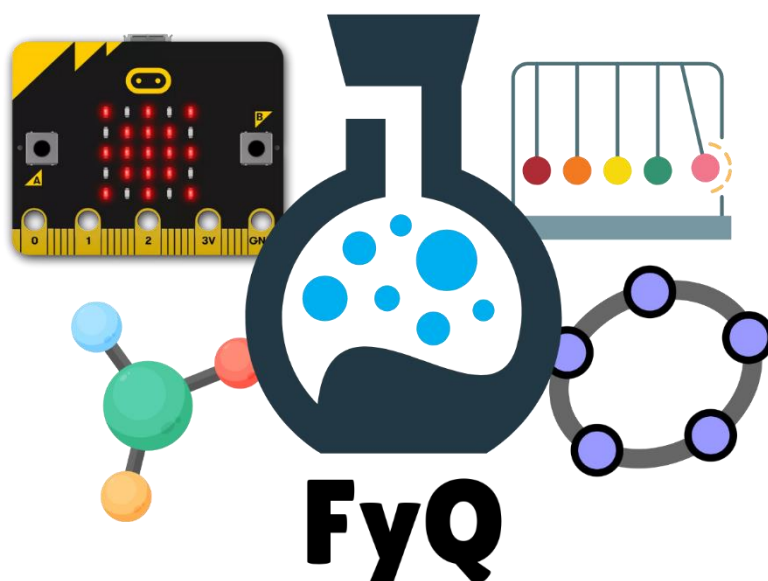


CURSO 2023-2024



FyQ

Physics and Chemistry

2º ESO

Maristas Granada

SITUACIÓN DE APRENDIZAJE 9:
COMPOSICIÓN ATÓMICA DE LA MATERIA.
DE LA FÍSICA A LA QUÍMICA

FÍSICA Y QUÍMICA 2ºESO

COLEGIO MARISTA LA INMACULADA
CALLE SÓCRATES, 8
18002 - GRANADA

Índice

0. Ubicación en la programación.....	2
1. ¿Qué necesitamos saber previamente?.....	3
1.1. ¿Qué es materia?.....	3
1.2. ¿Qué es densidad?.....	3
1.3. Cambios de estado provocados por los cambios de temperatura y presión.....	3
Composición atómica de la materia.....	4
Cambios de estado.....	5
1.4. Propiedades de los átomos	6
1.5. La tabla periódica de los elementos	7
1.6. Sustancias puras	8
1.7. Mezclas	9
1.8. Separación de mezclas.....	10
2. Experimento: determinación de la densidad de objetos sólidos.....	12
3. Simulación matemática con Geogebra: ¿¿??	13
4. Descripción de la situación de aprendizaje:	14
5. Productos finales que se evaluarán.....	15
6. Ejercicios resueltos para practicar y para pensar.....	16
7. Por si quieres seguir ampliando y aprendiendo.....	17

0. Ubicación en la programación

Temporalidad: 3 semanas

Número de sesiones: 9 horas

Criterios de evaluación: CriEval-FyQ-1.1, CriEval-FyQ-1.2, CriEval-FyQ-1.3, CriEval-FyQ-2.1, CriEval-FyQ-2.2, CriEval-FyQ-2.3, CriEval-FyQ-3.1, CriEval-FyQ-3.2, CriEval-FyQ-3.3, CriEval-FyQ-4.1, CriEval-FyQ-4.2, CriEval-FyQ-5.1, CriEval-FyQ-5.2

Actividades de evaluación:

- Cuaderno
- Informe técnico del laboratorio
- Respuesta oral a preguntas
- Trabajo diario

Índice de contenidos: ...

Breve resumen de la situación: ...

1. ¿Qué necesitamos saber previamente?

1.1. ¿Qué es materia?

La materia es todo aquello que ocupa una masa y un volumen, es decir, lo que constituye a todos los cuerpos del universo. La materia presenta una serie de propiedades, las cuales pueden clasificarse en:

- Generales (las cuales son comunes a todos los cuerpos): masa y volumen.
- Características (permiten identificar sustancias): densidad, punto de ebullición, punto de fusión, estado de agregación, conductividad eléctrica, conductividad térmica, magnetismo, etc.

1.2. ¿Qué es densidad?

