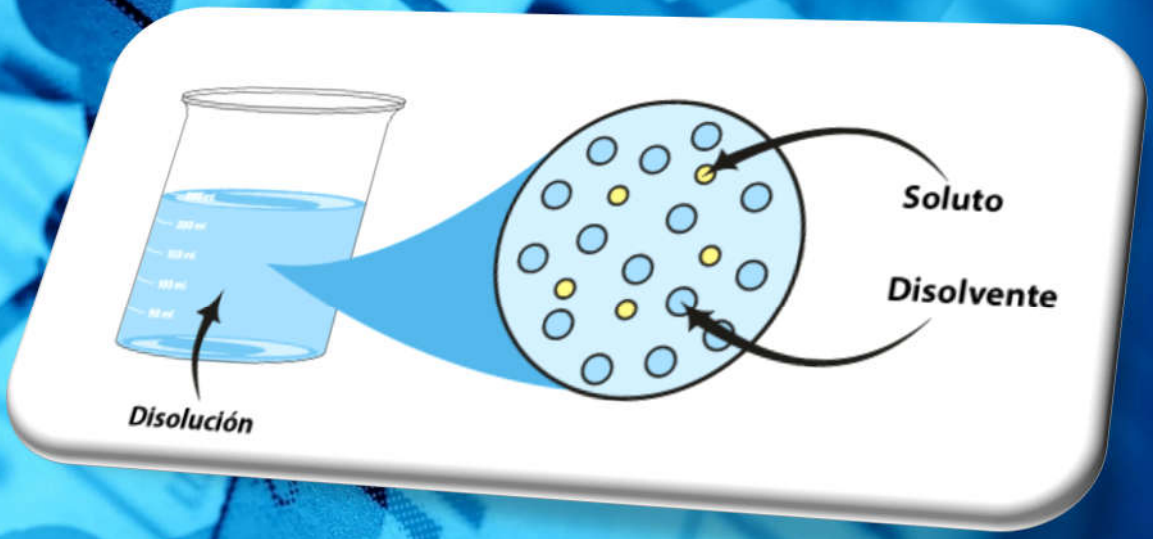
Unidad Didáctica I

LA MATERIA

2º ESO



Física y Química

© Raúl González Medina 2024

En esta unidad vas a:

1. **Conocer y comprender el concepto de materia**
2. **Identificar los estados de la materia**
3. **Conocer los cambios de estado de la materia**
4. **Conocer la clasificación de la materia**
5. **Entender la estructura atómica y molecular**
6. **Aplicar el concepto de densidad**
7. **Fomentar el trabajo experimental**
8. **Fomentar la actitud crítica y responsable**

SUMARIO

1.00.- Lectura Comprensiva
1.01.- Introducción
1.02.- La Materia.
- 2.1.- Propiedades generales: masa y volumen
- 2.2.- Propiedades específicas. La densidad.
- 2.3.- Medida de la densidad

1.03.- Sustancias puras y Mezclas
- 3.1.- Sustancias puras
- 3.2.- Mezclas
  - 3.2.1.- Mezclas heterogéneas
  - 3.2.2.- Mezclas Homogéneas

1.04.- Disoluciones
- 4.1.- Disoluciones en estado líquido
- 4.2.- Concentración de una disolución
- 4.3.- Disoluciones según su concentración

1.05.- Técnicas de separación de mezclas
- 5.1.- Para mezclas heterogéneas
- 5.2.- Para mezclas homogéneas

1.06.- Suspensiones y coloides
- 6.1.- Para mezclas heterogéneas
- 6.2.- Para mezclas homogéneas

1.07.- Ejercicios Resueltos
1.08.- Autoevaluación

1.00.- Lectura Comprensiva

Marie Curie: La Ciencia detrás de la Materia

Marie Curie fue una de las científicas más brillantes de todos los tiempos, y su vida estuvo marcada por la dedicación a la investigación de la materia, especialmente en el campo de la radiactividad. Nació en 1867 en Varsovia, Polonia, en una época en la que las mujeres no tenían muchas oportunidades para estudiar ni para acceder a la ciencia, pero ella nunca se rindió.

Curie se trasladó a París para estudiar en la Universidad de la Sorbona, donde su pasión por la ciencia la llevó a investigar los misterios de la materia. Durante sus investigaciones, se centró en el estudio de ciertos elementos químicos como el polonio y el radio, que más tarde descubriría junto a su esposo, Pierre Curie. A través de su trabajo, fue una de las primeras en observar un fenómeno asombroso: algunos elementos, al descomponerse, liberaban una energía invisible que podía atravesar materiales sólidos. Este fenómeno fue denominado radiactividad.

En ese entonces, nadie sabía qué era exactamente la radiactividad ni cómo funcionaba. Marie y Pierre realizaron experimentos para comprender cómo ciertos elementos liberaban partículas subatómicas de manera espontánea. Curie mostró al mundo que la materia no solo estaba formada por átomos, sino que dentro de esos átomos existían partículas mucho más pequeñas que se liberaban de manera continua.

Marie Curie fue la primera persona en usar el término radiactividad, y gracias a su meticuloso trabajo, ganó en 1903 el Premio Nobel de Física junto a su esposo Pierre y Henri Becquerel por el descubrimiento de la radiactividad. Más tarde, en 1911, ganó otro Premio Nobel, esta vez en Química, por sus descubrimientos sobre el radio y el polonio.

Pero su historia no es solo de logros. La investigación de Marie Curie fue extremadamente peligrosa. En esa época, se desconocían los efectos dañinos de la radiación. Ella pasó muchas horas manipulando materiales radiactivos sin saber que estos podrían causarle graves problemas de salud. Con el tiempo, la exposición a la radiación le causó enfermedades y, finalmente, murió en 1934 a causa de una anemia aplásica, una enfermedad relacionada con la radiación.

A pesar de los peligros, el trabajo de Marie Curie cambió la comprensión de la materia y la energía. Su descubrimiento de la radiactividad no solo fue una pieza clave en el campo de la física, sino que también abrió el camino para avances médicos, como el uso de la radioterapia en el tratamiento del cáncer.

Marie Curie sigue siendo una figura inspiradora, no solo por sus contribuciones científicas, sino también por su determinación y su lucha por abrir caminos en una época difícil para las mujeres en la ciencia. Su vida demuestra que el estudio de la materia puede llevarnos a descubrir nuevos fenómenos que cambian la historia de la humanidad.

Lee nuevamente el texto anterior y responde a las cuestione

1.- ¿Por qué la investigación de Marie Curie fue peligrosa para su salud?
2.- ¿Qué impacto tuvo el trabajo de Marie Curie en la medicina?
3.- ¿Qué crees que motivó a Marie Curie a continuar sus investigaciones a pesar de los riesgos para su salud?

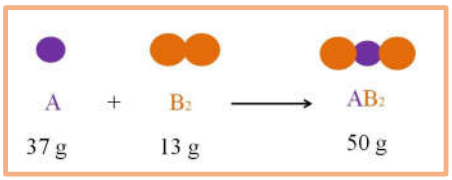
1.01.- Introducción

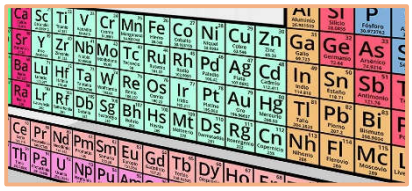
El interés por la materia comenzó hace más de dos mil años, cuando los filósofos de la antigua Grecia intentaron comprender la naturaleza del mundo. Uno de los primeros en investigar la materia fue el filósofo Demócrito (c. 460–370 a.C.). Él propuso la idea de que toda la materia estaba formada por partículas pequeñas e indivisibles a las que llamó átomos (del griego "átomo" que significa "indivisible").

Sin embargo, las ideas de Demócrito no fueron aceptadas por todos. Otro filósofo griego, Aristóteles, pensaba que toda la materia estaba compuesta de cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego. Esta teoría, aunque menos precisa, fue la aceptada durante muchos siglos, ya que Aristóteles era muy influyente en su época.

Durante la Edad Media, la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles siguió siendo popular, pero también surgió una disciplina conocida como alquimia. Los alquimistas buscaban transformar metales comunes en oro y encontrar el "elixir de la vida" que podría hacer a las personas inmortales. Aunque sus metas eran místicas y muchas veces poco científicas, los alquimistas fueron importantes porque introdujeron procesos experimentales que ayudaron a desarrollar el estudio de la materia. Crearon técnicas como la destilación y la calcinación, que sentaron las bases para la química moderna.

