



María Laura Pamparato - Sergio Begonja
María Graciela Espósito

INTRODUCCIÓN A LA **QUÍMICA**

**HIDROCARBUROS, ALIMENTOS
Y PROCESOS INDUSTRIALES**



Química para la Escuela Secundaria - NES

Muestra distribuida por la editorial

ÍNDICE

Introducción	9
Capítulo 1: Estequiometría e industria	11
Los minerales industriales	11
De los minerales a los materiales: las reacciones químicas	13
Reacción y ecuación química	17
¿Por qué ocurren las reacciones químicas?	18
¿Cómo ajustar una ecuación química?	19
La relación estequiométrica	19
Pureza de los reactivos	22
Rendimiento	23
Resolvamos los siguientes problemas	24
La industria de la cal	27
Reacciones de óxido-reducción (redox)	32
Configuraciones electrónicas de los elementos y estados de oxidación	32
Los metales y la metalurgia	36
La industria del hierro: la siderurgia	37
El proceso de la metalurgia	38
Del hierro al acero	41
Corrosión	42
Capítulo 2: Petróleo: el oro negro	45
Combustibles fósiles	45
El oro negro	46
Requerimientos de energía y recursos no renovables	46
Otras fuentes, otros recursos	47
Petróleo: fuente de hidrocarburos	48
Hidrógeno y carbono: dos elementos fundamentales	49
El hidrógeno	49
El carbono	51
El carbón	53
Alótropos del carbono: grafito, diamante, fullereno y grafeno	53
El grafito	53
El diamante	54
El fullereno	55
El grafeno: el más delgado, el más fuerte	55
Tipos de hidrocarburos: encadenando carbonos	58
Alcanos	60
Alquenos	66
Alquinos	66
Hidrocarburos aromáticos: el anillo que desconcertó a todos	68
Composición del petróleo	74
Formación y extracción	74

Capítulo 3: La refinación del petróleo	81
Interacciones o fuerzas intermoleculares	81
Interacciones de London: las nubes se distorsionan	83
La refinación	87
¿Qué es una destilación?	88
Proceso de volatilización y condensación	89
La torre de destilación: la base de una refinería	90
Los cortes del petróleo: todo se aprovecha	91
Gases	91
Combustibles líquidos	93
Destilación a presión reducida	94
Capítulo 4: Industria petroquímica	99
Más y mejores combustibles. Índice de octano	100
El craqueo térmico	103
Un verdadero rompecabezas	106
Mejorando el proceso: el craqueo catalítico	108
El reformado: moléculas a medida	111
Un universo de compuestos	113
Polímeros sintéticos: los plásticos	116
Nomenclatura orgánica	126
Alcanos	126
Alquenos y alquinos	127
Hidrocarburos aromáticos	127
Compuestos orgánicos con O, N, S y Halógenos	128
Capítulo 5: Biopolímeros y biomoléculas	131
Biopolímeros: moléculas maravillosas	131
Biopolímeros naturales	131
Las biomoléculas: pilares de la vida	132
Hidratos de carbono	135
Clasificación de los hidratos de carbono	137
Monosacáridos	138
La glucosa	140
La fructosa: reina de dulzura	140
La galactosa	141
La manosa	141
Otra forma de ser un monosacárido	141
Algunas propiedades de los monosacáridos	143
Disacáridos	144
Sacarosa: la más famosa	145
La miel	146
Maltosa	147
Lactosa	147
Polisacáridos	148
Gomas vegetales	153
Proteínas: una “familia” muy numerosa	153
Funciones de las proteínas	156

La formación de proteínas	156
La estructura 3D de las proteínas	157
La estructura terciaria	158
La estructura cuaternaria	158
Clasificación de proteínas	159
Las sorprendentes enzimas	160
Las enzimas y la salud	160
Las enzimas en la industria	161
Algunas propiedades importantes de las proteínas	162
Desnaturalización	162
Hidrólisis enzimática	162
Los lípidos: ¿héroes o villanos?	162
Lípidos saponificables	163
Los ácidos grasos	163
Un nuevo tipo de isómeros	165
Las temidas grasas “trans”	165
Lípidos no saponificables	167
Esteroides	167
Terpenos	168
Prostaglandinas	169
Algunas propiedades de los lípidos	169
¿Detergente o jabón?	170
Capítulo 6: Química de los alimentos	179
¿Qué son los alimentos?	180
El agua	184
Las fibras dietéticas	184
Las vitaminas	185
Los minerales	188
Los aditivos alimentarios	191
Tipos de aditivos	191
Entonces: ¿azúcar o edulcorante?	194
¿Cómo podemos reconocer los aditivos?	194
¿Son tóxicos los aditivos?	196
Información nutricional	197
¿Light, 0% o diet?	199
¿Quién controla lo que nosotros comemos?	201
ETA: Enfermedades Transmitidas por Alimentos	202
Hongos o mohos	204
La conservación de los alimentos	207
La calidad de los alimentos	211
Alteraciones y adulteraciones	211
Alimento genuino o normal	211
Alimento alterado	212
Alimento adulterado	212
Alimento falsificado	212
El código de barras	213
¿Este alimento está vencido?	214

Capítulo 7: Metabolismo: los caminos de la vida	219
ATP: una molécula que es pura energía	220
Funciones del metabolismo	221
Las principales transformaciones de los carbohidratos	222
La respiración celular	222
La glucólisis	222
Ciclo de Krebs	224
Las proteínas y los lípidos en el ciclo de Krebs	225
La cadena respiratoria	225
La fermentación	226
Balance de energía en la fermentación y la respiración	228
Nutrición	232
El metabolismo basal se calcula en kilocalorías/día	233
Efecto termogénico	234
Trabajo muscular o actividad física	234
Las proporciones de los nutrientes	235
¿Cómo calculamos las proporciones de nutrientes que necesitamos?	236
Saquemos cuentas	238
Esquemas y guías de alimentación	240
Capítulo 8: Equilibrio y procesos químicos	245
Presión atmosférica	247
¿Qué es un gas ideal?	248
Ecuación general de estado para los gases ideales	248
Mezclas gaseosas	249
Ley de las presiones parciales de Dalton	250
Densidad de una mezcla gaseosa	252
Soluciones: recordamos algunos conceptos	252
Equilibrio químico	255
¿Cómo saber si un sistema está en equilibrio?	258
Concentraciones en función del tiempo	259
Calor de reacción: procesos endotérmicos y exotérmicos	262
Ley de Lavoisier Laplace	263
Ley de Hess	264
Principio de Le Châtelier	264
Propiedades de los equilibrios	265
La industria aplica las propiedades de los equilibrios	270
Proceso Haber - Bosch: la industria del amoníaco	270
Usos del amoníaco	273
Proceso Ostwald: la industria del ácido nítrico	275
Bibliografía general	279
Tabla periódica IUPAC 2016	280

CAPÍTULO 1

Estequiometría e industria



LOS MINERALES INDUSTRIALES

La corteza terrestre, que es la capa externa de nuestro planeta, alberga los suelos, los volcanes, las montañas, los desiertos y el fondo marino. En su mayoría, está conformada por rocas de una gran variedad de tipos. Las rocas están compuestas por **minerales** y estos, a su vez, por elementos químicos que se encuentran combinados, formando diferentes compuestos.

Se conocen alrededor de 4000 minerales. Son elementos naturales formados a través de erupciones volcánicas, desgastamiento de minerales ya existentes o incluso, grandes explosiones de estrellas. Se encuentran siempre como materia sólida.

Si analizáramos la composición de la corteza terrestre, veríamos que los elementos químicos más abundantes son el oxígeno (O) y el silicio (Si), a los que les siguen el aluminio (Al) y el hierro (Fe).

Desde las hachas en la prehistoria hasta los revestimientos cerámicos de los edificios modernos, han pasado más de 400.000 años y, durante todo este tiempo, el hombre ha venido utilizando las rocas y los minerales industriales. Constantemente, y sin darnos cuenta, estamos rodeados de productos elaborados gracias a estos recursos naturales. Por ejemplo, un edificio está construido con cemento, yeso, ladrillos, pinturas, vidrio, tuberías de plástico o fibrocemento, es decir, prácticamente el 95% de los edificios están contruidos con minerales industriales. Cuando escribimos utilizamos lápices cuyas minas son de grafito y sobre un papel que, posiblemente, tenga más de un 60% de caolín y otras cargas minerales.

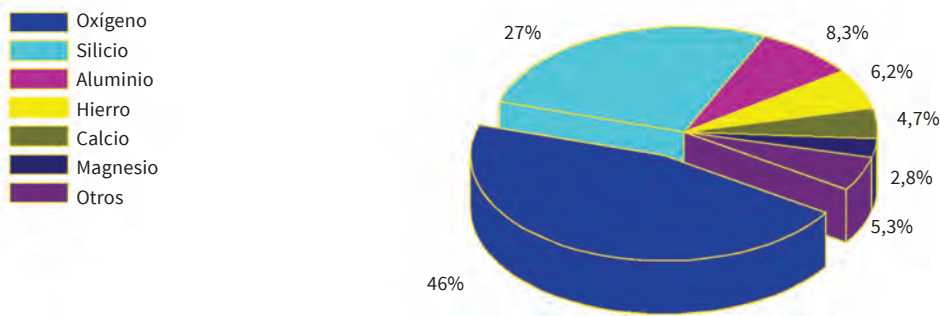


Gráfico que representa los porcentajes de elementos químicos presentes en la corteza terrestre



Estructura de acero de un edificio en construcción



El cemento es utilizado en las construcciones para rellenar cimientos, estructuras, etc.

Los **minerales industriales** son aquellos que se explotan para aprovechar alguno de los elementos químicos que contienen, a diferencia de las rocas que están formadas por una mezcla de minerales, por ejemplo el granito que tiene cuarzo, feldespato y mica.

Algunos minerales industriales se emplean en su estado natural, adaptando sus características físicas, como el tamaño de grano y la humedad, a las exigencias de la industria pero sin variar su composición química original. Así, ocurre con las arcillas en sus distintas variedades, el grafito, las micas, el talco, etc.

Otros minerales se emplean como fuente de sustancias que no se encuentran en la naturaleza, o al menos no en concentraciones explotables. Estas sustancias se obtienen mediante **procesos industriales** que varían la composición química del mineral original. De este modo, se producen sustancias tan comunes como la cal (por calcinación de caliza), el silicio (a partir del cuarzo) y el yeso calcinado.

Son muchas las industrias que utilizan elementos químicos obtenidos de minerales. En este capítulo, nos centraremos en el sector de la construcción y la metalurgia.