Si colocamos una esfera de hierro y otra de madera del mismo tamaño sobre cada uno de los platillos de una balanza, se observa que, aunque las esferas tengan igual volumen, la esfera de hierro tiene mayor masa que la de la madera. Esto se debe a que el hierro es más denso que la madera, es decir, posee mayor cantidad de materia por unidad de volumen. La magnitud que relaciona la masa y el volumen se denomina densidad.

La **densidad (d)** de un cuerpo es la masa que contiene cada unidad de volumen.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Su unidad en el Sistema Internacional es el $\frac{kg}{m^3}$. Aunque también es bastante común expresar la densidad como $\frac{g}{cm^3}$.

La siguiente tabla muestra algunos ejemplos de densidades.

sustancia	densidad $\frac{kg}{m^3}$	densidad $\frac{g}{cm^3}$
Agua	1000	1
Hielo (agua sólida)	920	0,92
Gasolina	680	0,68
Alcohol	780	0,78
Mercurio	13600	13,6
Dióxido de carbono	1,97	0,00197
Aceite de oliva	920	0,92

PARA PENSAR 1. Siempre hemos escuchado que las sustancias, al calentarse, se dilatan (ocupan más espacio). Y que al enfriarse, se contraen (ocupan menos espacio). Por lo tanto, una sustancia más caliente tiene menos densidad que la misma sustancia más fría. ¿Cómo explicar, entonces, que la densidad del agua líquida sea mayor que la densidad del agua sólida (hielo)?

1.3. Cambios de estado provocados por los cambios de temperatura y presión

Los estados de la materia son **sólido, líquido, gaseoso y plasma**.

En el estado sólido, la materia ocupa un volumen fijo.

En el líquido, la materia ocupa la forma del recipiente que lo contiene.

En el gaseoso, la materia tiende a ocupar el máximo espacio del recipiente contenedor.

Mientras que el estado de plasma es un estado “parecido” al gaseoso, pero donde la materia está tremendamente cargada eléctrica y magnéticamente (se dice que está ionizada).

Un cambio de estado es un proceso físico por el que una sustancia pasa de un estado de agregación a otro, sin que se altere la naturaleza de la sustancia. Es decir, podemos tener agua en estado sólido (hielo), líquido, gaseoso o plasma sin que deje de ser agua.

En los cambios de estado influyen la presión y la temperatura.

Por ejemplo, si metemos una botella de agua líquida en el congelador, al cabo de un tiempo se habrá convertido en hielo. Si sacamos el hielo del congelador, al cabo de un tiempo pasará a estado líquido. Y si calentamos agua líquida en una cocina, hervirá y pasará a estado gaseoso. Cambiando la temperatura de una sustancia, puede cambiarse su estado de agregación.

PARA PENSAR 2. En clase, verás que el profesor pone agua a hervir. La temperatura irá aumentando conforme el calor pasa de la llama al recipiente que el agua líquida. Y llegará un momento que el termómetro estabilizará su valor durante bastante tiempo. ¿Cuándo ocurrirá esto? ¿Cuál es tu hipótesis que lo explique?

Este cambio de estado o de agregación también puede provocarse por la presión, que es la fuerza por unidad de superficie que siente un objeto. Es una magnitud derivada y su unidad es el, que se denomina Pascal (Pa). Un pascal equivale a un Newton dividido por un metro cuadrado [$Pa = \frac{N}{m^2}$].

Nosotros vivimos dentro de un fluido llamado atmósfera, que ejerce una fuerza sobre nuestro cuerpo. Esta fuerza por unidad de superficie, al nivel del mar, y en condiciones normales de día despejado y sin viento es de 101.325 Pa.

Un aumento en la presión provoca que las sustancias se contraigan. Así, un gas contraído puede convertirse en líquido. Por ejemplo: una bombona de gas, en su interior que está a gran presión, contiene el gas en estado líquido. Cuando el gas sale para generar dentro del calentador una llama que caliente el agua de la ducha de casa, lo hace en forma de gas (ya que en el exterior hay menos presión que dentro de la bombona).

Composición atómica de la materia

La teoría cinética o cinético-molecular de la materia establece lo siguiente: La materia está formada por pequeñas partículas. Estas partículas se llaman **átomos**, que cuando se juntan entre sí forman estructuras de mayor tamaño llamadas **moléculas**. Además, si estos átomos se cargan eléctricamente se conocen como iones.

