

Ámbito Científico -Tecnológico

Unidad 3

Sustancias puras y mezclas



La materia se nos presenta en formas muy distintas en la naturaleza. En ocasiones podemos apreciar que en un mismo material existen partes diferenciadas, mientras que en otros el aspecto que presenta es completamente homogéneo.

En esta unidad estudiaremos como clasificar los materiales. En primer lugar distinguiremos entre sistemas en los que aparecen distintas sustancias (mezclas) y sistemas formados por un solo tipo de sustancia (sustancias puras). Veremos también que procedimientos se pueden utilizar para separar los componentes de una mezcla y obtener sustancias puras.

Índice de contenido

1. Sistemas materiales	3
1.1 Sustancias puras	3
Elementos y compuestos	3
1.2 Mezclas.....	4
Mezclas heterogéneas	4
Mezclas homogéneas.....	4
Coloides.....	5
2. Disoluciones	6
2.1 Componentes de una disolución	6
2.2 Tipos de disoluciones	7
Disoluciones sólidas.....	7
Disoluciones líquidas.....	7
Disoluciones gaseosas.....	7
2.3 Concentración de una disolución	8
Porcentaje en masa.....	8
Porcentaje en volumen	8
Gramos / litro.....	8
3. Métodos de separación de mezclas	10
3.1 Separación de mezclas heterogéneas	10
Filtración.....	10
Decantación.....	11
Centrifugación.....	11
3.2 Separación de mezclas homogéneas.....	11
Cristalización.....	11
Cromatografía	11
Destilación	12
Ejercicios resueltos.....	13
Solucionario	15

1. Sistemas materiales

Un sistema material es una porción de la materia que presenta unas determinadas características físicas y químicas.

Según la composición que presente el sistema material lo podemos clasificar como sustancias puras y mezclas.

1.1 Sustancias puras

Una **sustancia pura** es aquella que en cualquiera de sus estados de agregación, tiene propiedades físicas y químicas características que la distinguen de otras.

No es fácil afirmar si una sustancia es pura o no. Para poder determinar si un material está constituido por una sola sustancia hay que estudiar propiedades como su temperatura de ebullición, su densidad, su color y comprobar que permanecen constantes para todo el material.

Consideremos por ejemplo, el agua. El agua es una sustancia pura porque presenta unas propiedades físicas constantes independientemente de la cantidad que tomemos. Cualquier cantidad de agua pura, presentará una densidad 1000 kg/m^3 ; una temperatura de fusión de $0 \text{ }^\circ\text{C}$ y una temperatura de ebullición de $100 \text{ }^\circ\text{C}$. El conjunto de propiedades físicas del agua la caracteriza como un tipo de sustancia pura, ya que cualquier otra sustancia pura tendrá valores distintos de esas propiedades.

Sin embargo, el agua de mar no es una sustancia pura, ya que contiene sal en disolución, como podemos constatar si la dejamos secar sobre nuestra piel, pues nos deja una costra de sal. No es por tanto una sustancia pura.

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Una sustancia pura no puede descomponerse en otras más sencillas por *procedimientos físicos*. Sin embargo, existen ciertas sustancias puras, los **compuestos**, que mediante *procedimientos químicos* (reacciones químicas) las podemos separar en otras más sencillas, los **elementos**.



Sistemas materiales. El azufre y el aceite son sustancias puras, mientras que el granito es una mezcla de distintos componentes que se observan a simple vista.

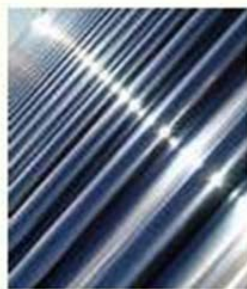


RECUERDA

Sustancias puras

Un **elemento químico** es una sustancia pura que no se puede separar en otras más sencillas.

Un **compuesto químico** es una sustancia pura que se puede separar en sus elementos constituyentes.



En el acero, como en el agua salada, no podemos ver sus componentes separados ni con un microscopio. Son mezclas homogéneas (disoluciones)..

Los elementos no se pueden descomponer de ninguna forma en otras más simples. En la naturaleza podemos encontrar unas 112 clases diferentes de elementos (O, Fe, S, Cl, etc...). Todas las demás sustancias puras que conocemos se forman por combinación de esos elementos, formando los compuestos.

