidante y el agente reductor.  
**2.3.3** Para los procesos de redox representados escribe las semiecuaciones químicas de oxidación y de reducción.  
**2.3.4** Para los procesos de redox representa los pares redox.

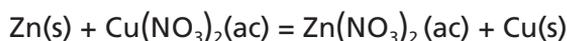
### Desafío

**17.** Ajusta los siguientes esquemas con fórmulas químicas, correspondientes a procesos de redox.

- a)  $\text{Ag}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{c}) = \text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 b)  $\text{FeSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

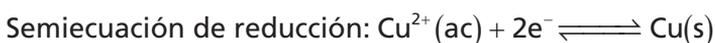
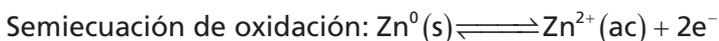
### 2.1.2 Pila electroquímica, su notación simplificada

La reacción química entre el metal cinc (Zn) y una disolución acuosa de nitrato de cobre (II)  $[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2]$ , es un proceso de redox que se representa por la siguiente ecuación química:



En esta reacción química se manifiesta el poder reductor del metal ya que cede electrones y se oxida, aumentando el número de oxidación de sus átomos, que pasan de átomos de cinc en el metal ( $\text{Zn}^0$ ) a iones cinc ( $\text{Zn}^{2+}$ ), mientras que en el nitrato de cobre (II) ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ), los iones cobre (II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ) manifiestan poder oxidante ya que ganan electrones y se reducen, disminuyendo su número de oxidación al pasar a átomos de cobre en el metal ( $\text{Cu}^0$ ).

Las semiecuaciones químicas que representan el proceso de redox son:



En esta reacción química la transferencia de electrones se produce al ponerse en contacto las sustancias reaccionantes; sin embargo, este mismo sistema químico se puede disponer convenientemente en forma de un dispositivo en el que los electrones se transfieran mediante conductores eléctricos, produciendo energía eléctrica a partir de la energía química. Este dispositivo es conocido como pila electroquímica.

### Importante

Pila electroquímica es el dispositivo que se diseña para que a partir de un proceso químico de redox espontáneo se produzca energía eléctrica.

Las pilas electroquímicas también pueden ser denominadas celdas galvánicas o celdas voltaicas.

La pila que puede diseñarse con las sustancias anteriores se representa en la figura 2.2 y es conocida como pila de Daniell.

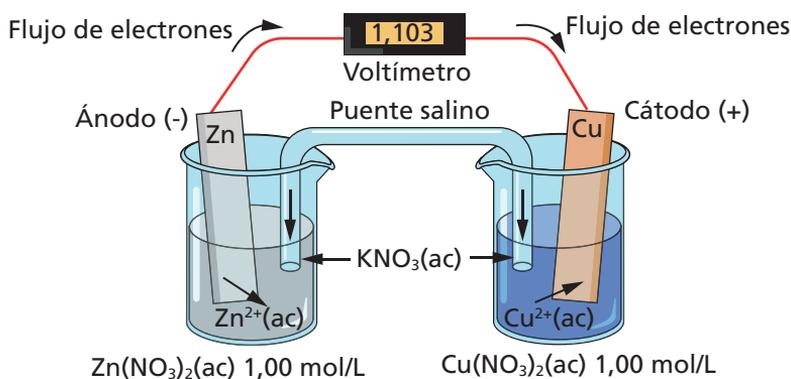


Fig. 2.2 Esquema de la pila electroquímica Zn-Cu

### Algo de historia

Luigi Galvani (1737-1798) científico italiano (figura 2.3), muy famoso por sus experimentos con ranas decapitadas, en que observó que los músculos de estas ranas se movían al entrar en contacto con dos metales y asumió que se debía a la electricidad almacenada en los tejidos de la rana.

Alessandro Volta (1745-1827) amigo de Galvani fue quien descubrió que la electricidad provenía de los

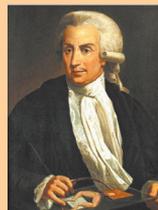


Fig. 2.3 Luigi Galvani

metales y no de la rana. Volta (figura 2.4) en el año 1800 presentó a Napoleón la primera pila.

Jhon F. Daniell (1790-1845) (figura 2.5) inventa en 1836 la pila que lleva su nombre a partir de la pila de Volta. El esquema de la pila Daniell se ha mantenido durante años para la explicación del funcionamiento básico de estos dispositivos.



**Fig. 2.4**  
Alessandro Volta



**Fig. 2.5**  
Jhon F. Daniell

En la figura 2.2 las barras de los metales cobre (Cu) y cinc (Zn), están introducidas en disoluciones acuosas de concentración 1 mol/L de disoluciones de nitrato de cobre (II) ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ) y de nitrato de cinc ( $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ) respectivamente; los metales están conectados a un voltímetro mediante conductores eléctricos.

Las especies  $\text{Zn}(\text{s})$  y  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$  intervienen en el proceso de la oxidación, mientras que el  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  y el  $\text{Cu}(\text{s})$  participan en el proceso de la reducción. La zona donde están en contacto el metal con su disolución se le llama semipila, y constituye en la pila lo que se conoce como electrodo. Los electrodos según el proceso que se verifica en ellos reciben nombres específicos.

### Importante

Ánodo es el electrodo en que ocurre la oxidación en un proceso electroquímico.

Cátodo es el electrodo en que ocurre la reducción en un proceso electroquímico.

Estos electrodos pueden ser identificados a partir del conocimiento de algunas de sus características.

### Importante

El metal más activo de los involucrados en el proceso que ocurre en una pila electroquímica pertenece al electrodo que hace función de ánodo, ya que es el que se oxida más fácilmente, es el mejor reductor.



## Importante

En la notación simplificada de la pila, el par redox que constituye el ánodo se representa invertido con respecto al convenio estudiado, indicando el proceso que está ocurriendo en ese electrodo, que es la oxidación, mientras que el par redox que constituye el cátodo se representa según el convenio establecido.

Las pilas que actualmente se utilizan presentan diferentes diseños, por ejemplo, existen las pilas de botón, dispositivo utilizado en linternas, juguetes, etcétera (figura 2.6).

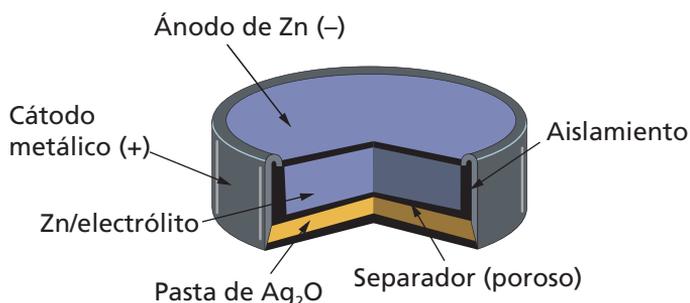


Fig. 2.6 Pila de botón Zn-Ag

## ¿Sabías que...?

El dispositivo que se muestra (figura 2.7) está formado por un tomate al que se le introducen dos barras de metales diferentes separados entre sí; estos están conectados con pinzas a conductores eléctricos que van a los polos de un reloj digital. El voltaje que se produce es suficiente para que funcione el pequeño reloj digital.

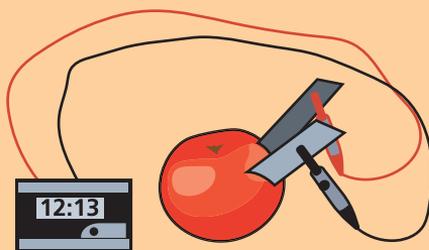


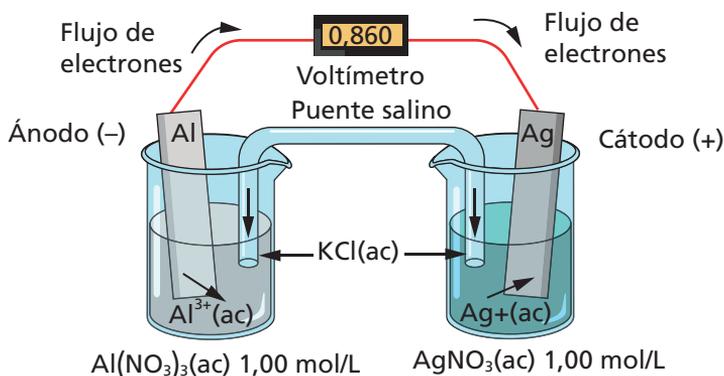
Fig. 2.7

## Comprueba lo aprendido

- 2.4** Completa con la palabra o término correcto cada uno de los espacios en blanco que aparecen en cada inciso, de manera tal que finalmente resulten proposiciones verdaderas.

- a) El dispositivo en el que a partir de un proceso químico de redox espontáneo se obtiene \_\_\_\_\_ se denomina pila electroquímica.
- b) En las pilas, el electrodo en que ocurre la reducción se le denomina \_\_\_\_\_.
- c) Para mantener en contacto las disoluciones acuosas que forman parte de la pila se utiliza el \_\_\_\_\_.
- d) El movimiento de los electrones por los conductores, en una pila se produce del electrodo que actúa como \_\_\_\_\_ al electrodo que actúa como \_\_\_\_\_.
- e) La lámina metálica que durante el funcionamiento de la pila disminuye su masa es la que forma parte del electrodo que se denomina \_\_\_\_\_.
- f) Los procesos de oxidación y de reducción que ocurren en una pila se representan mediante \_\_\_\_\_.

**2.5** Dado el siguiente esquema de una pila (figura 2.8), responde:



**Fig. 2.8** Esquema de la pila electroquímica Al-Ag

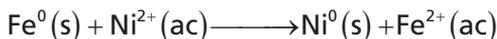
- a) Representa las semiecuaciones químicas correspondientes a los procesos que ocurren en cada electrodo.
- b) Escribe la ecuación química total del proceso.
- c) ¿Qué función realiza el puente salino?
- d) Representa la notación simplificada para esta pila.

**2.6** Analiza la siguiente notación simplificada para una pila electroquímica.



- Representa el par redox que hace función de ánodo.
- Escribe las semiecuaciones químicas de los procesos que tienen lugar cuando la pila comienza a funcionar.
- ¿Cuál de las láminas metálicas debe disminuir su masa durante el funcionamiento de la pila?

**2.7** La siguiente ecuación química total se corresponde con el proceso que ocurre en una pila electroquímica.



- Identifica el oxidante y una forma reducida.
- Representa el electrodo que hace función de ánodo.
- Representa la notación simplificada de la pila.
- Dibuja el diagrama de la pila y señale cada una de sus partes.

**2.8** Analiza las notaciones simplificadas correspondientes a tres pilas electroquímicas.



- Ordena, de manera creciente, teniendo en cuenta la actividad química, los metales que forman parte de los electrodos en estas pilas electroquímicas. Argumenta tu respuesta.

### **2.1.3 Fuerza electromotriz de una pila electroquímica. Potencial de electrodo. Tabla de potenciales estándar de electrodo**

En las pilas electroquímicas estudiamos que la transferencia de electrones no se produce directamente entre las sustancias reaccionantes, sino mediante los conductores eléctricos. Estos electrones al moverse por el conductor originan una diferencia de potencial entre los dos electrodos que es detectada por el voltímetro y que se conoce como fuerza electromotriz de la pila.

### Importante

Fuerza electromotriz de la pila es la diferencia de potencial máxima que se produce entre los electrodos de este tipo de dispositivo, se denota por fem y siempre tiene un valor positivo dadas las características del proceso de redox que en él ocurre.

Los estudios realizados sobre estos procesos de oxidación-reducción han posibilitado tabular la facilidad de las especies químicas de captar electrones en las disoluciones acuosas mediante mediciones eléctricas; el resultado obtenido de estas mediciones se denomina potencial de electrodo. Su valor se expresa en la unidad de medida volt (V).

En la práctica no se conoce hasta el momento ningún método para determinar directamente el potencial de un electrodo.

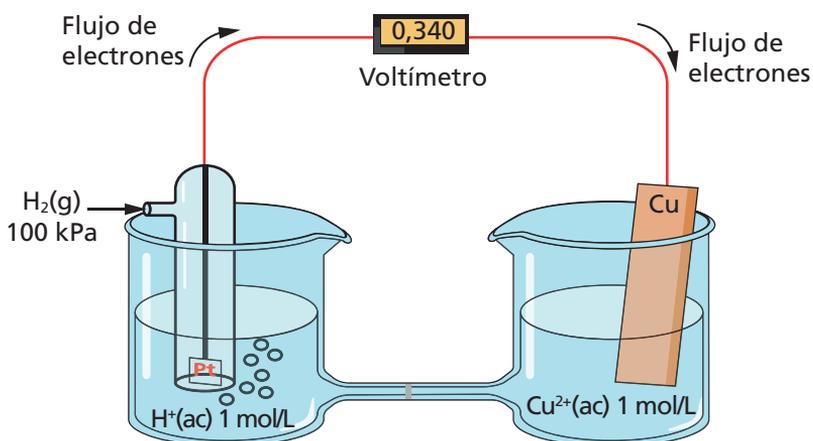
Un procedimiento muy utilizado consiste en combinar en una pila el electrodo al cual se le quiere medir el potencial, con otro electrodo de referencia o patrón al que se le conoce el valor del potencial; esto permite medir la variación de potencial en la pila (fem). A la fem de la pila así diseñada se le resta el valor del potencial conocido y el resultado será el potencial del electrodo en estudio. El valor del potencial obtenido por esta vía será un potencial relativo.

Al potencial correspondiente a cada electrodo se le denomina potencial de electrodo, se representa por la letra (E) y su valor se expresa en la unidad de medida volt (V).

El electrodo patrón tomado para el cálculo de los potenciales de electrodo es el electrodo estándar de hidrógeno al que se le asigna el valor de 0,00 V. Este electrodo está formado por el dihidrógeno ( $H_2(g)$ ), a 100 kPa de presión, el que se hace burbujear sobre una lámina de platino (Pt) y se introduce en una disolución acuosa de iones  $H^+$  (ac) de concentración de cantidad de sustancia 1 mol/L, tal como se muestra en la figura 2.9.

El potencial medido en estas condiciones se le denomina potencial estándar de electrodo y se representa por ( $E^0$ ).

Este potencial da una medida de la facilidad que tiene la forma oxidada para captar electrones y por lo tanto indica su fortaleza como oxidante. Como el proceso correspondiente al potencial es reversible, podemos plantear que también informa sobre la fortaleza de la forma reducida como reductor.



**Fig. 2.9** Determinación del potencial de electrodo a partir del electrodo estándar de hidrógeno

### Importante

El potencial estándar de electrodo permite conocer la extensión con que se producen los procesos de reducción y oxidación asociados a un par redox.

Los potenciales estándar correspondientes a los diferentes electrodos aparecen en la denominada Tabla de Potenciales Estándar de Electrodos (tabla 2.1).

Analicemos la estructura y las informaciones que nos brinda la Tabla de Potenciales Estándar de Electrodo.

**Tabla 2.1** Potenciales Estándares de Electrodo a 25 °C

| Semiecuaación   | E0(V) |
|---|-------|
| $F_2(g)+2e^- \rightleftharpoons 2F^-(ac)$                                 | +2,87 |
| $Co^{3+}(ac)+e^- \rightleftharpoons Co^{2+}(ac)$                          | +1,82 |
| $H_2O_2(ac)+2H^+(ac)+2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$                       | +1,77 |
| $PbO_2(s)+4H^+(ac)+SO_4^{2-}(ac)+2e^- \rightleftharpoons PbSO_4(s)+2H_2O$ | +1,70 |
| $MnO_4^-(ac)+8H^+(ac)+5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(ac)+4H_2O$          | +1,51 |
| $Au^{3+}(ac)+3e^- \rightleftharpoons Au(s)$                               | +1,50 |

| Semiecuación  | E0(V) |
|---|-------|
| $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{ac})$  | +1,36 |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 14\text{H}^+(\text{ac}) + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 7\text{H}_2\text{O}$ | +1,33 |
| $\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}$                  | +1,23 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$  | +1,23 |
| $\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-(\text{ac})$  | +1,07 |
| $\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$                      | +0,96 |
| $2\text{Hg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(\text{ac})$   | +0,92 |
| $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\text{l})$   | +0,85 |
| $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$  | +0,80 |
| $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$   | +0,77 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$                                    | +0,68 |
| $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{ac})$                 | +0,59 |
| $\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{ac})$  | +0,53 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-(\text{ac})$   | +0,40 |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$  | +0,34 |
| $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$                 | +0,20 |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+(\text{ac})$  | +0,15 |
| $\text{Sn}^{4+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}(\text{ac})$  | +0,13 |
| $2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$  | 0,00  |
| $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$  | -0,13 |
| $\text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$  | -0,14 |
| $\text{Ni}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s})$  | -0,25 |
| $\text{Co}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{s})$  | -0,28 |

Poder oxidante de la forma oxidada disminuye

Poder reductor de la forma reducida aumenta

|  |       |
|--|-------|
| $\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$ | -0,31 |
| $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$                             | -0,44 |
| $\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{s})$                             | -0,74 |
| $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$                             | -0,76 |
| $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{ac})$        | -0,83 |
| $\text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}(\text{s})$                             | -1,18 |
| $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$                             | -1,66 |
| $\text{Be}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}(\text{s})$                             | -1,85 |
| $\text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$                             | -2,37 |
| $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$                                 | -2,71 |
| $\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{s})$                             | -2,87 |
| $\text{Sr}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sr}(\text{s})$                             | -2,89 |
| $\text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{s})$                             | -2,90 |
| $\text{K}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$                                   | -2,93 |
| $\text{Li}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$                                 | -3,05 |

Las semiecuaciones químicas representadas en esta tabla son semiecuaciones de reducción, por lo que todas estas semiecuaciones químicas se corresponden con el siguiente esquema:



Las sustancias simples tienen el estado de agregación correspondiente a las condiciones en que fue medido el potencial; generalmente para los metales sólidos y para los iones se representan en disoluciones acuosas de concentración 1 mol/L.



### Recuerda que...

Las formas oxidadas son agentes oxidantes y las formas reducidas son agentes reductores.

Aquellas especies que aparecen en ambos lados de la semiecuación química pueden actuar como oxidantes y como reductoras en dependencia de con qué especie química reaccionen. Ejemplo de estas especies son los iones hierro (II) ( $\text{Fe}^{2+}$ ) y los iones cobalto (II) ( $\text{Co}^{2+}$ ).

### Importante

La especie mejor oxidante es dentro de las formas oxidadas la que pertenece a la semiecuación química de mayor valor de  $E^0$  y el mejor reductor es entonces de las formas reducidas la que pertenece a la semiecuación química de menor valor de  $E^0$ .

En la tabla 2.1 que se corresponde con la Tabla de Potenciales Estándar de Electrodo, la especie mejor oxidante se corresponde con el diflúor ( $\text{F}_2$ ) y el mejor reductor con el litio (Li). El peor reductor es el ion fluoruro ( $\text{F}^-$ ) y el peor oxidante es el ion litio ( $\text{Li}^+$ ).

### ¿Sabías que...?

El orden que presentan los metales en la serie de actividad de los metales se corresponde con la variación del poder reductor de estos según la Tabla de Potenciales Estándar de Electrodo.

### Conoce un poco más

Para determinar potenciales de electrodo en condiciones no estándares se utiliza la ecuación de Nernst.

## Comprueba lo aprendido

**2.9** ¿Qué significado tienen en la Tabla de Potenciales Estándar de Electrodo, los valores negativos de los potenciales?

**2.10** ¿Por qué si los elementos químicos que forman los metales litio (Li), sodio (Na) y potasio (K), se ubican en el grupo IA (1) de la tabla periódica moderna de 18 columnas, estos metales pertenecen a pares redox con diferentes valores de potencial de electrodo?

**2.11** A continuación, se muestra un fragmento de la Tabla de Potenciales Estándar de Electrodo:



- Representa los pares redox correspondientes a cada semiecuación química.
- Identifica entre estas especies al mejor agente reductor. Explica.
- Identifica entre estas especies al mejor agente oxidante. Argumenta.

**2.12** Auxiliándote de la tabla 2.1 clasifica las siguientes especies químicas en oxidantes y/o reductoras.



**2.12.1** Identifica el mejor oxidante y el peor reductor. Argumenta en cada caso.

**2.13** Compara el poder reductor del ion yoduro ( $\text{I}^{-}$ ) con el del metal plomo (Pb). Argumenta.

### Desafío

**18.** Según la tabla 2.1 que aparece en el texto, explica cómo varía el poder oxidante de los iones dicromato presentes en un sistema químico al añadirle gotas de una disolución acuosa con  $\text{pH} < 7$ .

### 2.1.4 Cálculo de la fuerza electromotriz de una pila electroquímica. Predicción de reacciones químicas de redox

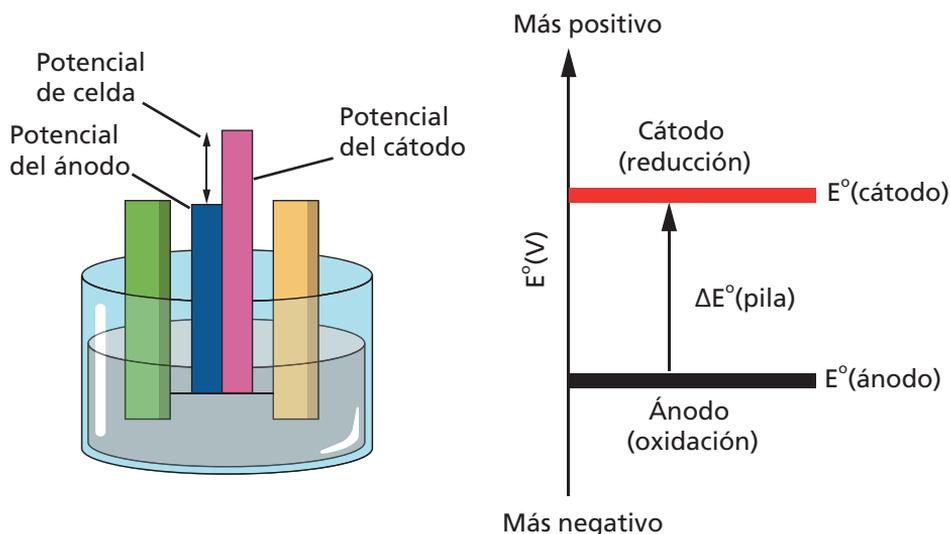
El conocimiento de los valores de los potenciales estándar de electrodo ( $E^0$ ) permite identificar el ánodo y el cátodo de una pila electroquímica.

Realicemos el siguiente análisis: en la pila intervienen dos pares redox, por lo que en el sistema habrá dos formas oxidadas y dos formas reducidas. La especie mejor reductora (la forma reducida del par de menor valor de potencial) será la que se oxide más fácilmente y formará parte del ánodo. La especie mejor oxidante (la forma oxidada del par de mayor valor de potencial) será la que se reduce con más facilidad y formará parte del cátodo.

### Importante

En una pila electroquímica el ánodo siempre estará formado por el electrodo de menor valor de potencial de electrodo y el cátodo será el electrodo de mayor valor de potencial de electrodo (figura 2.10).

También, a partir de conocer los valores de los potenciales de electrodo es posible determinar la fuerza electromotriz que produce la pila, o sea, su fem al utilizar la siguiente ecuación de definición:  $fem = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$  (figura 2.10).



**Fig. 2.10** Relación entre los valores de los  $E^{\circ}$  del ánodo y el cátodo en una pila electroquímica

Para la pila formada por los electrodos  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$  y  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$  cuyos valores de  $E^{\circ}$  son  $0,34 \text{ V}$  y  $-0,76 \text{ V}$  respectivamente se obtiene que:

$$fem = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

Como el proceso redox que ocurre en una pila es espontáneo porque ocurre sin la acción permanente de un determinado agente externo, y la diferencia de potencial en este dispositivo, según el análisis realizado anteriormente, siempre será positiva, se asumirá que en todo proceso de redox espontáneo el  $\Delta E^{\circ}$  será mayor que cero.



### Conoce un poco más

Realmente la espontaneidad de los procesos se mide a partir de los valores de  $\Delta G^0$ , los que se relacionan con  $\Delta E^0$  a partir de la siguiente expresión:  $\Delta G^0 = -nF\Delta E^0$ .

Si  $\Delta G^0 < 0$ , proceso espontáneo y si  $\Delta G^0 > 0$  proceso no espontáneo.

Los potenciales de electrodo que aparecen en la tabla de potenciales estándar de electrodo también pueden ser utilizados en la predicción de reacciones químicas de redox que ocurran por contacto directo de los reaccionantes.

Al no existir en estas condiciones ánodo ni cátodo, se utilizará la ecuación de definición:  $\Delta E^0 = E^0_{\text{O}} - E^0_{\text{R}}$

$E^0_{\text{O}}$  representa el potencial del par a que pertenece el oxidante, que es el par redox que participa en el proceso de reducción y  $E^0_{\text{R}}$  representa el potencial del par a que pertenece el reductor, que es el par redox que participa en el proceso de la oxidación.

Si  $\Delta E^0 > 0$  el proceso químico es espontáneo, por lo que ocurre por sí solo sin la acción permanente de un agente externo.

Si  $\Delta E^0 < 0$  el proceso químico es no espontáneo, por lo que solo ocurrirá con la acción permanente de un agente externo.

Analicemos los siguientes ejemplos:

#### Ejemplo 1

¿Ocurrirá la reacción química entre una disolución de iones plomo (II) ( $\text{Pb}^{2+}$ ) y una lámina de cinc (Zn), en condiciones estándar?

Para resolver el ejercicio se debe consultar la tabla de potenciales estándar de electrodos y extraer de ella los pares redox involucrados en la reacción química.

$$E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

En esta reacción química el oxidante es el  $\text{Pb}^{2+}$  y el reductor es el Zn.

Sustituyendo en la ecuación de definición queda que:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{O}} - E^0_{\text{R}}$$

$$\Delta E^0 = -0,13 - (-0,76) = -0,13 + 0,76 = 0,63 \text{ V}$$

Como  $\Delta E^0 > 0$  el proceso es espontáneo y el proceso ocurrirá sin la acción de un agente externo.

### Ejemplo 2

¿Se oxidará una cinta de magnesio (Mg), al ser introducida en un recipiente con dicloro gaseoso (Cl<sub>2</sub>), en condiciones estándar?

Para resolver el ejercicio se debe consultar la tabla de potenciales estándar de electrodos y extraer de ella los pares redox involucrados en la reacción química.

$$E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$$

En la reacción química que se describe el oxidante es el dicloro (Cl<sub>2</sub>) y el reductor es el metal magnesio (Mg).

Sustituyendo en la ecuación de definición queda que:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{O}} - E^{\circ}_{\text{R}}$$

$$\Delta E^{\circ} = 1,36 - (-2,37) = 1,36 + 2,37 = 3,73 \text{ V}$$

Como  $\Delta E^{\circ} > 0$  el proceso se considera espontáneo lo que indica que ocurrirá sin la acción de un agente externo.

### Ejemplo 3

¿Es posible guardar con seguridad ácido clorhídrico (HCl (ac)), de concentración 1 mol/L en un recipiente de plata (Ag) sin que ocurra reacción química entre ellos?

En este ejemplo debes predecir la ocurrencia de la reacción química entre la plata (Ag) y el ácido que se guardará en ella.

Los pares redox involucrados en la reacción química son:

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$$

y las posibles especies químicas que deben reaccionar son el metal plata (Ag) que es el reductor y los iones en disolución acuosa (H<sup>+</sup>) que constituyen el oxidante ya que los iones cloruros (Cl<sup>-</sup>), presentes en el sistema, no pueden reaccionar con la plata por ser ambas especies químicas reductores (formas reducidas).

Sustituyendo en la ecuación de definición queda que:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{O}} - E^{\circ}_{\text{R}}$$

$$\Delta E^{\circ} = 0,00 - (0,80) = -0,80 \text{ V}$$

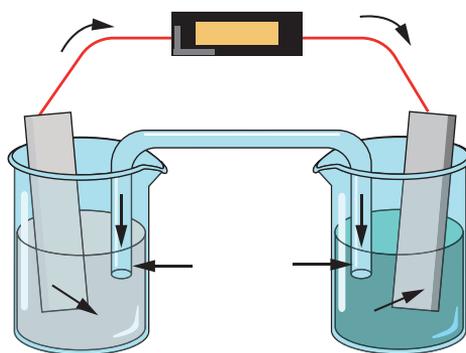
Como  $\Delta E^0 < 0$  el proceso se considera no espontáneo lo que indica que no ocurrirá sin la acción de un agente externo. Por lo tanto, sí es posible guardar esta disolución acuosa ácida en el recipiente de plata ya que la reacción química entre el ácido clorhídrico de concentración 1 mol/L y el metal plata no ocurrirá.

### Importante

La forma oxidada del par redox de mayor valor de  $E^0$  es capaz de oxidar a la forma reducida del par redox de menor valor de  $E^0$ . Siempre que esto se cumpla la reacción química de redox ocurre espontáneamente en condiciones estándar.

### Comprueba lo aprendido

**2.14** Dado el siguiente esquema de una pila (figura 2.11), responde:



**Fig. 2.11** Pila electroquímica Al-Ag

- ¿Podrá encenderse un bombillo de 2,00 V, utilizando esta pila?
- Argumenta.

**2.15** ¿Reducirá el metal manganeso (Mn), al ion sodio en disolución acuosa ( $\text{Na}^+$ ), en condiciones estándar? Demuéstralo mediante el cálculo correspondiente.

**2.16** ¿Se puede agitar con una varilla de cobre una disolución acuosa de concentración 1 mol/L de sulfato de hierro (III) sin que ocurra reacción química entre ellos? Argumenta y demuéstralo mediante el cálculo correspondiente.

**2.17** Diga si la siguiente ecuación química total puede corresponderse con el proceso que ocurre en una pila electroquímica. Argumenta y demuéstalo mediante el cálculo correspondiente.



## 2.2 Electrólisis

En esta parte del capítulo se estudian procesos químicos de redox no espontáneos que ocurren al pasar corriente eléctrica al sistema, por lo que también son considerados procesos electroquímicos.

Estos procesos son de gran utilidad para el desarrollo de la sociedad por la gran cantidad de aplicaciones que poseen, entre las que se destaca la obtención de muchas sustancias.

Los procesos electroquímicos a que se hace referencia en este capítulo reciben el nombre de electrólisis.

### 2.2.1 La electrólisis como proceso químico de oxidación-reducción

#### Importante

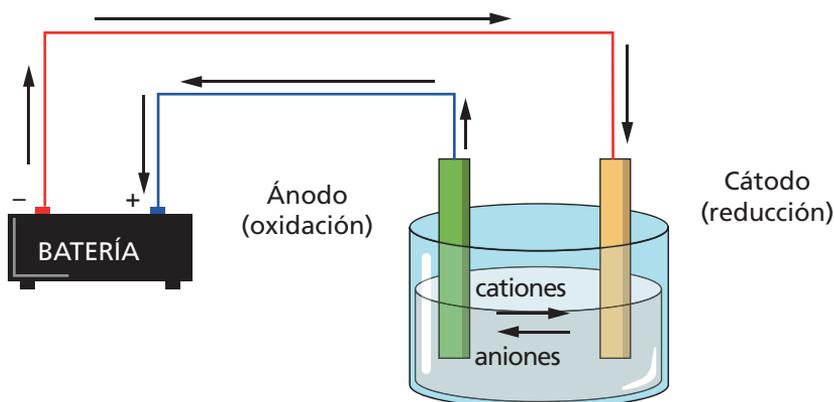
Electrólisis es el proceso químico que ocurre al hacer pasar energía eléctrica sobre un electrólito fundido o en disolución acuosa, produciéndose una reacción química de redox no espontánea.

Para realizar una electrólisis se necesita una celda o cuba electrolítica (recipiente que contendrá la sustancia que se va a transformar durante el proceso químico), en la que se introducen láminas metálicas o de otro material adecuado, denominadas electrodos, que se conectan mediante conductores eléctricos a una fuente de corriente directa que hace fluir los electrones en sentido opuesto al de su flujo espontáneo tal como se representa en la figura 2.12.



#### Reflexiona

En el diseño de un proceso de electrólisis no se debe utilizar una fuente de corriente alterna.



**Fig. 2.12** Representación de un proceso de electrólisis

Los electrodos que se utilizan pueden ser clasificados en electrodos activos o electrodos inertes en dependencia de que intervengan o no durante el proceso químico.

Si el electrodo participa en el proceso químico de redox (se oxida o se reduce), estamos en presencia de un electrodo activo, en caso contrario el electrodo se considera inerte.

Dentro de los electrodos inertes más conocidos se encuentran los de grafito y los de platino (Pt).

### Importante

En la electrólisis los electrodos también se denominan ánodo y cátodo según se verifique en ellos los procesos de oxidación y reducción respectivamente.

La identificación de estos electrodos se relaciona con la carga que adquieren al conectarse a la fuente de corriente.

### Importante

El electrodo que al conectarse a la fuente de corriente adquiere carga positiva es el que se denomina ánodo y el electrodo que adquiere carga negativa es el cátodo.

Los procesos de oxidación y reducción se verifican en la superficie de los electrodos, y la diferencia de potencial mínima necesaria para que

ocurra el proceso se determinan también por la ecuación de definición  $\Delta E^0 = E_O^0 - E_R^0$ .

**Conoce un poco más**

Existe una relación directa entre la corriente que circula por los electrodos en un proceso de electrólisis y la cantidad de sustancia transformada en cada electrodo, esta relación se expresa en las Leyes de Faraday.