La industria de la construcción hace uso de un vasto número de materiales, entre los que se encuentran la cal, el cemento y el yeso. Estos materiales se obtienen a partir de elementos químicos presentes en determinados minerales. La cal se prepara tratando piedra caliza, una roca sedimentaria compuesta mayoritariamente por carbonato de calcio (CaCO_3). El cemento se obtiene a partir de la piedra caliza y la arcilla, y el yeso es un producto elaborado a partir de un mineral, denominado aljez o yeso natural, compuesto de sulfato de calcio ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) hidratado.

En la vida cotidiana, tenemos una gran cantidad de herramientas, utensilios y tecnologías que utilizan en mayor o menor medida a metales y aleaciones como el hierro (Fe), el aluminio (Al), el cinc (Zn) y el

cobre (Cu). La industria automotriz, la industria aeronáutica, la industria electrónica y la industria nuclear necesitan materiales con propiedades muy específicas. Los metales y aleaciones contemplan estas exigencias y satisfacen sus necesidades.

Para saber más



¿Qué minerales produce Argentina?

- * Metalíferos: son aquellos minerales que contienen metales. Los principales son: hierro, plomo, cinc, estaño, aluminio, cobre, molibdeno, plata y oro.
- * No metalíferos: son aquellos minerales que no contienen metales, como por ejemplo calizas, arenas, pizarras, arcillas, sal común, yeso, sales de potasio, sales de litio y boratos, fluorita, baritina, bentonitas, piedras semipreciosas y muchos otros, utilizados como insumos básicos en diversas industrias.
- * Rocas de aplicación: se utilizan para la construcción y la ornamentación, como los pórfidos —adoquines, baldosas—, piedras lascas, mármoles —rosado, blanco, travertinos, tipo ónix, negro y otros—, granitos de diversos colores y granulometrías.

Fuente: Cámara Argentina de Empresarios Mineros (CAEM)



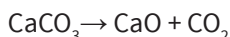
En la vida cotidiana, estamos rodeados de elementos hechos de metales

DE LOS MINERALES A LOS MATERIALES: LAS REACCIONES QUÍMICAS

La gran cantidad de materiales utilizados por el hombre se preparan a partir de determinados minerales que se transforman mediante reacciones químicas. Estas reacciones se realizan a gran escala combinando materias primas, y pueden representarse mediante ecuaciones químicas.

Por ejemplo, si calentamos piedra caliza, cuya fórmula es CaCO_3 , en un alto horno, notamos que cada 100 g de materia prima se obtienen 56 g de cal (CaO).

Esta proporción la establece la ecuación que indica de qué manera se descompone la piedra caliza:



También podemos llevar esto a otras escalas y es válido decir que:

100 g de CaCO_3 producen 56 g de cal CaO (escala laboratorio).

100 kg de CaCO_3 producen 56 kg de cal CaO (escala planta piloto).

100 t de CaCO_3 producen 56 t de cal CaO (escala industrial).

Donde: g = gramo; kg = kilogramo = 1000 g; t = tonelada = 1000 kg

Vocabulario



- Se llama **planta piloto** a la simulación de un proceso industrial a escala reducida. La planta piloto es un banco de prueba para el desarrollo de un proceso a gran escala.

Vemos entonces que no importa la escala en que se trabaje (reducida o grande) o las unidades que se utilicen para expresar la masa (gramo, kilogramo o tonelada), ya que la relación entre reactivos y productos se mantiene en todos los casos. Esto es de importancia a la hora de producir materiales a escala industrial, ya que nos permite calcular cuánta materia prima será necesaria para obtener una cierta masa de producto deseado.

Para recordar

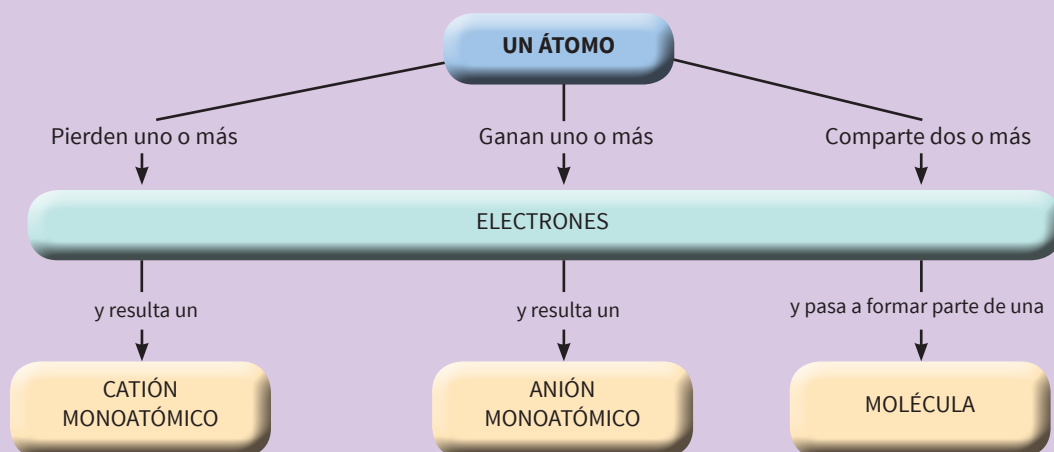


Molécula y unidad fórmula

Se denomina **sustancia química** a cada clase de materia con propiedades intensivas características tales como su punto de fusión, punto de ebullición, densidad, conductividad eléctrica, etc.

Llamamos **molécula** a la mínima porción de materia que conserva todas las propiedades físicas y químicas características de dicha sustancia.

La materia puede estar formada por moléculas, iones o átomos.



Hay sustancias como el cloruro de sodio, NaCl, o metales como el cobre, donde no puede hablarse de molécula porque en el sólido se tienen millones de iones de sodio Na^+ e iones de cloro Cl^- unidos alternadamente, o millones de átomos de cobre Cu uno al lado del otro; entonces decimos que la mínima unidad que se repite es la **unidad fórmula**.

Masa molecular

Como cada molécula se compone de átomos, su masa es la suma de las masas atómicas de los átomos que la forman. Su valor se expresa en unidades de masa atómica, **uma**, que se representa por la letra **u** (1 u equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g).

Tomemos las masas atómicas de la tabla periódica, redondeadas a dos cifras decimales:

Nitrógeno: la masa atómica es 14,01

Para calcular la masa de una molécula, simplemente sumamos las masas (m) de cada átomo multiplicadas por el número de átomos presentes de cada clase.

7	N.º atómico	1	
N	Símbolo	H	
+1+2+3+4+5	Estado de oxidación	+1	
Nitrógeno	Nombre	Hidrógeno	
14,007	Masa atómica	1,008	Masa atómica

Por ejemplo el amoníaco NH_3 tiene una masa de:

$$m_{\text{N}} + 3 m_{\text{H}} = 14,01 \text{ u} + 3 \times 1,01 \text{ u} = 17,04 \text{ u}$$

El ácido sulfúrico H_2SO_4 tiene una masa de:

$$2 m_{\text{H}} + m_{\text{S}} + 4 m_{\text{O}} = 2 \times 1,01 \text{ u} + 32,06 \text{ u} + 4 \times 16,00 \text{ u} = 98,08 \text{ u}$$

Mol

Decimos que tenemos un **mol** de partículas si tenemos $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.

$6,02 \cdot 10^{23}$ es el llamado **Número de Avogadro** y se simboliza como N_{A} .

Ejemplos:

En 1 mol de Fe hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.

En 1 mol de H_2O hay $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

En 1 mol de Na^+ hay $6,02 \cdot 10^{23}$ iones sodio.

En 1 mol de e^- hay $6,02 \cdot 10^{23}$ electrones.

Masa molar y volumen molar

La masa de un mol de sustancia se denomina **masa molar** y se simboliza con la letra **M**.

Como 1 mol es un número enorme de partículas, su masa no es pequeña.

Problema: Calculemos la masa molar del agua.

Primeramente, pensemos una estrategia; si 1 mol de agua son $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua, podríamos determinar la masa de un mol si conocemos la masa de una molécula.

Por la tabla periódica sabemos que el agua H_2O tiene una masa molecular:

$$m = 2 m_H + m_O = 2 \times 1,01 + 16,00 = 18,02 \text{ u}$$

Como está en *umas*, la pasamos a gramos usando la definición de *uma*: $u = (1/N_A) \text{ g}$

$$18,02 \text{ u} = 18,02 \cdot \left(\frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} \right) \text{ g} = 2,993 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Ahora simplemente debemos multiplicar la masa de una molécula por el número de moléculas que hay en un mol, esto es:

$$2,993 \cdot 10^{-23} \frac{\text{g}}{\text{molécula}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Puede parecer sorprendente que la masa de un mol de agua sea 18,02 g y la masa molecular 18,02 u, pero no deben confundirse, porque la masa molecular corresponde a una sola molécula expresada en *umas* y la masa molar corresponde a muchísimas moléculas, a $6,02 \cdot 10^{23}$. Los valores numéricos coinciden por la definición de la *uma* y de mol, que involucran el número de Avogadro (N_A).

Resumiendo, podemos calcular la masa molar de cualquier especie química simplemente sumando las masas atómicas de los átomos que la constituyen y expresando el resultado en gramos.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de sustancia y depende de las condiciones de presión y temperatura.

Si relacionamos la masa de un mol con el volumen de un mol tenemos la **densidad** ρ de la sustancia. Por eso, podemos calcular el volumen molar que suele simbolizarse $\bar{V}$ a partir de la definición de densidad ρ (densidad = masa / volumen):

$$\rho = \frac{M}{\bar{V}}$$

Cantidad de materia o número de moles

Si tenemos una masa m en gramos de una sustancia cuya masa molar es M , puede evaluarse el número de moles n contenidos comparando ambas.

$$n = \frac{m}{M}$$

Si la masa molar del O_2 es $M = 32,00 \text{ g/mol}$, entonces vemos que:

Si se disponen de 32,00 g de O_2 se tiene un mol de O_2 .

Si se tienen 64,00 g de O_2 se tendrán dos moles de O_2 .

Es decir, comparar la masa en gramos con la masa de un mol nos determina el número de moles, esto es, la cantidad de O_2 .

Tengamos en cuenta que cada vez que decimos cantidad de una sustancia, siempre nos estaremos refiriendo al número de moles de la misma.

Actividades

- 1 Determinen la cantidad de hierro contenido en 1,0 kg del metal puro.
- 2 Calculen la cantidad de ácido nítrico (HNO_3) que hay en 252 g del ácido puro.
- 3 ¿Qué cantidad de átomos de H hay en 2,00 moles de CH_4 ? ¿Cuántos átomos de H son?

REACCIÓN Y ECUACIÓN QUÍMICA

Cuando una o más sustancias se transforman en otras sustancias con propiedades diferentes, decimos que ha ocurrido una reacción química. En la misma, podemos distinguir los **reactivos** o **reactantes** que son las sustancias de partida y los **productos de reacción**, que son las sustancias que se forman.