A medida que avanzaba el tiempo, los científicos comenzaron a cuestionar las teorías antiguas y a realizar experimentos cuidadosos. Uno de los pioneros de esta época fue Robert Boyle, quien propuso que la materia estaba compuesta por partículas que podían organizarse de diferentes maneras para formar distintas sustancias. En el siglo XVIII, el científico francés Antoine Lavoisier realizó experimentos que le llevaron a formular la Ley de la Conservación de la Masa, que establece que "la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma". Lavoisier también identificó muchos elementos, como el oxígeno y el hidrógeno, y demostró que no podían descomponerse en sustancias más simples. Esto llevó a entender que existen elementos, que son sustancias puras de las que se componen todas las demás sustancias.





Gracias a estos descubrimientos, nació la química moderna. La idea de los átomos comenzó a tomar fuerza, y los científicos empezaron a descubrir los elementos que forman la tabla periódica, una clasificación que hoy en día organiza todos los elementos conocidos.

En el siglo XIX, los científicos comenzaron a estudiar la estructura de los átomos y descubrieron que no eran indivisibles, como pensaba Demócrito, sino que estaban compuestos de partículas más pequeñas: protones, neutrones y electrones. John Dalton desarrolló la primera teoría atómica basada en experimentos, afirmando que los átomos de cada elemento son únicos y que se combinan en proporciones fijas para formar compuestos.

A principios del siglo XX, descubrimientos como los de Ernest Rutherford y Niels Bohr sobre el núcleo atómico y los electrones, cambiaron para siempre la comprensión de la materia. Los electrones, que son muy pequeños y cargados negativamente, se mueven alrededor del núcleo, que está compuesto de protones y neutrones. Esta estructura del átomo ayudó a los científicos a explicar las propiedades de la materia, como la conductividad eléctrica y la densidad.

Como has podido ver, la comprensión de la materia ha evolucionado desde las antiguas ideas filosóficas hasta los avances científicos actuales. La teoría atómica y el descubrimiento de los elementos nos permiten conocer las propiedades de cada tipo de materia y cómo interactúan. Con estos conocimientos, la química sigue desarrollándose y aplicándose en campos como la medicina, la tecnología y la industria, mejorando nuestras vidas.

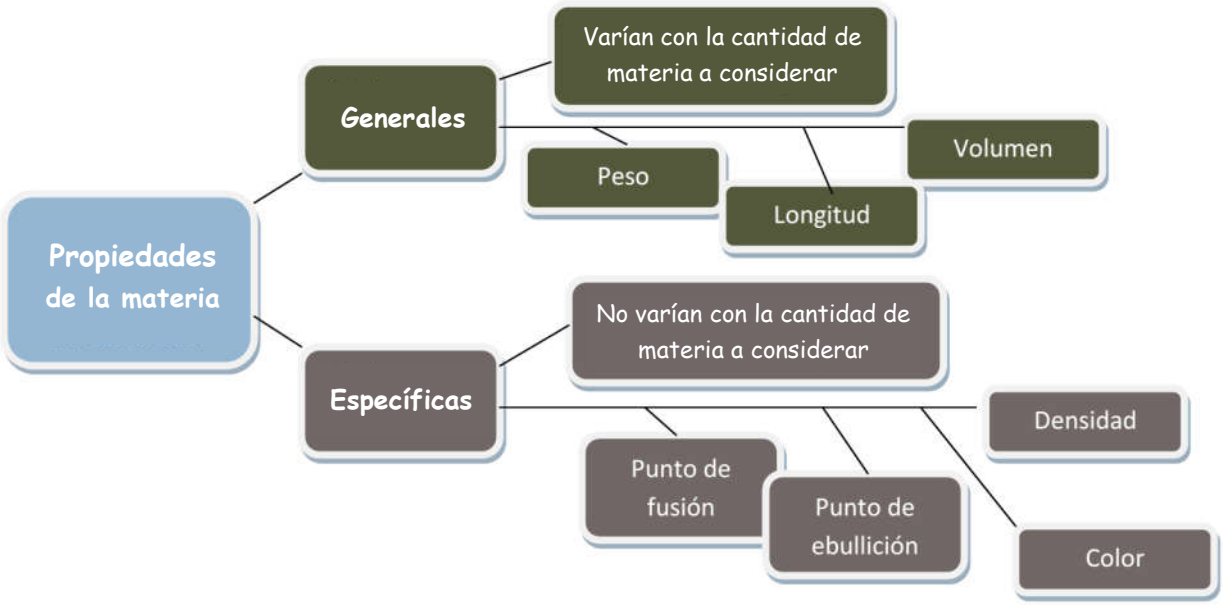
1.02.- La Materia

Todas las cosas que nos rodean, como el instituto, un libro, un bolígrafo, un lápiz, un libro, un bocadillo, una camisa, los zapatos de tu profesora, tu ropa..... entre otras cosas, están formadas por materia.

Llamamos **materia** a todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio (volumen).

La materia puede presentarse de distintas maneras o estados. Además, dependiendo de las condiciones, los cuerpos pueden cambiar de estado o de la manera en que se nos presentan. Cuando nos referimos a materia en estado sólido, utilizamos la denominación de cuerpo y, para hacer referencia a líquidos o gases, utilizamos la denominación sistema material.

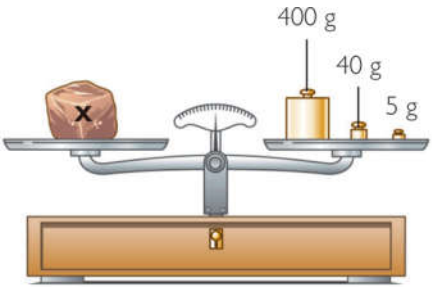
Para describir la materia, necesitamos conocer sus propiedades, la cuales se pueden clasificar en propiedades generales, comunes a todos los cuerpos del universo y en propiedades específicas, que permiten diferenciar unas sustancias de otras.



1.2.1.- Propiedades Generales:

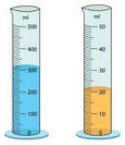
Las **propiedades generales** son las características comunes a toda clase de materia, por lo que no permiten identificar una sustancia y diferenciarla de otras, además, varían con la cantidad de materia considerada y nos sirven para diferenciar lo que es materia de lo que no lo es.

Algunas de estas propiedades generales son la longitud, la masa, el volumen, la superficie y la temperatura, aunque haremos hincapié sobre todo en la masa y el volumen.

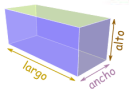


- **Masa:** Masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo. Es más difícil empujar un camión que un vehículo pequeño. La cantidad de masa hace la diferencia. El camión, al tener más masa, es más difícil de mover.

Para medir la masa de un objeto utilizamos las balanzas o las básculas y la expresamos en **kilogramos (Kg)**, gramos, miligramos....



- **Volumen:** Volumen es una magnitud definida como el espacio ocupado por un cuerpo. Para medir el volumen utilizamos probetas u otros medios si el cuerpo es líquido, mientras que, para conocer el volumen de un cuerpo sólido, normalmente multiplicamos su largo por su ancho y por su alto.



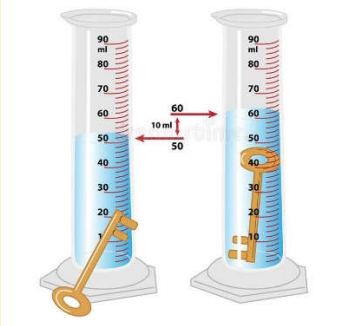
El volumen se expresa en **metros cúbicos (m^3)**, aunque en infinidad de ocasiones lo encontraremos en litros, en mililitros y en centímetros cúbicos.

Para medir el volumen de líquidos, nos ayudaremos de material graduado (probetas o pipetas); también existe material aforado, que sirve para medir un volumen concreto.

El volumen de un sólido irregular coincide con el volumen de agua que desplaza, y se obtiene restando los volúmenes anterior y posterior al introducirlo en agua.

Ejemplo

1.- Calcula el volumen de la llave de la figura:



Para calcular o medir el volumen de la llave lo haremos introduciéndola en una probeta en la que previamente hayamos introducido una cierta cantidad de líquido conocida como volumen inicial V_o.

