

Estequiometría

PRIMERA PARTE

MANIFESTACIONES
DE LA MATERIA

TEMARIO

CON ESCEPTICISMO: ¿Es importante la industria? 198	TE TOCA A TI: Antidetonantes y gasolina 218
CANTIDAD DE SUSTANCIA DE ELEMENTOS EN UN COMPUESTO 199	Bebidas efervescentes 218
Fórmula mínima y fórmula molecular 199	TE TOCA A TI: ¿Qué contiene un Alka-Seltzer? 219
TE TOCA A TI: La fórmula mínima 200	Jabones y detergentes 219
Composición elemental 201	TE TOCA A TI: Composición elemental de jabones y detergentes 222
¿CÓMO SE RESUELVE?: Composición elemental 202	DESCÚBRELO TÚ: Jabones y detergentes 222
HERRAMIENTA: Razones unitarias y razones básicas 203	REACTIVO LIMITANTE 223
TE TOCA A TI: Composición elemental 203	Para determinar el reactivo limitante 224
Composición elemental y fórmula mínima 204	¿CÓMO SE RESUELVE?: Reactivo limitante 225
¿CÓMO SE RESUELVE?: Fórmula mínima 205	TE TOCA A TI: Reactivo limitante 227
TE TOCA A TI: La fórmula mínima y la composición elemental 205	Relación aire/combustible en un motor 227
EN EQUIPO: ¿Fórmula mínima o composición elemental? 206	TE TOCA A TI: Reactivo en exceso 228
Composición elemental y fórmula molecular 207	EN EQUIPO: Los chiles en nogada 228
¿CÓMO SE RESUELVE?: Fórmula molecular 207	DESCÚBRELO TÚ: Reactivo limitante 229
TE TOCA A TI: Composición elemental y fórmula molecular 207	TE TOCA A TI: Cantidad de sustancia 230
Otros cálculos con la composición elemental 207	CTS Salud: Intoxicaciones y hormonas 230
TE TOCA A TI: Cantidad de metal en un mineral 208	EN EQUIPO: Las hormonas 230
QUIMICA IBEROAMERICANA: La fórmula de la nicotina 208	Hormonas tiroideas 232
DESCÚBRELO TÚ: Fórmulas químicas 209	Hormonas peptídicas 233
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS 210	Hormonas esteroidales 233
HERRAMIENTA: Razones estequiométricas 211	Prostaglandinas 234
DESCÚBRELO TÚ: La conservación de la materia 213	RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN 235
TE TOCA A TI: Masa y cantidad de sustancia 214	¿CÓMO SE RESUELVE?: Porcentaje de rendimiento 236
Óxidos del azufre en la atmósfera 214	TE TOCA A TI: Porcentaje de rendimiento 237
TE TOCA A TI: Eliminación de SO_2 216	Polímeros sintéticos, materiales para cualquier cosa 237
CTS Tecnológico: Acido sulfúrico 217	DESCÚBRELO TU: Formación de nylon 239
Producción de metil terbutil éter 217	CTS Materiales: Pinturas 240
	DE FRONTERA: Polímeros en medicina 242
	QUÍMICA IBEROAMERICANA: La química de productos naturales en Latinoamérica 243
	PROBLEMAS Y ACTIVIDADES 246
	BIBLIOGRAFÍA 249



CON ESCEPTICISMO:

¿Es importante la industria?

La ciudad de São Paulo en Brasil es una ciudad catalogada como industrial. ¿Eso es bueno o malo? La primera idea que nos viene a la cabeza es que por ser industrial, la ciudad está contaminada. Independientemente de cómo sea la ciudad de São Paulo, lo que es cierto es que la palabra industria nos lleva a pensar en contaminación, pero ¿qué tiene que ver la contaminación con la industria?

A la industria y a la contaminación las hemos relacionado entre sí y aceptado como un mal de estos tiempos, sin preguntarnos qué es la industria y porqué se relaciona con procesos contaminantes. La palabra industria, del diccionario de la Real Academia Española, significa “Maña y destreza o artificio para hacer una cosa. Conjunto de operaciones materiales ejecutadas para la obtención, transformación o transporte de uno o varios productos naturales”. Bajo esta definición, ¿la cosecha del trigo o el transporte de tomates desde el campo hasta el mercado son procesos industriales? Si la respuesta es que sí, ¿en qué contaminan? ¿Podemos prescindir de la industria?

**Figura 6.1**

La ciudad de São Paulo en Brasil, una de las más grandes del mundo.

Es posible que en realidad relacionemos a los procesos industriales con las fábricas de jabón, papel, pinturas, telas y fibras, de automóviles o computadoras. En estos casos, se puede pensar en un proceso contaminante asociado a la producción de los productos que utilizamos todos los días. Pero, ¿por qué contamina una fábrica de jabón? ¿Qué acaso es el precio que tenemos que pagar por tener las comodidades características de esta época, a las que casi nadie está dispuesto a renunciar?

En cualesquiera de estas industrias, lo que se llevan a cabo son reacciones químicas, mismas que pueden representarse con ecuaciones químicas. Los reactivos son lo que se conoce como la materia prima. Los contaminantes pueden ser parte de los productos de la reacción, o bien estar en los reactivos. Para no producir contaminantes o bien eliminarlos antes de que se conviertan en un problema, hay que saber hacer las reacciones adecuadamente.

Relacionar a las palabras “industria” y “contaminación” no deja de ser un grave problema. Es cierto que hay una buena cantidad de ejemplos en los que, en efecto, han estado íntimamente asociadas. Uno de estos malos ejemplos lo constituyó la empresa *Cromatos* de México, que dejó abandonados residuos tóxicos de cromato en una amplia zona. Pero también existen los buenos ejemplos, como es el caso de industrias *Dupont*, que ponen un gran interés en mejorar los procesos de todas sus plantas con tal de evitar accidentes, promover la salud y beneficiar el medio ambiente. *Dupont* entrega anualmente premios a sus empresas por haber llevado a cabo proyectos de beneficio ambiental. Su

**Figura 6.2**

La industria de la computación, ¿es prescindible?

programa SHE [por las letras con las que empiezan las palabras “Security” (Seguridad), “Health” (Salud) y “Environment” (Medio ambiente)], refleja una concepción amplia del concepto de seguridad, que abarca tanto el interior de la instalación industrial como su exterior, lo cual incluye la salud de la comunidad y del hábitat que la rodea. Cada vez son más los buenos ejemplos, aunque son poco conocidos por todos.

Con las ecuaciones químicas ¿se podrá conocer cuánto se va a obtener de determinado producto y cuánto se necesita como materia prima de cierto reactivo? Si esto es así, ¿se podría determinar la cantidad de contaminación que se produce? ¿Por qué en ocasiones queda materia prima sin reaccionar? ¿Será que en la industria los procesos no están suficientemente estudiados y que por ello se produce la contaminación? De cualquier forma, ¿qué es preferible, mejorar la industria o eliminarla y con ella todas las ventajas que nos aporta? ¿Qué nos cuesta lograr que la industria no contamine? ¿Mucho dinero? Los productos, ¿cuánto costarán? ¿El doble? ¿El triple?

CANTIDAD DE SUSTANCIA DE ELEMENTOS EN UN COMPUESTO

En el capítulo anterior estudiamos cómo obtener la masa molar de un compuesto formado por entidades llamadas “fórmulas” sean moleculares o no. Los químicos utilizamos las fórmulas químicas para expresar la composición de las moléculas o de los compuestos iónicos. Recuerda de capítulos anteriores que los compuestos iónicos no forman moléculas, ya que constituyen cristales formados por iones positivos y negativos.

Por composición entendemos el número y tipo de átomos en un compuesto. Los subíndices de los símbolos elementales en una fórmula hablan del número de átomos de ese elemento presentes en la fórmula.

Por ejemplo, en la molécula de agua (H_2O) sabemos que hay dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. Si tenemos un mol de moléculas de agua, tendremos dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno.

El cloruro de sodio se representa como $NaCl$, lo que nos indica que hay el mismo número de iones cloruro que de iones sodio. Aún cuando en este caso no se forma una molécula porque lo que se tiene es un compuesto iónico, la fórmula nos muestra que en el compuesto habrá igual cantidad de iones de cloro que de sodio. Si tenemos un mol de fórmulas de cloruro de sodio tendremos un mol de iones sodio y un mol de iones cloruro.

Todo compuesto puede representarse por su fórmula química. En general podemos hablar de dos tipos de fórmulas, la mínima y la molecular, aunque hay otras formas de expresión, como ya estudiamos en el capítulo 4.

Fórmula mínima y fórmula molecular

Del capítulo 2 podemos recordar que:

- Una fórmula química expresa las proporciones relativas de los átomos que constituyen el compuesto.
- Una fórmula molecular, además expresa el número de átomos de cada elemento que forman una molécula del compuesto. Solamente se emplea en el caso de que el compuesto esté realmente constituido por moléculas.
- Una fórmula mínima es la reducción de una fórmula molecular a su mínima expresión entera.

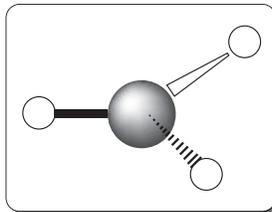


Figura 6.3

La fórmula química nos indica la relación de átomos presentes. En la figura una molécula de amoníaco, NH_3 , con tres átomos de hidrógeno y uno de nitrógeno.

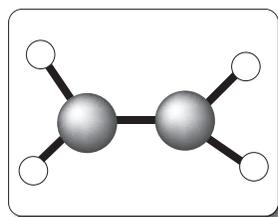


Figura 6.4
La hidrazina está formada por moléculas con fórmula N_2H_4 , por lo cual su fórmula mínima es NH_2 .

Para muchos compuestos, la fórmula mínima y la molecular son iguales. El agua es un ejemplo. Su fórmula, H_2O , no se puede reducir porque no se puede tener menos de un átomo de oxígeno. Lo mismo ocurre con el amoníaco (NH_3), el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4) y el metanol (CH_4O), entre otros.

En ocasiones la fórmula molecular de los compuestos de carbono se escribe de manera distinta, con el objeto de señalar el grupo funcional. Por ejemplo, la fórmula molecular del metanol puede escribirse como CH_4O o como CH_3OH . En esta última se indica el grupo funcional alcohol (OH). Esto puede resultar importante cuando se tienen compuestos con la misma fórmula molecular pero distinto grupo funcional. Por ejemplo, la fórmula C_2H_6O puede corresponder a un alcohol o a un éter. Si las fórmulas las escribimos como C_2H_5OH y CH_3OCH_3 entonces sí podemos distinguir entre uno y otro. De cualquier manera, estas fórmulas son moleculares, la única e importante diferencia es que dan un poco más de información. (Ver figura 6.5).

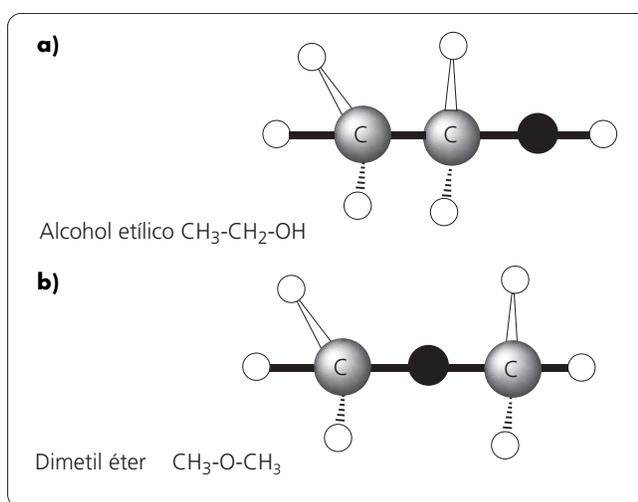
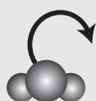


Figura 6.5
La fórmula mínima C_2H_6O corresponde a un alcohol y a un éter, como se observa en el dibujo. **a)** Alcohol etílico **b)** Dimetiléter.



TE TOCA A TI: La fórmula mínima

Investiga y escribe las fórmulas mínimas de los siguientes compuestos:

- a)** glucosa
- b)** sacarosa
- c)** vitamina C o ácido ascórbico
- d)** etileno
- e)** propeno
- f)** buteno
- g)** benceno
- h)** tolueno
- i)** metano
- j)** etano

- k)** propano
- l)** heptano

Marca las diferencias entre la glucosa, la sacarosa y la vitamina C. Trata de escribir la fórmula estructural de cada una de ellas. ¿Cómo explicas que la sacarosa tenga el doble de átomos de carbono que la glucosa, pero no el doble de átomos de hidrógeno y oxígeno? Si n es el número de carbonos que tiene un alcano lineal, deduce una fórmula mínima general para los alcanos lineales. Haz lo mismo para los alquenos lineales.

Con las fórmulas mínimas y moleculares, ¿se puede obtener el porcentaje en masa de los elementos en la molécula? Explica tu respuesta.

Composición elemental

Con la fórmula química podemos conocer el tipo y el número de átomos que hay en un compuesto. También sabemos la cantidad de sustancia que tenemos de cada elemento presente, si conocemos la cantidad de sustancia del compuesto. Recordemos lo que vimos en el capítulo anterior, para determinar qué otras cosas podemos obtener de las fórmulas químicas.

A estas alturas del libro, ya sabemos cómo obtener cantidad de sustancia a partir de masa, número de átomos a partir de cantidad de sustancia, masa a partir de número de átomos o cualquier otra combinación. En la figura 6.6 se muestra cómo se obtienen estas cantidades.

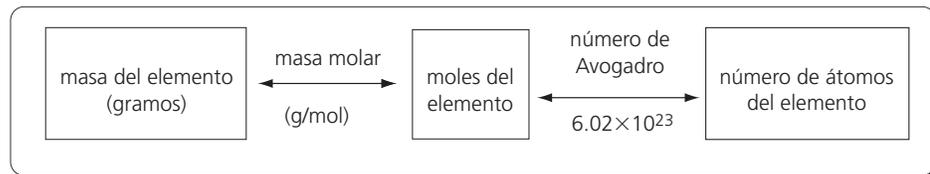


Figura 6.6

Relación entre la masa de un elemento y la cantidad de sustancia del elemento; relación entre la cantidad de sustancia y el número de átomos de un elemento.

Es por ello que, al conocer la fórmula química de un compuesto también podemos determinar su composición en masa o composición elemental.

La **composición en masa o composición elemental** es el porcentaje en masa de cada elemento en un compuesto o en una especie química.

Para determinar la composición elemental necesitamos fijar una cierta cantidad de compuesto. Por simplicidad, supongamos que tenemos un mol de compuesto. Como la masa de un mol de cualquier compuesto es llamada masa molar, tenemos la cantidad en gramos de la masa molar del compuesto. La cantidad en gramos que tenemos del compuesto es el 100 por ciento de la muestra. También conocemos cuál es la masa de cada uno de los elementos que aparecen en él, ya que sabemos la masa molar y la cantidad de átomos de cada elemento en la fórmula del compuesto. Estos datos nos permiten calcular la relación en porcentaje en masa de cada uno. Con el siguiente ejemplo esto quedará más claro. (Ver figura 6.7).

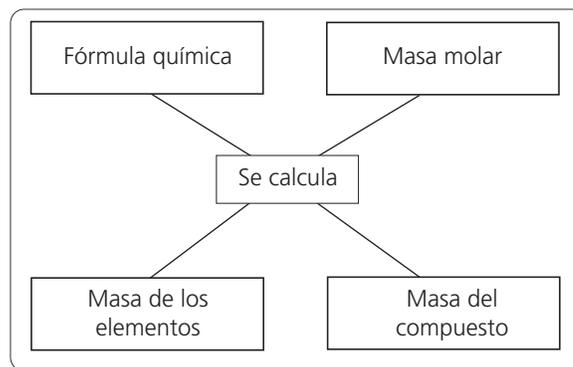


Figura 6.7

Con la fórmula química de un compuesto y las masas molares de los elementos que lo componen, se puede calcular la masa de cada uno de los elementos presentes en el compuesto y la del compuesto mismo.



¿CÓMO SE RESUELVE?: Composición elemental

La fórmula molecular de la hidracina es N_2H_4 . Determina su composición elemental.

Suponemos que tenemos un mol de compuesto. Para determinar la masa molar del compuesto, sumamos las masas molares de todos los átomos que constituyen la molécula o fórmula. Para la hidracina, N_2H_4 , la masa molar será:

$$2 (M_N) + 4 (M_H) = 2 (14.007) + 4 (1.008) = 32.046 \text{ g en un mol de compuesto}$$

La masa de cada uno de los elementos que aparecen en la fórmula se obtiene con la masa molar de cada átomo y el número de esos átomos que aparece en la fórmula. Para ello utilizamos las razones unitarias correspondientes y las multiplicamos por los datos del problema. En nuestro ejemplo, para el nitrógeno multiplicamos el dato (2 moles) por la razón unitaria y obtenemos lo siguiente:

$$m_N = [2 \text{ moles de átomos de N}] \left[\frac{14.007 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de átomos de N}} \right] = 28.014 \text{ g de N}$$

Lo mismo se hace para el hidrógeno:

$$m_H = [4 \text{ moles de átomos de H}] \left[\frac{1.008 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de átomos de H}} \right] = 4.032 \text{ g de H}$$

La masa molar del compuesto es el 100%, por lo que la razón unitaria que nos permite calcular el porcentaje en masa para nuestro ejemplo es la siguiente:

$$\left[\frac{100\% \text{ de masa}}{32.046 \text{ g}} \right]$$

Con esto podemos calcular el porcentaje en masa de nitrógeno

$$\%N = 28.014 \text{ g} \left[\frac{100\% \text{ de masa}}{32.046 \text{ g}} \right] = 87.42\%$$

y de hidrógeno

$$\%H = 4.032 \text{ g} \left[\frac{100\% \text{ de masa}}{32.046 \text{ g}} \right] = 12.58\%$$

Lo que estos números significan es que, en una muestra de 100 g de hidracina tendremos 87.42 g de nitrógeno (87.42%) y 12.58 g de hidrógeno (12.58%). La suma de ambos porcentajes (87.42% + 12.58%) es igual al 100%. (Ver figura 6.8).

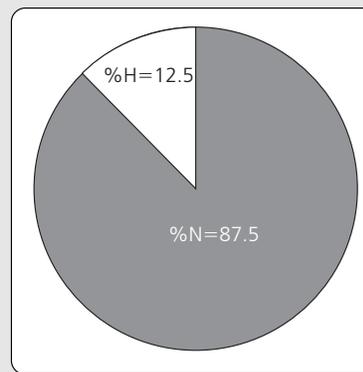


Figura 6.8

Representación de la composición elemental de la hidracina.

Si calculamos el porcentaje en masa de la hidracina, pero ahora utilizamos la fórmula mínima (NH_2), obtendremos lo siguiente:

$$(M_{\text{N}}) + 2(M_{\text{H}}) = (14.007) + 2(1.008) = 16.023 \text{ g en un mol de fórmulas mínimas}$$

$$m_{\text{N}} = [1 \text{ mol de átomos de N}] \left[\frac{14.007 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de átomos de N}} \right] = 14.007 \text{ g de N}$$

$$m_{\text{H}} = [2 \text{ moles de átomos de H}] \left[\frac{1.008 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de átomos de H}} \right] = 2.016 \text{ g de H}$$

La masa total del compuesto ahora es 16.023 g, por lo que la razón unitaria que nos permite calcular el porcentaje en masa para nuestro ejemplo es la siguiente:

$$\left[\frac{100\% \text{ de masa}}{16.023 \text{ g}} \right]$$

Con esto podemos calcular el porcentaje en masa de nitrógeno

$$\% \text{N} = 14.007 \text{ g} \left[\frac{100\% \text{ de masa}}{16.023 \text{ g}} \right] = 87.42\%$$

y de hidrógeno

$$\% \text{H} = 2.016 \text{ g} \left[\frac{100\% \text{ de masa}}{16.023 \text{ g}} \right] = 12.58\%$$

La fórmula mínima y la fórmula molecular dan los mismos resultados de composición elemental. Esto se debe a que ambas fórmulas expresan la composición de un compuesto, por lo que la composición elemental es la misma, no importa cuál de las dos fórmulas utilicemos para determinarla.



HERRAMIENTA:

Razones unitarias y razones básicas

Esta herramienta es un recordatorio de dos conceptos importantes que surgieron en el capítulo anterior.

Una razón básica es el cociente entre dos cantidades que están relacionadas de alguna manera. Por ejemplo:

$$\left[\frac{2 \text{ moles de átomos de hidrógeno}}{1 \text{ mol de moléculas de agua}} \right]$$

Una razón unitaria es el cociente entre dos cantidades que son equivalentes. Por ejemplo:

$$\left[\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol de partículas}} \right]$$



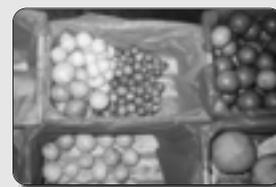
TE TOCA A TI:

Composición elemental

La vitamina C o ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) ayuda a prevenir la enfermedad conocida como escorbuto y su consumo protege contra los resfriados comunes. Calcula la composición elemental de la vitamina C a partir de su fórmula química.

Figura 6.9

Las naranjas, los limones y las guayabas contienen grandes cantidades de vitamina C.



Composición elemental y fórmula mínima

El procedimiento utilizado para determinar la composición elemental puede invertirse y con ello obtener la fórmula mínima a partir de la composición elemental.

Supongamos un compuesto cuyo análisis elemental muestra que tiene 3.08% en masa de hidrógeno (H), 31.61% en masa de fósforo (P) y 65.31% en masa de oxígeno (O). La suma es 100%. Para calcular la masa de cada elemento presente tenemos que tomar una muestra del compuesto y conocer su masa. Supongamos que tenemos 100 g de compuesto. En esta muestra habrá las siguientes masas de cada elemento, obtenidas a partir de sus porcentajes:

hidrógeno	3.08 g
fósforo	31.61 g
oxígeno	65.31 g

Cabe resaltar que la masa total del compuesto (100 g) la escogimos de manera arbitraria. Podríamos haber seleccionado cualquier otro valor y con ello calcular los porcentajes de cada elemento. La ventaja de utilizar 100 g como masa total es aprovechar directamente que los datos están dados en porcentajes.

