

Evaluación

NOMBRE _____ **APELLIDOS** _____
CURSO Y GRUPO _____ **FECHA** _____ **CALIFICACIÓN** _____

- Indica la diferencia entre las propiedades físicas y químicas de una sustancia. Pon un ejemplo de cada una de ellas.
- Define sustancia pura y explica las clases de sustancias puras que hay. Pon un ejemplo de cada una de ellas.
- Explica la ley de las proporciones definidas y realiza el siguiente ejercicio de aplicación:
El hidrógeno y el oxígeno reaccionan en una proporción de 1:8 para formar agua. Calcula la cantidad de agua que se formará cuando se hagan reaccionar 2 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno.
- Enuncia la hipótesis de Avogadro y realiza el siguiente ejercicio de aplicación:
Teniendo en cuenta que las partículas más pequeñas de dióxido de azufre gaseoso son moléculas triatómicas de fórmula SO_2 y que las más pequeñas de oxígeno gaseoso son moléculas diatómicas (O_2), razona el número de volúmenes de oxígeno que deberá reaccionar con un volumen de dióxido de azufre para originar un volumen de trióxido de azufre (SO_3) gaseoso, suponiendo que todos ellos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.
- En una muestra formada por 100 g de butano (C_4H_{10}), indica:
 - La cantidad de butano en mol.
 - El número de moléculas de C_4H_{10} allí existentes.
 - El número de átomos de carbono y de hidrógeno que contiene.**Datos:** masas atómicas: C = 12; H = 1
- Calcula la composición centesimal del H_2SO_4 .
Datos: masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16
- Halla la fórmula empírica de un compuesto que contiene un 82,76 % de C y un 17,24 % de H.
Datos: masas atómicas: C = 12; H = 1
- Si la masa molecular del compuesto químico anterior es 58, ¿cuál es su fórmula molecular?

Solución de la evaluación

1 Son **propiedades físicas** aquellas que muestran los cuerpos materiales cuando no se altera su composición. Por ejemplo, el color, la densidad, etcétera. Son **propiedades químicas** aquellas que solo se ponen de manifiesto cuando unas sustancias se transforman en otras. Por ejemplo, la facilidad o dificultad de sufrir oxidación, de ser atacadas por los ácidos...

2 Una **sustancia pura** es cualquier clase de materia que presente una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma, con independencia de su procedencia. Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos:

■ Un **elemento** es cualquier sustancia pura que no se descompone en otras sustancias más simples, ni siquiera utilizando los métodos químicos habituales. Son ejemplos de elementos cualesquiera de los que vienen recogidos en el sistema periódico: H, Na, Fe, etcétera.

■ Un **compuesto** es cualquier sustancia pura formada por dos o más elementos siempre combinados en una proporción fija y separables únicamente por métodos químicos. Son ejemplos de compuestos el agua (H_2O), el ácido sulfúrico (H_2SO_4), el cloruro de sodio (NaCl), la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), el óxido de nitrógeno(I) (N_2O) y el agua oxigenada (H_2O_2), entre otros.

3 **Ley de las proporciones definidas.** Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

En este ejercicio hay exceso de hidrógeno; por tanto, los 8 g de oxígeno solo podrán reaccionar con 1 g de hidrógeno para formar 9 g de agua. Queda 1 g de hidrógeno sin reaccionar.

4 **Hipótesis de Avogadro.** Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

En el ejercicio de aplicación, como las condiciones de presión y temperatura son las mismas, si en un volumen de dióxido de azufre gaseoso hay n moléculas de SO_2 , en un volumen de trióxido de azufre también habrá n moléculas de SO_3 . Teniendo en cuenta que en el proceso se ha agregado un átomo de oxígeno a cada molécula de SO_2 y que hay dos átomos de oxígeno por molécula de oxígeno, será necesario tan solo 1/2 volumen de oxígeno gaseoso: $\text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$

5 La masa molecular del C_4H_{10} es $12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58$. Por tanto, su masa molar es 58 g/mol.

a) Establecemos la proporción:

$$\frac{58 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{100 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{x \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$x = 1,7 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

b) Establecemos la proporción:

$$\frac{58 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{100 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{x \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$x = 1,04 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

c) Como en cada molécula hay 4 átomos de C y 10 de H, en las $1,04 \cdot 10^{24}$ moléculas habrá $4 \cdot 1,04 \cdot 10^{24} = 4,16 \cdot 10^{24}$ átomos de C y $10 \cdot 1,04 \cdot 10^{24} = 1,04 \cdot 10^{25}$ átomos de H.