**Algo de historia**

Michael Faraday (1791-1867). Químico y físico inglés (figura 2.13), a quien muchos consideran el científico experimental más grande del siglo XIX. Comenzó como aprendiz de encuadernador a la edad de trece años, pero se interesó en las ciencias después de leer un libro de Química. Las leyes de Faraday relacionan la intensidad de corriente que circula con la masa que se deposita en el electrodo.

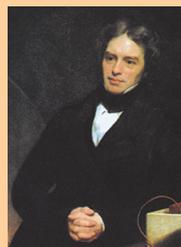


Fig. 2.13

La corriente que genera una pila electroquímica puede ser empleada en la producción de una electrólisis, si ambos sistemas se diseñan convenientemente, tal como se muestra en la figura 2.14.

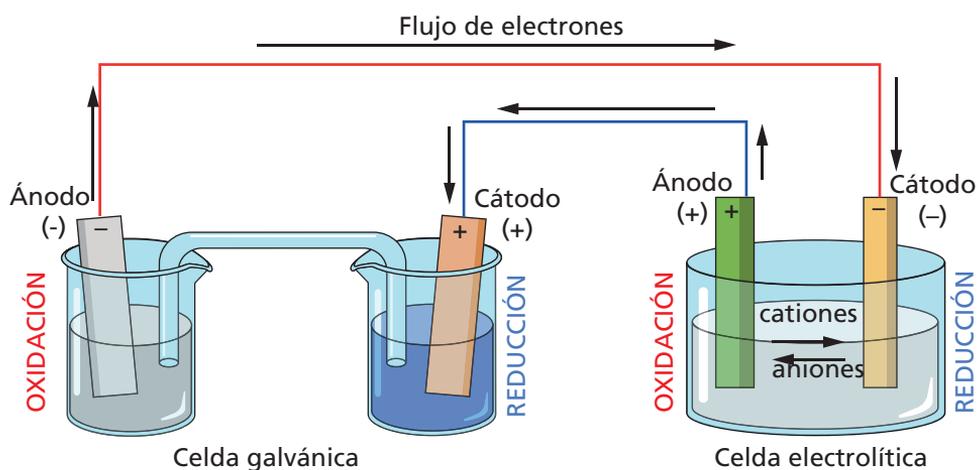


Fig. 2.14 Sistema formado por una pila y una electrólisis

### 2.2.2 Electrólisis de sales fundidas y de sales en disolución acuosa

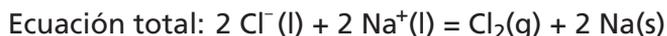
En el epígrafe anterior se planteó que la sustancia a través de la cual se hacía pasar corriente eléctrica en el proceso de electrólisis es un electrólito que debería estar fundido o en disolución acuosa porque solo en esas condiciones son capaces de conducir la corriente eléctrica.

Analizaremos a continuación de manera detallada lo que ocurre durante la electrólisis de un mismo electrólito en condiciones diferentes.

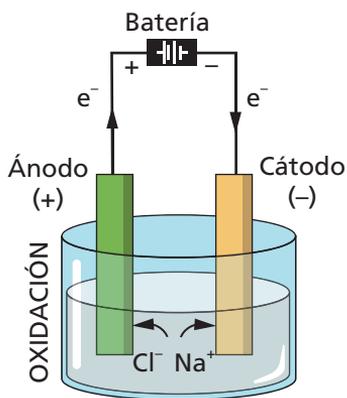
#### Electrólisis del cloruro de sodio (NaCl) fundido con electrodos inertes

Si en la celda electrolítica calentamos cloruro de sodio (NaCl) sólido, por encima de su temperatura de fusión, unos 800 °C, la sal se funde y se produce su disociación en iones. Al introducir en la sal fundida dos barras de grafito conectadas a los polos de un generador de corriente continua, los iones de la sal se transforman en los electrodos, al ser atraídos los iones cloruros (Cl<sup>-</sup>) que son los iones negativos por el electrodo positivo o ánodo y los iones sodio (Na<sup>+</sup>) que son los iones positivos por el electrodo negativo o cátodo según se muestra en la figura 2.15.

Los iones sodio (Na<sup>+</sup>) captan electrones del cátodo, se reducen y se depositan en forma de metal sodio (Na), al mismo tiempo que los iones cloruro (Cl<sup>-</sup>) ceden electrones en el ánodo, se oxidan y se desprenden en forma de dicloro gaseoso (Cl<sub>2</sub>). Las reacciones químicas que ocurren en los electrodos, así como la reacción química total, son:



En la práctica para que la electrólisis se produzca se requiere un voltaje entre los electrodos superior a la diferencia de potencial correspondiente a la fuente de corriente.



**Fig. 2.15** Electrólisis del NaCl fundido

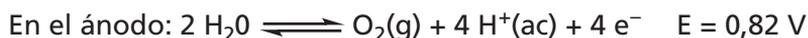


Aunque en los electrodos ambos procesos químicos ocurren, los valores del potencial de electrodo permiten conocer la reacción química que se produce en mayor extensión en cada uno.

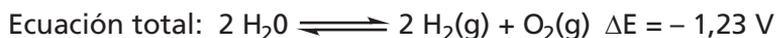
De las semiecuaciones químicas anódicas ocurrirá en mayor extensión la de menor valor de potencial. Esto indica que la forma reducida de esa semiecuación química es el mejor reductor.

De las semiecuaciones químicas catódicas ocurrirá en mayor extensión la de mayor valor de potencial. Esto indica que la forma oxidada de esa semiecuación química es el mejor oxidante.

En este caso las semiecuaciones químicas que cumplen con esto son:

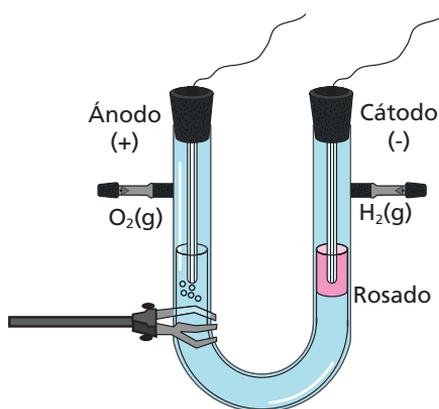


Como en ambas semiecuaciones químicas no existe igual cantidad de electrones la semiecuación química correspondiente a la reducción del agua se multiplica por 2. Finalmente, la suma de las dos semiecuaciones químicas origina la ecuación química total del proceso de redox.



La ecuación química total nos informa que en este proceso los productos que se obtienen apreciablemente en mayor proporción son el dióxígeno gaseoso ( $\text{O}_2(\text{g})$ ), en el ánodo y el dihidrógeno gaseoso ( $\text{H}_2(\text{g})$ ), en el cátodo, que son los productos que se corresponden igualmente con las sustancias productos cuando se realiza la electrólisis del agua (figura 2.16).

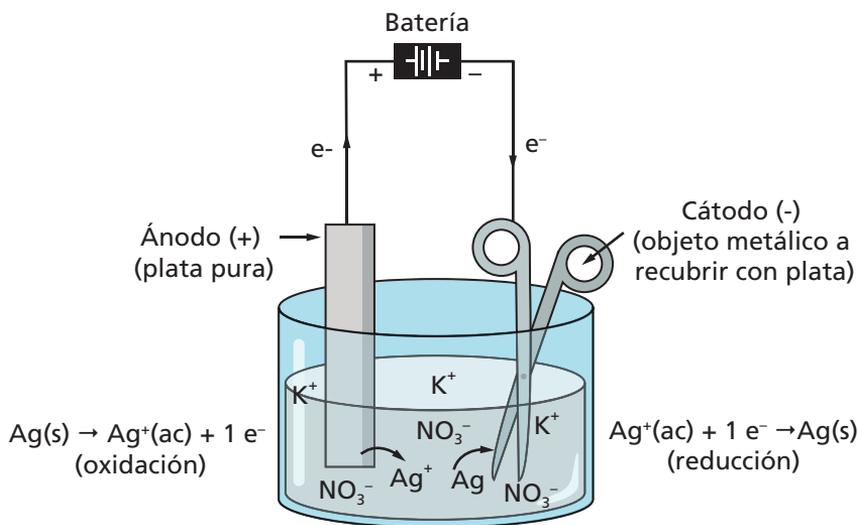
Si se añaden gotas del indicador fenolftaleína en la zona del cátodo, se comprobará la presencia del medio básico que originan los iones hidróxido ( $\text{OH}^-$ ), ya que aparece una coloración rosada propia del indicador cuando el pH del medio es mayor que 10 (figura 2.16).



**Fig. 2.16** Electrólisis del agua

La diferencia de potencial calculada indica que para que el proceso químico ocurra hay que aplicar una diferencia de potencial igual o superior a 1,23 V, mientras el signo negativo reafirma que el proceso químico de redox que ocurre durante una electrólisis es un proceso no espontáneo.

En los procesos de electrólisis en disolución acuosa en el electrodo que hace función de ánodo puede colocarse una barra metálica; en este caso, como el metal también puede transformarse durante el proceso, se dice que la electrólisis es de ánodo activo (figura 2.17).



**Fig. 2.17** Electrólisis con ánodo activo

Este tipo de electrólisis reviste gran importancia en la industria para el niquelado, o cromado de distintas piezas metálicas. En estos casos el objeto que se desea recubrir se coloca en el cátodo, mientras que el metal que se utilizará para el recubrimiento se sitúa en el ánodo.

### Comprueba lo aprendido

**2.18** Compara el proceso químico que ocurre en una pila con el que ocurre en la electrólisis.

**2.19** Representa la semiecuación química anódica y la catódica para la electrólisis de la sal yoduro de potasio (KI), fundida.

a) Menciona los productos finales de esta electrólisis.

**2.20** Para la electrólisis del cloruro de potasio (KCl), en disolución acuosa:

- Representa las posibles semiecuaciones químicas anódicas y catódicas.
- Menciona los productos finales del proceso de electrólisis.

**2.21** Representa el esquema del proceso de electrólisis de la sal fundida bromuro de potasio (KBr) con electrodos inertes.

- Señala el ánodo y el cátodo.
- Plantea la semiecuación química anódica y la catódica correspondiente.

### Desafío

**19.** Para la electrólisis de una disolución acuosa de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{CrCl}_3$ , utilizando un electrodo de Cr en el ánodo, determina la ecuación química total del proceso de redox. Deja constancia de su análisis.

### 2.2.3 Aplicaciones de la electroquímica *La industria electroquímica en Cuba. La electroquímica, el medio ambiente y la salud*

La electroquímica tiene múltiples aplicaciones en la industria por lo que es de gran importancia para el desarrollo de la sociedad.

La protección de materiales para evitar la corrosión, la preparación de materiales decorativos, la producción de lacas orgánicas para pinturas, la obtención de productos para la industria y la medicina, la confección de marcapasos, la elaboración de pilas y de equipos generadores de corriente eléctrica, así como la obtención de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ), son algunas de las producciones que dependen de la electroquímica.

Dentro de las aplicaciones fundamentales de esta rama de la Química podemos citar:

- **Baterías electroquímicas**

Es una de las aplicaciones más conocida por lo generalizado que se encuentra su uso. Una batería es un dispositivo que almacena energía química para ser liberada más tarde como electricidad. Algunas baterías están formadas por una sola pila voltaica con dos electrodos y un electrólito o electrólitos adecuados, por ejemplo, las baterías para linterna. Otras baterías están formadas por dos pilas voltaicas conectadas en serie, es decir polo positivo con negativo, para aumentar el voltaje, como ocurre con la batería de un automóvil.

En la actualidad las baterías más usadas son las baterías secundarias (celdas secundarias); en estas la reacción química puede invertirse, haciendo pasar electricidad mediante la batería (cargándola). Esto significa que durante la vida útil de una batería se producen miles de procesos de descargas y cargas.

Como ejemplo de baterías recargables debido a que sus reacciones electroquímicas son eléctricamente reversibles esta la batería ion-Li, las que se comercializan con diferentes diseños (figura 2.18).



**Fig. 2.18** Baterías ion-Li con diferentes diseños

### ¿Sabías que...?

En las baterías de ion-litio el ánodo no está formado por litio metálico sino por otro material mucho más seguro, como por ejemplo el grafito, capaz de intercalar (o almacenar) iones de litio en una forma menos reactiva que la del litio metálico, sin un notable detrimento de su densidad energética.

Las baterías recargables pueden ofrecer beneficios económicos y ambientales en comparación con las pilas desechables. La selección adecuada de una batería recargable puede reducir los materiales tóxicos que se desechan en los vertederos.

Actualmente, se utilizan baterías recargables para aplicaciones, tales como: motores de arranque de automóviles, dispositivos portátiles de consumo, vehículos ligeros (como sillas de ruedas motorizadas, carros de golf, bicicletas eléctricas y carretillas elevadoras eléctricas), herramientas y sistemas de alimentación ininterrumpida.

### ¿Sabías que...?

Existen pilas denominadas pilas combustibles. En las pilas combustibles se produce energía eléctrica directamente a partir de la oxidación de un combustible, con un rendimiento del 75 %. La más frecuente utiliza dihidrógeno ( $H_2$ ), en

el ánodo que se oxida a agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), en presencia de una disolución acuosa de hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ ) y en el cátodo se reduce el dióxígeno ( $\text{O}_2$ ), usando un catalizador. Estas pilas se han utilizado en naves espaciales. Este es un ejemplo de pila ecológica pues no produce sustancias que contaminen el medio ambiente.

■ Obtención de sustancias mediante electrólisis

La industria moderna no podría funcionar hoy día sin los procesos de electrólisis. Mediante estos pueden ser obtenidas sustancias de gran importancia tales como el aluminio ( $\text{Al}$ ), el magnesio ( $\text{Mg}$ ), el dicloro ( $\text{Cl}_2$ ), el diflúor ( $\text{F}_2$ ), el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ), etcétera.

Estas sustancias son de gran importancia para el Instituto Nacional de Recursos Hidráulicos, la industria química, el comercio minorista, entre otras ramas de la economía, al ser utilizadas en la potabilización del agua, elaboración de desinfectantes, elaboración de productos de belleza e higiene, etcétera.

■ Purificación de metales o afino

Generalmente en los procesos de obtención de metales no se logran metales ciento por ciento puros. Para su purificación se emplean procesos de electrólisis específicamente diseñados para obtener los resultados deseados.

Por ejemplo, para la purificación del cobre ( $\text{Cu}$ ), por electrólisis se utilizan ánodos de cobre impuro, cátodos de cobre puro y disolución acuosa de iones cobre (II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

■ Galvanostegia

Es otro proceso industrial donde se emplea la electrólisis; consiste en el revestimiento metálico por electrólisis de una superficie con la finalidad de protegerla y embellecerla. Por ejemplo, el niquelado, el cromado, el plateado, el dorado, etcétera.

El galvanizado más común consiste en depositar una capa de cinc ( $\text{Zn}$ ) sobre el acero (aleación de hierro y carbono); ya que el cinc es más reductor que el hierro ( $\text{Fe}$ ) y genera un óxido estable que protege al hierro de la oxidación cuando este se expone al dióxígeno ( $\text{O}_2$ ), del aire.

El producto obtenido conocido como acero galvanizado se empleaba, fundamentalmente, en la fabricación de tuberías para la conducción de agua. En la actualidad se emplean, también, en la fabricación de tejas para cubiertas ligeras de diferentes tipos de locales.



relacionada con la electroquímica, ya que garantiza la obtención de sustancias vitales para la salud y otros renglones de suma importancia para la economía nacional.

La instalación dotada de una alta tecnología será la única en el país que produce dicloro líquido, sosa cáustica (hidróxido de sodio), hipoclorito de sodio, ácido clorhídrico y dihidrógeno, sustancias que se emplean en la potabilización de las aguas, producción de jabones y detergentes, elaboración de productos para la higiene institucional y doméstica, obtención de metales de alta pureza, en soldaduras especiales, en la perforación y extracción de petróleo, etcétera.

En la inversión se sustituyó la tecnología que utilizaba mercurio, por una más eficiente y menos dañina basada en un proceso electrolítico a través de una membrana de intercambio iónico. También se emplean fuentes renovables de energía con la incorporación de paneles fotovoltaicos ubicados en las cubiertas, lo que permite además de suministrar energía a la planta, aportar al sistema electroenergético nacional, con un ahorro anual de 13 gigawatts.

El cuidado y preservación del medio ambiente están presentes dentro de los requerimientos para realizar producciones como las pilas, al evitar que los desechos de metales y líquidos tóxicos contaminen el suelo y el manto freático.

El Ministerio de Ciencia, Tecnología y Medio Ambiente CITMA en nuestro país tiene indicaciones para el tratamiento de los desechos de la industria electroquímica y la protección de su entorno, de forma tal que no afecten la salud de los trabajadores, la población de los alrededores, el medio ambiente, ni contribuyan al cambio climático.

### ¿Sabías que...?

El Ministerio de Ciencia, Tecnología y Medio Ambiente de Cuba (CITMA), es el órgano estatal que se encarga de dirigir, ejecutar y controlar la política del Estado y del Gobierno en la actividad científica y tecnológica, la política ambiental y de uso pacífico de la energía nuclear, al asegurar su desarrollo y evolución, de una manera coordinada, para contribuir al desarrollo sostenible de la República.

Este ministerio cubano trabaja con numerosas agencias, centros e instituciones que contribuyen al cumplimiento de la política diseñada.

## Comprueba lo aprendido

- 2.22** Selecciona dos aplicaciones de la electroquímica y ejemplifícalas.
- 2.23** Construye un mapa conceptual en el que relaciones los procesos químicos de redox, la espontaneidad de su ocurrencia, los procesos electroquímicos estudiados y los valores de  $\Delta E^0$  a partir de la Tabla de Potenciales Estándar de Electroodos.
- 2.24** Describe un proceso de electrólisis de una sal fundida que permita obtener las sustancias magnesio (Mg) y dicloro ( $\text{Cl}_2$ ).
- a) Representa las semiecuaciones químicas que ocurrirán durante el proceso de electrólisis.
- 2.25** En el epígrafe 2.2.3 se planteó que: El galvanizado más común consiste en depositar una capa de cinc (Zn) sobre el acero (aleación de hierro y carbono); ya que el cinc es más reductor que el hierro (Fe).
- a) Interpreta la expresión: El cinc es más reductor que el hierro.
- b) Demuestra con el empleo de la tabla de potenciales estándar de electrodos por qué el cinc es más reductor que el hierro.
- 2.26** Investiga por qué durante la carga de una batería ion – Li puede ocurrir un accidente y qué medidas tener en cuenta para evitarlo.
- 2.27** Ejemplifica la afectación negativa que puede ocasionar la industria electroquímica en la salud ecológica, el medio ambiente y el cambio climático.

## Resumen y ejercitación del capítulo

Los aspectos que aparecen a continuación son generales, se estudiaron en este capítulo, los debes interpretar y no olvidar.

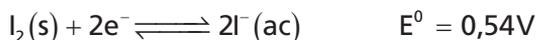
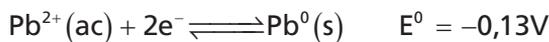
- Las reacciones de redox ocurren con transferencia de electrones que provocan cambios en los números de oxidación de los átomos de los elementos químicos que participan en el proceso.
- La representación del proceso de la oxidación y el de reducción de manera separada, con la utilización de fórmulas químicas, se denominan semiecuación química de oxidación y semiecuación química de reducción.

- En el proceso de la oxidación y en el de la reducción siempre intervienen dos especies químicas pertenecientes al mismo elemento químico, una especie en que el elemento químico tiene mayor número de oxidación que en la otra especie. La especie en la que el elemento químico tiene mayor número de oxidación es la forma oxidada, y en la que tiene el menor número de oxidación es la forma reducida.
- La forma oxidada y la forma reducida, pertenecientes a un mismo elemento químico que pueden transformarse entre sí por la transferencia de electrones, constituyen un par redox.
- A todo par redox corresponde una diferencia de potencial que se denomina potencial de electrodo.
- El potencial de electrodo informa sobre la extensión con que se produce el proceso de la reducción de la forma oxidada.
- El potencial estándar de electrodo ( $E^0$ ), es el potencial de electrodo medido en condiciones especiales a partir del electrodo estándar de hidrógeno.
- Las formas oxidadas son agentes oxidantes y las formas reducidas son agentes reductores.
- Mientras mayor es el valor del potencial del par redox, mayor es la fortaleza de la forma oxidada como oxidante y menor la de la forma reducida como reductor.
- La diferencia de potencial entre dos pares redox que forman parte de una misma reacción química permite predecir la espontaneidad del proceso; si  $\Delta E > 0$  el proceso será espontáneo en las condiciones dadas, si  $\Delta E < 0$  el proceso será no espontáneo.
- Una misma reacción de redox espontánea que ocurre por contacto directo de los reaccionantes, puede ser utilizada si se dispone de forma conveniente para producir electricidad, dando lugar a una pila electroquímica.
- Algunas reacciones de redox no espontáneas pueden ocurrir si se aplica al sistema corriente eléctrica directa, estamos en presencia en esos casos de una electrólisis.
- La electroquímica estudia las reacciones de redox que involucran corriente eléctrica durante su ocurrencia.
- Las pilas y las electrólisis son procesos electroquímicos.
- En los procesos electroquímicos existen los denominados electrodos.
- El electrodo en que ocurre la oxidación recibe el nombre de ánodo y en el que ocurre la reducción cátodo.



**2.29.2** Identifica en los procesos químicos de redox el agente oxidante y el agente reductor.

**2.30** A continuación se muestra un fragmento de la Tabla de Potenciales Estándar de Electrodo:



**2.30.1** Representa los pares redox correspondientes a cada semiecuación química.

**2.30.2** Identifica:

- El mejor agente reductor. Explica.
- El mejor agente oxidante. Argumenta.

**2.30.3** Prediga si:

- ¿Reducirá el metal plomo (Pb(s)) al ion yoduro (I<sup>-1</sup>), en condiciones estándar?
- ¿Se podrá agitar con una varilla de plomo (Pb), una disolución acuosa de concentración 1 mol/L de sulfato de aluminio (Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>) a la temperatura de 25 °C sin que ocurra reacción química?
- Argumenta cada predicción y demuéstrela mediante el cálculo correspondiente.

**2.31** Para una pila cuya notación simplificada es:



- Representa las semiecuaciones químicas catódicas y anódicas.
- Representa la ecuación química total del proceso.
- Calcula la fem de la pila.

**2.32** Para la electrólisis de la sal CaI<sub>2</sub> fundida con electrodos inertes:

- Representa las semiecuaciones químicas anódica, catódica y la ecuación química total.



# CAPÍTULO 3

## Los metales

**E**n décimo grado estudiaste los elementos químicos no metálicos y algunas de las sustancias que ellos forman. En este capítulo nos dedicaremos al estudio de los elementos químicos metálicos y las sustancias simples y compuestas que los contienen.

Metales como el oro, la plata y el cobre, fueron utilizados desde la prehistoria. Al principio, solo se utilizaban los que se encontraban en estado puro en la naturaleza, pero paulatinamente el desarrollo de la ciencia y la tecnología permitieron obtener otros metales a partir de sus menas.

En el desarrollo de la humanidad el predominio del empleo de algunos metales y sus combinaciones, con diferentes fines, fueron fuente de inspiración para dar nombre a diferentes épocas de la antigüedad. Son muy conocidas en la historia de la humanidad la Edad de Hierro y la Edad de Bronce.

Aunque, en la actualidad el uso de los metales y sus combinaciones es muy difundido, en este capítulo profundizarás en su estructura química, métodos de obtención, propiedades y aplicaciones.

El estudio que realizarás te permitirá dar respuestas a algunas interrogantes tales como:

¿Por qué es difícil encontrar en la naturaleza metales en estado puro?

¿Por qué los metales se encuentran generalmente en la naturaleza en estado sólido?

¿Por qué no existe un símbolo químico o una fórmula química para el bronce o para el acero?

¿Qué elementos metálicos están presentes en los minerales que más abundan en Cuba?

¿Por qué muchos metales se corroen con facilidad y otros no?

### 3.1 Posición de los elementos metálicos en la tabla periódica moderna de 18 columnas. Características generales de los elementos metálicos. Estado natural

Los elementos metálicos se encuentran ubicados en la parte inferior izquierda de la tabla periódica de 18 columnas, separados de los elementos no metálicos por una línea diagonal quebrada. Estos elementos químicos constituyen mayoría dentro del Sistema Periódico. A diferencia de los elementos no metálicos, los elementos metálicos están presentes también en la sección de la tabla periódica moderna de 18 columnas correspondiente a los elementos químicos de transición y a los elementos químicos similares.

Todos los elementos químicos pertenecientes a los grupos IA (1) y IIA (2) de la tabla periódica moderna de 18 columnas son elementos químicos metálicos. No ocurre igual con los elementos químicos pertenecientes a los grupos IIIA (3), IVA (4), VA (5) y VIA (6), en que la cantidad de elementos químicos con características metálicas presentes en ellos varía.

#### Importante

En la tabla periódica moderna con el aumento del número atómico las características metálicas de los elementos químicos aumentan en el grupo y disminuyen en el período. Lo que indica que los elementos químicos con mayores características metálicas están al final de cada grupo y al inicio de cada período.

Los elementos químicos de transición están ubicados en la tabla periódica moderna de 18 columnas en los grupos con la letra B (columnas de la 3 a la 12), y todos tienen características metálicas (figura 3.1).



Fig. 3.1 Sustancias formadas por elementos químicos de transición

También todos los elementos químicos similares (llamados lantanoides y actinoides) presentan características metálicas.



### Reflexiona

El elemento hidrógeno está ubicado en la tabla periódica moderna de 18 columnas en la misma columna que los llamados metales alcalinos y sin embargo no es un elemento químico metálico.

### *Características generales de los elementos metálicos*

Los átomos de los elementos metálicos se caracterizan por:

- Tener pocos electrones de valencia.
- Ceder electrones con facilidad.
- Presentar en sus compuestos números de oxidación siempre positivos.
- Tener bajos valores de energía de ionización.
- Tener bajos valores de electronegatividad.



### Recuerda que...

La energía de ionización ( $I$ ) es la energía mínima necesaria para separar el electrón ( $e^-$ ) menos fuertemente retenido de un átomo gaseoso y aislado.

Electronegatividad ( $X$ ) es el poder de atracción del átomo sobre los electrones involucrados en un enlace químico.

En sus compuestos, los átomos de los elementos químicos representativos con características metálicas presentan solo un número de oxidación, lo que constituye una característica fundamental para este tipo de elemento químico dada su estructura electrónica.

Ejemplo los del grupo IA (1) solo presentan número de oxidación 1+ en todos sus compuestos, y los del grupo IIA (2) presentan número de oxidación 2+.

Sin embargo, en los elementos químicos de transición los átomos pueden presentar variedad de números de oxidación, lo que constituye también una característica fundamental en estos elementos químicos metálicos, aunque no todos los números de oxidación que resultan posibles teniendo en cuenta la configuración electrónica de sus átomos son igualmente estables.

Por ejemplo, el elemento químico cromo (Cr) puede presentar números de oxidación 2+, 3+, 4+ y 6+ aunque el número de oxidación 4+ es poco estable. Para el elemento químico manganeso (Mn) los posibles números de oxidación son 2+, 3+, 4+, 6+ y 7+, y resultan menos estables



Los iones sodio ( $\text{Na}^+$ ) y potasio ( $\text{K}^+$ ) son constituyentes indispensables de los tejidos vivos. El ion sodio es el catión principal en los fluidos orgánicos extracelulares, mientras que el ion potasio lo es en el interior de las células.

Los elementos químicos alcalino-térreos (pertenecen al grupo II A (2) de la tabla periódica moderna de 18 columnas), se encuentran en la naturaleza en forma de iones con carga  $2+$  que generalmente forman compuestos poco solubles que dan lugar a depósitos de silicatos ( $\text{SiO}_3^{2-}$ ), carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) y fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ ).

El único mineral importante del elemento químico berilio (figura 3.2) es un silicato del que se han encontrado hermosos cristales: la esmeralda, que es una piedra preciosa, que además de berilio contiene trazas de cromo.



Fig. 3.2 Mineral de berilio

El elemento químico magnesio se encuentra en el agua de mar, en los pozos salinos, en la magnesita ( $\text{MgCO}_3$ ) y en la dolomita ( $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ ).

El calcio es el más abundante entre los elementos químicos de los grupos IA (1) y IIA (2) del sistema periódico. Se encuentra formando parte de diversas sustancias.

El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) se presenta formando diversos minerales como la caliza y el mármol. El sulfato de calcio dihidratado ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), es muy común en el yeso y el fosfato de calcio ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ), presente en las conchas marinas, en los huesos y dientes, forma parte del mineral hidroxiapatita.

El elemento químico estroncio es muy escaso, y el bario algo más abundante que el anterior. Los minerales que principalmente los contienen son la estroncianita ( $\text{SrCO}_3$ ) y la baritina ( $\text{BaSO}_4$ ).

El elemento químico radio es muy escaso pero su presencia es rápidamente detectable debido a su radiactividad.

Los elementos químicos de transición generalmente son poco abundantes en la corteza terrestre, por ejemplo el cromo (Cr) representa el 0,02 %, el manganeso (Mn) 0,1 % y el cobre (Cu) 0,0001 %.

## Comprueba lo aprendido

**3.1** ¿Qué posición ocupan los elementos químicos metálicos en el sistema periódico? Argumenta.



sino al conjunto de átomos que forman la red metálica, y forman una nube electrónica en que estos poseen relativa libertad de movimiento.



### Conoce un poco más

Una de las teorías que explica la formación del enlace metálico es la Teoría de las bandas.

Los átomos de los elementos químicos metálicos, en las sustancias simples, se agrupan formando redes cristalinas en que cada átomo se encuentra unido a un gran número de átomos semejantes y ocupa posiciones fijas en la estructura.



### Conoce un poco más

Las redes cristalinas que forman los átomos de los elementos químicos metálicos se denominan redes cristalinas metálicas.

Las redes cristalinas metálicas que forman los metales pueden ser de tres tipos: red cúbica centrada en el cuerpo, red cúbica centrada en las caras y red hexagonal (figura 3.3).

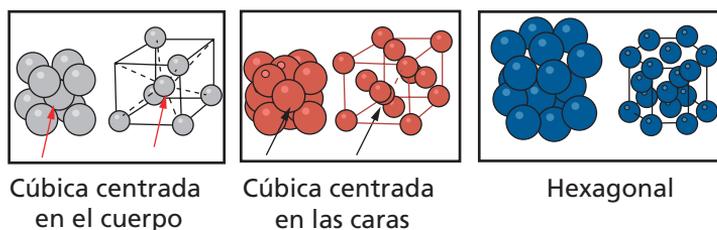


Fig. 3.3 Redes cristalinas metálicas

La red cúbica centrada en el cuerpo se da en todos los metales alcalinos y en los metales bario, radio, vanadio, niobio, tantalio, cromo, molibdeno, wolframio, entre otros. En esta estructura química existe un átomo en cada uno de los vértices de un cubo y un átomo en el centro del cubo; como cada átomo tiene 8 vecinos se dice que el número de coordinación es 8.

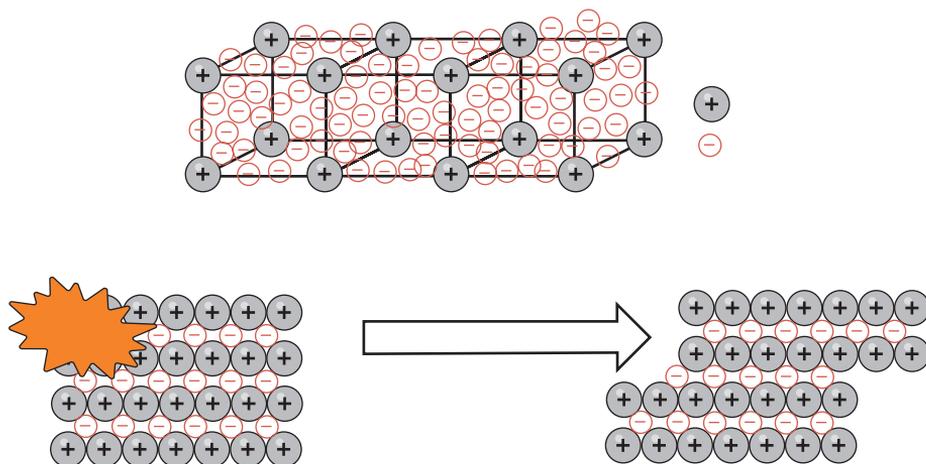


### Conoce un poco más

En química inorgánica el número de coordinación es igual al número de átomos, iones o moléculas que se unen a un átomo o ion central como sus vecinos cercanos en un compuesto de coordinación o un cristal.



lamina y se estira sin que se quiebre fácilmente. Este proceso de deslizamiento, acomodo y reacomodo de las partículas que forman el metal involucra energía, razón por la cual, cuando se golpea repetidamente sobre la superficie de un metal, este se calienta.



**Fig. 3.4** Deslizamiento de las capas de átomos en una red cristalina metálica al ser golpeada

El brillo característico de los metales, denominado brillo metálico, se atribuye a que, en general, sus superficies pulidas no absorben la luz, sino que la reflejan.

La poca solubilidad en agua de los metales obedece a la poca polaridad de sus redes cristalinas.

Los altos valores de temperaturas de fusión y ebullición se explican por la fortaleza del enlace metálico.

### ¿Sabías que...?

Todos los metales cuando se calientan, a temperatura suficientemente alta, emiten electrones, lo que constituye el fenómeno denominado emisión termiónica.

