

cent 33

PROF. JOSÉ JULIÁN GODOY

Cuadernillo de
QUÍMICA

INTRODUCCIÓN
a los ESTUDIOS
SUPERIORES
TÉCNICOS

I E S T E C • 2 0 2 0

Índice

<i>Presentación</i>	3
<i>Sistemas Materiales</i>	5
<i>Estructura Atómica</i>	29
<i>Tabla Periódica</i>	38
<i>Bibliografía</i>	37

Presentación

Química es el nombre que recibe la ciencia que se encarga de la descripción y explicación sistemática de la estructura, propiedades, composición y transformación de la materia.

Durante las 24 horas del día, cada uno de nosotros está relacionado, en una u otra forma, con la química. Dormidos o despiertos, todo lo que tiene contacto con nosotros, sin excepción alguna, es un conjunto de sustancias químicas. El cuerpo humano es un ejemplo de gran actividad química, e incluso el pensamiento está relacionado con la energía química.

El alimento que tomamos, las plantas y animales, los automóviles, la ropa y cada una de las cosas que nos rodean, nada de esto puede existir sin intervención de las fuerzas químicas. Es más, si queremos analizar a la Tierra y el aire, esenciales para la vida, debemos recurrir al estudio de la química.

En el estudio de nuestro medio terrestre y en el Universo entero, vemos cómo interactúan una variedad de ciencias que no son otra cosa que una unión de la física, la matemática y la química. El espacio exterior, por ejemplo, contiene incontables números de partículas, nubes de polvo, soles y planetas que originan miles de sistemas solares de los que conocemos tanto y a la vez tan poco.

Nos es difícil imaginar la vida sin medios de transportes, intervenciones quirúrgicas sin anestésicos o antisépticos, vestimenta sin color y construcciones sin hierro o cemento. La química como ciencia ha permitido que la humanidad avance a pasos agigantados en lo que a tecnología se refiere.

En el presente curso, pretendemos acercar a los estudiantes material relacionado a esta ciencia que le permitan retomar saberes que consideramos importantes para avanzar de manera satisfactoria a lo largo de toda su trayectoria formativa. Éxitos en esta nueva etapa!

Propósitos

- Generar oportunidades a través de situaciones pedagógico – didácticas a fin de que todos los ingresantes al CENT 35 cuenten con un espacio para retomar saberes previos que favorezcan su inserción al nivel superior.
- Ofrecer herramientas teórico metodológicas que posibiliten a los estudiantes retomar, reforzar y/o clarificar saberes relacionados con la Química.
- Favorecer el acercamiento progresivo del estudiante a la terminología técnica propia de la disciplina a fin de lograr su incorporación en experiencias de interacción oral y escrita.

Objetivos

- Identificar y describir la composición, propiedades y estados que pueden adoptar los sistemas materiales y proponer formas de separación en base a sus características particulares.
- Identificar las partes principales que constituyen a los átomos, relacionar su estructura con los números atómicos, másicos y de neutrones y calcular dichos números.

Sistemas Materiales

Concepto de Química

El estudio de las sustancias, sus propiedades, la estructura de la materia, la neutralización de un ácido, la reacción de un metal con oxígeno, la combustión, el reconocimiento de diversas sales y las leyes a que responden todas esas reacciones, es abarcado por la Química. Por lo tanto:

*La **QUÍMICA** estudia las sustancias, su estructura, sus propiedades y reacciones y las leyes que rigen estas reacciones.*

Materia y Cuerpo

Todo lo que nos rodea y nos constituye está formado por materia y energía: el aire, el suelo, la luz, el calor, son formas de materia o de energía. Toda la materia posee algo común, que es el Peso (propiamente masa): el aire, los gases, la madera, los metales, etc., todos poseen peso. Por eso diremos:

***MATERIA** es todo aquello que tiene masa y ocupa un espacio. La materia compone a los cuerpos y todo cuerpo es limitado; por lo tanto **CUERPO** es una porción limitada de materia.*

Dijimos que la materia tiene masa y ocupa un espacio. La masa es una medida de la cantidad de materia que hay en una muestra de cualquier material. Cuanta mayor masa tenga un objeto, más fuerza se requerirá para moverlo. Como todos los cuerpos del universo satisfacen la definición de materia, todos ellos son materia.

Un Cuerpo puede estar formado por uno o varios componentes. Cada uno de los componentes que podemos distinguir en un trozo de materia, recibe el nombre de **SUSTANCIA**.

Cada sustancia se caracteriza por tener propiedades físicas y químicas determinadas que las diferencia de las demás.

Ejemplos:

	MATERIA	CUERPO
Sustancias	Madera	Pizarrón
	madera y felpa	Borrador
	Yeso	Tiza
	Madera y vidrio	ventana

Propiedades de la Materia

Las propiedades de la materia se manifiestan por su aspecto y su comportamiento ante diferentes acciones externas. Del valor de sus propiedades dependerán sus aplicaciones técnicas. Por ejemplo la **combustibilidad** (capacidad del material de arder al reaccionar con el oxígeno del aire) y la **solubilidad** (capacidad de disolverse en otra sustancia) son propiedades que dependen del tipo de material. *Se las califica como **propiedades intensivas o específicas**, y permiten reconocer y caracterizar un material.*

Las propiedades intensivas orientan el uso de los materiales. Por ejemplo, una de las características más valiosas del Aluminio (Al) es su baja densidad. La masa de un cuerpo macizo de Aluminio es una tercera parte de la de un cuerpo del mismo volumen de Hierro (Fe) macizo. La ventaja de ser barato y “liviano” lo hacen especialmente indicado, por ejemplo, para la industria de la aviación. Otra característica del Aluminio (Al), y de todos los metales, es que sus superficies presentan brillo y reflejan la luz; por ello los espejos económicos se fabrican depositando finas capas de Aluminio sobre una placa de vidrio. En la fabricación de espejos de mejor calidad y mayor precio se utiliza la Plata (Ag).

Si bien los objetos están hechos de materiales, diferentes objetos pueden estar hechos del mismo material. *Algunas de las propiedades de los objetos dependen de la cantidad de material con la que están constituidos: se trata de las **propiedades extensivas**.* El peso de dos cuerpos formados por el mismo material puede ser diferente; por ejemplo, una moneda de Oro (Au) no pesa lo mismo que un anillo de Oro (Au).

PROPIEDADES EXTENSIVAS	PROPIEDADES INTENSIVAS
Aquellas que varían con la cantidad de materia considerada	Aquellas que no varían con la cantidad de materia considerada
Ej.: una bolita de vidrio pesa 5 grs.; una bolita más grande del mismo vidrio pesará más de 5 grs.	Ej.: el Punto de Fusión del hielo es, a Presión normal, 0°C para cualquier cantidad de hielo que se considere.
PESO, SUPERFICIE, VOLÚMEN son propiedades extensivas	PUNTO DE FUSION, EBULLICIÓN, PESO ESPECIFICO, son propiedades intensivas

Ejercitación Propuesta

- 1) Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro (Fe). Indicar cuáles de ellas son intensivas y cuáles son extensivas. Justificar
 - 1) masa = 40 g
 - 2) densidad = 7.8 g /cm³
 - 3) color grisáceo brillante
 - 4) punto de fusión = 1535 °C
 - 5) volumen = 5.13 cm³
 - 6) insoluble en agua
 - 7) se oxida en presencia de aire húmedo

- 2) Señalar, entre las propiedades de las sustancias que se enumeran, las extensivas y las intensivas.
 - a- peso
 - b- olor
 - c- masa
 - d- Punto de fusión
 - e- Volumen
 - f- Peso específico
 - g- Sabor
 - h- Calor de vaporización
 - i- Superficie
 - j- Punto de ebullición
 - k- Dureza
 - l- Calor de fusión
 - m- Forma cristalina
 - n- Color

- 3) En dos vasos de precipitación hay respectivamente agua y alcohol. ¿Qué propiedades específicas le permiten identificar el agua y el alcohol?

Propiedades físicas y químicas de la materia

Es importante establecer la distinción entre aquellos procesos que pueden sufrir la materia, clasificándolos en *fenómenos físicos* y *fenómenos químicos*.

Fenómenos físicos: aquellos procesos que inciden sobre un sistema material, de modo tal que no dan lugar a la formación de nuevas sustancias, sólo cambian sus propiedades físicas. El **Fenómeno es químico** cuando sí se producen nuevas sustancias.

Es decir, si A y B son las sustancias integrantes del sistema:



Fenómeno físico



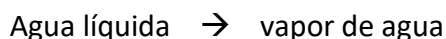
Fenómeno químico

Donde C, D y E representan las nuevas sustancias formadas.

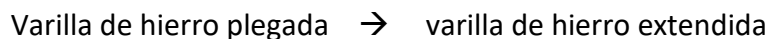
Ejemplos de fenómenos físicos:



Acción del calor



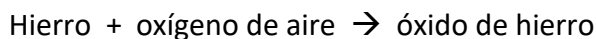
Acción del calor



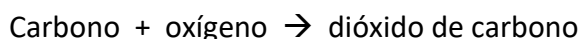
Acción de una fuerza

Adviértase que el agua líquida, vapor de agua y hielo, son la misma sustancia aunque en estado diferente (líquido, gaseoso y sólido).

Como ejemplos de fenómenos químicos podemos citar:



Oxidación



Combustión

Ahora sí podemos decir, que **Propiedades químicas:** son aquellas que se manifiestan cuando hay transformaciones en las sustancias es decir la materia sufre cambios en su composición química (por ejemplo **combustibilidad**).