Por ejemplo, si se calienta suficientemente el carbón en presencia de aire, se enciende y se produce la reacción química llamada combustión. En ella se forma una nueva sustancia, el dióxido de carbono, que no tiene las propiedades iniciales del carbón ni del oxígeno (dioxígeno).

Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. Con una flecha, se indica el sentido de la transformación: desde los **reactivos** hacia los **productos**. Con la siguiente ecuación química, representamos la combustión que acabamos de describir:



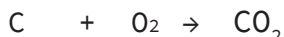
La combustión es una reacción química que podemos observar en la vida cotidiana: al quemar madera en una fogata, una vela u hornalla encendidas, el proceso que se produce en un motor de automóvil

Ecuación química que representa la combustión del carbono:



Reactivos $\rightarrow$ Productos

El símbolo “+” se lee como “reacciona con”, mientras que el símbolo “ $\rightarrow$ ” se lee como “produce”. Los números colocados antes de cada sustancia son los coeficientes; el coeficiente uno se omite. Indican el número de moles que reaccionan de cada reactivo: un mol de carbono y un mol de oxígeno y el número de moles que se forman de cada producto: un mol de dióxido de carbono, de acuerdo al ejemplo.



Lectura de la fórmula: un mol de carbono reacciona con un mol de oxígeno y producen un mol de dióxido de carbono CO_2 .



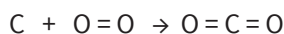
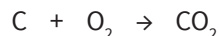
Grandes cantidades de humo salen de las chimeneas de la termoeléctrica E.ON, en Alemania, que utiliza carbón

¿POR QUÉ OCURREN LAS REACCIONES QUÍMICAS?

Las reacciones químicas ocurren porque a nivel submicroscópico las partículas chocan y producen rupturas de enlaces, de modo que los átomos que las conforman se recombinan, formando nuevas sustancias. Esto significa que durante las reacciones químicas no se crean ni desaparecen átomos sino que se recombinan; por eso decimos que los átomos se conservan. Por lo tanto, una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha.

Las ecuaciones deben ajustarse o balancearse de modo tal que cada tipo de átomo que interviene esté presente en igual número antes y después de la reacción. Esto se conoce como el principio de la conservación de los átomos en las reacciones químicas, que expresado en masas es la conocida **Ley de Lavoisier** que establece que **durante las reacciones químicas la masa permanece constante**, como consecuencia de que los átomos iniciales sigan estando presentes en los productos, pero recombinados.

En el ejemplo anterior la ecuación está balanceada:



Esta ecuación representa la combustión del carbono escrita con las uniones químicas que conforman reactivos y productos. El O_2 tiene estructura $\text{O}=\text{O}$ y el CO_2 formado tiene estructura $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.

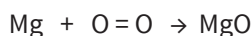
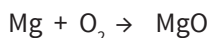
12	8
Mg	O
+2	-1-2
Magnesio	Oxígeno
24.305	15.999

El oxígeno y el magnesio en la tabla periódica. El óxido de magnesio es una sustancia compuesta formada por un enlace iónico entre el catión magnesio y el anión óxido. Se obtiene por la quema de cinta de magnesio, que se oxida con una brillante luz blanca, lo que resulta en un polvo. Se utiliza como fertilizante y como suplemento alimenticio cuando la cantidad de magnesio presente en el régimen alimenticio no es suficiente

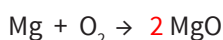
¿Cómo ajustar una ecuación química?

Existen métodos para ajustar las ecuaciones químicas. El más simple es el de prueba y error: se buscan coeficientes que multiplican cada sustancia para balancear cada clase de átomo.

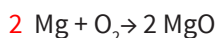
Observemos la siguiente ecuación química que representa la reacción de formación de óxido de magnesio. El magnesio (Mg) reacciona con el oxígeno (O₂) para formar el óxido de magnesio (MgO):



Tal como se ve, en el producto de esta ecuación, falta un átomo de oxígeno. Para ajustarla, se multiplica por dos el producto y, de esta forma, se balancea el oxígeno:



Pero este coeficiente multiplica ambos átomos, O y Mg, por lo que queda desbalanceado el Mg, ya que en los productos aparecen dos moles de átomos de Mg y como vimos durante las reacciones químicas no se crean ni desaparecen átomos. Esto se corrige multiplicando por dos al reactivo magnesio:



Los números empleados para balancear las ecuaciones se conocen como **coeficientes estequiométricos**, y representan el número de moles de cada reactivo y producto. En el ejemplo anterior, tenemos que dos moles de magnesio reaccionan con un mol de oxígeno molecular para formar dos moles de óxido de magnesio.

La relación estequiométrica

La estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química, es decir entre la cantidad de moles reaccionantes y la cantidad de moles de los productos que se forman. Estas relaciones se representan por la ecuación química balanceada.

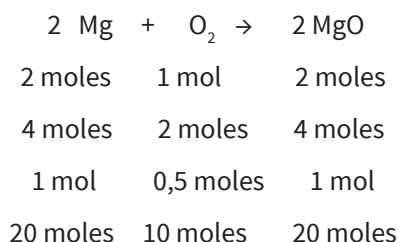
Para la industria, es de vital importancia el dominio de las reacciones químicas a fin de prever las cantidades que deben mezclarse en los reactores químicos para producir los diferentes materiales.

Decimos que dos reactivos se encuentran en relación **estequiométrica**, si sus cantidades son proporcionales a las que indican los coeficientes de la ecuación balanceada.

Los reactivos en relación estequiométrica reaccionan exactamente hasta agotarse ambos, es decir, siguiendo el ejemplo anterior, hasta que no queda más magnesio ni oxígeno disponible para formar los productos.

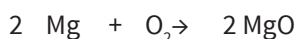


Un reactor químico es un equipo en cuyo interior tiene lugar una reacción química, estando este diseñado para maximizar la conversión y selectividad de la misma con el menor coste posible. En la imagen, se muestra un reactor químico de YPF para la Hidrodesulfuración de gasoil

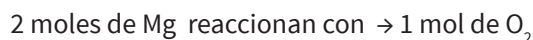


Es habitual que al hacer reaccionar dos sustancias estas no se encuentren en relación estequiométrica. Esto significa que la reacción se produce de todas formas, pero tendremos un reactivo que está en exceso respecto de la relación estequiométrica y otro que quedará en defecto.

Por ejemplo, si mezclamos 2 moles de Mg con 2 moles de O₂ para que reaccionen:



La ecuación nos dice que la relación estequiométrica es:



Pero en el ejemplo vemos que sobra oxígeno (O₂), pues se colocaron dos moles. Esto produce que reaccione todo el magnesio (Mg) consumiendo un mol de oxígeno y quedando un mol de este sin reaccionar. La reacción se detiene cuando ya no hay más magnesio para reaccionar, aunque aún quede oxígeno.

El reactivo que no permite que continúe la reacción es el **reactivo limitante** y el reactivo que queda con masa sin reaccionar es el **reactivo en exceso**.

En el ejemplo anterior, el magnesio (Mg) es el reactivo limitante porque nos limita la cantidad de producto que se puede obtener y el oxígeno (O₂) es el reactivo en exceso.

Recordemos que un mol de átomos representan $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, así como un mol de moléculas representan $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas. Los coeficientes estequiométricos indican el número de moles reaccionantes o de productos que se forman.

Podemos resumir este concepto con los siguientes ejemplos:

2 Mg + O ₂ → 2 MgO			
Relación estequiométrica			
2 moles	1 mol	produce	2 moles
Si mezclamos para hacer reaccionar			
2 moles	2 moles	produce	2 moles
2 moles	3 moles	produce	2 moles
2 moles	4 moles	produce	2 moles
2 moles	5 moles	produce	2 moles

Si representamos magnesio como ● y oxígeno como ○



Relación estequiométrica: ●● + ○=○ luego ●○ + ●○ se agotan ambos

Exceso de Mg, RL = O₂ ●●● + ○=○ luego ●○ + ●○ quedan ● en exceso

Exceso de O₂, RL = Mg ●● + ○=○ ○=○ luego ●○ + ●○ queda ○=○ en exceso

Es decir, aumentar la cantidad de oxígeno (O₂) no produce ningún beneficio, dado que al agotarse el magnesio (Mg) ya no puede formarse más óxido de magnesio (MgO). En todos los casos, reaccionó la misma cantidad de oxígeno (O₂), es decir, un mol.

La cantidad de producto que puede obtenerse mediante una reacción química se determina exclusivamente observando el reactivo limitante y la ecuación química balanceada.

Simplemente, debe realizarse una proporción (regla de tres) para saber la cantidad obtenida.

Ejemplos

Se hacen reaccionar 2,40 moles de hierro metálico (Fe) con 5,00 moles de cloro gaseoso (Cl₂), determinar la cantidad de cloruro de hierro (III) que se obtendrá.

Primero, escribimos reactivos y productos: $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$

Ajustamos la ecuación: $2 \text{ Fe} + 3 \text{ Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ FeCl}_3$

Relación estequiométrica: 2 moles Fe requieren --- 3 moles Cl₂

$$2,40 \text{ moles Fe requieren } \text{-----} x = 2,40 \times 3/2 = 3,60 \text{ moles Cl}_2$$

Y como tenemos 5,00 moles de cloro, tenemos más de lo que requieren esos 2,40 moles de hierro. Por lo tanto, el Cl₂ está en exceso y el Fe es el reactivo limitante.

Por lo que podemos decir: 2 moles de Fe producen ---- 2 moles de FeCl₃

$$2,40 \text{ moles de Fe producirán } \text{---} x = 2,40 \text{ moles de FeCl}_3$$

¿Cuánto cloro quedará sin reaccionar? Para ello, miremos cuánto cloro reaccionó.

Vimos que 2,40 moles de Fe reaccionan con 3,60 moles de Cl₂, por lo que si se agregaron 5,00 moles iniciales de cloro, quedarán: $5,00 \text{ mol} - 3,60 \text{ mol} = 1,40 \text{ mol de Cl}_2$

Si queremos conocer las masas que se forman y las que quedan sin reaccionar, hacemos un simple cálculo de cantidad:

Como 1 mol de FeCl₃ tiene una masa molar de 162,2 g la masa obtenida será:

$$1 \text{ mol FeCl}_3 \text{ son } \text{-----} 162,2 \text{ g FeCl}_3$$

$$2,40 \text{ moles serán } \text{---} x = 2,40 \times 162,2/1 \cong 389 \text{ g FeCl}_3$$

Del mismo modo como un mol de Cl₂ son 70,90 g habrán quedado sin reaccionar:

$$1 \text{ mol Cl}_2 \text{ son } \text{-----} 70,90 \text{ g Cl}_2$$

$$1,40 \text{ mol Cl}_2 \text{ serán } \text{---} x = 1,40 \times 70,90 / 1 \cong 99,3 \text{ g Cl}_2$$

Podemos resumir la relación estequiométrica de esta ecuación con el siguiente cuadro.