Algunos metales tienen la capacidad de emitir electrones cuando se exponen a una luz de determinada longitud de onda, lo que se denomina efecto fotoeléctrico.



- I. Formación de cationes: sus átomos tienen pocos electrones de valencia, los que son cedidos con relativa facilidad debido a la baja energía de ionización que poseen.  
Esto significa que en todas las reacciones químicas en las que participan los metales estos se oxidan, lo que provoca la segunda propiedad común que los caracteriza.
- II. Los metales cuando reaccionan actúan exclusivamente como reductores.

### Importante

Todas las reacciones químicas en que intervienen los metales son reacciones químicas de oxidación-reducción.

Entre las reacciones químicas características de los metales que son propiedades químicas de ellos se encuentran:

- Reacción química de los metales con los no metales
- Reacción química de los metales con el agua
- Reacción química de los metales con los ácidos
- Reacción química de los metales con las sales
- Reacción química de los metales con los óxidos metálicos

#### *Reacción química de los metales con los no metales*

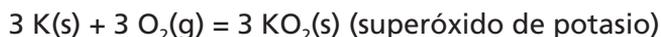
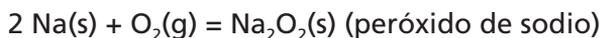
En esta propiedad química se incluye la reacción química de los metales con el dióxígeno ( $O_2$ ), con el dihidrógeno ( $H_2$ ) y con otros no metales.

#### *Reacción de los metales con el dióxígeno*

Es significativo señalar la singularidad del comportamiento químico de los metales frente al dióxígeno ( $O_2$ ), por ejemplo, con el Li, el Na y el K que pertenecen al grupo IA (1), sus reacciones químicas no originan los mismos productos.

Con el litio produce el óxido correspondiente, en que el oxígeno presenta número de oxidación  $2-$ , con el sodio forma el peróxido de sodio, en que el oxígeno tiene número de oxidación  $1-$ , y con el potasio forma el superóxido, en el que el oxígeno tiene número de oxidación  $1/2-$ .

Las ecuaciones químicas que representan las reacciones químicas anteriores son:





### Conoce un poco más

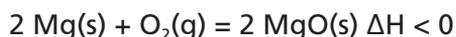
Bajo determinadas condiciones, el sodio y el potasio también pueden formar los correspondientes óxidos ( $\text{Na}_2\text{O}$  y  $\text{K}_2\text{O}$ ).

Se puede generalizar que el dióxígeno ( $\text{O}_2$ ), reacciona con la mayoría de los metales, bajo diferentes condiciones, produciendo un compuesto binario oxigenado que, en la mayoría de los casos, es un óxido metálico. La propiedad puede ser representada por el siguiente esquema con palabras:

metal + dióxígeno  $\longrightarrow$  óxido metálico

Por ejemplo, el magnesio reacciona con el dióxígeno produciendo la sustancia óxido de magnesio.

La reacción química puede ser representada por la siguiente ecuación química:



### ¿Sabías que...?

Al arder en aire, el Mg produce una llama blanca incandescente muy intensa, la que fue utilizada en los comienzos del descubrimiento de la fotografía. El polvo de magnesio todavía se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales y en bengalas marítimas.

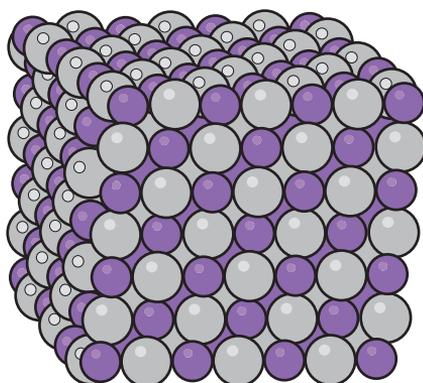
#### *Reacción química de los metales con el dihidrógeno*

Los metales de los elementos químicos del grupo IA (1), así como los metales calcio (Ca), estroncio (Sr) y bario (Ba), pertenecientes al grupo IIA (2), reaccionan con el dihidrógeno ( $\text{H}_2$ ), seco y a elevadas temperaturas, formando compuestos binarios de estructura química iónica en que los átomos del elemento químico hidrógeno presentan número de oxidación 1-, estos compuestos se clasifican como hidruros salinos.

La propiedad química se representa por el siguiente esquema con palabras:

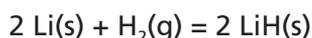
metal + dihidrógeno  $\longrightarrow$  hidruro salino

Por ejemplo, el litio reacciona con el dihidrógeno produciendo la sustancia iónica hidruro de litio (figura 3.5).



**Fig. 3.5** Cristal de hidruro de litio

La reacción química puede ser representada por la siguiente ecuación química:

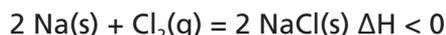


#### *Reacción química de los metales con otros no metales*

En esta reacción química se forman las sales binarias. La propiedad química puede ser representada por el siguiente esquema con palabras:



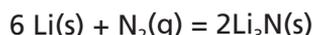
Por ejemplo, la reacción del sodio con el dicloro produce la sal binaria cloruro de sodio. Esta propiedad química puede ser representada por la siguiente ecuación química:



En las reacciones químicas de algunos metales con el dinitrógeno ( $\text{N}_2$ ), se forman los llamados nitruros, en que los átomos del elemento químico nitrógeno tienen número de oxidación 3-.

De los metales formados por átomos de elementos químicos del grupo IA (1) solo el litio (Li) se combina directamente con el dinitrógeno ( $\text{N}_2$ ). Los metales de los elementos químicos del grupo IIA (2) y el resto de los metales formados por átomos de elementos representativos metálicos sí se combinan con el dinitrógeno, pero se necesitan temperaturas muy elevadas.

Por ejemplo, la reacción química del litio con el dinitrógeno produce la sustancia nitruro de litio. La reacción química puede ser representada por la siguiente ecuación química:





y el dihidrógeno gaseoso. Pertenecen a este grupo los metales magnesio, berilio, aluminio, manganeso, cinc, cromo, hierro, entre otros.

La propiedad química se representa en el siguiente esquema con palabras:



Un ejemplo de esta propiedad es la reacción química entre el cinc y el agua en la que se obtienen como producto el óxido de cinc y el dihidrógeno.

La ecuación química que representa este proceso es:



Algunos metales como el oro y el platino no reaccionan con el agua ni en condiciones energéticas.

#### *Reacción química de los metales con los ácidos*

El producto de las reacciones químicas de los metales con los ácidos depende de varios factores entre los cuales podemos señalar:

1. Características reductoras del metal
2. Características oxidantes del ácido
3. Concentración de la disolución acuosa del ácido
4. Temperatura a la que se produce la reacción

#### *Reacción química de los metales con ácidos no oxidantes*

### **Importante**

Ácidos no oxidantes son aquellos que al participar en reacciones químicas de redox, se reducen porque los átomos de hidrógeno con número de oxidación 1+ que los constituyen, ganan electrones y disminuyen su número de oxidación a 0, formando la sustancia simple dihidrógeno (H<sub>2</sub>).

Pertenecen a este tipo de ácido: el ácido bromhídrico, el ácido clorhídrico, el ácido sulfhídrico, etc. También tiene un comportamiento similar una disolución diluida de ácido sulfúrico.

Estos ácidos reaccionan con metales reductores produciendo la sal correspondiente y desprendiendo el gas dihidrógeno. Estas reacciones químicas desprenden energía mediante calor.

El esquema con palabras correspondiente a esta propiedad química es:



Puede ponerse como ejemplo de esta propiedad la reacción química entre el metal cinc y el ácido clorhídrico en la que se obtiene la sal cloruro de cinc y se desprende hidrógeno gaseoso.

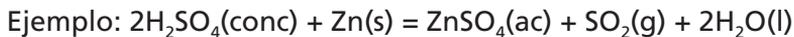


*Reacción química de los metales con ácidos oxidantes*

### Importante

Ácidos oxidantes son aquellos que al participar en reacciones químicas de redox, se reducen porque los átomos de un elemento químico no metálico que forma parte de su composición química (que no es el hidrógeno ni el oxígeno), ganan electrones y disminuyen su número de oxidación formando un gas que no es el hidrógeno. Esto sucede con el ácido nítrico, el ácido sulfúrico concentrado y caliente, y otros ácidos oxigenados.

Estos ácidos pueden reaccionar con la mayoría de los metales (exceptuando al oro y al platino) y los productos de las reacciones químicas varían de acuerdo con las condiciones bajo las cuales se producen las reacciones químicas.



La reacción química del ácido sulfúrico con algunos metales como el aluminio (Al) y el hierro (Fe), no ocurre, ya que en la superficie de estos metales se forma una capa de óxido muy delgada que impide que la reacción química ocurra en toda la masa del metal; a este fenómeno se le denomina pasivación del metal.

Con el  $\text{HNO}_3$  concentrado llegan a reaccionar metales poco reductores como el cobre (Cu), produciendo el gas dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ), la sal correspondiente (un nitrato) y el agua, según la siguiente ecuación química:

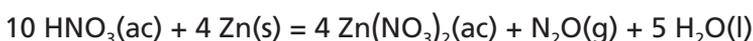


El  $\text{HNO}_3$  diluido también reacciona con el cobre, pero el gas que se produce en este caso es el monóxido de nitrógeno (NO).

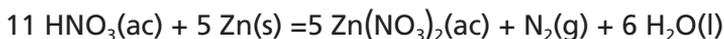
El  $\text{HNO}_3$  reacciona con metales activos y los productos formados dependen de la concentración de la disolución acuosa del ácido.

Ejemplos:

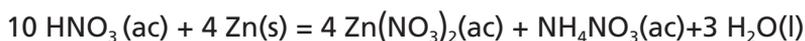
- a.** Cuando la disolución del ácido está diluida



b. Cuando la disolución del ácido está muy diluida



c. Cuando la disolución del ácido está extremadamente diluida



Se ha comprobado que a medida que disminuye la concentración de la disolución acuosa del ácido que participa en la reacción química, la sustancia que se obtiene como producto de su reducción, presenta átomos del elemento químico no metálico con menor número de oxidación.

### *Reacción química de los metales con las sales*

Estas reacciones químicas solo ocurren cuando el metal que se pone en contacto con la disolución acuosa de la sal, pertenece a un par redox con un potencial estándar de electrodo ( $E^0$ ) menor que el del par redox al que pertenece el catión metálico que contiene la sal.

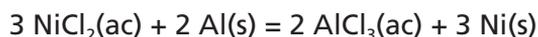
La propiedad química puede ser representada por el siguiente esquema con palabras:



que solo se cumple si el metal (1) es más reductor que el metal (2).

Ejemplo de esta propiedad es la reacción química entre una disolución acuosa de cloruro de níquel (II) ( $\text{NiCl}_2$ ) y el metal aluminio (Al), en la que se obtienen como producto la sal cloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ ) en disolución acuosa y el metal níquel (Ni).

La ecuación química de la reacción química es:



Entonces, a partir del conocimiento de los potenciales estándar de electrodo de los pares redox a los que pertenezcan las especies que participen en estos procesos, se podrá predecir la ocurrencia o no de estas reacciones químicas.

### *Reacción química de los metales con los óxidos metálicos*

Esta reacción química ocurre siempre y cuando las propiedades reductoras del metal que reacciona sean mayores que las propiedades reductoras del metal que se corresponde con el elemento químico que da origen al catión o parte positiva del óxido metálico.



### Ejemplo 1

Determina la masa de dihidrógeno que se obtiene al poner en condiciones de reacción 12 g de magnesio con suficiente disolución de ácido clorhídrico.

| Algoritmo   | Desarrollo   |
|---|--|
| 1. Escribir la ecuación química de la reacción química                      | $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(ac)} = \text{MgCl}_2\text{(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$   |
| 2. Identificar incógnita y datos  | Incógnita: $m(\text{H}_2)$<br>Datos:<br>$m(\text{Mg}) = 12 \text{ g}$<br>$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$<br>$M(\text{Mg}) = 24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  |
| 3. Escribir la relación o las relaciones necesarias y despejar la incógnita | $\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{Mg})} = \frac{n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg})}$<br>$m(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{n(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg})} \cdot m(\text{Mg})$ |
| 4. Sustituir los valores y sus unidades                                     | $m(\text{H}_2) = \frac{1 \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \cdot 24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 12 \text{ g}$  |
| 5. Resolver   | $m(\text{H}_2) = \frac{1 \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \cdot 24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 12 \text{ g}$<br>$m(\text{H}_2) = \frac{12 \text{ g}}{12}$<br>$m(\text{H}_2) = 1 \text{ g}$                    |
| 6. Respuesta  | La masa de $\text{H}_2$ que se obtiene es de 1 g.  |

En la naturaleza las sustancias generalmente no se encuentran puras, sino que presentan cierto grado de impurezas, aspecto a tener en cuenta cuando es necesario hacer cálculos basados en reacciones químicas en que intervienen muestras de sustancias impuras.

Por ejemplo: Si una muestra de 5 g de calcio tiene un 95 % de pureza, esto significa que por cada 100 g de esta muestra hay 95 g de calcio. Por lo tanto, para la muestra de 5 g tendremos que determinar qué masa de calcio puro existe.

Para ello podemos utilizar la siguiente expresión matemática:

$$\frac{m(\text{X})_{\text{pura}}}{m(\text{muestra})} \cdot 100 = \% \text{pureza}$$



En toda reacción química que se realice tanto en el laboratorio como en la industria generalmente se producen pérdidas por diversas causas, por lo que las masas de sustancias productos que se obtienen no se corresponden con el cálculo teórico realizado, o sea, el rendimiento del proceso se afecta y será menor que el 100 %.

Si en un proceso químico en el cual teóricamente se deben obtener 20 g de un producto solo se obtienen 18 g de dicho producto significa que el rendimiento no fue de un 100 %.

Para calcular cuál fue el rendimiento del proceso se puede aplicar la siguiente expresión:  $\frac{m(X)_{\text{real}}}{m(X)_{\text{teórica}}} \cdot 100 = \% \text{ rendimiento}$

Sustituyendo los valores y realizando las operaciones matemáticas correspondientes obtenemos como resultado que el rendimiento del proceso químico fue de un 90 %.

### Ejemplo 3

Determina la masa de óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) que se obtiene cuando reaccionen 30 g de óxido de cobre (II) con suficiente aluminio si el rendimiento del proceso es de un 93 %.

| Algoritmo   | Desarrollo  |
|---|---|
| 1. Escribir la ecuación química de la reacción química                      | $3\text{CuO} (s) + 2\text{Al} (s) = 3\text{Cu} (s) + \text{Al}_2\text{O}_3 (s)$   |
| 2. Identificar incógnita y datos  | Incógnita: $m(\text{Al}_2\text{O}_3)$<br>Datos:<br>$m(\text{CuO}) = 30 \text{ g}$<br>$\% \text{ de rendimiento} = 93$<br>$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$<br>$M(\text{CuO}) = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   |
| 3. Escribir la relación o las relaciones necesarias y despejar la incógnita | $\frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{m(\text{CuO})} = \frac{n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3)}{n(\text{CuO}) \cdot M(\text{CuO})}$ $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3)}{n(\text{CuO}) \cdot M(\text{CuO})} \cdot m(\text{CuO})$ |
| 4. Sustituir los valores y sus unidades                                     | $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1 \text{ mol} \cdot 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{3 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 30 \text{ g}$  |

| Algoritmo                                 | Desarrollo   |
|---|--|
| 5. Resolver                               | $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{102}{240} \cdot 30\text{g}$ $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{3060}{240} \text{g}$ $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 12,75 \text{g}$ |
| 6. Determinar la masa real que se obtiene | $\frac{m(\text{X})_{\text{real}}}{m(\text{X})_{\text{teórica}}} \cdot 100 = \% \text{ rendimiento}$ $12,75 \text{ g} \cdot 93 / 100 = 11,85 \text{ g}$           |
| 7. Respuesta                              | Se obtienen 11,85 g de óxido de aluminio.  |

### Comprueba lo aprendido

**3.8** Representa las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que se producen entre:

- el sodio y el dicloro
- el magnesio y una disolución acuosa diluida de ácido sulfúrico
- el aluminio y una disolución acuosa de yoduro de plomo (II)

Demuestra que todas son reacciones químicas de redox.

**3.9** Al suministrar la energía necesaria a una mezcla de cinc en polvo y octazufre, se observa la aparición de una nueva sustancia con propiedades diferentes a las que poseen las sustancias reaccionantes mencionadas.

- ¿Qué propiedad química del cinc se ha puesto de manifiesto?
- Escribe la ecuación química de la reacción química que tuvo lugar.
- Representa otra ecuación química correspondiente a una propiedad química del cinc que te permita obtener la misma sustancia producto.

**3.10** Determina qué masa de hierro deberá reaccionar totalmente con 41,6 g de octazufre si durante la reacción química solo se forma sulfuro de hierro (II).

**3.11** Calcula la masa de óxido de bario formado por la reacción química de una muestra de 5,6 g de bario con 89 % de pureza con suficiente dióxígeno.

**3.12** ¿Qué masa de la sal se obtiene cuando reaccionen totalmente con ácido nítrico concentrado 32 g de una muestra de cobre metálico con 87 % de pureza, si se conoce que el proceso tiene un rendimiento del 96 %?

### Desafío

**21.** Se hicieron reaccionar 41,6 g de aluminio (Al), con exceso de ácido clorhídrico (HCl); el gas dihidrógeno ( $H_2$ ) obtenido se hizo pasar sobre una masa de óxido de cobre (II) (CuO) y se obtuvo el metal cobre (Cu).

**21.1** Determina la masa de cobre obtenida.

**22.** Una muestra de cobre impuro que tenía una masa de 1,25 g se hizo reaccionar con ácido nítrico concentrado para dar nitrato de cobre (II). Posteriormente a partir de esta sustancia y mediante sucesivas reacciones químicas se fueron obteniendo las siguientes sustancias: hidróxido de cobre (II) que originó óxido de cobre (II), después se transformó en cloruro de cobre (II) y finalmente en fosfato de cobre (II). Durante las reacciones químicas efectuadas no hubo pérdida de cobre en ningún paso.

El fosfato de cobre (II) puro y seco que se recogió tenía una masa de 2,00 g.

**22.1** Calcula el tanto por ciento de cobre puro que había en la muestra inicial.

## 3.4 Métodos de obtención de metales. La industria minero-metalúrgica en Cuba. Las aleaciones

Los metales comúnmente son obtenidos por dos métodos fundamentales:

1. Mediante procesos electrolíticos.
2. Mediante la reacción química de algunos de sus compuestos con sustancias reductoras apropiadas.



### Reflexiona

Todos los métodos de obtención de metales se corresponden con reacciones químicas de oxidación-reducción.

### Obtención de metales por electrólisis

Este método constituye una de las aplicaciones del proceso de electrólisis que estudiaste en el capítulo 2.

En los procesos de electrólisis que se emplean para la obtención de metales se utilizan generalmente sales fundidas. Este método es de gran utilidad para la obtención de metales muy reductores.

Dentro de los metales que pueden ser obtenidos por este método se encuentran:

- El litio, el potasio, el rubidio y el cesio (se obtienen a partir de sus cloruros fundidos).
- El berilio (a partir de su fluoruro o su cloruro).
- El magnesio (a partir de cloruro de magnesio anhidro).
- Otros metales como el uranio.

### Reflexiona

Para la obtención de metales por electrólisis no deben ser utilizadas las disoluciones acuosas de sus sales.

Al producirse la electrólisis, el metal siempre se deposita en el cátodo. Actualmente, la casi totalidad del sodio que se obtiene es un producto de la electrólisis del cloruro de sodio fundido; las reacciones que tienen lugar en este proceso se representan por:



Los electrodos que se emplean en el proceso pueden ser de diferentes sustancias, según el método que se emplee en la electrólisis.

### Recuerda que...

Los procesos de electrólisis también pueden ser utilizados en la purificación o afino de metales utilizando electrodos específicos.

## Obtención de metales mediante la reacción química de algunos de sus compuestos con sustancias reductoras apropiadas

Este método se basa en las propiedades reductoras que presentan algunas sustancias, por lo que constituye una aplicación para ellas.

Dentro de los reductores que generalmente se emplean en este método se encuentran:

*Metales muy reductores como el aluminio y el magnesio*

El empleo de estos metales en la obtención de otros metales responde a la propiedad química que ellos poseen de reaccionar con óxidos metálicos y con disoluciones acuosas de sales.



### Recuerda que...

Para que ocurra la reacción química de un metal con los óxidos metálicos y con las sales en disolución acuosa, el elemento químico metálico presente en la sustancia compuesta, cuando se encuentra en forma de sustancia simple, debe ser un metal menos reductor que el que reaccionó.

Ejemplos de estas reacciones químicas son:

1.  $\text{TiCl}_4(\text{g}) + 2\text{Mg}(\text{l}) = \text{Ti}(\text{s}) + 2\text{MgCl}_2(\text{l}) \quad \Delta H < 0$
2.  $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Al}(\text{s}) = 2\text{Cr}(\text{l}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \quad \Delta H < 0$

El método industrial en que se emplea el aluminio como reductor (ejemplo 2), recibe el nombre de aluminotermia.

*El dihidrógeno ( $\text{H}_2$ ) como reductor*

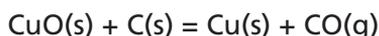
La obtención de metales con este método se basa en una propiedad química del dihidrógeno que estudiaste en décimo grado, su carácter reductor frente a óxidos de metales poco reductores como el cobre. Por ejemplo:



*El carbono (C) como reductor*

Aunque esta sustancia será estudiada por ti en el grado doce, no se puede dejar de mencionar su poder reductor frente a sustancias como algunos óxidos metálicos, lo que posibilita que pueda ser utilizada en la obtención de algunos metales.

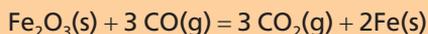
El carbono contenido específicamente en el coque o carbón de piedra, es utilizado en el proceso de obtención industrial de metales como el cinc, el manganeso, el cobre y el hierro. Por ejemplo:



### ¿? ¿Sabías que...?

El proceso de obtención industrial del hierro que se lleva a cabo en los altos hornos emplea coque como materia prima.

Una gran parte del coque se transforma, en el interior del horno, en el gas monóxido de carbono (CO), que es la sustancia que reduce la mayor parte del mineral de hierro empleado en el proceso, según se representa en la siguiente ecuación química.



Las etapas principales en la obtención industrial de un metal a partir de su mena son:

1. Preparación de la mena
2. Producción del metal
3. Purificación del metal

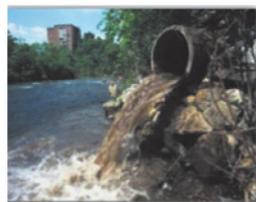
### ¿? ¿Sabías que...?

La obtención de los metales a partir de las menas constituye el objeto de estudio de la metalurgia.

La obtención de metales en las industrias produce afectaciones al medio ambiente (figura 3.7) debido a que los métodos que se emplean incluyen gran variedad y cantidad de operaciones físicas y reacciones químicas.



Tanto el ruido ensordecedor de la maquinaria utilizada en la minería como las voladuras no son un impacto menor, ya que crean condiciones que pueden resultar insostenibles para las poblaciones locales y la fauna de los bosques.



La contaminación del aire puede producirse por el polvo que genera la actividad minera, que constituye una causa grave de enfermedad, generalmente de trastornos respiratorios de las personas y de asfixia de plantas y árboles.



El enorme consumo de agua que requiere la actividad minera llega a secar pozos de agua y manantiales, además de contaminar al recurso hídrico y los seres vivos que habitan en ella.

**Fig. 3.7** Algunos impactos de la minería en los seres vivos

## La industria minero-metalúrgica en Cuba

Se entiende por minería la extracción selectiva de recursos minerales de la corteza terrestre y de los fondos marinos.

En Cuba según la Ley de Minas no. 76 vigente desde 1994, la minería abarca desde el reconocimiento geológico de los minerales hasta su procesamiento.

Actualmente en la Conceptualización del modelo económico y social cubano de desarrollo socialista y Bases del plan nacional de desarrollo económico y social hasta 2030, que constituyen una guía para potenciar el desarrollo económico en Cuba, se plantea que la minería impacta de manera directa y contribuye al desarrollo de cinco sectores estratégicos para el país: la Construcción, los Servicios Técnico-Profesionales y Salud, la Alimentación, la Producción de azúcar y sus derivados, y la Industria Ligera, de ahí su importancia económica.

### ¿Sabías que...?

En la actualización a los Lineamientos de la Política Económica Social del Partido y la Revolución para el período 2021-2026 que se realizó en el 8.º Congreso del Partido Comunista de Cuba, los lineamientos 135 y 136 están referidos a la industria minero-metalúrgica en Cuba.

Metales como el níquel y el cobalto son de gran demanda a nivel mundial por las múltiples aplicaciones que poseen. Cuba se encuentra entre los países que poseen los principales yacimientos de níquel en el mundo conjuntamente con Canadá, Rusia y Nueva Caledonia.

Este metal constituye el principal renglón exportable de la minería cubana, no obstante, se extraen y se procesan otros minerales.

### ¿Sabías que...?

En Cuba existen importantes depósitos minerales en regiones como Mayarí, Holguín, Camagüey y Cajalbana en Pinar del Río en los que existen minerales formados por compuestos que contienen los elementos químicos metálicos cinc (Zn), cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au).

La industria del níquel en Cuba utiliza como materia prima las lateritas, un mineral de estructura compleja que contiene alrededor de 1,5 % del elemento químico níquel y 0,14 % del elemento químico cobalto, además

de otros elementos metálicos muy valiosos como son el hierro, el aluminio, el manganeso, el cromo, el cinc y el magnesio.

### Algo de historia

En 1943, durante la II Guerra Mundial, una empresa de Estados Unidos construyó en Nicaro, al este de la Bahía de Nipe, la primera planta de níquel en la isla. Se trató de un centro industrial moderno, para explotar los yacimientos de Pinares de Mayarí.

En 1955, la Freeport Sulphur Corporation, inició la construcción en Moa de la segunda planta cubana para la explotación del níquel.

Con el triunfo de la Revolución, los técnicos y especialistas estadounidenses abandonaron este combinado, único en el mundo por su forma de operación, y se llevaron consigo la documentación sobre la tecnología de esa industria.

Una década más tarde, se reparó la planta de Nicaro y se emprendió la construcción de otra, la Ernesto Che Guevara, en Punta Gorda, con capacidad para producir 30 mil toneladas anuales del metal. La primera fase de esta inversión concluyó en 1984, y se emprendió la construcción de un cuarto combinado en Las Camariocas, 10 km al este de Moa, que fue necesario cancelar en la década del 1990 tras el derrumbe del campo socialista europeo.

En el 2012 cerró sus operaciones como empresa productora la Empresa Comandante René Ramos Latour, que hoy está transformada en una empresa de servicios.

En la actualidad, la industria níquelífera en Cuba cuenta para la extracción y procesamiento del mineral, con los combinados minero-metalúrgicos Comandante Pedro Sotto Alba, en Moa, y Comandante Che Guevara, en Punta Gorda.

Sin dudas, esta industria constituye la principal actividad económica del territorio donde se encuentra enclavada. De ahí que su aporte sea esencial para el desarrollo del municipio. En el año 2013, el mayor volumen productivo lo aportaron la Empresa Productora Che Guevara (ECG) y la Empresa Mixta Moa Níquel S. A. (figura 3.8), con el 77,6 % en conjunto.

Al Grupo Empresarial CUBANIQUEL pertenecen empresas, unidades presupuestadas y organizaciones económicas estatales.



**Fig. 3.8** Empresa minero-metalúrgica cubana

La industria del níquel tiene un futuro prominente, particularmente, en cuanto a sus aplicaciones en las ramas más avanzadas. El níquel es uno de los metales que mejoran las propiedades del acero, está entre los diez metales que más se consumen y su creciente demanda mundial asegura el mercado a los incrementos en la producción previstos para los próximos años; además, los pronósticos de precios favorecen una adecuada rentabilidad para sus productos.

La materia prima se obtiene de las minas de níquel a cielo abierto ubicada también en el municipio de Moa, donde está garantizado el mineral para los próximos 18 o 20 años con el actual ritmo de producción.

### ¿Sabías que...?

En Cuba la explotación del mineral se realiza a cielo abierto que, a diferencia de la explotación subterránea, ofrece mayor seguridad para los trabajadores, mayor ahorro de recursos y posibilita un mayor aprovechamiento de las capas superficiales que contienen el mineral, aunque es conocido que esta forma de explotación minera puede provocar una intensificación de los procesos erosivos que afectan los valores estéticos y funcionales del paisaje.

## Proceso tecnológico en la Empresa Comandante Pedro Sotto Alba

La industria se encuentra dividida en cinco plantas, en cada una de ellas se realiza una de las fases fundamentales del proceso de producción de compuesto de níquel más cobalto (figura 3.9).



**Fig. 3.9** Vistas del interior de la planta Comandante Pedro Sotro Alba

Las fases del proceso son:

- |                         |                               |
|-------------------------|-------------------------------|
| 1. Mina                 | 5. Lavado a contracorriente   |
| 2. Preparación de pulpa | 6. Reducción y neutralización |
| 3. Espesadores de pulpa | 7. Precipitación de sulfuros  |
| 4. Lixiviación          | 8. Secado y envase            |

Estas fases se encuentran representadas en el diagrama de flujo de la planta que se muestra en la figura 3.10.

En las distintas fases se ponen de manifiesto los diferentes principios científicos de las producciones químicas tales como: preparación de la materia prima, empleo de temperaturas óptimas, contracorriente, recirculación de sustancias, etc., los que contribuyen a elevar la eficiencia de los procesos químicos que en la planta tienen lugar.

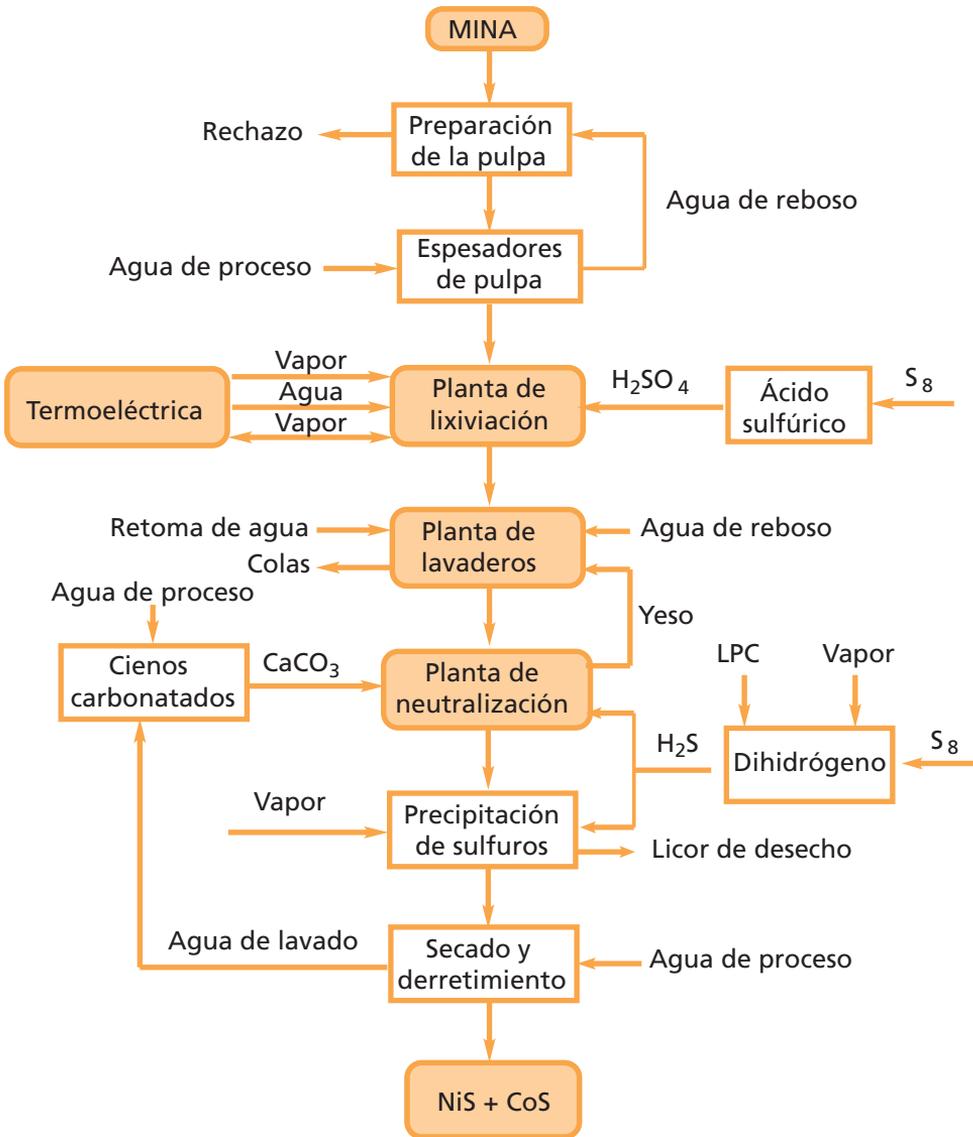
Descripción de las fases:

### 1. Mina

La operación minera se realiza a cielo abierto y consiste fundamentalmente en la recuperación del mineral limonítico con excavadoras frontales. El mineral extraído es movido por medio de camiones directamente hasta la planta de preparación de pulpa.

