

Tema N° 5

Sustancias Puras y Mezclas

Contenido Temático:

- 1.- Sustancias Puras y Mezclas
- 2.- Sustancias Puras
 - 2.1.- Clasificación de las Sustancias Puras
 - 2.1.1.- Elemento Químico
 - 2.1.2.- Compuesto Químico
- 3.- Mezclas
 - 3.1.- Clasificación de las Mezclas
 - 3.1.1.- Mezclas Homogéneas
 - 3.1.2.- Mezclas Heterogéneas
- 4.- Clasificación de las Mezclas Homogéneas
 - 4.1.- Disoluciones
 - 4.1.1.- Propiedades de las Disoluciones
 - 4.1.2.- Proceso de disolución de un sólido
 - 4.1.3.- Solubilidad. Concentración de una disolución
 - 4.2.- Aleaciones
 - 4.2.1.- Propiedades de las Aleaciones
 - 4.2.2.- Tipos de Aleaciones
 - 4.3.- Coloides
 - 4.3.1.- Propiedades de los Coloides
 - 4.3.2.- Tipos de Coloides

1.- Sustancias Puras y Mezclas

Todo lo que nos rodea, sea visible o invisible, constituye la **Materia**. La **Materia** tiene sus estados de agregación (**sólido**, **líquido** y **gas**), pero en función de su **composición química** se puede dividir en:

- a) Sustancias puras
- b) Mezclas

2.- Sustancias Puras

Las **sustancias puras** tienen unas **propiedades características propias**:

- a) Su **composición química** no varía, aunque cambien las **condiciones físicas** en que se encuentre. Caso del **Agua**:



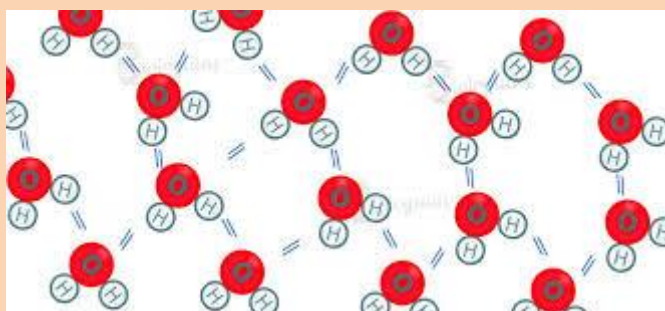
El **agua** tiene una **composición química**, **H₂O**, y **es siempre la misma**, lo que indica que su **molécula** esta formada por **2 átomos de hidrógeno** y **1 átomo de oxígeno**.



Este **agua** que se utiliza en los **laboratorios** no es **agua pura** pero es lo **más**

próximo estamos del **agua pura**.

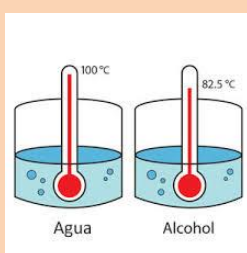
El **agua** del vaso anterior (agua destilada o bidestilada) se constituye por millones de moléculas de agua unidas entre ellas y en ese medio solo cabe esperar la existencia de átomos de **Hidrógeno** y **Oxígeno**.



b) Responde siempre de **idéntica manera** en una reacción química.

El **agua** al reaccionar con **metales muy activos** produce **reacciones explosivas** (agua + sodio).

c) Mantienen fijos sus **puntos de fusión y ebullición**



El **agua** tiene un **punto fusión de 0 °C** y de **100 °C** en ebullición.

d) Mantienen siempre sus **propiedades específicas** como su **densidad**

2.1.- Clasificación de las Sustancias Puras

Las sustancias puras se clasifican en:

- a) **Elemento químico**
- b) **Compuestos químicos**

2.1.1.- Elemento Químico

Un **elemento químico** se caracteriza por:

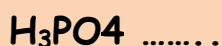
- a) **No se puede descomponer** en otros más simples
- b) Presentan una alta resistencia a la **corrosión**, la **humedad**
- c) **Poca o nula** reactividad química

Este es el caso del gas **Helio** y resto de gases nobles, del **Oro** y el resto de metales nobles como **plata** y **platino**.

2.1.2.- Compuesto Químico

Un **compuesto químico** es una sustancia formada por la **unión química** de **dos o más elementos químicos**, iguales o distintos.

Es el caso ya mencionado del agua, **H₂O** (átomos de Hidrógeno y de Oxígeno), el Dióxido de Carbono, **CO₂**, Amoniaco, **NH₃**



3.- Mezclas

Las **mezclas** son la **combinación de dos o más sustancias puras**, en proporciones variables.



Esta imagen corresponde, como se aprecia, al **agua del grifo**. El **agua del grifo** no es una **sustancia pura**, se trata de una **mezcla**. A veces comentamos **i éste agua tiene gusto a cloro i**. Lleva muchas **sustancias químicas** y muchos **microorganismos** en su seno.



Mezcla transparente Suspensión [1]

[1] **Suspensión**.- Tipo de mezcla constituida por **pequeñas partículas** de un sólido, **dispersas** en un medio líquido.



El **agua de mar** no es **agua pura**. Se trata de una **mezcla** en donde la mayor parte es el **agua**, y en el seno de esta existen **sales disueltas**, **microorganismos**, **materia en suspensión** (plásticos). Las playas españolas, casi todas, tienen tuberías de **descarga de las depuradoras**.