Ecuación química $\rightarrow$	$2 \text{ Fe} + 3 \text{ Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ FeCl}_3$		
Cantidad / mol	2	3	2
Masa / g	111,70	212,70	324,40

PUREZA DE LOS REACTIVOS

En el trabajo concreto, tanto del laboratorio como de la industria, los reactivos no suelen ser puros sino que siempre están contaminados en mayor o menor medida. Por esto, se dice que el reactivo tiene “cierto porcentaje de pureza”, señalando la masa pura cada 100 unidades de masa.

Nombre del producto	ÁCIDO CLORHÍDRICO 37%				
Calidad y Norma que cumple el producto	Para análisis A.C.S.				
Fórmula, Número de C.A.S. Y Peso Molecular	HCl [7647-01-0] P.M.36,46				
Símbolos de Peligrosidad	 Evitar contacto con la piel e inhalación de vapores. Lavar con abundante agua.				
Referencias de Seguridad	R: 34 - 37 S: 2 - 26				
	LOTE N°:	Cont. Neto	1000 ml	Máximo de impurezas Tit. mín. como HCl 36,5-38,0% Color (APHA) 10 Residuo por calcinación 5 ppm Bromuro (Br) 0,005% Sulfato (SO ₄) 1 ppm Sulfito (SO ₃) 3 ppm Materia orgánica extraíble 5 ppm Cloro libre (Cl) 1 ppm Amonio (NH ₄) 3 ppm Arsénico (As) 0,01 ppm Metales pesados (como Pb) 1 ppm Hierro (Fe) 0,2 ppm 1 l = 1,19 kg	
	Número de lote de producción	Precauciones para la Manipulación	Presentación	Especificaciones	Constantes físicas características

Información que deben tener las etiquetas de los reactivos

La pureza de los reactivos es fundamental a la hora de hacer cálculos, no es lo mismo emplear 100 kg de azufre puro que 100 kg de azufre de 90% de pureza, porque en realidad estaríamos usando solo 90 kg de azufre; los 10 kg restantes serían impurezas.



Reactivos químicos

En la industria, el grado de pureza necesario se determina de acuerdo al uso que se quiere hacer de esa sustancia. Por ejemplo, el empleo de reactivos para abonos de suelos en agricultura puede no requerir demasiada pureza, pero un reactivo para usar en un análisis químico debe tener un elevado grado de pureza. Además, los reactivos de elevada pureza suelen ser más costosos y, por ende, se requiere una evaluación costo-beneficio.

Tomemos como ejemplo una soda cáustica (NaOH) que tiene 92% de pureza.

La etiqueta nos dice que cada 100 g de dicho producto solo 92 g serán verdaderamente NaOH, el resto son otros materiales.

¿Sabías qué...?



La soda cáustica es uno de los elementos constitutivos básicos de la química, y como tal, encuentra una diversidad de usos. Algunas categorías generales de uso son: fabricación de productos químicos, fabricación de pasta y papel, productos de limpieza, petróleo y gas natural, película de celulosa, proceso textil de algodón y tratamiento de aguas.



Soda cáustica



Con soda cáustica se pueden hacer jabones caseros

A fin de simplificar los problemas, consideramos que las impurezas no participan de la reacción, es decir, son inertes.

Tengamos en cuenta que si queremos hacer reaccionar NaOH y es impuro, solo reacciona la masa que es realmente NaOH, es decir, la masa pura. Por lo tanto, si se añaden 200 g de este reactivo, solo reaccionarán 92 g cada 100 g:

100 g totales impuros contienen --- 92 g NaOH

200 g totales impuros contendrán --- $x = 200 \text{ g} \times 92 \text{ g} / 100 \text{ g} = 184 \text{ g NaOH}$

Para saber más



Los reactivos se denominan técnicos, puros y analíticos, según su grado de pureza. Los **reactivos técnicos**, en general, son de baja pureza y se emplean cuando los requerimientos de pureza no son tan exigentes. Los reactivos llamados **puros** tienen una pureza cercana al 99%, mientras que los **reactivos analíticos** llegan al 99,9% y se emplean especialmente para el análisis químico, donde es esencial conocer la verdadera masa que se añade a un sistema para ser analizado.

Un dato importante es que el método de purificación produce un costo adicional que eleva el precio del producto.

Rendimiento

En la práctica, existen diversas causas que pueden contribuir a que se obtenga menor cantidad de producto que lo deseado. Por ejemplo, por pérdidas accidentales en las operaciones de laboratorio e industria, o porque muchas veces los reactivos pueden producir más de un producto, es decir, aparecen vías de reacción paralelas.

Si dejamos sodio metálico (Na) expuesto a la atmósfera, este se combina rápidamente con el oxígeno atmosférico y produce tanto óxido de sodio (Na_2O) como peróxido de sodio (Na_2O_2), por lo que si se compara la cantidad de óxido esperado no será nunca el 100 %.

Se suele definir como **rendimiento real** (n_R) a la cantidad real de producto que se obtiene. Por otro lado, el **rendimiento teórico** (n_T) es la cantidad máxima de producto que se espera obtener. El **rendimiento porcentual** (% R) es la proporción entre el rendimiento real y el rendimiento teórico multiplicada por 100. También, se pueden definir los rendimientos reales y teóricos en masa.

$$\% R = 100 \frac{n_R}{n_T} = 100 \frac{m_R}{m_T}$$

Donde n_R representa los moles reales de producto obtenidos.

n_T son los moles totales teóricos de producto esperados.

m_R representa la masa real de producto obtenida.

m_T es la masa total teórica de producto esperada.

Resolvamos los siguientes problemas

Problema 1: Cálculo directo de productos

Deseamos preparar cal viva (CaO) a partir de 250 g de piedra caliza (CaCO_3) de 95% de pureza, suponiendo que la reacción tiene un rendimiento de 87%.

¿Qué masa de cal podremos obtener?

La ecuación será la descomposición térmica de la piedra caliza en un horno:



Las masas involucradas son: 100,09 g de CaCO_3 y 56,08 g de CaO

Lo primero que tenemos que saber es la masa real del reactivo de partida. Sabiendo que su pureza es 95%, podemos calcular que:

Cada 100 g totales impuros tenemos ---- 95 g CaCO_3 puros

En 250 g impuros tendremos ----- $x = 250 \text{ g} \times 95 \text{ g} / 100 \text{ g} = 237,5 \text{ g}$ CaCO_3 puros

Sabemos que la descomposición del carbonato de calcio sigue la siguiente relación de masas:

Cada 100,09 g de CaCO_3 se producen --- 56,08 g de CaO

Para 237,5 g de CaCO_3 se producirán --- $x = 237,5 \text{ g} \times 56,08 \text{ g} / 100,09 \text{ g} = 133,07 \text{ g}$ de CaO

Como la reacción solo rinde un 87% tenemos que la masa real que se obtendrá será menor de lo esperado:

Cada 100 g teóricos esperados se obtienen --- 87 g reales

Para los 133,07 g esperados se obtendrán ---- $x = 133,07 \text{ g} \times 87 \text{ g} / 100 \text{ g} \cong 116 \text{ g}$

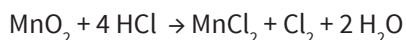
Problema 2: Cálculo inverso

Si se desea obtener 20 g de cloro gaseoso partiendo de dióxido de manganeso (MnO_2) de 90% de pureza, utilizando exceso de ácido clorhídrico (HCl), determinar la masa de dióxido de manganeso a emplear si la reacción rinde un 75%.

La reacción se representa:



Debemos ajustar la ecuación. Esto se logra considerando que hay cuatro átomos de cloro en los productos, lo que obliga a poner un 4 delante del ácido clorhídrico, que a su vez nos lleva a colocar un 2 delante del agua para balancear los átomos de hidrógeno:



Las masas involucradas son:

86,94 g de MnO_2 y 70,90 g de Cl_2 .

Podemos decir que si se desean obtener 20 g reales y debemos saber a qué masa teórica corresponde, decimos que:

75 g reales provienen de ---- 100 g teóricos

20 g reales provendrían de ----- $x = 20 \text{ g} \times 100 \text{ g} / 75 \text{ g} = 26,7 \text{ g}$

Sabemos que 70,90 g de Cl_2 provienen de --- 86,94 g de MnO_2

Por lo tanto, 26,7 g provendrán de --- $x = 26,7 \text{ g} \times 86,94 / 70,90 \text{ g} = 32,7 \text{ g}$

Como el dióxido de manganeso (MnO_2) tiene una pureza de 90% esto quiere decir que:

90 g puros de MnO_2 están en ---- 100 g totales de MnO_2 impuros

Por lo que 32,7 g de MnO_2 puros estarán en ----- $x = 32,7 \text{ g} \times 100 \text{ g} / 90 \text{ g} = 36 \text{ g}$ de MnO_2



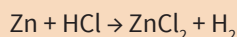
La **pirolusita** es un mineral del grupo de los óxidos. Químicamente es dióxido de manganeso, un compuesto inorgánico que ocurre naturalmente como mineral de la pirolusita. Además de ser utilizado para el tratamiento del agua, el MnO_2 tiene varios usos: la fabricación de baterías, latas de bebidas, pesticidas agrícolas y fungicidas, y para obtener cloro gaseoso



¿Recuerdan el olor a cloro en las piletas? El cloro es muy abundante en la naturaleza, aunque no existe libremente. Se halla combinado especialmente con el sodio formando la sal común o cloruro de sodio. Según la Organización Mundial de la Salud, *“la desinfección con cloro es la mejor garantía del agua microbiológicamente potable”*

Actividades

- 1 Se queman 25,0 g de metano (CH_4) con exceso de oxígeno (O_2), la reacción forma CO_2 y H_2O .
 - a) Escriban la ecuación química balanceada y calculen la masa de agua que se forma.
 - b) Sabiendo que a 1,00 atm de presión y 25 °C el dióxido de carbono tiene densidad 1,80 g/L, determinar el volumen de gas que se emitió durante la combustión.
- 2 Se mezclan 2,50 moles de hidrógeno (H_2) con 2,50 moles de oxígeno (O_2) para formar agua. Suponiendo que la reacción transcurre en forma completa calculen la cantidad de agua que se forma y la cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.
- 3 Una manera simple de obtener hidrógeno en el laboratorio consiste en hacer reaccionar cinc metálico (Zn) con ácido clorhídrico (HCl):

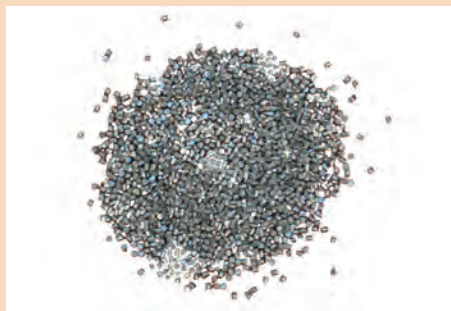


Si se añaden 50 mL de solución 37% m/v de HCl sobre 12 g de cinc de 85% de pureza:

- a) Balancear la ecuación química.
- b) ¿Qué cantidad de hidrógeno se libera si la reacción rinde un 92%?
- c) ¿Qué concentración de ZnCl_2 tendrá la solución final expresada en % m/v?
- d) ¿Qué cantidad de reactivo queda sin reaccionar?



