

Estampilla conmemorando el bicentenario del primer ascenso de un hombre en un globo, Gay Lussac, quién se elevó a 4 000 m de altura en 1804. República Centroafricana, 1983.



El mundo de la química

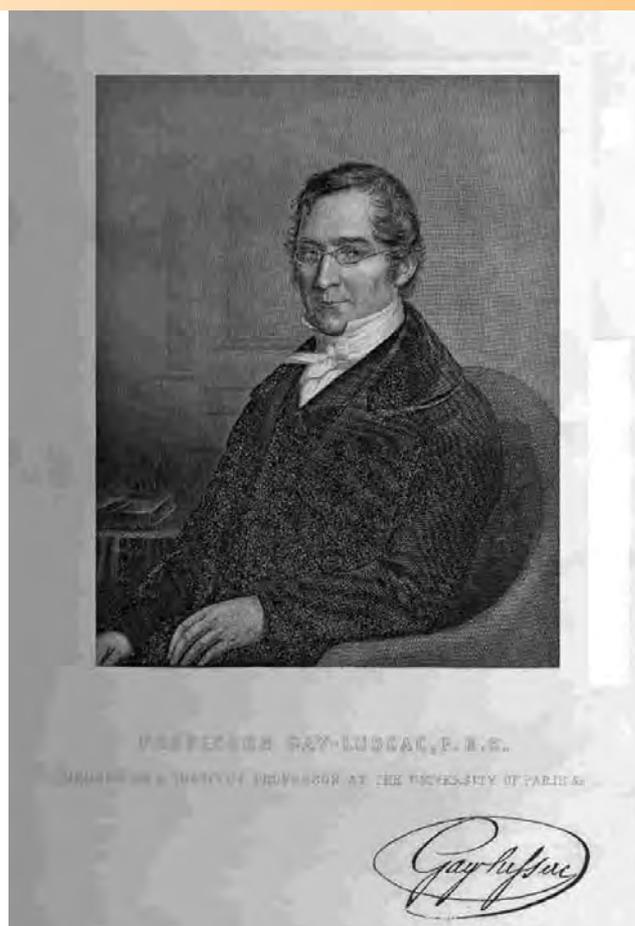
## Capítulo VI: Las transformaciones químicas

### Un poco de historia

Joseph Louis Gay Lussac nació en Francia el 6 de diciembre de 1778. Desde pequeño estuvo interesado en estudiar la composición del aire, por lo que ascendió en globo un par de veces en 1804: a 4 000 m y 7 000 m de altura respectivamente. Gay Lussac era amigo de Alejandro von Humboldt, con quien hizo un viaje de carácter científico por Italia y Alemania en 1805.

Sus principales trabajos sobre los gases se recopilan en dos leyes: la primera (1802) en la que expresa que el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a la temperatura. El inglés Jaques Charles había llegado al mismo resultado cincuenta años antes, pero no lo publicó. Pero además, Gay Lussac profundizó en este estudio.

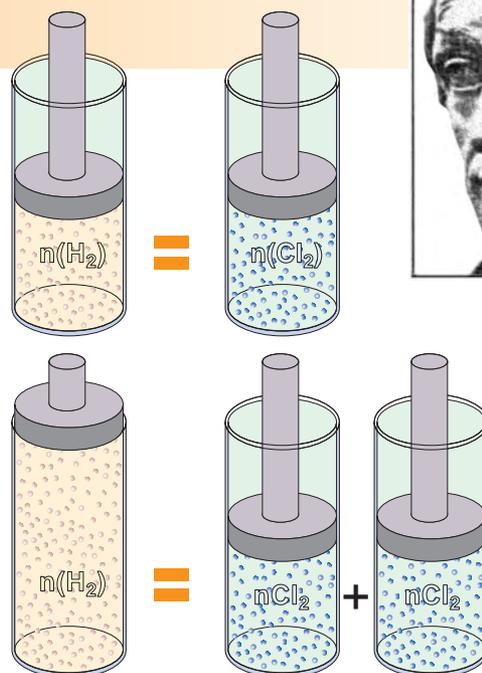
La segunda ley (1808) es la de los Volúmenes de Combinación, ya expuesta (ver pág. 128, fascículo 16). Fue un investigador incansable y profesor universitario tanto en física como en química. Entre sus muchas contribuciones a la química están el descubrimiento (compartido) de los elementos boro y yodo, sus estudios de los halógenos, el fósforo, los alcalinos y, además, el perfeccionamiento en la fabricación del ácido sulfúrico. Introdujo mejoras en la pipeta y la bureta e inventó el barómetro portátil. Murió en 1850.