### 2. Preparación de pulpa

El mineral crudo proveniente de la mina se introduce en la planta, donde en una serie de etapas de lavado y cernido, se rompen los aglomerados del mineral y las partículas que pasan la malla son recuperadas en forma de una pulpa que contiene hasta un 25 % de sólidos. La pulpa es transportada por gravedad hasta los espesadores de mineral. Los restos del mineral, con alto contenido de magnesio, son rechazados.



**Fig. 3.10** Diagrama de flujo del proceso en la Empresa Comandante Pedro Sotillo Alba

### 3. Espesadores de pulpa

La pulpa con 25 % de sólidos, es concentrada hasta cerca del 45 % y el agua de reboso es reciclada a la planta de preparación de pulpa. La concentración del contenido de sólidos es importante en esta etapa para asegurar que el consumo de ácido y de vapor en el proceso de lixiviación sea mínimo y la productividad de la lixiviación sea la máxima.



### 7. Precipitación de sulfuros

El licor producto de la planta de neutralización se calienta con vapor y se añade a una de las cuatro autoclaves horizontales de la planta de precipitación de sulfuros, donde el gas  $H_2S$  se añade para precipitar el níquel y el cobalto como sulfuros mixtos. La pulpa producida en las autoclaves se envía a los espesadores de sulfuros, desde donde la pulpa espesada es enviada a los tanques de almacenaje y posteriormente transportada al área de secado y envase en el puerto.

### 8. Secado y envase

Proveniente de los tanques de almacenaje de la planta de precipitación de sulfuros, la pulpa de sulfuros mixtos de níquel y cobalto llega a esta planta en camiones concreteras. Los sulfuros mixtos son sometidos a un proceso de lavado, se envasan en sacos y se les extrae el agua con un proceso al vacío, hasta lograr una humedad por debajo del 10 %. Una vez seco, constituye el producto final del proceso, para la exportación.

Los principales reactivos que se utilizan en este proceso tecnológico son generados en la propia empresa.

El ácido sulfúrico es generado a partir del octazufre. El dihidrógeno se produce a partir del gas licuado del petróleo y es usado junto al octazufre, para producir el  $H_2S$ . El vapor y la energía eléctrica se producen a partir de petróleo combustible en cuatro calderas y dos turbogeneradores. El carbonato de calcio, se extrae de los sedimentos carbonatados de la laguna costera del puerto de la localidad. El agua cruda es procesada para producir agua blanda y agua desmineralizada.

#### Algo de historia

Ludwig Mond (1839-1909). Químico británico de origen alemán (figura 3.11). Realizó muchas contribuciones a la química industrial entre las que se destaca su método para la purificación del níquel convirtiéndolo en un compuesto complejo volátil. Se dice que es como haberle dado "alas al metal".



Fig. 3.11

Después de una larga pausa de más de diez años, Cuba rescata la obtención de compuestos de Zn y Pb con la explotación del yacimiento

Castellanos en Pinar del Río, el que aportará anualmente a la industria un millón de toneladas de mineral.

La Empresa Mixta Minera del Caribe S.A (EMINCAR), tiene como propósito obtener concentrados de plomo y cinc con un 10 % de humedad en una moderna planta que procesa el mineral y lo convierte en una especie de pasta.

Aunque en Cuba no existen grandes yacimientos de oro, actualmente existen en activo tres plantas que procesan minerales que lo contienen a muy baja escala: Oro Descanso en Villa Clara, Oro Barita en Santiago de Cuba y Oro Golden Hill en Las Tunas. Cada una produce una aleación de oro, plata y otros metales acompañantes (doré) con características particulares, distinguiéndose el doré que produce la planta Oro Descanso, el cual tiene un contenido mucho más alto de oro.

La diferencia en la composición química del doré que se obtiene en estas plantas se debe fundamentalmente a la tecnología que se emplea durante el proceso tecnológico.

En Cuba para minimizar los impactos medioambientales provocados por la industria minero-metalúrgica existen normas jurídicas que permiten y potencian el empleo de políticas proactivas y la creación de sinergias que contribuyan al desarrollo de la minería con criterios de seguridad, sostenibilidad medioambiental y que sean socialmente aceptables.

Al considerar que la temática ambiental y minera están en constante desarrollo, los sistemas jurídicos actuales que la regulan deben irse perfeccionando, de forma tal que se produzcan los ajustes legislativos necesarios teniendo en cuenta las experiencias adquiridas mediante la aplicación de resultados de investigaciones científicas realizadas producto de las relaciones universidad-empresa.

## Las aleaciones

En ocasiones se hace necesario modificar propiedades de un metal para su empleo con determinados fines, en esos casos se realiza la mezcla con otras sustancias que aporten o modifiquen la propiedad que se necesita. A esta mezcla se le denomina aleación.

### Importante

Aleación es una disolución sólida, de dos o más sustancias en la que una de ellas tiene que ser necesariamente un metal, y presenta algunas propiedades de los metales.

Las aleaciones se clasifican teniendo en cuenta el elemento que se halla en mayor proporción en: aleaciones férricas, aleaciones base cobre, etc. Cuando la sustancia que se añade al metal no tiene carácter metálico, esta suele hallarse en muy pequeña proporción en la mezcla, mientras que si únicamente se mezclan metales, estas sustancias pueden aparecer en proporciones similares en la aleación.

Son propiedades de las aleaciones el brillo metálico y las altas conductividades eléctrica y térmica, aunque usualmente las presentan en menor medida que los metales puros. Las propiedades mecánicas, tales como: dureza, ductilidad, tenacidad y otras pueden ser muy diferentes, de ahí el interés que despiertan estas aleaciones para la elaboración de diferentes objetos en la industria (figura 3.12).



**Fig. 3.12** Aplicaciones de algunas aleaciones conocidas

### *Preparación de las aleaciones*

Históricamente, la mayoría de las aleaciones se preparaban mezclando los materiales fundidos. Más recientemente, la pulvimetalurgia ha alcanzado gran importancia en la preparación de aleaciones con características especiales. En este proceso, se preparan las aleaciones mezclando los materiales secos en polvo, prensándolos a alta presión y calentándolos después a temperaturas justo por debajo de sus puntos de fusión.

El resultado es una mezcla sólida y homogénea (disolución sólida). Los productos hechos en serie pueden prepararse por esta técnica abaratando mucho su costo.

Otra técnica para preparar aleaciones consiste en la implantación de iones. Sobre los metales colocados en una cámara de vacío, se disparan haces de iones de carbono, nitrógeno y otros elementos para producir una capa de aleación fina y resistente sobre la superficie del metal. Esta técnica ha sido

adaptada de los procesos utilizados para fabricar chips de ordenadores o computadoras.

Bombardeando titanio con nitrógeno, por ejemplo, se puede producir una aleación idónea para los implantes de prótesis.

*Aleaciones más comunes*

Algunas de las aleaciones más comunes utilizadas en la industria con diferentes fines aparecen en la tabla 3.1.

**Tabla 3.1** Aleaciones: composición química y propiedades

| Nombre                 | Composición química   | Propiedades  |
|------------------------|---|--|
| Acero dulce            | Fe (99,6 %) C (0,4 %)   | Dúctil y maleable  |
| Acero medio            | Fe (99,3 %) C (0,7 %)   | Duro y tenaz   |
| Acero al carbono       | Fe (98,8 %) C (1,2 %)   | Muy duro   |
| Acero inoxidable       | Fe, C, Cr (10-12 %), otros metales como Ni y Mo                       | Elevada resistencia a la corrosión   |
| Alpaca (plata alemana) | Zn (8-45 %), Cu (45-70 %) y Ni (8-20 %)                               | Color y brillo parecido a la plata, dúctil, fácil de trabajar a temperatura ambiente     |
| Bronce ordinario       | Cu (90 %) Sn (10%)  | Duro y tenaz   |
| Latón                  | Cu (67 %) Zn (33 %)   | Maleable y resistente a la corrosión   |
| Nicrón                 | Ni (60-80 %) Cr (40-20 %)   | Temperatura de fusión elevada y baja conductividad eléctrica                             |
| Oro blanco             | Au (75 %) y algún otro metal blanco, como la Ag (9 %), Pd o Ni (16 %) | Color blanco, brillo ligeramente apagado   |
| Dural (Duraluminio)    | Al (95 %) Cu (3,5 %) Sn (1 %) Mg (0,5 %)                              | Duro y ligero  |
| Monel                  | Ni (72 %) Cu (26,5 %) Fe (1,5 %)                                      | Duro, extremadamente resistente a la corrosión y al impacto, buena conductividad térmica |

|                 |   |   |
|-----------------|---|---|
| Invar           | Ni (36 %) Fe (64 %)                                 | Coeficiente de dilatación muy pequeño   |
| Amalgama        | Hg con otros metales tales como Ag, Sn, Cu, Zn y Au | Blanca, brillante y susceptible de cristalizar, se descompone por el calor          |
| Titanio grado 5 | Ti (90 %) Al (6 %) V (4 %)                          | Muy resistente a la tracción, soldabilidad muy buena, resistencia eléctrica elevada |

### Comprueba lo aprendido

**3.13** Explica el método utilizado en la industria para la obtención de metales muy reductores.

**3.14** ¿Qué propiedad de los metales permite obtenerlos a partir de sus óxidos?

**3.15** ¿En qué consiste la aluminotermia?

**3.16** El berilio puede obtenerse mediante la reducción con carbono del óxido de berilio. Escribe la ecuación química que se corresponde con este método de obtención del berilio.

**3.17** El magnesio se obtiene por electrólisis del cloruro de magnesio fundido.

- Representa mediante semiecuaciones químicas las reacciones químicas que ocurren en los electrodos.
- Representa la ecuación química total del proceso de redox.
- ¿Qué sustancia se obtiene en cada electrodo?

**3.18** Calcula la masa de óxido de wolframio (VI) que se necesita para obtener 638,3 g de wolframio por reducción con hidrógeno.

**3.19** En el proceso tecnológico que se realiza en la Empresa Comandante Pedro Sotto Alba de Moa:

- ¿Con qué finalidad se utiliza el sulfuro de hidrógeno?
- Identifica en qué parte del proceso tecnológico se evidencian los principios científicos de las producciones químicas?



*Factores que favorecen la corrosión*

Entre los factores que favorecen el proceso de corrosión de un material metálico (metal o aleación), se encuentran:

- La humedad
- Las altas temperaturas
- El contacto con disolución acuosa de sales o de ácidos
- El aire con un alto contenido de dióxido de azufre
- El contacto entre metales de diferente poder reductor
- La presencia de herrumbre (para el caso del hierro y sus aleaciones)

Para el caso del hierro y del acero, que son materiales de construcción muy utilizados, el proceso de corrosión considera la formación de pequeñas pilas galvánicas en toda la superficie del material que se encuentra expuesta a los agentes que provocan este proceso, lo que crea un flujo de electrones de las zonas anódicas donde reacciona el hierro hacia las zonas catódicas donde se desprende dihidrógeno o se forman iones hidróxido. Para cerrar el circuito eléctrico se requiere la presencia de un electrólito proporcionado por el medio.

En el hierro la corrosión da lugar a que se forme óxido de hierro (III) hidratado, de composición aproximada  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

El mecanismo propuesto para la formación de la herrumbre plantea que en una primera etapa los átomos de hierro pierden electrones pasando a cationes  $\text{Fe}^{2+}$ . Este proceso no puede avanzar mucho, a menos que exista forma de eliminar los electrones acumulados en el metal, lo que se logra en la segunda etapa, en que los electrones son captados por cationes hidrógeno procedentes del agua o de algún ácido presente en el sistema, formándose hidrógeno atómico.

Normalmente sería de esperar que los átomos de hidrógeno se uniesen para formar dihidrógeno, que es la sustancia simple y tiene por tanto mayor estabilidad, pero lo cierto es que no se observa desprendimiento de dihidrógeno gaseoso durante la corrosión del hierro.

Como el hierro es un buen catalizador de las reacciones químicas de hidrogenación, se produce la etapa 3, en la que el hierro facilita la reacción química entre los átomos de hidrógeno y el dióxígeno para formar agua.

En la etapa 4 los cationes  $\text{Fe}^{2+}$  reaccionan con el dióxígeno para dar óxido, generando cationes  $\text{H}^+$  que se consumen en la etapa 2.



Los costos por corrosión son difíciles de calcular ya que impactan a todos los sectores de la sociedad, desde la economía del hogar hasta la infraestructura productiva que mantiene la economía de cualquier país.

A esta situación debe añadirse también los recursos financieros que destinan los gobiernos y personas naturales para el diseño de estrategias y empleo de medidas que minimicen el deterioro provocado por el proceso de corrosión.

Hay que tener presente además que la prevención y el control de la corrosión es esencial para evitar sucesos catastróficos provocados por el deterioro de una tubería, un puente de una autopista, un automóvil, los componentes del sistema eléctrico, etcétera.

### **Medidas de protección contra la corrosión**

Se cuenta con varios métodos que han resultado ser los más prácticos para controlar la corrosión. Muchos de estos métodos se utilizan en el control de la corrosión del acero y su selección depende de las condiciones del medio y de factores técnico-económicos. Estos métodos tienen como base el análisis del mecanismo del proceso de corrosión.

#### *Protección catódica*

Durante la protección catódica a través de un circuito eléctrico externo o sistema de ánodos de sacrificio, se imprime corriente a la superficie metálica invirtiendo el sentido del flujo de electrones y evitando así la reacción química del hierro. Este método se utiliza preferentemente en tuberías y estructuras enterradas o sumergidas.

#### *Empleo de sustancias inhibidoras de la corrosión*

Este método considera el uso de pequeñas cantidades de compuestos orgánicos o inorgánicos capaces de formar una película o barrera adherente en la superficie del material que neutralizan algunos de los factores que provocan la corrosión.

Estos compuestos se caracterizan por las altas cargas eléctricas en los extremos de sus moléculas capaces de ser atraídas por la superficie por proteger; desafortunadamente, esta atracción no es permanente por lo que es necesaria una aplicación constante en el medio.

#### *Uso de recubrimientos anticorrosivos*

Este método, al igual que el anterior, considera la formación de una barrera que impida en lo posible el acceso de los agentes corrosivos a la superficie

metálica; no obstante, la barrera es formada a partir de la aplicación de una dispersión líquida de una resina y un pigmento, con eliminación posterior del solvente, obteniéndose una película sólida adherida a la superficie metálica.

Su durabilidad está condicionada por la resistencia que presente esta película al medio agresivo. Su uso está muy generalizado en la protección de estructuras e instalaciones aéreas o sumergidas.

#### *Selección de materiales de construcción de alta resistencia a la corrosión*

Cuando las condiciones de presión y temperatura sean muy extremas o bien el medio sea excesivamente agresivo en tal forma que los métodos anteriores no sean utilizables se puede recurrir a una selección adecuada de los materiales que se deben emplear en la construcción, materiales que resultan generalmente caros.

La alta resistencia a la corrosión de estos materiales se basa en la formación inicial de una capa delgada de óxido del metal muy adherente e impermeable. A este fenómeno se le conoce como pasivación del metal.

#### *Empleo de metales más reductores en contacto directo con el metal que se desea proteger*

Con este método se logra la oxidación preferentemente del metal más reductor ya que se oxida más fácilmente. Esta medida es muy utilizada durante la protección de los cascos de los buques, los que se ponen en contacto con bloques de magnesio.

Considerando la esencia de estos métodos podemos plantear que: la solución a los problemas provocados por la corrosión está enfocada fundamentalmente, más en su control que en su eliminación.

Cada uno de los métodos mencionados constituye una extensa área de estudio dentro de la ingeniería de corrosión.

El uso de recubrimientos anticorrosivos para la protección de instalaciones industriales constituye una de las prácticas más comunes en el control de la corrosión, tanto por su versatilidad de uso como por su relativo bajo costo.

Hasta el momento se han desarrollado gran diversidad de recubrimientos, caracterizados fundamentalmente por el tipo de resina y pigmento utilizados en su formulación. Generalmente, un aumento en la eficiencia del anticorrosivo va unida a un aumento de su costo, por lo que la selección del tipo de recubrimiento para un caso específico debe ser analizada a profundidad.

## Comprueba lo aprendido

- 3.23** Explica en qué consiste el proceso de la corrosión.
- 3.24** Explica por qué se hace necesario proteger las superficies metálicas de los agentes del medio ambiente.
- 3.25** Menciona tres procedimientos que permitan proteger la superficie metálica del efecto de la corrosión. Argumenta.
- 3.26** Critica la siguiente afirmación: “Todos los procesos de oxidación de metales son procesos de corrosión”.

## 3.6 Aplicaciones de los metales y las aleaciones. Importancia biológica de los elementos metálicos

En la vida cotidiana hay una gran cantidad de herramientas, equipos y utensilios que se manipulan con disímiles propósitos y que han sido elaborados con metales. La causa de esta diversidad de aplicaciones se debe a las propiedades que tienen estas sustancias y que ya fueron estudiadas en epígrafes anteriores.



### Recuerda que...

Las aplicaciones de las sustancias dependen de sus propiedades y estas a su vez de su estructura química, que incluye la composición química de la sustancia.

Una de las principales aplicaciones de los metales está ligada a su conductividad eléctrica. Si observas los artículos de electrónica e informática de que dispones en la escuela o la casa, te percatarás de que en su circuito eléctrico están presentes distintos tipos de metales formando parte de cables de alimentación o piezas, incluso aquellas diseñadas para la transmisión de datos. Si te detienes en analizar la instalación eléctrica de tu casa, también encontrarás la presencia del metal cobre en los conductores eléctricos.

Pero, en las aplicaciones anteriores también se ponen de manifiesto las propiedades mecánicas de los metales tales como ductilidad, maleabilidad y tenacidad, que son las que permitieron que pudieran ser transformados en alambres, láminas, así como que se pudieran moldear.



- **Aplicaciones del titanio**  
Se utiliza en medicina para la fabricación de diferentes tipos de prótesis, tornillos óseos, implantes dentales y materiales quirúrgicos como tijeras y bisturíes.
- **Aplicaciones del plomo**  
Se utiliza como cubiertas para cables y en la fabricación de pigmentos sintéticos, entre otras aplicaciones

### *Aplicaciones de algunas aleaciones*

#### **Importante**

Las aplicaciones de las sustancias dependen de sus propiedades y estas de su estructura química, que incluye la composición química entre otros aspectos.

Estas aplicaciones están en correspondencia con la composición química y propiedades de las aleaciones que se estudiaron en el epígrafe 3.4 y que aparecen en la tabla 3.1.

- **Acero**  
Sus distintas clases se utilizan para la fabricación de herramientas, utensilios, equipos mecánicos y como parte de electrodomésticos y maquinarias en general, así como en las estructuras de las viviendas. Se emplea en la construcción de armamento pesado, vehículos blindados y acorazados.
- **Acero inoxidable**  
Se utiliza principalmente en la fabricación de equipos electrodomésticos y pequeños aparatos para el hogar, en la elaboración de tubos de escape, fabricación de joyas como cadenas, aretes, etcétera.
- **Alpaca**  
Entre sus aplicaciones se encuentran la fabricación de imágenes religiosas, vajillas de mesa, bombillas, cremalleras, objetos de bisutería, llaves de los instrumentos musicales, trastes para guitarras, diales de los aparatos de radio, monedas, instrumentos quirúrgicos y dentales.
- **Bronce**  
Entre sus aplicaciones actuales se encuentra la fabricación de partes mecánicas resistentes al roce y a la corrosión, en instrumentos



A continuación, se relacionan algunas sustancias en que están presentes estos elementos químicos metálicos en el organismo, así como las funciones importantes en que intervienen.

■ Elemento químico sodio

Regula el reparto de agua en el organismo. Interviene en la transmisión del impulso nervioso a los músculos. Participa en el mantenimiento de la presión osmótica. Su exceso provoca aumento de la presión arterial (hipertensión), irritabilidad, retención de líquidos y sobrecarga de trabajo para los riñones, que deberán eliminarlo por la orina.

■ Elemento químico potasio

Es el elemento químico de mayor presencia en el líquido intracelular del organismo humano. Está involucrado en el mantenimiento del equilibrio normal del agua, el equilibrio osmótico entre las células y el fluido intersticial y el equilibrio ácido-base, determinado por el pH del organismo.

El elemento químico potasio además está involucrado en la contracción muscular (también del músculo cardíaco) y la regulación de la actividad neuromuscular, al participar en la transmisión del impulso nervioso mediante los potenciales de acción del organismo humano. Promueve el desarrollo celular y en parte es almacenado a nivel muscular, por lo tanto, si el músculo está siendo formado (periodos de crecimiento y desarrollo) un adecuado abastecimiento del elemento químico potasio es esencial.

Actúa de regulador en el balance de agua en el organismo. Establece equilibrio entre las sales y los líquidos que forman parte del organismo.

■ Elemento químico calcio

Se encuentra en un 99 % como un fosfato que se sitúa en el tejido óseo. Se encuentra también en el líquido extracelular y en las propias células. Algunas de sus sales son bastante insolubles, por ejemplo, el sulfato ( $\text{CaSO}_4$ ), el carbonato ( $\text{CaCO}_3$ ), etc. Forma parte de distintos biominerales. Así, en el ser humano, está presente en los huesos como hidroxapatita. El elemento químico calcio interviene en la formación de las placas de algunas arterioesclerosis.

Este elemento químico está presente en la leche y en todos los derivados lácteos.



esencial para la vida humana. El elemento cobre se encuentra también formando parte de la composición de algunas enzimas.

Los elementos metálicos también son importantes para el desarrollo de las plantas, el elemento químico magnesio, por ejemplo, está presente en la clorofila. El elemento químico cobre posee un importante papel en el proceso de la fotosíntesis y forma parte de la composición de la plastocianina. Alrededor del 70 % del elemento químico cobre presente en una planta se encuentra en la clorofila, principalmente, en los cloroplastos. Uno de los síntomas por deficiencia del elemento cobre en las plantas es la aparición de hojas estrechas y retorcidas, además de puntas blanquecinas. En las leguminosas las vainas pueden aparecer vacías de legumbres por una deficiencia severa del elemento químico cobre, ocasionando graves pérdidas económicas en la actividad agrícola.

### Comprueba lo aprendido

**3.27** ¿Qué aleaciones metálicas se consideran ferrosas?

**3.28** Investiga en qué consisten las cocinas de inducción magnética. Di si es posible construir una cazuela para cocinar en una cocina de inducción magnética con un lingote de latón. Argumenta tu respuesta.

**3.29** Menciona tres aplicaciones de níquel y tres del cobalto.

**3.30** Investiga los alimentos que deben incluirse en el menú para un día (desayuno, almuerzo y comida) para que sea una dieta balanceada que proporcione la mayor cantidad de elementos químicos metálicos necesarios para el buen funcionamiento del organismo.

a) Indica los elementos químicos metálicos presentes en cada uno de los alimentos propuestos por ti.

### Desafío

**23.** El acero al manganeso, que posee alta resistencia al golpe y al desgaste, se emplea para la fabricación de orugas de tractores, trituradoras de piedras, rieles y demás. Su composición incluye hasta un 12 % de manganeso. ¿Cuánto ferromanganeso con un contenido de 40 % de manganeso se necesita para la producción de 10 toneladas de tal acero?

### 3.7 Metales pesados y contaminación ambiental

Los metales pueden ser clasificados bajo diferentes criterios. En ocasiones para hacer referencia a la mayor densidad de determinados metales con respecto a otros se emplea el término metales pesados.

#### Importante

Metales pesados son sustancias simples formadas por átomos de elementos químicos metálicos que presentan una alta densidad (mayor o igual a  $5 \text{ g/cm}^3$ ).

Los metales pesados están constituidos generalmente por elementos químicos de transición incluyendo algunos metaloides, entre estos elementos químicos podemos citar: cobre, hierro, cobalto, cinc, mercurio, plomo, etcétera.

Existe una concentración máxima permisible en el medio ambiente para la presencia de los elementos que forman los metales pesados sin que causen enfermedades y trastornos al ecosistema.

*Presencia en el agua, el suelo y el aire de elementos de metales pesados*

*En el agua* los límites máximos permitidos de algunos elementos químicos que forman los metales pesados aparecen en la tabla 3.2.

**Tabla 3.2** Concentración máxima permitida, en el agua, de elementos químicos que constituyen metales pesados

| Elemento químico metálico | Concentración máxima (mg/L) |
|---------------------------|-----------------------------|
| cadmio                    | 0,01                        |
| plomo                     | 0,1                         |
| mercurio                  | 0,001                       |

La presencia de estos elementos químicos en cantidades superiores a los valores reportados produce contaminación del agua y serán fuente de enfermedades.

Las medidas de control sobre las fuentes de agua para el consumo humano y otras aplicaciones, deberán ir acompañadas de disposiciones destinadas a reducir los residuos y reciclar todo lo que se puede, porque las aguas de infiltración que atraviesan los vertederos urbanos

e industriales contaminan los mantos freáticos que suministran agua potable a millones de personas.

*En la tierra*, el rango normal para la concentración de estos elementos químicos es el que no rebasa los límites permisibles y las concentraciones anómalas que representan contaminación se indican en la tabla 3.3.

**Tabla 3.3** Concentraciones de elementos químicos que forman metales pesados y que producen contaminación en la tierra

| Elemento químico | Rango normal (ppm) | Concentraciones que producen contaminación (ppm) |
|------------------|--------------------|--|
| cadmio           | < 1-2              | Hasta 30   |
| cobre            | < 60               | Hasta 2 000                                      |
| molibdeno        | < 1-5              | 10-100   |
| níquel           | 2-10               | Hasta 8 000                                      |
| plomo            | 10-15              | 10 000 o más                                     |
| cinc             | 25-200             | 10 000 o más                                     |

### ¿Sabías que...?

La notación ppm significa partes por millón que es una unidad de medida de la concentración empleada cuando las concentraciones son muy pequeñas. En disoluciones acuosas 1 ppm equivale a 1 mg de soluto por cada litro de disolución.

Los átomos de elementos químicos que forman los metales pesados llegan al suelo por la contaminación que provocan los fertilizantes y por los lixiviados de las producciones industriales.

Las contaminaciones del *aire* por átomos de estos elementos químicos ayudan a la creación del efecto invernadero. Esta contaminación se origina por los residuos que generan las industrias.

Las exposiciones constantes o altas de las personas a estos elementos metálicos correspondientes a metales pesados, generan efectos tóxicos y originan enfermedades mentales o anomalías en el desarrollo del individuo. Los niveles permitidos del elemento químico mercurio y del elemento



- Emisión de sustancias con átomos de cadmio
  - Elaboración y desecho de baterías recargables de níquel/cadmio (Ni/Cd).
  - Vertimiento de aguas residuales procedentes de industrias que obtienen cinc, minerales de fosfato y las bioindustrias del estiércol.
- Producción y empleo de fertilizantes.
- En procesos de galvanización.
- Empleo de catalizadores, estabilizantes y conservadores en la industria del plástico y PVC.
- Elaboración y uso de pinturas y sus pigmentos.
- Preparación de aleaciones.
- Quema de residuos urbanos y de combustibles fósiles.

### **Efectos a la salud y al medio ambiente de la contaminación por átomos de elementos químicos que forman los metales pesados**

La contaminación por átomos de elementos químicos que forman los metales pesados puede provocar diversos efectos a la salud y al ambiente, según el elemento en particular. Entre los efectos provocados a la salud y al medio ambiente por estos elementos químicos metálicos y que son de mayor preocupación están:

#### *Elemento químico mercurio*

Los átomos de este elemento químico pueden trasladarse a grandes distancias una vez emitidos a la atmósfera, al incorporarse a medios acuáticos se transforma en metilmercurio. Esta potente neurotoxina se asienta en peces y otros animales, y luego en los humanos como parte de la cadena alimenticia.

También es posible la contaminación por contacto con la piel de este metal e inhalaciones de gases producto de su uso en procesos industriales. Las exposiciones leves se caracterizan por pérdida de la memoria, temblores, inestabilidad emocional (angustia e irritabilidad), insomnio e inapetencia. A exposiciones moderadas, se observan desórdenes mentales más importantes y perturbaciones motoras, así como afecciones renales. Las exposiciones breves a altos niveles de vapor de mercurio pueden producir daños pulmonares y la muerte.

El empleo de cosméticos y medicamentos que contienen átomos del elemento mercurio, constituyen una fuente adicional de exposición.

Los átomos del elemento mercurio nunca desaparecen del ambiente, por lo que la contaminación de hoy será un problema en el futuro.

### *Elemento químico plomo*

Se ha visto que el elemento plomo es el principal contaminante metálico en la atmósfera.

En las zonas urbanas, con intenso tráfico vehicular, la principal fuente de exposición a los átomos del elemento químico plomo resulta de la inhalación de partículas extremadamente pequeñas, que persisten en el aire durante algunas semanas antes de sedimentarse y que son emitidas por los autotransportes que consumen gasolinas que contienen tetraetilo de plomo (en la actualidad se ha sustituido por gasolina sin plomo, y se ha reducido su presencia en el aire).

En los países en que se han empleado pinturas de interiores que contienen óxidos de plomo, es común la intoxicación de niños al ingerir la pintura que se descascara. Para los ecosistemas, el elemento químico plomo es un elemento no esencial y potencialmente nocivo. Cuando este elemento químico con características metálicas alcanza niveles tóxicos, provoca la disminución de la fotosíntesis vegetal y desarrolla la anemia en mamíferos. En las plantas, además del efecto ya mencionado, se le atribuye la reducción en el crecimiento, en la biomasa y la transpiración; además de lesiones cromosómicas, inhibición de la división celular e interferencia con enzimas ligadas al metabolismo del elemento nitrógeno.

### *Elemento químico cadmio*

El elemento químico cadmio es fuertemente absorbido por la materia orgánica del suelo, cuando está presente puede ser extremadamente peligroso, y la ingestión mediante la comida puede incrementar su concentración. Los suelos que son ácidos aumentan la toma del elemento químico cadmio por las plantas, lo que constituye un daño potencial para los animales que dependen de estas plantas para sobrevivir. Este elemento químico tóxico puede acumularse en los cuerpos de estos animales, especialmente cuando estos comen muchas plantas diferentes. Por ejemplo, las vacas pueden tener grandes cantidades de átomos de este elemento químico en sus riñones producto de su alimentación.

Las lombrices y otros animales esenciales para el suelo son extremadamente sensibles al envenenamiento por átomos de cadmio, pueden morir incluso cuando hay muy bajas concentraciones y esto tiene consecuencias negativas para la estructura de los suelos. Cuando las concentraciones de átomos de cadmio son altas pueden influir en los procesos del suelo con los microorganismos y amenazar a todo el ecosistema.

Se ha encontrado que algunos fumadores tienen una concentración elevada de átomos de cadmio en el organismo, debido a que han fumado cigarrillos o tabacos procedentes de campos de tabaco que han sido tratados con fertilizantes que lo contienen.

Otro problema se presenta cuando gran cantidad de estos elementos metálicos se depositan en nuestro cuerpo y nos causa un envenenamiento.

En la tabla 3.4 aparecen las dosis letales para algunos elementos químicos que forman los metales pesados.

**Tabla 3.4** Dosis letal para elementos químicos que forman metales pesados y efectos que provocan en la salud

| Elemento químico | Efectos en la salud  | Dosis letal en la dieta humana (g/día) |
|------------------|--|--|
| cadmio           | Trastorno renal, efectos carcinógenos, mutagénicos y teratogénicos     | 1,5-9                                  |
| cromo            | Dolor de cabeza, diarrea, náuseas, vómito, alopecia, carcinógeno       | 3-8                                    |
| cobre            | Daños hepáticos, enfermedad de Wilson, insomnio, irritación intestinal | 0,175-0,25                             |
| níquel           | Dermatitis, náuseas, asma crónica, tos, alopecia, carcinógeno humano   | -                                      |
| cinc             | Depresión, fatiga, mareos, signos neurológicos y aumento de la sed     | 6                                      |
| plomo            | Teratogenicidad cerebral, enfermedades renales, vasculares neuronales  | 10                                     |
| mercurio         | Artritis reumatoidea y enfermedades renales, vasculares y neuronales   | 0,15-0,3                               |

## ¿? ¿Sabías que...?

Desde nuestros hogares, también contribuimos a la contaminación gracias a la manera irresponsable que utilizamos para desechar ciertos artículos, como las pilas, ya que estas están formadas por sustancias que contienen átomos de elementos metálicos como el cadmio, que al ser depositados en la basura común generan contaminación.

El depósito inadecuado de la basura puede provocar la liberación de sustancias llamadas lixiviados, que, al penetrar por las capas del suelo u otro material sólido permeable, se van disolviendo. Estos lixiviados se desplazarán a lo largo del terreno contaminando y dañando así el suelo y la vegetación, tanto del terreno como de zonas aledañas. También ocurre un movimiento vertical que penetra el subsuelo y alcanza los mantos freáticos y acuíferos, lo que causa gigantescos problemas de contaminación del agua subterránea.

### Comprueba lo aprendido

**3.31** ¿Qué elementos químicos metálicos constituyen a los metales pesados?

**3.32** ¿Cómo evitar la contaminación por átomos de elementos químicos formadores de metales pesados desde nuestro actuar cotidiano?

### Resumen y ejercitación del capítulo

A continuación, relacionamos una serie de aspectos básicos del capítulo, que no debes olvidar.