Una vez que tenemos la masa de cada elemento en el compuesto, podemos calcular la cantidad de sustancia de cada uno, como se indica a continuación

$$n_{\text{H}} = [3.08 \text{ g de H}] \left[\frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1.008 \text{ g de H}} \right] = 3.055 \text{ moles de átomos de H}$$

$$n_{\text{P}} = [31.61 \text{ g de P}] \left[\frac{1 \text{ mol de átomos de P}}{30.974 \text{ g de P}} \right] = 1.021 \text{ moles de átomos de P}$$

$$n_{\text{O}} = [65.31 \text{ g de O}] \left[\frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{15.999 \text{ g de O}} \right] = 4.082 \text{ moles de átomos de O}$$

Con estos datos, podríamos escribir la fórmula del compuesto como $\text{H}_{3.055}\text{P}_{1.021}\text{O}_{4.082}$, la cual nos daría la relación de los elementos presentes en el compuesto. Sin embargo, en las fórmulas químicas se utilizan números enteros, debido a que representan el número de átomos o moles de átomos. Como los átomos no pueden ser fraccionarios, en las fórmulas tenemos que utilizar números enteros. Para obtener los subíndices como números enteros, lo que hacemos es dividirlos a todos entre el número más pequeño de ellos. Con esto no se afecta la relación, porque todos ellos serán divididos por el mismo valor. En nuestro ejemplo, el número más pequeño es 1.021. Corresponde a la cantidad de sustancia de fósforo y nos indica que el fósforo es el que está en menor cantidad. Hacemos las siguientes operaciones:

$$\text{H: } \left[\frac{3.055 \text{ átomos de H}}{1.021 \text{ átomos de P}} \right] = 2.99 \text{ átomos de H por cada átomo de P}$$

$$\text{P: } \left[\frac{1.021 \text{ átomos de P}}{1.021 \text{ átomos de P}} \right] = 1.00$$

$$\text{O: } \left[\frac{4.082 \text{ átomos de O}}{1.021 \text{ átomos de P}} \right] = 3.99 \text{ átomos de O por cada átomo de P}$$

La razón de hacer estos cocientes es obtener el número de átomos de hidrógeno y oxígeno que se tienen por cada átomo de fósforo, ya que el fósforo es el que se encuentra en menor cantidad. Observa que la fórmula química siempre nos revela cantidades relativas de los átomos presentes.

Figura 6.10

El ácido fosfórico es un ingrediente de detergentes, fertilizantes y pastas dentales.

PENDIENTE

Los resultados indican que tenemos tres moles de átomos de H y cuatro moles de átomos de O por cada mol de átomos de P. La fórmula mínima queda entonces como H_3PO_4 , que es la fórmula del ácido fosfórico, un importante componente de algunos fertilizantes, de la pasta dental y de los detergentes.



¿CÓMO SE RESUELVE?: Fórmula mínima

Una muestra de un compuesto tiene 47.98% de Zn y 52.02% de Cl. Determina la fórmula mínima.

Para determinar la fórmula mínima, suponemos una masa total de 100 g, de los cuales 47.98 g son de Zn y 52.02 g son de Cl, de acuerdo a los porcentajes en masa. A partir de la masa de cada elemento, obtenemos la cantidad de sustancia de cada elemento que tiene el compuesto:

$$n_{\text{Zn}} = 47.98 \text{ g de Zn} \left[\frac{1 \text{ mol de átomos de Zn}}{65.37 \text{ g de Zn}} \right] = 0.734 \text{ moles de átomos de Zn}$$

$$n_{\text{Cl}} = 52.02 \text{ g de Cl} \left[\frac{1 \text{ mol de átomos de Cl}}{35.453 \text{ g de Cl}} \right] = 1.467 \text{ moles de átomos de Cl}$$

Dividimos estos números por entre el más pequeño, para obtener átomos de cloro por cada átomo de Zn:

$$\text{Para el Zn: } \left[\frac{0.734}{0.734} \right] = 1.0 \quad \text{Para el Cl: } \left[\frac{1.467}{0.734} \right] = 1.998 \text{ átomos de Cl por cada átomo de Zn}$$

Con esto, la fórmula mínima es ZnCl_2 .

Cabe resaltar que los datos del problema pueden indicarse en unidades de masa directamente, no como porcentajes. La fórmula mínima en estos casos se determina de la misma forma, tan sólo nos evitamos el paso de transformar los porcentajes en masa a gramos. Para este ejemplo, si los datos hubieran sido que se tienen 47.98 g de Zn y 52.02 g de Cl, transformamos estas unidades de masa en cantidad de sustancia y de ahí obtenemos la fórmula mínima de igual forma.



TE TOCA A TI:

La fórmula mínima y la composición elemental

- 1) Una muestra de 2.5 g de un compuesto tiene 3.08% de hidrógeno (H), 31.61% de fósforo (P) y 65.31% de oxígeno (O). Determina la fórmula mínima. Nota que este compuesto es el ácido fosfórico que calculamos en un ejemplo anterior, sólo que ahora la masa total del compuesto es 2.5 g y no 100 g como supusimos en el ejemplo. Compara la fórmula mínima que obtienes con estos datos, con la fórmula mínima que obtuvimos anteriormente.
- 2) El análisis elemental de un compuesto indica que se tiene 40.92% de C, 4.58% de hidrógeno y 54.50% de oxígeno. Determina la fórmula mínima. El compuesto es el ácido ascórbico o vitamina C.

En ocasiones, como en el ejemplo de la vitamina C del TE TOCA A TI anterior, es un poco más difícil llegar a obtener números enteros. Si hiciste el ejercicio anterior, habrás notado que después de dividir entre el número más pequeño obtienes lo siguiente:

$$\text{C: } \left[\frac{3.407}{3.406} \right] = 1.00 \text{ átomos de C/átomo de O}$$

$$\text{H: } \left[\frac{4.54}{3.406} \right] = 1.33 \text{ átomos de H/átomo de O}$$

$$\text{O: } \left[\frac{3.406}{3.406} \right] = 1.00$$

Ahora tenemos que convertir 1.33 en un número entero. Ya no podemos dividir por entre el más pequeño, porque es igual a 1 y esto no nos resuelve el problema. Podemos multiplicar por un mínimo común múltiplo, es decir, por el número más pequeño con el cual, al multiplicar, se obtengan números enteros. Para este ejemplo, este número es el 3, ya que $2(1.33) = 2.66$ está lejos de ser entero, pero $3(1.33) = 3.99$ lo podemos aproximar fácilmente a 4. Multiplicamos todos los subíndices por 3 y obtenemos $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ como fórmula mínima.

Para determinar la fórmula mínima a partir de la composición elemental de un compuesto, se pueden seguir los siguientes pasos:

- Cuando no se indica la masa de la muestra, supón una masa total de compuesto. Lo más conveniente es que la masa total sea igual a 100 g.
- Calcula la masa de cada elemento presente en el compuesto a partir del porcentaje. Este paso no es necesario cuando se conoce la masa de cada elemento presente en el compuesto.
- Calcula la cantidad de sustancia de cada elemento presente en el compuesto, para lo cual se utilizan las masas molares como razones unitarias.
- Si la cantidad de sustancia de cada elemento en el compuesto no es un número entero, divídelo entre el más pequeño de los valores.
- Si aún así no todos los números son enteros, multiplica por un común múltiplo a todos los valores, para obtener números enteros.



EN EQUIPO:

¿Fórmula mínima o composición elemental?

La fórmula mínima se utiliza para determinar la composición elemental. Con la composición elemental se puede determinar la fórmula mínima. De esta forma las dos están íntimamente relacionadas. Dividan al grupo en dos equipos. Uno de los grupos desarrolle una presentación en la que expliquen el concepto de fórmula mínima a partir de la composición elemental. El otro equipo desarrollará una presentación en la que expli-

que la composición elemental a partir de la fórmula mínima. Hagan una exposición ante el grupo de cada una de las presentaciones y organicen un debate en el que se discuta cómo es mejor explicar cada uno de los temas. Históricamente, ¿qué concepto creen que se desarrolló primero, el de fórmula mínima o el de composición elemental? Explica tu respuesta.

Composición elemental y fórmula molecular

La fórmula que se obtiene a partir del análisis elemental es siempre la fórmula mínima, debido a que los coeficientes en la fórmula siempre se reducen a su número entero más pequeño. Para obtener la fórmula molecular necesitamos conocer la masa molar del compuesto y la fórmula mínima, que podemos determinar a partir de la composición elemental.

La masa molar de un compuesto tiene que ser un múltiplo entero de la masa molar de su fórmula mínima, ya que la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula mínima. En el caso de la hidracina, su fórmula mínima NH_2 se obtuvo dividiendo por entre dos la fórmula molecular N_2H_4 . Las masas molares de cada fórmula son 16.026 y 32.052 g/mol respectivamente, es decir, una es el doble de la otra.

Experimentalmente existen formas de conocer la masa molar de compuestos desconocidos. Esto lo veremos un poco más adelante en el libro (en el capítulo 11, por ejemplo, cuando desarrollemos las propiedades coligativas).



¿CÓMO SE RESUELVE?: Fórmula molecular

La fórmula mínima de un compuesto es $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ y su masa molar es igual a 176.12 g/mol. Determina su fórmula molecular.

Como la masa molar de la fórmula molecular es un múltiplo de la masa molar de la fórmula mínima, lo primero que hacemos es determinar la masa molar de la fórmula mínima.

$$3(12.011) + 4(1.008) + 3(15.999) = 88.062 \text{ g/mol}$$

Para saber cuántas veces es mayor la masa molar de la fórmula molecular con respecto a la masa molar de la fórmula mínima, dividimos una por entre la otra de la siguiente forma:

$$\frac{176.12}{88.062} = 1.999$$

Esto quiere decir que la fórmula molecular es el doble de la fórmula mínima, con lo que la fórmula molecular será $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.



TE TOCA A TI: Composición elemental y fórmula molecular

Una muestra de 5.7 g de un compuesto tiene 85.62% de C y 14.38% de H. Su masa molar es igual a 98.182 g/mol. Determina la fórmula mínima y la fórmula molecular del compuesto.



Figura 6.11
Minero dentro de una mina.

Otros cálculos con la composición elemental

En ocasiones resulta importante conocer la masa de determinado elemento que se puede obtener de un compuesto, sobretodo en la industria minera, donde los minerales contienen al metal en forma de un compuesto, y lo que interesa es extraer el metal del mineral. (Ver figura 6.11).

Por ejemplo, la calcopirita, el principal mineral de cobre, contiene además hierro y azufre. Su fórmula química es CuFeS_2 . Si de una mina se extraen 4.5×10^3 kg de mineral, ¿cómo saber cuánto cobre y cuánto hierro se puede extraer?

Con la fórmula del compuesto sabemos la proporción de cobre y hierro que tenemos, pues podemos calcular el porcentaje en masa de estos elementos en el compuesto. Para este ejemplo podemos calcular la masa molar del compuesto, la del cobre y la del hierro.

La masa molar del compuesto es:

$$(63.546) + (55.847) + 2(32.06) = 183.513 \text{ g/mol}$$

De esa masa total, 63.55 g son de cobre y 55.85 g son de hierro. Estas cantidades representan los siguientes porcentajes en masa:

$$\text{Para el Cu: } 63.546 \text{ g} \left[\frac{100\% \text{ de masa}}{183.513 \text{ g}} \right] = 34.63\%$$

$$\text{Para el Fe: } 55.847 \text{ g} \left[\frac{100\% \text{ de masa}}{183.513 \text{ g}} \right] = 30.43\%$$

Con estos datos y el valor de la masa de la muestra, tenemos lo que se obtendrá de cobre y de hierro de la forma siguiente:

$$\text{Para el Cu: } 34.63\% \left[\frac{4.5 \times 10^3 \text{ kg}}{100\%} \right] = 1.558 \times 10^3 \text{ kg}$$

$$\text{Para el Fe: } 30.43\% \left[\frac{4.5 \times 10^3 \text{ kg}}{100\%} \right] = 1.369 \times 10^3 \text{ kg}$$



TE TOCA A TI:

Cantidad de metal en un mineral

1. La hematita es un mineral de hierro. Su fórmula química es Fe_2O_3 . En una mina se extraen 7.8×10^4 kg de mineral mensualmente. Calcula la cantidad de hierro que se obtiene de la mina en un año.
2. Calcula la cantidad de pirolusita (MnO_2) que se tiene que extraer de una mina, si se quieren obtener 2.3×10^3 kg de manganeso.



QUÍMICA IBEROAMERICANA: La fórmula de la nicotina

Colaboración de José Antonio Chamizo¹



Figura 6.12
José Antonio Chamizo en la UNAM.

Vicente Ortigosa, originario de Tepic (que en aquel entonces correspondía a la Intendencia de Guadalajara y que llegó a ser un importante productor de tabaco) se matriculó en la Universidad de Giessen, Alemania, el 29 de octubre de 1839, allí estudió hasta 1842, realizando su tesis titulada *Sobre la composición de la nicotina y de algunos de sus compuestos*, bajo la dirección de

Justus von Liebig, un reconocido químico alemán del siglo XIX. (Ver figura 6.13).

El laboratorio donde Ortigosa realizó sus investigaciones estaba catalogado en su tiempo como el mejor del mundo. Afortunadamente hay una litografía que lo describe con sumo cuidado, en la que aparece él mismo.



Figura 6.13
Litografía del laboratorio de Justus von Liebig. Vicente Ortigosa es el primero de la izquierda.

¹ Profesor de carrera de la Facultad de Química de la UNAM, en México. Extraído del capítulo "La nicotina del tabaco, algo de la química del siglo XIX", págs. 138-183 del libro *Estampas de la ciencia I*, Colección "La ciencia para todos", Núm. 173, FCE, México, 1999.

Muchas de las investigaciones que allí se realizaban estaban enmarcadas en lo que hoy conocemos como análisis químico, del cual Berzelius fue un gran impulsor. En su tratado podemos leer, como seguramente lo hizo Ortigosa:

Antes de estudiar la composición de los cuerpos es necesario determinar por medio del análisis, del mismo modo que en la química mineral, el número y la cantidad relativa de los elementos y además la masa... del compuesto orgánico... Si el análisis es exacto, no hay duda de que se puede calcular el número de los átomos que corresponden a la cantidad hallada de los elementos; pero esto no nos prueba que el peso que resulte sea el verdadero; la masa (molecular) real puede ser dos, tres o más veces mayor que la obtenida por medio del cálculo.

Además, si el compuesto contiene un número grande de átomos de carbono y de hidrógeno en comparación con el número de átomos de hidrógeno o de nitrógeno, tampoco se puede hacer un cálculo exacto por medio de los resultados de análisis; porque es necesario comprobar cada análisis, repitiendo los ensayos, los cuales dan ordinariamente algunas pequeñas diferencias relativas a las cantidades que se han hallado de los elementos.

En 1842, año en el que el presidente Santa Anna enterraba, con todos los honores en la ciudad de México, su pierna perdida años atrás en la invasión francesa de Veracruz; época también en la que seguía siendo generalizada la confusión entre átomos y moléculas. Ortigosa fue el primero en aislar y analizar el principio activo del tabaco, la nicotina, y proponer a partir de sus resultados (73.35% de carbono, 9.6% de hidrógeno y 17.1% de nitrógeno) que su fórmula mínima era $C_{10}H_{16}N_2$. Hoy sabemos que la fórmula correcta es $C_{10}H_{14}N_2$, a la que corresponde la estructura de la figura 6.14.

La diferencia en sólo dos átomos de hidrógeno se debe a un error en el análisis. Berzelius, en términos generales, advertía que esto podía suceder. Hoy sabemos que las cantidades correctas son 74.03 % de carbono, 8.7 % de hidrógeno y 17.3 % de nitrógeno.

Los trabajos de Ortigosa, publicados en el *Liebig Annalen*, fueron las primeras investigaciones de química orgánica realizadas por un latinoamericano y publicadas en una revista científica de la más alta calidad. De hecho, Ortigosa es el primer mexicano doctorado en química en Europa, y seguramente también el primer americano en hacerlo.

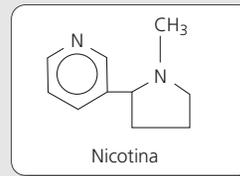


Figura 6.14
Fórmula estructural de la nicotina.

DESCÚBRELO TÚ: Fórmulas químicas

¿Cuál es la fórmula del producto formado?

Material

- Un trozo de lámina de cobre
- Un trozo de alambre de cobre
- Un matraz Erlenmeyer de 250 mL, perfectamente limpio y seco, con un tapón de hule
- Aproximadamente 0.05 g de yodo
- Ácido clorhídrico concentrado
- Tiosulfato de sodio al 10 %
- Mechero con manguera
- Tripié con tela de asbesto

Procedimiento

Limpia perfectamente la lámina de cobre remojándola unos minutos en ácido clorhídrico concentrado. Enjuá-

gala, sécala y pésala. Anota el valor obtenido (M_1) en una tabla como la tabla 6.1

Tabla 6.1

Registro de resultados

M_1	M_2	M_3	Cantidad de sustancia de yodo	Cantidad de sustancia de Cu	Fórmula

Coloca el yodo en el matraz Erlenmeyer. Ata la lámina de cobre con el alambre de cobre. Introduce la lámina al matraz. Sujeta el alambre al colocar el tapón de tal forma que la lámina quede suspendida como se ve

en la figura de la reacción 1 del DESCÚBRELO TÚ: Tipos de reacciones del capítulo anterior.

Calienta el matraz suavemente durante dos minutos y deja enfriar durante otros dos minutos. Pesa la lámina de cobre. Este peso corresponde a M_2 . ¿Qué representa la cantidad $M_2 - M_1$?

Desprende el producto formado sobre la lámina, lavándola con una disolución de tiosulfato de sodio al 10%. Enjuaga perfectamente la lámina, sécala y vuél-

vela a pesar. Este peso corresponde a M_3 . ¿Qué representa la cantidad $M_3 - M_1$?

Con la información que tienes calcula la cantidad de sustancia del yodo y del cobre que participaron en la reacción, y una vez que las conozcas deduce la fórmula del compuesto formado.

¿Cuál es la fórmula del producto formado?

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

En el capítulo anterior estudiamos la reacción química, su representación (la ecuación química) y aprendimos a balancear las ecuaciones, con el objeto de cumplir con la ley de la conservación de la materia. Ahora ya sabemos cómo calcular una composición elemental y como deducir una fórmula mínima y una fórmula molecular. Con todo esto en nuestras manos, podremos trabajar para responder algunas de las preguntas que se hacían con escepticismo al principio de este capítulo.

Es de fundamental interés para las personas que hacen química saber cuánto se produce en una reacción química o qué cantidad de reactivos se necesitan para obtener la

cantidad deseada de productos. En la industria, cualquiera que ésta sea, es necesario conocer cuánto se necesita y cuánto se produce de determinados compuestos. Esto es, en unas cuantas palabras, poder interpretar a la reacción química de manera cuantitativa, con cantidades. (Ver figura 6.15).

A la rama de la química que se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y productos que participan en una reacción se le llama **estequiometría**. La palabra estequiometría deriva de dos palabras griegas: *stoicheion*, que significa elemento, y *metron* que significa medida.

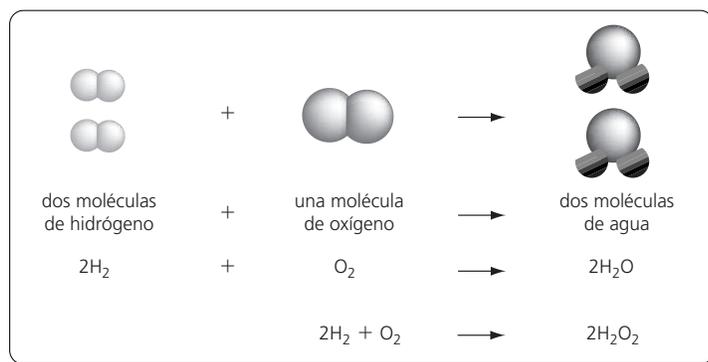


Figura 6.15

La ecuación química es una representación de la reacción. Es importante poder cuantificar.

La **estequiometría** es el estudio cuantitativo de los reactivos y los productos en una reacción química.

La cantidad de reactivos y productos que participan en una reacción química se puede expresar en unidades de masa, de volumen o de cantidad de sustancia. Sin embargo, para hacer cálculos en una reacción química es más conveniente utilizar la cantidad de sustancia. Recordarás del capítulo anterior que los coeficientes estequiométricos en una ecuación química se pueden interpretar como la cantidad de cada sustancia en la reacción, por lo que el mol es la unidad adecuada para trabajar con la ecuación química.

Los coeficientes estequiométricos obtenidos al balancear la ecuación, nos permiten conocer la cantidad de productos a partir de cierta cantidad de reactivos, o viceversa. Para poder trabajar con la ecuación química, definimos las razones estequiométricas.

Una **razón estequiométrica** es un parámetro constante y universal para cada par de participantes en la reacción. Se obtiene con el cociente entre dos coeficientes estequiométricos.

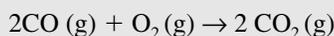


HERRAMIENTA:

Razones estequiométricas

Las razones estequiométricas son parámetros constantes y universales para cada par de participantes en la reacción. Para obtenerlos hay que tener las ecuaciones químicas balanceadas.

Por ejemplo, en la siguiente ecuación



la razón estequiométrica entre el monóxido de carbono (CO) y el oxígeno (O₂) es

$$\left[\frac{2 \text{ moles de CO}}{1 \text{ mol de O}_2} \right]$$

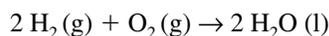
La razón indica las moles de monóxido de carbono que se requieren para reaccionar con un mol de oxígeno. Para la misma reacción, se pueden construir las razones estequiométricas siguientes. Esto indica que se obtienen 2 moles de CO₂ por 2 moles de CO, o por una mol de O₂.

$$\left[\frac{2 \text{ moles de CO}}{2 \text{ moles de CO}_2} \right]$$

$$\left[\frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de CO}_2} \right]$$

Es importante señalar que las razones estequiométricas surgen de los coeficientes que se utilizaron para balancear la ecuación. Las ecuaciones químicas tienen que estar balanceadas para cumplir con la ley de la conservación de la materia. Por esta razón, si la ecuación química está mal balanceada, no será una representación adecuada de la reacción, las razones estequiométricas estarán equivocadas y también todo lo que podamos calcular con ellas.

El primer paso de cualquier cálculo estequiométrico es escribir la ecuación química correctamente balanceada. Por ejemplo, tenemos la reacción de formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno. La ecuación química correctamente balanceada es la siguiente:



El segundo paso es calcular las cantidades de sustancia presentes en unidades de cantidad de sustancia (moles). De esta forma podremos analizar la reacción solamente en términos de estas unidades. En nuestro ejemplo, supongamos que tenemos 4.5 g de H₂. Calculamos la cantidad de sustancia de H₂, con el empleo de su masa molar:

$$n_{\text{H}_2} = 4.5 \text{ g de H}_2 \left[\frac{1 \text{ mol de H}_2}{2.016 \text{ g de H}_2} \right] = 2.232 \text{ moles de H}_2$$

Si ahora queremos determinar cuánto oxígeno necesitamos y cuánta agua se produce en la reacción, el tercer paso es utilizar adecuadamente las razones estequiométricas correspondientes

$$n_{\text{O}_2} = 2.232 \text{ moles de H}_2 \left[\frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de H}_2} \right] = 1.116 \text{ moles de O}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2.232 \text{ moles de H}_2 \left[\frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de H}_2} \right] = 2.232 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Esto significa que 2.232 moles de H₂ necesitan 1.116 moles de O₂ para reaccionar y producen 2.232 moles de H₂O.