6 La masa molar del H_2SO_4 es 98 g. Establecemos las siguientes proporciones:

$$\frac{1 \text{ g de H}}{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g de H}}{100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}; x = 1,02 \% \text{ de H}$$

Ahora bien, como en la molécula hay dos átomos de H, el porcentaje de H será 2,04% de H.

$$\frac{32 \text{ g de S}}{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g de S}}{100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$x = 32,65 \% \text{ de S}$$

$$\frac{16 \text{ g de O}}{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$x = 16,33 \% \text{ de O}$$

Como en la molécula hay cuatro átomos de O, el porcentaje de O será 65,32% de O.

Comprobamos la suma de porcentajes: $2,04 + 32,65 + 65,32 \approx 100$.

7 Dividiendo los porcentajes entre las masas atómicas, tenemos:

$$\frac{82,76 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol de C}} = 6,90 \text{ mol de C}$$

$$\frac{17,24 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol de H}} = 17,24 \text{ mol de H}$$

Dividiendo entre el menor de los resultados:

$$\frac{6,90}{6,90} = 1; \frac{17,24}{6,90} = 2,5$$

Multiplicamos por 2 para obtener números enteros: 2 átomos de C, 5 átomos de H.

Por tanto, la fórmula empírica es C_2H_5 .

8 La fórmula molecular del compuesto químico será del tipo $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$. Para hallar el factor n , hacemos:

$$n = \frac{\text{masa molecular real}}{\text{masa molecular empírica}} = \frac{58}{29} = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular del compuesto químico es C_4H_{10} .

EXPERIMENTO

1. El H₂O es un compuesto

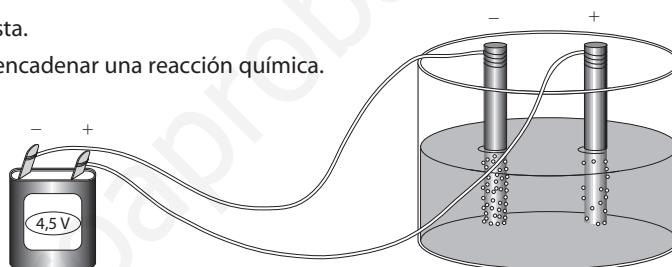
Según Tales, filósofo de la Antigüedad, el agua es el principio de todo; las plantas y los animales no son más que agua condensada bajo diversas formas, y en agua se vuelven después de su muerte. Boyle, Margraff y otros químicos de los siglos XVII y XVIII destilaron el agua, y como en esta operación observaron un gas, un líquido y un sólido (el residuo salino), creyeron que el agua constaba de aire, agua y tierra. En 1776, Macquer, preparador de química en el Jardín de Plantas de París, aplicó un plato de porcelana a la extremidad de la llama de hidrógeno; inmediatamente se formó una especie de rocío en la parte fría de la porcelana; pero Macquer no fijó su atención sobre ello, cuando estaba ante un gran descubrimiento (Arago decía que el genio consiste únicamente en la facultad de preguntar, con oportunidad y acierto, ¿por qué?). El 15 de enero de 1783, Cavendish leyó una memoria en la Sociedad Real de Londres, en la que demostró que mediante la detonación de una mezcla de oxígeno e hidrógeno, verificada en vasos cerrados, se producía agua. Quedaba demostrado que el agua es una sustancia compuesta.

Objetivos

- Comprobar que el agua es una sustancia compuesta.
- Observar cómo una corriente eléctrica puede desencadenar una reacción química.

Material necesario

- Un vaso de precipitados.
- Dos cables de cobre.
- Una pila de 4,5 V.
- Un agitador.
- Dos electrodos de grafito (se pueden obtener de pilas gastadas).
- Unas gotas de disolución concentrada de sosa cáustica (NaOH).