Las mezclas se caracterizan por:

- a) Cada uno de los **componentes** de una **mezcla** **mantienen sus propiedades características**
- b) La mezcla **no es** una reacción química
- c) Los **componentes de una mezcla** pueden ser separados por procedimientos **físicos y químicos**

3.1.- Clasificación de las Mezclas

Se pueden clasificar en:

- a) Mezcla Homogéneas
- b) Mezclas heterogéneas

3.1.1.- Mezclas Homogéneas

Una **mezcla homogénea** es la **combinación de 2 o más sustancias**. Las **mezclas homogéneas** son **uniformes**. Esta uniformidad implica la **no diferenciación** de las sustancias que la constituyen. Las **mezclas Homogéneas** reciben el nombre de "**Disoluciones**".



Vemos un **líquido transparente** constituido por **agua** y , por ejemplo **sal**, **disuelta** en el medio acuoso.

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiciencia.es



Para vosotros es un **líquido transparente de color azul**. El profesor de Química, por el color azul, diría que se trata de una **mezcla de agua y sulfato de cobre** ($\text{H}_2\text{O} + \text{CuSO}_4$).

Otro ejemplo de **mezcla homogénea** podría ser la **atmosfera**:



No podemos **diferenciar** los **gases** que la componen.

3.1.2.- Mezclas Heterogéneas

Una **mezcla heterogénea** es una combinación de **2 o más** sustancias que pueden ser **identificados**.

Como ejemplos de mezclas heterogéneas tenemos:



Agua + gas



Agua con CO₂



Agua con partículas sólidas

4.- Clasificación de las Mezclas Homogéneas

Se pueden clasificar en:

- a) Disoluciones
- b) Aleaciones
- c) Coloides

4.1.- Disoluciones

La **disolución** es la una **mezcla homogénea** de **dos o más sustancias químicas**.

En una **disolución** el componente que se encuentra en **mayor proporción** (cantidad) recibe el nombre de "**Disolvente**" siendo el "**Soluto**" el que se encuentra en menor proporción.

Clasificación de las **Disoluciones**:

- a) **Disoluciones sólidas**

b) **Aleación**.- Combinación de dos o más **elementos metálicos**

c) **Amalgama**.- Aleación de **Mercurio** con otro **metal**

Hielo.- Mezcla de **Agua** y **sales disueltas** en estado **sólido** por descenso de temperatura

d) **Disoluciones líquidas**

Agua salada

Vino

Lagos

e) **Disoluciones gaseosas**

Aire

Se denomina **aire** a la **mezcla homogénea** de **gases**, fundamentalmente **nitrógeno** y **oxígeno** que constituye la **atmósfera terrestre**.

Aire contaminado

La contaminación la constituyen los gases procedentes de la combustión de los materiales utilizados en la industria (carbón, petróleo) y en el transporte (gasolina)

Aire húmedo

Aire y vapor de agua

Aire seco

Aire carente de agua y que se forma solo por la mezcla de gases

4.1.1.- Propiedades de las Disoluciones

Cuando mezclamos **disolvente** y **soluto** se produce la **disolución** la cual tiene unas **propiedades características** diferentes a las que tenían **disolvente** y **soluto** por separado.

a) Alteración de los puntos de fusión y ebullición

La **temperatura de fusión** de la **disolución** **desciende** respecto a la que tendría el **disolvente puro**. La **temperatura de ebullición** de la **disolución** es **superior** a la que tendría el **disolvente puro**.

Ejemplo: **Disolución de Sal (NaCl) con Agua**

$T_{\text{fusión del Agua}} = 0^{\circ}\text{C}$

$T_{\text{ebullición del Agua}} = 100^{\circ}\text{C}$

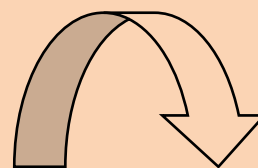
$T_{\text{fusión disolución}} < T_{\text{fusión disolvente puro}}$

$T_{\text{ebullición disolución}} > T_{\text{ebullición disolvente puro}}$

$T_{\text{fusión disolución}} = -0,5^{\circ}\text{C}$

$T_{\text{ebullición disolución}} = 100,75^{\circ}\text{C}$

Esta propiedad es utilizada en invierno para que en las carreteras no se formen **placas de hielo**. El agua congela a 0°C y una **disolución de agua y sal** congela a $-1,5^{\circ}\text{C}$. Se adiciona sal al asfalto que junto con la nieve crea una disolución cuya temperatura de congelación es muy inferior a la del **disolvente puro**. Las placas de hielo son más difíciles de crear.



b) **Cambio de propiedades eléctricas**

Agua pura **no es un buena conductora** de la electricidad. La sal común, en **estado sólido** no es conductora de la electricidad. Si constituimos una disolución de agua y sal, dicha disolución **SI** es conductora de la electricidad.

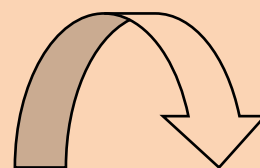
c) **La ósmosis**

Se produce cuando una **disolución** está separada de otra de diferente cantidad de soluto por una **membrana semipermeable** (que deja pasar sólo moléculas del disolvente, pero no del soluto). En este caso, el disolvente pasa del lado **con menor cantidad** al otro (ósmosis) con **mayor cantidad** hasta que se iguale la **cantidad del soluto** a ambos lados de la membrana.