El gas de las cocinas es casi todo metano, un compuesto de carbono e hidrógeno cuya fórmula es CH_4



Cinc metálico puro. La principal aplicación del cinc (cerca del 50% del consumo) es el galvanizado del acero para protegerlo de la corrosión



La imagen muestra la reacción de la lámina de cinc metálico con ácido clorhídrico, también llamado ácido muriático. El gas desprendido en forma de burbujas es hidrógeno

- 4 ¿Qué masa de NaOH de 93% de pureza se necesita para neutralizar exactamente 25,0 g de una solución 2,70% m/m de HCl?

La industria de la cal

La cal es uno de los materiales conglomerantes más utilizado a lo largo de la historia tanto en el campo de la construcción como en el de la creación artística, sobre todo por su empleo en la pintura mural. Su uso se remonta al Neolítico y se extiende, de manera generalizada, hasta la aparición del cemento a nivel comercial en el siglo XIX.

La cal se obtiene a partir de un mineral muy abundante, la piedra caliza. La caliza está compuesta mayoritariamente por carbonato de calcio (CaCO_3) y también puede contener pequeñas cantidades de minerales como arcilla, cuarzo, entre otros, que modifican el color de la roca.

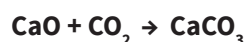
El proceso de producción comienza cuando la piedra caliza se extrae de la cantera y se tritura para obtener un tamaño de partícula pequeño. A continuación, se carga el mineral por el extremo de un horno rotatorio que tiene forma de cilindro y es calentado por quemadores externos. En el proceso de calcinación, la piedra caliza, que es carbonato de calcio (CaCO_3), pierde dióxido de carbono (CO_2) dando lugar a otro producto diferente al carbonato cálcico, denominado óxido de calcio o cal viva (CaO).

La cal viva (CaO) se emplea ampliamente en la industria de la construcción. Se comercializa molida, en forma de polvo blanco, inodoro. Reacciona violentamente con el agua, con gran desprendimiento de calor, suficiente como para encender materiales combustibles. Cuando se la trata con agua (H_2O), se produce la llamada cal apagada, que es el hidróxido de calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$], mediante una reacción fuertemente exotérmica.

La reacción química de descomposición de la caliza comienza a partir de los 800°C , dejando como subproducto dióxido de carbono (CO_2) en la atmósfera.



La cal viva debe protegerse de la atmósfera pues esta contiene CO_2 y el proceso espontáneo vuelve la cal a su forma original, es decir, a caliza, endureciéndola y volviéndola inútil para su uso en la construcción.



Vocabulario



- Se denomina **conglomerante** al material capaz de unir fragmentos de uno o varios materiales y dar cohesión al conjunto mediante transformaciones químicas en su masa que originan nuevos compuestos. Los **conglomerantes** son utilizados como medio de unión, formando pastas llamadas morteros o argamasas.



Cal en terrones



Horno de cal

Para recordar



Decimos que una reacción es **exotérmica** cuando libera calor al medio ambiente y que es **endotérmica** cuando toma calor del medio circundante.

Cálculo estequiométrico

Sabiendo que la producción anual de cal viva en Argentina, en 2011, ascendió a 2.700.000 toneladas, determinar la masa de dióxido de carbono (CO_2) que se liberó a la atmósfera ese año.

La ecuación es: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

100,09 g 56,08 g 44,01 g

Expresado en toneladas:

La producción de 56,08 t de cal forma ----- 44,01 t de CO_2

Entonces 2.700.000 t de cal produjo --- x = 2.118.884 t de CO_2

Actividad

Investiguen en qué zonas de Argentina se produce cal.

Usos de la cal

Propiedad	Uso
Fundente	Industria del acero y del vidrio
Base	Neutralización de suelos y aguas ácidas
	Industria azucarera
	Industria del papel
Depilatorio	Industria del cuero
Absorbente	Purificación de gases industriales
Fungicida y desinfectante preservante	Control de hongos
	Control de bacterias
	Conservador de postes, troncos de árboles
Estabilizador	Suelos arcillosos en construcciones viales
Pigmento blanco	Pintura de edificios y estructuras
Adhesivo, aglomerante	Mortero para albañilería
Agente desecante	Para eliminar humedad
Reactivo	Para la producción de sales de calcio

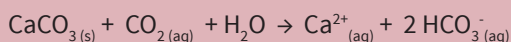
¿Sabías qué...?



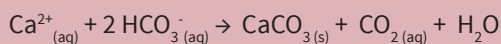
• El agua dura

Se conoce como agua dura aquella que presenta una elevada cantidad de iones calcio y magnesio.

El carbonato de calcio (CaCO_3) y el de magnesio (MgCO_3) puede solubilizarse en un ambiente húmedo con dióxido de carbono (CO_2) dado que ocurre:

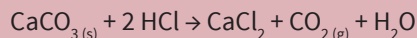


Las aguas que contienen mucha concentración de Ca^{2+} y Mg^{2+} disueltos como consecuencia de la reacción anterior, puede precipitar por pérdida de CO_2 debido por ejemplo al calentamiento, de modo que ocurre la reacción inversa:



Este proceso representa la formación típica de sarro que se deposita en las pavas y en las cañerías, taponándolas. Las calderas industriales que emplean aguas no tratadas pueden acumular gran cantidad de sarro dando lugar a taponamientos graves que pueden provocar la explosión de la caldera ya que el vapor acumulado no puede circular.

El sarro puede disolverse empleando ácidos fuertes como el HCl , con reacción vigorosa e inmediata, pero que puede afectar los materiales metálicos o con ácidos más débiles como el ácido acético contenido en el vinagre, dejándolo actuar varias horas. El proceso, en general, es:



Cañería con sarro

Para la web



Todos emitimos diariamente dióxido de carbono en nuestras actividades diarias, algunas son inevitables, pero en algunos casos podríamos ayudar para evitar seguir contribuyendo al calentamiento global:

Utilicen el simulador de la siguiente página web para calcular su huella de carbono, es decir, el dióxido de carbono que generan en sus actividades diarias y piensen en cuáles podrían evitar: por ejemplo caminar, andar en bicicleta o ir en auto, quemar basura, u otras.

Sitio web: <http://calculator.carbonfootprint.com>

Mucho dióxido de carbono se genera en la producción industrial. Una manera de contribuir, tanto a evitar la emisión de dióxido de carbono como el incremento de basura o residuos sólidos urbanos, es el reciclado; es decir, reutilizar materiales ya fabricados.

Observen cómo puede disminuirse la emisión de dióxido de carbono al reutilizar materiales: consulten en el sitio: www.reutilizayevitaco2.aeress.org/

Para saber más

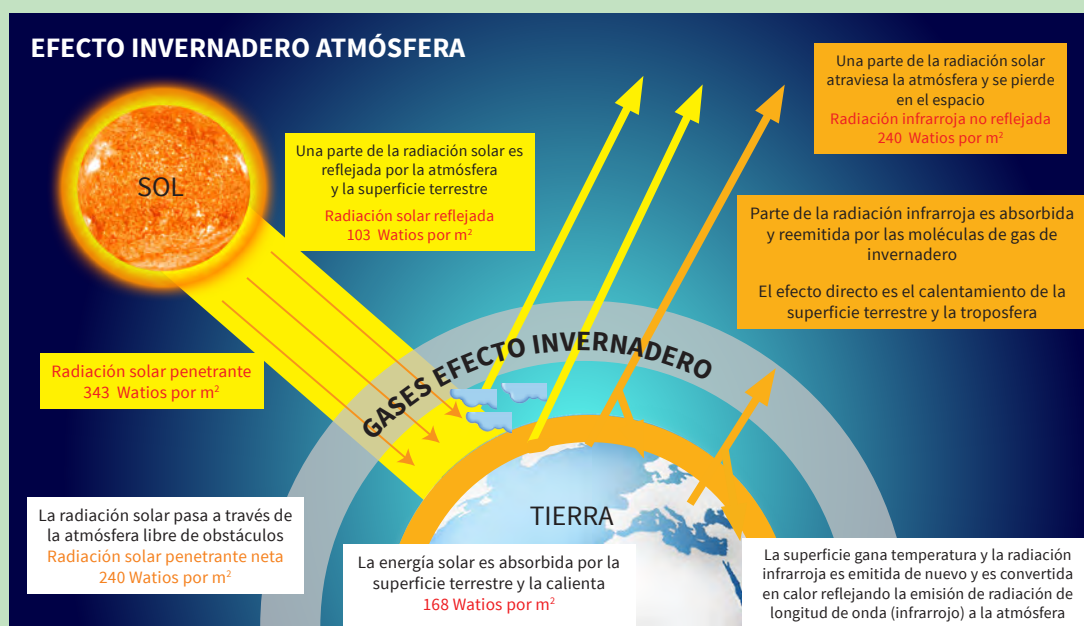
**Dióxido de carbono y cambio climático: un problema de todos**

La temperatura de la Tierra es el resultado de un equilibrio: nuestro planeta recibe energía a través de la radiación solar, parte de esa energía calienta la superficie terrestre y parte vuelve al espacio al reflejarse en las nubes, partículas atmosféricas, la nieve y el agua. De la energía calórica reflejada cerca de la mitad es absorbida por algunos gases atmosféricos que la retienen, calentando un poco más la Tierra. Sin la presencia de estos gases, la temperatura promedio en la Tierra sería de alrededor de -19°C . Gracias a ellos, que provocan el conocido efecto invernadero, la temperatura promedio en la Tierra fue un poco más agradable para la vida, cerca de 14°C durante muchos siglos.

Hay varios gases presentes en la atmósfera que tienen la capacidad de retener la energía reflejada por la Tierra, es decir, gases que generan el efecto invernadero (GEI). Algunos son el vapor de agua, el metano (CH_4) y el más asociado a la actividad humana: el dióxido de carbono (CO_2).

A partir de fines del siglo XVIII, cuando la humanidad comenzó a desarrollar la industria, las concentraciones de dióxido de carbono fueron aumentando con el tiempo. Automóviles con combustión de hidrocarburos, industrias como la metalurgia, la producción de energía y muchas más, comenzaron a emitir grandes cantidades de este gas, haciendo que aumente el efecto invernadero. Esto provocó un aumento en las temperaturas medias de muchas regiones, generando cambios climáticos que ponen en riesgo no solo a la naturaleza con su amplia diversidad sino también al mismo ser humano que sigue generando este gas en grandes cantidades.