Y las **Propiedades físicas**: son las que pueden observarse en ausencia de cualquier reacción química, pueden ser determinadas sin transformar las sustancias, ejemplos: color, densidad, punto de fusión o de ebullición, etc.

Los materiales presentan diferentes propiedades mecánicas (físicas) que los hacen más adecuados para determinados usos, por ejemplo, la dureza, la elasticidad, la plasticidad, la ductilidad y la maleabilidad, en los sólidos, y la viscosidad, en los líquidos.

Ejemplos:

- a- La Dureza de un material se refiere a su resistencia a la penetración o al rayado. El acero es más duro que la madera.
- b- La Elasticidad de un material es la capacidad que este posee de recuperar su forma cuando cesa la fuerza que lo deforma.
- c- La Ductilidad de un material es la capacidad que posee de ser estirado y formar hilos. El Cobre (Cu) es un material dúctil.
- d- La Maleabilidad de un material se refiere a su capacidad de ser laminado. El Oro (Au), la Plata (Ag) y el Aluminio (Al) son ejemplos de materiales maleables.
- e- Los materiales líquidos se caracterizan por su viscosidad, es decir, su resistencia a fluir. El aceite es más viscoso que el agua.
- f- El poder disolvente de un líquido es una propiedad que determina alguno de sus usos. Por ejemplo, la nafta se emplea para sacar las manchas de grasa.

Ejercitación Propuesta

1) enumere algunas razones por la que se usan los siguientes materiales:

a- aceros para fabricar herramientas

b- Aluminio y sus aleaciones en la industria aeronáutica.

c- una pava puede ser de Aluminio (Al), de acero inoxidable, de vidrio térmico

¿Por qué la manija no es metálica? ¿Qué propiedad debe tener el material usado?

2) En la siguiente tabla completa a qué clase de fenómeno corresponde (Químico o Físico) cada proceso descrito.

Proceso que tiene lugar	Tipo de fenómeno	Observaciones
Enmohecimiento del hierro (Fe)	químico	El metal brillante y lustroso se convierte en herrumbre de color café
Ebullición del agua (H ₂ O)	físico	El líquido se convierte en vapor
Combustión (S) del azufre en el aire		El azufre (S), sólido y amarillo, se convierte en el gas sofocante dióxido de azufre (SO ₂)
Cocción de un huevo		La clara y la yema líquida se transforman en sólidos.
Combustión de nafta		La nafta líquida se quema y produce monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO ₂) y agua (H ₂ O)
Digestión de alimentos		Los alimentos se convierten en nutrientes líquidos y parcialmente en desechos sólidos
Aserrado de madera		De un trozo grande de madera quedan partículas más pequeñas de madera y aserrín
Combustión de madera		La madera se convierte en ceniza, dióxido de carbono gaseoso (CO ₂) y agua (H ₂ O)
Calentamiento del vidrio		Durante el calentamiento, el sólido se vuelve flexible y puede moldearse

3) En los cambios siguientes, el tipo de fenómeno es físico o químico:

- a- formación de un copo de nieve
- b- congelación de un helado
- c- ebullición del agua
- d- batir crema
- e- cortar la leche
- f- encender una vela
- g- agitar la masa de un pastel
- h- disolución de azúcar en agua
- i- descomposición de la piedra caliza por el calor
- j- una hoja se vuelve amarilla
- k- formación de burbujas en un recipiente de agua

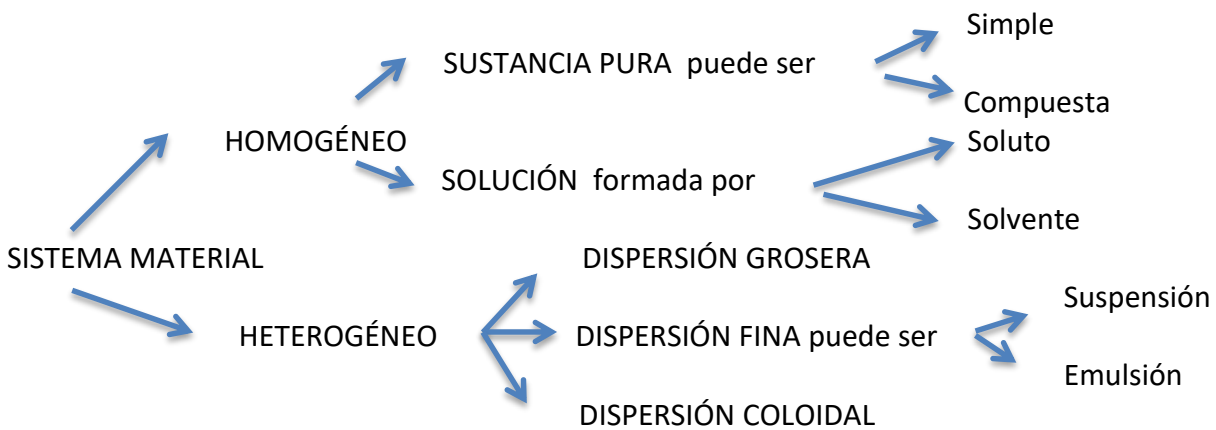
4) Indique si las siguientes propiedades son físicas o químicas:

- A -Clavo de Hierro (Fe) atraído por un imán
- B -El líquido para quemar carbón vegetal, encendido con un fósforo
- C -una estatua de Bronce que adquiere un recubrimiento verde (pátina) con el tiempo.
- D -Un bloque de madera que flota en el agua.
- E -Un trozo de manzana cortado que se vuelve marrón
- F -El contacto con una losa de mármol que produce sensación de frío
- G -El color azul del zafiro
- H -un recipiente de cerámica que se endurece por cocción en un horno

Las Mezclas – Sistemas Materiales

El término *materia* se refiere a todos los materiales que componen el universo. Existen miles de tipos diferentes de materia. Una *sustancia* es una clase particular de materia cuya composición es fija, definida. Las *sustancias puras*, son ya sea elementos o compuestos. El Cobre (Cu), Oro (Au), y el Oxígeno (O) son ejemplos conocidos de elementos. Entre los compuestos más conocidos tenemos sal, azúcar y agua.

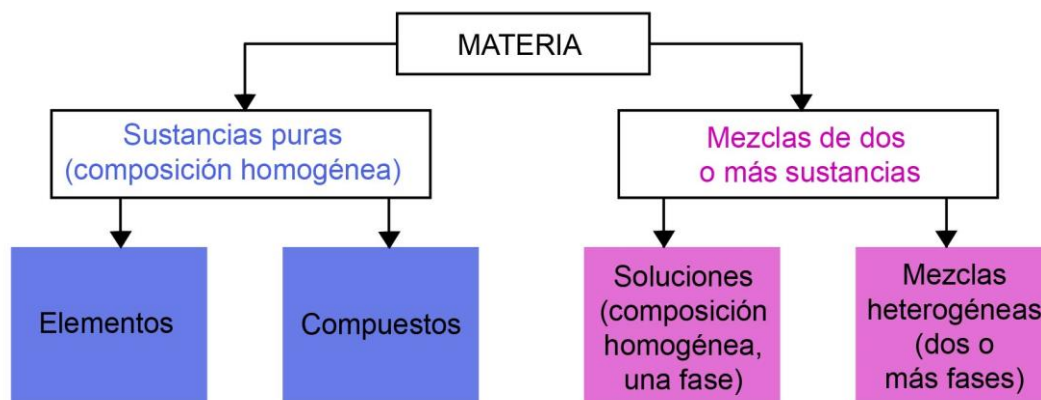
Un examen cuidadoso de una muestra de materia permite clasificarla como *homogénea* o *heterogénea*. La materia **homogénea** es de apariencia uniforme y tiene las mismas propiedades en su conjunto. La materia que se compone de dos o más fases físicamente distintas es **heterogénea**. Una **fase** es una parte homogénea de un sistema separada de las otras partes por fronteras físicas. Un **sistema material** es la porción de materia que se aísla real o imaginariamente para su estudio. Por ejemplo un sistema material puede ser un vaso con agua salada y arena o simplemente el agua y la arena contenida en el vaso. Siempre que tengamos un sistema con límites visibles entre sus componentes, ese sistema tiene más de una fase y es heterogéneo. No importa si estos componentes están en estado sólido, líquido o gaseoso.



Una sustancia pura puede existir en fases diferentes de un sistema heterogéneo. Por ejemplo, el hielo que flota en el agua es un sistema de dos fases, constituido por agua sólida y agua líquida. La composición del agua de cada fase es homogénea, pero como hay dos fases presentes, el sistema es heterogéneo.

Una **mezcla** es un material que contiene dos o más sustancias y puede ser heterogénea u homogénea. La composición de las mezclas es variable. Si añadimos una cucharada de azúcar a un vaso de agua, se forma de inmediato una mezcla heterogénea. Las dos fases son un sólido (azúcar) y un líquido (agua). Pero por agitación, el azúcar se disuelve para formar una mezcla homogénea o solución. Ambas sustancias aún están presentes: *todas las partes de la solución son dulces y húmedas*. La proporción de azúcar y agua puede variar con sólo añadir más azúcar y agitar para disolverla.

Muchas sustancias no forman mezclas homogéneas. Al mezclar azúcar y arena blanca fina se forma una mezcla heterogénea. Quizás se necesite un examen cuidadoso para decidir si la mezcla es heterogénea porque ambas fases (azúcar y arena) son sólidos blancos. La materia ordinaria casi siempre se encuentra formando mezclas. Si examinamos el suelo, el granito, un mineral de hierro (Fe) y otros depósitos minerales naturales, veremos que son mezclas heterogéneas. El aire es una mezcla homogénea (solución) de varios gases.