Una vez que tenemos la cantidad de las sustancias que no conocíamos, podemos calcular su masa mediante las masas molares. La masa molar del O_2 es 31.998 g/mol y la del H_2O es 18.015 g/mol, con lo cual tenemos lo siguiente

$$m_{O_2} = 1.116 \text{ moles de } O_2 \left[\frac{31.998 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} \right] = 35.709 \text{ g de } O_2$$

$$m_{H_2O} = 2.232 \text{ moles de } H_2O \left[\frac{18.015 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} \right] = 40.209 \text{ g de } H_2O$$

Ahora sabemos que 4.5 g de H_2 necesitan 35.709 g de O_2 para reaccionar y producir 40.209 g de H_2O .

Dos cosas importantes. La primera es que la cantidad de sustancia se expresa en moles, con lo cual nos evitamos el segundo paso en el cálculo. La segunda es que en ocasiones no es necesario expresar la masa de las sustancias desconocidas, puede ser mejor tenerlas como cantidad de sustancia. Por estas razones, podemos decir que tenemos tres tipos de cálculos estequiométricos, los que parten de cantidad de sustancia y nos llevan a cantidad de sustancia, los que parten de la masa y nos llevan a cantidad de sustancia, y los que parten de cantidad de sustancia y nos llevan a masa, como se indica en la figura 6.16.

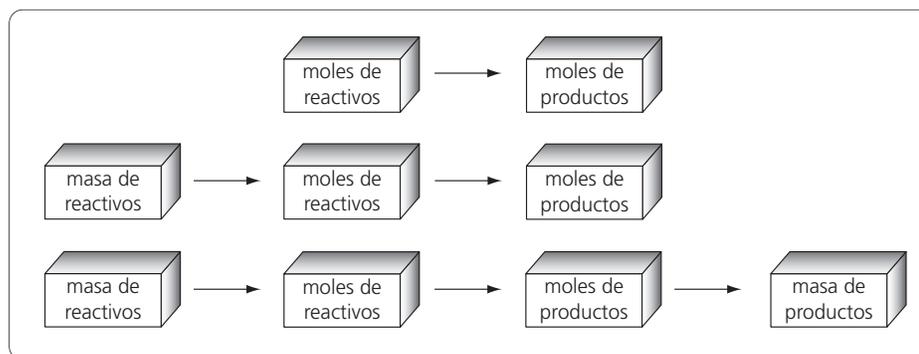


Figura 6.16
Las tres clases de cálculos estequiométricos.

Para realizar cálculos estequiométricos se pueden seguir los siguientes pasos:

- Escribe las fórmulas correctas de reactivos y productos, y balancea la reacción química.
- Cuando sea necesario, calcula la cantidad de sustancia a partir de la masa de las sustancias cuyos datos estén dados en el problema.
- Utiliza las razones estequiométricas para calcular la cantidad de las sustancias que deseas conocer.
- Con la cantidad de sustancia y las masas molares de las sustancias puedes calcular la masa de las mismas.
- Siempre analiza tu resultado y pregúntate si es razonable o no. Cuando el resultado sea descabellado, revisa tus cálculos.

DESCÚBRELO TÚ: La conservación de la materia

¿Puedes demostrar que la materia se conserva?

Es posible, según la ley de la conservación de la materia efectuar múltiples transformaciones químicas sucesivas, sobre una muestra de cobre metálico, hasta llegar a obtener la misma masa inicial de metal.

Material

- Una cantidad desconocida de cobre metálico
- Ácido nítrico concentrado
- NaOH concentración 6M (25%)
- H₂SO₄ concentración 3M
- Granalla de Zn
- Matraces Erlenmeyer
- Vasos de precipitados de 250 mL
- Embudo y papel filtro
- Mechero con manguera
- Tripié y tela de asbesto
- Probeta o pipeta graduada
- Trampa para recolectar gases (tapón horadado con tubo de vidrio doblado, vaso de precipitados de 250 mL con una disolución 0.1 M de KOH)

Procedimiento

1. Coloca el cobre metálico en un matraz Erlenmeyer de 250mL. Coloca el matraz en una campana de extracción y añade poco a poco y **con mucho cuidado** ácido nítrico concentrado. Después de añadir el ácido y cuando se empieza a desprender el gas, tapa el matraz con el tapón de la trampa para gases y deja que el gas salga hacia la disolución de KOH. Cuando deja de salir gas, y si todavía no se disuelve todo el cobre, agrega más ácido nítrico y repite las operaciones hasta que el Cu se disuelva por completo. Se desprende NO₂ que es un gas pardo-rojizo muy tóxico, por lo que es importante “atraparlo”.

Escribe la ecuación balanceada de la reacción entre el cobre y el ácido nítrico. Ésta es una reacción de óxido-reducción. Identifica en los reactivos a la especie oxidante y a la reductora, y en los productos a la especie que se oxidó y a la que se redujo.

2. Mide con precisión el volumen de la disolución obtenida en el matraz en la reacción anterior. Toma una alícuota de 10 mL y colócala en un vaso de precipitados de 250 mL. Añade aproximadamente 30 mL de agua y 5 mL de NaOH 6M. Deja asentar el precipitado y si la disolución no se ha decolorado por completo, agrega un poco más de NaOH hasta que la decoloración sea completa.

Escribe y balancea la ecuación de la reacción de precipitación.

3. Calienta la muestra hasta que todo el precipitado se convierta en el óxido cúprico, que es de color negro.

Escribe balanceada la ecuación de la reacción de obtención del CuO.

4. Filtra el precipitado negro y lávalo tres veces con 10 mL de agua destilada. Añade sobre el filtro, poco a poco y **con mucho cuidado**, H₂SO₄ 3M hasta que todo el precipitado reaccione disolviéndose.

Escribe balanceada la ecuación de la reacción del óxido cúprico con el ácido sulfúrico.

5. A la disolución anterior añádele una o dos granallas de cinc previamente pesadas y deja que la reacción sea completa. Si la disolución sigue presentando color azul, añade otro poco de cinc previamente pesado. Es importante que conozcas la cantidad total de cinc que agregaste.

En este paso se llevan a cabo dos reacciones de óxido-reducción. En ambas el reductor es el cinc. Escribe balanceadas las ecuaciones para cada una de las reacciones. Identifica a la especie oxidante en los reactivos, así como a la especie reducida y a la oxidada en los productos.

6. Filtra el cobre metálico obtenido, lávalo varias veces con agua destilada y ponlo a secar en la estufa hasta que se registre peso constante.

Realiza los cálculos necesarios para conocer la masa inicial de la muestra de cobre.

¿Puedes demostrar que la materia se conserva?



TE TOCA A TI:

Masa y cantidad de sustancia

Con los datos obtenidos en el DESCÚBRELO TÚ anterior, calcula:

1. La masa de ácido nítrico que reaccionó con el cobre y la cantidad de sustancia de NO_2 producida en el paso 1.
2. La masa de hidróxido cúprico producido en el paso 2, y la cantidad de sustancia de NaOH consumida.
3. La cantidad de sustancia de óxido cúprico y de agua que se forman en el paso 3.

4. La masa de ácido sulfúrico que se necesitó para disolver el óxido cúprico en el paso 4.
5. La masa de cinc que se empleó en la reducción del cobre, y la cantidad de sustancia de gas hidrógeno que se produjo en el paso 5.

Investiga que se produce cuando se “atrapa” el gas en la disolución de KOH . Relaciona los productos formados en esta reacción con los compuestos que se utilizan como fertilizantes, y determina si lo que obtienes al atrapar NO_2 se puede utilizar como fertilizante.



Figura 6.17

Los compuestos de azufre se producen durante las erupciones volcánicas.



Figura 6.18

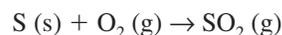
El contenido de azufre en el petróleo determina su precio. El petróleo con menos cantidad de azufre está mejor cotizado.

Óxidos del azufre en la atmósfera

Ciertos compuestos que contienen azufre están presentes en la atmósfera. Las principales fuentes naturales de los compuestos que contienen azufre son la descomposición de la materia orgánica, la emisión de gases volcánicos y los incendios forestales. (Ver figura 6.17).

Los compuestos de azufre se encuentran entre los gases más contaminantes, desagradables y peligrosos. El dióxido de azufre (SO_2) es uno de los principales. Algunas actividades humanas, como la combustión de combustibles fósiles, han contribuido a aumentar la cantidad de compuestos de azufre de la atmósfera con lo cual se ha generado un grave problema de contaminación.

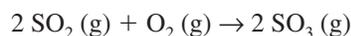
De forma simplificada, la reacción de formación de SO_2 se representa con la ecuación química siguiente:



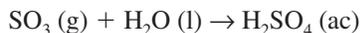
El azufre forma parte del combustible, ya sea carbón o petróleo. Cuando se produce la combustión se forma el dióxido de azufre. Mientras más azufre contenga el combustible, mayor será la emisión de SO_2 .

Algunos tipos de petróleo, como el que proviene del Oriente Medio, son relativamente bajos en azufre, mientras que el de Venezuela tiene un contenido de azufre relativamente elevado, lo que claramente se relaciona con el precio. Está mejor cotizado el petróleo que contiene menos azufre debido a que contamina menos.

El SO_2 causa graves daños a la salud y a los inmuebles, pero no todo el perjuicio es causado por el SO_2 . Uno de sus derivados, el SO_3 que se forma por la oxidación del SO_2 , es uno de los principales actores. La oxidación del dióxido de azufre está representada con la ecuación química siguiente:



El SO_3 que se forma cuando el SO_2 se oxida, se puede disolver en gotas de agua. Lo que se forma es ácido sulfúrico (H_2SO_4), como se observa a continuación

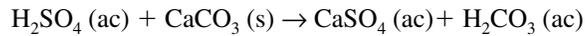


La presencia de H_2SO_4 en la atmósfera es la responsable en gran parte de la lluvia ácida. La lluvia ácida corroe muchos materiales de construcción. Ciertos monumentos

**Figura 6.19**

Las estatuas de mármol se destruyen por la reacción entre los carbonatos que contienen y los ácidos contaminantes.

históricos, formados por mármol o piedra caliza (CaCO_3), también se ven afectados por la lluvia ácida, ya que se llevan a cabo reacciones como la siguiente:

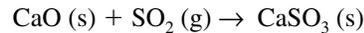


De esta forma, la piedra caliza forma compuestos que son solubles en agua y los monumentos se deterioran. (Ver figura 6.19).

La lluvia ácida provoca también un grave problema de contaminación en los lagos y ríos. Como consecuencia, éstos son incapaces de sostener su población de peces.

Se estima que en todo el mundo se lanzan a la atmósfera 200 millones de toneladas de SO_2 por año (principalmente por las refinerías y la industria generadora de electricidad).

Una de las soluciones propuesta es la de eliminar el azufre del carbón y el petróleo antes de quemarlos. Esto resulta difícil en el caso del carbón. Para el petróleo sí se tiene como alternativa, aunque implica un proceso costoso. La otra solución es la de soplar piedra caliza dentro de las cámaras de combustión. Con esto, primero se descompone el CaCO_3 y después reacciona con el SO_2 , como se indica a continuación:



El inconveniente es que con este método se produce una enorme cantidad de desperdicio sólido (CaSO_3). Una planta de energía eléctrica que satisface las necesidades de una población de 150,000 personas podría producir alrededor de 160,000 toneladas de desperdicio sólido.

Con las ecuaciones químicas antes descritas podemos hacer cálculos interesantes. Decíamos que una planta eléctrica que satisface las necesidades de 150,000 habitantes puede producir 160,000 toneladas de desperdicio sólido. ¿Cuánto SO_2 se elimina y cuánto CaCO_3 se necesita en este caso?

Suponemos que el desperdicio sólido es sulfito de calcio (CaSO_3). De este tenemos 160,000 toneladas. Si una tonelada es igual a mil kilogramos, tendremos

$$160,000 \times 1000 = 1.60 \times 10^8 \text{ kg}$$

En gramos,

$$m_{\text{CaSO}_3} = 1.60 \times 10^8 \text{ kg de CaSO}_3 \left[\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right] = 1.60 \times 10^{11} \text{ g de CaSO}_3$$

Para trabajar con la ecuación química, transformamos estos gramos en cantidad de sustancia de CaSO_3 , haciendo uso de su masa molar.

$$n_{\text{CaSO}_3} = 1.60 \times 10^{11} \text{ g de CaSO}_3 \left[\frac{1 \text{ mol de CaSO}_3}{120.137 \text{ g de CaSO}_3} \right] = 1.33 \times 10^9 \text{ moles de CaSO}_3$$

Con esta cantidad de sustancia CaSO_3 , se obtiene la cantidad de sustancia de SO_2 y CaO .

$$n_{\text{SO}_2} = 1.33 \times 10^9 \text{ moles de CaSO}_3 \left[\frac{1 \text{ mol de SO}_2}{1 \text{ mol de CaSO}_3} \right] = 1.33 \times 10^9 \text{ moles de SO}_2$$

$$n_{\text{CaO}} = 1.33 \times 10^9 \text{ moles de CaSO}_3 \left[\frac{1 \text{ mol de CaO}}{1 \text{ mol de CaSO}_3} \right] = 1.33 \times 10^9 \text{ moles de CaO}$$

Como los coeficientes estequiométricos son iguales, la cantidad de sustancia de todos ellos es la misma. El CaO proviene de la reacción



Nuevamente los coeficientes estequiométricos son iguales, lo que significa que la cantidad de CaO producida proviene de la misma cantidad de sustancia de carbonato de calcio (CaCO_3).

Los resultados que tenemos hasta ahora son:

- Se producen 1.33×10^9 moles de CaSO_3
- Con esto se eliminan 1.33×10^9 moles de SO_2
- Para ello se necesitan 1.33×10^9 moles de CaO que provienen de 1.33×10^9 moles de CaCO_3

Estas cantidades de sustancia se pueden transformar en masas, con lo cual tendremos:

- Se producen 1.60×10^{11} gramos de CaSO_3
- Con esto se eliminan 8.52×10^{10} gramos de SO_2
- Para ello se necesitan 7.45×10^{10} gramos de CaO que provienen de 1.33×10^{11} gramos de CaCO_3

Los resultados se pueden tabular como se indica en la tabla 6.2

Tabla 6.2
Resultados del problema

	CaO (s)	+	SO ₂ (g)	II	CaSO ₃ (s)
Masa que se requiere (gramos)	7.45×10^{10}		8.52×10^{11}		
Masa que se produce (gramos)					1.60×10^{11}
Cantidad de sustancia que se requiere (moles)	1.33×10^9		1.33×10^9		
Cantidad de sustancia que se produce (moles)					1.33×10^9



TE TOCA A TI: Eliminación de SO₂

Una posibilidad para reducir la cantidad de SO₂ que se emite a la atmósfera por los procesos de combustión es la de soplar piedra caliza dentro de las cámaras de combus-

ción. Calcula la cantidad de H₂SO₄ que se deja de producir cuando se eliminan 8.52×10^{10} g de SO₂ por este procedimiento. Presenta tus resultados tabulados.



CTS Tecnológico: Ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico es el compuesto que se produce en mayor cantidad en el mundo. Comercialmente el ácido sulfúrico se prepara en disoluciones, cuya pureza se expresa en porcentajes. Así tenemos ácido sulfúrico al 78%, al 93% y al 99% de pureza.

El ácido sulfúrico es el eslabón principal en la cadena de producción de muchos productos químicos. De él se obtiene el sulfato de amonio que se utiliza en la fabricación de fertilizantes. Los detergentes utilizan sulfatos y sulfonatos que también provienen del ácido sulfúrico. Algunas sales obtenidas con el ácido sulfúrico se emplean en la síntesis de muchos fármacos.

Para la fabricación de algunos pigmentos y colorantes, y en la purificación de aceites y grasas, el ácido sulfúrico juega un papel estelar. En la industria meta-

lúrgica el ácido sulfúrico se emplea para eliminar las capas de óxido formadas sobre el acero.

De esta forma, el ácido sulfúrico no es sólo responsable de la lluvia ácida. Sus aplicaciones son diversas y muy importantes.



Figura 6.20
En la síntesis de muchos fármacos participa el ácido sulfúrico.

Producción de metil terbutil éter

En los automóviles de combustión interna se acostumbra utilizar gasolina como combustible. La gasolina está formada por octanos (C_8H_{18}). Para que una gasolina funcione apropiadamente, no debe empezar a quemarse antes de ser incendiada por la chispa de la bujía. Si lo hace, se dice que el motor “golpetea”. Con el fin de impedir que esto ocurra se utilizan sustancias como antidetonantes, que se mezclan con la gasolina y evitan que ésta se quemé antes de tiempo.

En el pasado se utilizaba tetraetilo de plomo [$Pb(CH_2CH_3)_4$] como antidetonante de la gasolina. El problema con esta sustancia es su contenido de plomo, ya que durante la combustión de la gasolina éste se emite a la atmósfera. El plomo es muy tóxico debido a que inhibe el funcionamiento de muchas enzimas, y en los niños sobretodo causa daños en el sistema nervioso.

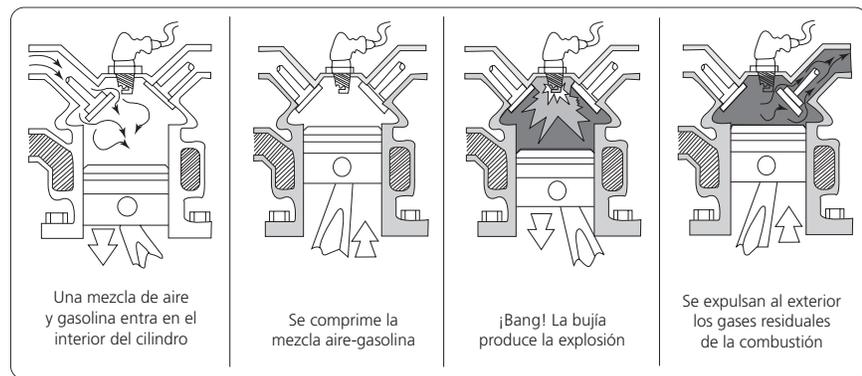


Figura 6.21
Esquema del funcionamiento de un automóvil de combustión interna.

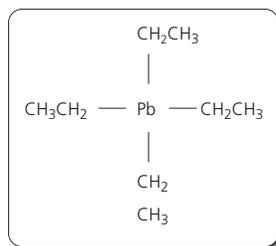


Figura 6.22
Fórmula química del tetraetilo de plomo. Esta es la sustancia que se utilizaba en la gasolina como antidetonante.

Actualmente se utiliza el metil terbutil éter como antidetonante. Este compuesto se forma cuando el 2 metil-1 propeno reacciona con el alcohol metílico, como se indica a continuación.



Cada litro de gasolina oxigenada requiere de 100 mL de metil terbutil éter, por lo que para un automóvil cuyo tanque de gasolina tiene una capacidad de 40 L, se necesitan 4000 mL de metil terbutil éter. Con esta información podemos calcular cuánto 2 metil-1 propeno (C_4H_8) se requiere para producir esta cantidad de metil terbutil éter ($C_5H_{12}O$). Necesitamos conocer la densidad de este último, que es igual a 0.74 g/mL. Este valor nos permite calcular los gramos que hay en 4000 mL de metil terbutil éter de la forma siguiente:

$$m_{\text{metil terbutil éter}} = 4000 \text{ mL} \left[\frac{0.74 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right] = 2960 \text{ g metil terbutil éter}$$

Para 40 L de gasolina se requieren 2960 g de metil terbutil éter. Ahora necesitamos calcular la cantidad de sustancia que hay en 2960 g para después utilizar la ecuación química y obtener la cantidad de 2 metil-1 propeno necesaria.

La masa molar del metil terbutil éter es 88.15 g/mol. Con esto tenemos

$$n_{\text{metil terbutil éter}} = 2960 \text{ g} \left[\frac{1 \text{ mol}}{88.15 \text{ g}} \right] = 33.58 \text{ moles metil terbutil éter}$$

De la ecuación química sabemos que un mol de 2 metil-1 propeno produce un mol de metil terbutil éter, por lo que necesitamos 33.58 moles de 2 metil-1 propeno en la producción del antidetonante necesario para un tanque de gasolina de 40 L.



TE TOCA A TI:

Antidetonantes y gasolina

1. Calcula la masa de 2 metil-1 propeno y de alcohol metílico necesarios en la producción del antidetonante requerido por un automóvil cuyo tanque de gasolina tiene una capacidad de 50 L.
2. Calcula los gramos de gasolina que hay en 40 L. La densidad de la gasolina es igual a 0.7 g/mL aproximadamente.
3. ¿Cuánto metil terbutil éter se tendrá que producir para cubrir la demanda de gasolina en una ciudad como la de México? Haz todas las suposiciones necesarias. Calcula la masa de 2 metil-1 propeno que se requiere para cubrir esta demanda.



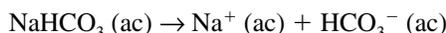
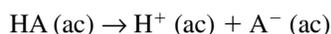
Figura 6.23
En las bebidas efervescentes se observa el desprendimiento de gases.

Bebidas efervescentes

Las bebidas efervescentes, como el vino espumoso, los refrescos o algunos dulces efervescentes, te deben ser familiares. También hay mezclas efervescentes en algunos medicamentos como el Alka-Seltzer. (Ver figura 6.23).

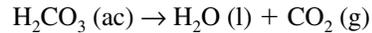
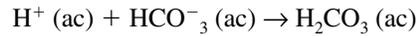
Estas mezclas tienen dos componentes principales, uno con propiedades básicas y otro con propiedades ácidas. Las bases generalmente son bicarbonato de sodio (NaHCO_3) o de potasio (KHCO_3). Estas sustancias son capaces de producir dióxido de carbono (CO_2). Uno de los ácidos que se utiliza es el cítrico, al que podemos representar como HA.

Al disolverse en agua, la base y el ácido se disocian de la siguiente forma:



Aquí tomamos como ejemplo el bicarbonato de sodio. El de potasio se disocia de la misma manera.

Los iones hidrógeno reaccionan con los iones bicarbonato, con lo que se forma el ácido carbónico (H_2CO_3) que se transforma en agua y dióxido de carbono como se observa a continuación:



El dióxido de carbono gaseoso proporciona un mecanismo de agitación adecuado que asegura la disolución completa de los otros componentes de la mezcla, que pueden ser colorantes, saborizantes o el principio activo de algún medicamento.

Las bebidas efervescentes tienen un sabor ácido y picante, debido a la presencia del ácido carbónico disuelto. Esta propiedad es apreciada en el caso de las bebidas refrescantes y en otros casos sirve para enmascarar el sabor desagradable del medicamento.

Con esta información, ¿podemos conocer la cantidad de CO_2 que se produce al disolver una tableta de Alka-Seltzer?



TE TOCA A TI:

¿Qué contiene un Alka-Seltzer?