Procedimiento

1. Se echa agua en el vaso de precipitados (hasta la mitad).
 2. Se realiza el montaje que indica la figura:
 - a) Se atan los terminales de dos cables de cobre a los electrodos de grafito.
 - b) Los otros dos terminales de los cables se conectan a los polos de la pila.
 3. Se sumergen los electrodos (solo hasta la mitad) en el agua del vaso. ¿Sucede algo?
 4. Se retiran los electrodos y se añade al agua del vaso unos mililitros de disolución concentrada de sosa cáustica (o unos trozos sólidos).
 5. Se agita con el agitador y se vuelven a sumergir los electrodos. ¿Qué sucede ahora?
- **Advertencia:** no toques con los dedos la sosa cáustica; puedes quemarte.

Cuestiones

- 1 ¿Qué resultado del experimento asegura que el agua es un compuesto?
- 2 ¿Qué función cumple la adición de un poco de NaOH?
- 3 ¿En qué electrodo se desprenden más burbujas? Teniendo en cuenta la fórmula del agua, reflexiona: ¿qué gas se está desprendiendo allí?

EXPERIMENTO

2. Obtención de H₂ y de O₂ gaseosos

Si Macquer, en 1776, hubiera analizado el rocío formado en el plato de porcelana al quemar hidrógeno, se habría dado cuenta de que se trataba de agua. El agua es, pues, una sustancia compuesta de hidrógeno y oxígeno. Ahora bien, ¿qué relación existe entre los volúmenes de ambos gases cuando reaccionan para formar agua? Lo inmediato es pensar en una relación 1:1; relación que se puede comprobar introduciendo volúmenes iguales de dichos gases en un eudiómetro y haciendo saltar una chispa eléctrica. Al hacerlo, además de agua, se observa un residuo de oxígeno igual a un volumen. Esto prueba que la proporción es 2:1, es decir, dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno. Existen dos formas de verificar esto:

1. Combinando los dos gases en la proporción indicada y mediante la acción de una chispa eléctrica comprobar que se forma única y exclusivamente agua.
2. Utilizando el método analítico: descomponemos el agua y observamos si por cada volumen de oxígeno se forman dos volúmenes de hidrógeno.

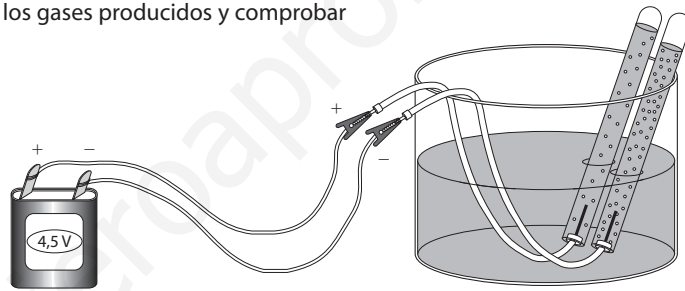
Esta segunda forma es que la que vamos a intentar llevar a cabo.

Objetivo

Descomponer el agua en sus elementos, recoger los gases producidos y comprobar que se ajustan a la relación 2:1.

Material necesario

- Un vaso de precipitados ancho.
- Dos cables de cobre.
- Una pila de 4,5 V.
- Un agitador.
- Dos tubos de ensayo.
- Dos electrodos de grafito.
- Unas gotas de disolución concentrada de sosa cáustica (NaOH).



Procedimiento

1. Se echa agua en el vaso de precipitados.
 2. Se llena un tubo de ensayo totalmente de agua, se tapa con el dedo pulgar, se invierte y, de esta forma, es introducido en el agua del vaso.
 3. Se repite la operación con el otro tubo de ensayo.
 4. Según indica la figura, en cada tubo de ensayo, así invertido, se introduce el terminal de grafito de los electrodos.
 5. Se añade al agua del vaso unos mililitros de disolución concentrada de sosa cáustica (o unos trozos sólidos) y se agita.
 6. Por último, se conectan, mediante cables, los terminales de cobre de los electrodos a los polos de la pila.
- **Advertencia:** no toques con los dedos la sosa cáustica; puedes quemarte. La sosa cáustica ha de echarse una vez que los tubos de ensayo han sido introducidos en el vaso.