¿Cómo se distingue una mezcla de una sustancia pura? Una mezcla siempre contiene dos o más sustancias que pueden existir en concentraciones variables. Consideremos dos ejemplos:

Mezcla homogénea: pueden prepararse mezclas homogéneas (soluciones) que contengan 5 o 10% de sal en agua con sólo mezclar las cantidades correctas de sal y agua. Estas mezclas pueden separarse al eliminarse el agua por ebullición, dejando la sal como residuo.

Mezcla heterogénea: la composición de una mezcla heterogénea de cristales de azufre (S) y limadura de hierro (Fe) puede hacerse variar con sólo mezclar más azufre o más limadura de hierro. Esta mezcla se puede separar físicamente con un imán que atraiga el hierro.

Comparación entre mezclas y compuestos

	Mezcla	Compuesto
Fórmula	Puede estar formada por elementos, compuestos o ambos en proporciones variables.	Compuestos de dos o más elementos en proporción de masa definida y fija.
Separación de componentes	La separación se puede hacer mediante procedimientos físicos o mecánicos.	Los elementos sólo se pueden separar mediante cambios químicos.
Identificación de los componentes	Los componentes no pierden su identidad.	Un compuesto no se asemeja a los elementos de los que está formado

En el siguiente cuadro ejemplificamos la clasificación:

sistema material cuerpo o conjunto de cuerpos que se aísla real o imaginariamente para su estudio.	Sistema Homogéneo sistema formado por una sola fase (monofásico) fase: es una porción de materia con las mismas propiedades ej: vaso con agua coloreada	Sustancia Pura Sistema homogéneo que no se puede fraccionar con procedimientos físicos. Ej: sal, azúcar, clavos de Hierro	Simple Sustancia pura que no se puede descomponer en otras. Está formada por moléculas constituidas por uno o más átomos del mismo elemento. Ej: clavos de Hierro, azufre
			Compuesta Sustancia pura que se puede descomponer en otras. Está formada por partículas constituidas por dos o más átomos distintos. Ej: agua, azúcar
		Solución Sistema homogéneo constituido por dos o más componentes. Ej: solución acuosa de dicromato de Potasio	Soluto Sustancia en menor cantidad dentro de la solución. Tiene la propiedad de disolverse. Ej: dicromato de Potasio.
			Solvente Sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución. Tiene la propiedad de disolver. Ej: vaso con agua
	Sistema Heterogéneo Es un sistema formado por dos o más fase. Las propiedades intensivas varían dentro del sistema. Ej: vaso de agua y aceite. Vaso de agua y tierra	Dispersión Grosera Sistemas heterogéneos visibles a simple vista. Ej: trozos de distintos metales (Aluminio, Plomo, Estaño) Dispersión Fina Sistema heterogéneo visible al microscopio Ej: Humo	
	suspensiones Dispersiones finas donde la fase dispersante es líquida y la fase dispersa es sólida. Ej: glóbulos rojos	emulsiones Dispersiones finas con ambas fases líquidas Ej: mayonesa	
	Dispersión coloidal Sistema heterogéneo no visible al microscopio, pero sí al ultramicroscopio		

Sistemas Dispersos:

Casi todos los aderezos de ensaladas están constituidos por dos líquidos insolubles entre sí: vinagre y aceite. Además contienen especias. Para usar un aderezo hay que agitarlo, de modo de producir gotitas muy pequeñas. Cuando se deja de agitar, las gotitas de aceite comienzan a reunirse y aumentan su tamaño hasta formar una capa separada. La adición de un tercer componente impide esta separación. El resultado es una mezcla estable llamada **emulsión**. En la mayonesa (hecha con yema de huevo, aceite, sal y vinagre o jugo de limón), la yema de huevo contiene una sustancia (Lecitina) que estabiliza las diminutas gotas de aceite que se dispersan en la fase acuosa. Al preparar una mayonesa, la velocidad de añadido del aceite a la mezcla de vinagre o jugo de limón y yema de huevo debe ser menor que la dispersión del aceite en la emulsión.

Dispersiones y Sistemas coloidales:

Se denominan **dispersiones o suspensiones** a los sistemas heterogéneos en los que una de las dos fases está fragmentada en pequeñas partículas; ambas se distribuyen en un medio que puede ser líquido o gaseoso. La primera es la **fase dispersa** y la segunda la **fase continua o medio dispersante**. Si las partículas de la fase dispersa tienen un diámetro comprendido entre $1\ \mu\text{m}$ y $1000\ \mu\text{m}$, esto es entre 10^{-9} y 10^{-6} m, se la llama **dispersión coloidal o coloide**.

En una dispersión coloidal, las partículas de la fase dispersa son mucho más grandes que las que forman las soluciones, pero lo suficientemente pequeñas como para no ser detectadas a simple vista. Muchas clases de sustancias que no se disuelven en agua, forman suspensiones o coloides, y esto depende del tamaño de las partículas.

Si al dejar reposar la mezcla la fase dispersa se separa, se dice que dicha mezcla es una **suspensión**. Muchos de los productos de cosmética se presentan como sistemas coloidales: emulsiones, geles y aerosoles en envases apropiados. Las partículas coloidales (o micelas), debido a su tamaño, dispersan la luz provocando el llamado efecto Tyndall. Para percibirlo, la dirección del haz de luz debe ser perpendicular a la dirección de observación.

Fase dispersa	GAS	LÍQUIDO	SÓLIDO
Fase continua: GAS	No forman coloides, solo soluciones	<u>Aerosoles líquidos:</u> niebla, fijadores para cabello	<u>Aerosoles sólidos:</u> humo de cigarrillo o del caño de escape
Fase continua: LÍQUIDO	<u>Espumas:</u> cremas de afeitar, crema batida	<u>Emulsiones:</u> mayonesa, leche	<u>Soles:</u> dispersión acuosa de almidón soluble, leche de magnesia.
Fase continua: SÓLIDO	<u>Espumas sólidas:</u> piedra pómez	<u>Geles:</u> jaleas, gelatinas, manteca	<u>Soles sólidos:</u> ciertos vidrios de aspecto lechoso

Sustancia

La materia que constituye los cuerpos de pueden agrupar considerando sus propiedades intensivas. Así, toda la materia líquida que en condiciones normales de Presión hierve a 100°C y solidifica a 0°C, se denomina agua. Se ha agrupado la materia en **sustancias**, que es toda forma de materia cuya composición es definida y constante. Las sustancias se caracterizan por poseer las **mismas propiedades intensivas**, también llamadas, **Constantes físicas**. Así, poseen el mismo punto de fusión, de ebullición, el mismo peso específico, etc.

SUSTANCIA es lo que tiene de común la materia con iguales propiedades intensivas.

Clasificación de las sustancias

Las sustancias puras, es decir, las homogéneas, no fraccionables y con propiedades específicas o intensivas y definidas se clasifican en :

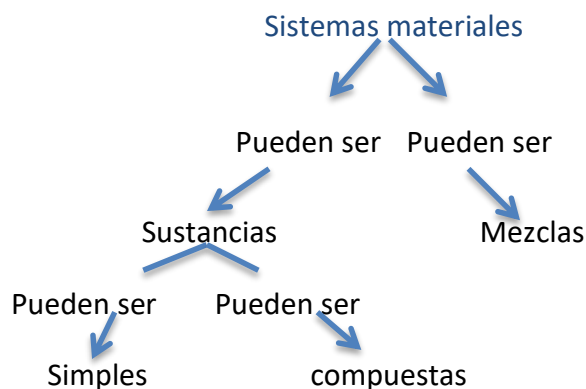
a) **Sustancia Simple**: es aquella sustancia pura que no se puede descomponer en otras. Está formada por átomos iguales.

Ej: el Oxígeno, el Calcio, el Bario, el Ozono

b) **Sustancia Compuesta**: es aquella sustancia pura que se puede descomponer en otras. Está formada por átomos diferentes.

Ej.: el agua está formada por átomos de H y de O (H₂O); el dióxido de carbono por átomos de C y de O (CO₂).

Las sustancias en las que se descompone una sustancia compuesta pueden ser simples o a su vez compuestas, pero estas sustancias a su vez pueden descomponerse en otras simples.