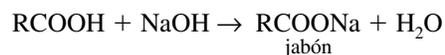
Averigua el contenido de una tableta de Alka-Seltzer. Con estos datos, calcula la cantidad de CO_2 que se produce cuando se disuelve una tableta.

¿Por qué crees que el Alka-Seltzer se utiliza para aliviar malestares estomacales y el dolor de cabeza?

Jabones y detergentes

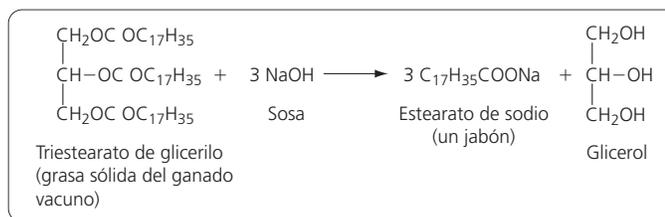
La industria de jabones y detergentes es por todos conocida, aún cuando no sepamos lo que es un jabón ni la diferencia que existe entre un jabón con los detergentes. En América Latina, la industria de jabones y detergentes produjo 2.7 millones de toneladas en 1984, y en el mundo se fabricaron alrededor de 24 millones de toneladas, es decir, aproximadamente 5 kg por persona al año. Estas parecen ser las necesidades de la población. Conviene conocer cuáles son las diferencias entre jabones y detergentes, cómo es que contaminan y porqué en ocasiones hay ríos que contienen espuma.

Los jabones se obtienen cuando se pone a reaccionar un ácido carboxílico de cadena larga con una base. Su grupo funcional, recordarás, es el $-\text{COOH}$. La base puede ser hidróxido de sodio (NaOH). La reacción para la obtención de jabones es una neutralización, que se representa con la siguiente ecuación química, donde R indica la cadena de carbonos del ácido carboxílico:



En el ámbito industrial, los jabones se fabrican mediante una reacción llamada de saponificación. Esto es porque se utiliza como materia prima el sebo animal y algunos aceites vegetales que resultan ser más baratos que los ácidos carboxílicos. En las grasas animales y los aceites vegetales, el grupo funcional es un éster, RCOOR' , no un ácido carboxílico, y por eso la reacción es distinta. Como ejemplo, si el éster es triestearato de glicerilo, la reacción de saponificación es como la que se encuentra en la figura 6.24.

Figura 6.24
Reacción de saponificación.



Las grasas animales dan lugar a jabones duros, mientras que los aceites vegetales, por tener dobles enlaces, producen jabones blandos.

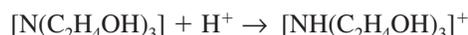
La fórmula desarrollada del estearato de sodio se muestra en la figura 6.25.

Figura 6.25
Fórmula desarrollada del estearato de sodio.



Al tratarse de una molécula lineal, los microorganismos pueden disociarla o degradarla, por lo que en poco tiempo no queda residuo de jabón en los lagos, ríos o mares donde se vierten las aguas del drenaje.

Además de hidróxido de sodio, en la fabricación de jabones se utiliza el hidróxido de potasio y la trietanolamina protonada. La trietanolamina protonada se obtiene a través de una reacción como la siguiente:



Cuando se emplea esta última, los jabones son líquidos. Así se sintetizan los champúes.

Los jabones tienen algunos inconvenientes: necesitan agua caliente para disolverse, se descomponen en disoluciones ácidas, y no espuman en agua dura (aquella que contiene grandes cantidades de iones Mg^{2+} y Ca^{2+}).

Durante la Primera Guerra Mundial, debido a la carencia de suficiente grasa animal, el químico F. Gunther desarrolló los detergentes sintéticos que son derivados alquilados del ácido sulfúrico. Estos detergentes posteriormente se mejoraron y pudieron emplearse para uso doméstico. La ventaja es que no presentan los inconvenientes de los jabones.

El dodecilbencensulfonato de sodio es un detergente común. Su fórmula desarrollada indica que no tiene una cadena lineal de átomos de carbono. Por eso no puede ser degradada por los microorganismos. Después de años de consumirse este producto por toneladas, muchos cuerpos acuíferos han sido dañados ecológicamente y presentan espumación permanente. (Ver figura 6.26).

Este producto se ha modificado para que no presente problemas de contaminación. La solución ha sido sintetizar un detergente que tenga una cadena lineal que pueda ser degradada por los microorganismos, como el α -dodecano bencensulfonato de sodio que se muestra en la figura 6.27. Este detergente es biodegradable. Su producción es más costosa, pero no contamina.

Figura 6.26
Fórmula desarrollada del dodecilbencensulfonato de sodio.

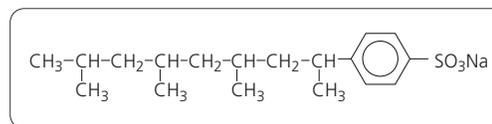
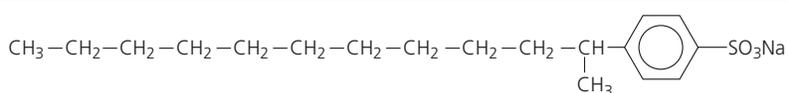
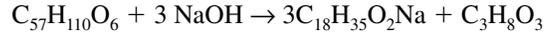


Figura 6.27
Fórmula desarrollada del α -dodecano bencensulfato de sodio.



Mientras que los jabones tienen como fórmula representativa RCOONa, la de los detergentes es RSO₃Na.

En la industria de jabones y detergentes, como casi en cualquier industria, los cálculos estequiométricos son de gran importancia. Supongamos que somos los encargados de comprar las materias primas para producir estearato de sodio. La ecuación química, mostrada en la figura 6.24, se puede escribir con las fórmulas moleculares, con lo cual tenemos lo siguiente



Si queremos que la producción de estearato de sodio (C₁₈H₃₅O₂Na) sea de 4,000 toneladas al mes, ¿cuánta materia prima necesitamos?

Para empezar, tenemos que conocer la cantidad de sustancia de estearato de sodio. La operación que hacemos es la siguiente:

$$n_{C_{18}H_{35}O_2Na} = (4000 \text{ ton}) \left[\frac{1000 \text{ kg}}{1 \text{ ton}} \right] \left[\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right] \left[\frac{1 \text{ mol de } C_{18}H_{35}O_2Na}{306.5 \text{ g de } C_{18}H_{35}O_2Na} \right] = 1.30 \times 10^7 \text{ moles de } C_{18}H_{35}O_2Na$$

La producción de 1.30×10^7 moles de C₁₈H₃₅O₂Na requiere la siguiente cantidad de sustancia de sosa:

$$n_{NaOH} = (1.30 \times 10^7 \text{ moles de } C_{18}H_{35}O_2Na) \left[\frac{3 \text{ moles de NaOH}}{3 \text{ moles de } C_{18}H_{35}O_2Na} \right] = 1.30 \times 10^7 \text{ moles de NaOH}$$

y la siguiente cantidad de sustancia de triestearato de glicerilo:

$$n_{C_{57}H_{110}O_6} = (1.30 \times 10^7 \text{ moles de } C_{18}H_{35}O_2Na) \left[\frac{1 \text{ mol de } C_{57}H_{110}O_6}{3 \text{ moles de } C_{18}H_{35}O_2Na} \right] = 4.33 \times 10^6 \text{ moles de } C_{57}H_{110}O_6$$

Estas cantidades de sustancia, transformadas en masas son iguales a:

$$m_{NaOH} = 1.30 \times 10^7 \text{ moles de NaOH} \left[\frac{39.998 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \right] = 5.20 \times 10^8 \text{ g de NaOH}$$

$$m_{C_{57}H_{110}O_6} = 4.33 \times 10^6 \text{ moles de } C_{57}H_{110}O_6 \left[\frac{891.45 \text{ g de } C_{57}H_{110}O_6}{1 \text{ mol de } C_{57}H_{110}O_6} \right] = 3.86 \times 10^9 \text{ g de } C_{57}H_{110}O_6$$

Los resultados se pueden tabular como se indica en la tabla 6.3.

Tabla 6.3

Resultados del problema.

	C₅₇H₁₁₀O₆	+	3NaOH	→	3 C₁₈H₃₅O₂Na	+	C₃H₈O₃
Masa que se quiere producir					$4 \times 10^9 \text{ g}$		
Cantidad de sustancia que se quiere producir					$1.30 \times 10^7 \text{ mol}$		
Cantidad de sustancia que se requiere	$4.33 \times 10^6 \text{ mol}$		$1.30 \times 10^7 \text{ mol}$				
Masa que se requiere	$3.86 \times 10^9 \text{ g}$		$5.20 \times 10^8 \text{ g}$				

Siempre hay que analizar el resultado y preguntarse si es razonable o no. En este ejemplo, parecería que las cantidades de materia prima que se requieren son muy grandes, pero esto no suena descabellado ya que lo que se quiere producir de estereato de sodio es también una cantidad muy grande, digamos, a escala industrial.



TE TOCA A TI:

Composición elemental de jabones y detergentes

Determina la composición elemental del estearato de sodio. Si se tienen 3,000 toneladas de hidróxido de sodio, ¿cuánto estereato de sodio se produce y cuánto triesterato de glicerilo se requiere?

Determina la composición elemental del dodecilsulfonato de sodio y del α -dodecano bencensul-

fonato de sodio. Escribe las similitudes y diferencias entre ambos. Analiza tus resultados y contesta ¿cómo es posible, con estas composiciones elementales, que un detergente sea biodegradable y el otro no? ¿Es o no es importante la forma en que se acomodan los átomos en una molécula? Justifica tus respuestas.



DESCÚBRELO TÚ:

Jabones y detergentes

¿En qué son distintos jabones y detergentes?

En esta ocasión vamos a fabricar un jabón para después comparar sus propiedades con las de los detergentes.

Material

- 1 agitador de vidrio
- 1 embudo Buchner
- 1 Matraz KITASATO con manguera
- 1 probeta de 10 mL
- 1 vaso de precipitados de 100 mL
- 2 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 mechero
- 1 papel filtro
- 1 tripié
- 1 tela de alambre con asbesto
- papel aluminio
- 1 báscula
- 6 tubos de ensayo
- 1 propipeta
- 1 gradilla
- ácido clorhídrico
- cloruro de sodio
- hidróxido de calcio
- hidróxido de sodio
- hielo
- glicerina
- cloruro de hierro (III)

- nonilfenol
- 10 g de grasa o aceite natural
- 2 g de detergente
- perfume

Procedimiento

1. Coloca 10 g de grasa o aceite en un vaso de precipitados. Caliéntalos con un mechero hasta que se fundan. Agrega 20 mL de una disolución al 50% de NaOH y 0.5 g de nonilfenol. Continúa el calentamiento mientras agitas constantemente durante 30 a 60 minutos, hasta que desaparezcan los glóbulos de grasa y empiece a formarse espuma, lo que indica que la saponificación se ha completado. (Si durante el calentamiento se seca la mezcla, agrega agua en pequeñas porciones).
2. Vierte la mezcla de reacción en un vaso de precipitados que contenga 33 g de sal disuelta en 100 mL de agua. Agita fuertemente, enfría en baño de hielo y filtra.
3. Seca el jabón al vacío y lávalo con 15 mL de agua helada. En caso de no tener vacío, lava el jabón con agua helada y déjalo que se seque durante varios días.
4. Coloca 8 g del jabón obtenido en un vaso de precipitados con 4 mL de glicerina y 10 mL de agua. Caliéntalo mientras lo agitas suavemente para evitar formar mucha espuma. En caso de que se forme mucha espuma, retírala con una espátula.

- Una vez que la mezcla es líquida y homogénea, se retira del calor, se deja enfriar y si se desea se le agrega colorante y/o perfume antes de que solidifique. El líquido puede vaciarse en un molde comercial de plástico o en uno casero que se puede hacer con un trozo de papel aluminio. Deben usarse varias capas de papel aluminio.
- Coloca 2 mL de una solución acuosa de jabón en 3 tubos de ensayo. En el tubo 1 agrega 1 mL de disolución al 10% de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Al tubo 2 agrégale 1 mL de FeCl_3 al 10% y al tubo 3, 1 mL de HCl al 10%.
- Coloca 2 mL de una disolución de detergente en 3 tubos de ensayo y haz las mismas pruebas que para el jabón.
- Anota tus observaciones en la tabla 6.4.

Tabla 6.4

Observaciones.

Prueba	Detergente	Jabón
$\text{Ca}(\text{OH})_2$		
FeCl_3		
HCl		

Analiza los resultados de la tabla y contesta la pregunta.

¿En qué son distintos jabones y detergentes?

REACTIVO LIMITANTE

**Figura 6.28**

En un baile, las mujeres pueden limitar el número de parejas que se pueden formar.

Cuando en la realidad se llevan a cabo reacciones químicas, es normal que los reactivos no se encuentran en **cantidades estequiométricas**, es decir, en las proporciones exactas que indican los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada. Usualmente, uno o varios de los reactivos están en mayor cantidad de la que se requiere, por lo que, al finalizar la reacción, quedará un remanente de esos reactivos.

Se pueden hacer diversas analogías de esta situación con aspectos de la vida cotidiana. Una de ellas es un baile, en la que parejas hombre-mujer se enlazan para seguir la música. Si en la fiesta hay más hombres que mujeres, habrá hombres sin pareja que no podrán bailar bajo este contexto. Es decir, quedará un remanente de hombres. Significa entonces que las mujeres limitan el número de parejas que se pueden formar, y que los hombres están en exceso. Lo mismo ocurre cuando quieres preparar hamburguesas con carne, queso y pan. Si no tienes la cantidad suficiente de queso, llegará un momento, cuando el queso se acabe, en el que no podrás hacer más hamburguesas. Te sobrarán panes y carne. (Ver figura 6.28).

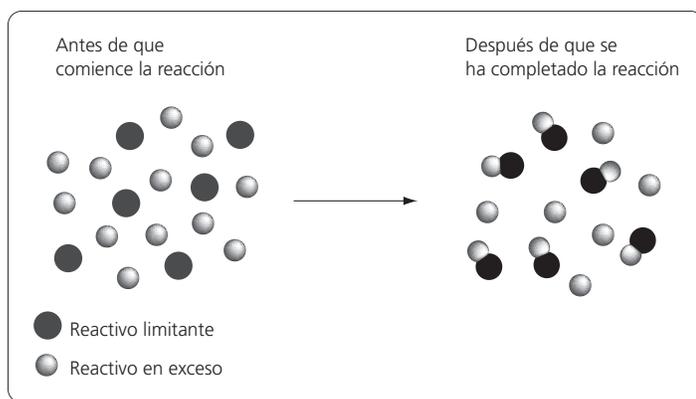
En el lenguaje de la química se llama **reactivo limitante** al reactivo que se termina durante la reacción química. Una vez que uno de los reactivos ya no está presente porque se consumió en su totalidad, la reacción no podrá continuar, por lo que ese reactivo es el que limita la reacción. La cantidad máxima de producto que se puede formar depende de la cantidad de reactivo o reactivos limitantes que se tenían al inicio. Los **reactivos en exceso** son todos aquellos que estaban presentes en cantidades mayores a las que se necesitan para reaccionar con el reactivo limitante. De estos reactivos al final de la reacción habrá un remanente. (Ver figura 6.29).

Los reactivos limitantes son los que se terminan durante la reacción química. Cuando los reactivos limitantes se acaban, la reacción química no prosigue.

Los reactivos en exceso son los que están en mayor cantidad que la que se requiere para reaccionar con los reactivos limitantes. De los reactivos en exceso, siempre quedará una cierta cantidad al terminar la reacción.

En los cálculos estequiométricos que involucran la presencia de reactivos limitantes, lo primero que hay que hacer es decidir cuáles son estos reactivos. Una vez determinados,

Figura 6.29
El reactivo limitante se termina completamente después de una reacción química.



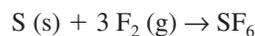
el resto del problema se resuelve como lo hemos hecho hasta ahora, todo con base en la cantidad inicial de reactivos limitantes.

Para determinar el reactivo limitante

Una forma de identificar el reactivo limitante es con el cálculo de la cantidad de producto que se obtiene a partir de la cantidad inicial de cada uno de los reactivos. Los reactivos limitantes producirán menos productos que los reactivos en exceso. Los pasos que puedes seguir son los siguientes:

- Calcula la cantidad de sustancia de cada reactivo
- Trabaja con las cantidades de sustancia de cada reactivo por separado
- Para cada reactivo, determina la cantidad de sustancia de producto que obtienes a partir de la cantidad inicial del reactivo
- Compara la cantidad de producto que se obtiene para cada reactivo
- El reactivo cuya cantidad inicial produzca menos cantidad de producto será el reactivo limitante
- El resto de los reactivos cuya cantidad inicial produzca más cantidad de producto que el reactivo limitante serán reactivos en exceso

Supongamos la reacción de formación del hexafluoruro de azufre (SF_6).



La ecuación indica que un mol de azufre reacciona con tres moles de flúor, para producir un mol de hexafluoruro de azufre. Si en nuestro problema colocamos por ejemplo 30 moles de S y 35 moles de F_2 , tenemos que determinar cuál es el reactivo limitante. Trabajamos con las cantidades iniciales de sustancia por separado.

Calculamos la cantidad de productos que se obtienen a partir de cada una de las cantidades iniciales de sustancia de los reactivos. Con el S, tenemos 30 moles que producen

$$n_{\text{SF}_6} = 30 \text{ moles de S} \left[\frac{1 \text{ mol de SF}_6}{1 \text{ mol de S}} \right] = 30 \text{ moles de SF}_6$$

Para el F_2 tenemos 35 moles, lo que nos da

$$n_{\text{SF}_6} = 35 \text{ moles de F}_2 \left[\frac{1 \text{ mol de SF}_6}{3 \text{ moles de F}_2} \right] = 11.66 \text{ moles de SF}_6$$

A partir de la cantidad de sustancia inicial de F_2 obtenemos menos cantidad de sustancia de SF_6 , por lo que el F_2 es el reactivo limitante.

Para hacer cálculos estequiométricos cuando hay reactivo limitante, puedes seguir los siguientes pasos:

- Escribe las fórmulas correctas de reactivos y productos, y balancea la ecuación química.
- Cuando sea necesario, calcula la cantidad de sustancia a partir de la masa de las sustancias cuyos datos estén dados en el problema.
- Identifica al reactivo limitante. Todos los cálculos se realizan con base en la cantidad inicial del reactivo limitante.
- Utiliza las razones estequiométricas para calcular la cantidad de sustancia de las sustancias que deseas conocer.
- Con la cantidad de sustancia y las masas molares puedes calcular la masa de las sustancias.
- Siempre analiza tu resultado y pregúntate si es razonable o no. Cuando el resultado sea descabellado, revisa tus cálculos.



¿CÓMO SE RESUELVE? Reactivo limitante

Se tiene la siguiente reacción en exeso que queda sin reaccionar.



Al inicio se ponen a reaccionar 4.5 g de MnO_2 con 4 g de HCl . ¿Cuánto MnCl_2 , Cl_2 y H_2O se obtiene? Calcula la cantidad de reactivo en exeso que queda sin reaccionar.

La ecuación química está balanceada. Calculamos la cantidad de sustancia inicial de los reactivos. Las masas molares necesarias son 86.94 g/mol para el MnO_2 y 36.458 g/mol para el HCl . Con estos datos calculamos la cantidad de sustancia inicial.

Para el MnO_2 :

$$n_{\text{MnO}_2} = 4.5 \text{ g de MnO}_2 \left[\frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{86.936 \text{ g de MnO}_2} \right] =$$

$$0.0518 \text{ moles de MnO}_2$$

Para el HCl :

$$n_{\text{HCl}} = 4.0 \text{ g de HCl} \left[\frac{1 \text{ mol de HCl}}{36.461 \text{ g de HCl}} \right] =$$

$$0.1097 \text{ moles de HCl}$$

Estas son las cantidades de sustancia iniciales de cada uno. Ahora trabajamos con cada reactivo por separado.

Utilizamos la cantidad de sustancia inicial de MnO_2 (0.0518 moles) y de HCl (0.1097 moles). Con la cantidad de MnO_2 que hay al inicio, calculamos lo que se puede obtener de cantidad de sustancia de MnCl_2

$$n_{\text{MnCl}_2} = 0.0518 \text{ moles de MnO}_2 \left[\frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} \right] =$$

$$0.0518 \text{ moles de MnCl}_2$$

Ahora utilizamos la cantidad inicial de HCl para conocer cuánto MnCl_2 se puede obtener

$$n_{\text{MnCl}_2} = 0.1097 \text{ moles de HCl} \left[\frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \right] =$$

$$0.0274 \text{ moles de MnCl}_2$$

Con la cantidad de sustancia inicial de HCl se obtiene menos cantidad de sustancia de producto que con la cantidad de sustancia inicial de MnO_2 , lo que quiere decir que el HCl es el reactivo limitante y el MnO_2 está en exeso.

Los cálculos siguientes los haremos con base en la cantidad inicial de reactivo limitante, es decir HCl .

Calculamos la cantidad de sustancia de MnCl_2 que se obtiene a partir de 0.1097 moles de HCl (corresponde al último cálculo realizado).

$$n_{\text{MnCl}_2} = 0.0274 \text{ moles de MnCl}_2$$

Esta cantidad de sustancia, se transforma ahora en gramos mediante la masa molar

$$n_{\text{MnCl}_2} = 0.0274 \text{ moles de MnCl}_2 \left[\frac{125.844 \text{ g de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnCl}_2} \right] \\ = 3.4481 \text{ g de MnCl}_2$$

La respuesta es que se obtienen 3.4481 g de MnCl₂ a partir de 4.5 g de MnO₂ y 4 g de HCl.

Es claro que con estos datos es posible calcular la cantidad de Cl₂ y de H₂O que se obtiene en la misma reacción. Para ello hay que utilizar las razones estequiométricas correspondientes como se indica a continuación

$$n_{\text{Cl}_2} = 0.1097 \text{ moles de HCl} \left[\frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \right] = \\ 0.0274 \text{ moles de Cl}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.1097 \text{ moles de HCl} \left[\frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{4 \text{ moles de HCl}} \right] = \\ 0.0548 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Al transformar en gramos, obtenemos

$$m_{\text{Cl}_2} = 0.0274 \text{ moles de Cl}_2 \left[\frac{70.906 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} \right] = \\ 1.9428 \text{ g de Cl}_2$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 0.0548 \text{ moles de H}_2\text{O} \left[\frac{18.015 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right] = \\ 0.9872 \text{ g de H}_2\text{O}$$

También es importante calcular la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar. En el ejemplo, el reactivo en exceso es el MnO₂. Calculamos la cantidad de MnO₂ que reacciona con 0.1097 moles de HCl.

$$n_{\text{MnO}_2} = 0.1097 \text{ moles de HCl} \left[\frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \right] = \\ 0.0274 \text{ moles de MnO}_2$$

Al inicio teníamos 0.0518 moles de MnO₂. Reaccionaron 0.0274 moles. Para saber lo que queda del reactivo en exceso no hay más que restarle a la cantidad de sustancia que se tenía inicialmente, la cantidad de sustancia que reaccionó. Haciéndolo

$$0.0518 - 0.0274 = 0.0244$$

quedan 0.0244 moles. Esta cantidad de sustancia transformada en masa es:

$$m_{\text{MnO}_2} = 0.0244 \text{ moles de MnO}_2 \left[\frac{86.936 \text{ g de MnO}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} \right] \\ = 2.1212 \text{ g de MnO}_2$$

Los resultados de este tipo de problemas se pueden resumir en una tabulación como la que se da en la tabla 6.5.