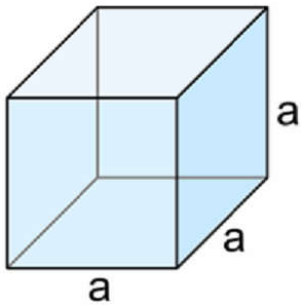
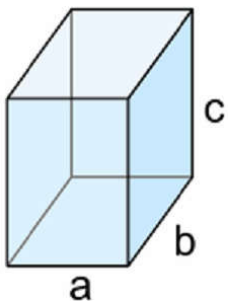
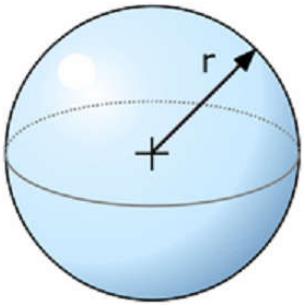
Una vez introducida la piedra, el volumen aumentará y lo anotaremos como volumen final V_F.

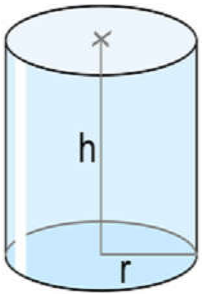
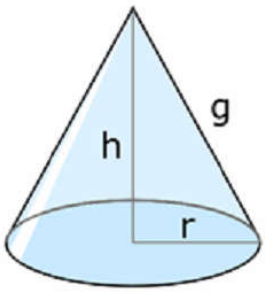
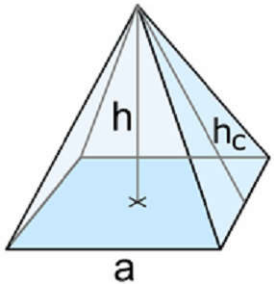
La diferencia entre el volumen antes y el volumen después se corresponderá con el volumen de la llave introducida en el fluido, por tanto:

$$V_{llave} = V_{Final} - V_{Inicial} = 60\ ml - 50ml = 10\ ml$$

Y el volumen de la llave es de 10 ml

Los sólidos regulares son aquellos que tienen una forma geométrica concreta. Para calcular su volumen, mediremos sus dimensiones y aplicaremos la expresión matemática correspondiente. Veamos algunas de ellas:

Volumen de las figuras + importantes		
Cubo	Ortoedro	Circunferencia
		
$V = a^3$	$V = a \cdot b \cdot c$	$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3$

Cilindro	Cono	Pirámide
		
$V = \pi \cdot r^2 \cdot h$	$V = \frac{1}{3} \pi \cdot r^2 \cdot h$	$V = \frac{1}{3} \cdot A_{base} \cdot h$

Piensa y practica
1.- Calcula el volumen de un cubo de arista 0,5 m
2.- Calcula el volumen de un ortoedro de lados 3 dm, 10 cm y 150 mm.
3.- Calcula el volumen de una esfera de radio 0,75 m
4.- Calcula el volumen de un cilindro de altura 10 cm y radio 5 cm
5.- Calcula el volumen de un cono de radio 1 dm y de altura 250 mm

1.2.2.- Propiedades Específicas:

Las **propiedades específicas** son las características propias de cada clase de materia, por lo que permiten identificar una sustancia y diferenciarla de otras. No dependen de la cantidad de materia y hacen que cada sustancia en la naturaleza sea única. Estas son: **punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad, índice de refracción, color, olor, sabor**, entre otras.

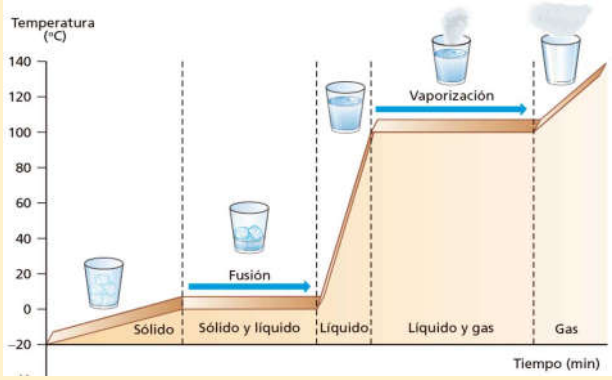
Punto de fusión: Es la temperatura a la que una sustancia pasa de sólida a líquida. Normalmente mide en grados Celsius o Centígrados (°C), pero también se puede medir en grados Kelvin. Por ejemplo, la mantequilla y las chocolatinas pasan al estado líquido cuando se aumenta la temperatura entre 25 °C y 35 °C.

Punto de Ebullición: Es la temperatura a la que una sustancia pasa de líquida a gaseosa. Por ejemplo, al calentar el agua hasta 100 °C de temperatura a nivel del mar, se convierte en vapor.

Ejemplo

2.- ¿Cómo calcular los puntos de fusión y ebullición del agua?

Para calcular lis puntos de fusión y de ebullición de una sustancia como agua, cogemos un trozo de hielo, lo metemos en un cazo y lo ponemos al fuego. La temperatura empezará a subir y obtendremos un gráfico similar al siguiente:



Punto de fusión: T_f

Es la temperatura en la que coexisten los estados de sólido y líquido (cuando un cubito se está derritiendo, pero todavía queda hielo)

Punto de Ebullición: T_e

Es la temperatura en la que coexisten los estados de líquido y gaseoso (cuando el agua comienza a hervir, pero todavía queda agua)

Densidad: La densidad de un cuerpo, o sistema material, es la relación que existe entre su masa y el volumen que ocupa. La densidad es una magnitud derivada que se calcula mediante la siguiente expresión:

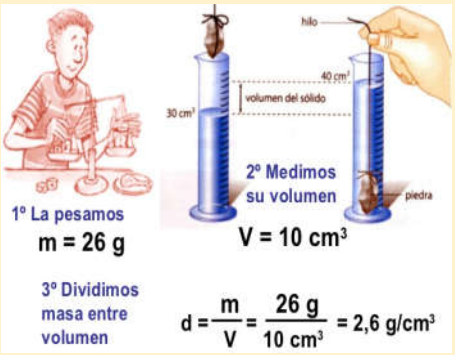
$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \qquad d = \frac{m}{v}$$

Como es un cociente entre masa y volumen, sus unidades serán Kg/m^3, gr/l, gr/cm^3, ...

Ejemplo

3.- ¿Cómo calcular la densidad de una piedra cualquiera?

Para calcular la densidad de una piedra seguiremos cinco sencillos pasos:



1. Pesamos la piedra de masa m. **m=26 g**
2. Tomamos una probeta y añadimos una cantidad exacta de agua con la ayuda del nivel, por ejemplo 30 ml. **$V_{inicial}$ = 30 ml**
3. Introducimos la piedra en la probeta y medimos de nuevo el nivel de agua, por ejemplo 40 ml. **V_{Final} = 40 ml**
4. El volumen de la piedra es la diferencia entre ambos volúmenes
   $V_{Piedra} = V_{Final} - V_{inicial}$ **V_{Piedra} = 40 ml – 30 ml = 10 ml**
5. La densidad es el cociente entre la masa y el volumen: $d = \frac{m}{v}$

$$d = \frac{m}{v} = \frac{26\ g}{10\ ml} = 2{,}6\ g/ml$$

Tabla de densidades de las sustancias más importantes

Sólidos	g/cm^3	Kg/m^3
Aluminio	2,7	2.700
Corcho	0,25	250
Cobre	8,96	8.960
Hielo	0,92	920
Hierro	7,9	7.900
Madera	0,2 - 0,8	200 - 800
Plomo	11,3	11.300
Vidrio	3,0 – 3,6	3.000 – 3.600

Líquidos	g/cm^3	Kg/m^3
Acetona	0,79	790
Aceite Vegetal	0,92	920
Sangre	1,05	1.050
Agua de mar	1,025	1.025
Agua	1	1.000
Etanol	0,79	790
Gasolina	0,68	680
Leche	1,03	1030
Mercurio	13,6	13.600

Gases	g/cm^3	Kg/m^3
Aire	0,0013	1,3
Butano	0,0026	2,6
CO_2	0,0018	1,8
Hidrógeno	0,0008	0,8
Oxígeno	0,0014	1,4
Vapor H_2O	$8{,}1 \cdot 10^{-4}$	0,81
Amoniaco	$7{,}3 \cdot 10^{-4}$	0,73
Ozono	0,00214	2,14
Helio	$1{,}78 \cdot 10^{-4}$	0,1785

Piensa y practica

6.- ¿Qué pesa más?
¿1 kg de agua o 1 L de plomo?
¿1 L de agua o 1 L de aceite?
¿1 kg de leche o 1 kg de aceite?
¿1 kg de plomo o 0'5 dm 3 de mercurio?
¿1 kg de aire o 1 cm 3 de plomo?