Los **elementos** de la conocida **tabla periódica** están formados por átomos. La unión de varios elementos entre sí da lugar a **compuestos**, formados por moléculas. Estos átomos y moléculas son características de cada sustancia, y no de su estado de agregación. Es decir, si pensamos en el agua, las moléculas de agua que componen el agua líquida son las mismas a las que forman el hielo o el vapor de agua (una molécula de agua tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, y su fórmula química se escribe H_2O).

La palabra partícula no significa “bolita”. Para representar un átomo usamos el símil de figuras esféricas, pero un átomo no es una estructura redonda, con un recubrimiento exterior que lo aísla del resto de átomos. Un átomo es una partícula (es materia, con masa y volumen). Un átomo está formado a su vez por partículas más elementales aún (protones, neutrones y electrones). Los átomos interactúan entre sí gracias a la fuerza electrostática.

Las partículas que forman la materia están en continuo movimiento. El movimiento de las partículas en el estado sólido, líquido, sólido y gaseoso es diferente.

En un gas las partículas se mueven más libremente que en un líquido. En un líquido hay más movimiento que en un sólido. A mayor temperatura, mayor energía cinética de los átomos. Y esta mayor energía cinética facilita la liberación de la unión provocada por la fuerza electrostática de las partículas.

El aumento de la presión facilita la unión entre las partículas, y hace que las sustancias puedan solidificarse sin aumentar la temperatura.

Según esta teoría, ¿cuál es la diferencia entre un sólido, un líquido o un gas?

En un sólido las fuerzas entre las partículas que lo forman son muy grandes, por eso están muy juntas formando estructuras ordenadas. En los sólidos las partículas no están quietas. Siempre tienen un movimiento de vibración sobre sus posiciones de equilibrio debido a la temperatura del cuerpo. Solo a la temperatura de 0 K (-273 °C) se ha observado que esta vibración desaparece por completo. Esta temperatura se conoce como “cero absoluto” y es la menor temperatura posible en el universo.

En un gas las fuerzas de atracción entre las partículas, aunque existen, son muy débiles. La alta temperatura en el gas provoca que las partículas se muevan en todas direcciones, chocando continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente que las contiene (formando lo que se conoce como presión del gas). Existe una gran separación entre las partículas gaseosas, con grandes espacios vacíos, por lo que la densidad de un gas será mucho menor que la densidad en un sólido.

En un líquido la situación es intermedia. Las fuerzas entre partículas no son tan grandes como en los sólidos, ni tan débiles como en los gases. En un líquido las partículas están más separadas que en los sólidos, pero mucho menos que en los gases. Las partículas se deslizan unas sobre otras sin llegar a perder el contacto entre ellas; esto permite que los líquidos puedan fluir fácilmente (tanto a los líquidos como a los gases se les conoce como fluidos, por su propiedad para fluir o desplazarse a lo largo de un recipiente).

Cambios de estado

Para que se produzca un cambio de estado de una sustancia, ha de variar la energía de sus partículas. Y esta variación de energía puede equivaler a un cambio en su temperatura o en su presión. Aunque es cierto que estamos más acostumbrados a percibir los cambios de estado debido a la variación de la temperatura que los cambios debido a la variación de la presión.

Los cambios de podemos clasificarlos en:

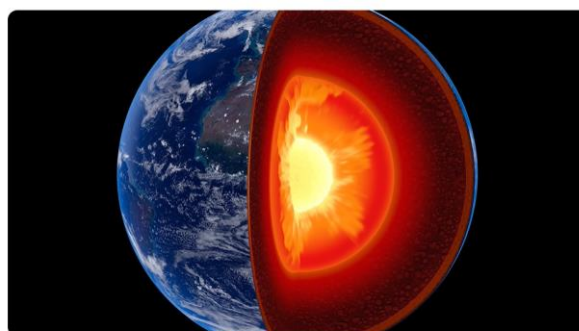
- **Vaporización:** Proceso mediante el cual una sustancia en estado líquido pasa a estado gaseoso. En función de lo rápido que ocurra el proceso, podemos distinguir dos formas de vaporización:
- **Evaporación:** En este caso, el cambio de fase se produce lentamente en la superficie del líquido y a cualquier temperatura.
- **Ebullición:** Se produce rápidamente a la temperatura de ebullición, y en toda la masa del líquido. En el punto de ebullición la materia no aumenta su temperatura, sino que dedica el calor a realizar el cambio de estado.
- **Condensación:** Proceso contrario a la vaporización, de modo que una sustancia en estado gaseoso pasa a líquido. Esto ocurre, por ejemplo, cuando el vapor del ambiente se condensa en las ventanas porque son las superficies más frías de toda la casa, o cuando tapamos una olla de agua hirviendo.