Tabla 6.5

Resultados del problema.

	MnO ₂	+	4 HCl	II	MnCl ₂	+	Cl ₂	+	2H ₂ O
Cantidad de sustancia inicial (moles)	0.0518		0.1097						
Reaccionan (moles)	0.0274		0.1097						
Cantidad de sustancia que queda después de la reacción (moles)	0.0244		0.0		0.0274		0.0274		0.0548
Masa inicial (gramos)	4.5		4						
Masa que reacciona (gramos)	2.3820		4						
Masa que queda después de la reacción (gramos)	2.1212 g		0.0		3.448 g		1.943 g		0.987 g

Con los datos de la tabla 6.5 se puede hacer énfasis en que el reactivo limitante es aquel que se termina durante la reacción, por lo que al final de la misma siempre quedará un cero en la casilla que indica la cantidad de sustancia de este reactivo. Del reactivo en exceso siempre quedará una cantidad positiva de sustancia al final de la reacción.

La ley de la conservación de la materia se puede comprobar al hacer la suma de los gramos que quedan al final de la reacción. La cantidad en gramos es la misma que había al inicio de la reacción, es decir 8.5 g.



TE TOCA A TI: Reactivo limitante

El titanio es un metal duro, ligero, muy resistente a la corrosión. Por eso se utiliza en la fabricación de raquetas, bicicletas y aviones. Se prepara mediante la reacción entre el cloruro de titanio (IV) y el magnesio fundido. La ecuación no balanceada que representa el proceso es la siguiente:



En cierta industria se tienen 3.5×10^6 g de TiCl_4 y 1.1×10^6 g de Mg. Calcula la cantidad de sustancia de titanio que se obtiene a partir de estas masas de materia prima.

Durante los procesos químicos, se selecciona al reactivo que es más costoso como reactivo limitante, porque de esta forma es factible que este reactivo se termine durante la reacción y no se desperdiciará.

El concepto de reactivo limitante es también importante a la hora de querer reducir los productos contaminantes. Decíamos al principio que hay que saber hacer las reacciones, para no producir contaminantes o bien eliminarlos antes de que se conviertan en un problema. Una forma de saber hacerlas es controlar el reactivo que quieres que sea el limitante para conducir las reacciones por el mejor camino posible. Como ejemplo tenemos la relación de aire/combustible en un motor.



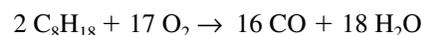
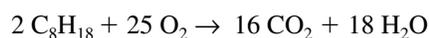
Figura 6.30
La presencia de CO en la atmósfera está relacionada con la circulación de vehículos.

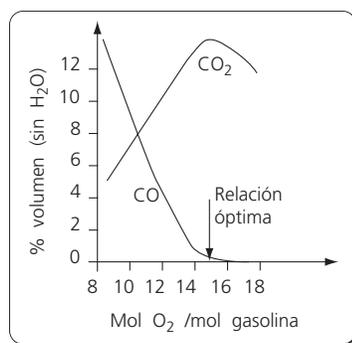
Relación aire/combustible en un motor

El monóxido de carbono (CO) se produce en todas las combustiones incompletas de compuestos de carbono, esto es, aquéllas que no forman dióxido de carbono como producto de la reacción. Es un gas invisible, incoloro e insaboro, por lo que no podemos detectarlo fácilmente. El problema es que el CO es fuertemente tóxico, ya que forma un enlace fuerte con el hierro de la hemoglobina de la sangre. En condiciones normales, el hierro de la hemoglobina se une al oxígeno que respiramos y es la que se encarga de llevarlo a todas las células del cuerpo. Cuando el CO se une al hierro de la hemoglobina forma un enlace más fuerte que el del hierro con el oxígeno, con lo cual impide el acceso del O_2 a las células, con lo que sobreviene la muerte por asfixia.

El monóxido de carbono convive con nosotros en las grandes ciudades. Su presencia en la atmósfera está relacionada con la circulación de vehículos que utilizan gasolina.

En la combustión completa de la gasolina se produce CO_2 . Este gas es menos tóxico que el monóxido de carbono. Las ecuaciones balanceadas de formación de CO y CO_2 a partir de la gasolina (formada por octano, C_8H_{18}) son las siguientes:



**Figura 6.31**

Proporción de CO y CO₂ producido en función de la cantidad de sustancia de O₂ que se emplea por mol de gasolina.

De las ecuaciones se sabe que la producción de CO ocurre cuando hay menos oxígeno presente. La combustión de la gasolina en presencia de poco oxígeno favorece la formación de CO. En la figura 6.31 se observa la proporción de CO y CO₂ que se produce en función de la cantidad de sustancia de O₂ que se emplea por mol de gasolina quemada.

Es recomendable que el pistón reciba una cantidad de sustancia de alrededor de 15.1 moles de O₂ por cada mol de gasolina, para con ello estar por encima de las cantidades estequiométricas necesarias para la formación del dióxido de carbono. Así se produce muy poco CO y no se entorpece el funcionamiento del motor.

En las reacciones de combustión de la gasolina, el O₂ tiene que ser el reactivo en exceso para así evitar la formación del gas más tóxico, el CO. No se puede utilizar oxígeno en demasiado exceso, porque como se observa en la gráfica de la figura 6.31, con mayor cantidad de O₂ se comienza a producir menos CO₂.

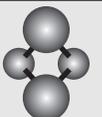
Una buena medida para reducir la contaminación, quizás la mejor, es afinar el motor lo más frecuentemente posible. La afinación incluye la limpieza de las partes por las que fluye el aire hacia el interior del motor y la calibración de las válvulas de acceso.



TE TOCA A TI: Reactivo en exceso

El tanque de gasolina de un automóvil tiene una capacidad de alrededor de 40 L. Calcula la masa de oxígeno que tiene que participar en la combustión de esa gasolina, para tener las condiciones óptimas de funciona-

miento. Para resolverlo, supón que la gasolina está formada por octano (C₈H₁₈) y averigua la densidad del octano.



EN EQUIPO: Los chiles en nogada

Colaboración de Adela Castillejos Sálazar.

Una receta de cocina comienza con la lista de los ingredientes requeridos. A continuación se presentan los ingredientes necesarios para cocinar los chiles en nogada, un típico platillo mexicano que presenta los colores de la bandera mexicana, por lo que se cocina en el mes de septiembre al conmemorar las fiestas patrias.

Material Para preparar 24 chiles en nogada

- 24 chiles “tornachiles” o “oaxaqueños”
- 100 nueces de castilla
- 1/2 L de crema
- 3 granadas
- 1/2 kg de lomo de puerco molido
- 50 g de piñones
- 50 g de pasas sin semilla
- 50 g de almendras
- 4 pedazos de acitrón
- 1/2 kg de tomates de bola

- 3 dientes de ajo
- un manojo grande de perejil
- 8 huevos
- 1 kg de manteca de cerdo
- 1/2 L de leche

Procedimiento

Si se sigue al pie de la letra la receta, deben agregarse todos los ingredientes en la cantidad indicada, y se obtendrán 24 chiles en nogada. En las recetas no siempre se especifican las cantidades con suficiente claridad. Por ejemplo, se piden 4 pedazos de acitrón sin indicar cuántos gramos, y un manojo grande de perejil sin especificar a qué equivale, en gramos. Esto es válido en una receta casera de cocina, pero no está permitido cuando se quiere obtener un producto industrial de la manera más eficaz posible. Supongamos que fuimos al mercado pero no nos fijamos en las cantidades reque-

ridas para obtener los 24 chiles. Compramos lo siguiente:

- 25 chiles “tornachiles”
- 300 nueces de castilla
- 1 L de crema
- 3 granadas
- 1 kg de lomo de puerco molido
- 100 g de piñones
- 100 g de pasas sin semilla
- 50 g de almendras
- 5 pedazos de acitrón

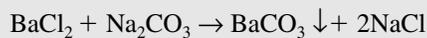
- 1 kg de tomates de bola
- 1 cabeza de ajo con 15 dientes de ajo
- 2 manojos grandes de perejil
- 12 huevos
- 2 kg de manteca de cerdo
- 3 L de leche

Forma equipos de 3 personas. Con estas cantidades, determinen cuántos chiles en nogada pueden prepararse y la cantidad de los ingredientes que sobran. Utilicen este ejemplo para explicar el concepto de reactivo limitante

DESCÚBRELO TÚ: Reactivo limitante

¿Cuál es el reactivo que actúa como limitante?

La reacción que vamos a utilizar está representada por la siguiente ecuación química:



Material

- 10 vasos de precipitados
- 2 buretas de 50 mL
- 2 soportes y 2 pinzas para bureta
- Disolución de cloruro de bario (BaCl_2), concentración 0.5 M
- Disolución de carbonato de sodio (Na_2CO_3), concentración 0.5 M
- Agitador de vidrio
- Material para filtración
- Piseta con agua destilada
- Estufa
- Balanza analítica

Procedimiento

Instala las dos buretas en los soportes. A una llénala con la disolución de cloruro de bario y la otra con la disolución de carbonato de sodio.

Etiqueta los diez vasos con números del 1 al 10.

Agrega a cada vaso 10 mL de disolución de cloruro de bario (BaCl_2).

Agrega a cada vaso el volumen de disolución de carbonato de sodio (Na_2CO_3) que se indica en la tabla 6.6.

Después de agregar las dos disoluciones, agita el contenido de cada uno de los vasos de precipitados y deja en reposo por aproximadamente 15 minutos. Después de agitar el contenido de cada uno de los vasos, enjuaga el agitador con una piseta con agua destilada, asegurándote que todo el precipitado cae en el vaso que le corresponde.

Numera del 1 al 10 diez piezas de papel filtro, pégalas y anota su peso. Filtra el contenido de cada vaso utilizando su correspondiente papel filtro. Evita perder precipitado, enjuagando cada vaso con agua destilada.

Pon a secar los papeles con los precipitados en la estufa a 50°C . Comprueba que están secos con varias pesadas en diferentes tiempos. Una vez secos, registra el peso de cada papel con precipitado.

Copia la tabla 6.6. Anota en la misma tabla el peso de cada papel filtro solo, el peso de cada papel filtro con precipitado y el peso del precipitado.

Tabla 6.6

Volumen de la disolución de carbonato de sodio que se tiene que agregar a cada vaso de precipitado.

Vaso	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
mL de BaCl_2	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
mL de Na_2CO_3	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20

Traza una gráfica de los gramos de precipitado obtenidos en función de los mililitros de carbonato agregados.

Recolecta el precipitado de carbonato de bario en un frasco limpio y seco y dáselo a tu profesor para

que lo guarde. Se necesitará en un experimento posterior.

¿Cuál es el reactivo limitante en cada vaso de precipitado?



TE TOCA A TI:

Cantidad de sustancia

Para cada vaso de precipitados del DESCÚBRELO TÚ anterior, calcula la cantidad de sustancia de cada uno

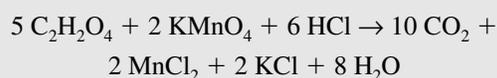
de los reactivos y la cantidad de sustancia del producto obtenido.



CTS Salud:

Intoxicaciones y hormonas

Cuando una persona se intoxica por la acción de algún producto químico, en ocasiones se le puede dar un antídoto, que reacciona con el agente tóxico para producir sustancias que no son dañinas al organismo. Un ejemplo es la intoxicación con ácido oxálico ($C_2H_2O_4$). Este compuesto es fuertemente tóxico para el organismo humano. De ser ingerido, su acción puede neutralizarse por medio del permanganato de potasio ($KMnO_4$). Lo que ocurre es la siguiente reacción, en la que interviene el ácido clorhídrico del estómago:



La cantidad de permanganato de potasio que debe suministrarse a la persona intoxicada depende de la porción de ácido oxálico que ingirió. Es importante que el permanganato de potasio esté en exceso y que el ácido oxálico sea el reactivo limitante para garantizar que no queda veneno en el organismo.

Otro caso de intoxicación ocurre cuando las personas ingieren metanol en lugar de etanol. El metanol se oxida y produce formaldehído, que a su vez se convierte en ácido fórmico. El cuerpo humano no es capaz de eliminar al ácido fórmico, por lo que el ácido baja el valor del pH de la sangre lo cual puede producir la muerte. Además, la ingestión de metanol produce ceguera.

El ácido fórmico puede neutralizarse en el organismo suministrando bicarbonato de sodio. Nuevamente

en este caso, el ácido fórmico tiene que ser el reactivo limitante por lo que el bicarbonato de sodio se ingiere en cantidades excesivas.

En todos los casos de intoxicaciones, la idea del antídoto es que éste sea el reactivo en exceso y el veneno sea el reactivo limitante. De esta forma, el veneno reaccionará por completo y se terminará el problema.

El funcionamiento de las píldoras anticonceptivas también está relacionado con reactivos en exceso y reactivos limitantes, ya que es la administración de diferentes hormonas en cantidades precisas lo que evita la ovulación y por lo tanto el embarazo.

Con el fin de entender la relación de las hormonas con el reactivo limitante, recordemos que la glándula pituitaria secreta cada mes una hormona que estimula la formación de óvulos. Hacia la mitad del mes, la pituitaria secreta otra hormona que hace que el óvulo se libere del ovario. Esta es la etapa de la ovulación. El ovario a su vez secreta estrógeno y progesterona, inducido por las hormonas que secreta la pituitaria. El estrógeno lo secreta antes de la ovulación, cada vez en mayores cantidades, y la progesterona después de que ha ocurrido la ovulación. Las hormonas del ovario inducen el desarrollo del crecimiento del útero, con el fin de prepararlo para la fijación del óvulo una vez que éste sea fecundado. La presencia de progesterona y estrógeno en la sangre reprime a la glándula pituitaria. Esto a su vez reprime las secreciones del ovario, lo que hace que disminuya la concentración de estrógeno y progesterona. Cuando baja la concentración de estas hormo-

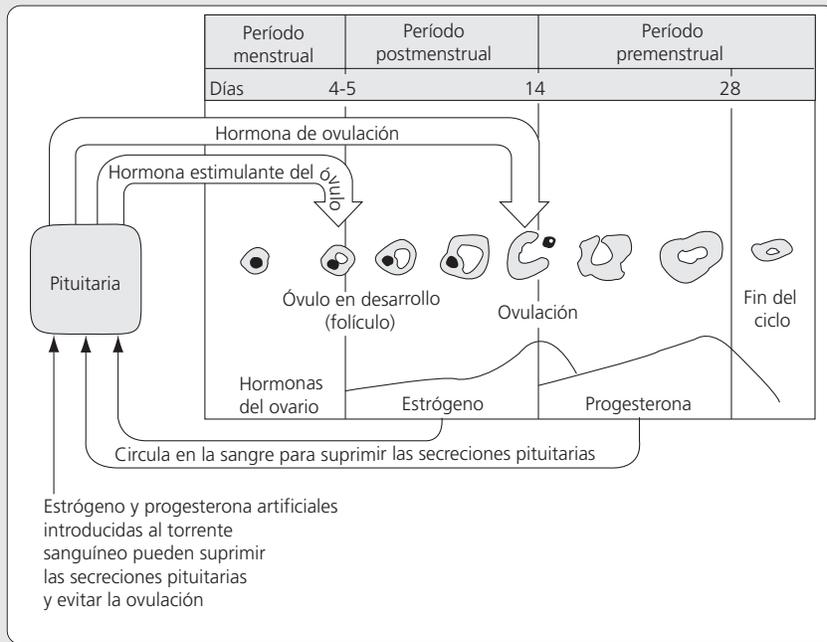


Figura 6.32
El ciclo menstrual de la mujer.

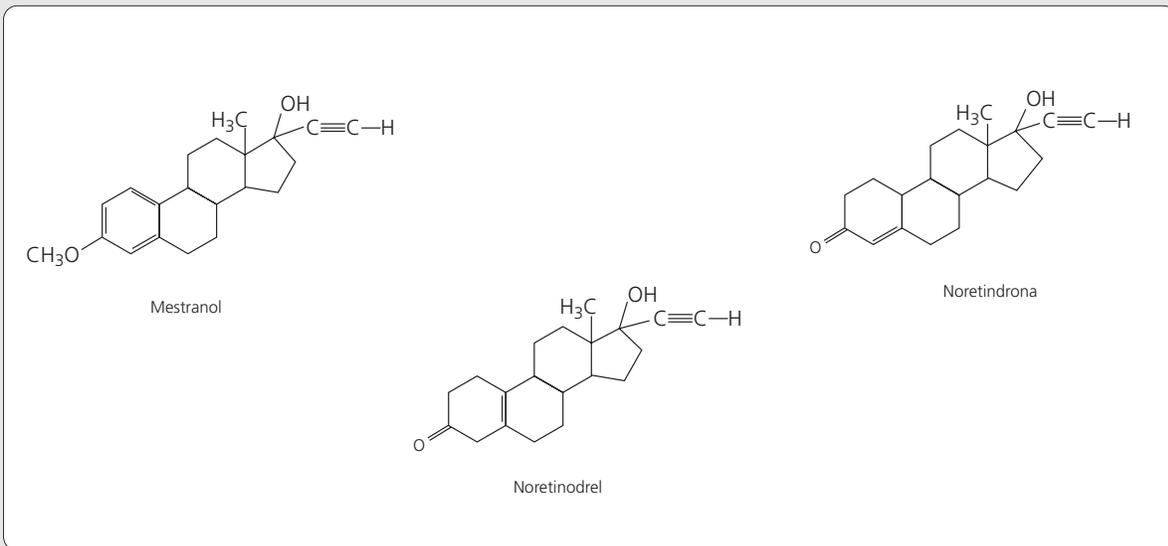


Figura 6.33
Fórmula de algunas progestinas que se han empleado como anticonceptivos.

nas se produce la menstruación, se deja de inhibir a la pituitaria y se inicia de nuevo el ciclo.

El uso de estrógeno y progesterona reprime a la pituitaria y evita la ovulación. Así funcionan las píldoras anticonceptivas, que suministran un exceso de estas hormonas para reprimir artificialmente el funcionamiento de la pituitaria. (Ver figura 6.32).

Los primeros anticonceptivos utilizaban progesterona y estrógenos. En la actualidad se utilizan progestinas, compuestos semejantes a la progesterona que realizan las mismas funciones. (Ver figura 6.33).

A continuación se presenta un texto con información sobre las hormonas. Léelo con cuidado.



EN EQUIPO:

Las hormonas

Colaboración de Rosa Zugazagoitia Herranz.

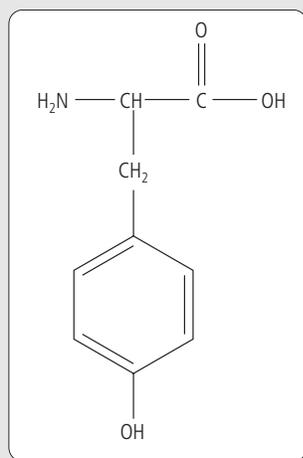
**Figura 6.34**

Rosa Zugazagoitia en su laboratorio de la UAM, unidad Xochimilco.

El término hormona se deriva del vocablo griego *hormao* = excitar, mover, y se aplica a una serie de sustancias orgánicas elaboradas por los seres vivos, en cantidades muy pequeñas, que son difundidas a diferentes puntos del organismo, donde producen cambios fisiológicos importantes, que pueden ser de activación, de inhibición o de regulación.

Las hormonas son mensajeros químicos que se producen en las glándulas endócrinas, es decir glándulas de secreción interna. Para que una hormona actúe es necesario que se una con un receptor específico de la célula. Dichos receptores pueden estar en la membrana celular (receptores de membrana) o en el citoplasma (receptores citosómicos).

Por su estructura, las hormonas pueden clasificarse como:

**Figura 6.35**

Fórmula de la tiroxina, el aminoácido metabolizado para la glándula tiroidea.

- *Hormonas tiroideas*, formadas a partir del aminoácido tiroxina.
- *Hormonas peptídicas*, formadas por péptidos (de naturaleza proteica).
- *Hormonas esteroidales*, con esqueleto esteroideal.
- *Prostaglandinas*.

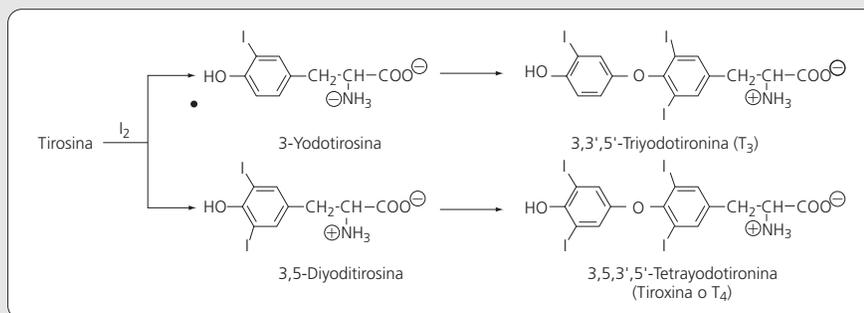
Hormonas tiroideas

La glándula tiroidea es uno de los sitios donde ocurre el metabolismo del aminoácido llamado tiroxina, cuya fórmula está escrita en la figura 6.35. Ya veremos un poco más sobre aminoácidos en la sección “carbohidratos, grasas y proteínas” del capítulo 8 de este texto.

Aquí, la tiroxina se convierte en una serie de compuestos yodados de bajo peso molecular, llamados hormonas tiroideas. La ruta metabólica puede resumirse como se hace en la figura 6.36

La **3,3',5'-triyodotironina (T₃)** y la **3,5,3',5'-tetrayodotironina (tiroxina T₄)** constituyen las hormonas tiroideas activas. Estas hormonas se encuentran en la tiroidea unidas, a través de un enlace peptídico, a una proteína llamada *tiroglobulina*. Cuando se estimula la glándula tiroidea, la tiroglobulina se hidroliza por la acción de las enzimas proteolíticas presentes en dicha glándula y se secretan las hormonas hacia el torrente sanguíneo a través del cual son transportadas a otros tejidos.

No se conocen con certeza los procesos mediante los cuales la glándula tiroidea influye en un amplio espectro del metabolismo basal y de liberación de energía. Son pocas las fases del desarrollo general de los seres humanos que no están reguladas, de alguna forma, por estas hormonas.

