

QUÍMICA GENERAL

Profesorado de Educación Secundaria en Física



Unidad I CONCEPTOS FUNDAMENTALES

AL ALUMNO: El apunte aquí desarrollado tiene como finalidad orientar la búsqueda bibliográfica que necesariamente se debe hacer en el estudio de un determinado contenido. De ninguna manera intenta reemplazar a un libro. Se sugiere tomarlo como guía y buscar los temas aquí tratados en la bibliografía sugerida, para elaborar un material personal de estudio para consulta y para el examen final de la asignatura.

UNIDAD I

CONTENIDOS

1.1 Materia y energía. **1.2** Química: una visión molecular de la materia. **1.3** Estados de la materia. **1.4** Propiedades químicas y propiedades físicas. **1.5** Cambios químicos y cambios físicos. **1.6** Mezclas, sustancias, compuestos y elementos. **1.7** Mediciones en química. **1.8** Unidades de medida. **1.9** Método del factor unitario (análisis dimensional). **1.10** Átomo. Partículas fundamentales del átomo. **1.11** Carga nuclear. **1.12** Número másico. **1.13** Isótopos. **1.14** Molécula. **1.15** Masa atómica relativa. **1.16** Masa molecular relativa. **1.17** Número de Avogadro. **1.18** Mol. **1.19** Masa molar. **1.20** Volumen molar normal de un gas.

BIBLIOGRAFÍA:

- Chang, R., & Goldsby, K. (2017). "Química". (12a. ed.). McGRAW HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V. España
- Petrucci, R., Herring, F., Madura J., y Bissonnette, C., (2011). Química General. 10ª edición. Pearson Educación, S. A., Madrid.
- Whitten, K; Davis, R & col. (2015). "Química". 10ª ed. Cengage Learning Editores. México D.F.

Química es la ciencia que describe la materia –sus propiedades, los cambios que experimenta, y los cambios energéticos que acompañan a esos procesos.

1.1 MATERIA Y ENERGÍA

Materia es todo lo que tiene masa y ocupa espacio. **Masa** es una medida de la cantidad de materia de una muestra de cualquier material. Cuanto más masivo es un objeto, tanta más fuerza se necesita para ponerlo en movimiento. Todos los cuerpos se componen de materia. Nuestros sentidos de la vista y el tacto suelen indicarnos que un objeto ocupa espacio; sin embargo, en el caso de los gases incoloros, inodoros e insípidos (como el aire) nuestros sentidos nos pueden fallar.

La **energía** se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Conocemos muchas formas de energía, entre ellas: la mecánica, luminosa, eléctrica y calorífica. Las plantas utilizan la energía luminosa proveniente del sol para crecer, la energía eléctrica nos permite iluminar una habitación con un golpecito al interruptor, y con la energía calorífica cocinamos nuestros alimentos y calentamos nuestros hogares. La energía puede clasificarse en dos tipos principales: energía cinética y energía potencial.

Un cuerpo en movimiento, como una piedra rodando, posee energía debido a su movimiento.

las reacciones químicas. Estas observaciones se resumen en la **ley de la conservación de la materia**.

No hay cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química o durante un cambio físico.

Este enunciado es un ejemplo de una **ley científica (natural)**: un enunciado general que se basa en el comportamiento observado de la materia del que no se conocen excepciones. Una reacción nuclear, en la que la masa se convierte en energía o, en ocasiones, la energía en materia, *no* es una reacción química.



Fig. 3. Reacción de combustión del Magnesio. El magnesio se quema en oxígeno para formar óxido de magnesio: un sólido blanco. La masa de óxido de magnesio que se forma es igual a la suma de las masas de magnesio

Ley de la conservación de la energía

En las reacciones químicas exotérmicas, la *energía química* suele convertirse en *energía calorífica*.

Algunos procesos exotérmicos involucran otros tipos de cambios energéticos. Por ejemplo, en algunos de estos se libera energía luminosa sin calor, y en otros se produce energía eléctrica sin calor o luz. En las reacciones *endotérmicas*, las energías calorífica, luminosa o eléctrica se convierten en energía química. Aunque las reacciones químicas siempre vienen acompañadas por cambios de energía, algunas transformaciones de la energía no implican cambio químico alguno. Por ejemplo, la energía calorífica puede convertirse en energías eléctrica o mecánica sin que ocurra ningún cambio químico en forma simultánea. En muchos experimentos se ha demostrado que toda la energía que interviene en cualquier cambio químico o físico aparece en alguna forma luego del cambio. Estas observaciones se resumen en la **ley de la conservación de la energía**:

En una reacción química o en un cambio físico, la energía no se crea ni se destruye: sólo puede convertirse de una forma a otra.