- Los elementos químicos metálicos se encuentran ubicados en la parte inferior izquierda de la tabla periódica moderna de 18 columnas.
- Los elementos químicos metálicos debido al tamaño de sus átomos y la configuración electrónica externa de estos; poseen bajos valores de energía de ionización, bajos valores de electronegatividad.
- El enlace metálico y las diferentes redes cristalinas metálicas que forman explican las propiedades de los metales.
- Los metales son buenos conductores de la electricidad y el calor debido a la relativa libertad de movimiento de los electrones que participan en el enlace.

- Las propiedades mecánicas de resistencia y deformabilidad de los metales, entiéndase tenacidad, maleabilidad y ductilidad, pueden explicarse porque la deformación de un metal no implica la ruptura de enlaces.
- Son reacciones químicas características de los metales:
  - Reacción química de los metales con los no metales.
  - Reacción química de los metales reductores con el agua.
  - Reacción química de los metales con los ácidos.
  - Reacción química de los metales con las disoluciones acuosas de sales.
  - Reacción química de los metales con los óxidos metálicos.
- Los metales actúan exclusivamente como reductores, debido a su tendencia única de perder electrones, lo que les hace comportarse como agentes reductores.
- Los metales comúnmente son obtenidos por dos métodos fundamentales:
  - Mediante procesos electrolíticos.
  - Mediante la reacción química de algunos de sus compuestos con sustancias reductoras apropiadas.
- Las fases principales en la obtención de un metal a partir de su mena son:
  - La preparación de la mena.
  - La producción del metal.
  - La purificación del metal.
- Una aleación es una disolución sólida de dos o más elementos, de los cuales, al menos uno es un metal.
- Para el caso del hierro y del acero, que son los materiales de construcción más comunes, el proceso de corrosión considera la formación de pequeñas pilas galvánicas en toda la superficie expuesta a los agentes corrosivos.
- Dentro de los métodos para controlar la corrosión se encuentran: la protección catódica, la aplicación de inhibidores de la corrosión y el empleo de recubrimientos anticorrosivos.
- Los elementos metálicos esenciales para la vida se encuentran en el organismo en forma de sustancias compuestas y pueden ser adquiridos mediante los alimentos.
- Los metales pesados están constituidos por elementos químicos de transición incluyendo algunos metaloides.
- Los átomos de elementos químicos que forman los metales pesados contaminan los suelos, las aguas y el aire si no se tiene una actitud responsable ante el vertimiento de desechos sólidos en las industrias y las comunidades.

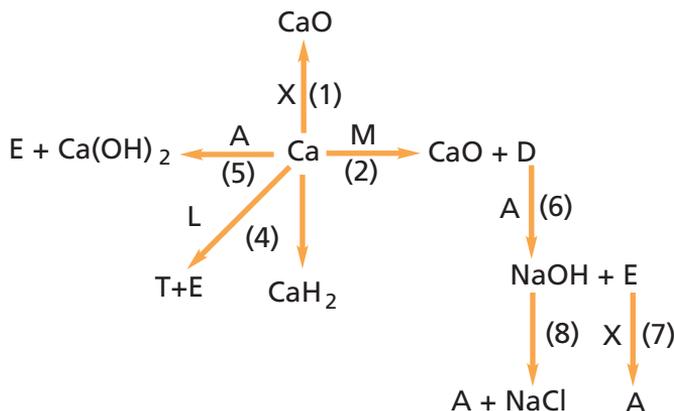


**3.36** Completa los espacios en blanco con las fórmulas de las sustancias que correspondan para que puedas representar la ecuación química del proceso correspondiente a cada caso.

- a)  $\text{Ca(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
- b)  $\text{Zn(s)} + \underline{\hspace{1cm}} \longrightarrow \text{ZnO(s)}$
- c)  $\text{Sr(s)} + \underline{\hspace{1cm}} \longrightarrow \text{SrH}_2\text{(s)}$
- d)  $\underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}} \longrightarrow \text{FeS(s)}$
- e)  $\text{Li(s)} + \text{N}_2\text{(g)} \longrightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
- f)  $\text{Ba(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \text{H}_2\text{(g)}$
- g)  $\text{Mg(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \text{H}_2\text{(g)}$
- h)  $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(dil)} + \text{Al(s)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- i)  $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(conc)} + \text{Ag(s)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- j)  $\text{Zn(s)} + \text{HNO}_3\text{(conc)} \longrightarrow \text{Zn(NO}_3)_2\text{(ac)} + \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- k)  $\text{Zn(s)} + \text{HNO}_3\text{(dil)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- l)  $\text{Ag(s)} + \text{HNO}_3\text{(conc)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}$
- m)  $\underline{\hspace{1cm}} + \text{Al(s)} \longrightarrow \text{AlCl}_3\text{(ac)} + \text{Ni(s)}$
- n)  $\underline{\hspace{1cm}} + \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} \longrightarrow \underline{\hspace{1cm}} + \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$

**3.36.1** Nombra cada una de las sustancias formuladas.

**3.37** Dado el siguiente esquema de transformación:



- a) Identifica por su nombre y fórmula las sustancias representadas por las letras X, M, A, E, T, D y L.



# CAPÍTULO 4

## Sistematización de los contenidos de Química de décimo y oncenos grados

**E**n este capítulo se retoman los aspectos esenciales acerca de los contenidos relacionados con: la estructura química de los átomos, la Ley periódica; las principales clases de sustancias inorgánicas y las reacciones químicas. Tiene como objetivo sistematizar y ejercitar los contenidos ya estudiados en el 10.º y 11.º grados, por lo que las actividades que te proponemos generalmente integran varios temas y presentan diferentes grados de complejidad. Cada epígrafe cuenta al inicio con un resumen de los aspectos más importantes. Estos te servirán de guía para tu estudio independiente y para la consulta de otras bibliografías.

Al concluir este capítulo seguramente podrás hacer generalizaciones relacionadas con el estudio de las sustancias inorgánicas y sus transformaciones, así como resolver ejercicios integradores con un alto nivel de independencia cognoscitiva, estarás entonces preparado para asimilar los contenidos que sobre la Química Orgánica estudiarás en el duodécimo grado y relacionarlos con los estudiados en grados anteriores.

### **4.1 Ley periódica. Tabla periódica moderna de 18 columnas. Variación de propiedades periódicas en la tabla periódica**

La Ley periódica formulada por Mendeleiev en el siglo XIX, y su tabla periódica correspondiente, pusieron en orden muchos aspectos de la química conocidos en aquella época. Además, permitió hacer predicciones acerca de elementos químicos y sustancias desconocidas o no suficientemente



## CAPÍTULO 4

Los elementos químicos representativos son los elementos químicos de los grupos de la serie A, o sea el IA(1), IIA(2), IIIA(13) hasta el VIIIA(18), mientras que los elementos químicos de transición son aquellos elementos químicos de los grupos de la serie B y están situados en la parte central del sistema periódico desde el grupo IIIB(3) hasta el IIB(12) (figura 4.1).

| PERIODO | GRUPO                   |                          |                                |                          |                          |                          |                           |                         |                         |                          | GRUPO                   |                          |                        |                         |                            |                         |                        |                         |                       |                       |
|---------|-------------------------|--------------------------|--------------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|---------------------------|-------------------------|-------------------------|--------------------------|-------------------------|--------------------------|------------------------|-------------------------|----------------------------|-------------------------|------------------------|-------------------------|-----------------------|-----------------------|
|         | 1 IA                    | 2 IIA                    |                                | 3 IIIB                   | 4 IVB                    | 5 VB                     | 6 VIB                     | 7 VIIB                  | VIII                    |                          | 10                      | 11 IB                    | 12 IIB                 | 13 IIIA                 | 14 IVA                     | 15 VA                   | 16 VIA                 | 17 VIIA                 | 18 VIIIA              |                       |
| 1       | H<br>1,008<br>HIDRÓGENO |                          |                                |                          |                          |                          |                           |                         |                         |                          |                         |                          |                        | He<br>4,003<br>HELIO    |                            |                         |                        |                         |                       |                       |
| 2       | Li<br>6,941<br>LITIO    | Be<br>9,012<br>BERILIO   |                                |                          |                          |                          |                           |                         |                         |                          |                         |                          | B<br>10,811<br>BORO    | C<br>12,011<br>CARBONO  | N<br>14,007<br>NITRÓGENO   | O<br>15,999<br>OXÍGENO  | F<br>18,998<br>FLUOR   | Ne<br>20,180<br>NEÓN    |                       |                       |
| 3       | Na<br>22,990<br>SODIO   | Mg<br>24,305<br>MAGNESIO |                                |                          |                          |                          |                           |                         |                         |                          |                         |                          |                        |                         | Al<br>26,982<br>ALUMINIO   | Si<br>28,086<br>SILICIO | P<br>30,974<br>FÓSFORO | S<br>32,065<br>AZUFRE   | Cl<br>35,453<br>CLORO | Ar<br>39,948<br>ARGÓN |
| 4       | K<br>39,098<br>POTASIO  | Ca<br>40,078<br>CALCIO   | Sc<br>44,956<br>ESCANDIO       | Ti<br>47,88<br>TITANIO   | V<br>50,942<br>VANADIO   | Cr<br>51,996<br>CROMIO   | Mn<br>54,938<br>MANGANESO | Fe<br>55,845<br>HIERRO  | Co<br>58,933<br>COBALTO | Ni<br>58,69<br>NÍQUEL    | Cu<br>63,546<br>COBRE   | Zn<br>65,38<br>ZINC      | Ga<br>69,723<br>GALIO  | Ge<br>72,64<br>GERMANIO | As<br>74,922<br>ARSENICO   | Se<br>78,96<br>SELENIO  | Br<br>79,904<br>BROMO  | Kr<br>83,798<br>KRIPTÓN |                       |                       |
| 5       | Rb<br>85,468<br>RUBIDIO | Sr<br>87,62<br>ESTRONCIO | Y<br>88,906<br>ITRIO           | Zr<br>91,224<br>ZIRCONIO | Nb<br>92,906<br>NIOBIO   | Mo<br>95,94<br>MOLIBDENO | Tc<br>98,906<br>TECNICIO  | Ru<br>101,07<br>RUTENIO | Rh<br>101,07<br>RODIO   | Pd<br>106,42<br>PALADIO  | Ag<br>107,868<br>PLATA  | Cd<br>112,411<br>CADMIO  | In<br>114,818<br>INDIO | Sn<br>118,710<br>ESTAÑO | Sb<br>121,757<br>ANTIMONIO | Te<br>127,60<br>TELURO  | I<br>126,905<br>YODO   | Xe<br>131,29<br>XENÓN   |                       |                       |
| 6       | Cs<br>132,905<br>CESIO  | Ba<br>137,327<br>BARIUM  | La-Lu<br>138,905<br>LANTANIDOS | Hf<br>178,49<br>HAFNIO   | Ta<br>180,948<br>TANTALO | W<br>183,84<br>WOLFRAMO  | Re<br>186,207<br>RENEO    | Os<br>190,23<br>OSMIO   | Ir<br>192,222<br>IRIDIO | Pt<br>195,084<br>PLATINO | Au<br>196,967<br>ORO    | Hg<br>200,59<br>MERCURIO | Tl<br>204,387<br>TALIO | Pb<br>207,2<br>PLOMBO   | Bi<br>208,980<br>BISMUTO   | Po<br>209<br>POLONIO    | At<br>210<br>ASTATE    | Rn<br>222<br>RADÓN      |                       |                       |
| 7       | Fr<br>223<br>FRANCIO    | Ra<br>226<br>RADIO       | Ac-Lr<br>227<br>ACTINIDOS      | Rf<br>261<br>RUFENIO     | Db<br>262<br>DUBNIO      | Sg<br>263<br>SEABERGIO   | Bh<br>264<br>BOHRIUM      | Hs<br>265<br>HASSIO     | Mt<br>266<br>MITHENIO   | Ds<br>267<br>DARMSTADTIO | Rg<br>268<br>ROENTGENIO | Cn<br>269<br>COPERNICIO  | Nh<br>270<br>NIHONIO   | Fl<br>271<br>FLEROVIO   | Mc<br>272<br>MOSCOWIO      | Lv<br>273<br>LIVERMORIO | Ts<br>274<br>TENESIO   | Og<br>275<br>OGANESÓN   |                       |                       |
|         |                         |                          |                                | 57 138,91<br>La          | 58 140,12<br>Ce          | 59 140,91<br>Pr          | 60 144,24<br>Nd           | 61 (145)<br>Pm          | 62 150,36<br>Sm         | 63 151,96<br>Eu          | 64 157,25<br>Gd         | 65 158,93<br>Tb          | 66 162,5<br>Dy         | 67 164,93<br>Ho         | 68 167,26<br>Er            | 69 168,93<br>Tm         | 70 173,04<br>Yb        | 71 174,97<br>Lu         |                       |                       |
|         |                         |                          |                                | 89 227,03<br>Ac          | 90 232,04<br>Th          | 91 232,04<br>Pa          | 92 238,03<br>U            | 93 (237)<br>Np          | 94 (241)<br>Pu          | 95 (243)<br>Am           | 96 (247)<br>Cm          | 97 (251)<br>Bk           | 98 (252)<br>Cf         | 99 (257)<br>Es          | 100 (261)<br>Fm            | 101 (265)<br>Md         | 102 (269)<br>No        | 103 (271)<br>Lr         |                       |                       |

Fig. 4.1 Tabla periódica moderna de 18 columnas

Los elementos químicos no metálicos se encuentran ubicados en la parte superior derecha de la línea quebrada que posee la tabla periódica de 18 columnas, y pertenecen a los grupos del IVA(14) a VIIA(17). Generalmente tienen cuatro o más electrones ubicados en el último nivel de energía, por lo que su tendencia es a captar electrones y poseer valores elevados de energía de ionización.

A los elementos químicos no metálicos pertenece también el hidrógeno que tiene un solo electrón en su envoltura y es el elemento químico que encabeza la tabla periódica moderna.

Las sustancias simples de los elementos químicos no metálicos pueden ser a temperatura ambiente sólidos, líquidos o gases y generalmente no son buenos conductores del calor ni de la electricidad.

Los elementos químicos metálicos se sitúan en la tabla periódica moderna de 18 columnas a la izquierda de la línea diagonal quebrada, son elementos químicos que tienen pocos electrones en el último nivel de energía, por lo que tienen relativa facilidad para cederlos, por eso poseen

valores pequeños de energía de ionización. En los elementos químicos metálicos se incluyen elementos químicos representativos y elementos químicos de transición.

Las sustancias simples de los elementos químicos metálicos se caracterizan por ser sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio) y son buenos conductores del calor y la electricidad.



### Conoce un poco más

La clasificación de los elementos químicos en representativos, transición o similares, se realiza según el tipo de orbital en que se encuentra ubicado el electrón diferenciante en sus átomos.

Algunos grupos de la tabla periódica moderna se identifican con un nombre específico. Así por ejemplo el grupo IA(1) se conoce como el grupo de los metales alcalinos; el IIA(2) es el de los metales alcalino-térreos, el grupo VIIA(17) es el de los halógenos y el grupo VIIIA(18) es el de los gases nobles.



### Algo de historia

- La palabra alcalino tiene su origen en el término álcali, palabra de origen árabe andalusí al-qaly, que significa la ceniza (vegetal); este término se ha usado tradicionalmente para referirse al carácter básico de las sustancias.
- El nombre de alcalinotérreos proviene del nombre que recibían sus óxidos, tierras, que tienen propiedades básicas (alcalinas).
- La palabra “halógeno” proviene del griego hals, ‘sal’ y genes, ‘origen’ (que origina sal). El nombre halógeno, o formador de sal, se refiere a la propiedad de cada uno de los halógenos de formar, con el sodio, una sal similar a la sal común (cloruro de sodio).
- Gas noble es una traducción del nombre alemán Edelgas, usado por primera vez por Hugo Erdmann, para indicar su extremadamente bajo nivel de reactividad química. El nombre hace una analogía con el término metales nobles, como el oro, asociado con riqueza y nobleza, y que tiene también una baja reactividad química.



### Conéctate

Para conocer más acerca de la tabla periódica te sugerimos que te conectes a [www.quimica.cubaeduca.cu](http://www.quimica.cubaeduca.cu) y consultes los videos y la tabla periódica interactiva.

Los átomos de todos los elementos químicos están formados por el mismo tipo de partículas: electrones, protones y neutrones y se diferencian solamente por la cantidad de estas. Los electrones se ubican en la envoltura de acuerdo con su energía. Los protones y neutrones se encuentran en el núcleo del átomo.

### Recuerda que...

El átomo es un sistema eléctricamente neutro porque el número de electrones en su envoltura es igual al número de protones en el núcleo.

Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de protones o carga nuclear. El número atómico ( $Z$ ) de los elementos químicos coincide con el número de protones que posee el átomo. El número de protones en el núcleo del átomo determina el lugar que ocupa el elemento químico en la tabla periódica moderna.

### Importante

El número atómico es la característica fundamental del elemento químico, por lo que todos los átomos o iones de un mismo elemento químico poseen el mismo número atómico.

Los electrones que están situados en el último nivel de energía en la envoltura del átomo se denominan electrones de valencia y ese nivel de energía se identifica como capa de valencia. Estos electrones son los responsables de las propiedades de los átomos.

### Recuerda que ...

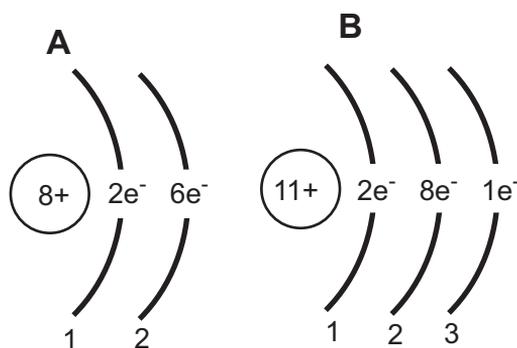
Para elementos representativos se cumple que el número de electrones en el último nivel de energía del átomo coincide con el grupo en el que está ubicado en la tabla periódica moderna, y la cantidad de niveles de energía se corresponde con el período.

La representación de la distribución electrónica de los átomos brinda información sobre el elemento químico relacionada con los siguientes aspectos:

- Cantidad de protones en el núcleo de sus átomos
- Carga nuclear de los átomos
- Cantidad de electrones en la envoltura del átomo

- Número atómico (Z) del elemento químico
- Posición en la tabla periódica del elemento químico
- Número de oxidación más probable que presentan los átomos de los elementos químicos en sus compuestos
- Características metálicas o no metálicas del elemento químico
- Características oxidantes o reductoras de las sustancias simples de los elementos químicos

Por ejemplo, la información que se puede obtener a partir de la representación de la distribución electrónica para los átomos de los elementos químicos que se han denotado por las letras A y B aparecen en la tabla 4.1.



**Tabla 4.1** Información sobre los átomos de los elementos químicos A y B

| Aspectos                                 | Elemento químico A | Elemento químico B |
|--|--------------------|--------------------|
| Cantidad de protones                     | 8                  | 11                 |
| Carga nuclear                            | +8                 | +11                |
| Cantidad de electrones                   | 8                  | 11                 |
| Número atómico                           | 8                  | 11                 |
| Grupo                                    | VIA(16)            | IA(1)              |
| Período                                  | 2                  | 3                  |
| Características metálicas o no metálicas | no metálicas       | metálicas          |
| Número de oxidación más probable         | 2-                 | 1+                 |

Con la información que brinda la interpretación de la distribución electrónica para un elemento químico, podemos localizar en la tabla periódica moderna de 18 columnas el símbolo del elemento químico y conocer su nombre.

### Importante

El número de oxidación más probable para los átomos de un elemento químico representativo metálico siempre será positivo y numéricamente igual a la cantidad de electrones que posee en su último nivel de energía. Para un elemento químico no metálico este número de oxidación será negativo y numéricamente igual a la cantidad de electrones que le faltan a su último nivel de energía para completar ocho.

Para escribir los números de oxidación se escribe primero el número y después se coloca el signo positivo o negativo según sea el caso.

A comienzos del siglo xx se descubrió que no todos los átomos de un mismo elemento químico tenían la misma masa ya que, aunque tenían igual cantidad de protones en el núcleo, se diferenciaban en la cantidad de neutrones.



### Conoce un poco más

Existen elementos químicos cuyos átomos tienen el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones, a estos átomos se le denominan isótopos. Ejemplo: el elemento hidrógeno, cuyo número atómico es 1 (es decir, que posee un protón en el núcleo), tiene 3 isótopos en cuyos núcleos existen 0; 1 y 2 neutrones, respectivamente.

### ¿Sabías que ...?

Los isótopos se han utilizado ampliamente en medicina para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. Son utilizados para obtener imágenes específicas del cuerpo humano; la elección del radioisótopo y la manera de administrarlo depende del tejido y la facilidad para ser absorbido por el tejido enfermo (figura 4.2).

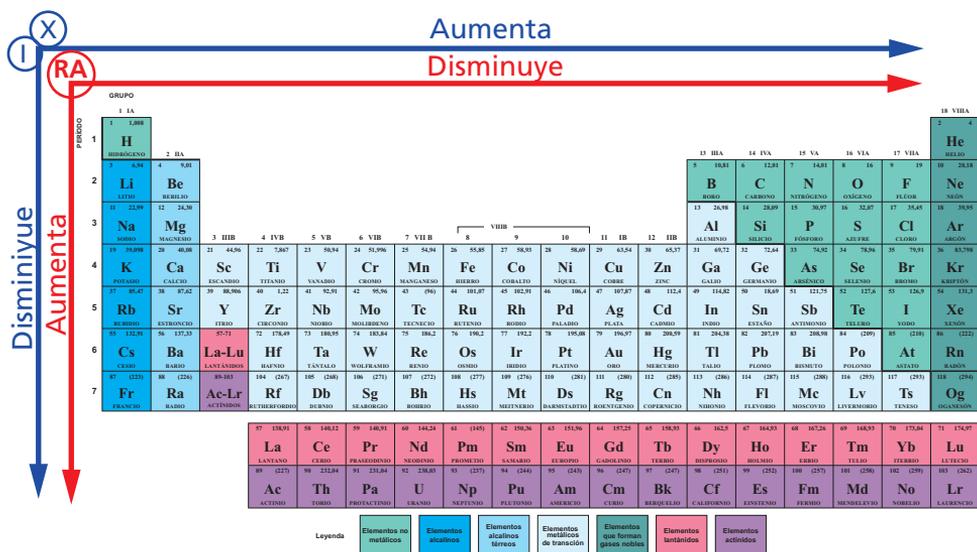
| Isótopo           | Imágenes                                 |
|-------------------|--|
| $^{99}\text{Tc}$  | Tiroides, cerebro, riñones               |
| $^{201}\text{Tl}$ | Corazón                                  |
| $^{123}\text{I}$  | Tiroides                                 |
| $^{67}\text{Ga}$  | Diversos tumores y abscesos              |
| $^{18}\text{F}$   | Cerebro, sitios con actividad metabólica |



Fig. 4.2

### Variación de propiedades periódicas

El análisis de las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos pertenecientes a un mismo grupo o período de la tabla periódica moderna evidencian su repetición cada cierto número de elementos químicos, lo que trae como resultado la variación periódica de las propiedades de sus átomos y de las sustancias que estos forman. Entre estas propiedades están: el radio atómico (RA), la energía de ionización (I), la electronegatividad (X), las características metálicas o no metálicas y el carácter oxidante y reductor de las sustancias simples (figura 4.3).



### Recuerda que ...

El radio atómico es la distancia promedio que existe desde el núcleo del átomo a los electrones ubicados en el nivel más externo.

En un grupo de la tabla periódica moderna con el incremento del número atómico, aumenta la cantidad de niveles de energía, por lo que la distancia promedio desde el núcleo al electrón más externo aumenta, o sea aumenta el radio atómico.

En un período, con el incremento del número atómico, la cantidad de niveles de energía no varía, mientras que la carga nuclear aumenta. Esto hace que la atracción efectiva que el núcleo ejerce sobre los electrones más externos sea mayor, y por tanto, el tamaño del átomo se reduce por lo que disminuye el radio atómico.

### Recuerda que ...

La energía de ionización da la medida de la facilidad que tiene un átomo de ceder sus electrones menos fuertemente retenidos .

Al aumentar el tamaño de los átomos disminuye la atracción del núcleo sobre los electrones más externos, por lo que la energía de ionización disminuye, por lo tanto, en un grupo de la tabla periódica moderna con el aumento del número atómico la energía de ionización disminuye mientras que en un período con el aumento del número atómico la energía de ionización por lo general aumenta.

### Recuerda que ...

Electronegatividad ( $X$ ) es el poder de atracción del átomo sobre los electrones involucrados en un enlace químico.

La electronegatividad es mayor mientras menor sea el radio atómico y mayor sea la atracción efectiva del núcleo sobre los electrones más externos.

En un grupo de la tabla periódica moderna la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico y en un período con el aumento del número atómico aumenta. Este análisis permite predecir que el elemento químico más electronegativo en la tabla periódica moderna es el elemento flúor.

### Importante

A mayor radio atómico del átomo del elemento químico menor será la energía de ionización y menor la electronegatividad.

Con el tamaño del átomo y la cantidad de electrones de valencia están relacionadas las características metálicas o no metálicas de los átomos de los elementos químicos. Los elementos químicos metálicos se caracterizan

por ceder electrones con facilidad, mientras que los no metálicos captan electrones fácilmente. Por esta razón podemos decir que con el aumento del radio atómico aumentan las características metálicas de los átomos de los elementos químicos y disminuyen las no metálicas.

En resumen, en un grupo de la tabla periódica moderna las características metálicas de los átomos de los elementos químicos aumentan y en un período disminuyen.

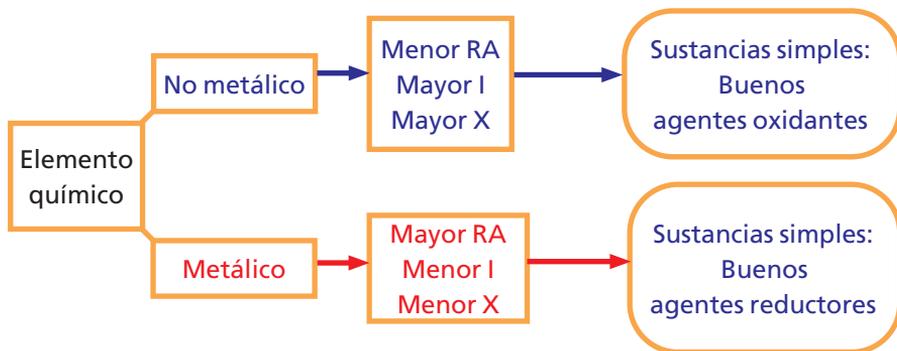
Muy vinculadas a las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos químicos están las propiedades oxidantes o reductoras de las sustancias simples que ellos forman.

Los átomos de los elementos químicos metálicos ceden con relativa facilidad sus electrones de valencia, por lo que sus sustancias simples se oxidan con facilidad y son buenos agentes reductores.

Por otra parte, los átomos de los elementos químicos no metálicos al captar fácilmente electrones hacen que sus sustancias simples se reduzcan fácilmente por lo que son buenos agentes oxidantes.

### Sistematizando

La variación periódica de las propiedades atómicas en la tabla periódica moderna de 18 columnas permite caracterizar los elementos químicos y a las sustancias simples que ellos forman según se muestra en la figura 4.4.



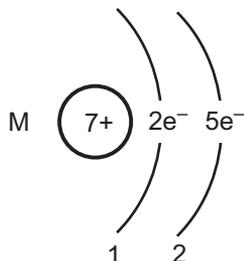
**Fig. 4.4** Características de los diferentes elementos químicos

### Comprueba lo aprendido

**4.1** Completa las siguientes proposiciones con palabras o frases que las hagan verdaderas.



**4.3** De los elementos químicos que se han denominado M, Z y Q se conoce que:



Z: grupo VI A((16) período 2

Q: tiene 15 protones en su núcleo

**4.3.1** Para el elemento químico representado por M diga:

- Grupo y período a que pertenece
- Número atómico
- Características metálicas o no metálicas

**4.3.2** Di si son verdaderos o falsos los siguientes planteamientos referidos al elemento químico representado por Q. Argumenta tu respuesta en cada caso.

- \_\_\_ Sus átomos tienen 15 electrones en la envoltura.
- \_\_\_ Está ubicado en el grupo VIIA(17) período 3 de la tabla periódica moderna de 18 columnas.
- \_\_\_ El número de oxidación más probable es 3-.

**4.3.3** Compara los átomos de los elementos químicos representados por las letras M y Z, en cuanto a:

- Radio atómico
- Energía de ionización

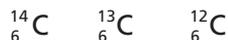
**4.4** En el siguiente fragmento de la tabla periódica moderna se representan algunos elementos químicos por letras, que no constituyen sus símbolos químicos verdaderos.

| IA(1) | IIA(2) | IIIA(13) | IVA(14) | VA(15) | VIA(16) |
|-------|--------|----------|---------|--------|---------|
| A     | R      | Z        | M       | W      | Y       |
|       |        |          |         |        | B       |

- 4.4.1** ¿Cuántos electrones tienen los átomos del elemento químico representado por la letra A en su último nivel de energía?
- 4.4.2** ¿Cuál es el elemento químico más electronegativo de los representados? Argumenta tu respuesta.
- 4.4.3** Entre los átomos de los elementos químicos representados por las letras R y W ¿cuál tiene menor energía de ionización? Argumenta
- 4.4.4** Entre los átomos de los elementos químicos representados por las letras Y y B ¿cuál tiene átomos con mayor radio atómico? Explica.

### Desafío

**25.** Las siguientes representaciones corresponden a diferentes átomos del elemento químico carbono.



- a) Compáralos según la cantidad de protones, neutrones y electrones que poseen.
- b) ¿Por qué podemos afirmar que la representación se corresponde con los isótopos del elemento químico carbono?

## 4.2 Principales clases de sustancias inorgánicas estudiadas. Clasificación. Estructura química. Nomenclatura y notación químicas

Actualmente se conocen varios millones de sustancias. Muchas de ellas existen en estado natural y una gran variedad es de origen sintético, es decir, son obtenidas por el hombre. Además, con el desarrollo de la ciencia, el hombre ha sido capaz de obtener en sus laboratorios muchas sustancias que se encuentran en la naturaleza en pequeñas cantidades y esto ha sido de gran utilidad en campos como la medicina.

Para facilitar el estudio de las sustancias el hombre las ha clasificado teniendo en cuenta diferentes criterios.

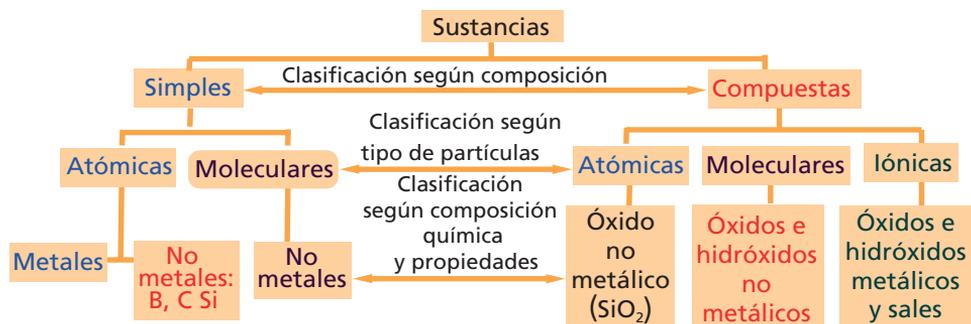
Existen dos grandes grupos de sustancias: las sustancias inorgánicas y las sustancias orgánicas.

Las sustancias inorgánicas las comenzaste a estudiar desde el octavo grado y las orgánicas las estudiarás en el duodécimo grado.

Entre las sustancias inorgánicas de gran importancia para la agricultura y las industrias podemos citar:

- El nitrato de amonio  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , el nitrato de potasio  $\text{KNO}_3$ , el dihidrogenofosfato de calcio,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  y el sulfato de amonio  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , utilizados como fertilizantes.
- El agua  $\text{H}_2\text{O}$  y el amoníaco  $\text{NH}_3$ , utilizados como disolventes.
- La disolución acuosa de cloruro de hidrógeno  $\text{HCl}$ , el hidróxido de potasio  $\text{KOH}$ , y el hipoclorito de sodio  $\text{NaClO}$ , que se emplean en la fabricación de productos para la higiene.

Las sustancias inorgánicas se clasifican teniendo en cuenta diferentes criterios (figura 4.5).



**Fig. 4.5** Clasificación de las sustancias inorgánicas según los diferentes criterios

### ⌚ Recuerda que...

Los criterios para la clasificación de las sustancias son:

- Atendiendo al tipo de partícula
- Atendiendo a la composición química y propiedades

### 📌 Importante

Una misma sustancia puede ser clasificada según los diferentes criterios.

El tipo de enlace químico no constituye un criterio de clasificación ya que en una sustancia pueden existir diferentes tipos de enlace químico.

### 📁 Sistematizando

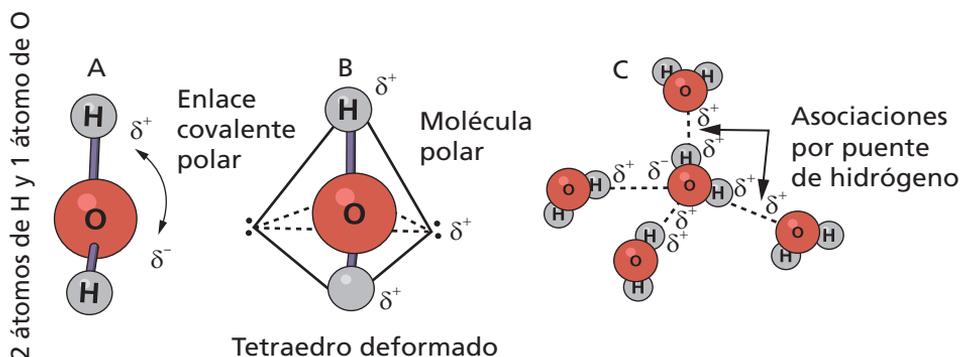
Los criterios de clasificación de las sustancias permiten agrupar las sustancias para un mejor estudio de sus propiedades.

