

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA. DISOLUCIONES.

1. INTRODUCCIÓN.

Se define **sustancia** como cualquier tipo concreto de materia de la que está formado un cuerpo.

Los sistemas materiales se puede clasificar dependiendo de la(s) sustancia(s) que los compone(n):

- 1) Sustancias puras.
- 2) Mezclas.

Una **sustancia pura** es aquella que presenta una composición y propiedades determinadas, que son únicas y características, sea cual sea la cantidad de sustancia considerada.

Ejemplos: agua, oxígeno, azufre, hierro, dióxido de carbono, metano, ácido sulfúrico, sal (cloruro de sodio), benceno, amoníaco, etc.



Azufre



Sal común



Agua

Ahora bien, en la naturaleza es muy complicado encontrar sustancias puras de forma aislada. La inmensa mayoría de las veces las sustancias se encuentran combinadas entre sí, formando **mezclas** de varias sustancias puras.

Ejemplos: aire, agua de mar, granito, leche, gasolina, sangre, zumo, tierra, etc.



Granito (mezcla de cuarzo, ortosa y mica)



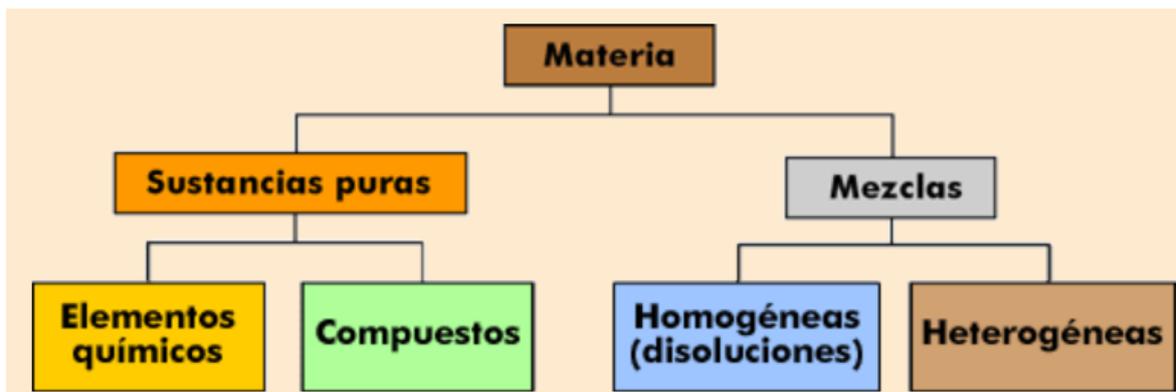
Mezcla de permanganato de potasio en agua

2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.

La materia puede clasificarse en dos categorías principales:

- 1) Sustancias puras, cada una de las cuales tiene una composición fija y un único conjunto de propiedades.
- 2) Mezclas, compuestas de dos o más sustancias puras.

Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos, mientras que las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.



Actividades de “Clasificación de la materia”.

- 1) Explica qué dos tipos de sistemas materiales se encuentran en la naturaleza, y cita varios ejemplos de cada uno de ellos.
- 2) Indica si las siguientes sustancias son puras o mezclas: agua de un río, aluminio, aire de montaña, vinagre, alcohol etílico (etanol), leche recién ordeñada, amoníaco, hierro, azufre, acero.
- 3) Busca ejemplos de sustancias comunes a tu alrededor, e identifica si se trata de sustancias puras o de mezclas.

3. SUSTANCIAS PURAS.

Una sustancia pura es aquella que presenta una composición y unas propiedades determinadas y únicas, que permiten identificarla y distinguirla de otras sustancias (densidad, punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad en distintos disolventes, dureza, capacidad de reacción con otras sustancias, etc.).

Ejemplo: el agua es una sustancia pura, que a una presión de 1 atm funde a 0 °C y hierve a 100 °C, que a una temperatura de 4 °C y 1 atm de presión tiene una densidad de 1 g/cm³, que no es buena conductora de la corriente eléctrica, y que tiene magníficas propiedades como disolvente. Además, presenta todas estas características independientemente de que la muestra considerada tenga una masa de 1 mg o de 1000 kg, e independientemente del estado físico en el que se encuentre (sólido, líquido o gas).

Las sustancias puras se dividen en elementos químicos y compuestos.

3.1.- ELEMENTOS QUÍMICOS.

Un elemento es un tipo de sustancia pura que **no puede descomponerse en ninguna otra sustancia más simple mediante ningún procedimiento**. Hay 118 elementos conocidos, de los cuales 91 existen en la naturaleza (el resto son artificiales, y muy inestables).

Ejemplos: carbono, cobre, oro, aluminio, etc.



Uranio



Magnesio



Mercurio



Oro

En química, un elemento se identifica por su símbolo. Éste consiste en una o dos letras, normalmente basadas en el nombre del elemento (generalmente en latín). Así, el símbolo para el cobre es Cu (cuprum) y para el azufre S (sulphur).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1,00794	2 He Helio 4,002602	3 Li Litio 6,941	4 Be Berilio 9,012182	5 B Boro 10,811	6 C Carbono 12,0107	7 N Nitrógeno 14,0067	8 O Oxígeno 15,9994	9 F Fluor 18,9984032	10 Ne Neón 20,1797	11 Na Sodio 22,98976928	12 Mg Magnesio 24,305	13 Al Aluminio 26,9815386	14 Si Silicio 28,0855	15 P Fósforo 30,973762	16 S Azufre 32,065	17 Cl Cloro 35,453	18 Ar Argón 39,948
19 K Potasio 39,0983	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Escandio 44,955912	22 Ti Titanio 47,887	23 V Vanadio 50,9415	24 Cr Cromo 51,9961	25 Mn Manganeso 54,938045	26 Fe Hierro 55,845	27 Co Cobalto 58,933195	28 Ni Níquel 58,6934	29 Cu Cobre 63,546	30 Zn Zinc 65,38	31 Ga Galio 69,723	32 Ge Germanio 72,63	33 As Arsénico 74,9216	34 Se Selenio 78,96	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Kriptón 83,798
37 Rb Rubidio 85,4678	38 Sr Estroncio 87,62	39 Y Itio 88,90585	40 Zr Zirconio 91,224	41 Nb Niobio 92,90638	42 Mo Molibdeno 95,96	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,9055	46 Pd Paladio 106,42	47 Ag Plata 107,8682	48 Cd Cadmio 112,411	49 In Indio 114,818	50 Sn Estañio 118,71	51 Sb Antimonio 121,76	52 Te Telurio 127,6	53 I Yodo 126,90447	54 Xe Xenón 131,293
55 Cs Cesio 132,90545196	56 Ba Bario 137,327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalo 180,94788	74 W Wolframio 183,84	75 Re Renio 186,207	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,2217	78 Pt Platino 195,084	79 Au Oro 196,966569	80 Hg Mercurio 200,59	81 Tl Talio 204,3833	82 Pb Plomo 207,2	83 Bi Bismuto 208,9804	84 Po Polonio (209)	85 At Astato (210)	86 Rn Radón (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (272)	108 Hs Hassium (270)	109 Mt Meitnerio (276)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (280)	112 Cn Copernicio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (293)	117 Uus Ununseptio (294)	118 Uuo Ununoctio (294)

En el caso de los elementos con isotopos no estables, entre parentesis se encuentran las masas de aquellos isotopos que son más estables o más abundantes.