1.2 Mezclas

Una mezcla está formada por la unión de varias sustancias puras que conservan propiedades independientes. Las mezclas se pueden clasificar en heterogéneas y homogéneas en función de que se puedan distinguir o no, sus componentes.

MEZCLAS HETEROGÉNEAS

Las **mezclas heterogéneas** son aquellas que están formadas por dos o más sustancias que se pueden distinguir a simple vista o con ayuda de un microscopio óptico.

Las mezclas heterogéneas presentan un aspecto no uniforme, es decir, la distribución de las sustancias que las componen es desigual y propiedades como el color o la densidad son distintas en diferentes partes de la mezcla.

Una ensalada es una mezcla heterogénea en la que podemos observar con facilidad sus componentes. El granito también es una mezcla heterogénea que está compuesta por diversas sustancias (cuarzo, feldespato y mica).

MEZCLAS HOMOGÉNEAS

Una **mezcla homogénea** es aquella que está compuesta por dos o más componentes que no se pueden distinguir a simple vista ni con ayuda de un microscopio óptico. Sus propiedades físicas y composición son uniformes en cualquier parte de la mezcla.

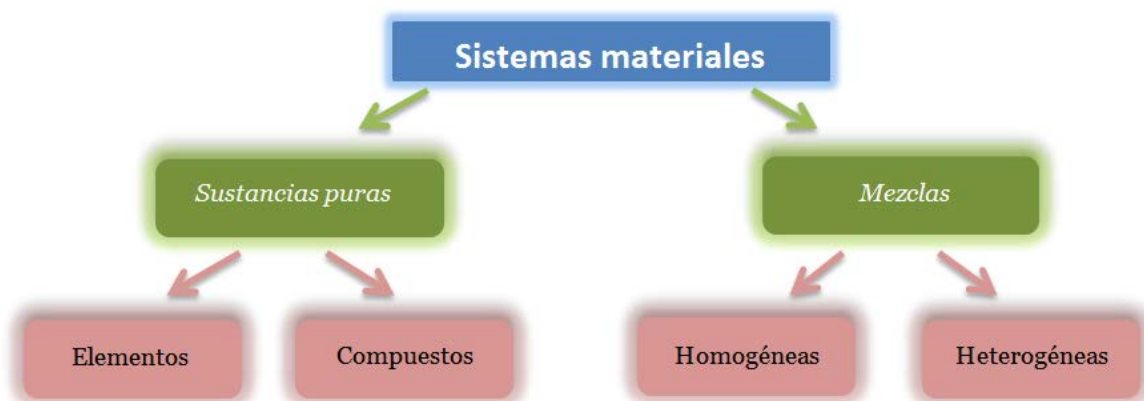
A las mezclas homogéneas también se les llama **disoluciones**. Una disolución se puede distinguir de una sustancia pura porque no tiene temperaturas de fusión o ebullición fijas, sino que presenta varias en función de las sustancias que la forman.

El aspecto homogéneo de las disoluciones nos puede llevar a confundirlas con una sustancia pura. ¿Cómo distinguir el agua pura de un agua con sal o alcohol? Por supuesto que una forma sencilla es el sabor, aunque no es recomendable hacer este tipo de comprobaciones por seguridad; pero cuando esto no es suficiente, podemos recurrir a provocar un cambio de estado que nos revelará la existencia de componentes diferentes.

La separación de los componentes de una disolución requiere normalmente medios más sofisticados y mayor gasto de energía que la separación de partes de una mezcla heterogénea.

COLOIDES

Los *coloides*, son un tipo de mezcla que se encuentran en el límite de la clasificación entre sistemas heterogéneos y homogéneos. En los coloides, es necesario usar un microscopio óptico para distinguir sus componentes. Un zumo, la leche, la sangre, son coloides, que presentan un aspecto homogéneo a simple vista que nos puede engañar. Con el uso del microscopio podemos ver, por ejemplo, cómo la sangre está formada por un líquido (el plasma) con muchas células flotando en él irregularmente (glóbulos rojos y blancos, plaquetas...). Los coloides suelen ser bastante inestables (la leche se "corta", la sangre se coagula).



ACTIVIDADES

1. ¿Cuál de estas sustancias no es una sustancia pura?

Cloruro sódico; Acero; Oxígeno; Agua destilada.