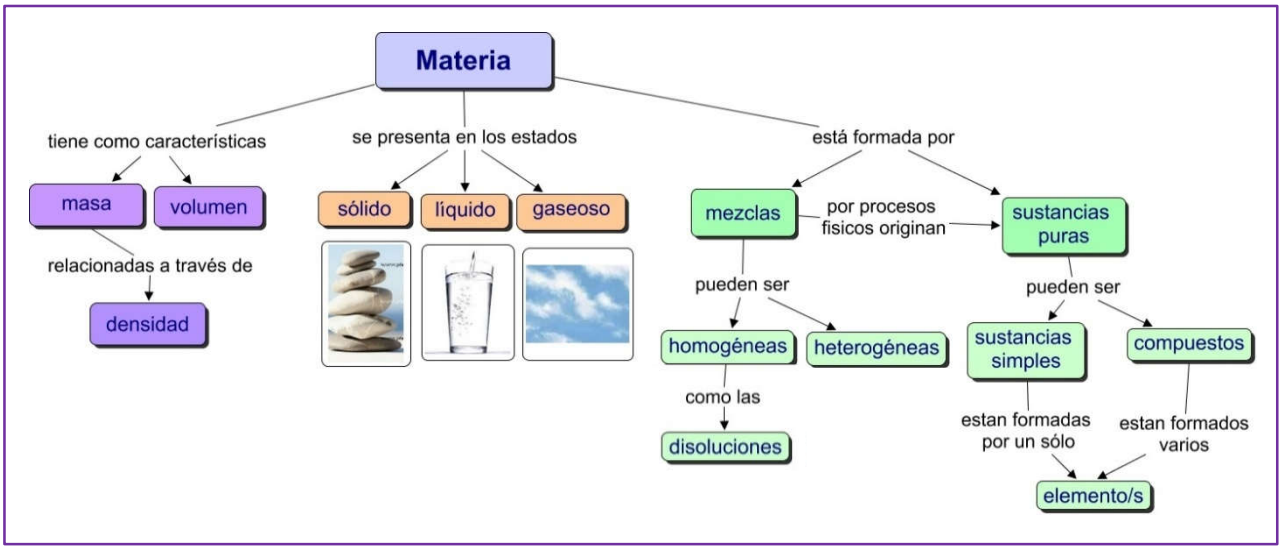
7.- Calcula el volumen de una esfera maciza de hierro de masa 110 g y de radio 1,5 cm.

1.03.- Sustancias Puras y Mezclas

La **materia** está **formada** por unas unidades diminutas denominadas **átomos**. Actualmente sabemos que existen 119 tipos de átomos o elementos químicos, los cuales son la base de la tabla periódica (incluyendo el "unnunennio" que está siendo sintetizado actualmente en Japón).

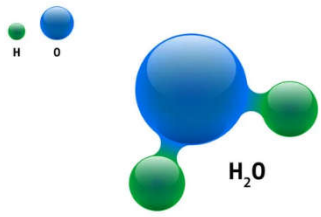
Se denomina **sistema material** a la porción de materia que se considera de forma aislada para ser objeto de estudio.

La principal división que se hace de la materia es en **sustancias puras** y en **mezclas** de sustancias puras.



1.3.1.- Sustancias Puras:

Una sustancia pura es aquella que no puede descomponerse en toras más elementales por métodos físicos sencillos y que presenta una composición y propiedades físicas propias en toda su masa.



Ejemplo

4.- ¿Cómo saber si el agua es una sustancia pura?

El agua tiene una fórmula que es H_2O y es siempre la misma, lo que indica que está formada por moléculas en las que hay 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno.

Si cambiara esa fórmula, se trataría de otra sustancia diferente.

Dentro de las sustancias puras se distinguen 2 tipos; Sustancias simples y compuestos.

- **Sustancias simples:** Son las sustancias que no se pueden descomponer en otras más sencillas por ningún método y están formadas por un solo elemento. El hierro, el nitrógeno, el oxígeno o el calcio son ejemplos de sustancias puras simples.

Sistema Periódico de los Elementos

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H	← Triada →																He
Li	Be	←									→	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Elementos de Transición										Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pt	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	Wo	Re	Os	Ir	Pd	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Elementos de Transición Interna

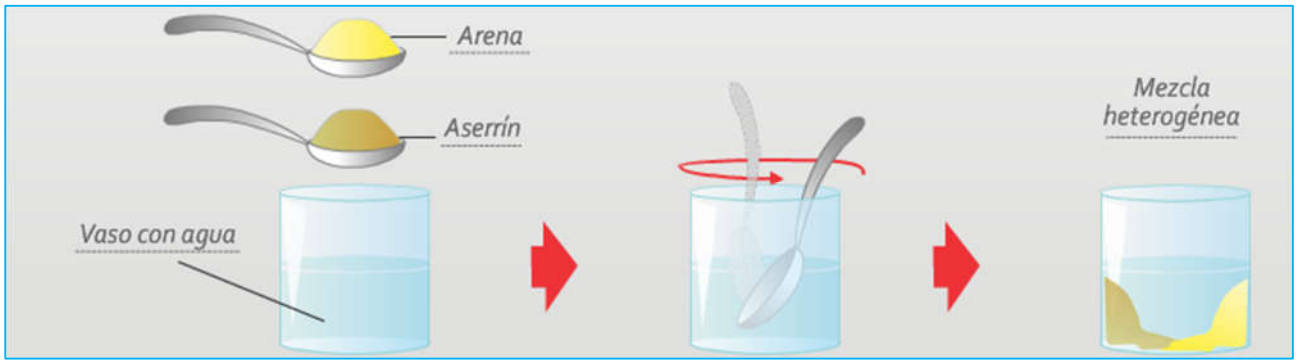
Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- **Compuestos:** Son sustancias que se descomponen en otras diferentes mediante cambios químicos y que están formados por varios elementos. Las vitaminas, las proteínas y los carbohidratos son ejemplos de sustancias puras compuestas.

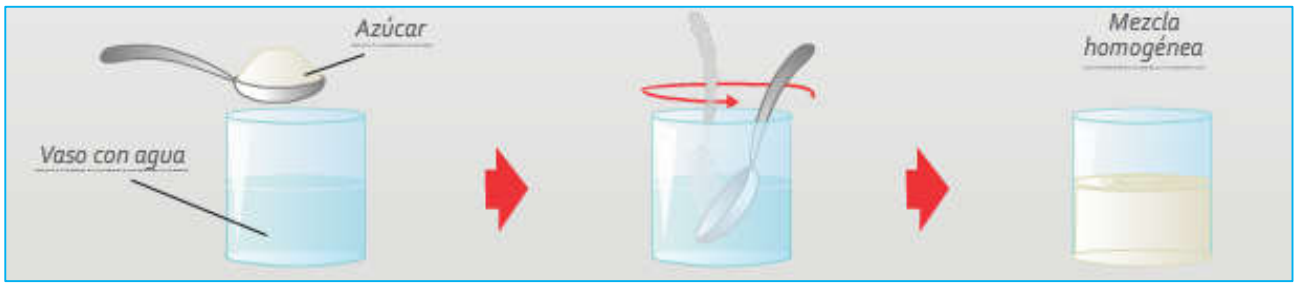
1.3.2.- Mezclas:

Una mezcla es un sistema material formado por varias sustancias puras con distintas propiedades y que podemos separar mediante métodos físicos. Existen dos tipos de mezclas:

Heterogéneas: Son aquellas cuyos componentes se distinguen a simple vista o con la ayuda de un microscopio y su composición y propiedades varían de una parte a otra. Algunos ejemplos de este tipo de mezclas son la arena, la sopa de fideos o un vaso con agua y aceite.



Homogéneas o disoluciones: Son aquellas cuyos componentes no se distinguen ni con un microscopio y su composición y propiedades son iguales en todas sus partes. El aire, el agua potable o el acero son ejemplos de disoluciones.



Mezclas homogéneas de especial interés son las **aleaciones** que están formadas por dos o más sólidos, generalmente metálicos. Ejemplo de aleación es el **acero inoxidable**, formado por Fe (73%), C (1%), Cr (18%) y Ni (8%). Resumiendo:

Piensa y practica

7.- Clasifica según corresponda: aire, oxígeno, arena, proteínas, sopa de fideos, calcio, vitaminas, vaso con agua y aceite, acero, agua potable, carbohidratos, hierro, pastel de pasas, dióxido de carbono, un lingote de oro puro, un anillo de plata.