- **Fusión:** Proceso mediante el cual una sustancia en estado sólido pasa a estado líquido (el sólido se funde). En el punto de fusión la materia no aumenta su temperatura, sino que dedica el calor a realizar el cambio de estado.
- **Solidificación:** Proceso contrario a la fusión. La sustancia pasa de estado líquido a sólido.
- **Sublimación:** Proceso mediante el cual una sustancia que se encuentra en estado sólido pasa a estado gaseoso, sin pasar por el estado líquido.
- **Sublimación inversa:** Proceso mediante el cual, una sustancia en estado gaseoso pasa a estado sólido sin pasar por el estado líquido. En la naturaleza, este fenómeno se da en la formación de escarcha.

Vídeo del canal de YouTube CienciaDeSofa sobre el efecto de la presión y la temperatura en la composición interna del planeta Tierra.

<https://www.youtube.com/watch?v=nWUB7aS2OgM>

PARA PENSAR 3. ¿Por qué las rocas del interior de la Tierra emergen al exterior, en las erupciones volcánicas, en forma de lava líquida? ¿Cómo se explica el paso de núcleo líquido a núcleo sólido conforme nos acercamos al interior del planeta Tierra?



¿Por qué (casi todo) el interior de la Tierra es sólido?

Oculto

CienciaDeSofa
695 K suscriptores

Suscribirse

14 K

Compartir

Compartir

...

1.4. Propiedades de los átomos

En la Grecia antigua, siglo V a. C., la palabra átomo se empleaba para definir la partícula indivisible más pequeña que se podía concebir (a = sin, tomos = división). El conocimiento sobre el tamaño y la estructura del átomo ha aumentado a lo largo de la historia, gracias al avance de la ciencia.

Cuatro científicos contribuyeron (s. XIX y s. XX) especialmente al auge del conocimiento de la estructura del átomo que poseemos hoy en día: John Dalton (1808), J.J. Thomson (1904), Ernest Rutherford (1911) y Bohr (1913).

Sus tesis se complementan, y nos han mostrado que todos los átomos presentan una misma estructura interna, formada por:

- **El núcleo.** Situado en el centro. Tiene un tamaño muy pequeño comparado con el átomo en su conjunto. Contiene casi toda la masa del átomo y su carga eléctrica es positiva. Está formado por dos tipos de partículas: los protones, con carga positiva y los neutrones, sin carga. Ambas partículas presentan una masa muy parecida.
- **La corteza.** Es la zona externa del átomo, mucho mayor que el núcleo. En la corteza giran los electrones, partículas de masa mucho más pequeña que la de los protones y neutrones. La carga eléctrica de los electrones es igual a la de los protones, pero de signo contrario. Es decir, la carga de los electrones es negativa.

Aunque Dalton pensaba que cada átomo se distinguía de otros por su masa, en realidad los átomos de un elemento químico se identifican por el número de partículas subatómicas que contienen. Un átomo se caracteriza por:

- Su **número atómico (Z)**, que es igual al número de protones de su núcleo.
- Su **número másico (A)**, que es igual al número de protones y neutrones.

El número atómico indica el número de protones del núcleo. Si este número coincide con el número de electrones de la corteza, se dice que el átomo es neutro. Hay elementos de la tabla periódica con más facilidad que otros para añadir/perder electrones y cargarse eléctricamente formando iones.

Supongamos que el símbolo X representa un elemento cualquiera. A es su número másico y Z su número atómico. El elemento quedaría expresado de la siguiente forma: A_ZX .

Por ejemplo, existe el Carbono-12 que posee 6 protones y 6 neutrones: ${}^{12}_6X$.

También existe el Carbono-13 que posee 6 protones y 7 neutrones: ${}^{13}_6X$.

Y existe el Carbono-14 que posee 6 protones y 8 neutrones: ${}^{14}_6X$.

Todos estos carbonos poseen el mismo número de protones (6), que es lo que identifica al elemento Carbono.

Las variaciones en el número de neutrones dan lugar a los **isótopos** de un elemento. Por lo tanto, en nuestro ejemplo, el Carbono tiene tres isótopos distintos.