**Figura 6.36**

Ruta metabólica de adición de yodo a la tiroxina, para formar compuestos mono a tetra iodados.

Una dieta normal proporciona las necesidades diarias de yodo ($100 \mu\text{g}$), la deficiencia de yodo puede provocar el crecimiento anormal de la glándula tiroidea, lo que se conoce como *bocio simple*.

Hormonas peptídicas

Los aminoácidos se unen entre sí para formar péptidos mediante el enlace entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino de otro aminoácido. Emil Fischer fue el primero que propuso esta estructura y le dio el nombre de *enlace peptídico*, a este enlace tipo *amida* (ver figura 6.37).

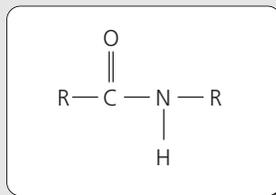


Figura 6.37
Enlace peptídico.

Una gran cantidad de péptidos funcionan como hormonas y regulan diferentes procesos metabólicos.

La *oxitocina* (ver figura 6.38) y la *vasopresina* (ver figura 6.39) son dos hormonas nonapeptídicas parcialmente cíclicas, producidas por la parte posterior de la glándula pituitaria. Ya veremos un poco más sobre aminoácidos y polipéptidos en la sección “carbohidratos, grasas y proteínas” del capítulo 8 de este texto.

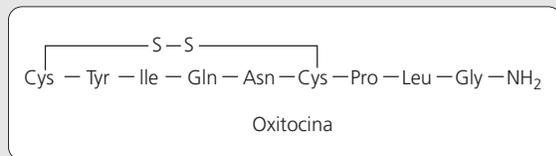


Figura 6.38
Fórmula de la oxitocina, un péptido formado por el enlace de nueve aminoácidos. Cys significa cisteína, Tyr es tirosina, Ile es isoleucina, Gln es glutamina, Asn es asparragina, Pro es prolina, Leu es leucina y Gly es glicina.

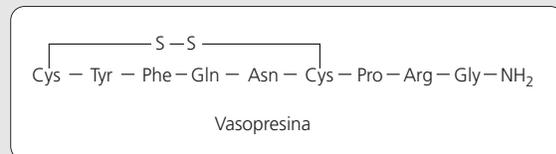


Figura 6.39
Fórmula de la vasopresina, otro nonapéptido. Los símbolos de los aminoácidos que no contiene la oxitocina son Phe como fenilalanina, Arg como arginina.

A pesar de su gran semejanza estructural, sus propiedades hormonales son totalmente diferentes.

La oxitocina regula las contracciones uterinas y la lactancia, y puede administrarse cuando es necesario inducir el trabajo de parto.

La vasopresina regula la secreción de agua a través del riñón, tiene efectos antidiuréticos (se le conoce como hormona antidiurética ADH) y también afecta la presión sanguínea.

La enfermedad *diabetes insípida*, que se caracteriza por la excreción de una gran cantidad de orina, es causada por la deficiencia de la vasopresina, su tratamiento requiere de la administración de esta hormona.

La insulina pancreática representa, entre otros, un ejemplo de una hormona proteínica formada por dos uniones disulfuro entre dos cadenas polipeptídicas. La insulina disminuye el nivel de glucosa sanguínea favoreciendo su paso hacia las células del tejido hepático y estimulando la formación de glucógeno en los músculos y la formación de lípidos en las células adiposas.

Un defecto en el metabolismo de los carbohidratos además de niveles elevados del metabolismo de los lípidos y las proteínas caracterizan a la enfermedad llamada *diabetes mellitus*, conocida comúnmente como diabetes. El inicio de estas anomalías metabólicas se debe a la incapacidad del páncreas para producir insulina o bien, a su producción en cantidades insuficientes. La detección de este problema puede ayudar a controlarlo a través de la administración regular de insulina.

Hormonas esteroidales

Algunas hormonas de gran importancia en el organismo tienen un esqueleto esteroide de ciclohexano perhidrofenantreno (ver figura 6.40).

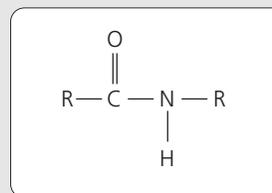


Figura 6.40
Esqueleto del ciclohexano perhidrofenantreno, que caracteriza a todas las hormonas esteroidales.

Las hormonas esteroidales se producen en la capa exterior de las glándulas adrenales y en las gónadas (ovarios en la mujer y testículos en el hombre).

Los esteroides de la corteza adrenal se conocen como adrenocorticoides o corticoides, se agrupan en tres categorías, de acuerdo con su función:

- *Glucocorticoides*
- *Mineralocorticoides*
- *Hormonas sexuales*

Los glucocorticoides regulan la utilización de la glucosa en el organismo, tienden a evitar la acumulación de glucosa en los tejidos y, junto con la insulina, mantienen el equilibrio corporal entre el exceso y la falta de glucosa.

Entre los glucocorticoides más importantes está el colesterol que es un componente estructural de la membrana celular, su presencia puede aportar mayor rigidez a la membrana. El colesterol es imprescindible para la vida, aunque está relacionado también con el transporte de lípidos a través de la sangre, razón por la cual se busca mantenerlo por debajo de cierto nivel, ya que puede llegar a formar placas que dificultan el flujo de la sangre. (Ver figura 6.41).

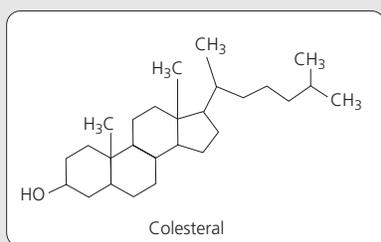


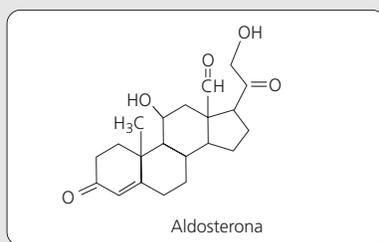
Figura 6.41

Colesterol. Además del ciclopentano perhidrofenantreno característico de las hormonas esteroidales, el colesterol contiene un grupo OH, dos grupos metilo, CH₃, y otro radical de hidrocarburo de ocho carbonos.

Los mineralocorticoides ayudan a retener el cloruro de sodio y a mantener el volumen de líquido en el organismo, un ejemplo de los cuales es la aldosterona (ver figura 6.42), que influye en el metabolismo de los electrolitos y del agua.

Figura 6.42

Fórmula de la aldosterona, un mineralocorticoide.



En la corteza adrenal también se producen las hormonas sexuales secundarias, estrógenos en las mujeres y andrógenos en los hombres; son las causantes de las voces agudas y la ausencia de vello facial en las mujeres, así como de las voces más graves y de la aparición de barba en los hombres.

Las hormonas sexuales femeninas principales se producen en los ovarios, las más importantes son los estrógenos (estrone y estradiol) y la progesterona (ver figura 6.43).

Las hormonas sexuales masculinas principales se producen en los testículos, la más importante es la testosterona, que regula el desarrollo de casi todas las características sexuales en el hombre (ver figura 6.44).

Algunos atletas consumen fármacos llamados **anabólicos**, que son esteroides sintéticos relacionados estructuralmente con la testosterona. Estos fármacos aumentan el desarrollo muscular sin provocar masculinización, su uso está prohibido por las organizaciones mundiales deportivas.

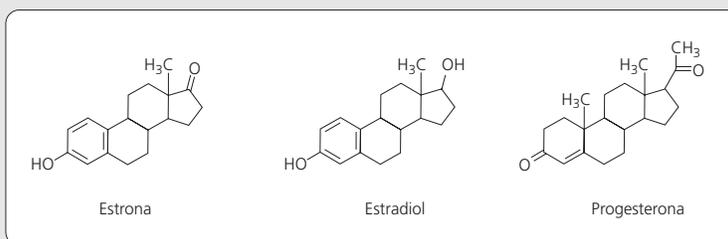


Figura 6.43

Fórmulas de las hormonas sexuales femeninas.



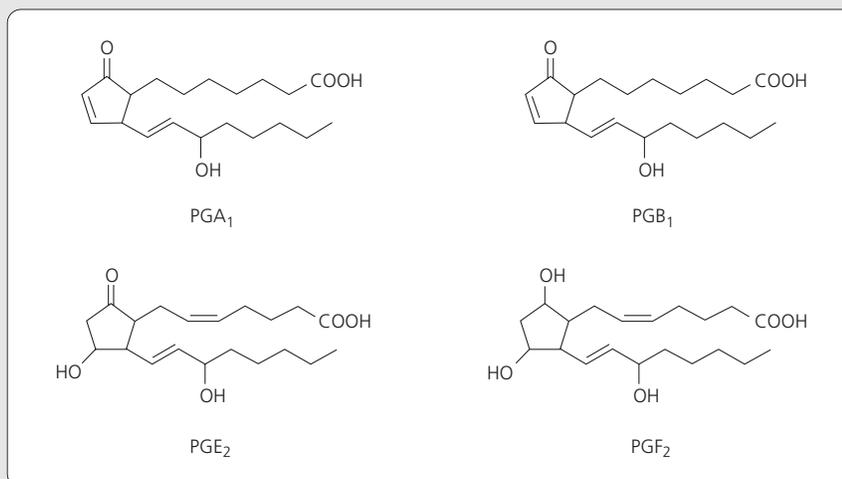
Figura 6.44

Fórmula de la testosterona, la hormona sexual masculina por excelencia.

Prostaglandinas

Las prostaglandinas pueden considerarse como hormonas locales ya que actúan en las células donde se producen o en células cercanas y tienen funciones muy variadas. En algunas células inhiben enzimas y en otras, las activan. Deben su nombre a la glándula prostática, de la que se obtuvieron por primera vez.

Figura 6.45
Fórmulas de algunas prostaglandinas.



Las prostaglandinas se agrupan en cuatro grupos principales: PGA, PGB, PGE y PGF, por lo general se escribe un subíndice después de la tercera letra, que indica el número de enlaces dobles de las cadenas laterales.

Las prostaglandinas están ligadas con las propiedades terapéuticas de la aspirina, que se utiliza como analgésico (contra el dolor), antipirético (contra la fiebre) y como antiinflamatorio. Algunas prostaglandinas aumentan la inflamación de los tejidos y actúan en la regulación de la temperatura corporal, las evidencias

bioquímicas sugieren que la aspirina inhibe la actividad de una enzima necesaria para la biosíntesis de estas prostaglandinas.

Formen equipos de cuatro personas. Preparen una conferencia de cinco minutos donde se explique el concepto de hormona. Realicen una investigación para completar la información dada en este ensayo con lo que crean necesario. Preséntenle la conferencia a sus compañeros del grupo.

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

La cantidad de sustancia inicial de reactivo limitante nos permite predecir, mediante las operaciones correspondientes, la porción de productos que podemos obtener, en caso de que todo el reactivo limitante reaccione. A esto se le conoce como el **rendimiento teórico** de la reacción, y representa la máxima cantidad de producto que podemos obtener de la reacción dadas las condiciones existentes.

El rendimiento teórico de la reacción representa la máxima cantidad de producto que podemos obtener.

En la práctica, no siempre se obtiene todo lo que se predice que se puede obtener. Muchas veces hay pérdidas en el camino. Estas pérdidas pueden ser porque los reactivos no están puros, con lo cual ponemos una cierta cantidad de reactivo pero en realidad no todo lo que ponemos es lo que creemos poner, o porque durante el proceso se queda materia prima o producto en los reactores. Las causas de las pérdidas son diversas y complicadas. En la industria se invierte mucho dinero en reducir las, ya que significan una baja en las ganancias y un aumento en los contaminantes.

En la práctica, el **rendimiento experimental** es la fracción de la cantidad esperada que se obtiene realmente de la reacción. Siempre es menor que el rendimiento teórico.

El rendimiento experimental es la fracción de la cantidad esperada que se obtiene realmente de la reacción. Siempre es un porcentaje del rendimiento teórico.

Para determinar la eficiencia de una determinada reacción, usualmente se utiliza el **porcentaje de rendimiento**, el cual describe la proporción del rendimiento experimental con respecto al rendimiento teórico. Para calcularlo se utiliza la razón correspondiente como se indica a continuación:

$$\text{rendimiento experimental} \left[\frac{100\%}{\text{rendimiento teórico}} \right] = \% \text{ de rendimiento}$$

El porcentaje de rendimiento puede ser cualquier valor entre 1 y 100. Mientras más cercano a 100 sea, más óptimo será el proceso.

El porcentaje de rendimiento describe la proporción del rendimiento experimental con respecto al rendimiento teórico.



¿CÓMO SE RESUELVE?:

Porcentaje de rendimiento

a) Calcula el rendimiento de la reacción:



Obtuvimos que se producen 3.4607 g de MnCl_2 a partir de 4.5 g de MnO_2 y 4 g de HCl . Durante un proceso se obtienen 3.06 g de MnCl_2 . Calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.

Para resolverlo utilizamos la razón correspondiente. El rendimiento teórico es 3.4607 g. El rendimiento experimental es igual a 3.0600 g. Con esto, el porcentaje de rendimiento es:

$$3.0600 \text{ g} \left[\frac{100\%}{3.4607 \text{ g}} \right] = 88.42\%$$

b) Para el ejemplo anterior, calcula la cantidad de MnCl_2 que se obtiene si el porcentaje de rendimiento durante un proceso es 90%.

Ahora lo que tenemos como datos son el rendimiento teórico (3.4607 g) y el porcentaje de rendimiento (90%).

$$\text{rendimiento experimental} \left[\frac{100\%}{3.4607 \text{ g}} \right] = 90\%$$

Lo que nos falta es el rendimiento experimental. Calculándolo sabremos cuánto MnCl_2 se produce. Despejamos de la ecuación

$$\text{rendimiento experimental} = 90\% \left[\frac{3.4607 \text{ g}}{100\%} \right] = 3.1146 \text{ g}$$

Para analizar los resultados del problema, resumimos los valores en la tabla 6.7.

El rendimiento teórico es la máxima cantidad que se puede obtener, por lo que este valor tiene que ser el más grande de todos los que calculamos. Ahora, cuando el porcentaje de rendimiento fue 88.42%, se obtuvieron 3.0600 g. Esto tiene que ser menos que lo que se obtiene cuando el porcentaje es mayor, 90%. Con este último porcentaje de rendimiento se obtuvieron 3.1146 g, de tal forma que los resultados son coherentes. En la tabla 6.7 se observa que cuando el porcentaje de rendimiento es mayor, la cantidad que se obtiene también es mayor, por lo que los cálculos parecen ser correctos.

Tabla 6.7

Resultados del problema.

Rendimiento	Cantidad obtenida
Teórico (100%)	3.4607 g
90 %	3.1146 g
88.42%	3.0600 g



TE TOCA A TI:

Porcentaje de rendimiento

- 1) La urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se prepara con la siguiente reacción:



Durante un proceso se ponen a reaccionar 60.7 g de NH_3 con 114.2 g de CO_2 . Calcula la

masa de $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ que se obtiene y la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar. Si el porcentaje de rendimiento es igual a 93%, calcula la cantidad de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ que se produce.

- 2) Calcula el rendimiento de la reacción en cada uno de los vasos de precipitados del DESCÚBRELO TÚ: Reactivo limitante.

Polímeros sintéticos, materiales para cualquier cosa

Hablaremos aquí de los polímeros sintéticos. Los polímeros se obtienen a partir de uno o más monómeros, que son moléculas sencillas, a través de las reacciones llamadas *de polimerización*.

Cuando un polímero fluye y acepta ser moldeado, extrudido o laminado, se le denomina *plástico*. Dentro de éstos, existen los *termoestables*, que no pueden ser suavizados o remodelados mediante calentamiento, y los *termoplásticos*, que sí admiten su reprocesamiento. Las resinas epoxi, familiares adhesivos en el hogar, y las espumas de poliuretano de nuestras almohadas son termoestables. La facilidad para reprocesar a los termoplásticos se debe a que sus cadenas poliméricas no están entrelazadas. El polietileno, de uso tan generalizado, y el poliacrilato de metilo, popular sustituto plástico del vidrio, son ejemplos de termoplásticos.

En muchas de sus aplicaciones, los plásticos han sustituido con ventaja al vidrio, al cuero, al algodón, a la cerámica, a la madera y hasta a los metales. Hoy, los materiales plásticos son importantes satisfactores de necesidades, en cualquier sociedad. En los países desarrollados, cada habitante cuenta en promedio con cien kilogramos de plástico. En México, Argentina y Brasil, esta cifra ya supera los quince kilogramos, y su influencia abarca sectores industriales de gran importancia como el automotriz, el electrónico, el de la construcción e inclusive el de la salud.

Los principales tipos de reacción por los cuales se pueden obtener polímeros permiten clasificarlos como *polímeros de adición o condensación*. En los primeros, se adicionan monómeros que contienen una doble ligadura $\text{C}=\text{C}$, en un proceso facilitado por la presencia de un catalizador. En los segundos se forman largas cadenas como resultado de la combinación de dos moléculas de monómero diferentes, mediante la pérdida de alguna molécula pequeña, generalmente agua.

Polímeros sintéticos $\left\{ \begin{array}{l} \text{Por adición} \\ \text{Por condensación} \end{array} \right.$



Figura 6.46

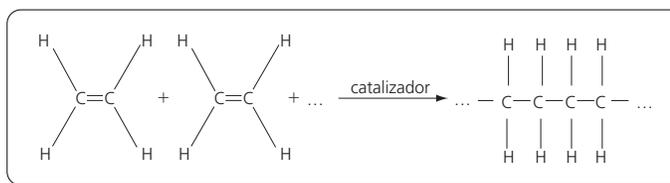
Reacción de producción del etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, a partir del etano, C_2H_6 , del gas natural.

El compuesto más simple que puede tener una reacción de polimerización por adición es el etileno $\text{CH}_2=\text{CH}_2$. El polímero resultante, el polietileno, es el polímero más barato y el que se produce en mayor cantidad en el ámbito mundial. Las llamadas “bolsas de plástico” están hechas de polietileno.

La materia prima, el etileno, se obtiene por la eliminación de dos átomos de hidrógeno del etano, el segundo componente más importante en el gas natural (ver figura 6.46).

Figura 6.47

La polimerización del etileno constituye un buen ejemplo del uso de catalizadores para unir pequeñas moléculas de una forma específica, y así producir un polímero.



La doble ligadura es la razón de la reactividad de este compuesto. Con la presencia del catalizador adecuado tiene lugar la polimerización (ver figura 6.47).

Se pueden obtener una enorme variedad de moléculas al substituir los átomos de hidrógeno en el etileno por otros átomos o grupos de átomos, y con ellos también una gran variedad de polímeros de adición, como se muestra en la tabla 6.8

Tabla 6.8

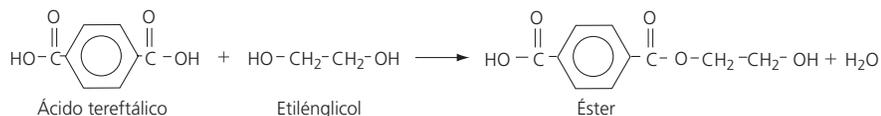
Algunos polímeros de adición

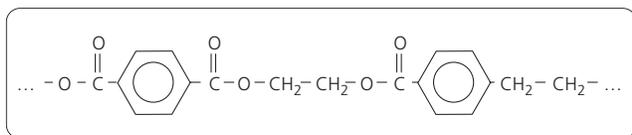
Monómero	Polímero	Usos principales	Monómero	Polímero	Usos principales
 Etileno	 Polietileno	Bolsas, botellas, juguetes	 Cloruro de vinilo	 Policloruro de vinilo PVC	Discos fonográficos, artículos de piel artificial, mangueras
 Propileno	 Polipropileno	Botellas, detergente, artículos moldeados	 Acrylonitrilo	 Poliacrylonitrilo	Vidrios, plásticos, fibras (Orlón, Milón)
 Estireno	 Poliestireno	Artículos moldeados, espuma aislante	 Tetrafluoroetileno	 Poli tetrafluoroetileno	Teflón, películas resistentes al calor

Ahora nos toca entrar al tema de las reacciones de síntesis de un polímero por condensación. La reacción de esterificación entre un ácido orgánico y un alcohol es la que tiene lugar en la fabricación de polietiléntereftalato o resina poliéster, un sustituto del algodón. La figura 6.48 muestra el primer paso de esta reacción de esterificación.

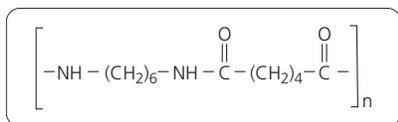
Figura 6.48

Primer paso de la esterificación de un diácido (el ácido tereftálico) con un dialcohol (el etilenglicol): El OH del alcohol reacciona con el H ácido, formándose agua.



**Figura 6.49**

En la reacción de la figura 6.48 quedó libre un grupo ácido, HOOC- , y un grupo alcohol, $-\text{OH}$, así que es posible la condensación de más unidades monoméricas, hasta producir el polietilentereftalato; la fibra poliéster, un magnífico sustituto del algodón.

**Figura 6.50**

Nylon 6,6. La letra n indica que un gran número de las unidades encerradas entre paréntesis se repiten, unas tras otras, formando la cadena polimérica.

Posteriormente, ambos grupos libres, el $-\text{COOH}$ ácido y el $-\text{OH}$ del alcohol, pueden seguir reaccionando con otras moléculas de alcohol o ácido. El proceso continúa hasta obtenerse largas cadenas de poliéster, el polietilentereftalato (PET) (ver la figura 6.49).

Otro ejemplo de polimerización por condensación es la obtención del Nylon 6,6. En este caso reaccionan una diamina (hexametildiamina) con un diácido (el ácido adípico, de seis carbonos), dando como resultado la poliamida llamada Nylon 6,6 (ver la figura 6.50)

Gran parte de la producción de plásticos es eliminada en forma de desechos. Pero ese “eliminada” es un decir. Uno de los más graves problemas asociados con los plásticos es su indestructibilidad. Es conocida por todos la presencia de bolsas, botellas y otros objetos de plástico en playas, ríos, lagunas y predios. De forma conservadora se estima que en el mundo, cada año, alrededor de 250,000 toneladas de plástico tienen como destino final el medio ambiente, en donde se acumulan como basura. En algunas ciudades parte de ese plástico se recicla y sirve posteriormente para la producción de bolsas y otros productos.

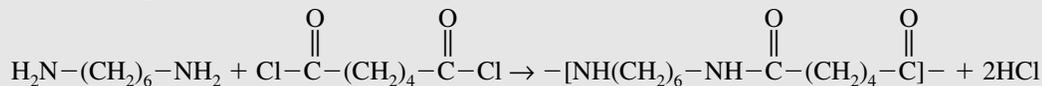
Estos objetos plásticos, que están por todas partes, no son biodegradables. Debido al gran tamaño de sus moléculas, los microorganismos bacterianos, responsables de la degradación de muchos de los desechos sólidos, son incapaces de atacar a los plásticos. Por otro lado, la combustión de los mismos puede desprender gases tóxicos, de ahí que quemarlos no sea una solución para su eliminación.