2. Asocia cada sustancia con su clasificación adecuada:

- | | |
|----------------------------|---|
| a. Sulfuro de sodio | 1. Mezcla heterogénea de diferentes metales |
| b. Gel de baño | 2. Disolución de sólido en líquido |
| c. Bronce | 3. Sustancia pura (elemento) |
| d. Una moneda de dos euros | 4. Aleación |
| e. Uranio | 5. Sustancia pura (compuesto) |
| f. Gas natural | 6. Coloide |
| g. Agua azucarada | 7. Disolución de gases en gases |

2. Disoluciones

Hemos visto que una disolución es una mezcla homogénea, es decir, que sus componentes están mezclados a nivel molecular y no se distinguen ópticamente. Las disoluciones pueden presentarse en la naturaleza de diversas formas y composición, por lo que es conveniente clasificarlas en función de sus componentes y de la cantidad relativa en que se encuentra cada uno de ellos.

2.1 Componentes de una disolución

En toda disolución intervienen, al menos, dos sustancias, que reciben el nombre de *disolvente* y *soluto*.

El componente que está en mayor proporción en una disolución es el *disolvente*.

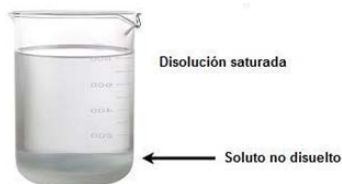
El componente que está en menor proporción en una disolución es el *soluto*.

Hay sustancias que actúan de disolvente para determinadas clases de sustancias. Por ejemplo, el agua es un buen disolvente para casi todo tipo de sales y ácidos. El alcohol, sin embargo es muy buen disolvente para sustancias orgánicas como grasas o petróleo. A su vez, el agua es muy buen disolvente para el alcohol.

Una disolución es *diluida* cuando hay muy poco soluto. El agua potable tiene diversas sales disueltas; pero todas ellas en muy pequeña proporción, por lo que se puede considerar una disolución diluida.

Decimos que una disolución es *concentrada* cuando la proporción de soluto es alta. El aire, por ejemplo, se podría considerar una disolución concentrada de oxígeno en un disolvente más abundante que es el nitrógeno.

Una sustancia no se puede disolver en otra en cualquier cantidad. Decimos que una disolución está *saturada* cuando hemos alcanzado la máxima cantidad de soluto que se puede disolver. A veces se pueden conseguir disoluciones con un poco más de soluto que la cantidad máxima que puede disolverse a una determinada temperatura, en estos casos decimos que la disolución está *sobresaturada*. Una disolución sobresaturada es inestable, cualquier circunstancia externa (agitación, un ligero golpe) puede desestabilizarla y que aparezca el exceso de sustancia disuelta como un precipitado en el fondo del recipiente o como un gas que escapa de la mezcla.



Cuando se supera la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en un disolvente a una temperatura dada, aparece un *precipitado* en el fondo.

2.2 Tipos de disoluciones

Podemos clasificar las disoluciones en función del estado físico de sus componentes:

DISOLUCIONES SÓLIDAS

En estas disoluciones el disolvente es sólido y el soluto puede estar en cualquiera de los tres otros estados. Normalmente una de las sustancias que forman parte de la disolución es un metal.

Las **aleaciones** son disoluciones sólidas en las que el disolvente y el soluto son sólidos. Un ejemplo, es el acero que está compuesto por hierro y un pequeño porcentaje de carbono, Otra aleación de uso común es el bronce que está compuesta por cobre y estaño.

Las **amalgamas** son disoluciones sólidas con un disolvente sólido y un soluto líquido.



La amalgama de mercurio (soluto líquido) y plata (disolvente sólido) se utilizó en empastes dentales, pero se abandonó su uso por la toxicidad del mercurio.

DISOLUCIONES LÍQUIDAS

Son las disoluciones más habituales, y en ellas normalmente el disolvente es el agua.

Un ejemplo de disolución en el que el disolvente es un líquido y los solutos sólidos es el agua del mar, en la cual se encuentran disueltas gran cantidad de sales.

El alcohol que utilizamos para desinfectar las heridas es una disolución donde el disolvente es el agua y el soluto el alcohol puro, que es otro líquido.

Un ejemplo de disolución de gas en líquido son las bebidas carbonatadas, como son los refrescos, en los que el soluto es el dióxido de carbono.