Cuestiones

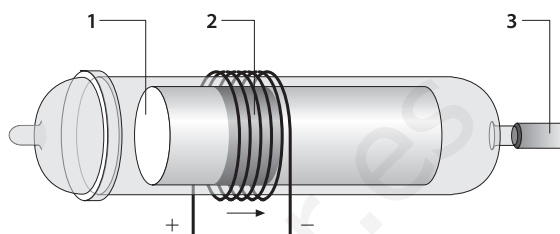
1. ¿Por qué ascienden los gases hasta situarse en la parte alta de los tubos de ensayo?
2. ¿Qué relación existe entre la cantidad de burbujas producidas y la naturaleza de los gases depositados en cada uno de los tubos de ensayo?
3. ¿Qué relación existe, aproximadamente, entre los volúmenes de los gases obtenidos?
¿Qué explicación das a este hecho?

3. Purificación de sustancias

Fusión por zonas

Este procedimiento se emplea para purificar sólidos, como el silicio o el germanio, muy útiles en la industria de los procesadores y los semiconductores.

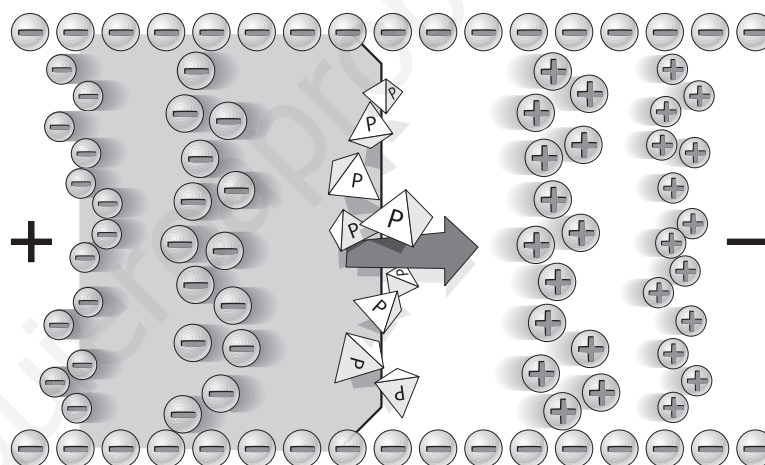
La técnica se basa en los diferentes puntos de fusión de los materiales que forman la mezcla y consiste en hacer pasar una fuente de calor muy intensa (normalmente en forma de anillo) por un tubo en el que se ha introducido la sustancia sólida (1). La fuente de calor hace que se funda una pequeña zona del sólido (2), que, al enfriarse, volverá a cristalizar en el tubo. Sin embargo, como el metal puro cristaliza antes que las impurezas, estas quedan finalmente depositadas en el extremo del tubo. El proceso se efectúa en atmósfera de gas inerte que se introduce por el conducto 3.



Electroforesis

Es uno de los métodos más utilizados hoy en bioquímica y química analítica para separar los componentes de una mezcla de sustancias.

Se basa en la diferente velocidad con la que cada una de ellas emigra en presencia de un campo eléctrico. El medio soporte (por ejemplo papel) se humedece con una disolución salina que permita el paso de la corriente. En este soporte se coloca la mezcla de sustancias que se desea separar y luego son sometidos sus extremos a una diferencia de potencial determinada. Cada una de las sustancias que forma la mezcla recorrerá diferentes distancias a lo largo del medio soporte.



Actividades

- 1** ¿Qué se entiende por «purificar» un sólido?
- 2** ¿Se puede repetir varias veces el proceso de fusión por zonas sobre una misma mezcla? ¿Qué se conseguiría?
- 3** Al realizar una electroforesis, indica cuál o cuáles de los siguientes factores influyen en la mayor o menor distancia recorrida por cada una de las sustancias que forman la mezcla: la carga eléctrica de la sustancia, su masa molecular, la intensidad de la corriente, el tiempo que dure el proceso, la conductividad del medio o el área del poro por el que la sustancia ha de viajar.
- 4** La electroforesis de una porción de suero sanguíneo muestra las bandas de migración de las diferentes proteínas que contiene. ¿Qué indica cada banda?

4. Ley de conservación de la masa

Un experimento químico ha de estar bien diseñado para no sacar de él conclusiones erróneas. Si del hecho de que puedo moverme en el seno del aire con total normalidad sin sentir ningún peso deduzco que el aire no tiene masa, estaré cometiendo un error de diseño de experimento: puede que mi cuerpo se haya acostumbrado a moverse en el seno del aire y no advierta esta masa. Sin embargo, si decido medir la masa de un globo vacío y luego hallo la del globo lleno de aire, lo que deduzca del experimento corresponderá a la verdad, ya que lo he diseñado correctamente. En esta práctica te proponemos la realización de dos experimentos para que observes la importancia del diseño de los mismos.