# Ley de Avogadro

Avogadro afirmó que volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de partículas (moléculas, según la terminología introducida por él). Partiendo de esta premisa, en igualdad de temperatura y presión, pudo explicar los resultados experimentales de Gay Lussac, pues en 1 L de  $H_2$  hay el mismo número de moléculas que en 1 L de  $Cl_2$ , mientras que en 2 L de  $HCl$  hay el doble de moléculas que en un litro. Así, una molécula de  $H_2$  y una de  $Cl_2$  forman dos moléculas de  $HCl$ .

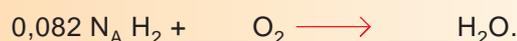
Hoy sabemos que en un litro de cualquier gas a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  y 1 atm hay, aproximadamente, la gigantesca cantidad de  $2,5 \times 10^{22}$  moléculas, o lo que es igual a  $0,041 N_A$ . Luego, si 1 L de  $H_2$  reacciona con 1 L de  $Cl_2$  para formar 2 L de  $HCl$ , entonces  $0,041 N_A$  moléculas de  $H_2$  reaccionan con  $0,041 N_A$  moléculas de  $Cl_2$  para formar  $0,082 N_A$  moléculas de  $HCl$ .



El signo = se refiere a la cantidad de sustancia (no a las sustancias), pues dihidrógeno es diferente de dicloro. Además, la temperatura y la presión deben tener valores iguales a ambos lados de la igualdad.

Gay Lussac también observó que 2 L de hidrógeno + 1 L de oxígeno producen 2 L de vapor de agua. Para esta reacción la relación entre los volúmenes es 2 a 1 a 2.

Si a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  y 1 atm hay unas  $0,041 N_A$  en un litro de un gas, átrévete a completar la siguiente relación llenando los blancos:



Comparte tu respuesta con tu profesor.

## Un poco de historia

Hijo de un conde abogado, Amedeo (o Amadeo) Avogadro nació en Turín, Italia, en 1776. Se graduó y ejerció el derecho, pero tomó clases privadas de matemática y ciencia, incluyendo química. Como puedes ver, hay muchas coincidencias con los inicios de Lavoisier. Fue profesor de media y universitaria. En 1811 formuló su hipótesis, hoy convertida en ley, de la cual se deduce que las masas de las moléculas de dos gases están en la misma relación de sus densidades. Así, asignando un valor a uno de los dos gases, se puede determinar el del otro y el de todos los demás gases.

Avogadro concluyó que los gases de los elementos conocidos para su época, no estaban formados por átomos solitarios (moléculas elementales en la terminología utilizada por él) sino por moléculas compuestas. De esta forma logró dar explicación a la Ley de los Volúmenes de Combinación.

Avogadro murió en Turín, en 1856, sin que su teoría fuese aceptada, en parte porque vivió en Italia y los círculos científicos más importantes estaban en Francia, Alemania e Inglaterra. En 1860, en el célebre congreso químico de Karlsruhe, otro italiano, Stanislao Cannizzaro, debió recurrir a la hipótesis de Avogadro como única forma de explicar las masas atómicas y moleculares.

Avogadro no indicó el número de moléculas presentes en los volúmenes gaseosos. Cuando años después se determinó el número de entidades presentes en la masa molar, en reconocimiento a Avogadro se le dio a ese número su nombre.



# Igualando o balanceando ecuaciones

Entre los contaminantes ambientales comunes se encuentran el monóxido de nitrógeno (NO) y el monóxido de carbono (CO). Si en las condiciones necesarias proponemos, hipotéticamente, la posibilidad de llevar a cabo la reacción de estos dos gases para producir  $N_2$  (gas con el que vivimos a diario ya que constituye las 4/5 partes, 80% del aire) y  $CO_2$  (gas que exhalamos al respirar y que es mucho menos tóxico que el CO y el NO) podríamos mejorar el medioambiente que nos rodea. La ecuación que representa la reacción es:



La formación de una molécula de  $N_2$  requiere dos átomos de nitrógeno. Como la única sustancia en los reaccionantes que puede proveerlos es el NO y ésta tiene sólo un nitrógeno, harán falta dos moléculas de NO.