Cuando nos bañamos en el mar y durante mucho tiempo observamos que nuestros dedos están arrugados. El líquido que nos envuelve, agua salada, tiene mayor cantidad de sal disuelta que la existente en nuestras células de la piel. El agua de mar intentará obtener un equilibrio disminuyendo la concentración de sal y para ello absorberá el agua de nuestras manos.

Osmosis

<https://www.youtube.com/watch?v=sKvSkWPNVtw>

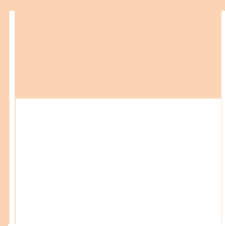


4.1.2.- Proceso de disolución de un sólido

Supongamos que queremos preparar una disolución de **sulfato de cobre**:

Disolvente: agua (H_2O)

Soluto: Sulfato de cobre ($CuSO_4$)

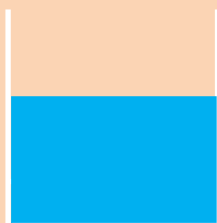


Agua (líquido)



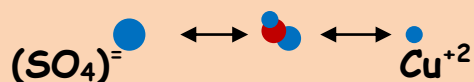
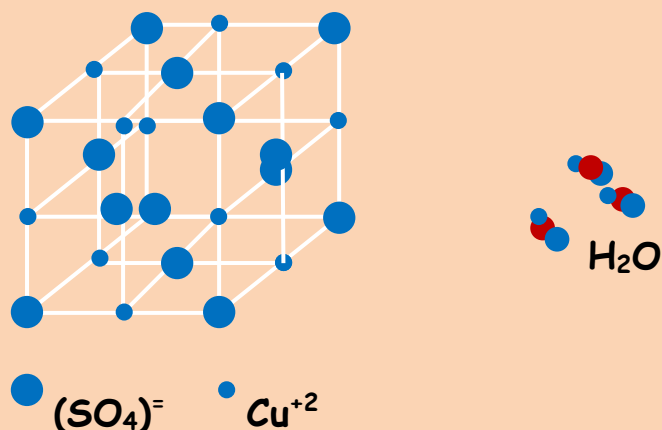
Sulfato de cobre (sólido)

Mezclamos y **agitamos** con una varilla de vidrio hasta que desaparezcan los **cristalitos** de sulfato.



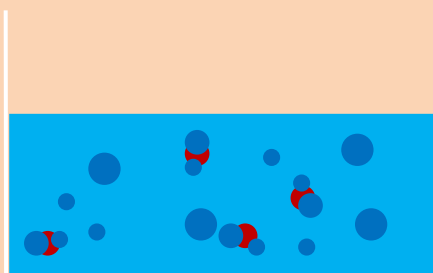
Disolución transparente de color azul característico. La **intensidad del color azul** dependerá de la **cantidad** de sulfato de cobre (soluto) disuelto.

En el **agua** hemos introducido el **sulfato de cobre** produciéndose la disolución de este sulfato. El proceso de la disolución del soluto se debe a la **interacción** de las moléculas de **agua** (disolvente) entre los **iones** o **cargas eléctricas** que conforman la **estructura cristalina** (sólida) del soluto.



La **molécula de agua se interpone** entre los **dos iones** que constituyen el sulfato de cobre **disminuyendo su fuerza atractiva** por lo que se **desmorona la red cristalina** y dichos **iones pasan a la disolución**:

- **Aniones Sulfato $(SO_4)^-$**
- **Cationes Cu^{+2}**
- **Moléculas de H_2O**



Enlazar, online, para visualizar los videos.

Preparación de una disolución de $CuSO_4$

<https://www.youtube.com/watch?v=sSEZOM-9hfI>

Preparación de una disolución de CuSO_4

<https://www.youtube.com/watch?v=nzeMoyf-D-w>

Preparación de una disolución de KMnO_4

<https://www.youtube.com/watch?v=OktFXFoJlN0>

4.1.3.- Solubilidad. Concentración de una disolución

La **solubilidad** es la propiedad de algunas sustancias de **disolverse** en otras.

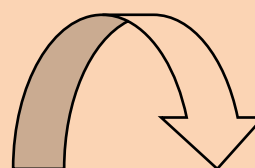
En Química existe la regla de "**Semejante disuelve a semejante**". La interpretación de esta regla radica en el hecho de un **compuesto polar** (iónico) disuelve a otro **compuesto polar** (iónico) y todo **disolvente No polar** (covalente) disuelve a todo **compuesto No polar** (covalente).

El **agua** (disolvente polar) disuelve muy bien:

- a) **Ácidos** (carácter polar)
- b) **Sales** (solute polar)
- c) **Alcohol** (carácter polar)
- d) **Amoniaco** (carácter polar)

Pero no puede disolver:

- a) **Aceite** (carácter apolar)
- b) **Petróleo** (carácter apolar)
- c) **Acetona** (carácter apolar)



Cuando el disolvente es un **líquido**, como el caso del agua, la **solubilidad no es ilimitada**. Si echamos varias cucharadas de **sal** en el **agua**, llega un momento en que la **sal** se deposita en el fondo y corresponde a la **cantidad de sal** que el agua **no ha podido disolver**. La **solubilidad** es una **propiedad cuantitativa**, se puede medir y su medida se conoce como "**Concentración**".