Tabla Periódica Diseño e Interface de Copyright © 1997 Michael Dayah. Ptable.com Última actualización 06/10/2011

57 La Lantano 138,90547	58 Ce Cesio 140,116	59 Pr Praseodimio 140,90766	60 Nd Neodimio 144,242	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150,36	63 Eu Europio 151,964	64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,92535	66 Dy Disproscio 162,5	67 Ho Holmio 164,93032	68 Er Erbio 167,259	69 Tm Terencio 168,93421	70 Yb Yterbio 173,054	71 Lu Lutecio 174,9668
89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232,03806	91 Pa Protactinio 231,03688	92 U Uranio 238,02891	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curcio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (288)	102 No Nobelio (289)	103 Lr Lawrencio (262)

<http://www.ptable.com/?lang=es>

2.2.- COMPUESTOS.

Los compuestos son sustancias puras **formadas por dos o más elementos combinados en proporciones fijas**. Para que los elementos formen un compuesto no basta con mezclarlos, sino que es necesario que combinen de una forma más "íntima", **mediante reacciones químicas**.

Ejemplos: el agua es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno, y contiene exactamente 11,19% de hidrógeno y 88,81% de oxígeno. El metano y acetileno son compuestos que contienen carbono e hidrógeno, cada uno de ellos en diferentes proporciones.

Las propiedades de los compuestos son diferentes de las propiedades de sus elementos constituyentes.

Ejemplo: el cloro (Cl) y el sodio (Na) son dos elementos químicos de composición y propiedades muy características y diferenciadas. Cuando cloro y sodio se combinan para formar el compuesto cloruro de sodio (sal común), estos dos elementos pierden las propiedades que los caracterizaban, y se produce una nueva sustancia pura con propiedades y características únicas, y diferentes a las de los elementos originales. La sal común es un sólido blanco y poco reactivo. El sodio (Na) es un metal brillante y extremadamente reactivo. El cloro es un gas venenoso amarillo-verdoso.



Cromato de potasio



Sulfato de cobre



Bisulfuro de hierro (pirita)

4. MEZCLAS.

Como se ha mencionado con anterioridad, en la naturaleza es bastante raro encontrar sustancias puras de forma aislada, sino que se presentan formando mezclas.

Al contrario que en los compuestos, las sustancias puras que conforman una mezcla **se pueden combinar en proporciones variables**, pudiendo obtenerse mezclas diversas.

- Ejemplo 1: Se pueden mezclar 100 ml de agua con 100 ml de alcohol, ó 250 ml de agua con 50 ml de alcohol, ó 500 ml de agua con 35 cl de alcohol, etc. Las mezclas que se obtienen son distintas, ya que a pesar de combinar agua y alcohol en todos los casos, los hacen en diferentes cantidades.
- Ejemplo 2: El agua (H_2O).es un compuesto que se forma mediante la reacción de dos elementos (Hidrógeno y Oxígeno). Sin embargo, para formar agua no se puede combinar H y O en cualquier proporción, sino que por cada molécula de agua se requieren exactamente 2 átomos de Hidrógeno y 1 átomo de Oxígeno.

Las mezclas no producen una sustancia distinta. Al combinar sustancias puras para formar una mezcla, **las sustancias originales no pierden sus propiedades** para dar lugar una nueva sustancia con nuevas características. Por el contrario, las sustancias puras mezcladas continúan conservando sus propiedades e identidades químicas.

- Ejemplo 1: Mezcla de alcohol y agua. El alcohol tiene un punto de ebullición de 78 °C, mientras que el agua hierve a 100 °C. La mezcla de ambos no presentará un punto de ebullición nuevo y distinto, sino que las sustancias originales conservan su punto de ebullición particular. En efecto, al hervir dicha mezcla evapora en primer lugar el alcohol (junto con una pequeña parte del agua). Al pasar de 78 °C habrá desaparecido todo el alcohol (y parte del agua), y de la mezcla sólo quedará el agua restante.
- Ejemplo 2: Mezcla de arena y limaduras de hierro. Una propiedad del hierro (que no presenta la arena) es que es magnético, y puede ser atraído por un imán. Por tanto se puede separar una mezcla de hierro y arena usando un imán que atraerá las limaduras.
- Ejemplo 3: Mezcla de sal común y arena. La sal es soluble en agua, mientras que la arena no. Por tanto, si se disuelve la mezcla en agua y se realiza un filtrado, la arena quedará retenida en el filtro (porque no se disuelve). Sin embargo, la sal quedará disuelta en el agua, y para recuperarla sólo hay que evaporar el agua.

→ Por tanto, las propiedades específicas de la mezcla, tales como la densidad, puntos de fusión o ebullición, etc. no tendrán valores fijos, sino que dependen de la proporción en la que se combinen las sustancias que conforman la mezcla.

Las mezclas se clasifican en homogéneas (disoluciones) y heterogéneas.

4.1.- MEZCLAS HOMOGÉNEAS (DISOLUCIONES).

Las mezclas homogéneas son aquellas en las que las sustancias combinadas no se pueden distinguir visualmente, ni siquiera al microscopio (su composición es uniforme en toda la muestra).



Disolución de leche y cacao



Disolución de permanganato de potasio en agua



Disolución de sal en agua

La mezcla homogénea también se denomina disolución, porque consiste en un disolvente (normalmente la sustancia presente en mayor cantidad), mezclado con uno o más solutos. Habitualmente el disolvente es un líquido, mientras que los solutos pueden ser sólidos, líquidos o gases.

Ejemplos: La soda es una disolución formada por agua (disolvente) y dióxido de carbono (soluta). El agua de mar es una disolución más compleja, formada por agua (disolvente) mezclada con varios solutos sólidos, incluyendo el cloruro de sodio y otras sales. También es posible conseguir disoluciones en estado sólido: el latón es una disolución sólida que contiene dos metales, cobre (67% - 90%) y zinc (10% - 33%).

4.2.- MEZCLAS HETEROGÉNEAS.

Son mezclas cuyos componentes se pueden distinguir de forma visual (su composición no es uniforme y varía de un punto a otro).



4.3.- COMPUESTOS VS. MEZCLAS HOMOGÉNEAS (DISOLUCIONES)

COMPUESTOS	DISOLUCIÓN (MEZCLAS HOMOGÉNEAS)
Los elementos constituyentes de los compuestos son los elementos químicos.	Los elementos constituyentes de las disoluciones son las sustancias puras (elementos y compuestos).
Los elementos constituyentes del compuesto se combinan en proporciones fijas.	Las sustancias puras constituyentes de la disolución se pueden encontrar en cualquier proporción.
Al combinar varios elementos para formar un compuesto, éstos pierden las propiedades que los caracterizaban, y se produce una nueva sustancia con propiedades y características únicas.	Al mezclar varias sustancias, no se produce una nueva sustancia con características propias. Las sustancias constituyentes mantienen sus propiedades originales.
Los compuestos sólo se pueden separar en los elementos que los constituyen mediante procesos químicos complejos (electrólisis, descomposición térmica, etc.).	Las mezclas se pueden separar fácilmente en las sustancias que las constituyen mediante procedimientos físicos sencillos (criba, destilación, decantación, etc.).