Objetivos

- Comprobar la ley de Lavoisier.
- Aplicar los pasos del método científico, comprendiendo la importancia de realizar medidas precisas, así como de diseñar cuidadosas condiciones de experimentación.

Material necesario

- Una balanza.
- Dos comprimidos efervescentes idénticos.
- Un vaso de precipitados de aproximadamente 50 mL.
- Un globo que pueda ajustarse a la boca del vaso.

Procedimiento

Experimento 1

1. En la balanza se halla la masa del vaso de precipitados lleno de agua hasta la mitad, junto a un comprimido efervescente, que se colocará al lado, y no dentro del vaso. Sea m_1 esta masa.
2. A continuación se introduce el comprimido en el agua del vaso.
3. Una vez que finalice el proceso de efervescencia, se anota de nuevo la masa, m_2 .

Experimento 2

1. Después de retirar el vaso, se tira su contenido y se lava.
2. A continuación se añade una nueva cantidad de agua.
3. En la balanza hallamos la masa del vaso con agua, un comprimido efervescente, que se colocará al lado, como en el caso anterior, y el globo. Sea m'_1 esta masa.
4. Por último, se mete el comprimido en el agua y se cierra rápidamente la boca del vaso con el globo.
5. Observa los resultados y anota la masa final, m'_2 .

Cuestiones

1. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa en los dos experimentos?
2. ¿Está bien realizado el experimento 1, si lo que se pretende con él es comprobar esta ley? Explícalo.
3. ¿Cómo justificas que al quemar una madera las cenizas pesen menos? ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?

EXPERIMENTO

5. Determinación de la fórmula de una sal hidratada

Hay sales que, al cristalizar, retienen en su estructura cristalina moléculas de agua (llamada agua de hidratación). La diferencia entre la sal anhidra (exenta de agua de hidratación) y la hidratada no estriba solo en la composición química, sino también en la forma cristalina y en su color. Cuando se trabaja con sales hidratadas, es preciso señalar la presencia de agua hidratada tanto en la fórmula como en el nombre.

Un buen método físico para determinar la cantidad de agua que tiene una sal hidratada es la recristalización. Esta técnica se aplicará tantas veces como sea necesario hasta obtener la sal anhidra o totalmente deshidratada.

Objetivo

Determinar el agua de cristalización de una sal.

Material necesario

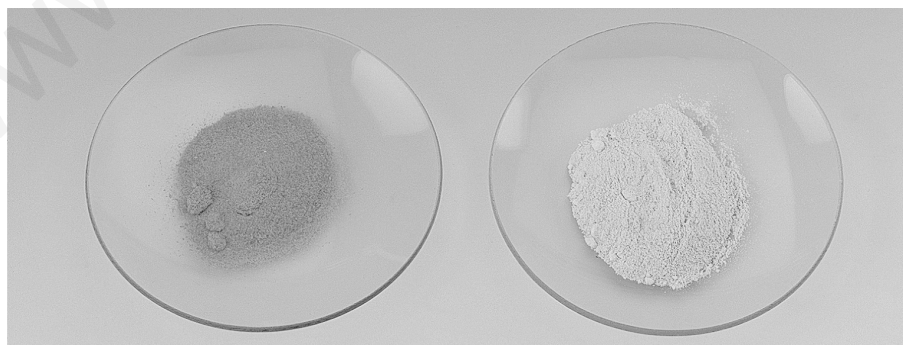
Soporte con aro metálico y nuez, mechero Bunsen, rejilla, cápsula de porcelana, agitador y sulfato de cobre(II) hidratado.

Procedimiento

1. Se realiza el montaje de la figura.
2. Previamente, en la cápsula de porcelana se pesa con mucha exactitud una cierta cantidad de sal hidratada, en nuestro caso sulfato de cobre(II) hidratado (es suficiente con 3 o 4 g).
3. A continuación, se calienta la cápsula con la sal hidratada en su interior y se mueve lentamente con un agitador (el calentamiento no ha de ser ni muy fuerte ni muy suave) hasta que se aprecie un cambio de color.
4. Se deja enfriar la sal y se pesa otra vez. Si ha disminuido el peso, se vuelve a calentar, se deja enfriar y se pesa de nuevo.
5. Este proceso se repetirá hasta que el peso deje de disminuir y el color haya cambiado totalmente. Se habrá obtenido, así, la masa de sulfato de cobre anhidro (CuSO_4).