Sustancias Puras		Mezcla	
Elemento / Simple	Compuesto	Heterogénea	Homogénea

1.04.- Disoluciones en estado líquido

Como ya hemos visto, las mezclas homogéneas se conocen también como disoluciones. Estas disoluciones pueden aparecer en estado sólido, líquido y gaseoso dependiendo de sus componentes.

Ejemplos de disoluciones

Estado Físico	Disolvente	Soluto	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sólido	Acero
Líquido	Líquido	Gas	Oxígeno en agua
		Líquido	Alcohol en agua
		Sólido	Azúcar en agua
Gas	Gas	Gas	Aire

1.4.1.- Disoluciones

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias puras en proporciones variables.

En una disolución, al componente que está en mayor proporción se le denomina **disolvente**, y al que está en menor proporción **soluto**.

El disolvente y el soluto pueden encontrarse en cualquier estado físico, aunque lo habitual es que el **soluto** sea un **sólido**, y el **disolvente** un **líquido**.

Si el disolvente es **agua**, las llamaremos **disoluciones acuosas**.

Los pasos para la preparación de una disolución son:

1.- Medimos la masa exacta de soluto con la ayuda de una balanza
2.- Vertemos el sólido en un vaso de precipitados
3.- Enrasamos con un frasco lavador o un cuentagotas
4.- Agitamos y la disolución está preparada

1.4.2.- Concentración de una disolución:

La **concentración** de una solución es la proporción o relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente.

Diluido ⟷ Concentrado

Existen muchas formas de expresar la concentración de una disolución, aunque este curso estudiaremos:

1.- Gramos por litro: Es la masa de soluto, en gramos, por cada litro de disolución.

$$C = \frac{m_{soluto}(g)}{V_{disolución}(l)} = g/l$$

2.- Concentración centesimal o tanto por ciento en masa ($\%_m$): Es el número de gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

$$\%_m = \frac{m_{soluto}}{m_{Disolución}} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \%$$

3.- Tanto por ciento en volumen ($\%_v$): Expresa el volumen de soluto, expresado en cm^3, que hay por cada 100 cm^3 de disolución.

$$\%_v = \frac{V_{soluto}(ml)}{V_{Disolución}(ml)} \cdot 100 = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100 = \%$$

Ejemplo

5.- Indica cuál de estas disoluciones es más concentrada: A, preparada con 50 g de una sal enrasada hasta un volumen de 250 ml y B, preparada a partir de 10 g de esa misma sal en 100 ml de agua.

Si lo hacemos en gramos por litro, tenemos:

$$C_A = \frac{m_{soluto}(g)}{V_{disolución}(l)} = \frac{50\ g}{0{,}25\ l} = 200\ g/l \quad y \quad C_B = \frac{m_{soluto}(g)}{V_{disolución}(l)} = \frac{10\ g}{0{,}1\ l} = 100\ g/l$$

Vemos claramente que la concentración de la disolución A es el doble de la de B.

Por tanto: $C_A > C_B$

6.- Hemos preparado una disolución de cloruro de sodio en agua disolviendo 12 g de cloruro de sodio en 98 g de agua, de forma que una vez completamente disuelta ocupa un volumen de 100 cm^3.

a) Calcula la concentración en % en masa.

La concentración en tanto por ciento en masa es: $\%_m = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_d + m_s} \cdot 100 = \frac{12}{98+12} \cdot 100 = 10{,}9\ \%$

b) Calcula la concentración en g/L

La concentración en gramos por litro es: $C = \frac{m_{soluto}(g)}{V_{disolución}(l)} = \frac{12\ g}{0{,}1\ l} = 120\ g/l$

c) ¿Qué concentración tendrán 15 cm^3 de esa disolución?

La concentración será la misma puesto que permanece constante mientras no agreguemos más soluto o disolvente.

d) Si evaporamos toda el agua que hay en 10 cm^3 de disolución, ¿cuánto cloruro de sodio se recupera?

Si evaporamos la décima parte de la disolución, obtendremos la décima parte de cloruro, por tanto 1,20 g.

Piensa y practica

8.- Si preparamos otra disolución como la del ejemplo 5, pero utilizando en este caso 20 g de sal en 150 mL de agua, ¿será una disolución más concentrada o más diluida que las anteriores?

9.- Una mezcla sólida formada por las sustancias A, B, C y D contiene las siguientes cantidades: 15 g de A, 40 g de B, 150 g de C y 350 g de D. Halla el porcentaje en masa de cada sustancia.

10.- Una disolución contiene 5 g de sulfato de cobre en 100 cm^3 de disolución y otra tiene 3,5 g en 60 cm^3 de disolución. ¿Cuál de las dos disoluciones es la más concentrada?

11.- Si en 200 mL de cierta disolución acuosa hay 12,0 g de azúcar y la densidad de dicha disolución es de 1,022 g/ml, ¿cuál es la concentración de ésta en tanto por ciento en masa y en g/L?

12.- Un suero tiene una concentración de azúcar de 8 g/L y densidad = 1,08 g/mL. Calcula: a) qué masa de disolución y de azúcar habrá en una botella de 250 mL, b) A un enfermo es necesario suministrarle una dosis de 17 g de azúcar al día, ¿cuántos frascos de suero necesitaremos? c) ¿cuál es la concentración de glucosa en % en masa?

1.4.3.- Disoluciones diluidas, concentradas y saturadas. Solubilidad

Si una disolución tiene una concentración mayor que otra, decimos que la primera es una disolución más concentrada que la segunda, y la segunda es una disolución más diluida que la primera.

Si una disolución tiene la máxima concentración posible, la adición de más soluto provoca que este ya no se disuelva; tendremos entonces una disolución saturada. Si añadimos más soluto a una disolución saturada, obtendremos un precipitado, que es soluto que no conseguimos disolver y que se precipita (cae) al fondo.

La **solubilidad** es la concentración de la disolución saturada. El valor de esta concentración depende del soluto, del disolvente y de la temperatura.

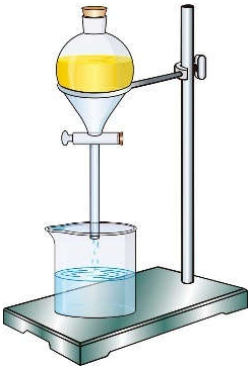
1.05.- Técnicas de separación de mezclas

Naturalmente, las sustancias puras que conforman una mezcla no se separan por sí solas. Sin embargo, para un laboratorio de química es indispensable obtener estas sustancias de manera independiente para conocer sus estructuras y sus propiedades.

Es por ello, que conforme avanza la ciencia, han surgido una serie de métodos para separar estas mezclas.

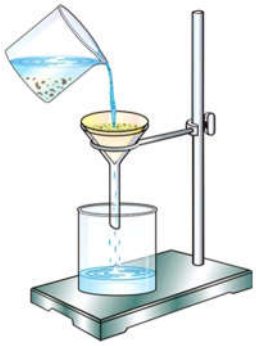
1.5.1.- Para mezclas heterogéneas

Existe una enorme variedad de técnicas de separación de los componentes de una mezcla. Todas ellas son métodos físicos que se basan en el diferente valor de una propiedad de los componentes de la mezcla, como el estar en el mismo estado de agregación o no, su densidad o su tamaño. En este curso nos fijaremos en tres, aunque hay muchas otras que aprenderás en el futuro.



Decantación:

El procedimiento de decantación consiste en separar componentes que contienen diferentes fases (por ejemplo, dos líquidos que no se mezclan como el agua y el aceite) siempre y cuando exista una diferencia significativa entre las densidades de las fases. La separación se efectúa vertiendo la fase superior menos densa (por arriba), o la inferior más densa (embudo de decantación).

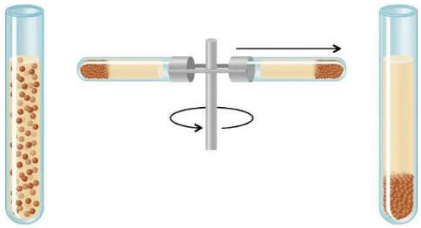


Filtración:

El procedimiento de filtración consiste en retener partículas sólidas por medio de una barrera, la cual puede consistir de mallas, fibras, material poroso o un relleno sólido.

El papel de filtro de la imagen retiene las partículas de sólido, mientras que el líquido pasa a través de él.

Centrigucación:



El procedimiento de centrifugación consiste en la separación de partículas de diferentes densidades en una mezcla utilizando la fuerza centrífuga provocada por un movimiento de giro a gran velocidad. Se emplea comúnmente en laboratorios para purificar muestras biológicas, como separar células sanguíneas del plasma o DNA de otras moléculas.