1.2 Ley de la conservación de la materia y de la energía

Con el surgimiento de la era nuclear en la década de 1940, los científicos y, por lo tanto, el mundo, se dieron cuenta de que la materia podía convertirse en energía. En las reacciones nucleares la materia se transforma en energía. La relación entre materia y energía está dada por la ahora famosa ecuación de Albert Einstein:

$$E = mc^2$$

Esta ecuación nos indica que la cantidad de energía que se desprende cuando la materia se transforma en energía es igual a la masa de materia transformada multiplicada por la velocidad de la luz al cuadrado. Incluso una bomba de hidrógeno convierte sólo una pequeña cantidad de materia a energía. Hasta ahora no hemos observado (a sabiendas) la transformación a gran escala de energía en materia. Sin embargo, ocurre a muy pequeña escala en los aceleradores de partículas ("rompedores de átomos") que se emplean para inducir reacciones nucleares. Ahora que se conoce la equivalencia entre materia y energía, la **ley de la conservación de la materia y de la energía** puede enunciarse en una oración sencilla:

La cantidad combinada de materia y energía del universo es constante.

1.3 Estados de la materia

La materia puede clasificarse en tres estados (figura 4), a pesar de que muchos de nosotros podemos pensar en ejemplos que no encajan por completo en alguna de las tres categorías. En el estado **sólido**, las sustancias son rígidas y tienen forma definida. El volumen de los sólidos no varía mucho con los cambios de temperatura o presión. En los sólidos cristalinos, las partículas individuales que los componen ocupan posiciones definidas en la estructura cristalina. Las fuerzas de las interacciones entre las partículas individuales determinan la dureza y resistencia de los cristales. En el estado **líquido**, las partículas individuales se encuentran confinadas a un volumen dado. Un líquido fluye y toma la forma del recipiente que lo contiene debido a que sus moléculas están orientadas al azar y las fuerzas de atracción entre ellas son menores en comparación con los sólidos.

Los líquidos son muy difíciles de comprimir porque sus moléculas están muy cerca unas de otras. Los **gases** son mucho menos densos que los sólidos y líquidos, y ocupan todas las partes de cualquier recipiente en el que estén confinados. Los gases pueden expandirse en forma indefinida y se comprimen con facilidad. Concluimos que los gases están formados principalmente por espacio vacío, lo que significa que sus partículas individuales están muy separadas.

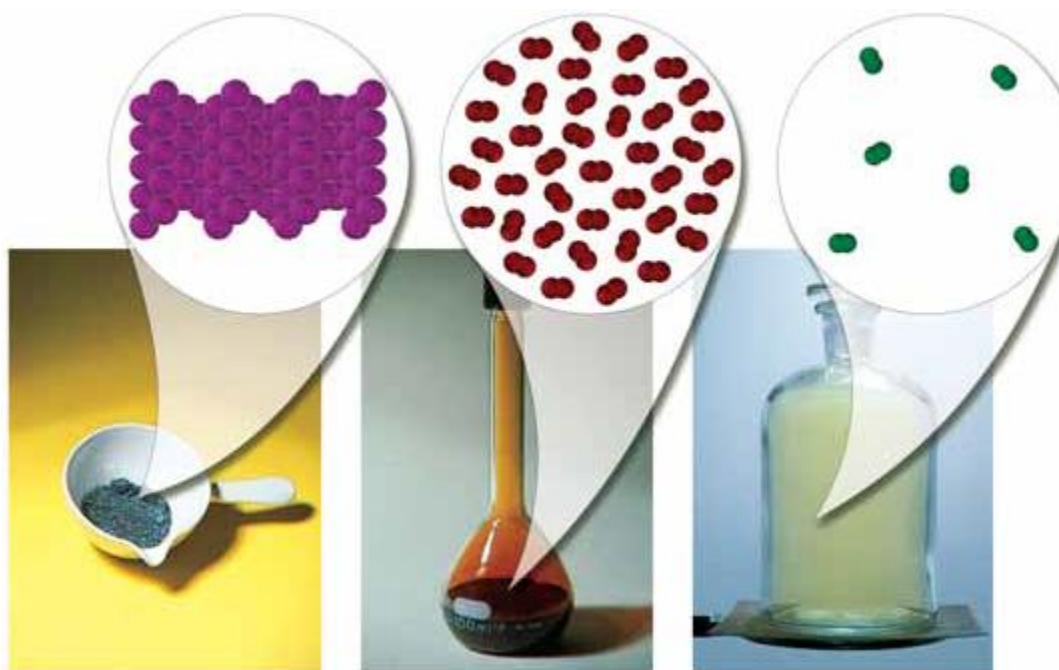
A. $I_2(s)$ yodoB. $Br_2(l)$ bromoC. $Cl_2(g)$ cloro

Fig.4. Estados de agregación de la material.