Si en los reaccionantes hay tres átomos de oxígeno mientras que en los productos hay dos, habría desaparecido un átomo de oxígeno lo cual sería una violación tanto de la Ley de la Conservación de la Masa como de la Teoría Atómica. Pero si igualamos las cantidades de átomos de oxígeno considerando dos moléculas de CO, entonces se formarían dos moléculas de  $CO_2$  y tendríamos dos átomos de carbono y cuatro átomos de oxígeno tanto en los reaccionantes como en los productos.



El procedimiento utilizado es un ejemplo de lo que se conoce como balanceo de ecuaciones químicas. Así, cada reacción química debe representarse mediante una ecuación química balanceada. Los números que preceden a los símbolos y fórmulas se denominan coeficientes estequiométricos.

## Apoyo didáctico

La ecuación anterior bien puede representar el nivel microscópico (molecular) o el macroscópico (molar). Así, el coeficiente 1 que precede al  $N_2$  puede leerse como 1 molécula o 1 mol ( $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  moléculas). A nivel molecular hay que tener cuidado de que los coeficientes tengan sentido y sobre ello el profesor debe llamar la atención. Por ejemplo,  $1/4 N_2$  no tiene sentido a nivel molecular, pues significaría ya no separar la molécula de  $N_2$  en los dos átomos que la forman, sino partir cada átomo en dos. Otro tanto ocurriría con  $1/2$  molécula de NO, lo cual no tiene sentido pues los átomos que la forman son diferentes.

A nivel macroscópico,  $1/4$  de  $N_2$  sí tiene sentido pues  $1/4 N_A$  son  $1,54 \times 10^{23}$  moléculas de  $N_2$ .

## Para pensar

Te proponemos un problema basado en un tema de suma importancia como es la reducción de las cantidades de contaminantes en la atmósfera. El monóxido de carbono producido por los automóviles es muy tóxico. Una manera de eliminarlo es mediante su combustión con oxígeno para formar dióxido de carbono, mucho menos tóxico que el monóxido de carbono. La ecuación que representa la reacción es:



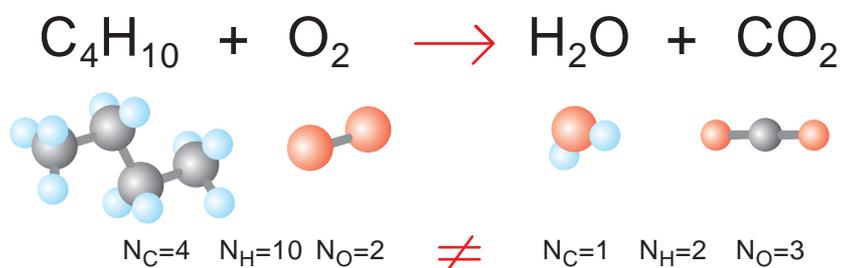
Coloca sobre las líneas el número de moléculas de CO y  $O_2$  que sería necesario para formar dos moléculas de  $CO_2$ . Si se quieren quemar 4 L de CO, ¿cuántos litros de  $O_2$  son indispensables y cuántos litros de dióxido de carbono se emiten al ambiente? Recuerda que asumimos igualdad de presión y temperatura para los gases.