Disolución gas en líquido: bebida carbonatada.

DISOLUCIONES GASEOSAS

Las disoluciones gaseosas más comunes son las que tienen como disolvente el aire.

Los humos son disoluciones gaseosas de partículas sólidas en el aire, mientras que la niebla es una disolución de gotitas líquidas de agua en el aire. El propio aire es una disolución de gases en el que el componente mayoritario (disolvente) puede considerarse el nitrógeno.

Como hemos visto, las combinaciones para formar disoluciones son muy variadas. Las aleaciones y amalgamas son muy utilizadas en la industria. Las disoluciones de sólidos en líquidos o de líquidos en líquidos se emplean en gran cantidad en la actividad química y farmacéutica. Disoluciones de gases en líquidos como la del oxígeno en el agua hacen posible la vida de peces y plantas marinas y la *disolución de todo tipo de sustancias en el aire es un factor determinante de contaminación ambiental.*



Disolución sólido en gas: humo

2.3 Concentración de una disolución

La concentración de una disolución expresa de forma numérica la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución. Este cálculo se puede expresar en distintas formas, como veremos a continuación:

PORCENTAJE EN MASA

El porcentaje en masa expresa la relación entre la masa de soluto y la masa de disolución.

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

En esta última expresión hay que tener en cuenta que la masa de disolución es la masa del soluto más la del disolvente.

$$\text{masa de disolución} = \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}$$

La medida en tanto por ciento en masa se emplea en cualquier tipo de disoluciones, pero se utiliza especialmente cuando hablamos de disoluciones en sólidos. Como ejemplo citemos el caso del bronce, aleación de cobre y estaño: si el estaño está en una concentración del 20 % el bronce es ideal para hacer campanas; si alcanza el 27%, es un bronce ideal para pulirlo como espejo.

PORCENTAJE EN VOLUMEN

El porcentaje en volumen expresa la relación entre el volumen de soluto y el volumen total de disolución.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$$

El cálculo del tanto por ciento en volumen se utiliza particularmente para disoluciones entre líquidos cuando la mezcla resulta aditiva, es decir cuando el volumen de la disolución es la suma simple de los volúmenes de los componentes. Se utiliza mucho para medir la cantidad de alcohol en los licores, llamándola entonces graduación. Un vino de 12° tiene un 12% de alcohol en su volumen.

GRAMOS / LITRO

El cálculo de la concentración en gramos por litro se utiliza muchas veces cuando se trata de un soluto sólido en un disolvente líquido. La relación matemática es la siguiente:

$$\text{Concentración (g/l)} = \frac{\text{masa de soluto en gramos}}{\text{volumen de disolución en litros}}$$



Ejemplo 1

En una disolución hay 5 g de soluto y 40 g de disolvente líquido. La disolución ocupa 44 ml. Calcula :

- La concentración en tanto por ciento en masa.
- La concentración en gramos/litro.

Solución:

a. Aplicamos la ecuación del tanto por ciento en masa, teniendo en cuenta que:

$$\text{masa de disolución} = \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente} = 5 \text{ g} + 40 \text{ g} = 45 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{5 \text{ g}}{45 \text{ g}} \cdot 100 = 11\%$$

El porcentaje en masa es del 11%, es decir, por cada 100 gramos de disolución, hay 11 gramos de soluto.

b. En primer lugar expresamos el volumen de disolución en litros:

$$44 \text{ mL} = 44 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

La concentración en g/l de la disolución es:

$$\text{Concentración (g/l)} = \frac{\text{masa de soluto en gramos}}{\text{volumen de disolución en litros}} = \frac{5 \text{ g}}{44 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 113,63 \text{ g/l}$$



Ejemplo 2

Una disolución de alcohol en agua ocupa 21 ml. Destilando, obtenemos 14 ml de alcohol puro. ¿Cuál era la concentración en tanto por ciento en volumen?

Solución:

El volumen de soluto es la cantidad de alcohol obtenida en la destilación. Por tanto la concentración en volumen es:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100 = \frac{14 \text{ ml}}{21 \text{ ml}} \cdot 100 = 66,67 \%$$



ACTIVIDADES

3. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio puro necesitamos para preparar 560 ml de disolución en agua con una concentración de 120 g/l?
4. Una disolución de sal común en agua tiene una concentración del 20% en masa. ¿Qué cantidad de sal se obtendrá al evaporar 100 g de esa disolución?
5. Disolvemos 66,7 ml de una sustancia en 220 ml de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcula la concentración en tanto por ciento en volumen.