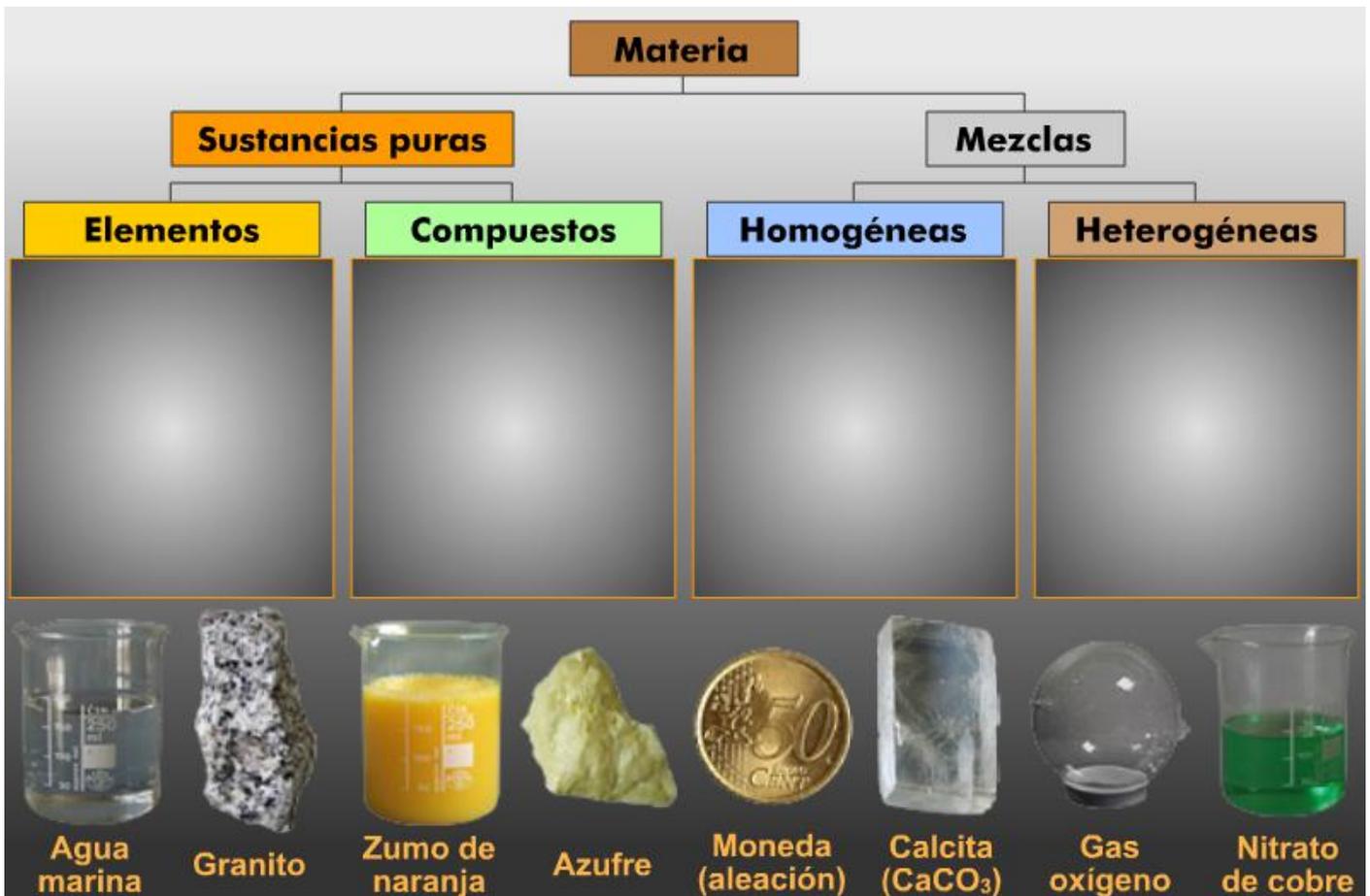
Actividades de “sustancias puras y mezclas”.

4) Dados los siguientes sistemas materiales, señalar cuál o cuáles son elementos, compuesto, mezcla homogénea y mezcla heterogénea.

Aire, zumo de naranja, chocolate puro, dióxido de carbono, leche, azufre, arena de playa, ozono.

4b) Clasifica los distintos objetos materiales indicados:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/clasif/clasifica1.htm



5) Indica si las siguientes sustancias puras son elementos o compuestos:

Moléculas de elementos	Moléculas de compuestos
	<p>Agua Oxígeno</p> <p>Nitrógeno Metano</p> <p>Amoniaco</p> <p>Fósforo Dióxido de carbono</p>

6) Clasifica las siguientes sustancias puras como elementos (E) o compuestos (C)
 Agua, Nitrógeno, Cobre, Oxígeno, Amoniaco, Cloro, Mercurio, monóxido de carbono.

7) Clasifica las siguientes mezclas como disoluciones (D) o como mezclas heterogéneas (H):
 Agua del mar, Aire, Aceite y agua, Infusión de té, Arena de la playa, Coca cola, Roca, mezcla de arena y agua, mezcla de agua y alcohol.

8) Cita varios ejemplos (que no aparezcan en los apuntes) de mezclas que sean disoluciones, y de mezclas que no sean disoluciones (mezclas heterogéneas):

Mezclas heterogéneas	Disoluciones

9) Un alumno afirma que el agua de mar es un compuesto químico ya que, por evaporación, se puede separar en sal y agua, que son las dos sustancias simples que lo forman. Criticad este razonamiento y explicad qué es en realidad el agua de mar.

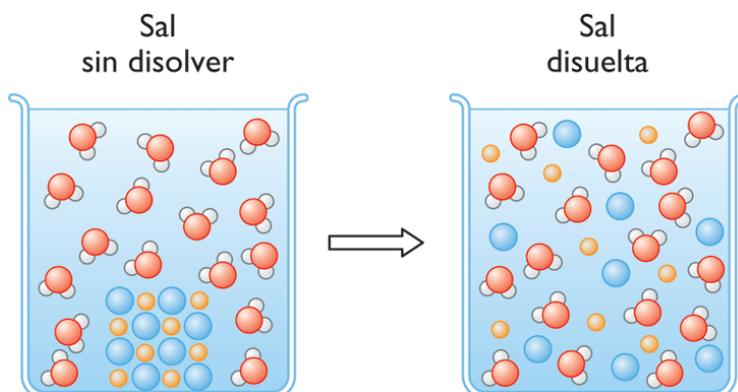
10) Indica qué tipo de sustancia son las siguientes (elementos, compuestos disoluciones o mezclas heterogéneas):

Bebida gaseosa (tónica), azúcar, dióxido de carbono, aire, agua del mar, tierra del suelo, hierro, ácido sulfúrico, oro, sal, bronce (aleación), agua con arena, pirita (FeS_2), cobre, agua con alcohol.

5.- DISOLUCIONES.

Las disoluciones son mezclas formadas por **dos o más sustancias puras en proporción variable**.

Las disoluciones verdaderas son homogéneas, tanto bajo observación macroscópica como microscópica, ya que la mezcla se realiza a nivel molecular (ver imagen).



En una disolución se pueden distinguir dos tipos de componentes:

- Disolvente: es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad.
- Solutos: son el resto de sustancias de la disolución.

En una disolución se cumple:

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

Ejemplos:

- Disolución de azúcar (solute) en agua (disolvente).
- Aire: se trata de una disolución de gases (nitrógeno y oxígeno fundamentalmente), en la que se puede considerar como el disolvente al nitrógeno (78%), y los soluto serían el oxígeno (21%) y otros gases en mucha menor proporción (1%) (argón, neón, helio, dióxido de carbono, etc.).

Tanto **disolvente como soluto(s)** pueden encontrarse en **cualquier estado de agregación** (sólido, líquido o gas).