1.5. La tabla periódica de los elementos

En la Grecia antigua, siglo V a. C., la palabra átomo se empleaba para definir la partícula indivisible más pequeña que se podía concebir (a = sin, tomos = división). El conocimiento sobre el tamaño y la estructura del átomo ha aumentado a lo largo de la historia, gracias al avance de la ciencia.

A principios del siglo XIX se conocían 55 elementos químicos que se ordenaron en metales y no metales, pero esta lista no ha dejado de aumentar y en la actualidad se han caracterizado 118 elementos químicos de forma oficial.

Los químicos designaron una forma de ordenarlos y representarlo. Cuando se establece la existencia de un elemento químico, se le asigna un símbolo, formado por una o dos letras, la primera siempre en mayúscula, y se lleva a cabo un estudio que permita conocer su número atómico, másico y su comportamiento químico.

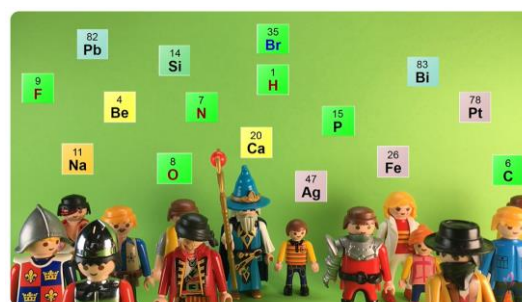
Los símbolos son designados por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

La tabla periódica es la disposición de los elementos químicos conocidos en filas (periodos) y columnas (grupos), ordenados en forma creciente de sus números atómicos y agruparlos verticalmente de acuerdo con sus propiedades químicas.

Para conocer el origen de la tabla periódica y su evolución a lo largo de la historia, cuentas con este vídeo rodado por alumnos del colegio en 2019:

<https://www.youtube.com/watch?v=J3JyWDnsOLO>

PARA PENSAR 4. ¿Cómo complementó el matrimonio Curie los estudios de Mendeléyev? ¿Qué elementos de la tabla periódica recuerdan a estos grandes científicos del s. XIX y del s. XX?



Un móvil, tres chicos y 150 años de Tabla Periódica. Colegio Marista "La Inmaculada" de Granada

Colegio Maristas L...
816 suscriptores

Suscrito

21

Compartir

Más información sobre la tabla periódica: <https://ptable.com>

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H 1.008 Hidrógeno																	He 4.0026 Helio	
2	Li 6.94 Litio	Be 9.0122 Berilio																	Ne 20.180 Neón
3	Na 22.990 Sodio	Mg 24.305 Magnesio																	Ar 39.948 Argón
4	K 39.098 Potasio	Ca 40.078 Calcio	Sc Escandio	Ti 47.867 Titanio	V 50.942 Vanadio	Cr 51.996 Cromo	Mn 54.938 Manganeso	Fe 55.845 Hierro	Co 58.933 Cobalto	Ni 58.693 Níquel	Cu 63.546 Cobre	Zn 65.38 Zinc	Ga 69.723 Galio	Ge 72.630 Germanio	As 74.922 Arsénico	Se 78.971 Selenio	Br 79.904 Bromo	Kr 83.798 Kriptón	
5	Rb 85.468 Rubidio	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.908 Ytrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.906 Niobio	Mo 95.95 Molibdeno	Tc (98) Tecnecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 102.91 Rodio	Pd 106.42 Paladio	Ag 107.87 Plata	Cd 112.41 Cadmio	In 114.82 Indio	Sn 118.71 Estaño	Sb 121.76 Antimonio	Te 127.60 Telurio	I 126.90 Yodo	Xe 131.29 Xenón	
6	Cs 132.91 Cesio	Ba 137.33 Bario	57-71	Hf 178.48 Hafnio	Ta 180.95 Tantalio	W 183.84 Wolframio	Re 186.21 Renio	Os 190.23 Osmio	Ir 192.22 Iridio	Pt 195.08 Platino	Au 196.97 Oro	Hg 200.59 Mercurio	Tl 204.38 Talio	Pb 207.2 Plomo	Bi 208.98 Bismuto	Po (209) Polonio	At (210) Astato	Rn (222) Radón	
7	Fr (223) Francio	Ra (226) Radio	89-103	Rf (261) Rutherfordio	Db (262) Dubnio	Sg (263) Seaborgio	Bh (264) Bohrio	Hs (277) Livermorio	Mt (278) Meitnerio	Ds (281) Darmstadtio	Rg (282) Roentgenio	Cn (285) Copernicio	Nh (286) Nihonium	Fl (288) Flerovio	Mc (290) Moscovio	Lv (293) Livermorio	Ts (294) Tennessino	Og (284) Oganesson	