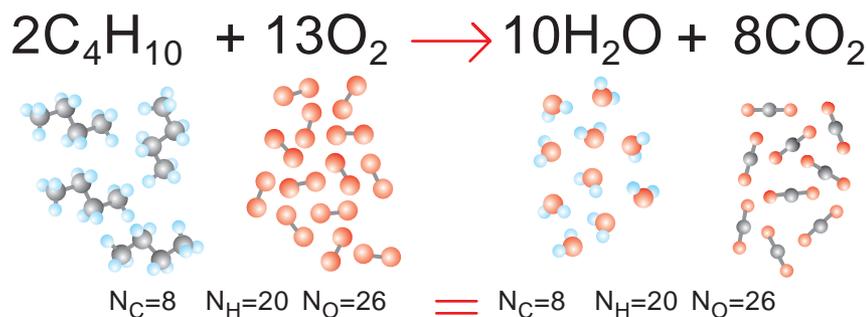
131



# Una ocasión para experimentar



La ecuación química que ves corresponde a la combustión del butano. Puedes constatar que no está balanceada. Hazlo tú. Para ello procede en el siguiente orden: primero, iguala el número de átomos de carbono, luego el de hidrógeno y finalmente el de oxígeno. Tómate tu tiempo. Llegarás al resultado que sigue. N representa el número de átomos.



Recuerda que los coeficientes pueden representar tanto moles como moléculas.

132

## ¿Se cumplió eficazmente la misión de las moléculas?

### Cálculos basados en ecuaciones químicas balanceadas



Poder saber, por ejemplo, qué cantidad de una sustancia de forma cuando ocurre una reacción requiere de la utilización de las ecuaciones químicas balanceadas para realizar el cálculo correspondiente. Tal es el objeto de la **Estequiometría**. Veamos su aplicación en un ejemplo de gran importancia nacional: la obtención del hierro.

Como recuerdas por los capítulos anteriores, la gran mayoría de los metales se encuentran combinados en la naturaleza formando minerales que, a su vez, están dispersos en las rocas. Después de separar el mineral que contiene al hierro del resto de la roca, éste es conducido a un alto horno donde el óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) del mineral reacciona con el carbono del coque y el oxígeno del aire, tal y como lo expresa la siguiente reacción:



Ella resume las diferentes etapas que hay que atravesar hacia la obtención del hierro. Puedes notar que la ecuación ya está balanceada, pues hay el mismo número de átomos de Fe, O y C antes y después de la reacción.

Comenzaremos por considerar la información que nos suministra la ecuación balanceada a nivel macro. Esto es, para formar 4 mol (cuatro moles) de Fe se requieren 2 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 6 mol de C, ¿pero qué cantidad de Fe tiene una masa de 1 000 g? Para dar respuesta a esta pregunta debes hacer uso de la Tabla Periódica, en la cual aparecen las masas molares de cada elemento, es decir, la masa de un mol de átomos de cada elemento. Allí encontrarás que las masas molares de Fe, C y O son:  $55,85 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $12,01 \text{ g mol}^{-1}$  y  $16,00 \text{ g mol}^{-1}$  respectivamente.

De acuerdo con lo anterior,  $55,85 \text{ g}$  es la masa de 1 mol de átomos de Fe, luego  $1\,000 \text{ g}$  es la masa de una cantidad de Fe igual a:

$$1\,000 \text{ g} \times 1 \text{ mol de Fe} / 55,85 \text{ g} = 17,91 \text{ mol de Fe}$$

Como para formar 4 mol de Fe se necesitan 2 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 6 mol de C, entonces para formar  $17,91 \text{ mol}$  de Fe se necesitan:

### Cantidad de $\text{Fe}_2\text{O}_3$

$$17,91 \text{ mol de Fe} \times 2 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3 / 4 \text{ mol de Fe} = 8,96 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3.$$

### Cantidad de C

$$17,91 \text{ mol de Fe} \times 6 \text{ mol de C} / 4 \text{ mol de Fe} = 26,87 \text{ mol de C}.$$

Ahora deseamos saber la masa de  $8,96 \text{ mol}$  de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y de  $26,87 \text{ mol}$  de C que es lo que se pide en este problema.

### Masa de C

Para el C ya sabemos que la masa de 1 mol de átomos es  $12,01 \text{ g}$ , así que la masa de  $26,87 \text{ mol}$  de C es:

$$26,87 \text{ mol de C} \times 12,01 \text{ g de C} / 1 \text{ mol de C} = 322,65 \text{ g de C}.$$