Ejemplos:

		SOLUTO		
		SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
DISOLVENTE	SÓLIDO	Aleaciones (bronce, latón, acero, etc.)	Amalgamas (mercurio + metal)	Hielo, hidrógeno en metales.
	LÍQUIDO	Agua de mar.	Alcohol diluido, vino.	Cava, refrescos, lejía.
	GAS	Humo.	Niebla (aire húmedo)	Aire seco y limpio

Las disoluciones más frecuentes son las disoluciones de sólidos o líquidos (solutos) en agua (disolvente). A este tipo de disoluciones se les llama **disoluciones acuosas**.

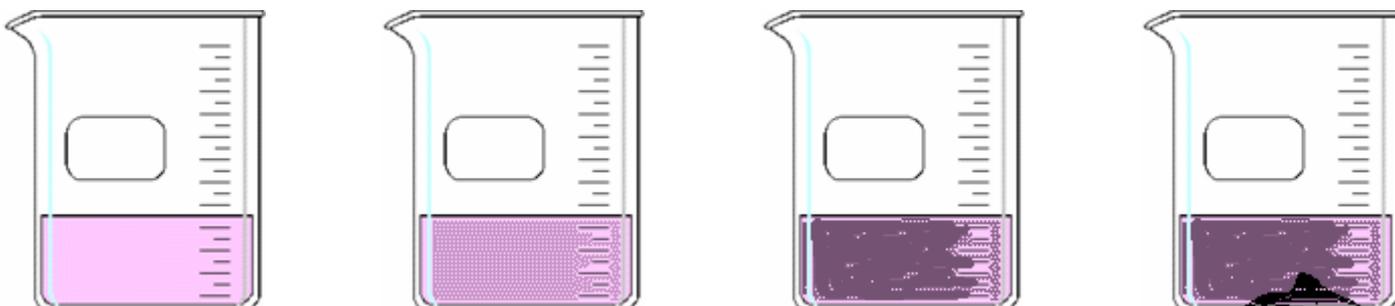
5.1.- CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

La concentración es una característica básica en una disolución, ya que indica si una disolución contiene mucho a poco soluto.

Ejemplos: concentración de alcohol en las bebidas, concentración de sal en los guisos, concentración de glucosa (un tipo de azúcar) en la sangre, etc.

Dependiendo de la concentración, se pueden distinguir distintos tipos de disoluciones:

- Diluida: la concentración de soluto disuelto en disolvente es pequeña.
- Concentrada: la concentración de soluto en la disolución es muy elevada, aunque la disolución todavía puede disolver más soluto.
- Saturada: la disolución se ha llegado al máximo de soluto que puede admitir. Si se añade más soluto, no se disolverá.



Por tanto, las disoluciones pueden clasificarse en diluidas, concentradas o saturadas según la cantidad de soluto sea pequeña o grande con respecto a la cantidad de disolvente. Pero estos términos son cualitativos, y no dan una cantidad exacta medible de la concentración. Por ello, hay que definir de forma precisa la magnitud “*concentración de una disolución*”.

Se denomina **concentración** de una disolución a la cantidad de soluto que hay disuelto en una determinada cantidad de disolvente, o en una determinada cantidad de disolución.

5.2.- FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN.

Para expresar de forma numérica la concentración de una disolución existen diversas formas:

1) Tanto por ciento en masa.

La concentración se expresa como la masa de soluto (en gramos) presente en 100 gramos de disolución.

$$\% \text{ en masa del soluto} = (\text{masa de soluto} / \text{masa de disolución}) \times 100$$

Ejemplo: Se prepara una disolución que contiene 2 g de cloruro de sodio (NaCl) y 3 g de cloruro de potasio (KCl) en 100 g de agua destilada. Calcula el tanto por ciento en masa de cada soluto en la disolución obtenida.

La disolución es de NaCl y KCl en agua. La masa total de la disolución es 2 g + 3 g + 100 g = 105 g.

% en masa de NaCl = (2 gramos / 105 gramos) x 100 = 1,9 % de NaCl en la disolución.

% en masa de KCl = (3 gramos / 105 gramos) x 100 = 3,8 % de KCl en la disolución.

Esto indica que si tuviésemos 100 g de disolución, 1,9 g serían de cloruro sódico, 2,8 g serían de cloruro potásico y el resto, hasta 100 g, serían de agua.

2) Tanto por ciento en volumen.

La concentración se expresa como el volumen de soluto que hay en 100 volúmenes de disolución.

$$\% \text{ en volumen del soluto} = (\text{volumen de soluto} / \text{volumen de disolución}) \times 100$$

Ejemplo: Se prepara una disolución añadiendo 5 ml de alcohol etílico junto a 245 ml de agua. Calcular el % en volumen de soluto en la disolución.

En este caso, el soluto es el alcohol pues está en menor cantidad y el disolvente es el agua. El volumen de disolución es la suma de volúmenes de los componentes (no tiene porqué ser así siempre): 5 ml + 245 ml = 250 ml. Por tanto:

% en volumen de alcohol = (5 ml / 250 ml) x 100 = 2 % de alcohol en la disolución.

3) Concentración en masa (gramos por litro de disolución).

La concentración se expresa como la masa de soluto que hay disuelta por cada unidad de volumen de disolución.

$$\text{Concentración en masa} = \text{masa de soluto} / \text{volumen de disolución}$$

La unidad de concentración en masa en el S.I. es el kg/m^3 , pero en la práctica se emplea el g/l.

Ejemplo: Se prepara una disolución añadiendo 20 g de sal a agua destilada hasta tener un volumen de 500 ml de disolución. Calcular la concentración en masa.

En este caso, el soluto es la sal y el disolvente es el agua. El volumen de disolución es 500 ml = 0,5 litros. Por tanto:

Concentración en masa = 20 g / 0,5 l = 40 g/l.

5.3.- SOLUBILIDAD.

La cantidad de soluto que se puede disolver en una disolución es limitada. Como se ha estudiado con anterioridad, conforme aumenta la cantidad de soluto añadido a una disolución, ésta pasa de diluida a concentrada. Si se sigue aumentando la cantidad de soluto, llega un momento en que la disolución se satura.

Ejemplo: el azúcar es soluble en agua, pero si en un vaso de agua se añade cada vez más y más azúcar, llegará un momento en el que el azúcar ya no se disuelve más, y se deposita en el fondo.

Ejemplo 2: Se tiene agua en un tubo de ensayo, y poco a poco se va añadiendo bicromato de potasio, mientras se va agitando la disolución. Se notará cómo el color amarillento de la disolución va aumentando su intensidad poco a poco, debido a la cada vez mayor presencia de bicromato de potasio en la disolución. Llegará un momento en que por más que se agite la disolución no se disuelve más soluto (se llega a la saturación). En saturación se deja de disolverse el bicromato de potasio, y el color de la disolución permanece constante aunque se añada más soluto, pudiendo llegar incluso a precipitar al fondo.



Esto sucede porque cada sustancia tiene una capacidad máxima para disolverse en un disolvente dado (por ejemplo, agua). Es decir, todas las sustancias tienen una **solubilidad** determinada.

Tabla de solubilidades a 20 °C (g de soluto/100 g agua)	
Sustancia	Solubilidad
Sal común (cloruro sódico)	36
Cloruro de potasio	34
Nitrato de plata	222
Nitrato de potasio	32
Nitrato de sodio	88
Cloruro de calcio	73
Nitrato de calcio	126
Carbonato de sodio	19
Hidróxido de sodio	108
Hidróxido de calcio	0,17
Sulfato de calcio	0,20
Carbonato de calcio	0,0013

La solubilidad es la cantidad máxima de soluto que una determinada cantidad de disolvente admite a una determinada temperatura. En este sentido, la solubilidad se puede ver como la concentración que presenta la disolución saturada.