## Estructura química de las sustancias

La estructura química de una sustancia informa sobre su composición química, tipo de enlace químico, tipo de partículas que la forman, la disposición espacial de las partículas en la sustancia y las interacciones entre las partículas que la forman.

En la figura 4.6 se representan estos aspectos estructurales para la sustancia agua.

En la figura 4.6 A se muestra la composición química y tipo de enlace químico que presenta, en la B, el tipo de partícula que la forman y la disposición espacial de los átomos en la molécula, mientras que en la figura 4.6 C lo que se representan son las interacciones intermoleculares.



**Fig. 4.6** Estructura química del agua

Los átomos de los elementos químicos que forman las sustancias se unen entre sí mediante interacciones con diferentes características, que dependen de la naturaleza de los átomos involucrados en la interacción, las que originan redes cristalinas atómicas, moléculas, redes cristalinas iónicas o redes cristalinas metálicas, que son estructuras químicas más estables que los átomos aislados. Precisamente esas interacciones especiales entre los átomos en las sustancias se denominan enlaces químicos.

### Sistematizando

Existen tres tipos de enlace químico: el enlace covalente, el enlace iónico y el enlace metálico cuyas principales características se resumen en la figura 4.7.



Existen reglas generales que permiten nombrar y formular las diferentes clases de sustancias inorgánicas que has estudiado. A continuación, hacemos algunas generalizaciones de estas reglas para ser aplicadas a los diferentes tipos de sustancias.

### Sistematizando

*Para sustancias simples atómicas: metales y algunos no metales*

| Nomenclatura química  | Notación química   | Ejemplos  |
|---|--|---|
| Su nombre coincide con el del elemento químico cuyos átomos la constituyen. | Su fórmula coincide con el símbolo químico del elemento químico. | aluminio (Al);<br>sodio (Na);<br>hierro (Fe);<br>silicio (Si);<br>boro (B);<br>carbono (C). |

*Para sustancias simples moleculares: no metales*

| Nomenclatura química   | Notación química   | Ejemplos   |
|--|--|--|
| Se nombran anteponiendo al nombre del elemento químico un prefijo que indica la cantidad de átomos que forman la molécula. | Al símbolo del elemento químico se le coloca un subíndice que indica la cantidad de átomos que forman la molécula. | dihidrógeno ( $H_2$ );<br>dicloro ( $Cl_2$ );<br>octazufre ( $S_8$ );<br>tetrafósforo ( $P_4$ ). |

*Para óxidos no metálicos*

| Nomenclatura química  | Notación química  | Ejemplos   |
|---|---|--|
| Se nombran utilizando prefijos (mono, di, tri, tetra) que indican el número de átomos de cada elemento químico en la fórmula química, los que se colocan delante de la palabra genérica "óxido" y a continuación se escribe el nombre del elemento químico no metálico, unidas por la preposición "de". El prefijo mono suele omitirse delante del otro elemento químico no metálico. | Se escribe primero el símbolo del elemento químico no metálico y a continuación el del oxígeno. Se colocan subíndices de acuerdo con el número de átomos de cada elemento químico que indican los prefijos que aparecen en el nombre de la sustancia. | dióxido de carbono ( $CO_2$ );<br>monóxido de carbono (CO);<br>pentóxido de difósforo ( $P_2O_5$ ) |

*Para hidróxidos no metálicos (oxácidos o ácidos oxigenados)*

| Nomenclatura química  | Notación química   | Ejemplos   |
|---|--|--|
| Se nombran con la palabra genérica "ácido", seguida del nombre del anión poliatómico, cambiando la terminación ato del ion poliatómico por ico, o la terminación ito por oso. | Se escribe primero el símbolo del elemento químico hidrógeno y a continuación la representación del anión poliatómico. Se coloca como subíndice del elemento químico hidrógeno, el valor absoluto de la carga del anión poliatómico. | ácido sulfuroso, $H_2SO_3$<br>ácido sulfúrico, $H_2SO_4$ |

*Para compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos no metálicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17) (Hidruros volátiles)*

| Nomenclatura química  | Notación química  | Ejemplos  |
|---|---|---|
| Se nombran con la palabra que identifica al elemento químico no metálico (de los grupos VIA (16) y VIIA (17)), terminado en uro (cloruro, bromuro, sulfuro), seguido de la preposición "de", y a continuación la palabra "hidrógeno". | Se escribe primero el símbolo del elemento químico hidrógeno y a continuación el símbolo del elemento químico no metálico. Se coloca como subíndice del símbolo del elemento químico hidrógeno, el valor absoluto del número de oxidación del elemento químico no metálico. | cloruro de hidrógeno HCl;<br>sulfuro de hidrógeno, $H_2S$ |

Las disoluciones acuosas de los compuestos binarios hidrogenados de los elementos químicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17), de la tabla periódica moderna tienen características ácidas; estas disoluciones reciben el nombre de hidrácidos.

*Para los hidrácidos*

| Nomenclatura química                                | Notación química                           | Ejemplos                   |
|---|--|----------------------------|
| Se nombran con la palabra genérica "ácido", seguida | Se escribe primero el símbolo del elemento | ácido clorhídrico, HCl(ac) |

de la raíz del nombre del elemento químico no metálico terminado en "hídrico".

químico hidrógeno y a continuación el símbolo del elemento químico no metálico. Se coloca como subíndice del símbolo del elemento químico hidrógeno, el valor absoluto del número de oxidación del elemento químico no metálico. Para indicar que se trata de una disolución acuosa se le adiciona a la derecha de la fórmula y dentro de un paréntesis las letras ac.

ácido sulfhídrico,  $H_2S$  (ac)  
ácido bromhídrico,  $HBr$  (ac)

*Para óxidos metálicos, hidróxidos metálicos, sales e hidruros salinos*

| Nomenclatura química  | Notación química   | Ejemplos   |
|---|--|--|
| <p>Se nombra primero el nombre del anión (óxido, hidróxido, hidruro, cloruro, sulfato, etc.) y a continuación el nombre del elemento químico metálico especificando, entre paréntesis y con número romano, su número de oxidación o carga, de tener más de una.</p> | <p>Se escribe primero el símbolo del elemento químico metálico y después el símbolo del elemento químico oxígeno, la fórmula química del anión o el símbolo químico del elemento químico hidrógeno según el tipo de sustancia a formular. Posteriormente deben colocarse los subíndices correspondientes a cada símbolo químico del elemento o fórmula química del anión, de ser necesario, para lograr que la cantidad de cargas positivas en la sustancia sea igual a la cantidad de cargas negativas.</p> | <p>óxido de hierro (III), <math>Fe_2O_3</math>;<br/>hidróxido de sodio, <math>NaOH</math>;<br/>cloruro de magnesio, <math>MgCl_2</math>;<br/>hidruro de bario, <math>BaH_2</math>.</p> |



## CAPÍTULO 4

- Cinc: lo podemos encontrar en la carne, pescado, huevos, cereales integrales, legumbres.
  - Magnesio: presente en la carne, verduras, hortalizas, legumbres, frutas, leche.
  - Potasio: lo podemos encontrar en la carne, leche, frutas, principalmente el plátano.
- a) Formula las sustancias simples que forman los elementos químicos mencionados en el texto anterior.
  - b) Para cada una de las sustancias formuladas por ti:
    - \_\_\_ Clasifícalas en metal o no metal.
    - \_\_\_ Clasifícalas atendiendo al tipo de partículas que la forman.
    - \_\_\_ Agrúpalas por el tipo de enlace químico que poseen.

**4.7** Relaciona los nombres que aparecen en la columna A con las fórmulas químicas que le corresponden y que aparecen en la columna B.

| A                              | B                                 |
|--------------------------------|-----------------------------------|
| 1. hidróxido de magnesio       | ___ NaO                           |
| 2. sulfuro de potasio          | ___ HNO <sub>3</sub>              |
| 3. óxido de sodio              | ___ P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> |
| 4. cloruro de hidrógeno        | ___ Mg(OH) <sub>2</sub>           |
| 5. hidrogenocarbonato de sodio | ___ Na <sub>2</sub> O             |
| 6. ácido nítrico               | ___ CaH <sub>2</sub>              |
| 7. hidruro de calcio           | ___ NaHCO <sub>3</sub>            |
| 8. pentóxido de difósforo      | ___ K <sub>2</sub> S              |
|                                | ___ HCl                           |

- a) Di el tipo de enlace químico presente en cada una de ellas.
- b) Selecciona dos sustancias iónicas y dos sustancias moleculares.

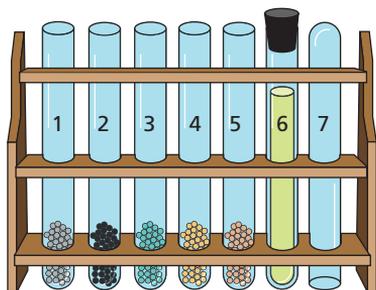
**4.8** Completa los espacios en blanco de la siguiente tabla con el nombre de las sales ternarias u oxisales correspondientes.

| Fórmula           | Nombre | Usos   |
|-------------------|--------|--|
| CaSO <sub>4</sub> |        | Como yeso en la construcción; en la elaboración de tizas y en el enyesado de huesos fracturados. |
| KMnO <sub>4</sub> |        | Como agente oxidante, desinfectante y en la purificación del agua y del aire.                    |

| Fórmula               | Nombre | Usos   |
|-----------------------|--------|--|
| $Al_2(SO_4)_3$        |        | En el curtido de pieles. En la fabricación de telas a prueba de fuego y repelentes al agua. Como agente clarificante de aceites. En el tratamiento del agua. |
| $Li_2CO_3$            |        | En medicina como depresor del sistema nervioso, se usa como tranquilizante en el tratamiento de la esquizofrenia.  |
| $KNO_3$               |        | En la fabricación de fertilizantes, explosivos, cohetes y cerillas.  |
| $K_2CO_3$             |        | En la fabricación de vidrios especiales para instrumentos ópticos.   |
| $NaNO_3$              |        | En la fabricación de explosivos y fertilizantes.   |
| $Na_3PO_4$            |        | En la fabricación de detergentes y como ablandador del agua.   |
| $MgSO_4 \cdot 7 H_2O$ |        | En la fabricación de fertilizantes, laxantes y analgésicos.  |
| $Mg(ClO_4)_2$         |        | Como desecante.  |
| $Na_2CO_3$            |        | En la fabricación de vidrio y detergentes. Para eliminar la dureza del agua.   |

- ¿Cómo se clasifican estas sustancias según el tipo de partículas que las forman?
- ¿Qué tipo de enlace químico determina las propiedades de este tipo de sustancias?
- Investiga sobre algunas de las propiedades de estas sustancias y relacionalas con las aplicaciones que se indican en la tabla.

**4.9** En un laboratorio de una institución educativa, dos educandos observan las muestras de sustancias que están contenidas en los siguientes tubos de ensayos (figura 4.8).



- $CaCO_3$  (blanco)
- Carbono (negro)
- $Cu(OH)_2$  (verde-azul)
- Octazufre (amarillo)
- Cobre (pardo-rojizo)
- $Cl_2$  (verde-amarillo)
- Dihidrógeno (incolore)

**Fig. 4.8** Muestras de sustancias en un laboratorio químico escolar

- 4.9.1** ¿Qué nombre reciben las sustancias contenidas en los recipientes 1, 3 y 6?
- 4.9.2** Escriba la fórmula química para las sustancias que están en los recipientes 2, 4, 5 y 7.
- 4.9.3** ¿Cuáles de las sustancias contenidas en estos recipientes son atómicas? Di el enlace que presentan y la importancia de una de ellas en la industria.
- 4.9.4** Clasifica según sus propiedades las sustancias iónicas contenidas en los recipientes?
- 4.9.5** ¿Por qué el recipiente 7 debe estar en esa posición invertida?

**4.10** Si observas a tu alrededor te darás cuenta que, en las rocas, la tierra, los árboles, los seres humanos, el aire, la materia prima de las diferentes fábricas e industrias hay presentes diferentes tipos de sustancias. Selecciona la respuesta correcta en cada caso:

**4.10.1** Sustancia muy utilizada en el hogar para adicionar a los alimentos.

- cloruro de sodio
- sulfato de sodio
- hidróxido de sodio
- carbonato de sodio
- nitrato de sodio

a) Las partículas que forman a esta sustancia son:

- átomos       moléculas       iones

**4.10.2** El óxido de aluminio se utiliza en la fabricación de abrasivos, refractarios, cerámica.

a) La fórmula química de este óxido es:

- $\text{AlO}_2$
- $\text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Al}_3\text{O}_2$

b) Según sus propiedades esta sustancia clasifica como:

- óxido metálico
- óxido no metálico



Las sustancias simples de los elementos químicos del grupo VIIA (17), no reaccionan directamente con el dióxígeno. Sus óxidos son generalmente inestables y se obtienen por vía indirecta.

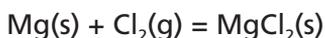
### ¿Sabías que...?

Existen metales como el sodio que al reaccionar con el dióxígeno no producen el óxido correspondiente, sino un peróxido.

Los metales, además, pueden reaccionar con otras sustancias no metálicas como el dicloro, el octazufre, etc. Las condiciones en las que ocurren estas reacciones químicas son diferentes en cada caso, pero el producto es siempre una sal binaria. En estas reacciones químicas el no metal actúa como agente oxidante.



Por ejemplo:



Los metales de los elementos del grupo IA, así como el calcio, el estroncio y el bario del grupo IIA de la tabla periódica moderna reaccionan con el dihidrógeno seco, a elevadas temperaturas produciendo compuestos de estructura iónica en los cuales el número de oxidación del hidrógeno es 1-.

Estos compuestos reciben el nombre de hidruros salinos.



Ejemplo:

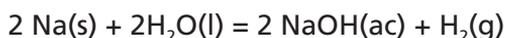


La reacción química de los metales con el agua resulta muy interesante, pues no todos los metales reaccionan y los que sí reaccionan no originan siempre los mismos productos.

A temperatura ambiente, los metales litio, potasio, bario, calcio y sodio reaccionan con el agua produciendo dihidrógeno y el hidróxido correspondiente. Estos metales se consideran muy reductores.



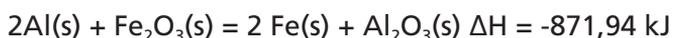
Ejemplo:





En este esquema con palabras debe cumplirse que el metal 1 sea más reductor que el metal 2.

Ejemplo:



### ¿Sabías que ...?

La soldadura aluminotérmica es uno de los procedimientos de soldadura utilizado en carriles de vías férreas. Se basa en el proceso, fuertemente exotérmico, de reducción del óxido de hierro por el aluminio, que comúnmente se realiza calentando en un crisol una mezcla de aluminio en polvo y óxido de hierro (III). La reacción química que ocurre conlleva la formación de hierro y óxido de aluminio, ambos en estado líquido, debido a la gran cantidad de energía desprendida mediante calor. Esta reacción química es conocida como el proceso de la termita (figura 4.9).

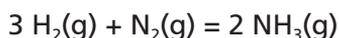


**Fig. 4.9** Soldadura de railes de líneas mediante el proceso de la termita

Los no metales reaccionan con el dihidrógeno originando compuestos binarios hidrogenados conocidos también como hidruros no metálicos o volátiles. En esta reacción química el no metal que reacciona con el dihidrógeno, actúa como agente oxidante.



Ejemplo:



### Propiedades químicas de los óxidos

Los óxidos formados por los elementos químicos de los grupos IA (1) y IIA (2), excepto el de berilio, reaccionan con el agua formando el hidróxido metálico correspondiente.



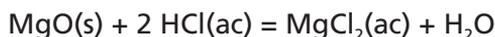
Ejemplo:



Los óxidos metálicos reaccionan con los ácidos produciéndose la sal correspondiente y agua.



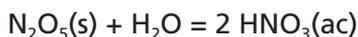
Ejemplo:



Los óxidos no metálicos reaccionan con el agua produciendo el hidróxido no metálico correspondiente.



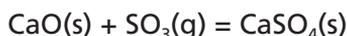
Ejemplo:



Los óxidos metálicos y los no metálicos reaccionan entre sí produciendo la sal ternaria correspondiente. Estas sales también se conocen como sales oxigenadas u oxisales.



Ejemplo:



### ¿Sabías que...?

Existen sales ternarias que no tienen en su composición átomos del elemento químico oxígeno.

Ejemplo de ellas tenemos al cloruro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) y el hidrogenosulfuro de sodio ( $\text{NaHS}$ ).

## Propiedades químicas de los ácidos

### Importante

En este grupo de sustancias que llamamos de forma general ácidos, se incluyen los hidróxidos no metálicos (ácidos oxigenados) y los hidrácidos (disoluciones acuosas de los compuestos binarios hidrogenados de algunos de los elementos químicos de los grupos VIA (16) y VIIA (17) de la tabla periódica moderna de 18 columnas).

**Importante**

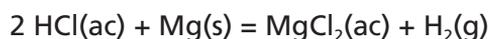
Para poder predecir los productos de la reacción química de un ácido con los metales es necesario, aunque no es suficiente, clasificar el ácido en ácido oxidante o ácido no oxidante.

Los ácidos no oxidantes reaccionan con los metales que son buenos reductores, produciendo la sal correspondiente y dihidrógeno.

Los metales buenos reductores son los que pertenecen a pares redox con valores negativos del potencial estándar de electrodo ( $E^0$ ).

ácido no oxidante + metal (buen reductor)  $\longrightarrow$  sal + dihidrógeno

Ejemplo

 **Recuerda que...**

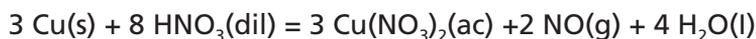
Los ácidos oxidantes reaccionan con los metales y los productos de la reacción química dependen del poder reductor del metal y de la concentración del ácido.

ácido oxidante + metal (poco reductor)  $\longrightarrow$  sal + X + agua

El metal es poco reductor cuando pertenece a un par redox con un valor positivo del potencial estándar de electrodo ( $E^0$ ).

La sustancia producto que hemos representado por X dependerá de la concentración del ácido que reaccione.

Ejemplos:

**Importante**

La tabla de potenciales estándar de electrodos (estudiada en este grado) y la serie de actividad de los metales (estudiada en grados anteriores), te permiten conocer cuándo un metal es buen reductor o poco reductor.

Los ácidos también reaccionan con los hidróxidos metálicos para formar sales y agua (reacción de neutralización).



## Clasificación de reacciones químicas. La variación de entalpía y la velocidad de las reacciones químicas

La industria química, así como numerosos procesos biológicos y gran parte de los fenómenos de la vida cotidiana, están basados en las reacciones químicas.

Las reacciones químicas son procesos en los cuales tienen lugar cambios estructurales, como el rompimiento y formación de nuevos enlaces químicos, que dan lugar a nuevas sustancias y siempre van acompañadas de absorción o desprendimiento de energía.

La diversidad de reacciones químicas existentes hace necesario que estas sean agrupadas para su estudio. Es por eso que se emplean diferentes criterios para la clasificación de las reacciones químicas, criterios que han sido ya estudiados por ti en grados anteriores.



### Recuerda que...

Los criterios estudiados por ti para la clasificación de las reacciones químicas son:

- Criterio de la variación o no en los números de oxidación de los átomos de los elementos químicos que participan en el proceso
- Criterio energético

### Importante

Según el criterio de la variación o no en los números de oxidación de los átomos de los elementos químicos que participan en el proceso, las reacciones químicas se clasifican en:

- Reacciones químicas que no son de oxidación reducción (no de redox).
- Reacciones químicas que son de oxidación reducción (de Redox).

### Importante

En las reacciones químicas de redox se produce transferencia de electrones entre las especies químicas reaccionantes.

La transferencia de electrones se evidencia en la variación que se observa en los números de oxidación de los átomos de los elementos químicos que forman las sustancias involucradas en el proceso químico al pasar de sustancia reaccionante a sustancia producto

La sustancia que cede electrones es el agente reductor y la que gana los electrones es el agente oxidante.



Se clasifica como reacción química endotérmica la que absorbe energía mediante calor, tiene una variación de entalpía ( $\Delta H$ ), positiva, debido a que la energía total que poseen los reaccionantes es menor que la energía total de los productos.

### ¿Sabías que...?

Las reacciones químicas endotérmicas y especialmente las relacionadas con el amoníaco impulsaron una próspera industria de generación de hielo a principios del siglo XIX. Actualmente, el frío industrial se genera en máquinas frigoríficas mediante electricidad.

Un ejemplo de reacción química endotérmica es la obtención del ozono ( $O_3$ ). Esta reacción ocurre en las capas altas de la atmósfera, gracias a la radiación ultravioleta proporcionada por la energía del Sol. También se produce esta reacción química durante las tormentas, en las zonas próximas al lugar donde se producen las descargas eléctricas.



### ¿Sabías que...?

El ozono atmosférico se encuentra en estado puro en diferentes concentraciones entre los 10 y los 40 km sobre el nivel del mar, siendo su concentración más alta alrededor de los 25 km (ozonósfera), es decir en la estratosfera. Actúa en la atmósfera como depurador del aire y sobre todo como filtro de los rayos ultravioletas procedentes del Sol. Sin ese filtro la existencia de vida en la Tierra sería completamente imposible, de ahí la gran importancia de la llamada capa de ozono. El ozono en su forma natural es un gas de color azul y de un olor picante muy característico.

La causa de que el valor relativo de la variación de entalpía ( $\Delta H$ ) en una reacción química sea mayor o menor que cero está dado por el aumento o disminución de la energía total del sistema, la que se produce por absorción o desprendimiento de energía mediante calor.

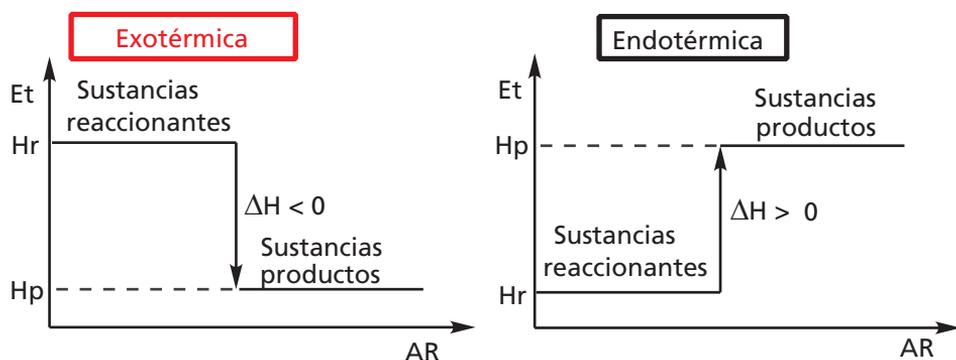
### Recuerda que...

El  $\Delta H$  de una reacción química, representa la energía absorbida o desprendida mediante calor durante el proceso. La variación de entalpía de una reacción química puede ser positiva o negativa, según el proceso.

## Importante

Para un proceso exotérmico el sistema desprende energía al medio mediante calor aumentando la temperatura de los alrededores y el  $\Delta H$  es negativo, es decir  $\Delta H < 0$  ya que la energía total de las sustancias productos es menor que la energía total de las sustancias reaccionantes, ( $E_{tP} < E_{tR}$ ). Para un proceso endotérmico el sistema absorbe energía del medio mediante calor disminuyendo la temperatura de los alrededores y el  $\Delta H$  es positivo, es decir  $\Delta H > 0$  ya que la energía total de las sustancias productos es mayor que la energía total de las sustancias reaccionantes, ( $E_{tP} > E_{tR}$ ).

Estas variaciones de energía para las reacciones químicas pueden representarse en un diagrama de energía total ( $E_t$ ) contra avance de la reacción (AR) (figura 4.11).



**Fig. 4.11** Diagramas de energía total contra avance de la reacción química

Para el estudio de las reacciones químicas también es importante conocer el tiempo que tarda una reacción química en ocurrir, es decir la velocidad con que los reaccionantes se transforman en productos.

Una reacción química puede ocurrir en segundos, mientras que otras pueden tardar años e incluso una misma reacción química puede ocurrir en diferentes intervalos de tiempo. Es por eso que resulta de gran interés para la química y otras ciencias relacionadas con ella, así como para los diferentes procesos industriales, el conocimiento de la velocidad de las reacciones químicas.

La velocidad de una reacción química es una magnitud que puede medirse por la variación de la concentración de una de las sustancias involucradas en el proceso en un intervalo de tiempo.

El estudio de la velocidad de las reacciones químicas es muy importante, ya que nos permite controlar su ocurrencia mediante la modificación de factores externos que influyen en su velocidad, pues en ocasiones nos interesa acelerar una reacción química para producir con más rapidez determinados productos y otras veces, es de interés frenar el proceso; como es el caso de la reacción química que origina la corrosión de los metales.

### Importante

La Teoría de las colisiones permite explicar la velocidad a que ocurren las reacciones químicas.

Según esta teoría a mayor cantidad de choques entre las partículas que forman las sustancias reaccionantes mayor será la velocidad de la reacción química. Esta teoría también especifica las condiciones necesarias para que los choques que se produzcan entre las partículas de las sustancias reaccionantes originen sustancia producto.

Los factores que pueden modificar la velocidad de una reacción química son:

- Superficie de contacto entre las sustancias reaccionantes

Para que se produzca la reacción química es necesario que las sustancias reaccionantes se pongan en contacto para que las partículas que la forman choquen, por lo que la velocidad del proceso aumentará con el aumento de la superficie de contacto entre las sustancias reaccionantes ya que aumenta la probabilidad de los choques entre sus partículas. Las reacciones químicas entre sustancias en estado gaseoso serán más rápidas que las que transcurren entre sustancias en disolución, y estas más rápidas que las reacciones químicas entre sustancias en estado sólido.
- Temperatura

Cuando se aumenta la temperatura en una reacción química, aumenta la energía cinética del sistema aumentando el movimiento de las

partículas lo que provoca que el número de colisiones entre las partículas de las sustancias reaccionantes que ocurren con energía mayor o igual a la energía mínima necesaria para que los choques sean efectivos (energía de activación) sea mayor.

- **Concentración de las sustancias reaccionantes**

Al aumentar la concentración en las sustancias reaccionantes aumenta el número de partículas contenidas en un volumen determinado lo cual provoca el aumento de la frecuencia de los choques, en consecuencia, generalmente aumenta la velocidad de reacción química.

### **Importante**

Para saber las sustancias reaccionantes que al variar su concentración varían la velocidad de la reacción química es necesario conocer el mecanismo de la reacción química o la expresión de la Ley de velocidad para dicha reacción química. Estas informaciones no se pueden obtener de la ecuación química del proceso en estudio.



### **Recuerda que...**

Solo afecta la velocidad de una reacción química las variaciones en la concentración de aquellas sustancias reaccionantes que participan en el paso lento del mecanismo de la reacción química.

- **Presencia de catalizadores**

La catálisis es el proceso que logra aumentar la velocidad de una reacción química debido a la participación en el proceso de una sustancia llamada catalizador. Un aspecto importante que se debe tener en cuenta para la identificación de un catalizador en un proceso químico es que, aunque durante el mecanismo de la reacción química puede sufrir cambios en su estructura química, finalmente se vuelve a obtener, lo que lo diferencia de una sustancia reaccionante.

El catalizador aumenta la velocidad del proceso químico porque cambia el mecanismo de la reacción química. Al nuevo mecanismo para la reacción química corresponde una menor energía de activación.

Los catalizadores son específicos para cada reacción química, lo que significa que una sustancia que actúa como catalizador para una reacción química no tiene que serlo necesariamente para otra reacción química.

La catálisis interviene en muchos procesos industriales y biológicos. Las enzimas son catalizadores biológicos de gran importancia.

### Algo de historia

“Catalizador”, término derivado del griego, que significa “anular”, “desatar”, o “recoger”.

La frase procesos catalizados fue acuñada por Jöns Jacob Berzelius (figura 4.12), en 1836, para describir las reacciones químicas que eran aceleradas por sustancias que permanecían sin cambios después de la reacción química.

Otros científicos que también tuvieron que ver con el desarrollo de la catálisis fueron Alexander Mitscherlich (figura 4.13), Johann Wolfgang Döbereiner (figura 4.14), Humphry Davy (figura 4.15) y Wilhelm Ostwald (figura 4.16).



Fig. 4.12

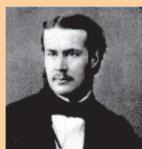


Fig. 4.13



Fig. 4.14



Fig. 4.15



Fig. 4.16

### ■ Energía radiante

En ocasiones es necesario que la energía requerida para iniciar o aumentar la velocidad de la reacción química se suministre mediante la luz, en ese caso estamos en presencia de energía radiante.

Hay reacciones químicas que en la oscuridad son muy lentas.

La luz solar acelera algunas reacciones químicas, como ocurre en el caso de la reacción química entre el dicloro y el dihidrógeno.

### ¿Sabías que...?

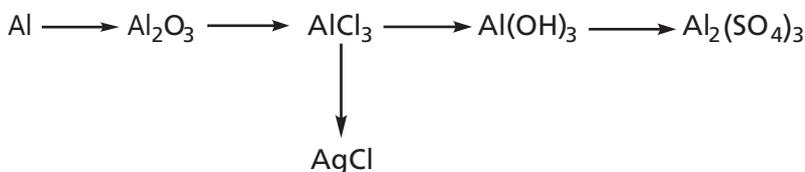
Existen reactivos químicos y medicamentos que deben ser envasados en recipientes de color ámbar para evitar que la luz solar acelere las reacciones químicas que producen su descomposición en otras sustancias.

### Comprueba lo aprendido

**4.11** El hidróxido de litio (LiOH) es un compuesto utilizado en la fabricación de jabón, también fue utilizado para eliminar el dióxido de

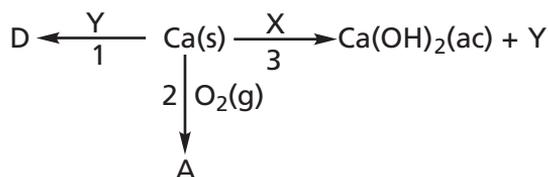


**4.14** Escribe las cinco ecuaciones químicas representadas en la siguiente relación de transformación:



- ¿Qué propiedad química de los metales se pone de manifiesto en la transformación inicial?
- Si conoces que la reacción química del inciso anterior ocurre con desprendimiento de energía mediante calor, clasifícala atendiendo al criterio energético y represéntala en un diagrama de energía total contra avance de la reacción química.
- Nombra la sustancia  $\text{Al(OH)}_3$  y menciona una de sus aplicaciones.
- Clasifica la reacción química en la que se produce  $\text{AlCl}_3$ , según la variación o no de los números de oxidación. Argumenta tu respuesta.

**4.15** A partir de la siguiente relación de transformación:

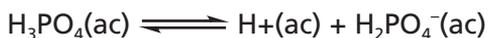
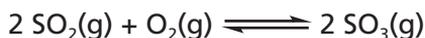


- Escribe las fórmulas químicas de las sustancias representadas por las letras A, Y, X y D.
- Escribe las ecuaciones químicas que representan las transformaciones 1, 2 y 3.
- ¿Qué propiedad química de los metales se pone de manifiesto en la transformación 1?

## 4.4 Equilibrio químico. Constantes de equilibrio químico. Desplazamiento del equilibrio químico

En el capítulo 1, estudiaste que para muchas reacciones químicas bajo determinadas condiciones el estado final es el del equilibrio químico.

Son ejemplos de sistemas químicos en equilibrio:



En ellos se cumple que:

| Condiciones para que alcancen el estado de equilibrio químico  | Características del estado de equilibrio químico   |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> <li>- reacción química reversible</li> <li>- sistema cerrado</li> <li>- temperatura constante y uniforme</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>- ocurren cambios microscópicos</li> <li>- no se observan cambios macroscópicos</li> <li>- las velocidades de las reacciones químicas directa e inversa son iguales</li> <li>- las concentraciones de todas las sustancias presentes permanecen constantes</li> </ul> |

### Recuerda que...

Por convenio internacional, en los sistemas en equilibrio químico la reacción que se verifica de reaccionantes (izquierda) a productos (derecha) se le denomina reacción directa y la que ocurre en sentido opuesto, reacción inversa.

Todos los sistemas en equilibrio químico (molecular e iónico), cumplen con la Ley de Acción de Masas.

Si el sistema en equilibrio químico se representa mediante la ecuación química:



en que las letras A, B, C, D representan a las sustancias reaccionantes y productos y m, n, p, q los coeficientes estequiométricos, la expresión matemática de la ley de acción de masas será:

$$K_c = \frac{c^p(\text{C}) \cdot c^q(\text{D})}{c^m(\text{A}) \cdot c^n(\text{B})}$$

### Recuerda que...

En la expresión de las constantes de equilibrio químico no se incluyen los sólidos ni los líquidos puros.

 **Recuerda que...**

Para electrólitos débiles y solubles la constante de equilibrio se denomina constante de disociación iónica y se denota por  $K_i$ .

Las constantes de equilibrio dan una medida de la extensión en que se verifica la reacción química una vez alcanzado el estado de equilibrio químico. Sistemas en equilibrio químico con valores grandes de la constante de equilibrio ocurren en mayor extensión en el sentido directo y viceversa.