Las Naciones Unidas y muchos organismos mundiales realizan informes periódicos sobre la gravedad de seguir generando en la atmósfera un aumento del efecto invernadero y proponen el uso de fuentes de energía más limpias, buscan el compromiso de los países industrializados y promueven el desarrollo de nuevos modos de remediar el daño ya hecho por el hombre a su ambiente.



El efecto invernadero natural: balance térmico terrestre donde se aprecia cómo se distribuye la energía solar que llega a la atmósfera terrestre. Fuente: Greenhouse effect, UNEP/GRID-ARENDAL, 2002. Programa de Naciones Unidas para el Medioambiente

Consecuencias del cambio climático

Aumento del nivel del mar	El aumento de la temperatura promedio del planeta provoca la fusión del hielo de glaciares y el volumen de agua de los océanos crece poniendo en peligro muchas ciudades que podrían quedar bajo las aguas.
Tormentas intensas	Si las aguas de los océanos se vuelven más cálidas, las tormentas se hacen más intensas. En los últimos 30 años, la intensidad y cantidad de ciclones y huracanes se ha duplicado.
Sequías	Una mayor evaporación de agua provoca sequías en ciertas regiones y escasez de alimentos.
Extinción de especies	La desertificación, el aumento de la temperatura media de los océanos y la deforestación ponen en peligro a muchas especies que podrían extinguirse, por ejemplo, el oso polar.
Aumento de enfermedades	Las temperaturas más cálidas provocan inundaciones y sequías, y crean condiciones favorables para que ratas, mosquitos y otras plagas se desarrollen transportando enfermedades.
Alteración de ecosistemas	Plantas y animales mueren, o se trasladan a otros hábitats no nativos, cuando sus ecosistemas se ven alterados.



Retracción del glaciar Upsala (Argentina) entre 1928 y 2004

REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN (REDOX)

Las reacciones de óxido-reducción (redox) son muy importantes en la industria, en estas reacciones, el estado de oxidación de los átomos cambia. Esto se debe a que hay un intercambio de electrones: algunos átomos pierden electrones y otros los ganan.

Cuando se trata de obtener un metal a partir de su mineral, se somete al mineral a un proceso de reducción para separar la parte que contiene el metal deseado del resto no aprovechable.

El átomo que pierde electrones aumenta su estado de oxidación y decimos que se oxida, mientras que el átomo que gana electrones disminuye su número de oxidación y decimos que se reduce.

Vocabulario



- La palabra redox es una sigla de óxido-reducción (en inglés, *reduction-oxidation*), que resume este tipo de reacciones: una sustancia se oxida y otra se reduce.

Esto quiere decir que ambas reacciones se dan de forma conjunta; si se produce una oxidación se produce una reducción.

Oxidación = Pérdida de electrones → Aumento en el número de oxidación

Reducción = Ganancia de electrones → Disminución en el número de oxidación

Configuraciones electrónicas de los elementos y estados de oxidación

La estructura de la tabla periódica se basa en las configuraciones electrónicas de los átomos. Estas configuraciones surgen del modelo atómico moderno, de 1925 de Heisenberg y Schrödinger. Es un modelo matemático que establece que los electrones giran alrededor del núcleo comportándose como ondas, y pueden ubicarse en diferentes niveles o pisos de energía, que quedan determinados por el número cuántico principal n que puede valer 1, 2, 3, ... Dichas ondas tienen ecuaciones que describen sus propiedades, mediante una función de onda Ψ que permite estimar la probabilidad de encontrar un electrón a cierta distancia alrededor del núcleo, y se conoce como orbital.

Los gases nobles se llaman así, debido a su escasa reactividad, es decir a su alta estabilidad. Presentan la siguiente configuración electrónica externa, es decir la que corresponde a los orbitales del último nivel del átomo:

He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$(1s)^2$	$(2s)^2(2p)^6$	$(3s)^2(3p)^6$	$(4s)^2(4p)^6$	$(5s)^2(5p)^6$	$(6s)^2(6p)^6$

Notamos que todos (a excepción del He) tienen en común una capa exterior de 8 electrones que le confiere estabilidad. Esto explica que otros átomos traten de adquirir una capa externa semejante, al combinarse químicamente, a veces perdiendo electrones, otras ganándolos, y otras veces compartiéndolos, en la llamada **Regla del octeto**.

El Na ($Z=11$) tiene configuración electrónica: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^1$ y al perder su último electrón queda con 11 p^+ y 10 e^- , es decir, con una carga neta +1 (es su estado de oxidación). Se lo escribe como Na^+ con la configuración $(1s)^2(2s)^2(2p)^6 = [Ne]$.

El F ($Z=9$) tiene configuración electrónica: $(1s)^2(2s)^2(2p)^5$. Al combinarse, tiene gran tendencia a capturar un electrón y completar el nivel externo. Como tiene 9 p^+ y gana un electrón queda con 10 e^- por lo que toma una carga -1 (estado de oxidación), y se forma el F^- (el anión fluoruro) de configuración $(1s)^2(2s)^2(2p)^6 = [Ne]$.

Para saber más



Llamamos **estado de oxidación** o **número de oxidación** (ϵ) de un elemento a la carga típica que adquiere el mismo al combinarse químicamente, suponiendo que pierde o gana electrones. En las sustancias simples, los átomos tienen $\epsilon = 0$, por ejemplo: Na, H₂, Fe, P₄, O₂, N₂, etc.

Para los metales $\epsilon > 0$, el oxígeno combinado aparece mayormente con $\epsilon = -2$ y el hidrógeno con $\epsilon = +1$.

En las sustancias neutras, la suma de los estados de oxidación de los átomos presentes es cero, en los iones la suma da la carga del ión.

Ejemplos:

1) En el HClO, sabemos por las reglas que el H tiene $\epsilon = +1$ y el oxígeno $\epsilon = -2$

$$\begin{array}{ccccc} (+1) & + & (\epsilon) & + & (-2) = 0 \\ \text{H} & & \text{Cl} & & \text{O} \end{array}$$

Como se trata de una molécula las cargas deben sumar 0 por ello:

$$+1 + \epsilon - 2 = 0 \text{ de donde } \epsilon = 2 - 1 = +1 \text{ para el cloro}$$

2) En el H₂SO₄ tenemos:

$$\begin{array}{ccccc} 2(+1) & + & (\epsilon) & + & 4(-2) = 0 \\ \text{H}_2 & & \text{S} & & \text{O}_4 \end{array}$$

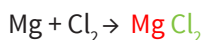
De donde: $+2 + \epsilon - 8 = 0$ de donde resulta $\epsilon = +6$ para el azufre

3) Sea un anión: PO₄³⁻ que tiene carga -3 , por ello las cargas deben sumar -3

$$\begin{array}{ccc} (\epsilon) & + & 4(-2) = -3 \\ \text{P} & & \text{O}_4^{3-} \end{array}$$

o sea $\epsilon - 8 = -3$ y $\epsilon = +5$ para el fósforo

Tomemos la reacción entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl₂) cuyo resultado es cloruro de magnesio (MgCl₂):



Los números de oxidación son: (0) (0) (+2) 2(-1)

Podemos observar los siguientes cambios:

El Mg paso de 0 $\rightarrow$ +2 (Oxidación) por ese cambio perdió 2 electrones.

El Cl en el Cl₂ paso de 0 $\rightarrow$ -1 (Reducción) cada átomo de Cl tomó 1 electrón.

Como son dos electrones que cedió el magnesio (Mg) y hay dos átomos de cloro (Cl) que los toman, no quedan electrones sin intercambiar, y el producto está formado por Mg⁺² y por dos Cl⁻ lo que da carga nula para el MgCl₂.

Denominamos **agente reductor** (Rd) al dador de electrones, es decir, a la especie química que se oxida, y **agente oxidante** (Ox) al que toma electrones de otras especies oxidándolas, y por supuesto, el agente oxidante se reduce.

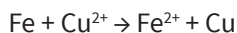
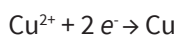
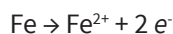
Un agente reductor debe ceder electrones, para ello debe disponer de suficientes electrones, por ello en general corresponde a una especie química que se encuentra en un bajo estado de oxidación.

Un agente oxidante será capaz de tomar electrones y por ello será una especie que contenga un átomo con alto número de oxidación, que para estabilizarse ganará electrones reduciéndose.

Para simplificar, podemos decir que si tenemos dos especies que se relacionan por la pérdida o ganancia de un electrón, decimos que tenemos una **cupla redox**. La forma reducida, de menor número de oxidación, es el reductor (Rd) y la forma oxidada, es decir, de mayor número de oxidación, es el oxidante (Ox).

Tomemos el hierro, que posee Fe^{2+} y Fe^{3+} . La forma oxidada es el Fe^{3+} y la forma reducida es el Fe^{2+} , por lo tanto, en esta cupla el Fe^{3+} es el Ox y el Fe^{2+} es el Rd.

Si introducimos un clavo de hierro en solución de sulfato de cobre (II), se produce la reducción de Cu^{2+} a Cu metálico en el clavo y el Fe se oxida a Fe^{2+} en la solución, que cambia de color celeste del Cu(II) a verdoso del Fe(II).



Para saber más



Agentes oxidantes y reductores de uso habitual

Son agentes oxidantes muy frecuentes de laboratorio el permanganato de potasio (KMnO_4), el dióxido de plomo (PbO_2), el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada (H_2O_2), el persulfato de potasio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$), el ácido nítrico (HNO_3), el cloro (Cl_2), el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Son agentes reductores de uso habitual en el laboratorio el cloruro de estaño (II) (SnCl_2), el sulfito de sodio (Na_2SO_3), el sulfato de hierro (II) (FeSO_4), el yoduro de potasio (KI), el hidrógeno (H_2), y metales como el cinc (Zn), hierro (Fe), aluminio (Al) y el magnesio (Mg).

Potencial estándar de reducción

La facilidad con que un elemento se reduce se mide con el **potencial estándar de reducción**. Es una escala donde se le asignó como referencia un potencial 0 V (Volt = Joule/Coulomb) a la reducción del H^+ (protón) a H_2 , con una concentración de H^+ de un mol por litro de solución y el hidrógeno a una presión parcial de un bar y a $25^\circ\text{C} = 298,15\text{ K}$. SHE (*Standard Hydrogen Electrode*).

Cada posible reducción tiene su **potencial estándar**, que se escribe E° y cuanto mayor es su valor, más fácilmente tiende a ocurrir dicha reducción. Observen la siguiente tabla.