La proliferación de basura plástica puede resolverse, pero para ello hace falta que todos participemos. La manera más simple de hacerlo es el reciclaje. Si todos clasificáramos nuestra basura y separáramos los objetos de plástico de los de vidrio, metal y materia orgánica, la reutilización de plásticos, metales y vidrio sería más factible.

DESCÚBRELO TÚ: Formación de nylon

¿Cómo se forma el nylon?

La reacción que vamos a utilizar está representada por la siguiente ecuación química:



Material

- Pinzas
- Matraz de 250 mL
- 2 agitadores de vidrio
- Guantes de plástico
- 50 mL 0.5M de hexametildiamina (1,6-diaminohexano) $\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2$, en una disolución 0.5 M de hidróxido de sodio (NaOH). [Para prepararla, disolver 3.0 g de $\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_6\text{NH}_2$ más 1.0 g de NaOH en 50 mL de agua destilada]

- 50 mL 0.2 M de “sebacoyl chloride”, el dicloruro del ácido adípico, $\text{ClCO}(\text{CH}_2)_8\text{COCl}$, en hexano (para prepararlo, disolver de 1.5 mL a 2.0 mL de $\text{ClCO}(\text{CH}_2)_8\text{COCl}$ en 50 mL de hexano)
- colorante o fenoftaleína (opcional)

Procedimiento

Pon mucho cuidado en las siguientes indicaciones. Utiliza los guantes para realizar este experimento. La hexametildiamina (1,6-diaminohexano) y el “se-

cobyl chloride”, son irritantes si tocan la piel, los ojos y el sistema respiratorio. El hidróxido de sodio es extremadamente cáustico y puede causar severas quemaduras. ***Se debe evitar el contacto con la piel y los ojos.*** El hexano es extremadamente inflamable. Los vapores de hexano pueden irritar el sistema respiratorio y en altas concentraciones puede actuar como un narcótico.

Coloca la disolución de hexametildiamina en el matraz de 250 mL. Muy despacio coloca la disolución del “sebacoyl chloride” como una segunda capa en la parte superior de la disolución de hexametildiamina.

Minimiza la agitación en la interfase. Con las pinzas, pesca la película de polímero que se forma en la interfase de las dos disoluciones y jálalo con cuidado hacia el centro del matraz. Enreda el polímero en el agitador de vidrio. Lávalo cuidadosamente con agua o etanol antes de tomarlo con las manos.

El colorante o la fenoftaleína se pueden utilizar para aumentar la visibilidad de la interfase líquida.

¿Cómo se forma el nylon?



CTS Materiales:

Pinturas

Colaboración del doctor Jesús Gracia Fadrique³



Figura 6.51

El doctor Jesús Gracia, en su laboratorio de la UNAM.

Dentro de la gran variedad de pinturas y recubrimientos para uso doméstico e industrial, encontramos dos grandes familias: base agua y base disolvente. Las pinturas conocidas como de aceite o alquidálicas pertenecen al segundo grupo, que junto con las epóxicas y de poliuretano se constituyen como las más abundantes en el mercado. Sin embargo, por su importancia en volúmenes de producción, por la tendencia en los mercados mundiales y por su aspecto de bondad ecológica, las pinturas base agua son las de mayor relevancia y nuestro tema a comentar.

Hoy en día, la formulación de pinturas es uno de los terrenos de mayor importancia e investigación científica en el campo de los materiales. Cuando aplicamos una pintura para mejorar o cubrir un substrato sólido, estamos formando una película que ya seca presenta espesores entre 1 y 3 milésimas de centímetro. Esta delgada película es el resultado de un sin número de requisitos a cumplir. En el caso de pinturas con base de

agua, por ejemplo, encontramos que resisten alrededor de 10,000 ciclos de tallado con un cepillo, agua y jabón, requieren presentar un alto poder cubriente para que en una o dos aplicaciones oculten la superficie original, mostrar resistencia a la luz, el calor y la humedad, formar una película uniforme sin cráteres o fisuras, aceptar los diferentes colores que exige el mercado, presentar alta adhesión y secado rápido.

Desde nuestra visión fisicoquímica, una pintura base agua es un sistema coloidal altamente complejo, donde la fase continua es mayoritariamente acuosa y la fase dispersa está constituida por partículas poliméricas de alto peso molecular, pigmentos orgánicos o inorgánicos y extendedores o cargas de materiales sólidos que permiten separar, optimizar y economizar la cantidad de polímero y pigmento para impartir las propiedades ópticas y estructurales deseadas. La fase acuosa, fundamentalmente una disolución que contiene modificadores de evaporación, humectantes, dispersantes, emulsificantes, antiespumantes, coalescentes y en especial modificadores reológicos que imparten a la pintura viscosidades altas.

Uno de los mejores ejemplos de un sistema de partículas poliméricas coloidales en medio acuoso son los pegamentos blancos dispersados en agua y los selladores para muros empleados antes de aplicar un recubrimiento. Estas partículas constituyen lo que en el mundo de las pinturas se conoce como una emulsión látex (dispersión líquido-líquido), de polímero en agua, y que representan la base de calidad de un recubrimiento. Estas partículas dispersas, son el resultado del diseño de micro-reactores confinados en pequeñas gotas que

³ Profesor de carrera de la Facultad de Química de la UNAM, en la Ciudad de México.

dan origen a una alta masa molecular. ¿Cómo operar estos micro-reactores y cómo se forman estas micro-partículas?

Si dos líquidos parcialmente miscibles son agitados, uno de ellos se fracciona (fase dispersa) en el otro (fase continua); al suspender la agitación el sistema retorna a su estado original: dos fases y mínima área de contacto. Para mantener al líquido disperso sin agregación (coalescencia) es necesario emplear terceros componentes que disminuyan la energía de la superficie o tensión superficial entre los dos líquidos. Estos materiales identificados como emulsificantes o tensoactivos presentan un doble carácter con relación al agua: una porción de tipo hidrocarbonada, repulsiva al agua, y otra atractiva al agua. Dada esta ambigüedad estructural, su posición energética más favorable es la de enviar la parte hidrocarbonada a la fase no acuosa y la parte atractiva al agua a la fase acuosa (ver figura 6.52).

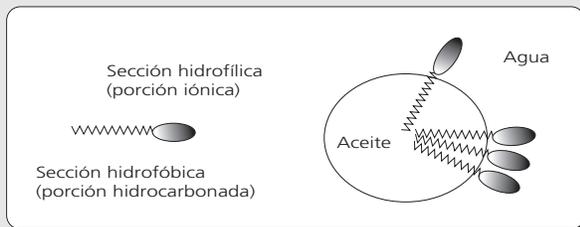


Figura 6.52

Colocación más favorecida de un tensoactivo, con la porción hidrocarbonada en la fase no acuosa y la porción iónica atractiva al agua hacia la fase acuosa.

De esta forma y gracias a la disminución de la tensión superficial, será posible formar y conservar estas pequeñas gotas. Si la fase orgánica es un monómero de tipo acrílico, o como el estireno, o como el acetato de vinilo, que contienen dobles ligaduras susceptibles de abrirse mediante un iniciador y reaccionar, tendremos en cada gota un micro-reactor que disipa fácilmente su calor de reacción al medio ambiente acuoso y formaremos partículas con una alta masa molecular. El resultado al concluir esta reacción bajo control, será un líquido lechoso que observado al microscopio mostrará una gran cantidad de micro-gotas en constante movimiento. Si aplicamos este líquido en una placa de vidrio, el agua se perderá por evaporación, las partículas se acercarán mientras se pierde agua y finalmente formarán una capa continua y translúcida adherida a la placa de vidrio.

Esta emulsión es la materia base de toda pintura moderna en su versión acuosa, en donde se tendrán que incorporar el resto de los componentes y entre los cuales el pigmento, sólido insoluble, de origen orgánico o inorgánico es el responsable de aportar color y/o poder cubriente. (ver tabla 6.9)

Tabla 6.9

Pigmentos utilizados en la fabricación de pinturas.

Componente químico	Color
TiO ₂	Blanco
ZnO	Blanco
Azul ftalocianina	Azul
FeO	Amarillo
Fe ₂ O ₃	Rojo
C	Negro

La capacidad cubriente de un recubrimiento está relacionada con el número de aplicaciones requeridas para ocultar el sustrato original e imprimir un nuevo color o apariencia. Esta capacidad se encuentra íntimamente relacionada con la diferencia en índices de refracción entre el pigmento y el polímero que forma la emulsión; a mayor diferencia en índices de refracción, mayor dispersión luminosa.

Un indicador “grueso” del poder cubriente es la función F de la ecuación de Fresnel:

$$F = (\eta_1 - \eta_2)^2 / (\eta_1 + \eta_2)^2$$

donde η_1 : es el índice de refracción del pigmento; y η_2 es el índice de refracción del medio (polímero).

La tabla 6.10 muestra los valores de los índices de refracción para diferentes pigmentos y polímeros, de donde nos percatamos que el dióxido de titanio, TiO₂, en sus dos variedades, es el mejor candidato en poder cubriente por su elevado índice de refracción. Además de esa característica se requiere estabilidad química, fotoquímica y un tamaño de partícula apropiado. Para que la luz sea dispersada de manera eficiente, el diámetro de la partícula de TiO₂ debe ser de un orden de magnitud cercano a la mitad de la longitud de onda de la radiación incidente y esto corresponde a un diámetro promedio de 0.25 μm . Es en este ámbito de dimensiones, donde se encuentran los sólidos contenidos en una pintura, como son los carbonatos, silicatos, tierras de diatomáceas, micas que permiten separar al pigmento y propinar mejores propiedades estructurales, mecánicas y económicas.

Tabla 6.10

Índice de refracción de algunos pigmentos.

Pigmento	Índice de refracción (n_1)
Dióxido de titanio (rutilo)	2.70
Dióxido de titanio (anatásico)	2.55
Óxido de zirconio	2.40
Óxido de antimonio	2.30
Óxido de zinc	2.02
Litopón*	1.84

*Mezcla de sulfato de bario, sulfato de zinc y óxido de zinc.

La incorporación de estos sólidos a un medio acuoso, donde dichos sólidos presenten elevadas energías de cohesión, representa un reto técnico importante en los procesos de formulación. Para abatir esta energía de unión, sólido-sólido, es necesario el empleo de tensoactivos con carácter humectante que permitan el ingreso y separación de estas partículas mediante la reducción de la tensión superficial. Después de esta eta-

pa, donde se promueve el ingreso de agua en los espacios interpartícula, es necesaria su separación y también evitar la reaglomeración del sólido, mediante el uso de dispersantes que además de su actividad superficial, logran la adsorción en las paredes sólidas y proporcionan carga eléctrica que impide la cercanía de las partículas.

Estos agentes, humectantes y dispersantes, no pueden actuar por solo contacto, requieren del empleo de potentes agitadores con una elevada capacidad de corte para facilitar el trabajo superficial del humectante y el dispersante.

Como materiales auxiliares que preserven el estado de dispersión, es posible recurrir a materiales poliméricos que en solución incrementen la viscosidad del sistema. Sin embargo, la función principal de estos polímeros es la de aportar propiedades reológicas (propiedades de flujo) específicas para la aplicación de la pintura. Estos requisitos son el de presentar altas viscosidades a bajo corte, nivelación de la aplicación, baja viscosidad en alto corte y resistencia química y biológica contra hongos y bacterias.

**DE FRONTERA:****Polímeros en medicina**

El uso de polímeros en aplicaciones biomédicas se ha incrementado en las últimas dos décadas. Su empleo en cirugías torácicas y maxilofaciales, así como en implantes dentales es ahora una práctica común y de gran utilidad.

Para algunas de las aplicaciones de los polímeros en la medicina se necesita que éstos sean biodegradables. Los polímeros biodegradables tienen tres usos principales: 1) como andamios temporales; 2) como barreras temporales; y 3) como lugares para almacenar y suministrar medicamentos.

Como andamios temporales se utilizan cuando los tejidos naturales están debilitados por algún trauma y requieren soporte artificial. Para una lesión que está en proceso de cicatrización es importante sostener ambos lados de la herida pegados. El polímero se utiliza para esto durante los primeros seis días o hasta que se produce suficiente colágeno para mantener los tejidos juntos sin ayuda. Esto hace que la cicatrización sea mejor y se logra una cicatriz más delgada. Estos mismos polímeros biodegradables se utilizan como soportes en ci-

rugías de vesícula, de uretra y de corazón por mencionar algunos ejemplos, donde lo importante es que la cicatrización sea más fuerte y rápida.

Como barreras temporales se utilizan después de una cirugía en los tendones, el corazón o la espina dorsal. Después de una cirugía de estas se suele producir la fibrosis. La fibrosis causa debilitamiento y dolor. Con las barreras temporales esto se puede evitar, ya que los polímeros se colocan en el lugar donde se puede producir la fibrosis. Los polímeros permanecen *in situ* hasta que toda la fibrina causante de la fibrosis se degrada, absorbe y secreta. El polímero colocado en el interior del organismo se degrada después de un tiempo, cuando ya ha realizado sus funciones.

Para utilizarlos como almacén y dosificadores de medicamentos, en los polímeros se incluye una gran cantidad de medicamento, digamos, el 50% en masa. Cuando el polímero se degrada adentro del organismo, el medicamento se libera. Si se controla el tiempo de degradación y la cantidad de medicamento que se libera cuando el polímero se degrada, se puede tener un

material que administre la medicina cuando se necesita y en las cantidades que se requiere. Los polímeros se utilizan como acarreadores de medicamentos con la finalidad de administrar sistemáticamente ciertas medicinas en el organismo. Con esta tecnología se evitan problemas de toxicidad asociados a la dosis de la medicina.

También se utilizan en medicina los polímeros que no son biodegradables. Los polímeros no biodegrada-

bles pueden emplearse como biosensores, para lo cual tienen que ser electroactivos o conductores. Un ejemplo son los polímeros derivados de la anilina, que son electroactivos debido a que pueden estar en diferentes estados de oxidación. Estos polímeros tienen una gran estabilidad y su conductividad se puede controlar eficazmente, por lo que son los más utilizados como biosensores.



QUÍMICA IBEROAMERICANA:

La química de productos naturales en Latinoamérica

Colaboración de Guillermo Delgado Lamas.



Figura 6. 53

Guillermo Delgado Lamas es investigador del Instituto de Química de la UNAM y editor de la revista de la Sociedad Química de México.

Pioneros en investigación y orígenes de la industria moderna de los esteroides

Es generalmente reconocido que pueden encontrarse notables similitudes en toda Iberoamérica dados los paralelismos culturales y análogías en el desarrollo histórico de los países que la conforman. Tal es el caso en la química de productos naturales orgánicos. Así, la acumulación del conocimiento empírico por parte de los habitantes meso y sudamericanos desde la época precolombina ha conformado una tradición herbolaria que persiste en la actualidad, y que en muchos casos ha constituido el punto de partida para diversos estudios, entre ellos, precisamente las investigaciones químicas de las plantas. En la época colonial se transcribieron los modelos de estudio e investigación de la península ibérica y se llevó a cabo un intenso mestizaje cultural que permitió la introducción de especies vegetales europeas y la adaptación de sus usos en América. Posteriormente sobresalen algunos naturalistas que pueden

mencionarse como los precursores en el estudio de la química de productos naturales en la región, como Leopoldo Río de la Loza (1807-1876) en el caso de México.

Es en la primera mitad del presente siglo cuando se inician las actividades sistemáticas de estudio e investigación química de los productos naturales orgánicos (1930-1950 en Brasil, México, Chile y Argentina). También puede identificarse la influencia de la inmigración europea hacia algunos países iberoamericanos, y su incidencia en el desarrollo de la química en general. Así, los grupos de investigación en química de productos naturales en Iberoamérica han abordado la tarea de investigar la composición química de las plantas de sus regiones, con un particular énfasis en las plantas endémicas. Estas actividades, a lo largo de cinco o seis décadas de trabajo dedicado y minucioso, han integrado un cúmulo considerable de conocimiento, sin embargo, considerando la magnitud de la diversidad vegetal en Latinoamérica [Halfpter 1992], y el elevado número de endemismos en la flora regional [Bye 1995], sólo se ha investigado una mínima parte de la vegetación y serán necesarias varias generaciones de investigadores para lograr un cabal conocimiento de los constituyentes químicos de las diversas fuentes naturales (flora y fauna terrestre y marina) en Iberoamérica.

A continuación se hace una descripción sucinta de los principales grupos pioneros de investigación en la química de productos naturales orgánicos en Latinoamérica, sin pretender llevar a cabo una revisión histórica exhaustiva sobre el tema, y posteriormente se hará una reseña resumida referente al origen de la industria de los esteroides, la cual se desarrolló vigorosamente gracias al conocimiento generado por la investigación química de los productos naturales orgánicos.

Argentina tiene posiblemente una tradición más temprana en las actividades sistemáticas de estudios químicos, debido principalmente a las actividades del Prof. Venancio Deulofeu, quien desde la década de los veinte realizó investigaciones en el campo de la química orgánica general, destacando estudios sobre sacáridos [Deulofeu 1929, Cerezo y Deulofeu 1966], y posteriormente incorporó en sus líneas de investigación diversos estudios de la flora de Argentina, realizando importantes y pioneras contribuciones en el área de los alcaloides [Deulofeu 1940]. La intensa actividad de investigación de este distinguido académico se refleja en la constancia de su producción científica la cual se encuentra publicada en varias revistas internacionales a lo largo de casi seis décadas.

En México puede mencionarse la obra de Francisco Giral, inmigrante español, quien realizó actividades académicas desde los años cuarenta sobre diversos aspectos en química de productos naturales, inicialmente en el Instituto Politécnico Nacional, y posteriormente en la Universidad Nacional Autónoma de México, y quien se destacó principalmente como docente de la química farmacéutica [Kravzov, 1992]. En la misma institución universitaria realizó investigaciones sobre productos naturales orgánicos el distinguido académico Jesús Romo Armería quien incidió brillantemente en la investigación sobre esteroides, sobre alcaloides, y en la determinación de la composición química de diversas especies de plantas mexicanas desde la década de los años cuarenta, y a lo largo de más de tres décadas desarrolló una labor excepcional de investigación [Romo, 1967; Romo, 1970, Romo de Vivar, 1985]. Bajo la acertada dirección del doctor Romo Armería se formó una generación de científicos mexicanos en el área de productos naturales orgánicos. Más recientemente Alfonso Romo de Vivar ha llevado a cabo sobresalientemente el estudio químico de diversos grupos de vegetales taxonómicamente definidos de la familia Compositae [Romo de Vivar, 1985]; Lydia Rodríguez-Hahn, inmigrante española, realizó contribuciones significativas a la reactividad química de algunos productos naturales y sobre la composición química de ciertas especies de la familia Labiatae [Rodríguez Hahn, 1994, 1996], y Tirso Ríos ha llevado a cabo contribuciones notables al conocimiento de la química de vegetales de la familia de las compuestas, leguminosas e insectos [Ríos, 1965; Ríos, 1967; Quijano, 1996]. Estos distinguidos investigadores laboran en la Universidad Nacional Autónoma de México. Pedro Joseph-Nathan, egresado de la misma institución y actualmente en el Instituto Politécnico Nacional, ha sido un distinguido y

prolífico investigador sobre espectroscopía, síntesis y determinación estructural de diversas sustancias naturales [Joseph Nathan, 1989]. El Dr. Xorge A. Domínguez constituyó desde los años sesenta un grupo importante de investigación en Monterrey, México, el cual perduró durante casi tres décadas, y se abocó al estudio de las plantas empleadas tradicionalmente en la región para diversos fines [Domínguez, 1977].

En Chile puede mencionarse la labor del inmigrante alemán Herbert H. Appel de la Universidad Técnica Federico Santa María en Valparaíso, como uno de los pioneros en la investigación de productos naturales en ese país, orientando sus trabajos sobre la composición química de la flora de Chile desde los años cuarenta [Appel, 1959; Appel, 1960]. Mario Silva, quien realizó estancias académicas en México e Inglaterra, inició desde los cincuenta en la Universidad de Concepción, investigaciones sobre diversas plantas chilenas [Martín, 1984; Bittner, 1988]. Por aquellos años, Juan Garbarino, quien actualmente labora en Valparaíso, realizó estudios sobre los alcaloides de diversas Solanaceas [Bianchi, 1960; Marini-Bettolo, 1961].

Brasil posee indudablemente un amplio desarrollo en el campo de la investigación de productos naturales orgánicos, ya que además de la existencia de varios centros de investigación consagrados específicamente al estudio de esta área del conocimiento, se identifican numerosos grupos de trabajo en diferentes ciudades del país. El Profesor Otto R. Gottlieb, inmigrante europeo que labora en el Instituto de Química de la Universidad de Sao Paulo, es indudablemente uno de los artífices y pioneros en este desarrollo, y su investigación en el área de la ecología química y las interpretaciones integrativas de los resultados de estudios fitoquímicos, resultan sobresalientes. Las correlaciones sistemáticas entre la ecología y la vegetación, y las aportaciones predictivas referentes a los metabolitos secundarios presentes en la flora desde una perspectiva evolutiva son las contribuciones principales que ha realizado el grupo del distinguido científico [Gottlieb, 1982; 1993; 1995]. Tales contribuciones, por su profundidad y grado de integración, pueden considerarse de calidad científica excepcional. Asimismo, es pertinente mencionar el importante papel del Profesor Gottlieb como formador de grupos de investigación en otros países, principalmente en Colombia y Costa Rica.

Otro grupo de investigación latinoamericano lo constituyó el Prof. Patrick Moyna de la Facultad de Química en Montevideo, Uruguay, que desde hace varias décadas ha realizado investigaciones sobre diversos vegetales de la región [Rossini, 1996], entre los

que destacan las plantas de la familia Solanaceae [Ferreira, 1996]. Tatsuhiro Nakano, del Instituto Venezolano de Investigaciones Científicas, y Alfredo Usubillaga, de la Universidad de los Andes en Mérida, Venezuela, han realizado contribuciones significativas en el área de la química de productos naturales, especialmente sobre transposiciones de diterpenos tetracíclicos [Nakano, 1991] y sobre los constituyentes químicos de diversas especies endémicas [Nakano, 1991b].

El Dr. Antonio González del Centro de Productos Naturales Orgánicos de La Laguna, Tenerife, España, ha participado activamente la formación de grupos de investigación en diversos países de Sudamérica, ya que bajo su dirección se han graduado o especializado numerosos académicos latinoamericanos y el distinguido investigador ha colaborado en diversas investigaciones sobre las plantas iberoamericanas [González, 1977].