Ejemplos:

➤ Reacciones de descomposición térmicas :

Óxido de Mercurio → oxígeno (sustancia simple) + Mercurio (sustancia simple)
(Sustancia compuesta)

Carbono (sust. Simple)

Anh. Carbónico (sust. Cpta.) →

Oxígeno (sust. Simple)

Carbonato de calcio →

Oxígeno (sust. Simple)

Óxido de calcio (sust. Cpta.) →

Calcio (sust. Simple)

Ejercitación Propuesta

1) Indicar cuáles son sustancias puras, mezclas y cuáles soluciones:

- a- Agua
- b- agua + sal
- c- agua y tinta
- d- aire filtrado y seco
- e- leche
- f- Hierro (Fe)
- g- tinta
- h- leche
- i- agua de mar
- j- oxígeno

2) clasifique los siguientes sistemas en Homogéneo y Heterogéneos:

- a- Mezcla de alcohol y agua
- b- monedas fabricadas con aleaciones de metales
- c- agua y aceite
- d- trozos de diferentes metales
- e- mezcla de sal en agua
- g- limaduras de Hierro (Fe) en agua
- h- mezcla de aceite y vinagre

3) de 3 ejemplos de sustancias simples y 3 ejemplos de sustancias compuestas

4) Indique si cada una de las siguientes muestras de materia es una sustancia pura o una mezcla; y en caso de ser una mezcla, si es Homogénea o Heterogénea:

- a- Una astilla de madera
- b- Tinta roja
- c- Agua desmineralizada
- d- Zumo de naranja exprimido
- e- Un soplo de aire fresco
- f- Un picaporte de latón
- g- Sal de ajo
- h- Hielo

5) en los siguientes casos indicar cuales son soluciones, sustancias compuestas y cuales sustancias simples:

- a- Agua y alcohol
- b- óxido de Magnesio (Mg)
- c- agua corriente
- d- Mercurio (Hg)
- e- Sulfato de Sodio (Na)
- f- Cloro (Cl)
- g- Manganeseo (Mn)
- h- Óxido de Zinc (Zn)
- i- Cloruro de Potasio (K)
- j- ácido Sulfúrico
- k- Hidróxido de Calcio (Ca)
- l- Cobre (Cu)
- m- Oxígeno (O)

7) ¿Qué clase de sistema es?

a-Una porción de agua azucarada.

b-Si al agua azucarada le seguimos agregando azúcar hasta que la misma permanezca en el fondo sin disolverse.

c-Un sistema constituido por arandelas de Cobre (Cu) y arandelas de Hierro (Fe)

8) En la lista que sigue identifica cuáles son sustancias puras y cuáles son mezclas:

a- oro

b- acero inoxidable

c- sal de mesa

d-gente en un estadio de fútbol.

e-aire

f-agua

g-alambre de cobre

h-suelo

i-herrumbre

9) De las opciones de la pregunta 1, señala si cada sustancia pura es elemento o compuesto, o si cada mezcla es homogénea o heterogénea.

10) Clasifica cada material como elemento, compuesto o mezcla:

Aire, Oxígeno, Cloruro de sodio, Vino, Platino, Ácido sulfúrico, Yodo, Petróleo crudo, pintura, sal, cobre, cerveza, azúcar, plata, leche, hidróxido de sodio

11) Indique en los siguientes sistemas, cuáles son homogéneos y cuáles son heterogéneos.

Agua destilada, agua y aceite, tinta china, agua con hielo, agua y arena, sal de mesa, varios trozos de hielo, agua con sal (diluida).

12) En los sistemas heterogéneos anteriores indique las fases.

13) En el sistema agua-hielo-vapor de agua, indique los componentes y los constituyentes.

14) Indique sistemas heterogéneos formados por:

a- una fase líquida y una sólida

b- dos sólidas

c- dos sólidas y una líquida

d- dos líquidas

e- dos líquidas y dos sólidas

15) indique, para cada uno de los siguientes ejemplos, el tipo de dispersión coloidal a la que pertenece:

a- niebla

b- jalea

c- fijador *spray* para el cabello

Estados de la materia

La materia puede hallarse en tres estados diferentes que se denominan *estados de la materia* y son:

Estado sólido, Estado líquido y Estado gaseoso

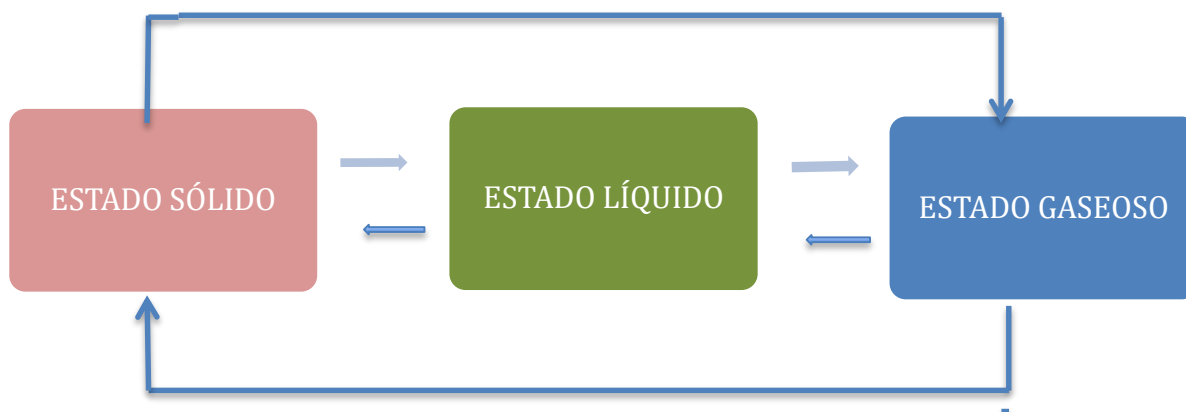
Estado sólido	Estado líquido	Estado gaseoso
Poseen forma propia	No tienen forma propia	No tienen forma propia
Las moléculas se hallan en un estado de ordenación regular	Sus moléculas no se hallan en estado de ordenación regular	Sus moléculas tienen mucha movilidad y lo hacen en espacios muy grandes con respecto a su propio volumen. Poseen fuerza expansiva
El volumen del sólido cambia poco con la presión: los sólidos no son compresibles	Se comprimen con dificultad: tampoco son compresibles	Son fácilmente compresible
Entre sus moléculas predominan la fuerza de atracción (Fzas. de Van der Waals)	Las fuerzas de atracción y repulsión entre sus moléculas están equilibradas	Predominan entre sus moléculas las fuerzas de repulsión. Las fuerzas atractivas de Van der Waals son despreciables.

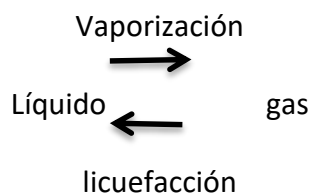
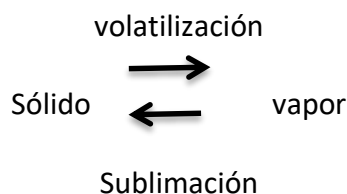
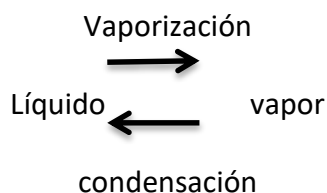
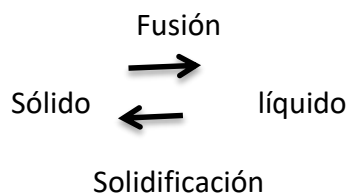
Cambios de estado

Cuando se calienta un trozo de plomo (Pb), al alcanzar cierta temperatura pasa del estado sólido al estado líquido: se funde por acción del calor. Las moléculas del sólido con el aumento de temperatura se agitan en forma creciente hasta que deslizándose unas sobre otras hacen que el sólido cambien de estado.

El agua es una sustancia que puede estar en el estado líquido, sólido o gaseoso. Para explicar esta curiosa propiedad debemos admitir que en cada uno de esos tres estados las moléculas están dispuestas en forma diferente.

Los cambios de estado que pueden producirse en la materia son:





Fusión

Calentando un trozo de parafina, al alcanzar esta determinada temperatura comienza a fundir. Si se introduce un termómetro en la masa se observa que esa temperatura es de 54°C. Si se sigue dando calor, la temperatura quedará en 54°C mientras quede parafina sin fundir. Cuando toda la masa de parafina termine de fundir solo entonces se podrá comprobar que la temperatura aumenta.

Esta observación verificada en muchos ensayos nos permite enunciar una de las Leyes de la Fusión:

Mientras dura la fusión de una sustancia pura, la temperatura permanece constante.

Así como comprobamos que la parafina funde a 54°C, podemos verificar que el hielo funde a 0°C, que el estaño funde a 232°C y el plomo lo hace a 327°C. Estas observaciones nos permiten enunciar otra ley de la fusión:

Cada sustancia pura tiene una temperatura de fusión que le es propia denominada punto de fusión.

La presión modifica la temperatura de fusión de las sustancias. El aumento de presión favorece la fusión del hielo; éste a presión normal funde a la temperatura de 0°C, pero cuando la presión aumenta funde por debajo de 0°C, vuelve a solidificar. Este fenómeno se denomina **rehielo**.

El hielo fundirá a diferentes temperaturas según se vaya modificando la presión. Sobre la base de estas experiencias se puede expresar:

La temperatura de fusión depende de la presión exterior.

Solidificación

Es el pasaje de estado líquido al estado sólido

El agua congela a la temperatura de 0°C si la presión exterior es la normal. El hielo funde, en iguales condiciones, a la temperatura de 0°C. Esto nos indica que 0°C es la temperatura de equilibrio para el sistema hielo – agua.

Si al sistema se le da calor el hielo fundirá. Si en cambio se le quita calor, el agua solidificará.

Vaporización

Es el pasaje del estado líquido al estado de vapor o de gas.

La vaporización según como se verifique se denomina ***evaporación o ebullición***

Evaporación: es el pasaje del estado líquido al de vapor efectuado en la superficie del líquido.

Ebullición: es el pasaje del estado líquido al de vapor efectuado en la superficie y en toda la masa líquida.

Evaporación

La rapidez con que se efectúa la evaporación depende de varios factores:

1. *la naturaleza del líquido:*

Los líquidos *volátiles* como el Sulfuro de Carbono (CS₂), éter, y el cloroformo se evaporan rápidamente. Otros como la glicerina y el mercurio lo hacen con lentitud y se denominan *no volátiles*.

2. *la superficie expuesta:*

Cuanto mayor es la superficie del líquido que se evapora mayor es la velocidad con que el fenómeno se realiza. Por eso para que la ropa húmeda se seque rápidamente debe ser extendida.