1.5.2.- Para mezclas homogéneas

Las técnicas utilizadas para las mezclas homogéneas permiten separar el disolvente del soluto, y son distintas dependiendo de si el soluto es sólido o de si tanto soluto como disolvente son líquidos. Este curso nos centraremos en cristalización y destilación.

Cristalización:

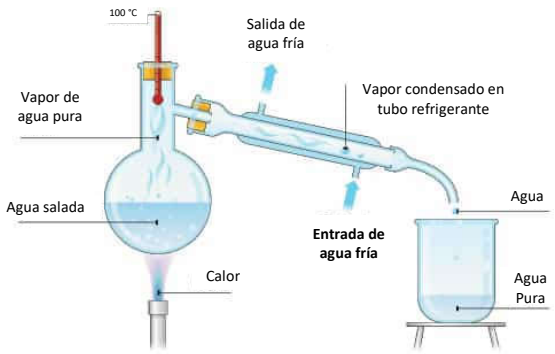
Para efectuar la cristalización de un sólido hay que partir de una disolución sobresaturada. Existen varias formas de sobresaturar una disolución, una de ellas es el enfriamiento de la solución, otra consiste en eliminar parte del disolvente (por ejemplo, con la evaporación) a fin de aumentar la concentración del soluto, otra forma consiste en añadir un tercer componente que tenga una mayor solubilidad que el componente que se desea cristalizar.

La **cristalización** es un método de separación en el que se produce la formación de un sólido (cristal o precipitado) a partir de una fase homogénea, líquida o gaseosa. El sólido formado puede llegar a ser muy puro, por lo que la cristalización también se emplea a nivel industrial como proceso de purificación.

La rapidez del enfriamiento definirá el tamaño de los cristales resultantes. Un enfriamiento rápido producirá cristales pequeños, mientras que un enfriamiento lento producirá cristales grandes. Para acelerar la cristalización puede hacerse una "siembra" raspando las paredes del recipiente.

Destilación:

Este método consiste en separar los componentes de las mezclas basándose en las diferencias en los puntos de ebullición de dichos componentes. Cabe mencionar que un compuesto de punto de ebullición bajo se considera "volátil" en relación con los otros componentes de puntos de ebullición mayor.



Los compuestos con una presión de vapor baja, tendrán puntos de ebullición altos y los que tengan una presión de vapor alta tendrán puntos de ebullición bajos.

En muchos casos al tratar de separar un componente de la mezcla por destilación en la fase gas se forma una especie de asociación entre las moléculas llamada azeótropo el cual puede presentar un cambio en el punto de ebullición al realizar la destilación.

Piensa y practica			
13.- ¿Cuáles de las mezclas siguientes podrías separar por decantación?			
Aceite y Vinagre	Vinagre y Agua	Agua y garbanzos	Hojas de té y agua
14.- ¿Cómo harías para separar virutas de corcho y arena?			
15.- Relaciona los términos de la columna derecha con los de la columna izquierda:			
a) Mezcla homogénea b) Sólido y líquido c) Agua y aceite.		1) Filtración. 2) Decantación. 3) Destilación.	

1.06.- Suspensiones y Coloides

En ocasiones, puede ocurrir que pensemos que una mezcla es homogénea porque no podemos distinguir a simple vista sus componentes, pero puede que estemos ante una suspensión o ante un coloide si somos capaces de ver sus componentes con una lupa o un microscopio (mezcla heterogénea).

1.6.1.- Suspensiones

Una **suspensión** es una mezcla heterogénea en la que algunas de las partículas se depositan de la mezcla al reposar. Las partículas en una suspensión son mucho más grandes que las de una solución, por lo que la gravedad es capaz de sacarlas del medio de dispersión (agua). El diámetro para las partículas dispersadas en una suspensión, tal como la arena en la suspensión descrita anteriormente, es típicamente al menos 1000 veces mayor que las que están en una solución. A diferencia de una solución, las partículas dispersas pueden separarse del medio de dispersión por filtración. Las suspensiones se consideran heterogéneas debido a que las diferentes sustancias en la mezcla no permanecerán distribuidas uniformemente si no se están mezclando activamente.

Son mezclas heterogéneas en las que, en ausencia de agitación y con el tiempo suficiente, el sólido precipita al fondo del recipiente. Véase la imagen de encima en la que, si dejamos de agitar, la arena se cae al fondo del vaso.

La sustancia en la que ocurre la dispersión se denomina **fase dispersante**, y el sólido que está suspendido se conoce como **fase dispersa**.

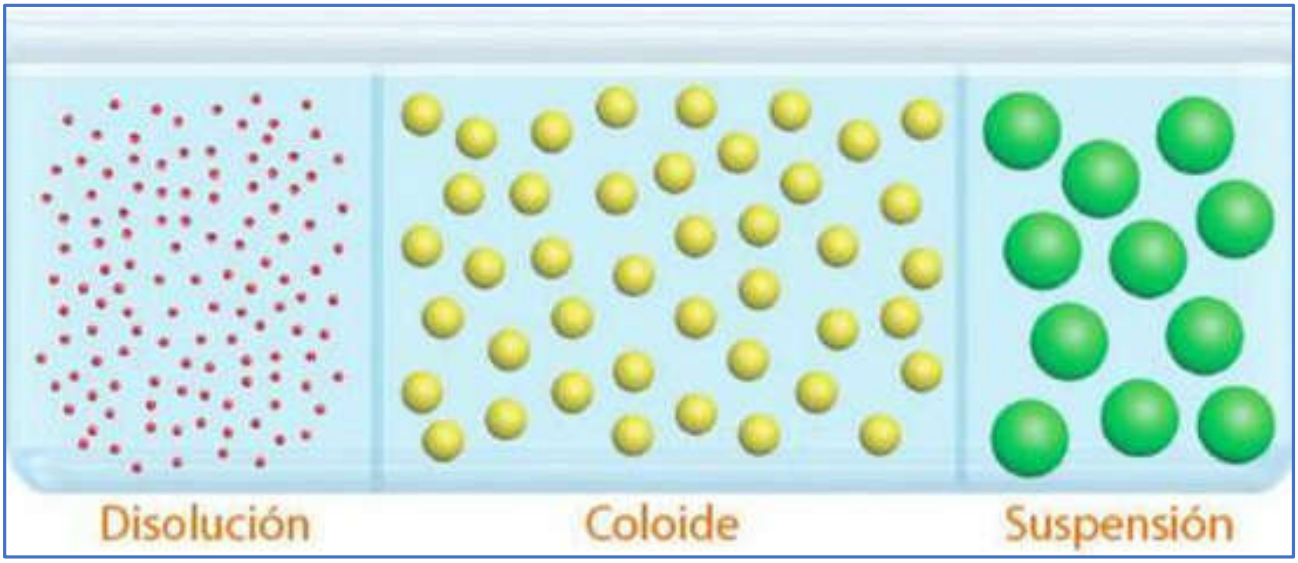
1.6.2.- Coloides

Un **coloide** es una mezcla heterogénea en la que las partículas dispersadas son de tamaño intermedio entre las de una solución y una suspensión. Las partículas se distribuyen uniformemente por todo el medio de dispersión, que puede ser sólido, líquido o gas. Debido a que las partículas dispersas de un coloide no son tan grandes como las de una suspensión, no se asientan al estar de pie.

La siguiente tabla resume las propiedades y distinciones entre soluciones, coloides y suspensiones.

Disolución	Coloides	Suspensiones
Homogéneo	Heterogéneo	Heterogéneo
Tamaño de partícula:0.01 -1nm; átomos, iones o moléculas	Tamaño de partícula:1 -1000nm, dispersado; moléculas grandes o agregados	Tamaño de partícula: sobre1000nm, suspendido: partículas grandes o agregados
No separar de pie	No separar de pie	Las partículas se asientan
No se puede separar por filtración	No se puede separar por filtración	Se puede separar por filtración
No dispersan la luz	Luz de dispersión (efecto Tyndall)	Puede dispersar la luz o ser opaco

Los coloides son diferentes a las soluciones porque sus partículas dispersas son mucho más grandes que las de una solución. Las partículas dispersas de un coloide no pueden separarse por filtración, sino que dispersan la luz, fenómeno llamado efecto Tyndall.



En la siguiente tabla se enumeran ejemplos de sistemas coloidales, la mayoría de los cuales son muy familiares. Algunos de estos se muestran a continuación (véase la figura a continuación). La fase dispersa describe las partículas, mientras que el medio de dispersión es el material en el que se distribuyen las partículas.