1.4 Propiedades químicas y propiedades físicas

Para diferenciar entre muestras de diferentes tipos de materia, determinamos y comparamos sus **propiedades**. Distinguimos diferentes tipos de materia por sus propiedades, las cuales se clasifican de manera general en propiedades químicas y propiedades físicas.

La materia exhibe sus **propiedades químicas** cuando cambia de composición. Estas propiedades de las sustancias tienen relación con el tipo de cambios químicos que experimentan dichas sustancias. Por ejemplo, describimos la combinación de magnesio metálico con oxígeno gaseoso para formar óxido de magnesio, un polvo blanco. Una propiedad química del magnesio es que puede combinarse con el oxígeno, liberando energía en el proceso. Una propiedad química del oxígeno es que se combina con el magnesio.

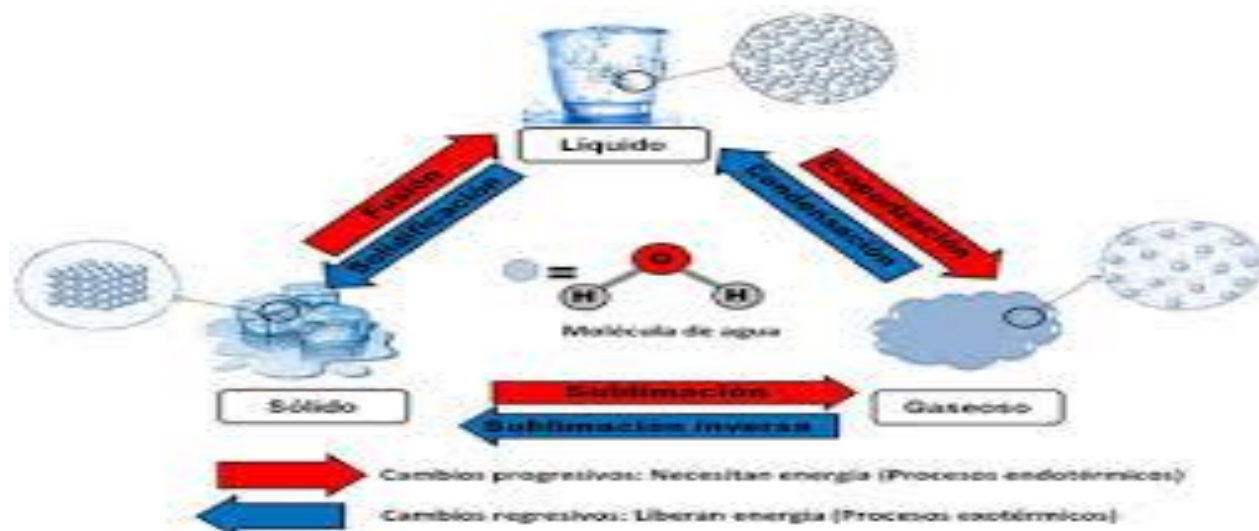


Fig.5- Cambios físicos que tienen lugar entre los tres estados físicos de la materia. La *sublimación* es la conversión directa de un sólido a gas sin pasar por el estado líquido; el proceso inverso se llama *deposición*. Los cambios que se muestran en azul son endotérmicos (absorben calor) y los que se muestran en rojo son exotérmicos (liberan calor). El agua es una sustancia que todos conocemos en los tres estados físicos. Las moléculas están muy juntas en un sólido y en un líquido, pero muy separadas en un gas. En un sólido, las moléculas ocupan una posición relativamente fija, pero en un líquido o en un gas pueden fluir entre sí.

Todas las sustancias también exhiben **propiedades físicas** que pueden observarse *sin que haya cambio alguno de composición*. El color, densidad, dureza, punto de fusión, punto de ebullición y conductividades térmica y eléctrica son propiedades físicas. En una sustancia, algunas de estas propiedades dependen de las condiciones, como temperatura o presión, en las que se miden. Por ejemplo, el agua es un sólido (hielo) a baja temperatura, pero es un líquido a temperatura alta y a temperatura más alta es un gas (vapor). Aunque el agua cambie su estado físico, su composición es constante: no cambia; sus propiedades químicas cambian muy poco. Por otra parte, las propiedades físicas del hielo, agua líquida y vapor son muy distintas entre sí (figura 5). Las propiedades de la materia pueden clasificarse de otras maneras tomando en cuenta si dependen o no de la *cantidad* de sustancia presente. El volumen y la masa de una muestra dependen de, y son directamente proporcionales a, la cantidad de materia en esa muestra. Estas propiedades que dependen de la cantidad de materia reciben el nombre de **propiedades extensivas**.

En contraste, el color y punto de fusión de una sustancia son iguales para una muestra pequeña y para una grande. A las propiedades de este tipo, que son independientes de la cantidad de materia, se les da el nombre de **propiedades intensivas**. Todas las propiedades químicas son intensivas.