La **concentración** de una disolución nos determina la **cantidad de soluto** que hay en una **cantidad de disolvente** o en una **cantidad de disolución**.

La **concentración** la podemos **determinar** de dos formas:

- a) **Cualitativa**. - Utiliza conceptos
- b) **Cuantitativa**. - Utiliza cantidades

Concentración Cualitativa

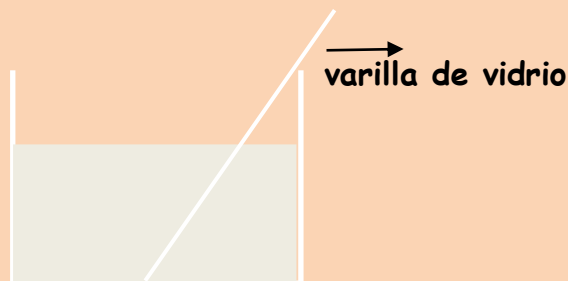
Vamos a realizar la siguiente experiencia:

Vaso de precipitados 250 cm³

Agua destilada

Frasco con sulfato de cobre sólido

En el **vaso de precipitados** ponemos **250 cm³** de agua destilada:



SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiciencia.es

Vamos a realizar **seis adiciones** sucesivas de **2 gramos** de **sulfato de cobre** (CuSO_4). Agitaremos con la varilla hasta que desaparezca el soluto:

<u>Nº Adición</u>	<u>Cantidad soluto</u>	<u>Cantidad total soluto</u>	
-------------------	------------------------	------------------------------	--

1ª

2 g

2 g



2ª

2 g

4 g



3ª

2 g

6 g



Vamos notando que a medida que aumenta la cantidad de soluto tenemos que agitar más tiempo.

4ª

2 g

8 g



5ª

2 g

10 g



6ª

2 g

12 g



Cuando tenemos un total de **12 g** nos encontramos en el fondo del recipiente unos cristalitos de sulfato de cobre. Por **mucho que agitemos no podemos disolverlos**. Si **calentamos** la disolución los **cristalitos desaparecen** pero cuando volvamos a la **temperatura inicial** volverán a precipitar estos cristales.

Podemos interpretar que cuando la disolución contiene **10 gramos** de soluto el disolvente **no admite más cantidad de este**. Decimos que la disolución está **SATURADA**.

Con **12 g de soluto** la disolución está **SOBRESATURADA**.

Cerca de la cantidad de **SATURACIÓN, 8 - 7 gramos**, decimos que la disolución está **CONCENTRADA**.

Cuando la cantidad de soluto **está muy lejos** (descendente) de la **cantidad de saturación**, diremos que la disolución es **DILUIDA**.

Hemos establecido **cuatro tipos** de disoluciones:

Disolución Diluida. - Poca cantidad de soluto

Disolución Concentrada. - Mucha cantidad de soluto

Disolución Saturada. - Máxima cantidad de soluto

Disolución Sobresaturada. - Exceso de soluto sin disolver

No hemos utilizado **medidas**. Se han establecido cuatro definiciones de disoluciones.

El **café con leche** de la mañana que nos prepara nuestra madre para desayunar tiene disuelto un soluto que es el azúcar. Contestar a las siguientes preguntas:

Si el café con leche está **muy, muy dulce** ¿cómo es la concentración de la disolución?

¿Saturada o Sobresaturada?

Si miramos el fondo del vaso, por fuera, y no vemos azúcar sólida, diremos que es **SATURADA**. Si vemos azúcar, **SOBRESATURADA**.

Si está **poco dulce** diremos que la disolución es **DILUIDA**.

Si está dulce pero **no empalagoso** estaremos en una disolución **CONCENTRADA**.

Concentración CUANTITATIVA

Cuatro tipos:

- a) Concentración en masa/Volumen
- b) % en masa
- c) % en volumen
- d) % masa/volumen

Concentración en masa/Volumen disolución

Viene **determinada** por la **relación** entre la **masa de soluto** y el **volumen** de la disolución. Su ecuación:

$$m/V = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen disolución}}$$

Sus unidades:

gramo/mL (g/mL, g/cm³); **gramo/Litro** (g/L)

Concentración % en masa

Se define como la **masa de soluto** por cada **100 unidades de masa de la solución**:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa disolución (g)}} \cdot 100 = \% \text{ en } \dots$$

Podemos utilizar cualquier unidad de masa pero con la condición de que sea igual para el soluto y para la disolución.

Ejercicio resuelto

Se disuelven 20 g de azúcar en 80 g de agua, el porcentaje en masa será:

Masa soluto = 20 g

Masa disolvente = 80 g

Masa disolución = 100 g

$$\% \text{ masa} = \frac{20 \text{ g}}{100 \text{ g}} \cdot 100 = 20 \% \text{ en azúcar}$$

Concentración % en volumen

Expresa el **volumen de soluto** por cada **cien unidades de volumen de disolución**.

Su ecuación:

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

Ejercicio Resuelto

En 250 mL de agua destilada disolvemos 10 mL de ácido clorhídrico. Determinar la concentración en %v de la disolución resultante.