Clase de Coloide	Fase Dispersada	Medio de dispersión	Ejemplos
Sol y gel	sólido	líquido	pintura, jaleas, sangre, gelatina, barro
Aerosol sólido	sólido	gas	humo, polvo en el aire
Emulsión sólida	líquido	sólido	queso, mantequilla
Emulsión líquida	líquido	líquido	leche, mayonesa
Aerosol líquido	líquido	gas	niebla, niebla, nubes, aerosol aerosol
Espuma	gas	sólido	malvavisco
Espuma	gas	líquido	crema batida, crema de afeitar

Piensa y practica	
16.- Indica si se trata de disoluciones, suspensiones o coloides:	
a) Mezcla de arena y agua de mar al romper las olas en una playa	d) Gelatina
b) Polvo flotando en el aire	e) Azúcar disuelto en agua
c) Spray o aerosol suspendido en el aire de una habitación	f) Niebla

1.07.- Ejercicios resueltos

1.- La arista de un cubo de hierro es de 5 cm, sabiendo que su densidad es de 7,9 g/ml.

a) ¿Cuál es la masa del cubo?

La densidad se calcula dividiendo la masa entre el volumen, por tanto: $d = \frac{m}{V}$, por tanto, para calcular la masa, la despejaremos de la ecuación anterior: $m = d \cdot V$

Como la masa es el producto de la densidad por el volumen y la densidad ya la conocemos, tenemos que calcular el volumen del cubo, y para ello elevaremos al cubo su arista:

$$V = a^3 = 125 cm^3$$

Ya tenemos el volumen, pero como la densidad está en gramos por mililitro, hemos de cambiar de unidades, por tanto:

$$V = 125 cm^3 = 125 ml$$

Y ya podemos sustituir en la expresión $m = d \cdot V$

$$m = d \cdot V = 7{,}9 \frac{g}{mL} \cdot 125\ mL = 7{,}9 \frac{g}{\cancel{mL}} \cdot 125\ \cancel{mL} = 987{,}5\ g$$

Así que la masa del cubo es de 987,5 gramos.

b) Si doblamos la arista, ¿Cuánto varía su masa?

Con doblar la arista nos referimos a multiplicarla por dos, por tanto, el volumen ahora será:

$$V' = (a')^3 = (2 \cdot 5\ cm)^3 = 8 \cdot 125\ cm^3 = 1.000\ cm^3$$

Así que, si doblamos el radio, vemos que el volumen se multiplica por 8. Y como la masa es el producto de su densidad por su volumen, $m = d \cdot V$ y el volumen se ha multiplicado por 8, entonces su masa también lo hará:

$$m' = d \cdot V' = d \cdot 8V = 8 \cdot d \cdot V = 8 \cdot m$$

Así que, si doblamos la arista, su masa se multiplica por 8.

No es necesario calcularla, pero si lo hiciéramos:

$$m' = 8 \cdot m = 8 \cdot 987{,}5 g = 7.900 g$$

2.- Un grifo es capaz de suministrar agua a un ritmo de 16 L cada 40 segundos de funcionamiento. Comenzamos a usarlo a las 11:00 h de la mañana para llenar un recipiente cilíndrico de 2,5 m de alto y 114 cm de diámetro. ¿Habrá rebosado a las 11:40 h?

Calculamos la cantidad de agua que suministra el grifo por segundo (flujo): Flujo = $\phi = \frac{16\ L}{40\ s} = 0{,}4\ L/s$

Calculamos el agua que ha suministrado en los 40 minutos de funcionamiento multiplicando el flujo por los 40 minutos expresados en segundos:

$$V = 0{,}4\ \frac{l}{s} \cdot 40\ min \cdot \frac{60\ s}{1\ min} = 0{,}4 \cdot 40 \cdot 60\ \frac{L \cdot \cancel{min} \cdot \cancel{s}}{\cancel{s} \cdot \cancel{min}} = 960\ L$$

Calculamos el agua que le cabe al recipiente sabiendo que es cilíndrico con la ayuda del volumen de un cilindro:

$$V = \pi \cdot R^2 \cdot h = \pi \cdot (0{,}57\ m)^2 \cdot 2{,}5\ m = 2{,}55\ m^3$$

Que expresado en litros equivale a:

$$V = 2{,}55\ m^3 \cdot \frac{1000\ dm^3}{1\ m^3} \cdot \frac{1\ L}{1\ dm^3} = 2{,}55\ \cancel{m^3} \cdot \frac{1000\ \cancel{dm^3}}{1\ \cancel{m^3}} \cdot \frac{1\ L}{1\ \cancel{dm^3}} = 2.550\ L$$

Así que si al recipiente le caben 2.500 litros y el grifo ha vertido solo casi 1000 L, entonces, a las 11:40 el recipiente todavía no habrá rebosado.

3.– La densidad del poliespán es de 0,23 g/cm³. Si tenemos un cilindro de dicho material cuya altura es de 8 cm y el radio de su base es de 3 cm, ¿cuál será la lectura de la balanza cuando lo pesemos?

Sabemos que le volumen de un cilindro viene dado por el producto del área de su base por la altura, es decir:

$$V_{Cilindro} = \pi \cdot R^2 \cdot h$$

Donde R es el radio y h la altura.

Si sustituimos el valor del radio y de la altura, llegamos a:

$$V_{Cilindro} = \pi \cdot R^2 \cdot h = \pi \cdot (3\ cm)^2 \cdot (8\ cm) = \pi \cdot 9\ cm^2 \cdot 8\ cm = 72\pi cm^3 = 226{,}195\ cm^3$$

Una vez conocido el volumen, como nos dan el dato de la densidad, podemos calcular su masa a partir de la fórmula de la densidad:

$$\text{Si} \quad d = \frac{m}{V} \quad \rightarrow \quad m = V \cdot d \quad \rightarrow \quad m = 226{,}195\ cm^3 \cdot 0{,}23\ \frac{g}{cm^3} = 226{,}195\ \cancel{cm^3} \cdot 0{,}23\ \frac{g}{\cancel{cm^3}} = 52{,}025\ g$$

Por tanto, la masa del cilindro es de aproximadamente 52 gramos.

4.– Preparamos en el laboratorio una disolución de azúcar en agua, para ello mezclamos 20 gramos de azúcar con 240 gramos de agua hasta enrasar los 250 ml de un vaso de precipitado. Calcula:

a) La concentración de la disolución en gramos por litro.

Sabemos de las clases que la concentración en gramos por litro es el cociente entre la masa del soluto en gramos y el volumen de la disolución en litros, por tanto:

$$C_{g/L} = \frac{m_{soluto}(g)}{V_{Disolución}(L)} = \frac{20\ g}{250\ mL} = \frac{20\ g}{0{,}250\ L} = 80\ g/L$$

Así que, la concentración pedida es de 80 g/L

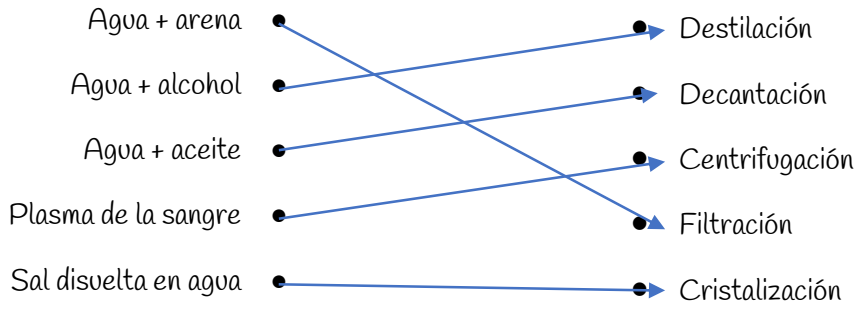
b) La concentración en tanto por ciento en masa.

De igual forma, la concentración en tanto por ciento en masa es el cociente entre la masa del soluto y la masa de la disolución expresado en porcentaje:

$$\%_m = \frac{m_{Soluto}}{m_{Disolución}} \cdot 100 = \frac{m_{Soluto}}{m_{Soluto} + m_{disolvente}} \cdot 100 = \frac{m_S}{m_S + m_d} \cdot 100 = \frac{20g}{20g + 240g} \cdot 100 = \frac{20\ \cancel{g}}{260\ \cancel{g}} \cdot 100 = 6{,}692\ \%$$

Así que, en este caso la concentración pedida ronda el 6,7 %

5.– Une con flechas la técnica que usarías para separar cada una de las siguientes mezclas:



6.– Determina en unidades del sistema internacional la densidad de un objeto macizo de 750 gramos de masa, sabiendo que ocupa un volumen 0,6 litros.