Debido a que dos sustancias distintas no tienen, en las mismas condiciones, propiedades químicas o físicas idénticas, podemos identificarlas y distinguirlos de otras sustancias. Por ejemplo, el agua es el único líquido claro e incoloro que se congela a 0 °C y hierve a 100 °C a una atmósfera de presión, disuelve a una gran variedad de sustancias (p. ej., al sulfato de cobre (II)) y reacciona con violencia con el sodio (véase la figura 6). En la tabla 1 se comparan las propiedades físicas de unas cuantas sustancias. Una muestra de cualquiera de esas sustancias puede distinguirse observando sus propiedades.



A-física. Funde a 0°C B. Física. Hierve a 100°C C. Física. Disuelve una Infinidad de sustancia Ej. sulfato de cobre (II) D. Química. Reacciona Violentemente con sodio.

Fig.6- Algunas propiedades físicas y químicas del agua

Tabla 1. Propiedades físicas de algunas sustancias comunes (a 1 atm de presión)

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	SOLUBILIDAD A 25° C (g/100 g)		Densidad (g/cm ³)
			En agua	En alcohol etílico	
Ácido acético	16.6	118.1	infinito	infinito	1.05
Benceno	5.5	80.1	0.07	infinito	0.879
Bromo	-7.1	58.8	3.51	infinito	3.12
Hierro	1530	3000	insoluble	insoluble	7.86
Metano	-182.5	-161.5	0.0022	0.033	6.67 × 10 ⁻⁴
Oxígeno	-218.8	-183.0	0.0040	0.037	1.33 × 10 ⁻³
Cloruro de sodio	801	1473	36.5	0.065	2.16
Agua	0	100	—	infinito	1.00

1.5 Cambios químicos y cambios físicos

Describimos la reacción de magnesio cuando arde en oxígeno (véase la figura 3). Ésta es un *cambio químico* o *reacción química*. En todo **cambio químico**, 1) una o más sustancias se consumen (al menos en forma parcial), 2) una o más sustancias se forman y 3) se absorbe o se libera energía. A medida que las sustancias químicas experimentan cambios, exhiben sus propiedades químicas. Por otra parte, un **cambio físico** ocurre *sin cambios en la composición química*. Las propiedades físicas suelen alterarse de manera significativa mientras la materia experimenta cambios físicos (figura 5). Además, un cambio físico *puede* sugerir que también está ocurriendo un cambio químico; por ejemplo, un cambio de color, un calentamiento o la formación de un sólido cuando se mezclan dos soluciones podrían indicar un cambio químico.

Cuando ocurren cambios químicos o físicos siempre hay absorción o liberación de energía. Para fundir hielo se necesita energía, y se requiere de ésta para hervir agua. Al contrario, la condensación de vapor de agua para formar agua líquida siempre tiene lugar con liberación de energía, como también ocurre en la congelación de agua líquida para formar hielo. Los cambios de energía que acompañan a estos cambios físicos del agua se muestran en la figura 7.

A la presión de una atmosfera, el hielo siempre se funde a la misma temperatura (0 °C) y el agua pura siempre hierve a 100 °C.