Para saber más



Potenciales de reducción

Cupla redox		Hemiecuaación de reducción	E° / V
Oxidante	Reductor		
Na^+	Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	- 2,714
Mg^{2+}	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	- 2,356
Al^{3+}	Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,67
Mn^{2+}	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
Zn^{2+}	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	- 0,7626
Fe^{2+}	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44
Co^{2+}	Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Co}$	- 0,277
Ni^{2+}	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	- 0,257
Sn^{2+}	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,136
Pb^{2+}	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	- 0,125
H^+	H_2	$2 \text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0 (exacto)
Cu^{2+}	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,340
Hg^{2+}	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	+ 0,8535
Ag^+	Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	+ 0,799
Cr^{2+}	Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cr}$	+ 0,90
Pt^{4+}	Pt	$\text{Pt}^{2+} + 4e^- \rightarrow \text{Pt}$	+ 1,188
Au^{3+}	Au	$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	+ 1,52

De esta tabla, deducimos que metales como el magnesio (Mg), el aluminio (Al) y el cinc (Zn) no se reducen fácilmente. Por el contrario, se oxidan sin esfuerzo. Esto quiere decir que son agentes reductores; mientras que metales como el cobre (Cu), la plata (Ag) y el oro (Au) se reducen sin dificultad y no se oxidan con facilidad, es decir, son metales que pueden permanecer inalterados, por eso se los llama “nobles”.

La **aluminotermia** es un método que emplea aluminio y calor para reducir metales desde sus óxidos. Por ejemplo, tanto el hierro (Fe) como el cromo (Cr) se pueden obtener de sus óxidos por este método.



La aluminotermia es utilizada en el proceso de soldadura en la construcción de rieles de vías férreas

Actividades

- 1 A partir de lo leído, expliquen la diferencia entre agente oxidante y agente reductor.
- 2 ¿En qué consiste una reacción de óxido reducción (redox)?
- 3 Indiquen cuál es el agente reductor y el agente oxidante:
 - a) Sn^{4+} y Sn^{2+} b) Cl_2 y Cl^- c) Cl_2 y ClO^- d) SO_3^{2-} y SO_4^{2-} e) H_2O_2 y H_2O
 - f) MnO_2 y MnO_4^-
- 4 Señalen en cada caso cuál de estas ecuaciones representa un proceso redox:
 - a) $2 \text{CrO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{ClO}^- + \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$
 - d) $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$

LOS METALES Y LA METALURGIA

La **metalurgia** es el conjunto de técnicas y procesos que permiten obtener metales a partir de los minerales existentes en la naturaleza. En el siguiente cuadro, se indican los principales minerales metalíferos que produce Argentina: hierro, plomo, cinc, molibdeno, estaño, aluminio, cobre, plata y oro.



El metal fundido permite la fabricación de gran cantidad de productos

Mina	Mineral	Ubicación
Mina Aguilar	Plomo, Cinc y Plata	Jujuy
Mina Pirquitas	Plata, Estaño, Cinc	Jujuy
Lindero	Oro	Salta
Taca Taca	Cobre, Oro y Molibdeno	Salta
El Quevar	Plata	Salta
Farallón Negro	Oro y Plata	Catamarca
Bajo La Alumbrera	Oro, Cobre y Molibdeno	Catamarca
Agua Rica	Cobre, Oro, Plata y Molibdeno	Catamarca
Los Azules	Cobre, Oro y Plata	Catamarca
Veladero	Oro y Plata	San Juan
Gualcamayo	Oro y Plata	San Juan
Casposo	Oro y Plata	San Juan
Pascua Lama	Oro y Plata	San Juan
El Pachón	Cobre y Molibdeno	San Juan
San Jorge	Cobre y Oro	Mendoza
Andacollo	Oro	Neuquén
Sierra Grande	Hierro	Rio Negro
Navidad	Plata	Chubut
Suyai	Oro y Plata	Chubut
Cerro Vanguardia	Oro y Plata	Santa Cruz
Manantial Espejo	Plata y Oro	Santa Cruz
San José (Huevos Verdes)	Plata y Oro	Santa Cruz
Lomada de Leiva	Oro	Santa Cruz
Don Nicolás	Oro	Santa Cruz
Cerro Moro	Oro y Plata	Santa Cruz
Cerro Negro	Oro y Plata	Santa Cruz
Cap – Oeste	Oro y Plata	Santa Cruz
Pingüinos	Oro y Plata	Santa Cruz

La industria del hierro: la siderurgia

Entre las distintas industrias que producen metales, una de las más importantes es la **metalurgia del hierro**, conocida como **siderurgia**.

El hierro es un metal de gran uso industrial y comercial, relativamente económico. Se emplea principalmente en la fabricación de herramientas, máquinas, vehículos, rieles de ferrocarril y en la construcción. Es importante para el desarrollo tecnológico de un país contar con esta industria.

Desde el punto de vista químico, el hierro (Fe) es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre. Es un metal maleable (que se puede laminar), tenaz (que opone mucha resistencia a romperse o deformarse), de color gris plateado y magnético y no se encuentra libre en la naturaleza, debido a que se oxida fácilmente en presencia del oxígeno atmosférico. Tiene una densidad de 7,874 g/cm³ a 20 °C y funde a 1538 °C.

Para saber más



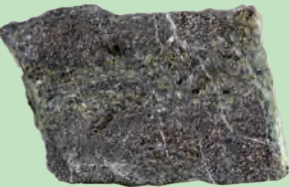
a



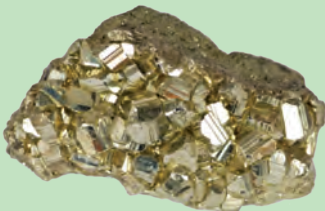
b



c



d



Los dos minerales principales del hierro son la hematita (a) y la limonita (b). La cromita (c) y la pirita (d) se explotan como minerales de azufre y de cromo, respectivamente.

El hierro se encuentra en casi todos los seres vivos, es necesario en el cuerpo para que se forme la sangre. También sirve para estimular el grupo de vitaminas B, tener resistencia física y evitar la anemia.

El cuerpo humano contiene entre 3 a 4 g de hierro, más de la mitad en la hemoglobina, el pigmento rojo de la sangre. También ayuda para que nuestra respiración sea correcta, ya que la hemoglobina transporta el oxígeno a los tejidos del cuerpo.

El proceso de la metalurgia

Los minerales se encuentran en depósitos o yacimientos naturales, como las minas. Las minas pueden ser a cielo abierto o subterráneas: en el primer caso, se deja expuesto el mineral en la superficie para extraerlo directamente; en el segundo caso, se realizan túneles bajo la superficie para su extracción. El material que se extrae de ellas se denomina **mena**. Esta consiste en una mezcla del mineral junto con arena, tosca y otras sustancias sin valor que en su conjunto se denomina **ganga**. En términos generales, se puede expresar **mena = mineral + ganga**.

La llamada **ley de un mineral** expresa el porcentaje en masa de mineral en la mena:

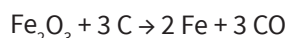
$$\text{ley del mineral} = 100 \times \frac{\text{masa del mineral}}{\text{masa de la mena}}$$



Extracción del mineral: se extraen de los yacimientos (minas) que pueden ser a cielo abierto (imagen superior), cuando el mineral está a poca profundidad, o subterráneos cuando el mineral está a bastante profundidad (imagen inferior)

Para obtener el hierro a partir de sus minerales, debemos efectuar una reacción redox, esto es, reducirlo desde sus óxidos u otros minerales. Para ello, se requiere de un agente reductor. En la industria, se emplea el **coque**, una variedad de carbón mineral relativamente impura de bajo costo. El proceso se realiza a altas temperaturas en los llamados **altos hornos**, que reciben este nombre por su altura, que suele rondar los 30 metros.

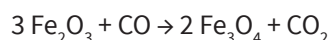
El proceso básico simplificado consiste en:



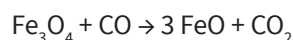
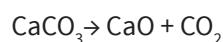
Se carga por la tolva superior una mezcla del mineral con piedra caliza (CaCO_3) y coque, y se calienta mediante quemadores a combustible. A medida que la carga desciende la temperatura aumenta pues se acerca en la base a la fuente de calor que llega cerca de 2000 °C.

Los distintos procesos reductivos graduales que se producen en un alto horno destinado a la producción del hierro pueden ser representados por las siguientes ecuaciones:

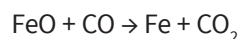
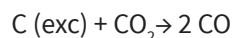
Zona alta 200 - 500 °C:



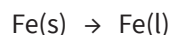
A 700 °C



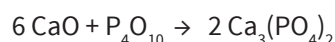
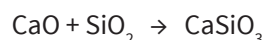
A 1000 °C



A 1200 °C

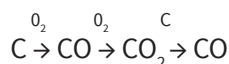


(funde a 400 °C menos por un 4% C disuelto)

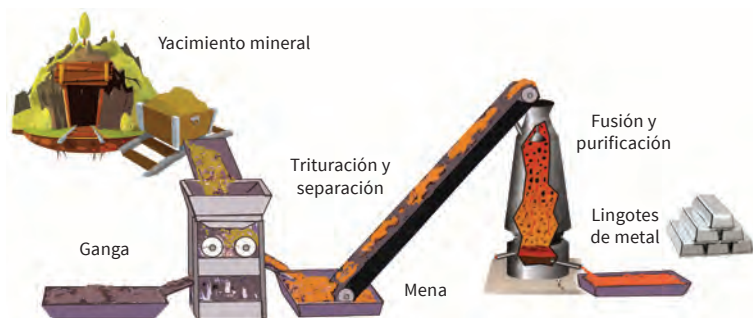


Base a 2000 °C: $\text{C} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$

Resumiendo, el proceso de obtención de hierro en un alto horno lo podemos describir así: el coque con oxígeno forma CO. Este, al reducir especies del hierro, se oxida a CO_2 pero al estar en contacto con un gran exceso de carbón vuelve a producir más CO. Esquemáticamente:



Coque

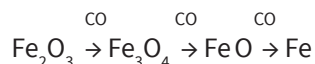


Obtención de un metal a partir de un mineral



Proceso de fundición realizado en un alto horno

El hierro del mineral se va reduciendo gradualmente, de Fe (III) en el Fe_2O_3 a Fe (II)+Fe (III) en el Fe_3O_4 y a Fe (II) en el FeO. Lo esquematizamos así:



El hierro fundido se retira por la parte inferior y es bastante impuro ya que contiene escorias, se lo llama **arrabio**. Luego, se lo puede volver a fundir para purificarlo y se obtiene el **hierro dulce**.

El CaCO_3 de la piedra caliza se emplea para hacer reaccionar y separar las impurezas del mineral, como SiO_2 , P_4O_{10} , que reaccionan con el CaO que genera la descomposición térmica del CaCO_3 .

¿Sabías qué...?