3. *la presión:*

la velocidad de evaporación es inversamente proporcional a la presión exterior. Es directamente proporcional al diferencia entre la presión de vapor del líquido y la presión del vapor de la atmósfera. Por este motivo la ropa húmeda tarda en secar los días de mucha humedad, pues la presión del vapor de agua que tiene el aire y la del líquido son aproximadamente iguales y su diferencia, nula.

La velocidad de la evaporación depende de otros factores, como la circulación del aire. Así las telas mojadas se secan más rápidamente en una corriente de aire. Debemos añadir que la evaporación se produce a cualquier temperatura mientras que la ebullición requiere temperaturas determinadas.

Podemos concluir con lo siguiente:

- *Cada líquido tiene una temperatura de ebullición que le es propia.*
- *Mientras dura la ebullición de un líquido la temperatura de sus vapores permanece constante.*
- *La ebullición de un líquido se produce cuando la presión de sus vapores se equilibra con la presión exterior*

Según el tercer ítem, cuando la presión que soporta el líquido aumenta, la ebullición se retarda y cuando la presión exterior disminuye, el líquido ebulle a menor temperatura. Por esta razón el agua de los radiadores de los automóviles en las altas cumbres hierve a menos de 100°C, pues la presión exterior es menor que la presión normal; por el contrario en una “olla a presión” la temperatura del agua sobrepasa en mucho a los 100°C sin que se produzca la ebullición pues los vapores, como no pueden escapar, aumentan la presión retardando la ebullición.

Licuación

Es el pasaje del estado gaseoso de una sustancia, a temperatura ambiente, por compresión al estado líquido. Licuan el oxígeno, el hidrógeno, el dióxido de carbono, etc.

Condensación

El término condensación se utiliza cuando una sustancia a temperatura ambiente es líquida y por algún motivo se encuentra en estado de vapor, entonces al enfriarse, decimos que condensa. Ejemplo: el agua del aire que condensa sobre los vidrios fríos en invierno o el vapor de agua que condensa sobre los azulejos.

Condensan el vapor de agua, el de cloroformo, el de éter, etc. Se debe establecer la diferencia entre vapores y gases. Los *vapores*, como el del agua, por compresión o por enfriamiento se condensan, es decir pasan al estado líquido.

Los *gases*, como el dióxido de Carbono (CO₂), para pasar al estado líquido, primero deben ser enfriados hasta cierta temperatura y luego, comprimidos. El dióxido de Carbono (CO₂) debe enfriarse por *debajo de 31,5°C* y luego por compresión se consigue licuar. Si la temperatura de ese gas es *mayor de 31,5°C* ninguna presión logra convertirlo en líquido.

A esa temperatura por encima de la cual no es posible licuar a un gas se llama *Temperatura Crítica*. Los vapores para ser condensados no requieren enfriamiento previo, por lo tanto podemos considerarlos *gases que se hallan por debajo de la temperatura crítica*.

Recordar: para que un vapor condense basta enfriarlo o comprimirlo.

Para que un gas se licúe primero debe ser enfriado por debajo de la temperatura crítica y luego comprimirlo.

Sublimación y volatilización

Sublimación: *es el pasaje del estado de vapor al estado sólido sin pasar por el estado líquido.*

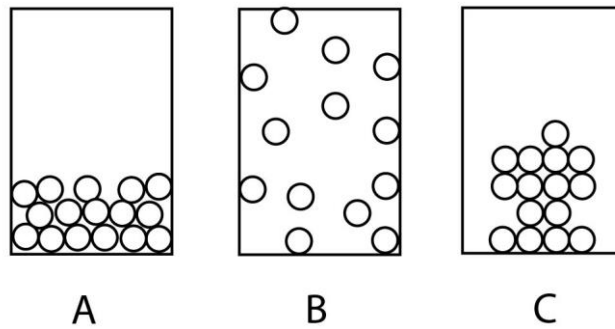
Volatilización: *es el pasaje del estado sólido al de vapor sin pasar por el estado líquido.*

La volatilización se puede observar en el dióxido de carbono (CO₂) sólido conocido con el nombre de “hielo seco”. También se volatiliza la naftalina y, a baja presión, el Iodo (I). El término volatilización también se emplea para indicar el pasaje de líquido a vapor de algunos líquidos que evaporan con facilidad y que, ya dijimos se denominan volátiles.

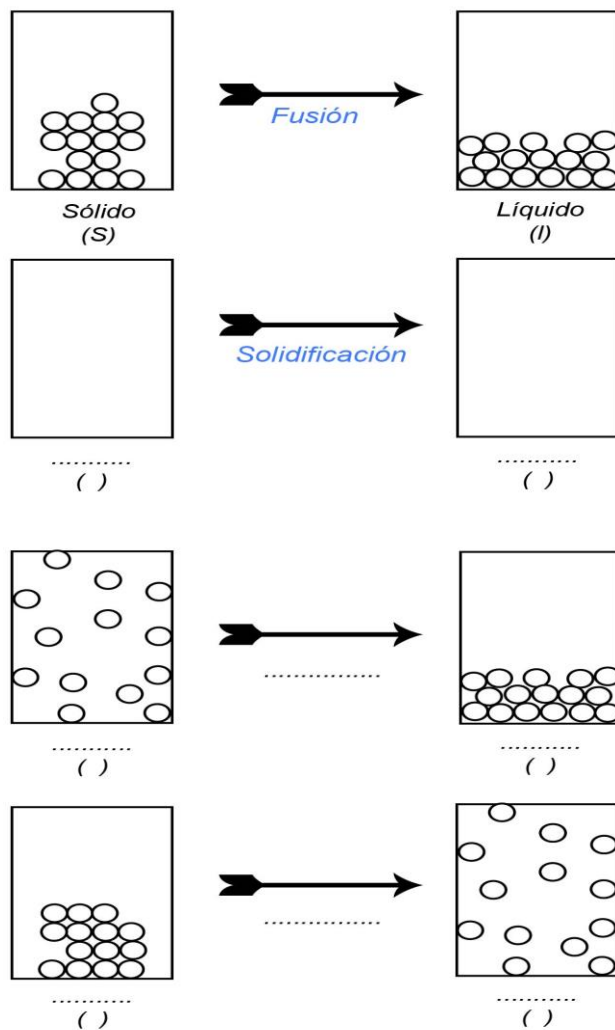
Cuando un sólido se volatiliza, su vapor puede sublimar. Así los vapores de naftalina, si se reciben en una pared fría, pasan al estado sólido.

Ejercitación Propuesta

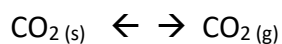
- 1) Determinar en qué estado se encuentran el agua, el aire, y la arena, a la presión y temperatura ambiente
- 2) Identificar el estado que está representado en cada recipiente cada uno de los materiales del ejercicio 1



- 3) Completar los siguientes esquemas que representan cambios de estado de la materia a nivel submicroscópico, tal como se indica en el primero para la fusión.



4) El dióxido de Carbono (CO₂) sólido, a presión y temperatura ambiente, pasa directamente de sólido a gas sin pasar por el estado líquido, por eso se llama “hielo seco”



Indicar cómo se llama ese cambio de estado

5) El punto de fusión de una sustancia es (- 97°C) y su temperatura de ebullición es 55°C. Determinar en qué estado se encuentra la sustancia.

a- a temperatura ambiente

b- a (-56°C)

c- a (-100°C)

d- a 100°C

6) Menciona cuatro sustancias diferentes en cada uno de los tres estados de la materia.

7) En términos de las propiedades de las partículas fundamentales de una sustancia, explica:

a- ¿por qué un sólido tiene forma definida, pero un líquido no?

b- ¿por qué un líquido tiene volumen definido y un líquido no?

c- ¿por qué gas puede comprimirse con facilidad, pero un sólido no puede comprimirse de manera apreciable?