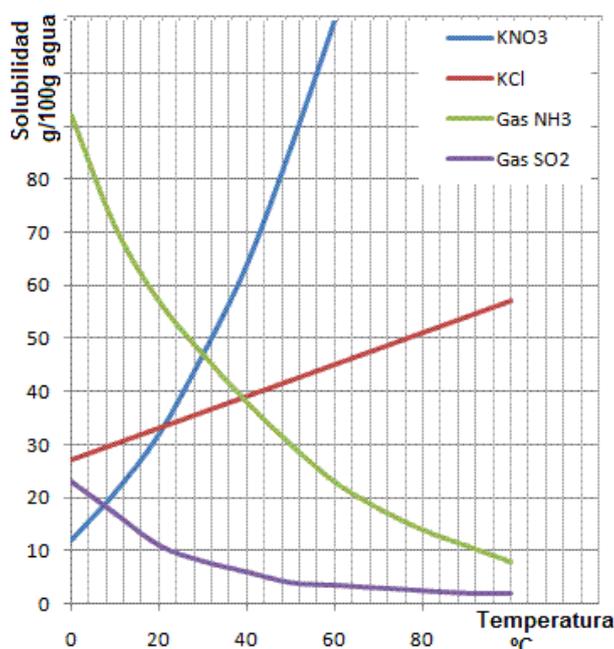
La solubilidad se suele expresar numéricamente como **la máxima cantidad del soluto (en gramos) que podemos disolver en 100 gramos de disolvente.** En la tabla se exponen las solubilidades de varias sustancias en agua.

Si se observa con detenimiento la tabla de solubilidades, se observará que los datos que ofrece se refieren a una temperatura de 20 °C.

Esto significa que **la solubilidad cambia con la temperatura.**

- En general, la solubilidad de los sólidos y líquidos aumenta con la temperatura.
- Sin embargo, la solubilidad de los gases suele disminuir con la temperatura.

Por ello, la solubilidad de las sustancias se suele representar en curvas de solubilidad, que representan la variación de la solubilidad de una sustancia con la temperatura.



Actividades de “Disoluciones”.

11) ¿Qué significa que una disolución tenga una concentración muy elevada?

12) Supóngase que se fabrican las disoluciones de sal común (NaCl) en agua que se indican en la tabla. ¿Cuál es la disolución de mayor concentración? Ordenadlas de menor a mayor concentración.

DISOLUCIÓN	A	B	C	D
Masa de soluto (g)	50	80	80	40
Volumen de la disolución (L)	1	1	2	0,5

% en masa.

13) Una disolución de azúcar en agua tiene un 30% en masa de azúcar. ¿Cuántos gramos de azúcar habrá en 250 g de disolución?

Solución: 75 g de azúcar.

14) Se tiene mezclados en una disolución 20 g de Cola-Cao y 200 g de leche líquida. Calcula su concentración en % en masa.

Solución: 9% de Cola-Cao.

15) Una disolución de amoníaco en agua tiene una concentración de 20% en masa, ¿qué cantidad de amoníaco habrá en 450 gramos de disolución?

Solución: 90 g de Na Cl

16) Una disolución de ácido sulfúrico en agua tiene una concentración del 40% en masa. Calcula qué cantidad de ácido sulfúrico hay en 1 Kg de disolución.

Solución: 400 g bicarbonato

17) Tenemos una disolución de NH_3 en H_2O con una concentración del 5 %. Determina qué cantidad de NH_3 existirá en 2 Kg de disolución.

Solución: 100 g de NH_3 .

18) Tenemos una disolución de 20 g de Nescafé y 300 g de leche. Calcula su concentración en % en masa de Nescafé.

Solución: 6,3 % en masa de Nescafé

19) Preparamos una disolución mezclando 10 g de sal común y 200 g de H_2O . Calcula su concentración en % en masa.

Solución: 4,7 % en masa de sal.

20) Una disolución de suero glucosado tiene una concentración del 40 % en masa.

a) ¿Qué indica ese dato?

b) ¿Cuánta H_2O y glucosa tendrán 100 g y 500 g de disolución?

c) Para tener 100 g de H_2O en la disolución ¿cuántos g debe tener esta disolución?

% en Volumen.

21) Una bebida contiene 40 % en volumen de alcohol. ¿Cuántos cm^3 de alcohol habrá en 2 vasos de bebida de 100 cm^3 cada uno?

Solución: 80 cm^3 de alcohol.

22) Si añadimos 10 cm^3 de fertilizante de macetas a 1'5 litros de H_2O , ¿cuál es su concentración en % en volumen?

Solución: 0,66% en volumen de fertilizante

23) Una botella de ron contiene una concentración de 30 % en volumen, ¿qué cantidad de alcohol etílico existirá en 640 ml de disolución?

Solución: 192 ml de soluto.

Gramos/litro.

24) Supongamos que preparamos dos disoluciones de sal en agua. La primera de ellas (disolución A) la hemos hecho colocando 100 g de sal común o cloruro de sodio (NaCl) en un recipiente y luego añadiendo agua hasta tener un volumen total de disolución de 2'5l. La segunda de ellas (disolución B) la hemos hecho colocando 150 g de sal común en otro recipiente y luego añadiendo agua hasta tener un volumen total de disolución de 3 l. ¿Cuál es la concentración de cada una en g/l?

25) Una limonada tiene 10 g de zumo de limón por litro de disolución. ¿Cuántos g de zumo de limón habrá en un vaso de 250 cm^3 ?

Solución: 2,5 g de zumo de limón.

26) Mezclamos 30 g de sal con H_2O , completado hasta 500 cm^3 de disolución. Calcula su concentración en g/litro.

Solución: 60 g/l.

27) Una disolución de bicarbonato sódico tiene una concentración de 29,25 g/l. ¿Qué cantidad de bicarbonato sódico habrá en 400 cm^3 de disolución?

Solución: 11,7 g de Na Cl.

28) Un alumno quiere fumigar unos árboles frutales, con un producto llamado Decis, y en las instrucciones indica que debe añadirse 30 g de producto por cada 100 l de disolución. Determinar:

- La concentración en g/l
- Los gramos necesarios para una mochila, cuyo volumen es de 15 litros.

29) El calcio es un elemento fundamental para nuestros huesos. En una caja de 1 litro de leche leemos que contiene 120 mg de calcio por cada 100 ml. Calcula la concentración de calcio en g/l. Al beber un vaso de leche de 250 cm³ ¿cuántos gramos de calcio ingerimos?

Mixtos (1).

30) ¿Qué masa de cloruro de potasio, KCl, se necesita para preparar 100 mL de disolución que contenga una concentración de 0,7 g/L?

31) Necesitamos preparar 100 g de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, al 20 % en masa. ¿Qué masa de hidróxido de sodio y de agua se necesita?

32) Un preparado comercial para limpiar manchas de grasa en tejidos se compone de 80 % en volumen de CCl₄ (tetracloruro de carbono, buen disolvente de muchos compuestos), 16 % de ligroina (sustancia disolvente) y 4% de alcohol amílico. ¿Qué volumen en cm³ hay que tomar de cada uno de estos disolventes para preparar 75 cm³ de limpiamanchas de grasa?

33) ¿Qué masa de ácido acético hay en 450 g de una disolución cuya concentración en tanto por ciento en masa es 10 %?