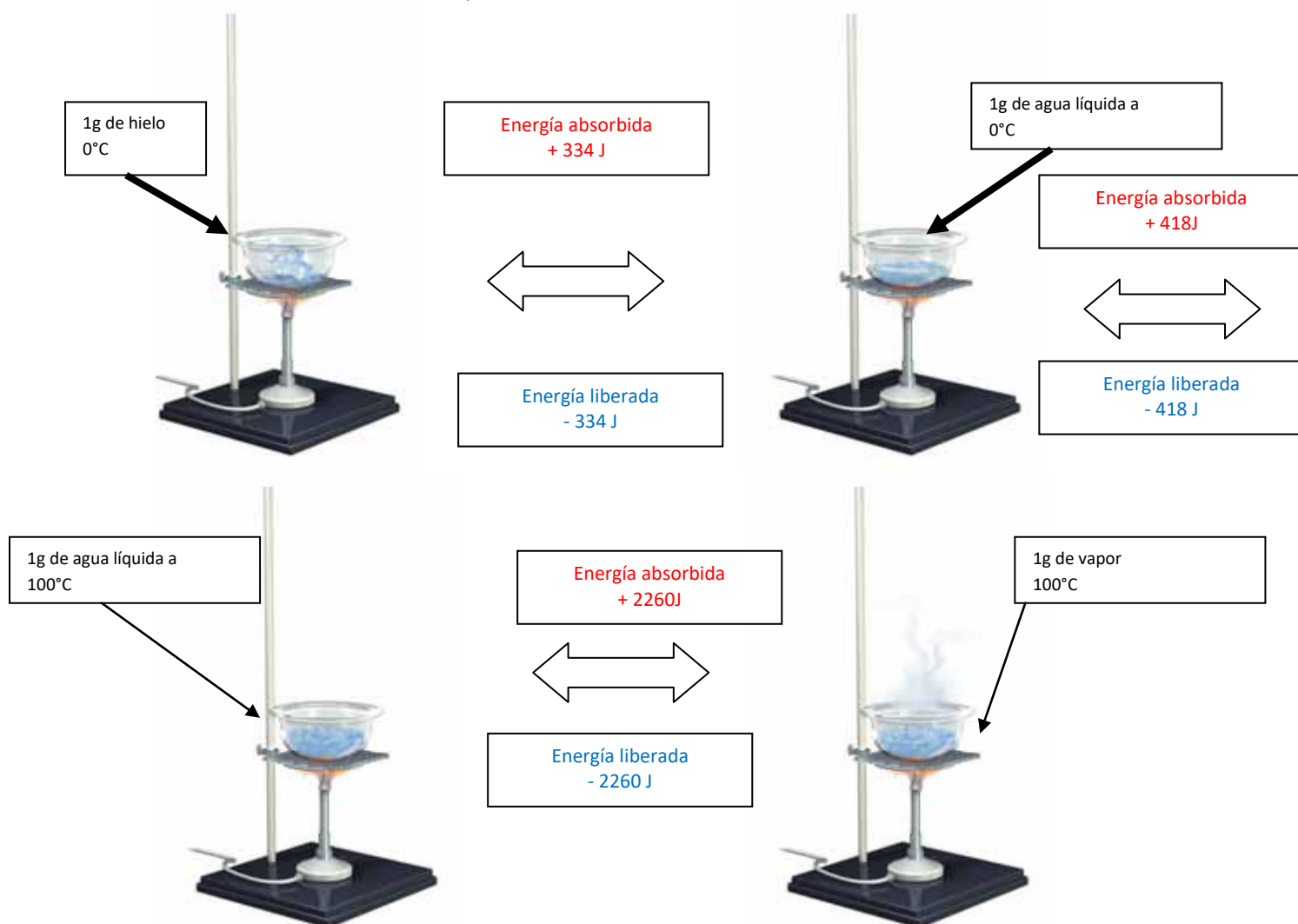


Fig. 7- Cambios de energía que acompañan a ciertos cambios físicos del agua. La unidad de energía joule (J) se definirá en la sección 1.13. La absorción de energía se indica con signo positivo, y la liberación de energía se denota con signo negativo.

1.6 Mezclas, sustancias, compuesto y elementos

Una **mezcla** resulta de la combinación de dos o más sustancias puras en las que cada sustancia conserva su propia composición y propiedades. Casi cada muestra de materia que encontramos con frecuencia es una mezcla. El tipo de mezcla que se distingue con más facilidad es aquella cuyas partes no son uniformes. Este tipo de mezcla, en la que porciones distintas de muestra tienen propiedades diferentes distinguibles, recibe el nombre de **heterogénea**. Algunos ejemplos que podemos mencionar son las mezclas de sal y carbón (en la cual los dos componentes de color diferente pueden distinguirse con facilidad a simple vista), el aire brumoso (en el cual están suspendidas gotitas de agua) y una sopa de vegetales. Otro tipo de mezcla tiene propiedades uniformes en todas sus partes; esta mezcla se describe como **mezcla homogénea** y también recibe el nombre de **solución**. Entre los ejemplos que podemos mencionar están las mezclas de sal y agua; algunas *aleaciones*, que son mezclas homogéneas de metales en estado sólido; y el aire (libre de niebla o materia corpuscular). El aire es una mezcla de gases y sus componentes principales son nitrógeno, oxígeno, argón, dióxido de carbono y vapor de agua. Sólo hay trazas de otros componentes en la atmosfera.

Una característica importante de todas las mezclas es que pueden tener composición variable. (Por ejemplo, podemos preparar un número infinito de mezclas diferentes de sal y azúcar variando las cantidades relativas de estos dos componentes.) En consecuencia, si se repite un experimento utilizando mezclas de fuentes distintas se pueden obtener resultados diferentes, en tanto que el mismo tratamiento de una muestra pura siempre arrojará los mismos resultados.

Desde el momento en que pudieron distinguirse las mezclas homogéneas de las sustancias puras y se desarrollaron métodos para separar mezclas y para estudiar las sustancias puras, se empezaron a obtener resultados consistentes. Esto dio como resultado propiedades químicas reproducibles, las cuales formaron las bases del progreso real en el desarrollo de la química.