### Masa de $\text{Fe}_2\text{O}_3$

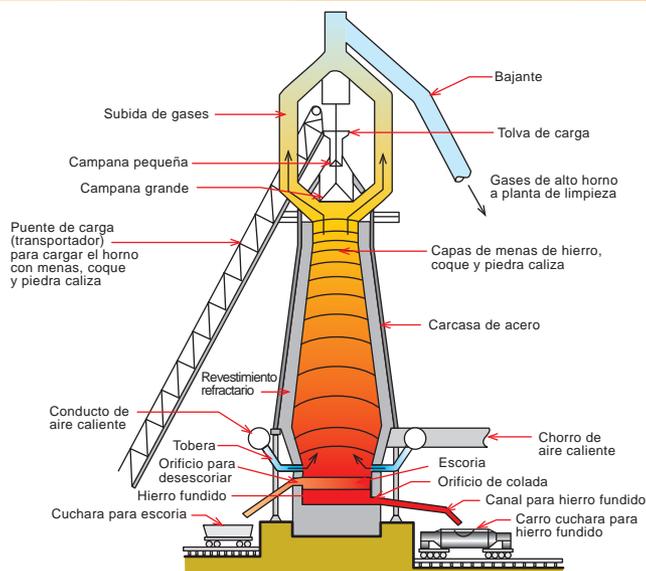
Para el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , la masa de un mol de moléculas es dos veces la masa de un mol de átomos de Fe más tres veces la masa de un mol de O, esto es:

$$2 \times 55,85 \text{ g} + 3 \times 16,00 \text{ g} = 159,70 \text{ g}.$$

Así la masa de 1 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es  $159,70 \text{ g}$ , luego la masa de  $8,96 \text{ mol}$  es:

$$8,96 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \times 159,70 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3 / 1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 1\,430,91 \text{ g de } \text{Fe}_2\text{O}_3.$$

Las principales fuentes de hierro son la hematina, óxido de hierro (III) hidratado; y la limonita, óxido de hierro (III), representada en la fotografía.



Sección transversal de un alto horno para la producción de hierro mostrando sus componentes principales

## Para pensar

Si queremos producir  $1 \text{ kg}$  de hierro ( $1\,000 \text{ g}$ ), ¿qué masa de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y de C se deben introducir en el horno?

133

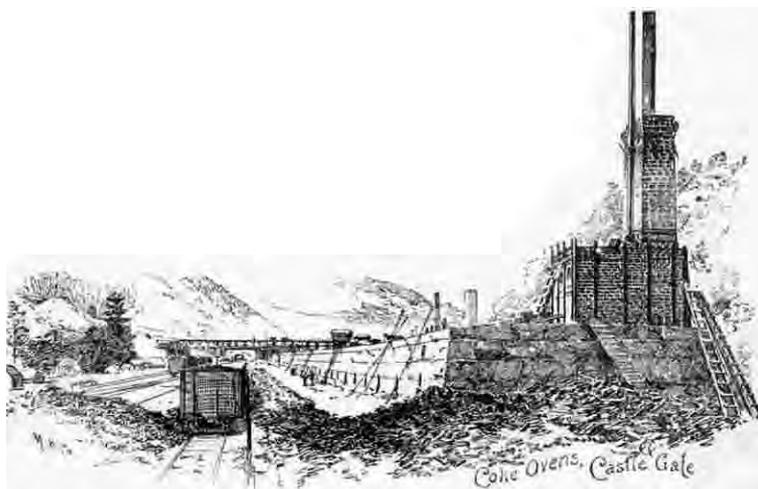


# Del papel a la realidad

Seguramente has oído una frase que dice “el papel lo aguanta todo”. Aludimos a esa frase porque las cantidades de coque y de mineral que se necesitan son usualmente mayores que las calculadas. Una primera razón es que ni el coque es puro carbono ni el mineral es puro óxido de hierro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , por lo que la cantidad de coque a utilizar es más de 322,65 g y la de mineral es mayor que 1 430,91 g, para garantizar las cantidades de C y de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  necesarias para obtener el kilogramo de Fe deseado.

Por ejemplo, si el coque tiene un 90% de pureza, esto es, de cada 100 g de coque solo 90 g son de carbono, entonces para garantizar los 322,65 g de carbono se requiere de:

$322,65 \text{ g de C} \times 100 \text{ g de coque} / 90 \text{ g de C} = 358,50 \text{ g de coque}$ .