34) Calcula la concentración en tanto por ciento en masa de una disolución preparada disolviendo 1,90 g de cloruro de sodio en 57,5 g de agua.

35) Necesitamos preparar 50 g de disolución de etanol al 10 % en masa. ¿Qué masa de etanol y agua deberemos mezclar?

36) En el envase de cierta crema antiinflamatoria podemos leer:

Composición cuantitativa por 100 g: Piroxicam 0,5 g.

Si el envase de crema es de 60 g, ¿qué cantidad de piroxicam contiene el envase?

37) En la etiqueta de un colutorio podemos leer:

Fluoruro de sodio 0,0221 %, eucaliptol 0,0922 %, mentol 0,0425 %, timol 0,0639 %, salicilato de metilo 0,066 %.

Si el frasco de colutorio es de 500 mL, ¿cuál es el volumen de cada una de estas sustancias en el frasco?

38) En el prospecto de cierto colirio podemos leer:

Cada mL contiene: neomicina 3,5 mg, dexametasona 1 mg, benzalconio 0,04 mg. El envase es de 5 mL.

Averigua:

- La masa de cada una de estas sustancias que está disuelta en los 5 mL.
- La concentración en g/L de cada una de ellas.

39) ¿Qué volumen de alcohol contiene una botella de 1 L de un licor en cuya etiqueta se puede leer 25 % en volumen? Sabiendo que la densidad del alcohol es de 0,8 g/mL, calcula cuántos gramos de alcohol contiene 1 L de este licor.

40) En un matraz vacío se colocan 10 cm³ de alcohol etílico (densidad = 0'8 g/cm³) y luego se añade agua hasta tener un volumen total de disolución de 250 cm³. Calculad la concentración en g/l.

41) ¿Qué significa que la concentración de una disolución de glucosa en agua sea del 2% en masa?

42) Un enfermo necesita tomar un medicamento diluido en agua. Para que sea efectivo, su concentración ha de estar comprendida entre los 5 g/l y los 8'5 g/l. En unos laboratorios se fabricaron distintas disoluciones de ese medicamento con las cantidades que figuran en la tabla siguiente. Explicad cuáles de esas disoluciones debería rechazar.

Disolución	A	B	C	D
Masa de soluto	11 g	2,1 g	$3,6 \times 10^{-2}$ kg	$4,75 \times 10^{-4}$ kg
Volumen de la disolución	2,75 litros	300 cm^3	9 litros	40 cm^3

43) Un total de 20 g de cloruro de sodio (NaCl) se disuelve en 140 g de agua. Calculad la concentración de la disolución en tanto por cien en masa.

44) Se dispone de una disolución de sulfato de potasio al 5% en masa. Calculad que cantidad de disolución hemos de coger para que al evaporarla totalmente nos queden 80 g de sulfato de potasio.

45) La concentración de alcohol etílico en una bebida, se suele expresar en grados. ¿Qué significa que un licor tenga 40 °?

46) Una persona ingiere 2 copas de brandy de 40°. Si cada copa tiene 100 ml, se pide:

a) ¿Cuántos ml de alcohol se bebió?

b) ¿Cuál será la concentración de alcohol en su sangre en g/l?

c) ¿Podrían ponerle una multa si conduce?

Datos: la densidad del alcohol etílico es de 790 g/l, la concentración máxima permitida en sangre es de 0'3 g/l, se supone que todo el alcohol ingerido va a la sangre y que el volumen total de la disolución (sangre y alcohol) es de 5 l.

Solución. b) 12'64 g/l

Mixtos (2). Preparación de disoluciones.

47) Indica los pasos a seguir para preparar 150 cm^3 de disolución de sal común de concentración 15 g/l.

48) Se dispone de 500 cm^3 de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 20 g/l. Si se desea tener 7 g de azúcar ¿qué volumen de disolución hay que tomar?

49) Se prepara una disolución de bicarbonato en agua, tal que su concentración sea de 25 g/l. Si se toman 125 cm^3 de esta disolución ¿qué cantidad de bicarbonato se está tomando?

50) Se prepara una disolución de sal común en agua de la siguiente forma:

- Pesar 14,2 g de sal.
- Disolver la sal en aproximadamente 80 cm^3 de agua.
- Completar con más agua hasta 100 cm^3 .
- Pesar la disolución obtenida, dando 109,0 g

¿Cuál es la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa?

51) Se pesan 125,0 g de una disolución del 23%. ¿Cuántos gramos de soluto contiene?

52) Una disolución de sal común en agua tiene una concentración de 24% y una densidad de $1,18 \text{ g/cm}^3$ ¿Cuántos gramos de soluto contienen 200 cm^3 de disolución?

53) Se quieren preparar 200 cm^3 de una disolución de sal común en agua, de concentración 20 g/l. Indicad detalladamente los pasos a seguir.

54) Se desea preparar 500 g de una disolución de nitrato de potasio al 15% en masa. Indicad detalladamente los pasos a seguir.

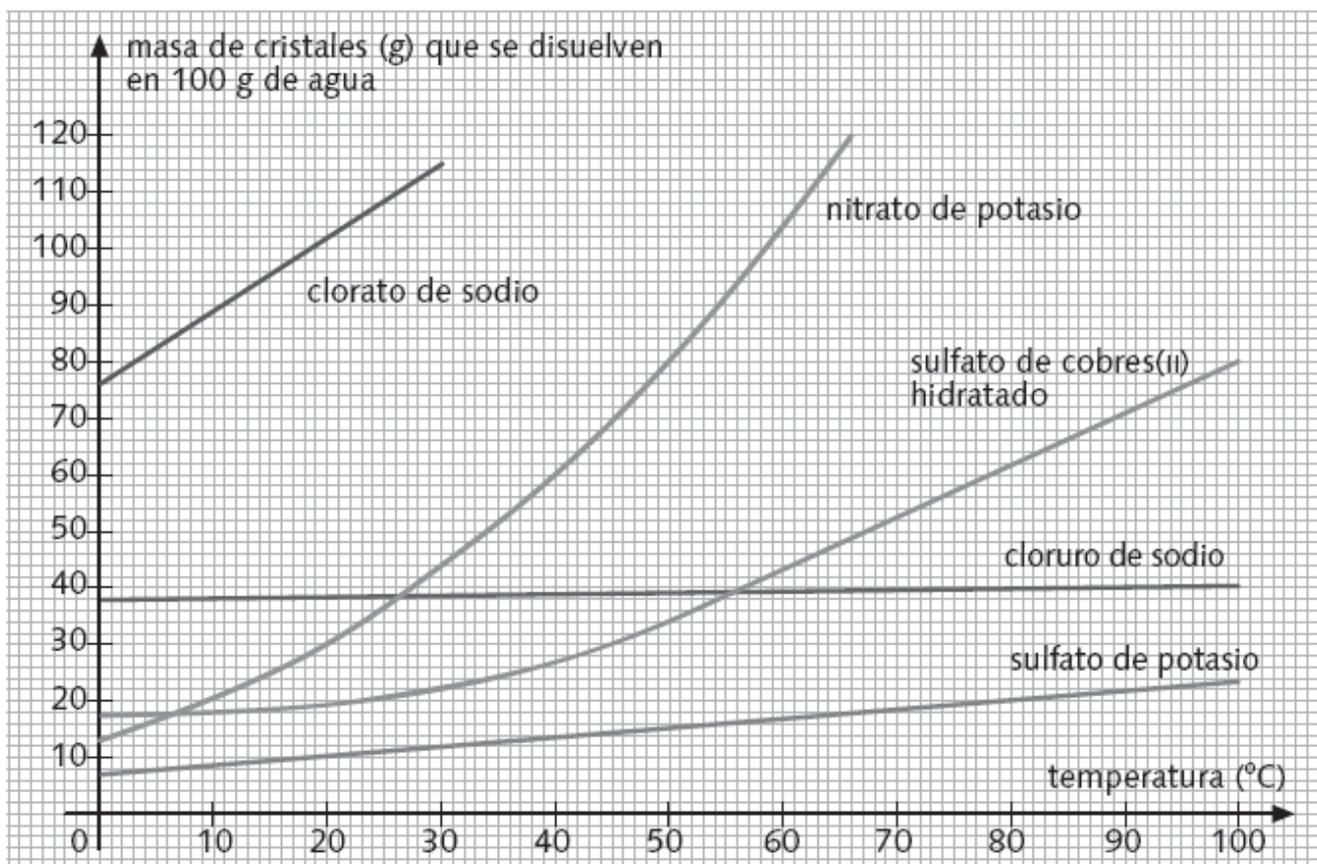
Solubilidad.