Las mezclas pueden separarse por medios físicos porque cada componente conserva sus propiedades. Por ejemplo, se puede separar una mezcla de sal disuelta en agua evaporando el agua, con lo cual se recupera la sal en estado sólido. Para separar una mezcla de sal y arena, primero podríamos tratarla con agua para disolver la sal, luego separar la arena por filtración y entonces evaporar el agua para recuperar la sal sólida. El polvo de hierro muy fino puede mezclarse con azufre pulverizado para obtener lo que en apariencia parecería una mezcla homogénea; sin embargo, separar los componentes de esta mezcla es sencillo. El hierro puede separarse con un imán o se puede disolver el azufre con disulfuro de carbono, el cual no disuelve al hierro (figura 8).

En cualquier mezcla, 1) la composición puede variarse y 2) cada componente de la mezcla conserva sus propiedades únicas.



Una mezcla de hierro y azufre es una mezcla *heterogénea*.



Al igual que cualquier mezcla, ésta puede separarse por medios físicos, como quitar el hierro con un imán

Fig. 8-Separación de mezclas por métodos físicos.

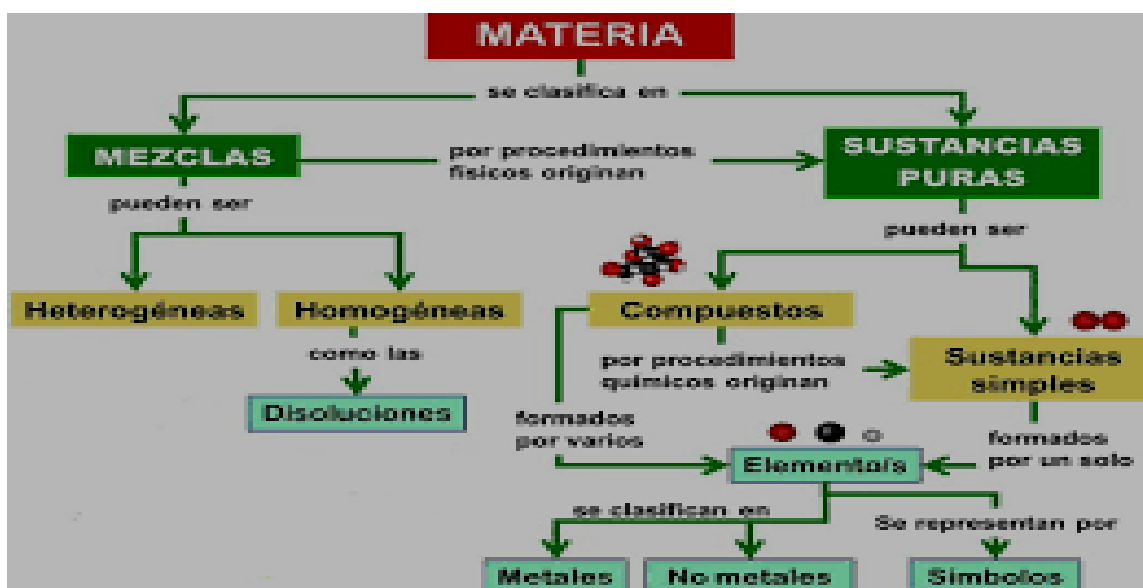


Fig.9- Esquema de clasificación de la materia. Las flechas indican los medios generales mediante los cuales se puede separar la materia.

Imagine que tenemos agua fangosa de un río (una mezcla heterogénea). Primero podríamos separar el fango del líquido por filtración; luego, podríamos separar el aire disuelto calentando el agua. Los sólidos disueltos podrían separarse enfriando la muestra hasta que parte de ella se congele; en seguida se separa el líquido que no se congeló y a continuación se funde el hielo. Los demás componentes disueltos podrían separarse por destilación u otros métodos, y finalmente tendríamos una muestra de agua pura que no podría separarse por ninguno de los métodos físicos de separación. No importa cuál sea la fuente original del agua impura —el océano, el río Paraná o jugo de fruta en lata—: todas las muestras de agua que se obtienen por purificación tienen la misma composición y, en condiciones idénticas, todas tienen las mismas propiedades.

Cualquier muestra de este tipo recibe el nombre de *sustancia*, o bien *sustancia pura*.

Una **sustancia** no puede descomponerse o purificarse por medios físicos. Una sustancia es un tipo particular de materia. Cada sustancia tiene propiedades características únicas que son diferentes de las de cualquier otra sustancia.

Ahora suponga que descompone un poco de agua haciendo pasar electricidad a través de ella (figura 10). (El proceso de *electrolisis* es una reacción química.) Vemos que el agua se convierte en dos sustancias más simples: hidrógeno y oxígeno; más importante aún: el hidrógeno y el oxígeno *siempre* están presentes en la misma proporción en masa: 11.1% a 88.9%. Estas observaciones nos permiten identificar el agua como un compuesto.

Un **compuesto** es una sustancia que puede descomponerse en otras sustancias más sencillas, por medios químicos, siempre en la misma proporción en masa.