Resolución

Volumen soluto = 10 mL de Agua

Volumen disolvente = 250 mL HCl

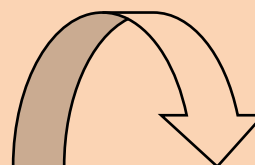
Volumen disolución = 10 + 250 = 260 mL

$$\%v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{10 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} \cdot 100 = 4 \%v$$

Concentración % masa/volumen

Se obtiene mediante la **relación** de la **masa de soluto** por cada **100 unidades de volumen** de la disolución. Su Ecuación:

$$\% \text{ m/v} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$



Ejercicio Resuelto

Disolvemos 15 gramos de cloruro sódico en 250 mL de agua. Determinar la concentración en % m/v de la disolución resultante.

Resolución

Masa soluto = 15 g NaCl

Volumen disolvente = 250 mL de H₂O

Al disolver los 15 gramos de soluto en el volumen del disolvente obtenemos una disolución de volumen prácticamente igual al volumen del disolvente.

Volumen disolución = 250 mL

$$\% \text{ m/V} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{15 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \cdot 100 =$$

$$= 6 \% \text{ m/v de NaCl}$$

Ejercicio Resuelto

Si mezclamos 200 mL de agua (densidad 1 g/mL) con 35 gramos de azúcar, ¿cuál es la concentración porcentual en masa de la disolución resultante?

Resolución

La concentración porcentual equivale a la concentración en % en masa de soluto.

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiciencia.es

Recordemos:

$$\% m = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Solute = azúcar

Disolvente = Agua

El disolvente nos viene expresado en mL y la concentración % m no contempla el volumen del disolvente. Mediante la densidad del agua podemos conocer la masa del soluto:

$$d = \frac{m}{V} ; m = d \cdot V ; m = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 200 \text{ mL} = 200 \text{ g}$$

Con el cálculo anterior hemos demostrado que:

$$200 \text{ mL H}_2\text{O} = 200 \text{ g H}_2\text{O}$$

Podemos concluir que únicamente para el disolvente Agua:

$$\text{Volumen en mL de Agua} = \text{masa en gramos de agua}$$

Para el agua destilada $\rightarrow 1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ cc} = 1 \text{ g}$

Podemos establecer el planteamiento del ejercicio:

Masa soluto = 35 g azúcar

Masa disolvente = 200 g agua

Masa disolución = 35 + 200 = 235 g

$$\%m = \frac{35 \text{ g}}{235 \text{ g}} \cdot 100 = 14,9 \% \text{ en azúcar}$$

Ejercicio Resuelto

De una disolución de nitrato de potasio al 20 % m, extraemos una masa de disolución que contiene 10 g de nitrato de potasio. Determinar la masa de disolución extraída.

Resolución

Recordemos que:

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

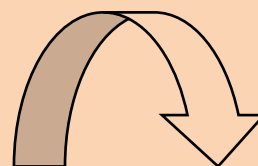
Llevamos datos a la ecuación anterior:

$$20 = \frac{10 \text{ g}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Las Matemáticas hablan:

$$20 m_{\text{disolución}} = 10 \text{ g} \cdot 100$$

$$m_{\text{disolución}} = \frac{10 \text{ g} \cdot 100}{20} = 50 \text{ g de disolución de nitrato}$$



Ejercicio Resuelto

Deseamos preparar 200 mL de disolución de sulfato de hierro de concentración 12 g/L. ¿Qué cantidad de sulfato de hierro, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, necesitaremos?

Resolución

[] = concentración en g/L

Cambio de unidades:

$$200 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,2 \text{ L}$$

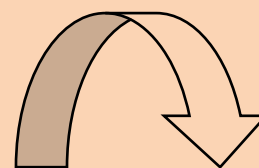
Recordemos:

$$[] = \frac{\text{masa}_{\text{solute}} \text{ (g)}}{\text{Vdisolución (L)}}$$

Sustituimos datos:

$$12 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{m_{\text{solute}}}{0,2 \text{ L}}$$

$$m_{\text{solute}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,2 \text{ L} = 2,4 \text{ g de } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$



Ejercicio Resuelto

¿Cuántos gramos de sulfito de sodio están contenidos en 250 g de una disolución al 3% en masa?

Resolución

Soluto = Sulfito de sodio

Sabemos que:

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituimos datos:

$$3 = \frac{m_{\text{soluto}}}{250 \text{ g}} \cdot 100$$

$$3 \cdot 250 \text{ g} = m_{\text{soluto}} \cdot 100$$

$$m_{\text{soluto}} = \frac{3 \cdot 250 \text{ g}}{100} = 7,5 \text{ g Sulfito de sodio}$$

Ejercicio Resuelto

En la etiqueta de una botella de vino de 75 cL pone 12°
¿Qué cantidad de etanol (alcohol etílico) contiene la botella de vino?