55) En la tabla se expone la solubilidad de dos sustancias en función de la temperatura.

Solubilidad (g de soluto/100 g agua)		
T (°C)	Cloruro de sodio	Bromuro de potasio
0	37,5	55
20	36	65
40	36,6	75
60	37,3	85
80	38,4	95
100	39,8	105

- ¿Qué cantidad máxima de bromuro de potasio se puede disolver en 100 g de agua a una temperatura de 20°C?
- ¿Podemos disolver 83 g de bromuro de potasio en 100 g de agua a 40 °C sin que se sature la disolución?
- A 20 °C, se disuelven 52 g de cloruro de sodio en 150 g de agua. ¿Estará saturada la disolución?
- ¿Las sustancias indicadas serán gaseosas o sólidas? ¿por qué?

55) Según los datos contenidos en la gráfica, responde a estas cuestiones:



- ¿La solubilidad de qué sustancia varía más rápidamente con la temperatura?
- ¿Cuál es la solubilidad del clorato de sodio a 10 °C? ¿Y a 25 °C?
- ¿La solubilidad de qué sustancia varía menos con la temperatura?
- ¿Qué masa de sulfato de potasio se puede disolver como máximo en 100 g de agua a 20 °C?
- ¿Qué masa de nitrato de potasio se formará si una disolución saturada en 100 g de agua se enfría desde 55 °C a 15 °C?

- f) ¿Cómo prepararías una disolución saturada de sulfato de cobre hidratado a 45 °C? ¿Y una disolución sobresaturada a la misma temperatura?

56) Medimos la masa (en gramos) de oxígeno y de dióxido de carbono que se disuelven en 1 L de agua a diferentes temperaturas. En esta experiencia, la presión se mantiene constante (1 atm).

Solubilidad (g soluto/L agua)	0 °C	20 °C	40 °C	60 °C
O ₂	0,07	0,04	0,03	0,02
CO ₂	3,3	1,7	1,0	0,6

- a) ¿Cómo varía la solubilidad del oxígeno y del dióxido de carbono en el agua al aumentar la temperatura?
 b) Ciertas especies acuáticas acostumbradas a aguas frías pueden morir al ser trasladadas a aguas más cálidas. ¿Por qué?
 c) ¿Puedes explicar por qué el tapón de una botella de cava sale con más fuerza cuando la botella está a temperatura normal que cuando está recién sacada de un frigorífico?

6.- MÉTODOS DE SEPARACIÓN.

Los compuestos se pueden separar en los elementos que lo constituyen por medios químicos. Sin embargo, las mezclas se pueden separar en las sustancias puras que las constituyen por medios físicos sencillos.

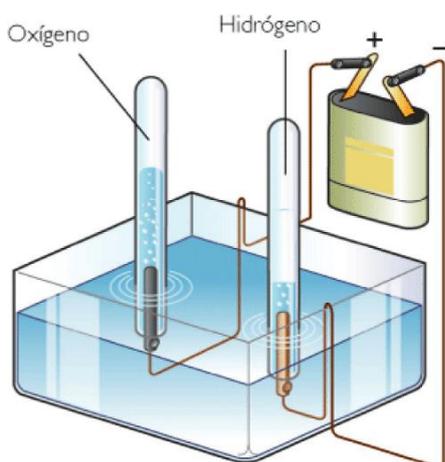
La diferencia es muy importante:

- Los medios físicos (destilación, decantación, evaporación, filtración, etc.) no producen alteración en la naturaleza de las sustancias que componen la mezcla. Si se vuelven a mezclar los componentes obtenidos tras la separación se obtiene nuevamente la mezcla que se había separado.
- Los medios químicos conllevan transformaciones que afecta a la naturaleza de las sustancias. Una vez que se produce la separación, la simple unión de los componentes separados no produce la sustancia original.

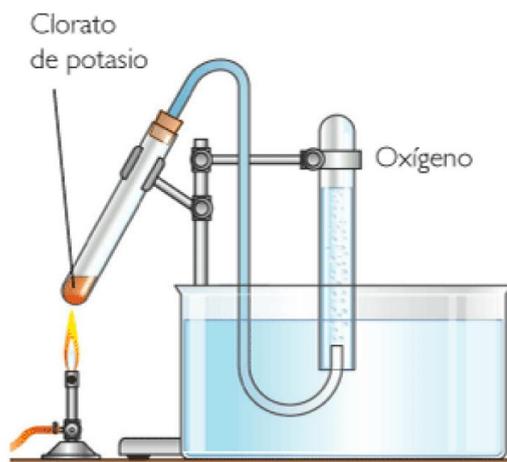
6.1.- SEPARACIÓN DE COMPUESTOS.

Para separar compuestos químicos en sus elementos originales se requieren mecanismos químicos. Algunos ejemplos son los procesos de electrólisis y de descomposición térmica.

- 1) **Electrólisis:** el agua es un compuesto cuyas moléculas están formadas por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de ella, se transforman los dos elementos que la componen: oxígeno e hidrógeno.
- 2) **Descomposición térmica:** otra forma de conseguir descomponer algunas sustancias es por calentamiento. Por ejemplo, si se calienta clorato de potasio (sólido), se obtiene oxígeno (gas) y cloruro de potasio (sólido).



Electrólisis del agua



Descomposición térmica del clorato de potasio

6.2.- SEPARACIÓN DE MEZCLAS.

Para separar mezclas basta aplicar procedimientos físicos sencillos. Dependiendo del tipo de mezcla y del estado de las sustancias que las componen, se aplica un método u otro.

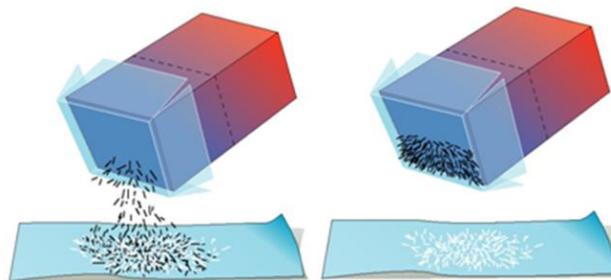
1) Separación de mezclas heterogéneas.