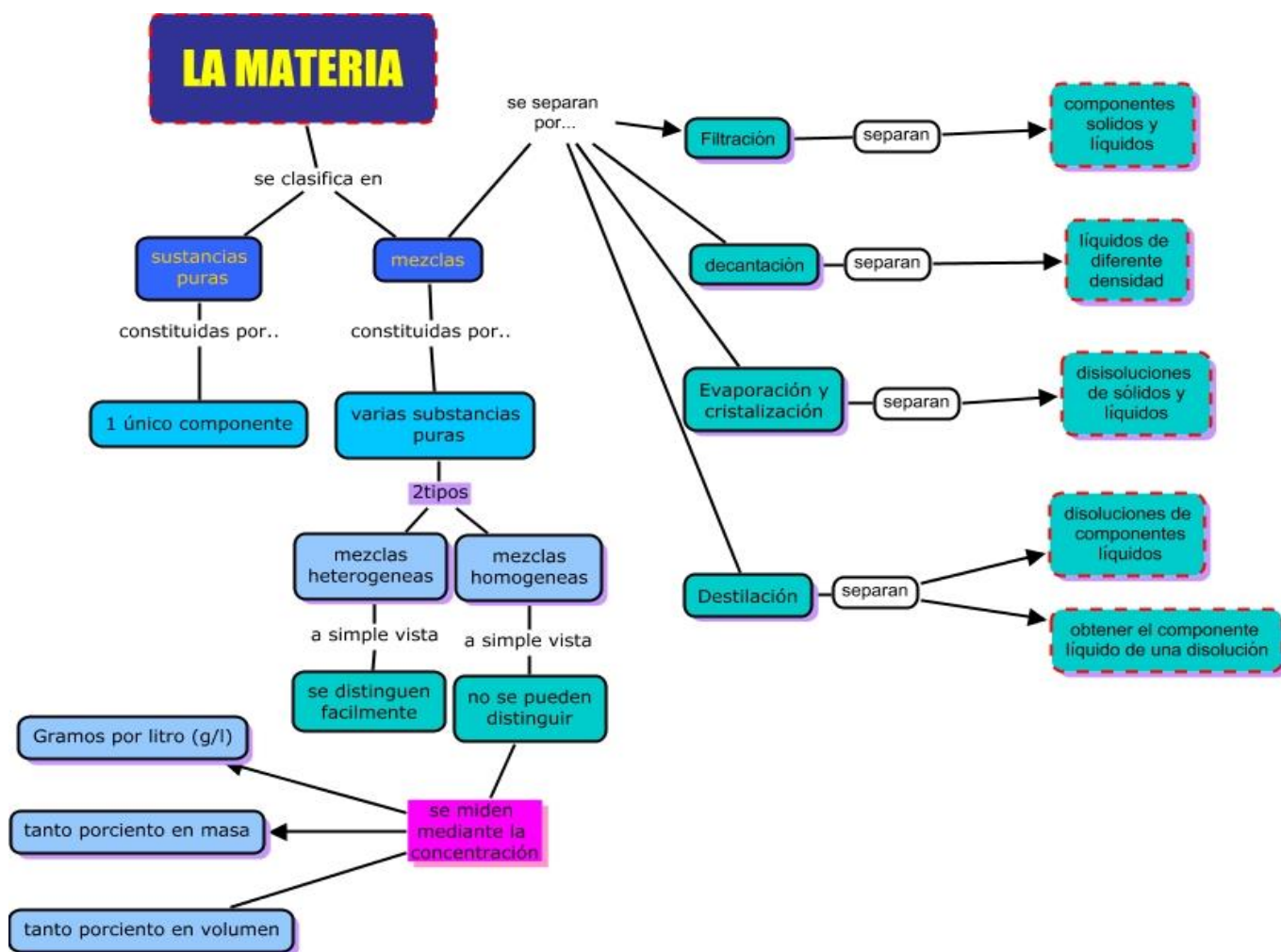
8) Nombre los siguientes cambios de estado:

A: sólido a líquido, B: líquido a gaseoso, C: sólido a gaseoso

9) Señale las diferencias entre evaporación y ebullición

Métodos de separación de fases

Emplea el siguiente mapa para estudiar los temas que siguen



Tanto en el laboratorio como en la industria se utilizan diferentes métodos para **separar las fases de un sistema Heterogéneo**. Por ejemplo, los metales se obtienen a partir de los minerales que son extraídos de los **yacimientos** que los contienen.

La **mina** es la parte de un yacimiento en explotación. De la mina se extraen, conjuntamente, el mineral útil y los materiales sin valor comercial. Estos últimos constituyen la **ganga**, que debe ser separada.

Algunos metales se obtienen con solo ser separados de la ganga: es el caso del Oro (Au). En la Argentina existe este tipo de oro en la sierra de Famatina, provincia de La Rioja. Y también en Catamarca. Los arenales que contienen oro se llaman arenales auríferos. En latín el nombre del oro es *aurum*, del que deriva la palabra aurífero. El símbolo del Oro es **Au**. Para separar oro de la arena y otros minerales que lo acompañan (ganga) se emplea la **LEVIGACION** (del latín *laevigare*, pulverizar). Este es un método mecánico que consiste en hacer pasar un líquido por la mezcla de los sólidos, de manera que arrastre consigo a uno solo de ellos y lo separe. Generalmente el líquido que se usa es agua. Como el oro tiene mayor densidad que la ganga y ninguno de ellos es soluble en el agua, es posible hacer la separación por

medio de la levigación. El oro queda en el fondo mientras que la ganga es arrastrada. Este método se usa en los casos en que los trozos sólidos, además de presentar diferencias en la densidad, tienen partículas de tamaños parecidos.

Si se quiere separar sólidos de diferentes tamaños, se puede hacer una **TAMIZACIÓN**.

Se puede separar un sólido en polvo de un líquido haciendo una **FILTRACIÓN**, que consiste en separar los materiales sólidos, precipitados o en suspensión, mediante una malla fina (tejido de tela o papel).

La fase **dispersa** de un coloide no puede ser separada por filtración, pero sí por **COAGULACIÓN**, por agregado de sales. Por ejemplo, cuando las partículas coloidales (micelas) del agua de un río entran en contacto con el agua salada del mar, se agrupan (coagulan) y forman el sedimento.

Si la mezcla de dos líquidos no es homogénea, se dice que los líquidos son **inmiscibles**. Es posible separarlos por **DECANTACIÓN**, dejando reposar la mezcla y usando una ampolla o embudo con llave de dos vías. Al abrir la llave pasa el líquido de la fase inferior. Cuando se llega al nivel del otro líquido, se cierra la llave, con lo que se logra separar las fases del sistema inicial.

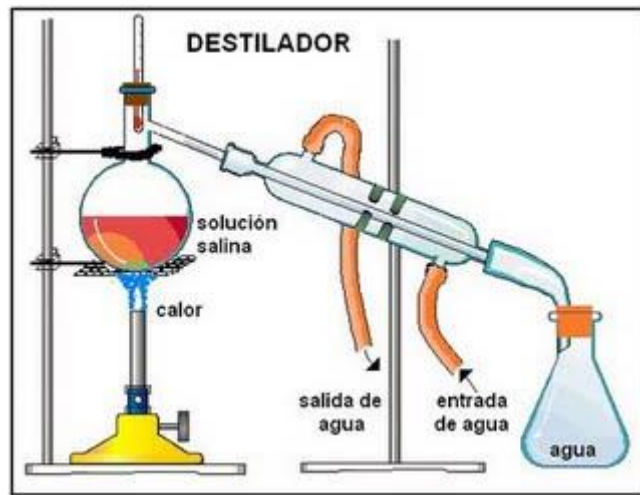
La levigación, la filtración y la decantación son **métodos de separación de fases**.

El aire, la tintura de lodo y el latón tienen algo en común: son soluciones, mezclas homogéneas de dos o más sustancias. El aire es una solución de gases y el latón una solución de Zinc (Zn) en Cobre (Cu). Por otra parte, la tintura de lodo (l) es una solución de lodo en alcohol. Como se mencionó, muy pocos de los materiales que se encuentran en la vida diaria son **sustancias** puras; la mayoría de ellos son mezclas. Muchas de las mezclas de dos o más sustancias son homogéneas: se trata de las **soluciones** (también **disoluciones**). Al componente que está presente en mayor proporción suele llamárselo **solvente o disolvente**, y a los demás componentes, **solutos**. Las soluciones más comunes en la vida diaria son las **soluciones acuosas**, es decir, aquellas en las que el agua es uno de sus componentes. En el medio acuoso tienen lugar las reacciones del cuerpo humano y de otros organismos vivos.

Separación de los componentes de una solución

En la cocina se hacen muchas cosas, entre ellas calentar agua en una pava, para preparar un té, un mate cocido o un café. Si se usa un recipiente transparente, se puede observar su contenido mientras se produce el calentamiento. Sobre la pared interior del recipiente, al comenzar a calentar, se forman algunas burbujas que suben y se van escapando. Es el aire que estaba disuelto en el agua; si el calentamiento continúa, llega un momento en que se forman burbujas en cualquier zona del líquido. Cuando el líquido está en ebullición se dice que hierve. Estas burbujas no son de aire, sino que están formadas por agua en estado gaseoso. En este estado sale el agua por el pico de la pava, pero ni bien pasa al medio exterior se enfría y condensa, dando origen a pequeñas gotitas de agua líquida que se dispersan en el aire (se produjo un doble cambio de estado: Vaporización y condensación).

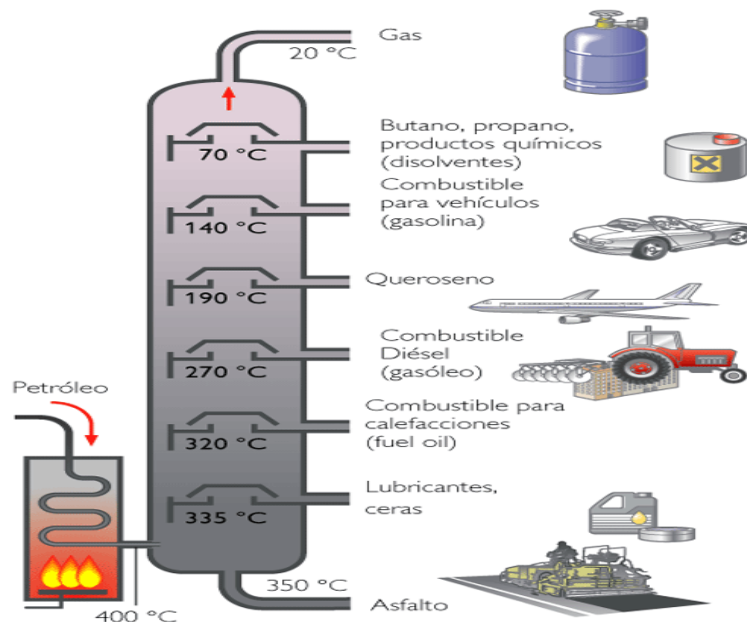
Los componentes de una solución pueden ser separados mediante **métodos de fraccionamiento**, que se basan en procesos físicos, es decir, cambios que no alteran las sustancias que componen la solución. Son ejemplos la **destilación y la cromatografía**. La **destilación** es uno de los métodos más empleados en la industria química, petroquímica, alimentaria, farmacéutica y perfumera, para la separación de los componentes de una mezcla líquida.