Resolución

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiciencia.es

°Alcohol → Es una medida de concentración de una disolución en % v

Cambio de unidades:

$$75 \cancel{\text{ cL}} \cdot \frac{10 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{ cL}}} = 750 \text{ mL}$$

$$12^\circ \rightarrow 12 \% \text{ v} \rightarrow \frac{12 \text{ mL alcohol}}{100 \text{ mL disolución}}$$

Se nos dijo que:

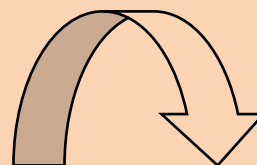
$$\%v = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituyendo datos:

$$12 = \frac{V_{\text{alcohol}}}{750 \text{ mL}} \cdot 100 ; 12 \cdot 750 \text{ mL} = 100 \cdot V_{\text{alcohol}}$$

Despejando V_{alcohol} :

$$V_{\text{alcohol}} = \frac{12 \cdot 750 \text{ mL}}{100} = 90 \text{ mL}$$



Ejercicio Resuelto

Calcula la concentración en g/l de una solución de cloruro de magnesio preparada disolviendo en 0,5 L de agua 0,1 g de la sal. Supón que el volumen de la solución es igual al volumen del disolvente.

Resolución

$$[] = \text{g/L}$$

$$[] = \frac{0,1 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ g/L} \text{ (Recordar las unidades)}$$

Ejercicio Resuelto

Calcula el porcentaje en masa de una disolución de sulfato de cobre en agua si contiene 25 g de soluto en 300 g de agua.

Resolución

Masa soluto = 25 g de CuSO_4

Masa disolvente = 300 g H_2O

Masa disolución = 25 + 300 = 325 g

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituimos datos:

$$\% m = \frac{25 \text{ g}}{325 \text{ g}} \cdot 100 = 7,7 \% \text{ en Sulfato de cobre}$$

Ejercicio Resuelto

Si deseas preparar 600 g de ácido sulfúrico al 0,5% m, ¿cuántos gramos de esta sustancia necesitas? (R: 3 g)

Resolución

Masa de ácido sulfúrico a preparar = 600 g (mas disolución)

Materia prima = un ácido sulfúrico al 0,5 % m

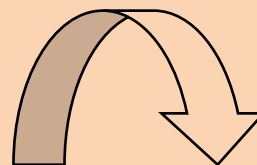
Sabemos que:

$$\% m = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituyendo datos:

$$0,5 = \frac{m_{\text{solute}}}{600 \text{ g}} \cdot 100 \quad ; \quad 0,5 \cdot 600 \text{ g} = 100 \cdot m_{\text{solute}}$$

$$m_{\text{solute}} = \frac{0,5 \cdot 600 \text{ g}}{100} = 3 \text{ g}$$



Ejercicio Resuelto

¿Qué porcentaje en volumen (grado) tendrá una disolución obtenida disolviendo 80 mL de metanol (alcohol de quemar) en 800 mL de agua? Suponer que los volúmenes son aditivos.

Resolución

Volumen total disolución = 80 mL alcohol + 800 mL agua = 880 mL

Volumen de disolución = 880 mL

$$\% V = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituimos datos:

$$\% v = \frac{80 \text{ mL}}{880 \text{ mL}} \cdot 100 = 9,1 \% \text{ en alcohol}$$

Ejercicio Resuelto

Sobre 200 g de agua destilada se disuelven 20 g de sal. ¿Qué riqueza en masa y qué g/L resultan?

Resolución

Riqueza en masa = % m

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \quad (1)$$

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiciencia.es

Recordar que en agua destilada $\rightarrow 1 \text{ mL} = 1 \text{ g}$

Masa soluto = 20 g sal

Masa disolvente = 200 g agua

Masa disolución = 20 + 200 = 220 g

Sustituimos datos en (1):

$$\% m = \frac{20 \text{ g}}{220 \text{ g}} \cdot 100 = 9,1 \% \text{ en sal}$$

Concentración en g/L

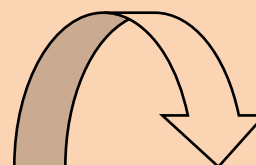
masa agua = 200 g = 200 mL = Volumen de disolución

Cuando disolvemos un sólido en un volumen de agua el volumen resultante es prácticamente igual al volumen de agua.

Cambio de unidades:

$$200 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,2 \text{ L}$$

$$\text{g/L} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{20 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = 100 \text{ g/L}$$



Ejercicio Resuelto

Calcula el porcentaje en masa de una disolución preparada disolviendo 5 g de nitrato de potasio en 200 mL de agua destilada.

Resolución

En agua destilada $\rightarrow 1 \text{ mL} = 1 \text{ g}$; $200 \text{ mL} = 200 \text{ g}$ de agua

Masa soluto = 5 g Nitrato de plata

Masa disolvente = 200 g de agua

Masa disolución = $5 + 200 = 205 \text{ g}$

Sabemos que:

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituimos datos:

$$\% m = \frac{5 \text{ g}}{205 \text{ g}} \cdot 100 = 2,4 \% \text{ en Nitrato de plata}$$

Ejercicio Resuelto

El cemento Portland contiene alrededor de 5% en masa de sulfato de calcio (CaSO_4), ¿cuántos kilogramos de sulfato de calcio se requiere para fabricar 250 toneladas de cemento?