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

Tabla Periódica Diseño e Interfaz de Copyright © 1997 Michael Dayeh Ptable.com Última actualización 16 jun. 2017

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La Lantano 138.91	Ce Cerio 140.12	Pr Praseodimio 140.91	Nd Neodimio 144.24	Pm Prometio (145)	Sm Samario 150.36	Eu Europio 151.96	Gd Gadolinio 157.25	Tb Terbio 158.93	Dy Disprosio 162.50	Ho Holmio 164.93	Er Erbio 167.26	Tm Tulio 168.93	Yb Iterbio 173.05	Lu Lutecio 174.97
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac Actinio (227)	Th Torio 232.04	Pa Protactinio 231.04	U Uranio 238.03	Np Neptunio (237)	Pu Plutonio (244)	Am Americio (243)	Cm Curio (247)	Bk Berkelio (247)	Cf Californio (251)	Es Einsteinio (252)	Fm Fermio (257)	Md Mendelevio (258)	No Nobelio (259)	Lr Lawrencio (260)

Los átomos se unen entre sí para formar combinaciones diversas más estables que cuando están separados. Las uniones entre átomos se llaman **enlaces químicos**. Estas uniones pueden tener lugar entre átomos iguales, como el oxígeno molecular (O_2) formando **sustancias simples**; o entre átomos distintos, formando **compuestos químicos**, como el agua (H_2O).

Una molécula es una agrupación independiente y estable de varios átomos, ya sean iguales o distintos. Los elementos y compuestos se representan mediante una fórmula química que indican la clase de átomos que componen la sustancia y la proporción en la que intervienen (mediante subíndices). Por ejemplo, la molécula de agua, H_2O indica que dicha molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

1.6. Sustancias puras

Una sustancia pura es aquella cuya composición no varía, aunque cambien las condiciones físicas en que se encuentre. Por ejemplo, el agua tiene una fórmula química 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, sería otra sustancia diferente.

Una sustancia pura no se puede descomponer en otras sustancias más simples utilizando métodos físicos. Una sustancia pura tiene propiedades características propias o definidas. Dentro de las sustancias puras se distinguen dos tipos: **elementos** y **compuestos**.

Los elementos son sustancias puras que no se pueden descomponer en otras más simples por ningún procedimiento ni físico ni químico. Están formadas por un único tipo de átomo. Son todos los de la tabla periódica. En su fórmula química solo aparece el símbolo de un elemento. Por ejemplo: hierro (Fe), hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2), Oro (Au), etc.

Los compuestos son sustancias puras que sí se pueden descomponer en otras sustancias más simples (elementos) por medio de métodos químicos. Corresponden a un solo tipo de moléculas y en su fórmula química aparecen los símbolos de dos ó más elementos. Un ejemplo: Agua (H_2O), formada por los elementos hidrógeno y oxígeno. Otro ejemplo: la sal común ($NaCl$), formada por los elementos sodio y cloro. Otro ejemplo: amoníaco (NH_3), formado por los elementos nitrógeno e hidrógeno.

PARA PENSAR 5. En clase, verás que el profesor realiza una electrolisis, aplicando corriente eléctrica al agua a través de dos puntos de contacto llamados cátodo y ánodo, alrededor de los cuales se concentran el hidrógeno y el oxígeno por separado. ¿Por qué unas moléculas son de mayor tamaño que otras, cuando surge la electrolisis del agua? ¿Es posible la electrolisis en agua destilada?

Los siguientes vídeos te permite profundizar en distintas propiedades químicas de algunas sustancias puras:

- Vídeo sobre separación de sustancias: <https://www.youtube.com/watch?v=bS8AgQ4ddcg>
- Vídeo sobre indicador de pH: <https://www.youtube.com/watch?v=94RILZdh2Rk>

1.7. Mezclas

Una mezcla es la combinación de dos o más sustancias puras que se pueden separar mediante métodos físicos. No tiene propiedades características fijas pues el porcentaje de cada sustancia en la mezcla puede variar. Podemos diferenciar dos tipos de mezclas: heterogéneas y homogéneas.