La figura anterior representa un dispositivo de laboratorio para realizar una **destilación simple**. El líquido para destilar se coloca en un balón, recipiente con fondo esférico que permite una mejor distribución del calor. El agua fría entra por la parte inferior de la camisa del refrigerante, asciende por ella y sale tibia por la parte superior; de esta forma, los vapores calientes que salen del balón se van encontrando con zonas cada vez más frías y se condensan en el último tramo del refrigerante. El líquido destilado es recogido en un recipiente adecuado.

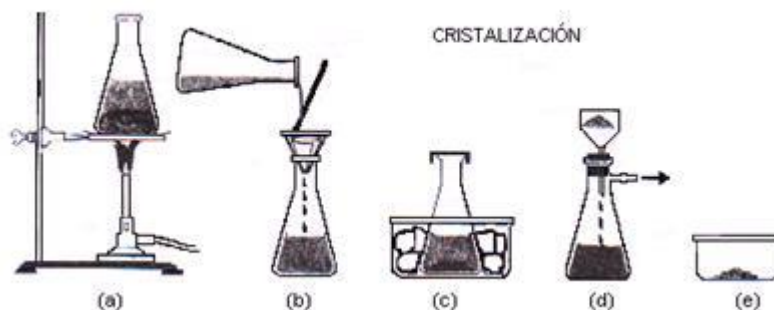
El petróleo crudo es una mezcla de centenares de hidrocarburos diferentes. Para su mejor aprovechamiento, a partir de él se separan fracciones en las refinerías, que se llevan a cabo en las **torres de fraccionamiento y el proceso es la destilación fraccionada**. Estas torres están constituidas por cilindros de acero de hasta 40 mts de altura que tienen en su interior una serie de bandejas perforadas, montadas una encima de otra. La temperatura en la base de la torre es elevada y va disminuyendo en forma gradual y uniforme a medida que se asciende. La destilación fraccionada no altera la estructura molecular de los hidrocarburos, es un método físico con el que se produce la separación de componentes. Las fracciones que se extraen de una torre de destilación son, fundamentalmente: gas de refinería, nafta, querosén, gasoil y un residuo, el asfalto.

Se calienta el petróleo en un horno a 400° C y se lo introduce en la parte inferior de la columna. Los vapores provenientes del petróleo caliente se elevan por la torre y van tomando contacto con los diferentes platos. Cuando un hidrocarburo toma contacto con un plato cuya temperatura es inferior a su punto de ebullición, condensa. De esta manera, los hidrocarburos más volátiles (de menor punto de ebullición) burbujan a través del líquido que se acumula en los platos de los diferentes niveles y llegan a la parte superior, donde se condensan. Mientras tanto, los componentes menos volátiles (de mayor punto de ebullición) pasan al estado líquido cerca de la base de la columna, lo cual da origen a fracciones más viscosas.



Cristalización: se emplea este método para separar sólidos que cristalizan de la solución en la que se hallan disueltos.

Por ejemplo: sal de agua; Azufre (S) disuelto en Sulfuro de Carbono ($C S_2$). si una solución de Azufre (S) en sulfuro de Carbono se coloca en una cápsula de porcelana y se deja el sistema en reposo, luego de unas horas se observan cristales octaédricos de Azufre.



Ejercitación Propuesta:

- 1) Indicar cuáles de los siguientes sistemas se pueden separar o no:
 - a- Salmuera
 - b- agua pura
 - c- agua de mar
 - d- alcohol
 - e- petróleo

- 2) de la siguiente lista: *destilación – emulsión – niebla – filtración*
Seleccione:
 - a- El nombre de una mezcla del tipo aceite – agua
 - b- Un ejemplo de un sistema heterogéneo
 - c- Un método que permita separar los componentes de una solución

- 3) para cada una de las siguientes afirmaciones, indiquen si es correcto o no y por qué:
 - a- el petróleo es un Hidrocarburo
 - b- la filtración es un método de fraccionamiento
 - c- el volumen es una propiedad extensiva

- 4) qué método emplearía para realizar las siguientes separaciones?
 - a- limaduras de Hierro (Fe) y virutas de madera
 - b- vidrio molido y sacarosa (azúcar)
 - c- agua pura a partir de una mezcla de hielo y sal
 - d- escamas de Oro (Au) y agua
 - e- agua y arena

- 5) por medio de esquemas explique:
 - a- tamización
 - b- decantación
 - c- filtración
 - d- destilación

- 6) indicar la técnica de separación utilizada y la propiedad física en la que se basa la separación de los sistemas:
 - a- agua salada
 - b- alcohol y agua
 - c- Hierro (Fe) y Azufre (S)
 - d- agua y aceite
 - e- almidón y sal

Estructura Atómica

Las primeras ideas

Las sustancias puras se clasifican como elementos o compuestos. Pero ¿a qué se debe que una sustancia tenga propiedades únicas o exclusivas? ¿Cuán pequeño debe ser un grano de sal para seguir siendo salado?. Las sustancias se encuentran en su forma identificable más simple a nivel atómico, iónico o molecular. Si las seguimos dividiendo, sus propiedades características se pierden.

¿Qué partículas hay dentro de un átomo o ión? ¿Cómo son estas partículas diminutas? ¿En qué difieren? ¿Hasta dónde podemos seguir dividiéndolas?. Los alquimistas iniciaron la búsqueda, los primeros químicos establecieron las bases, y los químicos modernos continúan construyendo y desarrollando los modelos del átomo.

Los antiguos filósofos griegos postularon los primeros modelos atómicos, entre ellas que todas las formas de materia podían dividirse hasta obtener partículas muy pequeñas, indivisibles, a las que llamó *átomos*, término derivado de la palabra griega *átomon*, que significa indivisible. Sostenían que los átomos estaban en movimiento constante y que se combinaban entre sí de distintas maneras.

Modelo atómico de Dalton

Más de 2000 años después de los griegos, el maestro inglés John Dalton (1766-1844) revivió el concepto de los átomos y propuso un modelo atómico con base en hechos y pruebas experimentales. La esencia del **modelo atómico de Dalton** puede resumirse así:

1. los elementos se componen de partículas diminutas e indivisibles, llamadas **átomos**.
2. los átomos del mismo elemento tienen masa y tamaño semejantes.
3. átomos de elementos distintos tienen masa y tamaño diferentes.
4. los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de elementos distintos.
5. los átomos se combinan para formar compuestos, en proporciones numéricas sencillas, como uno a uno, dos a dos, dos a tres, etc.
6. los átomos de dos elementos pueden combinarse en diferentes proporciones para formar más de un compuesto.

Las principales premisas de su modelo continúan siendo válidas, pero deben modificarse algunos de sus enunciados, porque investigaciones posteriores han demostrado que:

1. los átomos se componen de partículas subatómicas;
2. no todos los átomos de un elemento específico tienen la misma masa, y
3. en ciertas condiciones, los átomos se pueden descomponer.

De lo expuesto anteriormente, podemos definir:

Átomo: *es la menor porción de materia capaz de combinarse.*

Molécula: *es la menor porción de sustancia que puede existir en estado libre conservando todas las propiedades de esa sustancia.*

De acuerdo a estos conceptos podemos postular:

- Cada sustancia está formada por moléculas.
- Esta molécula puede estar formada por uno o por varios átomos.
- Las moléculas de las sustancias simples están formadas por uno o por varios átomos iguales.
- Las moléculas de las sustancias compuestas están formadas, por lo menos, por dos clases diferentes de átomos.
- Las sustancias simples cuya molécula está formada por un solo átomo constituyen moléculas monoatómicas, como la molécula de los gases nobles y de muchos metales al estado de vapor. Ej.: Helio (He), Neón (Ne), Sodio (Na).
- Las sustancias simples cuya molécula está formada por varios átomos iguales constituyen moléculas poliatómicas. Ej.: hidrógeno (H₂), nitrógeno (N₂).

Al número de átomos que forman la molécula de una sustancia simple, la llamamos **atomicidad**.

Sustancia simple	Atomicidad	Notación
Neón, Helio, Sodio, Potasio	<i>monoatómicas</i>	Ne – He – Na - K
Hidrógeno, Nitrógeno, Oxígeno, Cloro	<i>biatómicas</i>	H ₂ - N ₂ - O ₂ – Cl ₂
Ozono	<i>triatómica</i>	O ₃
Fósforo, Arsénico	<i>tetratómicas</i>	P ₄ , As ₄
Azufre	<i>octatómica</i>	S ₈

El número de átomos que constituye la molécula de una sustancia simple se escribe como subíndice. En las moléculas de las sustancias compuestas, por extensión, se aplican los términos biatómicas, triatómicas, etc., según su molécula posea 2,3 etc., átomos.

Ejemplos:

Molécula de H₂O : triatómica

Molécula de H₂SO₄ : heptatómica

Molécula de HCl : biatómica

Partículas Subatómicas

El concepto del átomo – una partícula tan pequeña que aún no ha podido verse ni con el microscopio más poderos – y la determinación de su estructura constituyen uno de los logros más grandes de la creatividad del intelecto humano.