Para separar mezclas heterogéneas se emplean los siguientes métodos físicos:

- Criba o tamizado: se emplea para separar mezclas heterogéneas de sólidos.
- Separación magnética: se emplea para separar sólidos, cuando uno de ellos es magnético y el otro no lo es.
- Decantación: se emplea para separar mezclas heterogéneas de líquidos inmiscibles. Emplea un embudo de decantación, donde el líquido más denso tiende a bajar y separarse del menos denso.
- Filtrado: permite separar mezclas de sólidos no disueltos en líquidos.



a) Criba o tamizado



b) Separación magnética



c) Decantación



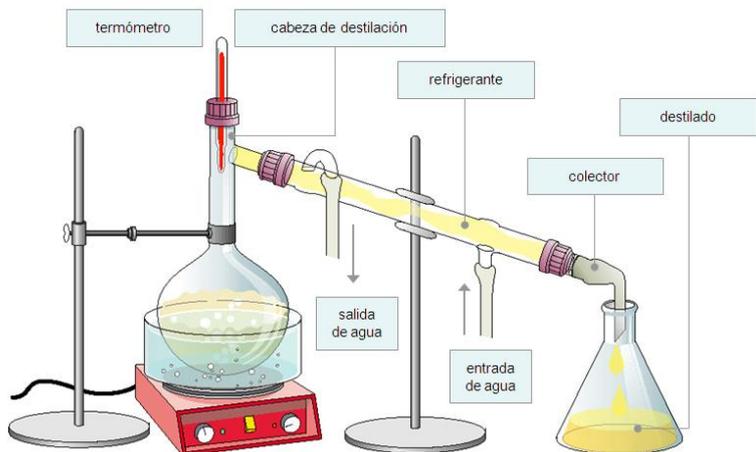
d) Filtrado

2) Separación de mezclas homogéneas (mezclas).

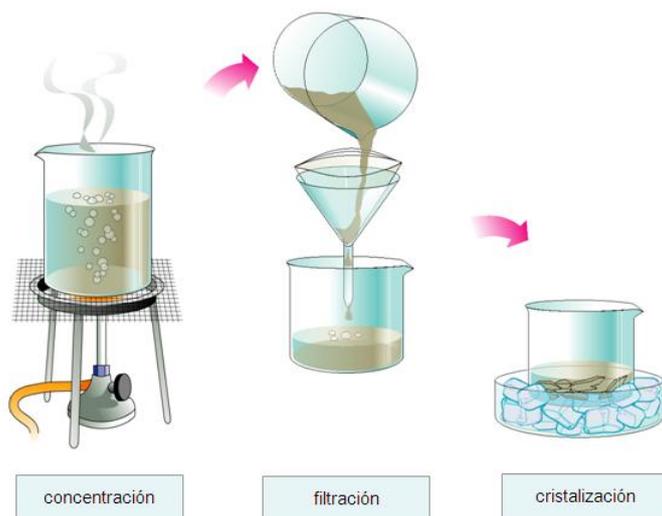
Para separar mezclas homogéneas (disoluciones) se emplean los siguientes métodos físicos:

- Destilación simple: separación de disoluciones de líquidos. Se basa en la diferencia en la temperatura de ebullición de los componentes. Un destilador consiste básicamente en un matraz en el que se calienta la mezcla y un refrigerante en el que se condensa el vapor formado.
- Cristalización: se usa para separar un sólido disuelto en un líquido. Se basa en la mayor volatilidad del líquido (se evapora con más facilidad). El tamaño de los cristales formados depende de la velocidad de cristalización: cuanto más lenta sea, más grandes serán los cristales.
- Cromatografía: método físico para detectar la existencia de diferentes componentes en una disolución. Se basa en la diferente velocidad de difusión de cada componente en un soporte.

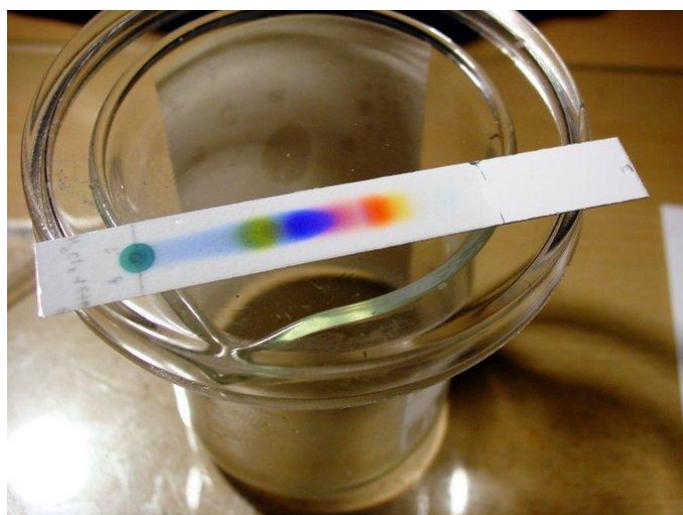
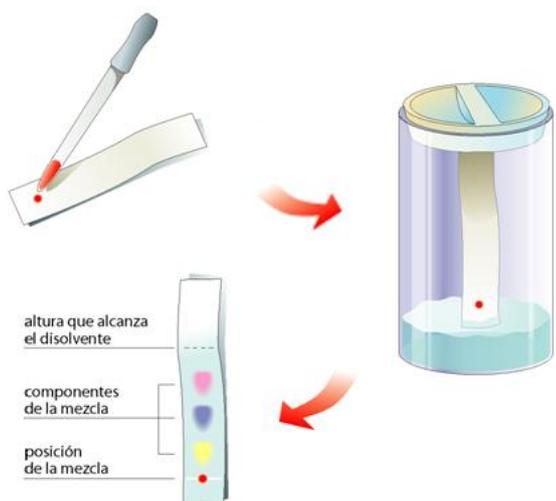
d) Disolventes: método para separar una mezcla de dos sólidos aprovechando la solubilidad de uno de ellos en un determinado disolvente. Se emplea un vaso de precipitados y un embudo con un filtro en el que se deposita la mezcla y se baña con el disolvente para que arrastre el componente soluble.



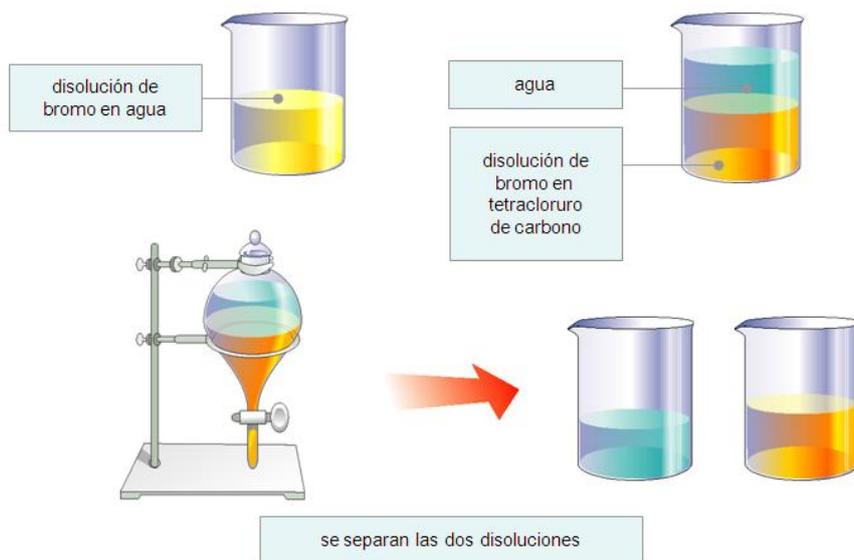
a) Destilación simple



b) Cristalización



c) Cromatografía



d) Disolventes