Uno de los desarrollos más exitosos sobre química de productos naturales desde el punto de vista económico fue el empleo de ciertas plantas como materias primas para la producción industrial de esteroides. Alrededor de 1940, Russell E. Marker (entonces Profesor del Colegio Estatal de Pensilvania, Estados Unidos) descubrió un procedimiento químico: transformar la diosgenina (**a**, figura 1) en progesterona (**e**). La diosgenina (**a**) es una sustancia natural que había sido descubierta algunos años antes por químicos japoneses a partir de una planta del género *Dioscorea* en Asia [Tsu-

kamoto 1936], y la progesterona (**e**), es una sustancia esteroide denominada hormona del embarazo, debido a su aparición en el metabolismo humano femenino después de la fecundación. La progesterona tenía en aquel momento un alto valor comercial, debido a su difícil aislamiento, el cual se llevaba a cabo mediante el laborioso procesamiento de glándulas y órganos de reses, y los rendimientos en la obtención de esta sustancia eran bajos.

El procedimiento químico que se ilustra en la figura 6.55 se conoce como degradación de Marker y consiste en tratar la diosgenina (**a**) con anhídrido acético para formar el diacetato de pseudodiosgenina (**b**), el cual se hace reaccionar con anhídrido crómico en medio ácido para formar acetato de 16-deshidro-pregnenolona (**c**). La reducción catalítica con hidrógeno y paladio como catalizador de **c** permite la formación del acetato de pregnenolona (**d**), y la reacción de éste con bromo en medio ácido y oxidación con trióxido de cromo, seguido por tratamiento con cinc en ácido acético, permite la obtención de la progesterona (**e**) [Marker 1940].

Marker, convencido de la viabilidad industrial de su procedimiento químico, realizó numerosas expediciones botánicas en diversas partes de México en búsqueda de vegetales del grupo de las dioscóreas, los cuales presumiblemente podrían constituir una fuente natural abundante de diosgenina (**a**), que a su vez sería

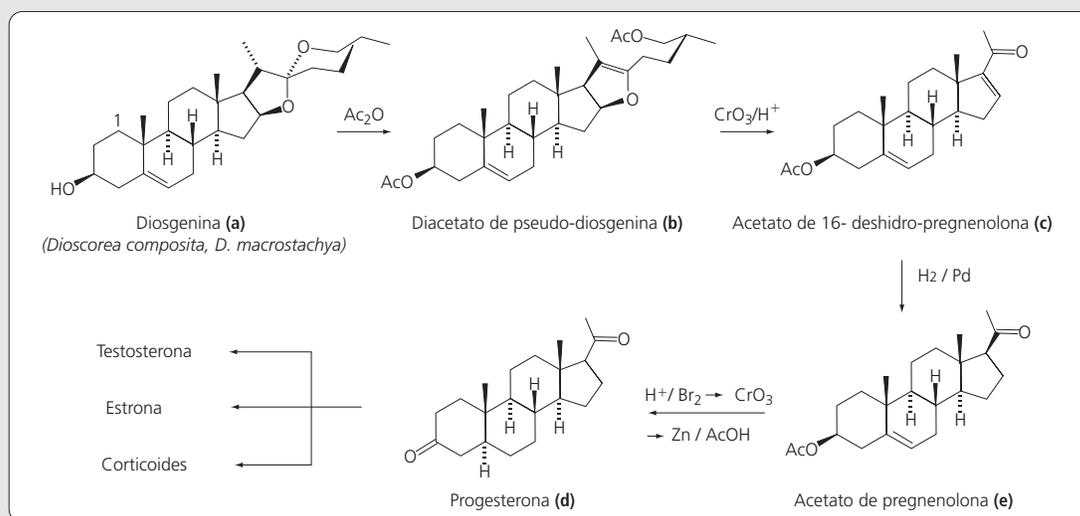


Figura 6.54
Transformación de la diosgenina (**a**) a la progesterona (**e**).

la materia prima para la obtención de la progesterona (e). Efectivamente, al analizar químicamente las raíces del “barbasco” (*Dioscorea decomposita*) y de la “cabeza de negro” (*D. macrostachya*), plantas silvestres colectadas en el estado de Veracruz, y que crecen en el sur y sureste de la República Mexicana, encontró un rendimiento alto de diosgenina (a), el cual resultaba aprovechable desde el punto de vista económico, considerando el costo que implicaban las transformaciones químicas necesarias para la obtención de la progesterona (e). Marker implementó un laboratorio en la Ciudad de México para el aislamiento de la diosgenina a partir de los vegetales colectados, y su transformación a progesterona, y en enero de 1944, junto con dos mexicanos de origen europeo: Emeric Somlo y Federico Lehmann fundaron la compañía farmacéutica *Syntex* en la Ciudad de México. Esta compañía incidió de manera importante en la industria de los esteroides a nivel mundial, debido inicialmente a la producción masiva

de progesterona, y posteriormente a la producción de otras hormonas esteroidales a partir de ella, como la testosterona, la estrona y el estradiol. La progesterona se cotizaba por aquellos años en alrededor de 200 dólares/gramo. La producción masiva de progesterona por *Syntex* no sólo abatió los precios de esta sustancia a nivel mundial a casi 2.0 dólares/gramo en unos cuantos años, sino que proporcionó su accesibilidad a numerosos laboratorios en el mundo los cuales realizaron investigaciones y estudios multidisciplinarios adicionales [Lehmann, 1973].

Gracias a estas actividades, los esteroides constituyen actualmente un grupo importante de agentes terapéuticos prototípicos para diversos tratamientos, y el hallazgo y empleo de una fuente natural apropiada para su obtención es un ejemplo idóneo que puede ilustrar la aplicación práctica de los descubrimientos en la química de productos naturales en Latinoamérica.

PROBLEMAS Y ACTIVIDADES

Fórmula mínima y fórmula molecular

1. El análisis de una muestra indica que contiene 36.81% de Fe y 47.88% de Ti. El resto es oxígeno. Con estos datos, determina la fórmula mínima de este compuesto.
2. Determina la fórmula mínima del merthiolate, cuya composición elemental es: 26.70% de C, 2.24% de H, 7.90% de O, 5.68% de Na, 7.92% de S y 49.45% de Hg. Si la masa molar del merthiolate es igual a 404.82 g/mol, determina la fórmula molecular.
3. El fluoruro de estaño suele agregarse a las pastas dentales como un ingrediente para evitar las caries. Su composición elemental indica que contiene 24.25% de F y 75.75% de Sn. Con estos datos, determina su fórmula mínima.
4. Determina las fórmulas mínimas de los compuestos que tienen la composición elemental siguiente:
 - a) 1.65% de H, 19.68% de C, 78.66% de O
 - b) 33.88% de Cu, 14.94% de N, 51.18% de O
 - c) 55.26% de K, 14.59% de P, 30.15% de O
 - d) 43.3% de Na, 11.35% de C, 45.3% de O
 - e) 34.28% de C, 6.71% de H, 45.67% de O, 13.33% de N
 - f) 25.92% de N, 74.08% de O
 - g) 42.10% de C, 8.77% de H, 49.12% de N
 - h) 40.3% de C, 6.04% de H, 53.69% de O
5. La cafeína es un estimulante del sistema nervioso central. Una muestra de 7.8 g de cafeína contiene 49.5% de C, 5.2% de H, 28.87% de N y 16.5% de O. Determina su fórmula mínima y su fórmula molecular. La masa molar de la cafeína es 194 g/mol.
6. El glutamato monosódico es un realzador del sabor. Utilizado en exceso provoca lo que se llama el “Síndrome del Restaurante Chino”, cuyos malestares son similares a los de un infarto. El nombre del malestar se debe a que las primeras personas en presentarlo estaban en restaurantes de comida china. Una muestra de 17.5 g de glutamato monosódico tiene 6.2 g de C, 0.8 g de H, 6.6 g de O, 1.5 g de N y el resto es de sodio. Determina la composición elemental, la fórmula mínima y la fórmula molecular. La masa molar del glutamato monosódico es 169 g/mol.

7. Una muestra de 247 g de uno de los componentes del esmog tiene 48.9 g de C, 6.2 g de H, 28.6 g de N y el resto es oxígeno. Determina la composición elemental y la fórmula mínima del compuesto.
8. Uno de los compuestos responsables del olor a ajo es la alicina. Se analizó una muestra de 10 g de alicina, y se encontró que 4.4 g eran de C, 0.62 g eran de H, 4.00 g eran de S y 0.98 eran de O. La masa molar de la alicina es 162 g/mol. Determina la composición elemental, la fórmula mínima y la fórmula molecular. Compara la fórmula molecular de la alicina con la fórmula molecular del compuesto responsable del llanto cuando una persona corta cebolla (C_3H_6SO). Anota las similitudes y las diferencias entre ambos compuestos.
9. El cianógeno es empleado como gas para soldadura de metales resistentes al calor. La fórmula mínima del cianógeno es CN. Una cantidad de 1.73 g de este compuesto ocupa 0.82 litros a 1 atm de presión y una temperatura de 300 K. ¿Cuál es la fórmula molecular del cianógeno?
10. Una muestra de 100.0 mg de un compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se quemó en presencia de oxígeno, dando CO_2 y H_2O . Se colectaron respectivamente 199.8 mg de CO_2 y 81.8 mg de H_2O . ¿Cuál es la fórmula mínima de este compuesto?

Composición elemental

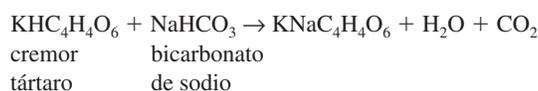
11. Utiliza al etano (C_2H_6) como ejemplo para explicar con tus propias palabras el significado de fórmula mínima, fórmula molecular y composición porcentual.
12. Determina la composición elemental de los siguientes compuestos:
 - a) C_6H_6
 - b) K_2SO_4
 - c) CS_2
 - d) KNO_3
 - e) Mg_3N_2
 - f) Li_2CO_3
 - g) $(NH_2)_2CO$
13. El nitrato de amonio (NH_4NO_3), la guanidina ($HNC(NH_2)_2$) y la urea ($(NH_2)_2CO$) son sustancias que se utilizan como fertilizantes. Averigua porqué son buenos fertilizantes, parece ser que contienen un elemento clave. Determina la composición elemental de cada uno y decide cuál es la mejor sustancia para utilizarla como fertilizante.
14. Un coche que viaja a 15 km/hr emite cada kilómetro 100 g de monóxido de carbono. ¿Cuánta cantidad de sustancia de CO emite por kilómetro este automóvil?
15. El latón amarillo que se utiliza en la fabricación de herramientas es una aleación formada por 67% de cobre y 33% de cinc. Calcula la cantidad en gramos de cobre que contiene una herramienta de 100 g hecha de latón amarillo.
16. El acero inoxidable es una aleación formada por 80.6% de Fe, 0.4% de C, 18% de Cr y 1% de Ni. Calcula la cantidad en gramos de cada uno de estos elementos que hay en un utensilio de acero inoxidable con masa de 50 g.
17. La plata que se utiliza para la fabricación de anillos es una aleación formada por 92.5% de Ag y 7.5% de Cu. Calcula la cantidad de plata que contiene un anillo que tiene una masa de 10.5 g.
18. Si 2.19 g del compuesto X es quemado y se producen 7.40 g de dióxido de carbono, CO_2 . ¿Qué % en masa del compuesto X es carbono?

Cálculos estequiométricos

19. ¿Qué es una reacción química? ¿Qué es una ecuación química? ¿Cuáles son las diferencias y las similitudes entre una reacción química y una ecuación química?
20. Un exceso de NaOH es tratado con 1.12 litros de cloruro de hidrógeno seco, medido a condiciones estándar de temperatura y presión. ¿Qué masa de NaCl se forma en esta reacción?
21. La ilmenita es un mineral de titanio. Su fórmula química es $FeTiO_3$. Calcula la cantidad de titanio que se puede obtener de una mina, donde diariamente se extraen 6.36×10^3 kg de ilmenita.
22. En la primera guerra mundial 120,000 toneladas cortas (una tonelada corta equivale a 1.1×10^8 kg) de gases venenosos fueron disparados por los alemanes sobre las fuerzas alia-

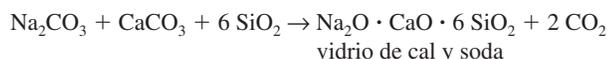
das. Si suponemos que ese gas fue fósgeno, COCl_2 , ¿cuántas moléculas de fósgeno fueron disparadas sobre las fuerzas aliadas?

- 23.** El elemento más abundante que está disuelto en el agua de mar es el cloro (como ion cloruro, Cl^-), a una concentración de 19 g por kilogramo de agua de mar. El volumen de los océanos de la Tierra es 1.4×10^{21} litros. ¿Cuál es la cantidad de sustancia de cloro que está disponible de obtener a partir del agua de mar de los océanos? (Supón que la densidad del agua de mar es de 1 g/cm^3).
- 24.** La magnetita (Fe_3O_4) es un importante mineral de hierro. Investiga las propiedades peculiares de la magnetita. Calcula la cantidad de hierro que se puede obtener a partir de una muestra de 8.3×10^5 g de este mineral.
- 25.** ¿De qué mineral se puede extraer más hierro a partir de una masa fija de mineral, de la ilmenita (FeTiO_2), de la cromita ($\text{Fe}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$) o de la magnetita (Fe_3O_4)? Justifica tu respuesta.
- 26.** La cromita es un mineral de cromo cuya fórmula es $\text{Fe}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$. ¿Cuánto mineral se necesita extraer de una mina, si se quieren obtener 1.5×10^2 kg de cromo?
- 27.** ¿Cuánto mineral se necesita extraer de una mina, si se quieren obtener 2.5×10^6 kg de plomo a partir de la galena, (Pbs)?
- 28.** Un empresario está interesado en comprar una mina para extraer cobre. En su búsqueda encuentra dos opciones. La primera es una mina de calcopirita (CuFeS_2) cuyo precio es 3.5×10^6 pesos. La segunda es una mina de malaquita ($\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$) que tiene un costo de 4.7×10^6 pesos. Si tú fueras el empresario, ¿cuál de las dos minas comprarías? Considera que la cantidad diaria de mineral que se puede extraer de ambas minas es equivalente.
- 29.** La reacción involucrada en el polvo para hornear (una mezcla de cremor tártaro y bicarbonato de sodio) es la siguiente:



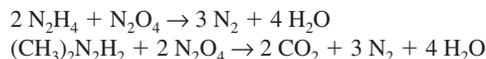
Una receta indica que se añadan dos cucharaditas (8.0 g) de cremor tártaro. ¿Cuánto bicarbonato de sodio debe añadirse para que ambos materiales reaccionen completamente?

- 30.** El vidrio de cal y soda se emplea para hacer recipientes. El vidrio se prepara fundiendo carbonato de sodio (Na_2CO_3), piedra caliza (CaCO_3) y arena (SiO_2). La composición del vidrio resultante es variable, pero una reacción generalmente aceptada es la siguiente:



A partir de esta ecuación, ¿cuántos kilogramos de arena se requerirán para producir el suficiente vidrio para obtener 5000 botellas, cada una con una masa de 400 g?

- 31.** La combinación de combustible y oxidante empleada en el módulo lunar del Apolo 11 fue Aerozina 50 como combustible —una mezcla 50-50% de hidrazina, N_2H_4 , y dimetil hidrazina, $(\text{CH}_3)_2\text{N}_2\text{H}_2$ — y tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 , como oxidante. Agua, nitrógeno, hidrógeno, monóxido de carbono y dióxido de carbono fueron el 95% de los gases producidos en el escape. El agua fue el principal producto de la combustión con más de la tercera parte de la masa producida. Dos de las reacciones que conducen a la obtención de agua en los gases del escape son las siguientes:

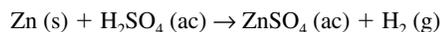


Si suponemos que estas dos reacciones fueron las únicas responsables de la formación del agua, ¿cuántos kilogramos de agua se formaron durante el ascenso del módulo lunar a partir de la superficie de la luna, si se consumieron 2200 kg de Aerozina 50 durante este proceso?

Reactivo limitante

- 32.** Explica porqué para determinar el reactivo limitante se tienen que comparar cantidades de sustancia y no se pueden utilizar directamente unidades de masa.

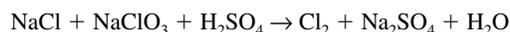
- 33.** De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Qué sucede si se hacen reaccionar 7.00 g de Zn con 40.0 g de H_2SO_4 ? ¿Ambas sustancias reaccionan totalmente? De no ser así, ¿cuál de las dos sustancias reacciona totalmente? ¿Cuántos gramos de la otra permanecen sin reaccionar?

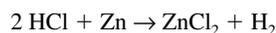
Rendimiento

- 34.** Se desean obtener 3.00 dm³ de cloro gaseoso medidos a 2.00 atm y 27 °C, a partir de NaCl, NaClO₃ y H₂SO₄, según la siguiente ecuación:



¿Qué masas de NaCl y NaClO₃ deben reaccionar si el rendimiento de la reacción es de 70%?

- 35.** Si al hacer reaccionar HCl con 6.54 g de Zn puro se obtienen 0.080 moles de H₂, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?



- 36.** Suponga que 2.00 g de C₃H₈ y 7.00 g de O₂ reaccionan para formar CO y H₂O. ¿Cuántos gramos de CO se formarán?
- 37.** Suponga que 2.00 g de C₃H₈ y 7.00 g de O₂ reaccionan para formar CO₂ y H₂O. ¿Cuántos gramos de CO₂ se formarán?

BIBLIOGRAFÍA

- Appel, H., Brooks, C. J. W. y Overtone, K. H.; *J. Chem. Soc.* 3322 (1959).
- Appel, H., Connolly, J. D., Overone, K. H. y Bond, R. P.; *J. Chem. Soc.* 46, 85 (1960).
- Bianchi, E., Díaz, F. y Garbarino, J. A. *Gazz. Chim. Ital.* 19, 894 (1960).
- Bye, R., Linares, E. y Estrada, E.; Biological Diversity of Medicinal Plants in Mexico. *Recent Advances in Phytochemistry* 29, 65 (1995).
- Chang, R. *Química*. McGraw-Hill. México 6ª edición, 2001.
- Cerezo, A. S. y Deulofeu, V.; *Carbohydrate Res.* 2, 24 (1966).
- Deulofeu, V.; *J. Chem. Soc.* 2458 (1929).
- Deulofeu, V., de Langhe, J., Labriola, R. y Carcamo, V.; *J. Chem. Soc.* 1051 (1940).
- Domínguez, X. A.; Eupatorieae. Chemical Review. The Biology and Chemistry of the Compositae. Vol 1. (Heywood, V. H., Harborne, J. B. y Turner, B. L., Eds.) Academic Press 1977, p. 487.
- Domínguez, X. A., y Jiménez, S. J.; *Rev. Latinoam. Quím.* 3, 177 (1972).
- Gillespie, R. J., Eaton, D. R., Humphreys, D. A. and Robinson, E.A., *Atoms, Molecules and Reactions. An Introduction to Chemistry*, Prentice Hall, Englewood Cliffs, 1994.
- González, A. G.; Lactuceae. Chemical Review. The Biology and Chemistry of the Compositae. Vol 2. (Heywood, V. H., Harborne, J. B. y Turner, B. L., Eds.) Academic Press 1977, p. 1081.
- Gottlieb, O. R. *Micromolecular Evolution, Systematics and Ecology. An Essay into a Novel Botanical Discipline*. Springer-Verlag, Berlín. 1982.
- Gottlieb, O. R. y Yoshida, M.; *Nat. Prod. Lett* 1, 281 (1993).
- Gottlieb, O. R., De M. B. Borin, Kaplan, M. A. C.; *Phytochemistry* 40, 99 (1995).
- Halffter, G. (de.) La Diversidad Vegetal en Iberoamérica I. Instituto de Ecología, Xalapa, Veracruz.
- Joesten, M.D., Johnston, D.O., Neterville, J.T. y Wood, J.L., *The World of Chemistry*, Saunders, Filadelfia, 1991.
- Joseph-Nathan, P. y Santillán, R. L.; The Chemistry of Perezone and its Consequences. *Studies in Natural Products Chemistry* Vol. 5 (Atta-ur-Rahmann, Ed.) 1989. p. 763.
- Kravzov, J.; Semblanza de Francisco Giral González. *Serie Nuestros Maestros*. Edición de la Universidad Nacional Autónoma de México, p. 109, 1992.
- Lehmann, P. A., Bolívar, A., Quintero, R.; *J. Chem. Ed.* 50, 195 (1973).

- Marini-Bettolo, G.B., Casinovi, G.C. y Garbarino, J.A. *Chem & Ind*, 253(1961).
- Marker, R.E. y Rohrmann, E.; *J. Am. Chem. Soc.* 62, 518(1940).
- Moore, J.W., Kotz, J.C., Stanitski, C.L., Joesten, M.D. y Wood, J.L. *El mundo de la química. Conceptos y aplicaciones*. Pearson Educación, México, 2ª edición, 2000.
- Nakano, T., Maillou, M. A., Usbillaga, A., McPhail, A. T., y McPhail, D. R.; *Tetrahedron Lett* 32, 7667 (1991).
- Nakano, T., Martin, A. y Alonso, M.; *Tetrahedron* 47, 2957 (1991b).
- Pauling, L., *Química general*, Aguilar, Madrid, 1977.
- Quijano, L. y Ríos, T.; The Sesquiterpene Lactone Chemistry of Zoapatle and Other Montanoa Species. *Secondary Metabolites from Mexican Plants. Chemical and Biological Properties*. (Rodríguez-Hahn, L., Ed.) Research Signpost, India, p. 1, 1996.
- Roberts, R.M. *Serendipity. Accidental Discoveries in Science*. John Willey & Sons Inc. Estados Unidos de America, 1989.
- Rodríguez-Hahn, L., Esquivel, B. y Cárdenas, J.; *Secondary Metabolites from Mexican Plants. Chemical and Biological Properties*. (Rodríguez-Hahn, L., Ed.) Research Signpost., India, p. 19, 1996.
- Ríos, T., Romo de Vivar, A. y Romo, J.; *Tetrahedron* 23, 4265 (1967).
- Ríos, T. y Colunga, F. *Chem. & Ind*. 1184 (1965).
- Romo, J.; *Pure and App. Chem* 21, 123 (1970).
- Romo, J. y Romo de Vivar, A.; The pseudoguaianolides. *Progress in the Chemistry of Organic Natural Products*. (Zechmeister, L., Ed.) 25, 90 (1967).
- Romo de Vivar, A., *Productos Naturales de la Flora Mexicana*. Limusa. 1985.
- Rossini, C., Menéndez, P., Dellacassa, E., Moyna, P.; *J. Essent. Oil Res.* 8, 71 (1996).
- Syntex, S.A. *Una corporación y una molécula*. México, 1967.
- Tsukamoto, T., Ueno, Y. y Ohta, Z.; *J. Pharm. Soc. Jpn.* 56, 931 (1936).
- Williams, D. F., *Biocompatibility of Clinical Implant Materials*. Vol II. CRC Series in Biocompatibility. CRC Press, Inc. Florida, 1981.