La masa de agua de hidratación evaporada será:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sal hidratada}) - m(\text{sal anhidra})$$



Sulfato de cobre(II) hidratado, a la izquierda, y sulfato de cobre anhidro, a la derecha.

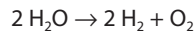
Cuestiones

1. ¿A qué se debe el cambio de color producido en la sal cuando se calienta?
2. ¿Por qué, al final, la masa ya no disminuye más?
3. Calcula la fórmula de la sal hidratada.

SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES DEL MATERIAL FOTOCOPIABLE

1. El H₂O es un compuesto

- 1 Si el agua fuera una sustancia elemental, no se descompondría en ninguna otra sustancia. Sin embargo, la aparición de burbujas en los electrodos demuestra que el agua se está descomponiendo en otras sustancias.
- 2 El H₂O es una sustancia no conductora de la electricidad. La adición de un ácido o un álcali permite la conducción eléctrica.
- 3 Se desprende un número mayor de burbujas en el electrodo conectado al polo negativo (cátodo). La explicación es que allí se desprende el H₂:



2. Obtención de H₂ y de O₂ gaseosos

- 1 Las burbujas ascienden por el agua porque son más ligeras que esta y, así, consiguen desplazarla del tubo de ensayo.
- 2 Se observa que hay el doble de producción de burbujas en uno de los tubos de ensayo que en el otro; esto nos lleva a pensar que el gas que allí se produce es hidrógeno.
- 3 Aproximadamente el doble. Esto demuestra, junto con la hipótesis de Avogadro, que las moléculas de agua se componen de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

3. Purificación de sustancias

- 1 Aislarlo o separarlo de posibles impurezas.
- 2 El proceso puede repetirse las veces que sea necesario hasta lograr la pureza deseada. La sustancia que se va a purificar, por ejemplo una barra metálica, va solidificándose con una pureza cada vez mayor, al arrastrar la zona fundida gran parte de las impurezas; entonces, basta con cortar el extremo final en el que se han acumulado las impurezas.
- 3 Todos los mencionados son factores que influyen en la distancia recorrida por cada una de las sustancias que forman la mezcla.
- 4 Las diferentes bandas indican la proporción relativa de cada fracción de proteína.

4. Ley de conservación de la masa

- 1 La ley de conservación de la masa se cumple siempre. Si notáramos que aparentemente no se cumple (como parece que sucede en el experimento 1, debido a que las masas m_1 y m_2 no coinciden), debemos investigar si el experimento está bien diseñado.
- 2 El experimento 1 no está bien diseñado. Resulta imprescindible tapar el recipiente en el que se descompone la pastilla efervescente para evitar la pérdida de gases que origina la reacción.
- 3 Las cenizas pesan menos que la madera de la cual proceden porque gran parte de los productos de la combustión son gaseosos y escapan. La ley de conservación de la masa sí que se cumple, si se tiene en cuenta el peso de los gases resultantes en la combustión.

5. Determinación de la fórmula de una sal hidratada

- 1 Se debe a la pérdida del agua de cristalización, que es la que da el intenso color azul al hidratado.
- 2 Porque ha perdido toda el agua de cristalización.
- 3 Supongamos las cantidades:

$$m_{\text{hidratada}} = 3 \text{ g, y } m_{\text{anhidra}} = 1,92 \text{ g}$$

Establecemos la relación

$$\begin{aligned} \frac{\text{masa de la sal anhidra}}{\text{masa molar de la sal anhidra}} &= \\ &= \frac{\text{masa de la sal hidratada}}{\text{masa molar de la sal hidratada}} \\ \frac{1,92 \text{ g}}{159,5 \text{ g}} &= \frac{3 \text{ g}}{x \text{ g}} \\ x &= 249,2 \text{ g de agua} \end{aligned}$$

Entonces, $249,2 - 159,5 = 89,7$ g de agua.

Dividiendo entre la masa molar del agua, obtendremos los moles existentes en la sal hidratada:

$$\frac{89,7 \text{ g de H}_2\text{O}}{18 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La fórmula de la sal hidratada es: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.