La importancia del carbón y del hierro en la Revolución Industrial

Se conoce como Revolución Industrial al crecimiento inusitado que tuvo la producción de manufacturas a partir del último cuarto del siglo XVIII, debido fundamentalmente a la sustitución del trabajo artesanal por el de la máquina fabril. La primera fase de la Revolución Industrial (1780-1840) se generó en Inglaterra. El sector de la minería fue clave: la extracción de carbón de piedra o coque contribuyó al desarrollo explosivo de la siderurgia.

El carbón

El carbón fue el combustible, “el pan de la industria”. Con él, se alimentaban las máquinas de vapor y era igualmente necesario para la metalurgia, que se estaba desarrollando con fuerza para proporcionar hierro para las nuevas máquinas. Durante el siglo XVIII, la demanda creciente de hierro para fabricar barcos, municiones y herramientas, proporcionó el estímulo necesario para intentar encontrar un combustible menos costoso y más efectivo para la fundición del hierro en los altos hornos, que el tradicional carbón vegetal. La sustitución del carbón vegetal por el carbón de coque, con mucho más poder calorífico permitió el crecimiento del sector minero y la producción de hierro en grandes cantidades.

El hierro

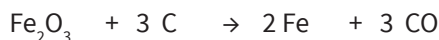
La aparición del ferrocarril y del barco de vapor estimuló extraordinariamente la demanda de hierro. La fabricación de vías, locomotoras, vagones y barcos disparó definitivamente la industria y la explotación masiva abarató el precio, lo que permitió que su uso se extendiera al ámbito doméstico, en la fabricación de cocinas y calefacción, por ejemplo.

La producción de hierro tuvo efectos de arrastre sobre otros sectores haciendo que estos también crecieran. Arrastró, por tanto a la minería, a los transportes y a la construcción de máquinas. Aumentó el número de trabajadores en las minas y en las fábricas, impulsó la aparición de nuevas fábricas metalúrgicas, canales, ferrocarriles, puertos y astilleros.

Cálculo estequiométrico para la producción de hierro

El mineral de hierro existente en Zapla (Jujuy) contiene hematita (Fe_2O_3) y tiene una ley media del 40%. ¿Qué masa de mena debería procesarse para obtener 100 kg de hierro?

La reacción puede representarse sintéticamente como:



Las masas implicadas: 159,70 g 36,03 g 111,70 g 84,03 g

Las relaciones de masas en kg son las mismas, por ello, podemos escribir:

Sabemos que: 111,70 kg de Fe provienen de ----- 159,70 kg Fe_2O_3 (mineral)

100 kg de Fe vendrán de ----- $x = 100 \times 159,70 / 111,70 \cong 143 \text{ kg}$

Pero la mena tiene una ley del 40%; esto quiere decir que esos 143 kg de mineral estarán en:

40 kg mineral están en ----- 100 kg de mena

143 kg de mineral estarán en ----- $x \cong 358 \text{ kg de mena}$

Actividad

Busquen en diversas fuentes de información (internet, periódicos, libros) material acerca del desarrollo de la producción del hierro en Argentina. A modo de guía o palabras clave, busquen: Altos Hornos Zapla, Aceros Zapla, SOMISA, Acindar, General Savio.

DEL HIERRO AL ACERO

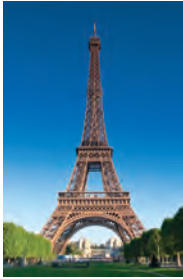
El hierro producido en el alto horno se conoce como **hierro de fundición o hierro colado**. Este producto contiene alrededor de un 4% de carbono (recuerden que se emplea coque como materia prima). Aunque pequeño, el porcentaje de impurezas presentes afecta marcadamente las cualidades del metal, lo hace quebradizo, limitando sus aplicaciones. Además de carbono, el hierro obtenido contiene otras impurezas en menor proporción (1%) como: silicio, azufre y fósforo. Para mejorar sus propiedades, el hierro producido en el alto horno (arrabio) se transforma en acero. ¿Qué es el acero? El acero es una aleación, solución sólida, de hierro con un bajo porcentaje de carbono, entre el 0,5 y el 2%, que le confiere propiedades especiales muy



El hierro dulce o forjado se utiliza muy a menudo en arquitectura, como en la reja que ilustra la foto. Esto es así porque tiene la propiedad de poder ser forjado y martillado cuando está muy caliente («al rojo») y se endurece enfriándose rápidamente. Funde a una temperatura mayor de 1500 °C



Los autos se fabrican en acero



La torre Eiffel o el armazón original de la Estatua de la Libertad son algunas de las construcciones realizadas con hierro pudelado



Olla de acero inoxidable



Planta de reciclaje. Se reciclan tanto chatarras férricas (las que provienen del hierro y del acero) como metales no férricos (las derivadas de otros materiales como el cobre, aluminio, bronce, latón, cinc, cobre, magnesio, estaño, plomo, níquel...)

útiles al hierro. También puede contener pequeños porcentajes de otros metales como cromo, níquel, manganeso, molibdeno, vanadio, a fin de conseguir nuevas propiedades.

El **hierro dulce** es el hierro de fundición puro, es muy resistente y se emplea para anclas de barco, cadenas o herrajes, los que deben soportar tracciones.

El acero es más duro, dúctil y maleable que el hierro. Se usa en muchos artefactos, herramientas, maquinaria, vehículos, material rodante, barcos, etc. En el caso de utensilios de cocina de acero inoxidable, como ollas y cubiertos, están fabricados con acero al cromo-níquel.

Los aceros inoxidables contienen cromo, níquel y otros elementos que los resguardan de la oxidación a pesar de la humedad o de ácidos y gases corrosivos. Existen distintos tipos de acero inoxidable. Algunos son muy duros; otros son muy resistentes y mantienen esa resistencia durante largos períodos a temperaturas extremas. El acero inoxidable se utiliza para las tuberías y tanques de refinerías de petróleo, en plantas químicas, en fuselajes de los aviones o cápsulas espaciales. También se usa para fabricar instrumentos y equipos quirúrgicos. En la vida cotidiana, lo encontramos en ollas y utensilios de cocina.

La chatarra que contiene hierro parcialmente oxidado permite hacer un reciclado del metal. Al reciclar el hierro y el acero, el hierro no tiene que ser extraído de su mineral, lo cual produce un ahorro en costos de extracción y procesamiento, incluyendo la energía necesaria para hacerlo. El reciclaje del acero es tan simple como la clasificación y luego su fusión junto con el hierro fundido. A unos 1700 °C, la mezcla se convierte en metal líquido y luego, en grandes bloques que son entregados a los clientes industriales como materia prima para convertirlos en productos como piezas de automóviles, electrodomésticos, maquinaria, herramientas y contenedores de alimentos.

Corrosión

Los minerales son las formas estables en que se encuentra un elemento en la naturaleza. Por ejemplo, el estaño se encuentra como estaño oxidado (SnO_2) y no como estaño (Sn) metálico, mientras que al oro se lo encuentra como oro (Au) metálico y no como cloruro de oro (III) (AuCl_3). Por lo tanto, son minerales el SnO_2 y el Au.

La metalurgia en general trata de preparar un metal a partir de su mineral, por ejemplo, obtiene estaño (Sn) de su óxido. La corrosión es el proceso inverso, es una transformación espontánea donde un metal pasa a su forma estable, o sea a una forma mineral.

La **corrosión** es definida como el deterioro de un material a consecuencia de un ataque electroquímico por su entorno. La velocidad a la que tiene lugar dependerá en alguna medida de la temperatura, la salinidad del medio y las propiedades de los materiales en cuestión, entre ellos puede mencionarse los procesos de desgaste por fricción, por erosión o por diversos otros factores mecánicos.

Una característica importante de los procesos de corrosión es que los eventos ocurren espontáneamente en la naturaleza.

La corrosión ordinaria es un proceso redox por el cual los metales se oxidan por medio del oxígeno (O_2) en presencia de humedad. El oxígeno en estado gaseoso es un agente oxidante y la mayoría de los metales como el hierro (Fe), el magnesio (Mg) o el aluminio (Al) son fácilmente oxidables aunque algunos, como el aluminio se autoprotegen con una película de óxido que forman.

Se sabe que la oxidación de los metales tiene lugar más fácilmente en puntos donde la tensión es mayor (donde los metales son más “activos”). Así, un clavo de acero, que en su mayor parte es hierro, se corroe primero en la punta y en la cabeza. Un clavo doblado se corroe más fácilmente en el recodo.

Algunos de los procesos más familiares de corrosión son la herrumbre del hierro y el acero, y la formación de pátina verde en el cobre y sus aleaciones bronce y latón.

No siempre que se presenta la oxidación de un metal existe corrosión. En algunos casos, el óxido formado es resistente y forma una capa impermeable que impide que el resto del material continúe oxidándose. Este fenómeno es común en el aluminio.



La oxidación del hierro conduce a la corrosión y/o la formación de una capa escamosa, adquiriendo así la tonalidad que variaría desde amarillos u ocre, pasando por diferentes tonalidades rojas, marrones y anaranjadas según fuese la pureza del mineral, hasta tonalidades marrones muy oscuras



En esta silla, la oxidación se concentró en el punto de unión



¿Vamos al laboratorio?

Propiedades de la cal

Objetivo: reconocer las propiedades físicas y químicas de la cal.

Materiales

Vaso de precipitados de 100 mL
Varilla de vidrio
Termómetro
Papel pH
Embudo.
Soporte universal
Aro de Bunsen con agarradera
Pipetas pasteur o goteros plásticos
Papel de filtro

Reactivos

Na_2CO_3 solución 15% m/v
Agua destilada
Cal viva
Vinagre de alcohol

Procedimiento

- 1) Tomen un vaso de precipitados de 100 mL con agua hasta la mitad de su capacidad, midan su temperatura y coloquen una cucharada de cal.
- 2) Agiten suavemente con una varilla y tomen su temperatura.
- 3) Mediante un papel pH tomar el pH, aproximado del contenido.
- 4) Dejar en reposo unos minutos y transferir una porción del líquido límpido de la parte superior a un tubo de ensayo.
- 5) Añadir gota a gota una solución de Na_2CO_3 aproximadamente 15% m/v, hasta notar cambios.
- 6) Filtrar el contenido empleando un embudo y un papel plegado, y transferir el residuo sólido a un tubo de ensayo con ayuda de una espátula.
- 7) Añadir, a continuación, gota a gota una solución de vinagre de alcohol. Observar e interpretar todos los procesos y sacar conclusiones.
- 8) Respondan indicando con una X la respuesta correcta.

La reacción de la cal viva con agua es un proceso	Endotérmico ☐	Exotérmico ☐
El pH resultante indica que se forma	Una base ☐	Un ácido ☐
El líquido tratado con Na_2CO_3	Se acidifica ☐	Precipita ☐
El residuo tratado con vinagre	Desprende O_2 ☐	Desprende CO_2 ☐

Nota: el vinagre de alcohol es una solución de baja concentración de ácido acético: CH_3COOH .