Horno de coque (c. 1880)

Otra razón consiste en que al hacer el cálculo no se toman en cuenta muchos de los factores procedimentales que ocasionan que la cantidad de producto que se obtiene sea menor que la esperada, bien sea porque no se completan las reacciones o porque se dificulta la separación del producto deseado. En nuestro caso, el rendimiento teórico sería 1 000 g de Fe, pero el rendimiento real va a ser menor que ese valor.

134

## La energía asociada con las reacciones químicas

La reacción que acabamos de considerar no se produce a temperatura ambiente sino a muy altas temperaturas. El carbono del coque reacciona con una corriente de aire caliente (a 600 °C) que entra por la parte inferior del horno. El aire contiene dinitrógeno ( $\text{N}_2$ ) y dióxígeno ( $\text{O}_2$ ), el primero no reacciona con el carbono pero el segundo sí, según se indica en la siguiente ecuación:



Como puedes ver, en esta ecuación química, además de las sustancias que intervienen y sus coeficientes, se ha agregado información sobre el estado físico de cada sustancia y la cantidad de energía en forma de calor que se desprende (signo menos) o se absorbe (signo más) cuando la reacción ocurre. La ecuación química, escrita de esta forma, constituye un ejemplo de las llamadas ecuaciones termoquímicas. Esta información debería acompañarse de la temperatura y la presión a las cuales se lleva a cabo la reacción. Las reacciones que desprenden energía en forma de calor se denominan exotérmicas, mientras que las que absorben energía se conocen como endotérmicas.



# Combinando ecuaciones termoquímicas

La gran cantidad de energía que se produce al formarse el monóxido de carbono (CO) aumenta la temperatura interior del horno hasta unos 2 000 °C. Esto muestra que el coque es un buen combustible. Ahora hay suficiente energía y CO para ser utilizados en la obtención rápida del hierro a partir de su mineral.

El monóxido de carbono originado en la reacción anterior reacciona con el óxido de hierro (III) y lo transforma, finalmente, en hierro según la ecuación:



Como la temperatura del horno es mayor que la temperatura de fusión del hierro (1 528 °C), el metal absorbe energía en forma de calor y se funde (pasa del estado sólido al estado líquido). Se requieren 14,9 kJ por cada mol de Fe que se funde, luego, para 2 mol de Fe se requieren 29,8 kJ.



Entonces, para obtener hierro líquido esta energía debe sumarse a los -26,7 kJ. Al sumar las dos ecuaciones



se obtiene:



Ahora bien, esta es una reacción endotérmica, por tanto la energía necesaria para que ella ocurra debe provenir de alguna fuente, en este caso, de reacciones que desprendan energía en forma de calor (reacciones exotérmicas).

Esta reacción requiere 3 mol de monóxido de carbono. En la reacción que produce este compuesto (ver esquema anterior) se queman 2 mol de carbono para formar 2 mol de monóxido de carbono y se desprenden -221 kJ; luego, se deberán quemar 3 mol de C para obtener los 3 mol de CO deseados y se desprendarán

$$3 \times (-221 \text{ kJ}) / 2 = -331,5 \text{ kJ.}$$

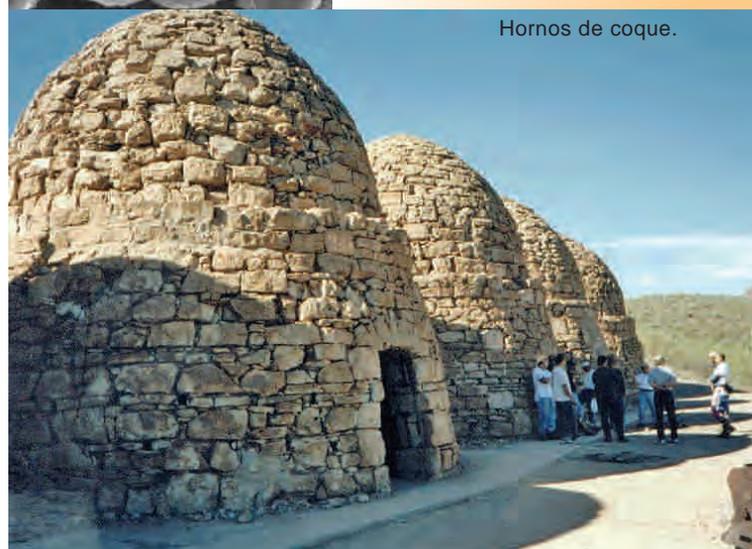


Industrias Sloss, Birmingham, Alabama, EE.UU.