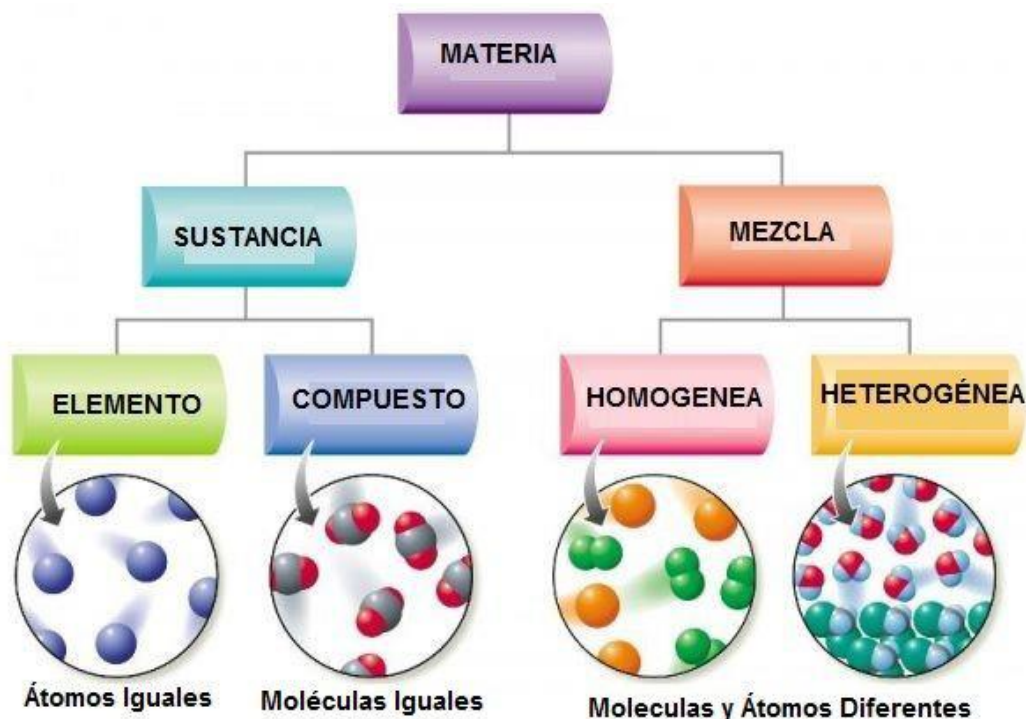
Una **mezcla heterogénea** es una mezcla en la que es posible distinguir sus componentes a simple vista o mediante procedimientos ópticos. Ejemplo: Agua y aceite, granito (cuarzo, feldespato y mica), etc.

En una mezcla heterogénea formada por aceite y agua, pueden distinguirse sus componentes, perfectamente, a simple vista. Puede verse la capa de agua en la parte inferior (tiene mayor densidad) y la capa de aceite en la parte superior (tiene menor densidad). En este caso, ambos componentes (aceite y agua), son inmiscibles entre sí y por ello se observa que están perfectamente separados.

Una **mezcla homogénea** es una mezcla en la que no es posible distinguir sus componentes ni a simple vista ni a través de ningún procedimiento óptico. Este tipo de mezcla también se llama **disolución**. Ejemplo: agua con sal (si no llega al punto de saturación, que no acepta más sal para disolver).

El componente de la disolución que se encuentra en mayor cantidad o proporción se llama disolvente y los que aparecen en menor cantidad o proporción se llaman solutos. Ejemplo: En una disolución de sal en agua, la sal es el soluto y el agua es el disolvente. En una cristalización de sulfato de cobre, por ejemplo, mezclamos el disolvente agua con el soluto sulfato de cobre.

Cuando en una disolución hay muy poco soluto, la disolución es diluida. Cuando la proporción de soluto es considerable se dice que es concentrada. Si ya hemos alcanzado la máxima cantidad de soluto que se puede disolver, la disolución está saturada.



1.8. Separación de mezclas

La **cristalización** es un procedimiento que se emplea para separar mezclas homogéneas de un sólido disuelto en un líquido. Esta técnica consiste en hacer que cristalice un soluto sólido, con objeto de separarlo del disolvente en el que está disuelto. Para ello es conveniente evaporar parte del disolvente o dejar que el proceso ocurra a temperatura ambiente.