**Importante**

Solo las variaciones en la temperatura de los sistemas químicos en equilibrio producen cambios en el valor de la constante de equilibrio.

Ante una modificación externa de las condiciones de equilibrio químico el sistema responde tratando de contrarrestar dicha modificación y solo lo logra parcialmente, por lo que se llega a un nuevo estado de equilibrio.

Los factores que modifican el equilibrio químico son:

- Variación en la concentración de las sustancias reaccionantes o productos.
- Variación en la presión total del sistema provocada por variaciones del volumen.
- Variación de la temperatura del sistema.

**Importante**

El Principio de Le Châtelier-Braun permite predecir el desplazamiento del equilibrio químico ante modificaciones en las condiciones en que ocurre la reacción química.

Existen reglas generales para cada factor que permiten realizar tales predicciones.

| Modificaciones   | Sentido en que se produce el desplazamiento del equilibrio químico                       |
|--|--|
| Aumento en la concentración de una sustancia                                 | En sentido de la reacción química que consume parcialmente la sustancia añadida.         |
| Aumento en la presión total del sistema provocada por disminución de volumen | En el sentido de la reacción química que produce la menor cantidad de sustancia gaseosa. |

| Modificaciones            | Sentido en que se produce el desplazamiento del equilibrio químico |
|---------------------------|--|
| Aumento de la temperatura | En el sentido de la reacción química endotérmica.                  |

Lógicamente una disminución en cualquiera de las modificaciones anteriores provocará el desplazamiento del equilibrio en sentido que se favorezca la reacción contraria a la que se plantea en el cuadro anterior.

### Recuerda que...

En sistemas químicos en que ambas reacciones químicas producen la misma cantidad de sustancia gaseosa, las variaciones de presión provocadas por variaciones en el volumen, no desplazan el equilibrio químico.

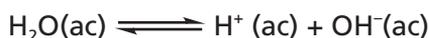
La adición de catalizadores al sistema químico en equilibrio tampoco provoca desplazamiento en el equilibrio químico.

### Importante

Solo las variaciones en la temperatura de los sistemas químicos en equilibrio producen cambios en el valor de la constante de equilibrio.

## Constante del producto iónico del agua. El pH de las disoluciones acuosas

Un equilibrio químico presente en las disoluciones acuosas, es la autoionización del agua:



Para este sistema en equilibrio químico la constante de equilibrio químico recibe el nombre de producto iónico del agua y se representa por  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ .

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

a 25 °C el valor de la  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$

Al igual que las demás constantes de equilibrio químico estudiadas el valor de la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  se mantiene constante si no varía la temperatura.

En el agua pura las  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$  mol/L, por lo que el agua tiene características neutras.

Para predecir las características ácido-básicas de una disolución acuosa se utilizan los valores de pH, que pueden ser calculados mediante la ecuación de definición

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$$

Para diferentes disoluciones acuosas se cumple que:

| Característica de la disolución acuosa | Relación entre la concentración de los iones | Valor del pH    |
|--|--|-----------------|
| Disolución neutra                      | $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$             | $\text{pH} = 7$ |
| Disolución ácida                       | $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$             | $\text{pH} < 7$ |
| Disolución básica                      | $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$             | $\text{pH} > 7$ |

La determinación experimental de los valores de pH en una disolución acuosa se realiza mediante los indicadores ácido-base o un equipo denominado pH metro.

### Comprueba lo aprendido

**4.16** Relaciona los aspectos que aparecen en la columna A con los que aparecen en la columna B.

- | A  | B   |
|--|---|
| 1. Disolución acuosa de $\text{pH} = 9$                          | ___ Indica la acidez o basicidad de las disoluciones acuosas.         |
| 2. Disolución acuosa de $c(\text{OH}^-) = 10^{-9} \text{ mol/L}$ | ___ Disolución acuosa básica.<br>___ $\text{pH} = 5$                  |
| 3. pH de las disoluciones acuosas                                | ___ Impide variaciones bruscas de la acidez de una disolución acuosa. |

**4.17** El carbonato de calcio es el componente fundamental del mármol que se extrae de las canteras existentes en la provincia Granma, y constituye un importante renglón de la economía para esta provincia, esta sustancia participa en el siguiente sistema en equilibrio químico:



**4.17.1** Identifica cuáles de las afirmaciones siguientes son falsas. Argumenta tus respuestas.

- \_\_\_ el sistema se clasifica como heterogéneo.
- \_\_\_ el  $\text{CaO}(\text{s})$  y el  $\text{CO}_2(\text{g})$  son los reaccionantes de la reacción química directa.
- \_\_\_ al alcanzarse el equilibrio químico el  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  se forma y se descompone a la misma velocidad.
- \_\_\_ la reacción química inversa se clasifica como exotérmica.
- \_\_\_ la expresión de la ley de acción de masas para este sistema en equilibrio químico es:

$$K_c = c(\text{CO}_2)$$

**4.18** A partir de las siguientes ecuaciones químicas que representan sistemas en equilibrio químico contesta:

- $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{HNO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{NO}_2^-(\text{ac})$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

**4.18.1** Escribe la expresión de la constante de equilibrio químico para cada uno de los sistemas anteriores.

**4.18.2** El valor de la constante de equilibrio para el sistema representado en el inciso a) es 0,354 a la temperatura de  $831^\circ\text{C}$ . ¿Qué reacción (directa o inversa) se verifica en mayor extensión a esa temperatura? Argumenta.

**4.19** Dados los siguientes sistemas que han alcanzado el estado de equilibrio químico, responde:

- $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \quad \Delta H = 61,17 \text{ kJ}$
- $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$
- $\text{HgCl}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^-(\text{ac})$
- $\text{HAc}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Ac}^-(\text{ac})$

**4.19.1** Clasifica en falsos (F) o verdaderos (V) los siguientes planteamientos:

\_\_\_ La expresión de la constante de equilibrio para el sistema B es  $K_c = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$

\_\_\_\_\_ Al aumentar la concentración del  $\text{N}_2\text{O}_4$  aumenta la concentración del dióxido de nitrógeno.

\_\_\_\_\_ Al disminuir la temperatura en el sistema A, el equilibrio químico se desplaza en el sentido de la reacción química directa.

\_\_\_\_\_ Al aumentar la concentración del cloruro de mercurio (II) el equilibrio químico se desplaza en el sentido de aumentar la concentración de los iones.

**4.19.2** Convierte los planteamientos falsos en verdaderos.

**4.19.3** Si la disolución acuosa del electrólito representado por el sistema D tiene  $c(\text{OH}^-) = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calcula el pH de dicha disolución acuosa.

**4.20** El agua es el líquido vital para el desarrollo de plantas y animales, esta es capaz de reaccionar con el dicloro bajo ciertas condiciones:



**4.20.1** Di el efecto que provoca la modificación que aparece en la columna A (aumenta, disminuye o permanece invariable) en las cantidades de sustancias que aparecen en la columna B.

| A  | B                       |
|--|-------------------------|
| a) Aumento del volumen del recipiente                                  | $n(\text{H}_2\text{O})$ |
| b) Adición de dióxígeno  | $n(\text{H}_2\text{O})$ |
| c) Adición de HCl  | $n(\text{O}_2)$         |
| d) Aumento de la presión del sistema por una disminución en el volumen | $n(\text{Cl}_2)$        |
| e) Aumento de la temperatura   | $n(\text{HCl})$         |
| f) Adición de un catalizador   | $n(\text{O}_2)$         |

**4.20.2** Explica uno de los efectos que provoca la modificación.

**4.20.3** Representa la expresión matemática de la Ley de acción de masas para el sistema representado.

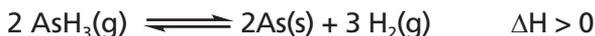
**4.20.4** Si el gas cloruro de hidrógeno se disuelve en agua y se obtiene una disolución de  $c(\text{H}^+) = 10^{-4} \text{ mol/L}$ . Calcula el pH de la disolución.

**4.20.5** Clasifica la disolución acuosa anterior de acuerdo con el valor de pH.



- Se añade ion yoduro
- Se introduce un catalizador
- Se aumenta la temperatura

**4.24** La arsenamina es un gas extremadamente venenoso. Al calentarlo se descompone y se produce el arsénico según la siguiente reacción química que a determinada temperatura alcanza el equilibrio químico:



- 4.24.1** Clasifica el sistema químico en homogéneo o heterogéneo.
- 4.24.2** Representa la expresión de  $K_c$ .
- 4.24.3** Explica cuál o cuáles de los siguientes cambios favorecerían la descomposición de la arsenamina?
  - \_\_\_ disminuir la temperatura
  - \_\_\_ añadir  $\text{H}_2(\text{g})$  al sistema
  - \_\_\_ disminuir la presión por aumento del volumen
- 4.24.4** De los cambios anteriores di cuál provoca un cambio en el valor de la  $K_c$ .

**4.25** El ácido etanoico (convencionalmente denominado ácido acético y representado por  $\text{HAc}$ ) es un electrólito soluble en agua cuyo porcentaje de disociación iónica es 5,8 a una concentración de  $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Con este ácido se prepara el vinagre muy utilizado para consumir las verduras y causante a la vez del aumento de la acidez gástrica.

- 4.25.1** Representa la notación iónica de este electrólito.
- 4.25.2** Representa la expresión de la constante de equilibrio químico para el ácido acético.
- 4.25.3** En qué sentido (directo o inverso) se desplazará el equilibrio representado si se imponen los siguientes cambios:
  - aumento de la concentración de las moléculas del ácido
  - aumento de la concentración de iones acetato
- 4.25.4** Argumenta uno de los desplazamientos que se producen.
- 4.25.5** De las siguientes disoluciones acuosas:
  - A.**  $\text{pH}=8$
  - B.**  $c(\text{H}^+) = 10^{-8} \text{ mol/L}$

¿Cuál escogerías para contrarrestar la acidez estomacal?  
Explica.



### Recuerda que...

La masa molar de una sustancia se corresponde con la masa de un mol y se expresa en g/mol, mientras que el volumen molar no es más que el volumen que ocupa bajo determinadas condiciones de presión y temperatura un mol de la sustancia, este se expresa en L/mol.

### Importante

Las ecuaciones de definición que se utilizan para resolver los problemas químicos con cálculos basados en muestras de sustancias son:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} \quad M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad \frac{V(X)}{V_m} = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Para las sustancias gaseosas el volumen molar tiene un valor constante y a temperatura y presión estándar ambiente (TPEA), ese valor es  $24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Para recordar el algoritmo a seguir en la resolución de este tipo de ejercicio te presentamos los siguientes ejemplos resueltos.

#### Ejemplo 1

Determina la cantidad de sustancia presente en una muestra de 400 mL de trióxido de azufre gaseoso a TPEA.

*Primer paso:* Identificar incógnita y datos

Dato:  $V_m = 24,8 \text{ L/mol}$

$$V(\text{SO}_3) = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$$

Incógnita:  $n(\text{SO}_3)$

*Segundo paso:* Escribir la ecuación de definición correspondiente

$$V_m = \frac{V(\text{SO}_3)}{n(\text{SO}_3)}$$

*Tercer paso:* Despejar, sustituir y resolver

$$\text{Solución: } n(\text{SO}_3) = \frac{V(\text{SO}_3)}{V_m}$$

$$n(\text{SO}_3) = \frac{0,4 \text{ L}}{24,8 \text{ L/mol}}$$

$$n(\text{SO}_3) = 0,016 \text{ mol}$$

*Cuarto paso:* Responder

Respuesta: La cantidad de sustancia presente en la muestra es de 0,016 mol.

**Ejemplo 2**

Determina la masa de una muestra de 30 mL de dióxígeno a TPEA.

*Primer paso:* Identificar incógnita y datos

Datos:  $V_m = 24,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$   $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V(\text{O}_2) = 30 \text{ mL} = 0,030 \text{ L}$$

*Segundo paso:* Escribir la ecuación de definición correspondiente

$$\frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m}$$

*Tercer paso:* Despejar, sustituir y resolver

$$m(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} M(\text{O}_2)$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{0,030 \text{ L}}{24,8 \text{ L} / \text{mol}} \cdot 32 \text{ g} / \text{mol}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,038 \text{ g}$$

*Cuarto paso:* Responder

Respuesta: La masa del dióxígeno en la muestra es de 0,038 g.

## Problemas químicos cuantitativos basados en reacciones químicas

Estos ejercicios se basan en las relaciones que se establecen entre las sustancias que participan en una reacción química, lo que se evidencia en la ecuación química mediante los coeficientes estequiométricos.

### ¿Sabías que...?

La Ley de Proust o ley de las proporciones definidas establece que los átomos de los elementos en una sustancia están presentes en proporciones fijas, independientemente del método de obtención de la sustancia.

Las relaciones entre las sustancias que intervienen en una reacción química son constantes y pueden calcularse a partir de la interpretación de la ecuación química de la reacción en términos de cantidad de sustancia, masa y/o volumen.

### Importante

Las relaciones entre las sustancias que participan en una reacción química pueden ser establecidas entre las masas de las muestras (relaciones másicas),

entre los volúmenes que ocupan las muestras (relaciones volumétricas), entre las cantidades de sustancias (relaciones molares) e incluso se pueden plantear estas relaciones combinando algunas de estas magnitudes.

### Importante

Las ecuaciones de definición que se utilizan para resolver los problemas químicos con cálculos basados en reacciones químicas son:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{n(A) \cdot M(A)}{n(B) \cdot M(B)} \quad \text{y} \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{n(A)}{n(B)}$$

En la parte izquierda de estas ecuaciones de definición se colocan los datos experimentales y a la derecha los datos teóricos que aporta la interpretación de la ecuación química.

Las cantidades de sustancia que aparecen en estas ecuaciones de definición  $n(A)$  y  $n(B)$ , se corresponden con los coeficientes en la ecuación química del proceso.

A continuación, te mostramos algunos ejercicios resueltos que te ayudarán a recordar el algoritmo para su solución y te servirán de ejemplo para resolver otros problemas químicos cuantitativos.

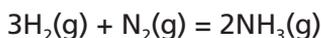
### Importante

Para resolver este tipo de problemas es indispensable interpretar la ecuación química del proceso. Es por eso que el primer paso para su solución es escribir la ecuación química a que hace referencia el ejercicio.

### Ejemplo 1

Determina la masa de dinitrógeno que se necesita hacer reaccionar con suficiente hidrógeno para obtener 145 g de amoníaco.

*Primer paso:* Escribir la ecuación química del proceso químico:



*Segundo paso:* Identificar incógnita y datos que brinda el problema

Incógnita:  $m(\text{N}_2)$  y dato:  $m(\text{NH}_3) = 145 \text{ g}$

También necesitaras los datos de las masas molares de algunas de las sustancias que intervienen en esta reacción química, las que puedes buscar en el apéndice 5 de este libro.



Quinto paso: Responder:

Respuesta: Se producen 3,33 L de amoníaco.

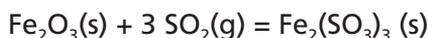
Relacionado con los problemas químicos cuantitativos basados en reacciones químicas también estudiaste los cálculos que involucran el tanto por ciento de pureza de la muestra reaccionante y el tanto por ciento de rendimiento del proceso.

A continuación, te presentamos dos ejemplos resueltos para que recuerdes el algoritmo de solución.

### Ejemplo 1

Una muestra sólida de 260 g de óxido de hierro (III) que tiene un 80 % de pureza, reacciona totalmente con dióxido de azufre gaseoso para producir la sal ternaria correspondiente. Determina la masa de la sal formada.

Primer paso: Escribir la ecuación química de la reacción química



Segundo paso: Identificar incógnita y datos que brinda el problema

Datos:  $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g/mol}$

$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol}$

$M(\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3) = 352 \text{ g/mol}$

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{impura}} = 260 \text{ g}$

% pureza = 80%

Incógnita:  $m(\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3)$

Tercer paso: Calcular masa pura de la sustancia reaccionante

$$\frac{m(\text{X})_{\text{pura}}}{m(\text{muestra})} \cdot 100 = \% \text{ pureza}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{pura}} = \frac{\% \text{ pureza} \cdot m(\text{muestra})}{100}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{pura}} = \frac{80 \cdot 260 \text{ g}}{100} = 208 \text{ g}$$

Cuarto paso: Escribir la ecuación de definición correspondiente

$$\frac{m(\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3)}{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{n(\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3) \cdot M(\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3)}{n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}$$

*Quinto paso:* Despejar, sustituir y resolver

$$\begin{aligned}\frac{x}{208\text{g}} &= \frac{1\text{mol} \cdot 352\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1\text{mol} \cdot 160\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ x &= \frac{1\text{mol} \cdot 352\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1\text{mol} \cdot 160\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ x &= 457,6\text{g}\end{aligned}$$

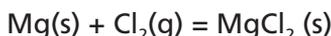
*Sexto paso:* Responder

Respuesta: La masa de sal formada es de 457,6 g

### Ejemplo 2

La reacción del magnesio sólido con dicloro gaseoso produce la sal binaria correspondiente. Cuando reaccionen 144 g de magnesio con suficiente dicloro, ¿qué masa de la sal se formará si el proceso tiene un rendimiento de un 70 %?

*Primer paso:* Escribir la ecuación química correspondiente



*Segundo paso:* Identificar incógnita y datos que brinda el problema

Datos:  $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$

$M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ g/mol}$

$M(\text{MgCl}_2) = 95 \text{ g/mol}$

Incógnita:  $m(\text{MgCl}_2)$

*Tercer paso:* Escribir la ecuación de definición correspondiente

$$\frac{m(\text{MgCl}_2)}{m(\text{Mg})} = \frac{n(\text{MgCl}_2)M(\text{MgCl}_2)}{n(\text{Mg})M(\text{Mg})}$$

*Cuarto paso:* Despejar, sustituir y resolver

$$\begin{aligned}\frac{m(\text{MgCl}_2)}{144\text{g}} &= \frac{1\text{mol} \cdot 95\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1\text{mol} \cdot 24\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ m(\text{MgCl}_2) &= \frac{1\text{mol} \cdot 95\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1\text{mol} \cdot 24\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 144\text{g} \\ m(\text{MgCl}_2) &= 570\text{g}\end{aligned}$$

*Quinto paso:* Cálculo de la masa final teniendo en cuenta el rendimiento del proceso

$$\frac{570 \text{ g}}{100} = \frac{m(\text{MgCl}_2)}{70}$$

$$m(\text{MgCl}_2) = \frac{570 \cdot 70}{100}$$

$$m(\text{MgCl}_2) = 399 \text{ g}$$

Sexto paso: Responder

Respuesta: La masa de la sal formada será de 399 g.

## Problemas químicos cuantitativos basados en disoluciones acuosas

Una gran parte de los reactivos químicos utilizados en los laboratorios y en las industrias se disuelven en agua y se emplean en forma de disoluciones acuosas. El conocimiento acerca de cómo preparar una disolución acuosa con una determinada composición o concentración es muy importante. También es necesario conocer la masa de soluto disuelta en una determinada cantidad de disolvente o de disolución.

Para resolver problemas químicos cuantitativos relacionados con las disoluciones acuosas has estudiado el tanto por ciento en masa de soluto, la concentración másica y la concentración de cantidad de sustancia.



### Recuerda que...

El tanto por ciento en masa de soluto en la disolución expresa la masa de soluto que hay disuelta por cada 100 g de disolución.

La masa de disolución es la suma de la masa del soluto más la masa del disolvente.

La concentración másica de la disolución indica la masa de soluto disuelta por cada litro de disolución y su unidad de medida es g/L.

La concentración de la cantidad de sustancia informa sobre la cantidad de sustancia del soluto disuelta por cada litro de disolución y la unidad de medida es mol/L.

### Importante

Las ecuaciones de definición que se utilizan para resolver los problemas cuantitativos relacionados con las disoluciones acuosas son:

Para el tanto por ciento en masa de soluto:  $\% = \frac{m(X)}{m(D)} \cdot 100$



### Ejemplo 2

Determina la masa de cloruro de bario que se necesita para preparar 0,3 L de una disolución de  $c(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

*Primer paso:* Identificar incógnita y datos que brinda el problema

Incógnita:  $m(\text{BaCl}_2)$

Datos:  $V(D) = 0,3 \text{ L}$

$c(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ mol/L}$

$M(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ g/mol}$

*Segundo paso:* Escribir la ecuación de definición correspondiente

$$C(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2) \cdot V(D)}$$

*Tercer paso:* Despejar, sustituir y resolver

$$m(\text{BaCl}_2) = C(\text{BaCl}_2) \cdot M(\text{BaCl}_2) \cdot V(D)$$

$$m(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 208 \text{ g/mol} \cdot 0,3 \text{ L}$$

$$m(\text{BaCl}_2) = 12,48 \text{ g}$$

*Cuarto paso:* Responder

Respuesta: La masa de cloruro de bario necesaria es de 12,48 g.

### Ejemplo 3

¿Qué volumen de disolución de  $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 84,3\text{g/L}$  puede prepararse con 21,2 g de carbonato de sodio?

*Primer paso:* Identificar incógnita y datos que brinda el problema

Incógnita:  $V(D)$

Datos:  $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 84,3\text{g/L}$   $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 21,2 \text{ g}$

*Segundo paso:* Escribir la ecuación de definición correspondiente

$$\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(D)}$$

*Tercer paso:* Despejar, sustituir y resolver

$$V(D) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3)}$$

$$V(D) = \frac{21,2\text{g}}{84,3\text{g/L}}$$

$$V(D) = 0,25 \text{ L}$$



- b) ¿Qué cantidad de sustancia de monóxido de carbono se origina por la reacción química de 4 mol de carbono con el dióxígeno?
- c) Calcula la masa de carbono que reacciona con el dióxígeno para obtener 14 g de monóxido de carbono.

**4.31** Al suministrar calor a una mezcla de polvo de octazufre y de aluminio, estas sustancias reaccionan rápidamente produciendo una llamarada deslumbrante.

- a) ¿Qué cantidad de sustancia de octazufre debe reaccionar para obtener 5 mol de sulfuro de aluminio?
- b) ¿Qué masa de sulfuro de aluminio se obtiene por la reacción química de una muestra de 13 g de aluminio que tiene un 3 % de impureza?
- c) ¿Qué propiedad química de los no metales se pone de manifiesto en la reacción química anterior?

**4.32** Al inyectar una corriente de dihidrógeno en un tubo de ensayos que contiene octazufre, al cual se le da calor, se percibe el olor a huevo podrido característico del sulfuro de hidrógeno. La sustancia obtenida al disolverse en agua forma una disolución acuosa con características ácidas.

- a) ¿Qué propiedad química de los no metales se pone de manifiesto en la descripción anterior?
- b) Determina la masa de octazufre que se necesita hacer reaccionar con suficiente dihidrógeno para obtener 6 g de sulfuro de hidrógeno.
- c) ¿Qué masa de agua y de sulfuro de hidrógeno serán necesarias para preparar 3 g de la disolución acuosa de ácido sulfhídrico al 4 % en masa de soluto?

**4.33** El hierro en polvo, calentado previamente, arde al ser añadido a un frasco que contiene dicloro, formándose un sólido de color carmelita rojizo.

- a) ¿Qué cantidad de sustancia de hierro se necesita para que reaccione con 7 mol de dicloro?
- b) Para obtener 8 g de cloruro de hierro (III) ¿qué masa de hierro se necesita que reaccione?

- c) Con la masa de cloruro de hierro (III), del inciso anterior se preparó una disolución acuosa al 15 % en masa de soluto. ¿Qué masa de agua se utilizó?

**4.34** El dihidrógeno se puede obtener en el laboratorio mediante la reacción química de los metales activos con disoluciones ácidas.

- a) ¿Qué masa de cloruro de magnesio se obtiene por la reacción de 3,75 g de magnesio con un 95 % de pureza con suficiente cantidad de ácido clorhídrico?
- b) ¿Qué cantidad de sustancia de ácido clorhídrico se requiere para obtener 4 mol de dihidrógeno?
- c) Si con la masa de la sal obtenida se prepara una disolución acuosa al 5 % en masa de soluto. Determina la masa de disolución que se preparó y la cantidad de agua que se utilizó.
- d) Determina la concentración de la cantidad de sustancia para una disolución acuosa que se preparó disolviendo 35 g de la sal cloruro de magnesio en suficiente agua hasta obtener 150 mL de disolución.

**4.35** La ceniza producida por la combustión de la madera se utiliza para limpiar los utensilios de la cocina pues contiene hidróxido de potasio. En un laboratorio se hacen reaccionar 10 g de esta sustancia con suficiente ácido sulfúrico.

- a) Determina la masa de sulfato de potasio que se obtiene.
- b) Con la masa de la sal obtenida se prepararon 200 mL de disolución acuosa al 12 % en masa de soluto. Determina la concentración de cantidad de sustancia de esta disolución acuosa.
- c) Si se mezclan 30 g de esta disolución acuosa al 12 % en masa de soluto con 40 g de otra disolución acuosa de la misma sal al 15 % en masa. Calcula el tanto por ciento en masa de soluto de la disolución resultante.

**4.36** Se pone a reaccionar una muestra de 80 g de magnesio que tiene 70 % de pureza con suficiente ácido clorhídrico. Calcula la masa de la sal que se obtendrá.

**4.37** Se quiere obtener nitrato de amonio por reacción química del ácido nítrico con el amoníaco. Si se parte de una muestra de 700 g del ácido con un 10 % de impurezas, ¿qué masa de nitrato de amonio se obtendrá?

**4.38** Se calientan 4 g de aluminio en atmósfera de dioxígeno. Si el aluminio reacciona totalmente y el rendimiento del proceso es de solo un 60 %. Calcula la masa del óxido de aluminio que se obtuvo.

**4.39** Al reaccionar 5 g de sodio con suficiente yodo se obtienen 6 g de yoduro de sodio. Determina el rendimiento de la reacción química

### Desafío

**28.** Se hacen reaccionar a temperatura ambiente una cierta cantidad de sodio con agua, desprendiéndose un gas y formándose un hidróxido conocido como sosa cáustica, muy utilizado en la fabricación de jabones. Con esta sustancia se prepararon 300 mL de disolución acuosa de concentración de 0,03 mol/L

- ¿Cuál será la concentración másica del hidróxido de sodio en esta disolución acuosa?
- Si con la masa de soluto utilizada en el inciso a) se prepara una disolución al 10 % en masa de soluto, ¿qué volumen de agua será necesario para prepararla?
- ¿Qué masa de agua será necesario añadir para disminuir la composición de la disolución anterior hasta un 5 %?
- ¿Qué masa de sodio será necesario utilizar para que al ponerse en contacto con el agua se formen 0,72 g de hidróxido de sodio?

# APÉNDICES

## Apéndice 1 Indicaciones para el trabajo con las sustancias

Todos los laboratorios o aulas especializadas de Química donde la actividad pedagógica es frecuente, son posibles escenarios de accidentes, la mayoría de poca importancia, pero algunos de graves consecuencias. Estos llamados “accidentes” no suceden, sino que son causados por descuidos o falta de atención. Por ello, es necesario establecer medidas de protección, sobre todo, en el manejo de muchos reactivos, que han de cumplirse bajo cualquier condición.

Las medidas que se deben seguir son las siguientes:

1. Las sustancias nunca se prueban, pues muchas son tóxicas. El peligro de trabajar manipulando sustancias tóxicas se deriva principalmente del desconocimiento que puedan tener los educandos de los riesgos que para la salud tienen muchas sustancias. Las más nocivas, que se manipulan son de muy variada composición y de efectos muy diversos sobre la salud.
2. Las sustancias nunca se huelen directamente del recipiente que las contienen, pues muchas sustancias tóxicas son volátiles; una exposición única a una sustancia tóxica puede causar daño biológico severo o incluso la muerte. Para oler una sustancia se debe abanicar suavemente el aire con la mano, desde la boca del recipiente que contiene la sustancia hacia la nariz.
3. Las sustancias no se tocan con la mano, pues muchas son cáusticas y queman los tejidos. Estos reactivos pueden ser, tanto ácidos como bases, orgánicos o inorgánicos, por ejemplo, el nitrato de plata, el hidróxido de sodio, el hidróxido de potasio, el ácido clorhídrico, etc.; igualmente peligrosas son las sustancias que resultan tóxicas por contacto como es el caso del mercurio (Hg) y el dibromo ( $\text{Br}_2$ ).





## Apéndice 2 Experimentos de clases

### Capítulo 1

#### 1. Determinación del pH con el papel indicador universal

##### *Tarea*

Predecir experimentalmente el valor del pH de una disolución acuosa problema con el empleo del papel indicador universal.

##### *Preguntas previas*

1. ¿Por qué los indicadores son utilizados para determinar el pH de las disoluciones acuosas?
2. ¿Qué diferencias existen entre un indicador universal y el resto de los indicadores conocidos?
3. ¿Qué medidas de seguridad se deben tener en cuenta durante la realización de este experimento de clases? ¿Por qué?

##### *Útiles y reactivos*

Placa de porcelana (1)

Gotero (2)

Papel indicador universal (2 tiras de 2 cm)

Disoluciones acuosas problemas (2)

##### *Procedimiento para la actividad experimental*

- a) Adiciona 5 gotas de la disolución acuosa problema del frasco rotulado con el número 1 en una de las depresiones de la placa de porcelana. Observa el color de la disolución.
- b) Observa el color de las tiras del papel indicador universal.
- c) Introduce uno de los extremos de una de las tiras del papel indicador universal en la depresión que contiene la disolución acuosa problema # 1, de manera tal que la disolución acuosa moje el papel.
- d) Observa el cambio que se produce en la tira del papel indicador universal.
- e) Consulta la escala de pH para este indicador universal y di el valor del pH de la disolución acuosa problema # 1.
- f) Repite los pasos a), c), d) y e) sustituyendo la disolución acuosa problema # 1 por la disolución acuosa problema # 2.

### Valoración

1. Clasifica las disoluciones acuosas problemas según el valor del pH obtenido.
2. Compara para cada disolución acuosa problema la concentración de los iones  $H^+(ac)$  y  $OH^-(ac)$ . Calcula sus valores.
3. Realiza una valoración sobre la exactitud de los resultados obtenidos en el experimento.

## 2. Hidrólisis salina

### Tarea

Comparar las características ácido-básicas de disoluciones acuosas de sales con las del agua pura.

### Preguntas previas

1. ¿Por qué el agua pura es neutra?
2. ¿Qué características ácido-básicas tendrán las disoluciones acuosas de las sales? Argumenta.
3. ¿Qué medidas de seguridad se deben tener en cuenta durante la realización de este experimento de clases? ¿Por qué?

### Útiles y reactivos

Tubo de ensayos de 12 x 100 mm (3)

Gradilla para tubos de ensayos (1)

Gotero (1)

Probeta graduada de 10 mL (1)

Frasco lavador con agua destilada (1)

Frasco con bromotimol azul (1)

Nitrito de sodio (0,2 g)

Cloruro de amonio (0,2 g)

### Procedimiento para la actividad experimental

- a) Mide con la probeta 6 mL de agua destilada.
- b) Adiciona a cada tubo de ensayos (3 tubos de ensayos), 2 mL del agua destilada medida en el paso anterior.
- c) Añade a cada tubo de ensayos 2 gotas del indicador bromotimol azul. Observa el color que adquiere el indicador.





*Preparación previa*

1. ¿Cuáles son las manifestaciones que evidencian la ocurrencia de una reacción química?
2. Investigue cómo puede detectarse experimentalmente la presencia de yodo ( $I_2$ ), en un sistema químico.

*Útiles y reactivos*

Probeta graduada de 10 mL (3)

Tubo de ensayos de 12 x 100 mm (2)

Gradilla para tubos de ensayos (1)

Disolución  $c(CuCl_2) = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  (4 mL)

Disolución  $c(FeCl_3) = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  (4 mL)

Disolución  $c(KI) = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  (2 mL)

Disolución de almidón (2 gotas)

*Procedimiento para la actividad experimental*

1. Coloca en un tubo de ensayos 4 mL de disolución de cloruro de hierro (III) ( $FeCl_3$ ) previamente medidos con la probeta.
2. Mide con otra probeta 2 mL de disolución de yoduro de potasio (KI). Añádelos al tubo de ensayos anterior. Observa y anota.
3. Añade al tubo de ensayos 2 gotas de la disolución de almidón. Observa y anota.
4. Repite el procedimiento anterior (pasos 1, 2 y 3) utilizando la disolución de cloruro de cobre (II) ( $CuCl_2$ ).

*Valoración*

1. Escribe la ecuación química de la reacción química que ocurre espontáneamente:
2. Con los conocimientos adquiridos hasta el momento sobre reacciones químicas de redox y sobre la tabla de potenciales estándar de electrodos, trata de dar una explicación a los resultados obtenidos en el experimento.

*B. Reacción química de metales con sales en disoluciones acuosas**Tarea*

Predecir experimentalmente las propiedades reductoras de los metales frente a disoluciones acuosas de sales.

*Preparación previa*

1. Escribe las ecuaciones químicas correspondiente a las siguientes reacciones químicas.
  - a) Reacción entre una disolución acuosa de cloruro de níquel (II) ( $\text{NiCl}_2$ ), de concentración 1 mol/L con el cinc (Zn).
  - b) Reacción entre una disolución acuosa de cloruro de cinc ( $\text{ZnCl}_2$ ), de concentración 1 mol/L con el níquel (Ni).
  - c) Reacción entre una disolución acuosa de cloruro de cinc ( $\text{ZnCl}_2$ ), de concentración 1 mol/L con el cobre (Cu).
  - d) Reacción entre una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ), de concentración 1 mol/L con el cinc (Zn).
2. Según los conocimientos que posees sobre las reacciones química y sus manifestaciones, ¿qué manifestaciones químicas se podrán observar en estos casos que evidencian la ocurrencia de una reacción química?