$\text{Fe}_2\text{O}_3$

135



Hornos de coque.



Industrias Sloss, Birmingham, Alabama, EE.UU.

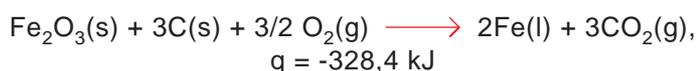


# Transferencia energética entre reacciones

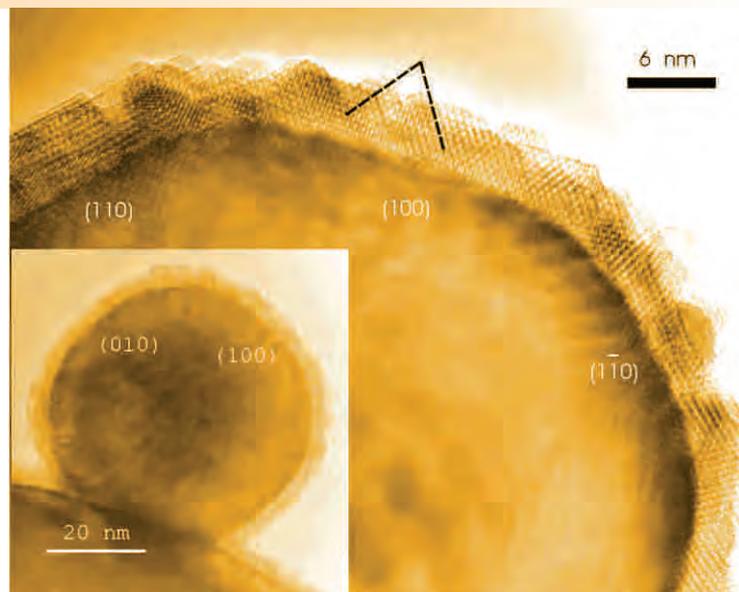
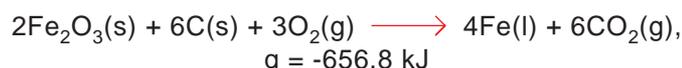
La energía que se produce (-331,5 kJ) es más que suficiente para proveer los 3,1 kJ que nos faltan para llevar el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  a  $\text{Fe(l)}$ . Al sumar las dos ecuaciones, tendremos:



Se obtiene así:



Si consideras la formación de 4 mol de  $\text{Fe}$  líquido, deberás multiplicar el valor anterior por 2. Finalmente obtendrás -656,8 kJ.



Nanopartículas de hierro atrapadas por una capa de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

Como puedes ver, se desprende una gran cantidad de energía, la cual puede emplearse para calentar el aire que entra por la parte inferior del horno.

136

## La celeridad en el cumplimiento de la misión de las moléculas: Cómo hacer para que una reacción ocurra más rápido

Al comienzo insistimos en que la reacción que conduce a la obtención del hierro no se realiza a temperatura ambiente sino a las muy altas temperaturas de un horno. Ahora vamos a ser más precisos; no es que no ocurra la reacción a temperatura ambiente sino que ocurriría tan lentamente que se necesitarían siglos para obtener el deseado hierro. Como nuestra vida dura menos que eso y nuestras necesidades de hierro y de acero son tan grandes, hay que lograr que este proceso se desarrolle más rápidamente, es decir, debemos aumentar su rapidez de reacción.

Aumentar la temperatura ha sido la solución para el caso del hierro; también lo es cuando cocinamos nuestros alimentos. Pero no siempre la única solución es aumentar la temperatura. El coque y los minerales de hierro antes de ser introducidos al horno son triturados. De esa manera, la superficie de contacto entre las sustancias reaccionantes aumenta y la reacción ocurre más rápido. Cuando masticas tus alimentos, no sólo lo haces para facilitar su paso por el esófago sino también porque al reducirlos de tamaño facilitas todas las reacciones químicas involucradas en la digestión, muchas de las cuales te permiten prolongar la sensación del sabor que disfrutas.