3. Métodos de separación de mezclas

Los componentes de las mezclas se pueden separar utilizando métodos físicos. En general, para separar mezclas heterogéneas se usan medios mecánicos. Las homogéneas, son más difíciles de separar, teniendo que recurrir a cambios de estado o cromatografías. A continuación describiremos algunos métodos de separación de mezclas.



Mediante la filtración separamos las sustancias insolubles de una mezcla.

3.1 Separación de mezclas heterogéneas

FILTRACIÓN

La filtración se utiliza para separar un sólido insoluble de un líquido. Consiste en separar el sólido haciendo pasar la mezcla por un filtro suficientemente fino (normalmente papel de filtro) como para retener las partículas del sólido.

La propiedad física en la que se basa esta técnica es la *solubilidad*.

Esta técnica se utiliza en las depuradoras, como uno de los primeros procesos de depuración, para separar los residuos sólidos que contiene el agua.



Embudo de decantación. El líquido menos denso (amarillo), flota encima del líquido más denso (rosa)

DECANTACIÓN

La decantación se utiliza para separar dos sustancias líquidas no miscibles de diferente densidad, como por ejemplo el agua y el aceite. También se utiliza esta técnica para separar sólidos poco densos que floten sobre el líquido.

Mediante un *embudo de decantación* podemos separar los líquidos dejando reposar la mezcla, de forma que el líquido más denso quedará en el fondo y el menos denso flotará sobre el anterior. Esto podemos observarlo si dejamos reposar en un vaso una mezcla de agua y aceite, al acabo de un tiempo el aceite aparecerá flotando sobre el agua, ya que es menos denso.

La propiedad física en la que se basa esta técnica es la *densidad*.

CENTRIFUGACIÓN

Mediante la centrifugación también podemos separar componentes de distinta *densidad* de una mezcla heterogénea.

Una centrifugadora es un aparato que, con un movimiento de rotación, hace que las partículas de mayor densidad vayan al fondo y el resto queden flotando en la parte superior.

Las centrifugadoras son aparatos de uso común en laboratorios de análisis clínicos, para estudiar los distintos componentes de la sangre.



Centrifugadora. Mediante rotación a altas velocidades conseguimos separar componentes de distinta densidad

3.2 Separación de mezclas homogéneas

CRISTALIZACIÓN

La cristalización se utiliza para separar una sustancia sólida del líquido en el que está disuelto.

La técnica consiste en evaporar lentamente el líquido de la mezcla dejando que el sólido se deposite en un recipiente al que llamamos *cristalizador* formando cristales.

Este proceso se produce en las salinas naturales para la obtención de sal a partir del agua del mar.

La propiedad física en la que se basa esta técnica es la *evaporación de la fase líquida*.

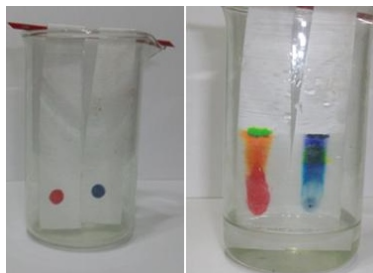
CROMATOGRAFÍA

La cromatografía es una técnica que se emplea para identificar los componentes de una disolución.

La propiedad física en la que se basa esta técnica es la distinta *velocidad de difusión* que tienen los distintos componentes de la mezcla sobre un mismo soporte.



Cristales de sulfato de cobre formados tras la evaporación del agua de una disolución.



Cromatografía de los componentes de la tinta de un rotulador

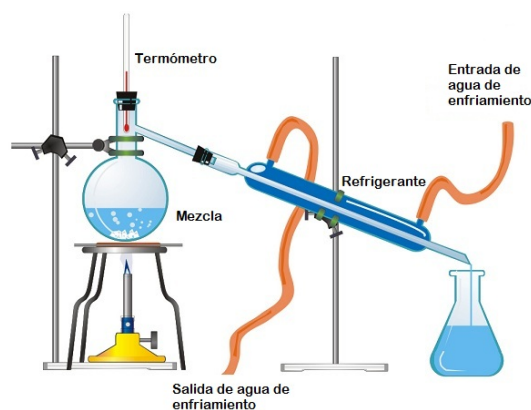
Por ejemplo, para identificar los distintos pigmentos que forman una tinta de un rotulador metemos una tira de papel de filtro, en la que habremos dibujado un punto, en una mezcla de alcohol y acetona. Según el líquido va siendo absorbido por el papel de filtro, ascenderá transportando a la parte superior los pigmentos más ligeros y dejando los más pesados abajo.