Si continuamos este proceso a partir de cualquier sustancia, finalmente llegaremos a una etapa en que las nuevas sustancias formadas no pueden seguirse descomponiendo por medios químicos. Las sustancias del final de esta cadena reciben el nombre de *elementos*.

Un **elemento** es una sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas mediante cambios químicos.

Por ejemplo, ninguno de los dos gases que se obtuvieron por la electrólisis del agua —hidrógeno y oxígeno— puede seguir descomponiéndose; por tal razón, sabemos que son elementos.

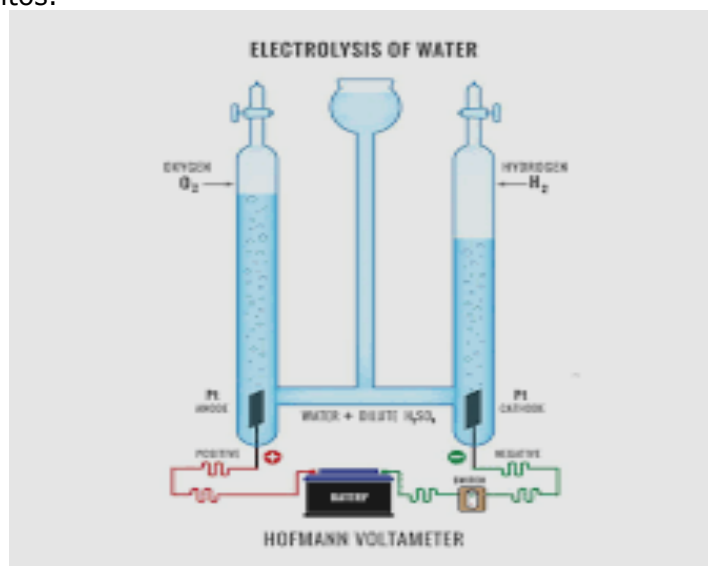


Fig. 10- Aparato de electrólisis para la descomposición química del agua, a pequeña escala y mediante energía eléctrica. El volumen de hidrógeno que se genera (*derecha*) duplica al de oxígeno (*izquierda*). Se agrega un poco de ácido sulfúrico diluido para incrementar la conductividad.

Observaciones como éstas en innumerables compuestos puros conducen al enunciado de la **ley de las proporciones definidas** (que también se conoce como **ley de la composición constante**):

Muestras diferentes de cualquier compuesto puro contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa.

Las propiedades físicas y químicas de un compuesto son totalmente diferentes de las propiedades de los elementos que lo componen. El cloruro de sodio es un sólido blanco que de ordinario se utiliza como sal de mesa. Este compuesto se forma por combinación del elemento sodio (un metal blanco plateado blando que reacciona con violencia con el agua; véase la figura 6.D) y el elemento cloro (un gas venenoso corrosivo de color verde pálido, véase la figura 4).

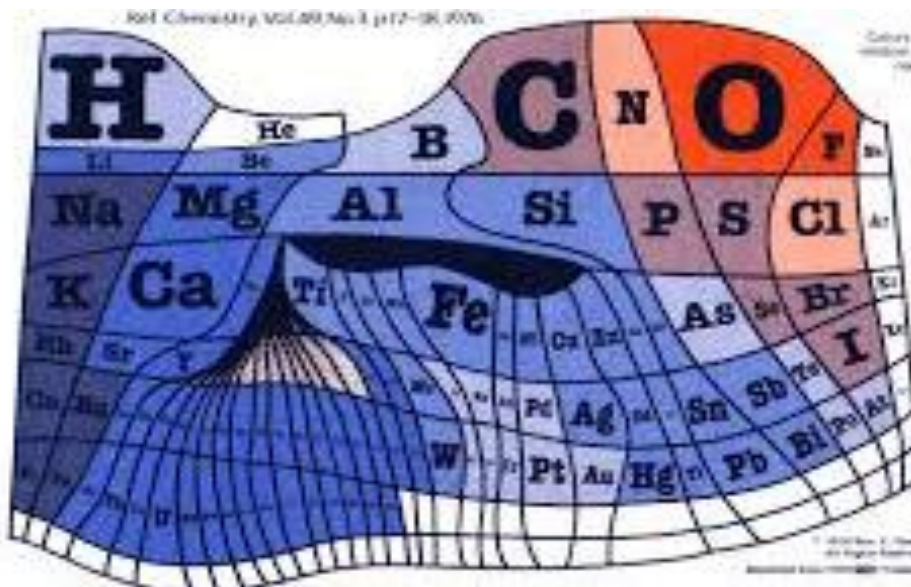
Recuerde que los elementos son sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples mediante cambios químicos. El nitrógeno, plata, aluminio, cobre, oro y azufre son otros ejemplos de elementos.