*Útiles y reactivos*

Probeta graduada de 10 mL (3)

Tubo de ensayos (4)

Gradilla para tubos de ensayos (1)

Disolución  $c(\text{NiCl}_2) = 1 \text{ mol/L}$  (2 mL)

Disolución  $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$  (2 mL)

Disolución  $c(\text{ZnCl}_2) = 1 \text{ mol/L}$  (4 mL)

Lámina o granallas de Zn (2)

Lámina o alambre de Cu (1)

Lámina o granallas de Ni (1)

*Procedimiento para la actividad experimental*

1. En un tubo de ensayos vierte 2 mL de disolución de cloruro de níquel (II) ( $\text{NiCl}_2$ ), previamente medido con la probeta.
2. Adiciona una granalla de cinc (Zn) y espera 3 min. Observa y anota.
3. Toma otro tubo de ensayos y añade 2 mL de disolución de sulfato de cobre (II), ( $\text{CuSO}_4$ ).
4. Adiciona una granalla o lámina de cinc (Zn) y espera 3 min. Observa y anota.
5. Toma otro tubo de ensayos y añade 2 mL de disolución de cloruro de cinc ( $\text{ZnCl}_2$ ).
6. Adiciona el alambre de cobre (Cu) y espera 3 min. Observa y anota.
7. Toma otro tubo de ensayos y añade 2 mL de cloruro de cinc ( $\text{ZnCl}_2$ ).

8. Añade la granalla o lámina de níquel (Ni) y espera 3 min. Observa y anota.
9. Llegar a conclusiones con respecto a cada uno de los experimentos realizados.

#### *Valoración*

1. Escribe las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que ocurrieron espontáneamente:
2. Con los conocimientos adquiridos hasta el momento sobre reacciones químicas de redox y sobre tabla de potenciales estándar de electrodo, trata de dar una explicación a los resultados obtenidos en el experimento.

### **Capítulo 3**

#### **1. Corrosión del hierro**

##### *Tarea*

Comprobar experimentalmente los factores que aceleran la corrosión del hierro.

##### *Preguntas previas*

1. ¿En qué consiste la corrosión del hierro?
2. ¿Por qué los ácidos aceleran el proceso de corrosión del hierro?
3. ¿Qué sustancias deben estar presentes simultáneamente para que se produzca la corrosión del hierro?

##### *Útiles y reactivos*

Agua destilada

Clavos de hierro de 5 cm de longitud, que no hayan sido tratados contra la corrosión.

Tubo de ensayos de 12 X 100 mm (4)

Probeta de 10 mL (1)

Gradilla para tubos de ensayos (1)

Disolución de ácido clorhídrico (HCl) de concentración 0,1 mol/L

Hidróxido de sodio (NaOH) (sólido)

Tapón de goma macizo (de diámetro adecuado)

Lápiz cristalográfico

Pedazo de poliespuma

Papel de lija

Cucharilla espátula

*Procedimiento para la actividad experimental*

- a) Coloca en la gradilla los cuatro tubos de ensayos, previamente identificados, con los números del 1 al 4.
- b) Limpia con el papel de lija toda la superficie de los clavos de hierro.
- c) Deposita en el tubo de ensayos rotulado con el número 1 tres perlas de hidróxido de sodio (NaOH), con ayuda de la cucharilla.
- d) Toma el pedazo de poliespuma y forma pequeñas virutas que depositarás sobre el hidróxido de sodio sólido del tubo de ensayo número 1.
- e) Coloca uno de los clavos de hierro sobre las virutas de poliespuma en el tubo de ensayos número 1 y sállalo con el tapón macizo de goma.
- f) Coloca uno de los clavos de hierro en el tubo de ensayos número 2 y 3 haciéndolo deslizar por la pared interior del tubo para evitar la rotura del fondo de este.
- g) Vierte en el tubo número dos, 20 mL de agua destilada.
- h) Vierte en el tubo número tres, 10 mL de agua destilada.
- i) Vierte en el tubo cuatro 10 mL de agua destilada y 1 mL de la disolución de ácido clorhídrico. Agita con el fin de homogenizar la disolución acuosa.
- j) Coloca uno de los clavos de hierro en el tubo de ensayos número cuatro haciéndolo deslizar por la pared interior del tubo para evitar la rotura del fondo de este.
- k) Organiza el puesto de trabajo y preserva los cuatro tubos de ensayos para su posterior observación en el próximo turno de clases (en el cual se anotarán las conclusiones del experimento).

*Valoración*

1. ¿Con qué fin se coloca en el tubo de ensayo número uno el hidróxido de sodio sólido?
2. ¿En cuál de los clavos se observa mayor corrosión? ¿Cuáles serán las causas?
3. ¿En cuál de los clavos no observas corrosión? ¿Cuáles serán las causas?

## Apéndice 3 Prácticas de laboratorio

### Capítulo 1

#### 1. Estudio del equilibrio químico entre los iones cromato y dicromato en disolución acuosa



#### Tarea

Comprobar experimentalmente el desplazamiento del equilibrio entre los iones cromato y dicromato en disolución acuosa por variaciones en la concentración de alguna de las especies presentes.

#### Preguntas previas

1. Enumera las características que distinguen un sistema químico en equilibrio.
2. ¿Qué factores modifican el estado de equilibrio químico?
3. Explica cómo se desplace la posición de equilibrio al variar la concentración de alguna de las especies químicas presentes en él.
4. ¿Qué propiedad de las especies químicas presentes en el sistema que se estudia te permitirán predecir el sentido en que se desplace el equilibrio químico?
5. ¿Qué medidas de seguridad se deben tener en cuenta durante la realización de esta práctica de laboratorio? ¿Por qué?
6. Explica algunos de los errores de manipulación que pueden interferir en el resultado exitoso de la práctica.

#### Útiles y reactivos

Tubo de ensayos de 12 x 100 mm (6)

Gradilla para tubos de ensayos (1)

Gotero (3)

Probeta graduada de 10 mL (2)

Disolución  $c(\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,01 \text{ mol/L}$  (5 mL)

Disolución  $c(\text{Na}_2\text{CrO}_4) = 0,01 \text{ mol/L}$  (5 mL)

Disolución  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$  (5 mL)

Disolución  $c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol/L}$  (5 mL)











*Procedimiento para la actividad experimental*

**Parte I**

1. Dispón de un tubo en U para electrólisis con electrodos inertes de grafito tal como muestra la figura 2.16 en este libro de texto.
2. Coloca en el tubo en U 35 mL de disolución acuosa de cloruro de potasio (KCl).
3. Conecta las barras de grafito a la fuente de corriente con un voltaje de 8 V y deja transcurrir la electrólisis durante 5 min.
4. Observa y anota los cambios ocurridos.
5. Detén la electrólisis.
6. Desconecta el cátodo, extrae la barra de grafito y adiciona en esa zona del tubo en U, dos gotas de azul de bromotimol. Observa y anota tus observaciones.
7. Desconecta el ánodo, extrae la barra de grafito y adiciona en esta zona del tubo en U, dos gotas de azul de bromotimol. Observa y anota tus observaciones.

**Parte II**

1. Dispón de un tubo en U para electrólisis con electrodos inertes de grafito tal como muestra la figura 2.16 de este libro de texto.
2. Coloca en el tubo en U 35 mL de disolución acuosa de yoduro de potasio (KI).
3. Conecta las barras de grafito a la fuente de corriente con un voltaje de 8 V y deja transcurrir la electrólisis durante 5 min.
4. Observa y anota los cambios ocurridos.
5. Detén la electrólisis.
6. Desconecta el cátodo, extrae la barra de grafito y añade dos gotas de fenolftaleína en esa zona del tubo en U. Observa y anota.
7. Desconecta el ánodo, extrae la barra de grafito y añade dos gotas de disolución de almidón en esa zona del tubo en U. Observa y anota.

**Parte III**

1. Dispón de un tubo en U para electrólisis, tal como muestra la figura 2.16 de este libro de texto, pero sustituyendo la barra de grafito en el ánodo por una lámina o alambre de cobre (Cu).

- Coloca 35 mL de disolución acuosa de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ), en el tubo en U.
- Conecta la barra de grafito y el alambre de cobre a la fuente de corriente con un voltaje de 12 V y deja transcurrir la electrólisis durante 5 min.
- Observa y anota los cambios ocurridos.
- Detén la electrólisis.
- Desconecta el cátodo, saca la barra de grafito y obsérvala. Anota tus observaciones.

#### Valoración

- Para cada una de las electrólisis realizadas, representa las semiecuaciones químicas anódicas y catódicas.
- Explica los cambios de color observados en los indicadores en cada una de las electrólisis.

#### Capítulo 3

### 5. Reacción química de los metales con sales en disolución acuosa

#### Tarea

Realizar las reacciones químicas entre un metal y la disolución acuosa de una sal.

#### Consideraciones previas

- ¿Por qué el cinc puede reducir a los iones hidrógeno en una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno en condiciones estándar?
- Analiza, utilizando la tabla de potenciales estándar de electrodos que aparece en el capítulo 2 de este libro, las siguientes propuestas de reacciones químicas
  - $\text{Pb(s)} + \text{CuSO}_4(\text{ac})$
  - $\text{Mg(s)} + \text{CuSO}_4(\text{ac})$
  - $\text{Pb(s)} + \text{MgCl}_2(\text{ac})$

2.1 Selecciona cuáles pudieran ocurrir espontáneamente y por qué.

#### Útiles y reactivos

Vasos de precipitados de 50 mL (2)

Disolución A: disolución acuosa de cloruro de cobre (II) ( $\text{CuCl}_2$ ) o nitrato de plomo (II) ( $\text{Pb(NO}_3)_2$ ).

Disolución B: disolución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) o cloruro de magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ).

Probeta de 25 mL (2)

Lámina de hierro (Fe) o magnesio (Mg) (1)

Lámina de plomo (Pb) o cobre (Cu) (1)

Frasco lavador con agua destilada (1)

*Procedimiento para la actividad experimental*

1. Mide en una probeta 20 mL de la disolución A y viértela en un vaso de precipitados, marcado con el número 1.
2. Mide en una probeta 20 mL de la disolución B y viértela en el otro vaso de precipitados, marcado con el número 2.
3. Introduce la lámina de hierro o magnesio en el vaso 1. Observa y anota las observaciones.
4. Introduce la lámina de plomo o cobre en el vaso 2. Observa y anota las observaciones.
5. Seca las láminas, desecha las disoluciones en el recipiente para los desechos.
6. Entrega tu puesto ordenado a la técnica o al instructor-profesor.

*Valoración*

1. Realiza un análisis de los resultados obtenidos.
2. Representa las ecuaciones químicas de las reacciones químicas que ocurrieron.
3. Entrega un informe con las indicaciones dadas por tu profesor.

## Apéndice 4 Elementos químicos, sus símbolos, números atómicos (Z) y masas atómicas relativas (Ar)

*Nota: los números entre paréntesis son las masas atómicas relativas de los isótopos más estables.*

| Nombre     | Símbolo | Z  | Ar       |
|------------|---------|----|----------|
| actinio    | Ac      | 89 | (227)    |
| aluminio   | Al      | 13 | 26,981 4 |
| americio   | Am      | 95 | (243)    |
| antimonio  | Sb      | 51 | 121,75   |
| argón      | Ar      | 18 | 39,948   |
| arsénico   | As      | 33 | 74,921 6 |
| astato     | At      | 85 | (210)    |
| azufre     | S       | 16 | 32,064   |
| bario      | Ba      | 56 | 137,34   |
| berilio    | Be      | 4  | 9,012 2  |
| berkelio   | Bk      | 97 | (247)    |
| bismuto    | Bi      | 83 | 208,980  |
| boro       | B       | 5  | 10,811   |
| bromo      | Br      | 35 | 79,909   |
| cadmio     | Cd      | 48 | 112,40   |
| calcio     | Ca      | 20 | 40,08    |
| californio | Cf      | 98 | (249)    |
| carbono    | C       | 6  | 12,011 2 |
| cerio      | Ce      | 58 | 140,12   |
| cesio      | Cs      | 55 | 132,905  |
| cinc       | Zn      | 30 | 65,37    |
| circonio   | Zr      | 40 | 91,22    |
| cloro      | Cl      | 17 | 35,453   |
| cobalto    | Co      | 27 | 58,933 2 |
| cobre      | Cu      | 29 | 63,54    |
| criptón    | Kr      | 36 | 83,80    |

## APÉNDICES

|            |    |     |          |
|------------|----|-----|----------|
| chromo     | Cr | 24  | 51,996   |
| curio      | Cm | 96  | (245)    |
| disproso   | Dy | 66  | 162,50   |
| einsteinio | Es | 99  | (251)    |
| erbio      | Er | 68  | 167,26   |
| escandio   | Sc | 21  | 44,956   |
| estaño     | Sn | 50  | 118,69   |
| estroncio  | Sr | 38  | 87,62    |
| europio    | Eu | 63  | 151,96   |
| fermio     | Fm | 100 | (253)    |
| flúor      | F  | 9   | 18,998 4 |
| fósforo    | P  | 15  | 30,978 3 |
| francio    | Fr | 87  | (223)    |
| gadolinio  | Gd | 64  | 157,25   |
| galio      | Ga | 31  | 69,72    |
| germanio   | Ge | 32  | 72,59    |
| hafnio     | Hf | 72  | 178,49   |
| helio      | He | 2   | 4,002 6  |
| hidrógeno  | H  | 1   | 1,007 97 |
| hierro     | Fe | 26  | 55,847   |
| holmio     | Ho | 67  | 164,93   |
| indio      | In | 49  | 114,82   |
| iodo       | I  | 53  | 126,904  |
| iridio     | Ir | 77  | 192,2    |
| iterbio    | Yd | 70  | 173,04   |
| lantano    | La | 57  | 138,91   |
| lawrencio  | Lw | 103 | (257)    |
| litio      | Li | 3   | 6,939    |
| lutecio    | Lu | 71  | 174,97   |
| magnesio   | Mg | 12  | 24,312   |
| manganeso  | Mn | 25  | 54,938   |
| mendelevio | Md | 101 | (256)    |
| mercurio   | Hg | 80  | 200,59   |
| molibdeno  | Mo | 42  | 95,24    |

| Nombre      | Símbolo | Z   | Ar       |
|-------------|---------|-----|----------|
| neodimio    | Nd      | 60  | 144,24   |
| neón        | Ne      | 10  | 20,183   |
| neptunio    | Np      | 93  | (237)    |
| niobio      | Nb      | 41  | 92,906   |
| níquel      | Ni      | 28  | 58,71    |
| nitrógeno   | N       | 7   | 14,006 7 |
| nobelio     | No      | 102 | (253)    |
| oro         | Au      | 79  | 196,967  |
| osmio       | Os      | 76  | 190,2    |
| oxígeno     | O       | 8   | 15,999 4 |
| paladio     | Pd      | 46  | 106,4    |
| plata       | Ag      | 47  | 107,87   |
| platino     | Pt      | 78  | 195,09   |
| plomo       | Pb      | 82  | 207,19   |
| plutonio    | Pu      | 94  | (242)    |
| polonio     | Po      | 84  | 210      |
| potasio     | K       | 19  | 39,102   |
| praseodimio | Pr      | 59  | 140,907  |
| prometio    | Pm      | 61  | (145)    |
| protactinio | Pa      | 91  | 231      |
| radio       | Ra      | 88  | 226,05   |
| radón       | Rn      | 86  | 222      |
| renio       | Re      | 75  | 186,2    |
| rodio       | Rh      | 45  | 102,905  |
| rubidio     | Rb      | 37  | 85,47    |
| rutenio     | Ru      | 44  | 101,7    |
| samario     | Sm      | 62  | 150,35   |
| selenio     | Se      | 34  | 78,96    |
| silicio     | Si      | 14  | 28,086   |
| sodio       | Na      | 11  | 22,989 8 |
| talio       | Tl      | 81  | 204,37   |
| tántalo     | Ta      | 73  | 180,948  |
| tecnecio    | Tc      | 43  | (99)     |

## ■ APÉNDICES ■

|           |    |    |         |
|-----------|----|----|---------|
| telurio   | Te | 52 | 127,60  |
| terbio    | Tb | 65 | 158,924 |
| titanio   | Ti | 22 | 47,90   |
| torio     | Th | 90 | 232,038 |
| tulio     | Tm | 69 | 168,934 |
| uranio    | U  | 92 | 238,03  |
| vanadio   | V  | 23 | 50,942  |
| wolframio | W  | 74 | 183,85  |
| xenón     | Xe | 54 | 131,30  |
| ytrio     | Y  | 39 | 88,905  |

## Apéndice 5 Masas molares de algunas sustancias

### Metales y no metales

| Metales | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ | No metales      | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ |
|---------|-------------------------|-----------------|-------------------------|
| Ag      | 108                     | As              | 75                      |
| Al      | 27                      | At <sub>2</sub> | 420                     |
| Ba      | 137                     | B               | 11                      |
| Ca      | 40                      | Br <sub>2</sub> | 160                     |
| Co      | 59                      | C               | 12                      |
| Cr      | 52                      | Cl <sub>2</sub> | 71                      |
| Cu      | 64                      | F <sub>2</sub>  | 138                     |
| Fe      | 56                      | H <sub>2</sub>  | 2                       |
| K       | 39                      | I <sub>2</sub>  | 254                     |
| Li      | 7                       | N <sub>2</sub>  | 28                      |
| Mg      | 24                      | O <sub>2</sub>  | 32                      |
| Na      | 23                      | P <sub>4</sub>  | 124                     |
| Ni      | 59                      | S <sub>8</sub>  | 256                     |
| Pb      | 207                     | Se              | 79                      |
| Sn      | 119                     | Si              | 28                      |
| Zn      | 65                      | Te              | 128                     |

### Óxidos

| Óxidos metálicos               | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ | Óxidos no metálicos            | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ |
|--------------------------------|-------------------------|--------------------------------|-------------------------|
| Ag <sub>2</sub> O              | 232                     | CO                             | 28                      |
| Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | 102                     | CO <sub>2</sub>                | 44                      |
| BaO                            | 153                     | Cl <sub>2</sub> O              | 87                      |
| CaO                            | 56                      | Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | 183                     |
| Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | 152                     | I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  | 334                     |
| Cu <sub>2</sub> O              | 144                     | H <sub>2</sub> O               | 18                      |
| CuO                            | 80                      | NO                             | 30                      |
| FeO                            | 72                      | NO <sub>2</sub>                | 46                      |
| Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | 160                     | N <sub>2</sub> O <sub>6</sub>  | 108                     |
| HgO                            | 217                     | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  | 142                     |

|           |     |         |    |
|-----------|-----|---------|----|
| $K_2O$    | 94  | $SO_2$  | 64 |
| $Li_2O$   | 30  | $SO_3$  | 80 |
| $MgO$     | 40  | $SiO_2$ | 60 |
| $Na_2O$   | 62  |         |    |
| $NiO$     | 75  |         |    |
| $Ni_2O_3$ | 166 |         |    |
| $PbO$     | 223 |         |    |
| $ZnO$     | 81  |         |    |

### Hidróxidos e hidruros

| Hidróxidos metálicos | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ | Hidróxidos no metálicos | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ |
|----------------------|-------------------------|-------------------------|-------------------------|
| $AgOH$               | 125                     | $H_3BO_3$               | 62                      |
| $Al(OH)_3$           | 78                      | $H_2CO_3$               | 62                      |
| $Ba(OH)_2$           | 171                     | $HClO_4$                | 100,5                   |
| $Ca(OH)_2$           | 74                      | $HNO_2$                 | 47                      |
| $CuOH$               | 81                      | $HNO_3$                 | 63                      |
| $Cu(OH)_2$           | 98                      | $H_3PO_3$               | 82                      |
| $Cr(OH)_3$           | 103                     | $H_3PO_4$               | 98                      |
| $Fe(OH)_2$           | 90                      | $H_2SO_3$               | 82                      |
| $Fe(OH)_3$           | 107                     | $H_2SO_4$               | 98                      |
| $KOH$                | 56                      | Hidruros                | $M(X)/g \cdot mol^{-1}$ |
| $LiOH$               | 24                      | $HBr$                   | 81                      |
| $Mg(OH)_2$           | 58                      | $HCl$                   | 36,5                    |
| $NaOH$               | 40                      | $HI$                    | 128                     |
| $Ni(OH)_2$           | 93                      | $H_2S$                  | 34                      |
| $Ni(OH)_3$           | 110                     | $NH_3$                  | 17                      |
| $Zn(OH)_2$           | 99                      | $PH_3$                  | 34                      |

Sales

| Sales binarias                 | M(X)/g·mol <sup>-1</sup> | Oxisales  | M(X)/g·mol <sup>-1</sup> |
|--------------------------------|--------------------------|---|--------------------------|
| AgCl                           | 143,5                    | AgNO <sub>3</sub>                               | 170                      |
| Ag <sub>2</sub> S              | 248                      | AlPO <sub>4</sub>                               | 122                      |
| AlBr <sub>3</sub>              | 267                      | Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> | 342                      |
| AlCl <sub>3</sub>              | 133,5                    | BaCO <sub>3</sub>                               | 197                      |
| AlI <sub>3</sub>               | 408                      | BaSO <sub>4</sub>                               | 233                      |
| Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> | 150                      | CaCO <sub>3</sub>                               | 100                      |
| BaCl <sub>2</sub>              | 208                      | Ca(HClO) <sub>2</sub>                           | 145                      |
| CaC <sub>2</sub>               | 64                       | Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>              | 162                      |
| CaBr <sub>2</sub>              | 200                      | Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>               | 164                      |
| CaCl <sub>2</sub>              | 111                      | CaSO <sub>4</sub>                               | 136                      |
| CaS                            | 72                       | CuCO <sub>3</sub>                               | 123                      |
| CuCl <sub>2</sub>              | 135                      | CuSO <sub>4</sub>                               | 160                      |
| CuS                            | 96                       | FeCO <sub>3</sub>                               | 116                      |
| FeCl <sub>2</sub>              | 127                      | FeSO <sub>4</sub>                               | 152                      |
| FeCl <sub>3</sub>              | 162,5                    | Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> | 400                      |
| FeS                            | 88                       | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                  | 138                      |
| KBr                            | 119                      | K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>                 | 194                      |
| KCl                            | 74,5                     | KNO <sub>3</sub>                                | 101                      |
| KI                             | 166                      | K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                  | 158                      |
| K <sub>2</sub> S               | 71                       | K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                  | 174                      |
| MgBr <sub>2</sub>              | 184                      | MgCO <sub>3</sub>                               | 84                       |
| MgCl <sub>2</sub>              | 95                       | Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>               | 148                      |
| MgI <sub>2</sub>               | 278                      | MgSO <sub>4</sub>                               | 120                      |
| MgS                            | 56                       | NaClO   | 74,5                     |
| MnCl <sub>2</sub>              | 126                      | Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                 | 106                      |
| NaBr                           | 103                      | NaHCO <sub>3</sub>                              | 84                       |
| NaCl                           | 58,5                     | NaHSO <sub>4</sub>                              | 120                      |
| NaI                            | 150                      | NaNO <sub>3</sub>                               | 85                       |
| Na <sub>2</sub> S              | 78                       | Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                 | 126                      |

## APÉNDICES

|                 |     |                              |      |
|-----------------|-----|------------------------------|------|
| $\text{NiCl}_2$ | 130 | $\text{Na}_2\text{SO}_4$     | 142  |
| $\text{NiS}$    | 91  | $\text{Na}_2\text{SiO}_3$    | 122  |
| $\text{PbCl}_2$ | 278 | $\text{NH}_4\text{Cl}$       | 53,5 |
| $\text{PbS}$    | 239 | $\text{NH}_4\text{NO}_3$     | 80   |
| $\text{ZnBr}_2$ | 225 | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | 132  |
| $\text{ZnCl}_2$ | 136 | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$   | 331  |
| $\text{ZnI}_2$  | 319 | $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$   | 189  |
| $\text{ZnS}$    | 97  | $\text{ZnSO}_4$              | 161  |

## Apéndice 6 Serie de actividad de los metales

Li, K, Ba, Ca y Na, reaccionan ordinariamente con el  $H_2$  para dar el hidruro metálico correspondiente.

Li, K, Ba, Ca, Na, reaccionan con el agua en frío o en caliente desprendiendo  $H_2$  y formando el hidróxido metálico correspondiente.

Mg, Al, Mn, Zn, Cr y Fe, reaccionan con  $H_2O$  en caliente, desprendiendo  $H_2$  y formando variados óxidos.

Desde el Fe hasta el Au, sus óxidos son reducidos por el  $H_2$  a elevadas temperaturas.

Desde el Li hasta el Pb reaccionan con los ácidos no oxidantes, desprendiendo  $H_2$ . Cuando lo hacen con los ácidos oxidantes, desprenden otros gases.

Bi, Cu y Hg solo reaccionan con los ácidos oxidantes, desprendiendo gases distintos al  $H_2$ .

Ag, Pt y Au solo reaccionan con el agua regia.

Li  
K  
Ba  
Ca  
Na  
Mg  
Al  
Mn  
Zn  
Cr  
Fe  
Co  
Ni  
Sn  
Pb  
H  
Sb  
As  
Bi  
Cu  
Hg  
Ag  
Pt  
Au

## Apéndice 7 Tabla de solubilidad

| Iones                          | K <sup>+</sup> | Na <sup>+</sup> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> | Ag <sup>+</sup> | Ba <sup>2+</sup> | Ca <sup>2+</sup> | Mg <sup>2+</sup> | Zn <sup>2+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | Pb <sup>2+</sup> | Fe <sup>2+</sup> | Fe <sup>3+</sup> | Al <sup>3+</sup> | Ni <sup>2+</sup> |
|--------------------------------|----------------|-----------------|------------------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| OH <sup>-</sup>                | S              | S               | S                            | —               | S                | P                | I                | I                | I                | I                | I                | I                | I                | I                |
| Cl <sup>-</sup>                | S              | S               | S                            | I               | S                | S                | S                | S                | S                | P                | S                | S                | S                | S                |
| I <sup>-</sup>                 | S              | S               | S                            | I               | S                | S                | S                | S                | S                | I                | S                | —                | S                | S                |
| S <sup>2-</sup>                | S              | S               | S                            | I               | I                | —                | —                | I                | I                | I                | I                | I                | —                | I                |
| NO <sub>3</sub>                | S              | S               | S                            | S               | S                | S                | S                | S                | S                | S                | S                | S                | S                | S                |
| SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | S              | S               | S                            | P               | P                | P                | P                | P                | —                | I                | P                | —                | —                | —                |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>  | S              | S               | S                            | P               | I                | P                | S                | S                | S                | P                | S                | S                | S                | S                |
| CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>  | S              | S               | S                            | P               | P                | I                | P                | —                | —                | I                | I                | —                | —                | —                |
| SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | S              | S               | S                            | P               | I                | P                | —                | I                | —                | I                | I                | —                | —                | I                |
| PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>  | S              | S               | S                            | P               | I                | I                | I                | I                | —                | P                | I                | P                | I                | I                |

### Leyenda:

**S:** sustancia soluble.

**P:** sustancia poco soluble.

**I:** sustancia prácticamente insoluble.

—: sustancia que se descompone por la acción del agua.

## Apéndice 8 Aniones poliatómicos más comunes

| Grupo de la tabla | Símbolo de los elementos químicos | Fórmulas químicas de los aniones | Nombres de los aniones |
|-------------------|-----------------------------------|----------------------------------|------------------------|
| IVA (14)          | C                                 | $\text{CO}_3^{2-}$               | carbonato              |
|                   |                                   | $\text{HCO}_3^-$                 | hidrógenocarbonato     |
| VA (15)           | Si                                | $\text{SiO}_3^{2-}$              | silicato               |
|                   |                                   | $\text{NO}_2^-$                  | nitrito                |
|                   | P                                 | $\text{NO}_3^-$                  | nitrato                |
|                   |                                   | $\text{PO}_3^{3-}$               | fosfito                |
|                   | As                                | $\text{PO}_4^{3-}$               | fosfato                |
|                   |                                   | $\text{AsO}_3^{3-}$              | arsenito               |
|                   | Sb                                | $\text{AsO}_4^{3-}$              | arseniato              |
|                   |                                   | $\text{SbO}_3^{3-}$              | antimonito             |
| VIA (16)          | S                                 | $\text{SbO}_4^{3-}$              | antimoniato            |
|                   |                                   | $\text{SO}_3^{2-}$               | sulfito                |
|                   |                                   | $\text{SO}_4^{2-}$               | sulfato                |
|                   | Se                                | $\text{HSO}_4^-$                 | hidrógenosulfato       |
|                   |                                   | $\text{SeO}_3^{2-}$              | selenito               |
|                   | Te                                | $\text{SeO}_4^{2-}$              | seleniato              |
|                   |                                   | $\text{TeO}_3^{2-}$              | telurito               |
| VIIA (17)         | Cl                                | $\text{TeO}_4^{2-}$              | telurato               |
|                   |                                   | $\text{ClO}^-$                   | hipoclorito            |
|                   |                                   | $\text{ClO}_2^-$                 | clorito                |
|                   |                                   | $\text{ClO}_3^-$                 | clorato                |
|                   | Br                                | $\text{ClO}_4^-$                 | perclorato             |
|                   |                                   | $\text{BrO}^-$                   | hipobromito            |
|                   |                                   | $\text{BrO}_2^-$                 | bromito                |
|                   |                                   | $\text{BrO}_3^-$                 | bromato                |
|                   | I                                 | $\text{BrO}_4^-$                 | perbromato             |
|                   |                                   | $\text{IO}^-$                    | hipoyodito             |
|                   |                                   | $\text{IO}_2^-$                  | yodito                 |
|                   |                                   | $\text{IO}_3^-$                  | yodato                 |
|                   |                                   | $\text{IO}_4^-$                  | peryodato              |

## Apéndice 9 Glosario de términos

**Acero:** es la denominación que comúnmente se le da en ingeniería metalúrgica a una aleación de hierro con una cantidad de carbono variable entre el 0,1 % y el 2,1 % en peso de su composición, aunque normalmente estos valores se encuentran entre el 0,2 % y el 0,3 %. Si la aleación posee una concentración de carbono mayor al 2,0 % se producen fundiciones que, en oposición al acero, son quebradizas y no es posible forjarlas sino que deben ser moldeadas.

**Ácido láctico:** ácido orgánico que desempeña importantes funciones en varios procesos bioquímicos, se produce continuamente en el metabolismo sobre todo durante la realización de ejercicios físicos. La palabra láctico proviene del latín lac, lactis, que significa leche.

**Acidosis:** término utilizado en medicina para indicar situaciones clínicas en las que existe una ruptura del equilibrio ácido-base del organismo por aumento en la concentración de iones hidrógeno. Según su causa, puede ser acidosis respiratoria o acidosis metabólica. La acidosis puede conducir en ocasiones a que el pH sanguíneo sea inferior a 7,35 y provocar la muerte.

**Alcalosis:** término utilizado en medicina para indicar situaciones clínicas en las que existe una ruptura del equilibrio ácido-base del organismo por aumento en la alcalinidad de los fluidos del cuerpo. Esta condición es la opuesta a la producida por exceso de ácido (acidosis). Se puede originar por diferentes causas.

**Álnico o alnico:** es una aleación formada principalmente de cobalto, aluminio y níquel, aunque también puede contener hierro, cobre y en ocasiones titanio. Está compuesto por Al 8-12 %, 15-26 % Ni, 5-24 % Co, hasta el 6 % de Cu, hasta el 1 % de Ti, y el resto de Fe.

**Alrededores:** término utilizado en las ciencias para indicar la parte de la realidad que no forma parte del sistema en estudio y que lo rodea.

**Alto horno:** es la instalación industrial donde se transforma o trabaja el mineral de hierro.

Alto horno típico está formado por una cápsula cilíndrica de acero de unos 30 m de alto forrada con un material no metálico y resistente al calor, como asbesto o ladrillos refractarios. El diámetro de la cápsula disminuye hacia arriba y hacia abajo, y es máximo en un punto situado aproximadamente a una cuarta parte de su altura total.











# BIBLIOGRAFÍA

BLANCO, J. Y J. PEREIRA: *Química Inorgánica I*, t. I y II, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 2001.

CEDRÓN, M. H. y OTROS: *Química general*, Ed. Félix Varela, La Habana, 2012.

CHANG, R.: *Química*, McGraw-Hill Interamericana Editores S.A., México, 2002.

Centro de Desarrollo Territorial Holguín, UCI, EcuRed portable, V. 1.5, 2011-2012.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Octavo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1986.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Noveno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Secundaria Básica, Parte 1*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Secundaria Básica, Parte 2*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Décimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1989.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Décimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1992.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Onceno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Onceno grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1990.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Duodécimo grado*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1979.

COLECTIVO DE AUTORES: *Química. Duodécimo grado, Parte 1*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.

COLLADA, M. N.: *Química duodécimo grado, Parte 2*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1991.

\_\_\_\_\_: *Hitos de la química*, Foro Permanente Química y Sociedad, Madrid, 2007.

CUERVO, C. M.: *Nomenclatura química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1977.

GRAU CAIRO, L.: *Organización, dirección y operaciones fundamentales en el laboratorio de Química*, Ed. Pueblo y Educación, La Habana, 1982.