DESTILACIÓN

Mediante la destilación separamos disoluciones de líquidos miscibles.

La propiedad física en la que se basa esta técnica es la diferencia de *temperatura de ebullición* de los líquidos presentes en la **mezcla**.

En la figura se muestra el esquema de un destilador de laboratorio. El líquido que queremos destilar se pone en un matraz. Calentamos el líquido hasta llegar a la temperatura de ebullición (que comprobaremos con el termómetro) de uno de los componentes de la mezcla. Los vapores pasan por el refrigerante y condensan depositándose en el segundo matraz.



Si calentamos una mezcla de agua y alcohol, al llegar a la temperatura de ebullición de alcohol (78 °C), el alcohol pasará a estado gaseoso. Este gas al pasar por el refrigerante se enfría y condensará cayendo las gotas de alcohol en el matraz. De esta forma quedará separada el agua, que permanece en el primer matraz, del alcohol.



ACTIVIDADES

6. ¿Qué procedimiento usarías para separar los componentes del bronce?
7. Un recipiente de leche, contiene una capa de nata en su parte superior. ¿De qué tipo de mezcla se trata y cómo separarías la nata de la leche?
8. Queremos obtener aire seco a partir de aire húmedo. Describe el procedimiento que utilizarías para conseguirlo.

Ejercicios resueltos

1. ¿Qué concentración de sal en % en masa se logra disolviendo 50 g de sal en 340 ml de agua? Densidad del agua: 1000 g/l

Solución:

Teniendo en cuenta el dato de densidad que nos proporciona el problema, podemos calcular la masa de agua (disolvente).

Primero tenemos que expresar el volumen de agua en litros, para que sus unidades sean coherentes con las de densidad.

$$340 \text{ ml} = 340 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 0,34 \text{ l}$$

$$d = \frac{m}{V}$$

$$1000 \text{ g/l} = \frac{m}{0,34 \text{ l}} \Rightarrow m = 0,34 \text{ l} \cdot 1000 \text{ g/l} = 340 \text{ g}$$

En el caso del agua el valor del volumen coincide con su masa en gramos, en otros líquidos no va a ocurrir lo mismo, por lo que este cálculo siempre lo tendremos que realizar.

Aplicamos la ecuación del tanto por ciento en masa, teniendo en cuenta que:

$$\text{masa de disolución} = \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente} = 50 \text{ g} + 340 \text{ g} = 390 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{50 \text{ g}}{390 \text{ g}} \cdot 100 = 12,82\%$$

2. El amoníaco casero es una disolución de gas amoníaco en agua. Calcula el volumen de amoníaco puro que contiene una botella de 250 ml, si su concentración en volumen es del 3%.

Solución:

El volumen de amoníaco puro lo obtenemos despejando de la ecuación de concentración en volumen

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$$

$$3 = \frac{x}{250 \text{ ml}} \cdot 100$$

Despejando:

$$x = \frac{3 \cdot 250 \text{ ml}}{100} = 7,5 \text{ ml}$$

La disolución contiene 7,5 ml de amoníaco gaseoso disuelto.

3. Disolvemos 4 g de sal en agua, obteniendo una disolución de 7,41% de concentración de la sal en porcentaje de la masa. La disolución tiene una densidad de 1,02 g/ml. ¿Cuánto vale la concentración en gramos por litro?

Solución:

Para resolver el problema tenemos que conocer el volumen de disolución. En primer lugar despejamos la masa de disolución, a partir de la ecuación del porcentaje en masa.