Vídeos sobre cristales de sulfato de cobre:

- <https://www.youtube.com/watch?v=qfbo-ZTiP-U>
- https://www.youtube.com/watch?v=l_4ZuBsU3nk

La **destilación** es un procedimiento que se emplea para separar mezclas homogéneas de dos líquidos miscibles que hierven a temperaturas muy diferentes o también un sólido que tiene un líquido disuelto. Ejemplo: Esta técnica se emplea para separar mezclas de agua y alcohol. El alcohol es más volátil que el agua y es la primera sustancia en hervir, enfriándose después y separándose así del agua.

El **tamizado** es un procedimiento que se emplea para separar mezclas heterogéneas sólidas donde uno de los componentes tiene un tamaño muy distinto al otro. Por ejemplo: separar arena de piedras.

La **filtración** es un procedimiento que se emplea para separar mezclas heterogéneas sólido-líquido donde el sólido es insoluble en el líquido (por ejemplo: arena y agua). Se basa en que las partículas del sólido son mucho más grandes que las partículas del líquido; con lo cual, éste atravesará sin problemas los poros del filtro, mientras que las partículas del sólido quedarán retenidas.

La **separación magnética** es un procedimiento que se emplea cuando uno de los componentes de la mezcla heterogénea es ferromagnético (Fe, Ni, Co), el cual se separa del resto empleando un imán.

La **decantación** es un procedimiento que se emplea para separar mezclas heterogéneas de líquidos inmiscibles con diferente densidad. Para este procedimiento se usa un embudo llamado embudo de decantación, que tiene una válvula en la parte inferior.

Cuando los dos líquidos están claramente separados, la válvula se abre y sale el primero que es el líquido de mayor densidad. Por ejemplo: separar agua y aceite.

2. Experimento: determinación de la densidad de objetos sólidos

En el laboratorio encontrarás cuatro cilindros metálicos. El objetivo de la práctica es determinar su composición con ayuda de la densidad.

El primer cilindro es muy alargado, el segundo es dorado, mientras que el tercero y el cuarto son de dimensiones parecidas pero de colores distintos (gris oscuro y gris plateado).

Cuentas con la siguiente lista de metales y densidades como punto de partida:

Estaño: 7,29 g/ml

Plomo: 11,30 g/ml

Cobre: 8,93 g/ml

Aluminio: 2,70 g/ml

Latón: 8,40-8,70 g/ml

Hierro: 7,87 g/ml

Acero: 7,80 g/ml

Zinc: 7,10 g/ml

Oro: 19,30 g/ml

Plata: 10,50 g/ml

Hipótesis inicial. Antes de realizar cualquier medida, indica qué material crees que está vinculado con cada cilindro, tras observar su color y comprobar a mano su mayor o menor ligereza.

El profesor pasará grupo por grupo explicando el funcionamiento del calibre o pie de rey, que permite medir distancias con una sensibilidad más pequeña que una regla normal. Esto nos ayudará a obtener cálculos con menor margen de error.

Recuerda que el volumen de un cilindro es igual al área de la base por la altura. Y que la base es un círculo. Por lo tanto, necesitarás el dato del radio de la base y de la altura del cilindro. Estos datos los debes obtener con ayuda del calibre.

La sensibilidad del calibre es $\pm 0,05$ mm. Y la sensibilidad de la balanza del laboratorio es $\pm 0,1$ g. No olvides incluir las sensibilidades en las medidas.

Expresa claramente las dimensiones del radio y de la altura de cada cilindro, y el valor de su masa medida con la balanza

Cuando uses la fórmula del volumen del cilindro, el resultado lo tendrás en mm cúbicos. Expresa los factores de conversión adecuados para pasar de mm cúbicos a ml.

Calcula la densidad de cada cilindro en g/ml dividiendo masa entre volumen. Y compara los resultados obtenidos con los datos de la tabla inicial, para determinar el tipo de material.

3. Simulación matemática con Geogebra: ¿¿??

...

4. Descripción de la situación de aprendizaje: ...

...

5. Productos finales que se evaluarán

- En el

6. Ejercicios resueltos para practicar y para pensar

INTENTA LOS EJERCICIOS POR TI MISMO.

SI ALGO NO TE SALE, PUEDES MIRAR LA SOLUCIÓN.

SI NO COMPRENDES ALGÚN PASO, PREGUNTA AL PROFESOR (NO AL PROFESOR PARTICULAR NI A LA ACADEMIA, SINO AL PROFESOR DE LA ASIGNATURA EN EL COLEGIO).

7. Por si quieres seguir ampliando y aprendiendo

1...