Sabemos que la densidad de un material viene dada por el cociente entre su masa y su volumen, por tanto:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} \quad \rightarrow \quad d = \frac{m}{V} = \frac{750\ g}{0{,}6\ L} = 1.250\ g/L$$

Como nos la piden en unidades del sistema internacional (S.I.) bastaría con hacer un cambio de unidades mediante factores de conversión. Recordar que, en el SI, la masa se mide en kilogramos y el volumen en metros cúbicos, por tanto:

$$d = 1.250\ \frac{g}{L} = 1.250\ \frac{g}{L} \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ g} \cdot \frac{1000\ L}{1m^3} = 1.250\ \frac{\cancel{g}}{\cancel{L}} \cdot \frac{1\ Kg}{\cancel{1000}\ \cancel{g}} \cdot \frac{\cancel{1000}\ \cancel{L}}{1\ m^3} = 1.250\ Kg/m^3$$

Así que la densidad del objeto es de 1.250 kg/m³

7.– Sabiendo que la densidad del mercurio es $d_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{cm^3}$ ¿Cabe 1 kg de Hg en una garrafa de 5 L?

Para saber si cabe, basta con calcular el volumen que ocupa un kilogramo de mercurio, y para ello nos ayudamos otra vez de la fórmula de la densidad:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} \quad \rightarrow \quad \text{masa} = \text{Volumen} \cdot \text{densidad} \quad \rightarrow \quad \text{Volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} \quad \rightarrow \quad V = \frac{m}{d}$$

Sustituyendo cada letra por su valor, obtenemos:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{1Kg}{13{,}6\frac{g}{cm^3}} = \frac{1000g}{13{,}6\frac{g}{cm^3}} = \frac{1000\ \cancel{g}}{13{,}6\frac{\cancel{g}}{cm^3}} = 73{,}53\ cm^3$$

Por tanto, vemos que un kilo de Hg ocupa menos de 0,1 litros así que cabe en una garrafa de 5 litros.

8.– Un trozo de mármol, de 102 gramos de masa, se introduce despacio en una probeta graduada que contiene 56 centímetros cúbicos de agua; una vez sumergido leemos 94 centímetros cúbicos en el nivel del agua. Expresa en unidades S.I. el volumen del mármol y su densidad.

Calculamos el volumen del mármol haciendo la diferencia entre el volumen del mármol una vez introducido en la probeta y el volumen antes y lo expresamos en m³.

$$V_{marmol} = 94\ cm^3 - 56\ cm^3 = 38\ cm^3 = 38\ \cancel{cm^3} \cdot \frac{1m^3}{10^6\ \cancel{cm^3}} = 3{,}8 \cdot 10^{-5}\ m^3$$

Conocido el volumen, como nos dan la masa, podemos calcular la densidad dividiendo la masa entre el volumen, pero antes expresaremos la masa en Kg:

$$m_{marmol} = 102\ g = 102\ g \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ g} = 102\ \cancel{g} \cdot \frac{1\ Kg}{1000\ \cancel{g}} = \frac{102}{1000}\ Kg = 0{,}102\ Kg$$

Y con esto ya podemos calcular la densidad:

$$d = \frac{m}{v} = \frac{0{,}102\ kg}{38 \cdot 10^{-6}\ m^3} = 2684{,}2\ \frac{kg}{m^3}$$

Así que la densidad es de 2.684,2 kg/m³

9.– Ponemos en la balanza un matraz aforado, destaramos pulsando la tecla T, e introducimos en él 250 ml de cierto aceite de oliva. La balanza marca 212,5 g.

a) Calcula la densidad del aceite en g/cm³ y en unidades S.I.

b) A continuación, se calienta el matraz y se observa que el volumen sube 8 ml. ¿Cuál es ahora la masa del aceite? ¿y la densidad?

a) Sabemos que la densidad es el cociente entre la masa y el volumen, por tanto:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{212{,}5\ g}{250\ cm^3} = 0{,}85\ \frac{g}{cm^3}$$

Para expresarla en unidades del sistema internacional Kg/m³, realizamos un cambio de unidades:

$$d = 0{,}85\ \frac{\cancel{g}}{\cancel{cm^3}} \cdot \frac{10^6\ \cancel{cm^3}}{m^3} \cdot \frac{1Kg}{10^3\ \cancel{g}} = \frac{0{,}85 \cdot 10^6}{10^3} \cdot \frac{Kg}{m^3} = 850\ \frac{Kg}{m^3}$$

Así que la densidad en unidades SI es 850 Kg/m³

b) Si al calentarlo el volumen sube 8 ml, la masa sigue siendo la misma, puesto que no hemos añadido ni retirado aceite.

Por el contrario, si la masa no cambia, pero el volumen sí, entonces también cambiará la densidad, que ahora será:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{212{,}5\ g}{258\ cm^3} = 0{,}82\ \frac{g}{cm^3}$$

Por tanto, la densidad disminuye a 0,82 g/cm³

1.08.- Autoevaluación

1.- Clasifica según corresponda: aire, oxígeno, arena, proteínas, sopa de fideos, calcio, vitaminas, vaso con agua y aceite, acero, agua potable, carbohidratos, hierro.

2.- Indica cuál de estas disoluciones es más concentrada: A, preparada con 50 g de una sal en agua hasta un volumen de 250 mL, y B, preparada a partir de 10 g de esa sal en 100 mL de agua.

3.- Responde verdadero o falso, y justifica tu respuesta, a los siguientes enunciados:

a) Necesitas conocer las proporciones adecuadas para preparar una mezcla heterogénea de sal y limaduras de hierro.
b) Las propiedades del hierro y de la sal se han modificado al formar la mezcla.
c) Para preparar esta mezcla es necesario agregar la misma cantidad de sal y de hierro.
d) El hierro conserva sus propiedades magnéticas aun estando mezclado con la sal.

4.- Una mezcla sólida formada por las sustancias A, B, C y D contiene las siguientes cantidades: 15 g de A, 40 g de B, 150 g de C y 350 g de D. Halla el porcentaje en masa de cada sustancia.

5.- Relaciona los términos de la columna derecha con los de la columna izquierda:

Mezcla homogénea. •	• Filtración.
Sólido y líquido. •	• Decantación.
Agua y aceite. •	• Destilación

6.- Indica si se trata de disoluciones, suspensiones o coloides:

a) Mezcla de arena y agua de mar al romper las olas en una playa: _____
b) Polvo flotando en el aire: _____
c) Gelatina: _____
d) Azúcar disuelto en agua: _____
e) Spray o aerosol suspendido en el aire de una habitación: _____
f) Niebla: _____

7.- Las colonias, o aguas de colonia, se preparan mezclando alcohol, agua y otras sustancias que les proporcionan olor y color. Mezcla diez cucharadas soperas de alcohol con tres cucharadas de agua y cinco gotas de colorante alimentario. Obtendrás un líquido transparente del color del colorante.

a) Indica qué tipo de mezcla es.
b) Identifica cada sustancia como soluto o disolvente

8.- La técnica de la decantación se utiliza, entre otras cosas, para separar algunas mezclas de varios líquidos.

a) ¿Podrías separar con esa técnica una mezcla de alcohol y agua?
b) ¿Y si fuese una mezcla de gasolina y agua?

9.- Razona cómo podrías utilizar el agua para separar una mezcla de arena y sal.

10.- Una disolución se ha preparado disolviendo 20 g de ácido sulfúrico puro en 90 g de agua. Si su densidad es de 1,24 g/ml, ¿Qué concentración de ácido en % en masa hay en esa disolución?, ¿Cuál es su concentración en gramos por litro?

11.- Completa las siguientes frases en tu cuaderno:

a) En una disolución, la sustancia que se encuentra en menor proporción se denomina _____ y en general está en estado _____, mientras que la que se halla en mayor proporción recibe el nombre de _____ y suele estar en estado _____.

b) Aquellas mezclas _____ cuyo disolvente es el agua reciben el nombre de disoluciones _____; por otro lado, cuando el soluto y el disolvente son _____, hablamos de _____, como es el caso del acero.

c) En las disoluciones _____ hay poca cantidad de soluto, mientras que en las disoluciones concentradas la proporción de soluto es mayor. Si en una disolución añadimos tanto soluto que éste ya no se disuelve y el soluto empieza a precipitar al fondo, tendremos una disolución _____.

© Intergranada.com

2024