Cuando nos referimos al átomo de un elemento, aislamos un solo átomo de la multitud a fin de presentar al elemento en su forma más simple. ¿Qué es esa partícula diminuta a la que llamamos átomo? El diámetro de un solo átomo varía de 0.1 a 0.5 nanómetros (1nm = 1x 10⁻⁹ m); el hidrógeno, el más pequeño de los átomos tiene un diámetro aproximado de 0.1 nm. Así de pequeños como son los átomos, contienen partículas aún más pequeñas, las **partículas subatómicas, tales como electrones, protones y neutrones.**

El **electrón (e⁻)** es una partícula con carga eléctrica negativa y una masa de 9.110 x 10⁻²⁸ grs. Esta masa es 1/1837 de la masa de un átomo de hidrógeno y corresponde a 0.0005486 unidades de masa atómica (uma). Una unidad de masa atómica tiene una masa de 1.6606 x 10⁻²⁴ grs. En la práctica a la carga eléctrica del electrón se le asigna un valor relativo de (- 1).

El **protón (p)** es una partícula cuya masa relativa es de 1 uma y su masa real es de 1.673x10⁻²⁴ grs. Su carga relativa es (+ 1), y es igual en magnitud, pero de signo contrario, que la del electrón. La masa de un protón es sólo un poco menor que la de un átomo de hidrógeno.

En el **modelo atómico de Thomson** se postuló que los átomos contenían tanto partículas con carga negativa como carga positiva, por lo que son eléctricamente neutros. Un átomo neutro puede convertirse en ión por ganancia o pérdida de electrones.

La existencia de iones positivos se explicó asumiendo que el átomo neutro perdía electrones. Un átomo con una carga neta de (+1) (por ejemplo Na⁺) ha perdido un electrón. Un átomo con una carga neta de + 3 (por ejemplo Al⁺³) ha perdido tres electrones. En cambio la existencia de los iones negativos se explicó suponiendo que pueden agregarse electrones adicionales a los átomos. Una carga neta de (-2) (por ejemplo O⁻² o S⁻²) se produce por adición de dos electrones.

El **neutrón (n)** es la tercera partícula subatómica, no tiene carga positiva ni negativa y su masa relativa aproximada es 1 uma. Su masa real (1.675x10⁻²⁴ grs.) es sólo un poco mayor que la de un protón

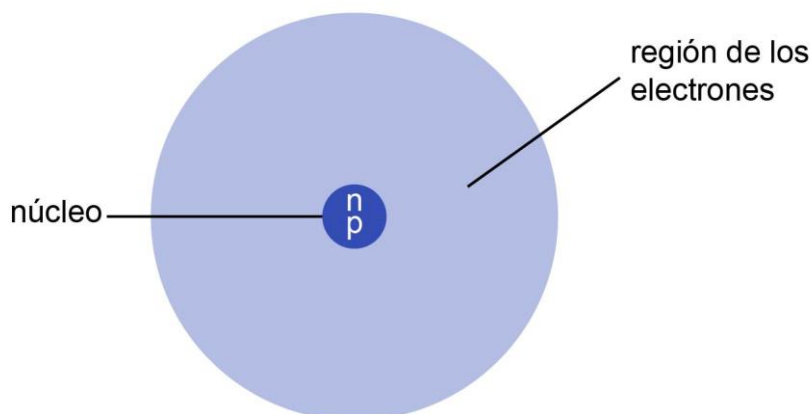
Carga eléctrica y masa relativa de electrones, protones y neutrones

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica relativa	Masa relativa (uma)	Masa real (g)
Electrón	e ⁻	-1	1/1837	9.110x10 ⁻²⁸
Protón	P	+1	1	1.673x10 ⁻²⁴
Neutrón	N	0	1	1.675x10 ⁻²⁴

Casi todas las propiedades químicas ordinarias de la materia pueden explicarse en términos de que los átomos están constituidos por electrones, protones y neutrones

Distribución general de las partículas subatómicas

Mediante experimentos, se ideó un modelo atómico y la ubicación de sus partículas subatómicas en el cual cada átomo está formado por un **núcleo** rodeado por electrones. El núcleo contiene protones y neutrones, pero no electrones. En un átomo neutro, la carga positiva del núcleo (debido a sus protones) queda compensada por la carga negativa de los electrones. Como la carga de un electrón es igual pero de signo contrario a la de un protón, un átomo neutro debe contener exactamente el mismo número de electrones y protones.



Número atómico y número másico

Se llama **número atómico Z** al número de protones o de electrones que tiene un átomo.

Número másico A es el número que resulta de sumar los protones más los neutrones del número atómico Z.

$$A = Z + N$$

A = número másico

Z = número atómico

N = número de neutrones

El número másico **A** es un número entero y tiene un valor igual o muy aproximado al del peso atómico de cada elemento

En los siguientes esquemas (*notación isotópica*) observamos que a la izquierda del símbolo, en la parte superior, se escribe el número másico que es muy próximo al peso atómico y en la inferior el número atómico

$^{16}_8\text{O}$ oxígeno 16: número másico **A**
8: número atómico **Z**

$^{23}_{11}\text{Na}$ sodio 23: número másico **A**
11: número atómico **Z**

No necesitas memorizar el número atómico, es muy común encontrarlos en la tabla periódica

Isótopos de los elementos

Todos los átomos de un elemento dado tienen la misma cantidad de protones. Las pruebas han demostrado que, en la mayor parte de los casos, la masa de todos los átomos de un elemento dado no era idéntica. Esto se debe a que átomos de un mismo elemento pueden tener cantidades distintas de neutrones en sus núcleos.

*Los átomos de un elemento que tienen el mismo número atómico pero distinta masa atómica se llaman **isótopos** del elemento.* Los átomos de varios isótopos de un elemento tienen, en consecuencia, la misma cantidad de protones y electrones, pero cantidades distintas de neutrones.

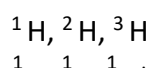
Se conocen tres isótopos del Hidrógeno (número atómico: 1). Cada uno tiene un protón en el núcleo y un electrón.

Isótopos del Hidrógeno

	Protio	Deuterio	Tritio
Número de neutrones	-----	1	2
Número de masa	1	2	3



Los tres isótopos del hidrógeno se pueden representar:



Casi todos los elementos se encuentran en la naturaleza como mezclas de isótopos. Sin embargo, no todos los isótopos son estables; algunos son radiactivos y están en continua descomposición para formar otros elementos

Isóbaros

Son átomos que tienen el mismo número másico y distinto número atómico. Por lo tanto, pertenecen a distintos elementos (por tener distinto número atómico). Ejemplo:



Iones

Los iones son partículas con carga eléctrica. Es decir que el número de protones no es igual al número de electrones. Esto puede deberse a una pérdida o ganancia de electrones. Si **un átomo pierde electrones**, se transforma en **ion positivo llamado catión**, y queda con tantas cargas positivas como electrones haya perdido. Si **un átomo gana electrones**, se transforma en **ión negativo llamado anión**, y queda con tantas cargas negativas como electrones haya ganado.

Veamos algunos ejemplos:



El átomo de Na es neutro y cuando pierde un electrón se transforma en catión Na^+ .



En este caso el átomo de cloro neutro gana un electrón y se transforma en anión cloruro.

Recordá que siempre son los electrones los que se ganan o pierden y no los protones.

La modificación en el número de protones en un átomo significa la transformación de un elemento en otro. Esto ocurre durante las reacciones nucleares, en las estrellas, en los reactores nucleares o durante una explosión atómica.

Ejercitación Propuesta

Para todos los ejercicios, emplear la Tabla periódica

1) Completar el siguiente cuadro para las siguientes especies, e identificar la presencia de isótopos.

Símbolo	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones
$^{13}\text{C}_6$	6	13	6	6	7
	5				6
			20		20
	11	23			
		14		6	
		24			12
	31			15	

2) Tres átomos tienen los siguientes valores de A y N (neutrones)

- a- $A_1 = 16$ $N_1 = 8$
- b- $A_2 = 17$ $N_2 = 9$
- c- $A_3 = 18$ $N_3 = 10$

¿son Isótopos entre sí?

3) Calcula el número de protones, electrones y neutrones de los siguientes átomos e indica cuáles de ellos son isótopos:

- a- $A = 23$ $Z = 11$
- b- $A = 4$ $Z = 2$
- c- $A = 37$ $Z = 17$
- d- $A = 35$ $Z = 17$

4) Observa el cuadro y responde:

- a- AyB ¿son isótopos del mismo elemento?
- b- Ay D ¿son isótopos del mismo elemento?
- c- ¿cuál es el número másico de A y B?
- d- ¿cuál es el número atómico de C y D?

	Átomo A	Átomo B	Átomo C	Átomo D
Número de protones	10	11	11	10
Número de neutrones	11	10	11	10
Número de electrones	10	11	11	10

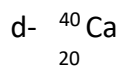
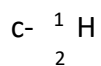
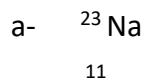
5) un átomo tiene 6 protones y 4 neutrones:

a-¿Cuál es su número atómico?

b-¿Cuál es su número másico?

c-¿Cuántos electrones tiene?

6) se tiene los siguientes átomos. Indicar el número de protones, electrones y neutrones cada uno de ellos.



7) nombrar las subpartículas de las que está compuesto un átomo

8) A que se llama número atómico y número másico

9) completar el siguiente cuadro:

Elemento	símbolo	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones
			131		54	
	F			9		
		24				28
Circonio			91			
	In				49	

Bibliografía

- ✓ Química General e Inorgánica – Héctor Serventi – Ed. Losada
- ✓ Química Material de estudio y ejercitación – ciclo básico común 2006/2007 – Ed. CCC Educando
- ✓ Fundamentos de Química – Hein y Arena – Ed. Thomson
- ✓ Química Activa – Ed. Puerto de Palos
- ✓ Física y Química 3 – Saber es clave- Ed Santillana