Resolución

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiciencia.es

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

$$\text{Masa disol. (mezcla)} = 250 \text{ Tm} \cdot \frac{1000 \text{ Kg}}{1 \text{ Tm}} = 250000 \text{ Kg}$$

$$\% m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Sustituimos datos:

$$5 = \frac{m_{\text{soluto}}}{250000 \text{ kg}} \cdot 100 ; \quad 5 \cdot 250000 \text{ kg} = 100 m_{\text{soluto}}$$

$$m_{\text{soluto}} = \frac{5 \cdot 250000 \text{ kg}}{100} = 12500 \text{ kg}$$

4.2.- Aleaciones

Se conoce como **aleación** a la **mezcla homogénea** entre **dos o más elementos metálicos** para constituir un **nuevo material** que tenga las **propiedades** de sus **ingredientes**.

Por lo general se combinan distintos tipos de **materiales metálicos**, aunque también pueden combinarse **uno metálico** con otro **no metálico** que recibe el nombre de **aleante** (sustancia que se une al metal base) proporcionando al metal propiedades con mejores características.

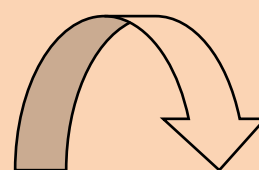
Entre los metales más utilizados en las aleaciones tenemos: **Cobre** (Cu), **Cromo** (Cr), **Níquel** (Ni), **Hierro** (Fe), **Cinc** (Zn) y **Aluminio** (Al).

Entre los agentes **aleantes** nos encontramos con el **Silicio**, **Manganeso** y **Fósforo** entre otros.

No todos los metales pueden constituir aleaciones. Es condición indispensable que los metales deben ser totalmente **miscibles** (que puedan mezclarse) en **estado líquido** a fin de tener un **sólido homogéneo**.

Al ser la **aleación** una **mezcla homogénea** (disolución), se trata de una **disolución sólida** en donde el **disolvente** es aquel componente que está presente en **mayor cantidad**, y **soluto** al de **menor cantidad**.

La forma tradicional de hacer aleaciones consiste en **calentar** y **fundir** los materiales hasta hacerlos **líquidos**, mezclarlos y después dejarlos enfriar para obtener la **disolución sólida**. Una alternativa es la **pulvimetalurgia**, que convierte los componentes en **polvos** para luego **mezclarlos** y **fusionarlos** mediante una combinación a **alta presión** y **alta temperatura**. Existen otros métodos más actualizados.



4.2.1.- Propiedades de las Aleaciones

Las aleaciones nacen para combinar las **propiedades más útiles** de dos **metales** al tiempo que **reduce sus puntos débiles**. Por ejemplo tenemos el **Hierro** (Fe) que es muy fuerte pero reacciona fácilmente humedad del aire y puede **oxidarse muy fácilmente**. Una **aleación** que combine **hierro** con otro material como el **Manganeso** (Mn) que actúa como **antioxidante** puede ayudar a aumentar su **inercia química** y **disminuir** el proceso de **oxidación**.

El material resultante de la aleación siempre posee características metálicas:

- a) **Brillo característico**
- b) **Conductor del calor y electricidad**
- c) **Presenta maleabilidad [1] y ductilidad [2]**
- d) **Tenacidad [3]**
- e) **Resistencia mecánica [4]**

[1] **Maleabilidad**: capacidad de los metales de hacerse láminas al ser sometidos a esfuerzos de compresión.

[2] **Ductilidad**: propiedad de los metales de moldearse en alambre e hilos al ser sometidos a esfuerzos de tracción.

[3] **Tenacidad**: resistencia que presentan los metales a romperse o al recibir fuerzas bruscas (golpes, etc.)

[4] **Resistencia mecánica**: capacidad para resistir esfuerzo de tracción, compresión, torsión y flexión sin deformarse ni romperse.

El **Cromo**, el **Níquel** y el **Hierro** se utilizan para la fabricación de una aleación con una gran fuerza de resistencia.

Las aleaciones de **aluminio** combinado con uno de los siguientes metales: **Cobre** (Cu), **Cinc** (Zn), **Magnesio** (Mg) aumentamos la **resistencia** del **aluminio**, un **metal puro** naturalmente **blando**.

Una aleación con **Cobre** (Cu) pierde propiedades de **conducción de calor** sin embargo aumentamos la conductividad eléctrica del **Cobre**.

4.2.2.- Tipos de Aleaciones

Las aleaciones se pueden clasificar en función:

- a) **Metal base y aleante**
- b) **Metal base y números de aleantes**
- c) **Aleaciones pesadas y aleaciones ligeras**, dependiendo de las propiedades del **elemento de base**. Así, las aleaciones del aluminio son ligeras, mientras que las del hierro son pesadas.

Entre las aleaciones más frecuentes y conocidas encontramos: el **bronce**, el **acero** y el **latón**.

Bronce

Aleación obtenida mediante la mezcla del **Cobre** (Cu) y el **Estaño** (Sn). El **cobre** se considera como el **metal base** y el **estaño**, el segundo, en una proporción del **3 al 20 %**.

Este material jugó un papel sumamente importante en la historia de la civilización, para elaborar herramientas, armas y objetos ceremoniales. Las campanas se fabrican con este

material, también muchas monedas, medallas, estatuas y un gigantesco etcétera, dada su buena maleabilidad y su económica obtención a partir de la aleación de cobre y estaño.