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

$$7,41 = \frac{4 \text{ g}}{x} \cdot 100 \Rightarrow 7,41 \cdot x = 4 \text{ g} \cdot 100$$

$$x = \frac{400}{7,41} = 53,98 \text{ g de disolución}$$

A continuación, teniendo en cuenta el dato de densidad que nos proporciona el problema, podemos calcular el volumen de disolución.

$$d = \frac{m}{V}$$

$$1,02 \text{ g/ml} = \frac{53,98 \text{ g}}{V} \Rightarrow V = \frac{53,98 \text{ g}}{1,02 \text{ g/ml}} = 52,92 \text{ ml}$$

Pasamos el volumen obtenido a litros:

$$52,92 \text{ ml} = 52,92 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 0,05292 \text{ l}$$

Por último, calculamos la concentración en gramos/litro

$$\text{Concentración (g/l)} = \frac{\text{masa de soluto en gramos}}{\text{volumen de disolución en litros}}$$

$$\text{Concentración (g/l)} = \frac{4 \text{ g}}{0,05292 \text{ l}} = 75,58 \text{ g/l}$$

Solucionario

1. El Acero no es una sustancia pura, pues se trata de una aleación de hierro y carbono.

2.

- | | |
|----------------------------|---|
| a. Sulfuro de sodio | 5. Sustancia pura (compuesto) |
| b. Gel de baño | 6. Coloide |
| c. Bronce | 4. Aleación |
| d. Una moneda de dos euros | 1. Mezcla heterogénea de diferentes metales |
| e. Uranio | 3. Sustancia pura (elemento) |
| f. Gas natural | 7. Disolución de gases en gases |
| g. Agua azucarada | 2. Disolución de sólido en líquido |

3. En primer lugar cambiamos de unidad el volumen de disolución:

$$560 \text{ ml} = 560 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 0,56 \text{ l}$$

Aplicamos la ecuación de la concentración en g/l y despejamos la masa de soluto:

$$\text{Concentración (g/l)} = \frac{\text{masa de soluto en gramos}}{\text{volumen de disolución en litros}}$$

$$120 \frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{x}{0,56 \text{ l}} \Rightarrow x = 120 \frac{\text{g}}{\text{l}} \cdot 0,56 \text{ l} = 67,2 \text{ g}$$

La masa de hidróxido de sodio puro que hay que añadir es 67,2 g

4. La masa de sal que obtenemos al evaporar el agua coincide con la masa de soluto. Por tanto :

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

$$20 = \frac{x}{100 \text{ g}} \cdot 100 \Rightarrow x = 20 \text{ g}$$

Se cristalizarían 20 g de sal.

5. Aplicamos la ecuación del tanto por ciento en volumen, teniendo en cuenta que:

$$\text{volumen de disolución} = \text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}$$

$$\text{volumen de disolución} = 66,7 \text{ ml} + 220 \text{ ml} = 286,7 \text{ ml}$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100 = \frac{66,7 \text{ ml}}{286,7 \text{ ml}} \cdot 100 = 23,26\%$$

El porcentaje en masa es del 23,26 %, es decir, por cada 100 ml de disolución, hay 23,26 ml de soluto.

6. El bronce es una aleación de dos metales: cobre y estaño. Para separarlos, tenemos que fundir el metal. El estaño se funde a 232 °C y el cobre a 1085 °C, El primero que pasará a estado líquido será el estaño, por lo que lo podremos separar por decantación del cobre, que seguirá en estado sólido.
7. Se trata de una mezcla heterogénea, pues se aprecian los dos componentes a simple vista nata-leche (la leche es un coloide). La separación de los componentes la podemos conseguir mediante filtración o por decantación.
8. Bajamos la temperatura del aire húmedo de forma que se produzca la condensación del vapor de agua, el cual precipitará en forma líquida. Este es el proceso que ocurre en la formación de las nubes y las nieblas.

Aviso Legal

La utilización de recursos de terceros se ha realizado respetando las licencias de distribución que son de aplicación, acogiéndonos igualmente a los artículos 32.3 y 32.4 de la Ley 21/2014 por la que se modifica el Texto Refundido de la Ley de Propiedad Intelectual. Si en algún momento existiera en los materiales algún elemento cuya utilización y difusión no estuviera permitida en los términos que aquí se hace, es debido a un error, omisión o cambio en la licencia original.

Si el usuario detectara algún elemento en esta situación podría comunicarlo al CIDEAD para que tal circunstancia sea corregida de manera inmediata.

En estos materiales se facilitan enlaces a páginas externas sobre las que el CIDEAD no tiene control alguno, y respecto de las cuales declinamos toda responsabilidad.