Acero

Una aleación fundamental para las industrias humanas. Se trata de un material **resistente pero maleable**. Se obtiene mediante la mezcla de **Hierro (Fe)** y otros elementos como: **Carbono (C)**, **Silicio (Si)**, **Azufre (S)** y **Oxígeno (O)**.

El carbono proporciona al hierro **más resistencia** a la **corrosión** pero lo **hace quebradizo** por lo que se utiliza en pequeña proporción.

Acero inoxidable

Es conocido por su **excelente resistencia a la corrosión**. Es una parte integral de la vida moderna y se utiliza en una variedad de aplicaciones, que incluyen la industria pesada, la arquitectura, la fabricación de automóviles, la cirugía y la odontología.

Estos aceros se caracterizan por su **resistencia a la corrosión atmosférica** porque cuando se alean con otros metales como el **Cromo (Cr)** y el **Níquel (Ni)** aumenta su inercia química frente a la humedad de la atmósfera.

El **acero inoxidable** no es eterno, solo tiene una mayor resistencia a la corrosión cuando se somete a cierto medio o agente agresivo.

Latón

Muy utilizado en para fabricar recipientes, en especial para alimentos no perecederos (latas), así como en la tubería

y grifería domésticas. El latón se obtiene mediante la aleación de **cobre** y **zinc**. Es un metal muy dúctil y maleable que brilla con facilidad al ser pulido.

4.3.- Coloides

Se componen de dos fases:

- a) **La fase dispersa.**- Equivalente al soluto de una disolución. Está constituida por **moléculas sencillas** o **moléculas gigantes** como el almidón.
- b) **La fase dispersante.**- Equivalente al disolvente de una disolución. Es la sustancia en la cual las **partículas coloidales** están distribuidas.

Ejemplo: la **leche** es un **coloide** donde la **grasa** constituye las **partículas dispersas** y el **agua** es el **medio dispersante**.

4.3.1.-Propiedades de las Coloides

La mayoría de los líquidos de los seres vivos son dispersiones coloidales de ahí que sea importante ver algunas de sus propiedades:

- a) Las **dispersiones coloidales son transparentes**, pero cuando se iluminan sobre un fondo oscuro se observa **cierta turbidez** (efecto Tyndall).
- b) Los **coloides** presentan un **movimiento desordenado** de las partículas **microscópicas** dispersantes. Este movimiento hace posible que las partículas coloidales **no sedimenten** (movimiento browniano)

c) Las **partículas coloidales** se **mantienen en suspensión**, pero cuando se someten a un fuerte campo gravitatorio, es posible su **sedimentación**.

d) Las **dispersiones coloidales** son **muy viscosas**, por contener moléculas de **gran tamaño**.

e) Las **partículas coloidales** tienen un gran poder **adsorbente** sobre **otras moléculas** presentes en las dispersiones, lo que facilita la verificación de **reacciones químicas**.

4.3.1.- Tipos de coloides

a) **Emulsión**.- La unión de dos **líquidos inmiscibles** (no solubles entre ellos), o sea, que no se mezclan totalmente el uno con el otro.

Ejemplos:

La **leche** (emulsión de agua y grasas animales)

La **mayonesa** (emulsión de agua y aceite)

La **salsa vinagreta** (emulsión de aceite y vinagre)

El **petróleo** (emulsión de hidrocarburos)

El **helado** (emulsión de leche y agua casi congelada)

La **mantequilla** (emulsión de leche y aceite)

El **betún** o **asfalto** (emulsión de hidrocarburos)

b) **Sol**.- Sistema Coloidal cuyo medio de dispersión es un gas o un líquido.

Puede existir **poca atracción** entre la fase dispersa y la dispersante (liófilos) o **mucha atracción** (liófilos)

Ejemplos: almidón en agua, sangre, pintura

c) **Aerosol**.- Sistemas con partículas subdivididas y dispersas en un gas.

Ejemplos:

Tormenta de polvo (partículas sólidas en el aire)

Humo provocado por un incendio forestal (partículas sólidas en el aire)

Niebla o nubes (gotas de agua microscópicas en el aire)

Perfume (gotas de la esencia dispersas en el aire)

Aerosoles para el asma

Sprays de limpieza del hogar

Sprays desodorantes

Sprays del cabello

Spray bronceador

Sprays insecticidas

Descongestionante nasal

Pinturas pulverizadas

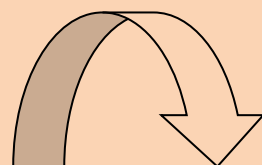
- d) **Gel**. - Sistema coloidal donde la **fase dispersante** es **sólida** y la **dispersa** es **líquida**. Los **geles** presentan una densidad similar a los líquidos pero con mayor viscosidad.

4.3.2.- Tipo de geles

Hidrogeles. - Poseen una consistencia acuosa. Utilizan como medio de dispersión, el agua. Este tipo es el mayoritario

Organogeles. - Se asemejan a los hidrogeles pero utilizan, un disolvente de origen orgánico.

Xerogeles. - Son geles de aspecto sólido puesto que no presentan disolvente



Aplicaciones

- .- Dentales
- .- Dermatológicos
- .- Nasaes
- .- Oftálmicos
- .- Vaginales

Espuma.- Fase dispersante líquida o gaseosa, y fase dispersa gas.

Un ejemplo de este tipo de coloide se puede apreciar en las playas con cierto grado de contaminación.