Para representar a los elementos utilizamos **símbolos**, los cuales pueden escribirse con más rapidez que los nombres y ocupan menos espacio. Los símbolos de los primeros 109 elementos se componen de una letra mayúscula o de una mayúscula y una minúscula; por ejemplo, C (carbono) o Ca (calcio). Al final de este libro aparece una lista de los elementos que se conocen y sus símbolos.

En el pasado, quienes descubrían elementos reclamaban el derecho de darles nombre, aunque existía la duda de quién había sido el primero en descubrirlos. En los tiempos modernos, a los nuevos elementos se les da nombres temporales y símbolos de tres letras con base en un sistema numérico. Estas designaciones se mantendrán hasta resolver a quién le corresponde el derecho para dar nombre a los nuevos elementos que se descubran. Las decisiones para asignar el nombre de los elementos 104 a 112 se ha encomendado a la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por su sigla en inglés): una organización internacional donde están representadas las sociedades químicas de 40 países. La IUPAC hace recomendaciones respecto de muchos asuntos de convención y terminología en química. Estas recomendaciones no tienen fuerza jurídica, pero de ordinario se consideran autorizadas en todo el mundo.

En la tabla 2 aparece una lista breve de símbolos de los elementos comunes, y muchos de los símbolos llevan la primera o dos letras del nombre de los elementos en español. Algunos otros provienen del nombre del elemento en y en algunos países se conoce al wolframio W (del alemán *Wolfram*) con el nombre de tungsteno. Es conveniente que conozca la lista de la tabla 1.3. Debe aprender el nombre y símbolo de otros elementos conforme los necesite.

La mayor parte de la corteza terrestre se compone de un número relativamente pequeño de elementos y sólo 10 de los 88 elementos de procedencia natural conforman más del 99% en masa de la corteza terrestre, océanos y atmósfera (tabla 2). El oxígeno contribuye casi con la mitad, principalmente en forma de agua y óxidos minerales. Unos cuantos elementos, la cuarta parte de los de procedencia natural, se encuentran en estado libre en la naturaleza, y el resto siempre está combinado químicamente con otros elementos. Sólo una porción muy pequeña de materia de la corteza, océanos y atmósfera terrestres forman parte de la materia viva y el elemento principal de la materia viva es el carbono; pero sólo una cantidad, en extremo pequeña, del carbono del medio ambiente se encuentra en los organismos vivos. Más de una cuarta parte de la masa total de la corteza, océanos y atmósfera terrestres se compone de silicio; sin embargo, éste no desempeña ningún rol biológico.



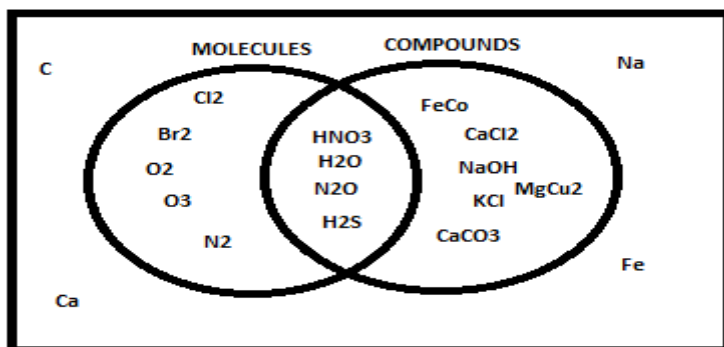
ATENCIÓN!!!!

Algunos compuestos no son moléculas... por la definición de ambos.

Un compuesto es una sustancia cuya fórmula mínima tiene al menos 2 elementos diferentes.

Una molécula es un conjunto de átomos de carga neta nula unidos por enlaces covalentes. Los átomos unidos pueden ser de elementos iguales o diferentes.

iNo todas las moléculas son compuestos y no todos los compuestos son moléculas!



Por ejemplo:

- CO₂ es una molécula y un compuesto.
- NaCl es un compuesto pero no una molécula.
- Cl₂ es una molécula pero no es un compuesto

1.7. MEDICIONES EN QUÍMICA

En la sección siguiente introduciremos los estándares de las unidades básicas de medida. Se escogieron estos estándares porque son reproducibles, no cambian y

porque nos permiten efectuar mediciones precisas. Los valores de las unidades fundamentales son arbitrarios.¹ En Estados

Unidos, todas las unidades de medida son establecidas por el Instituto Nacional de Estándares y Tecnología (nist, inicialmente la Oficina Nacional de Estándares, nbs, por su sigla en inglés). Las mediciones en el mundo científico se expresan en unidades del sistema métrico o su sucesor modernizado:

Sistema Internacional de Unidades (si). En 1964, la Oficina Nacional de Estándares adoptó el SI y se basa en las siete unidades fundamentales que aparecen en la tabla 3. Todas las demás unidades de medida se derivan de éstas.

Nosotros utilizaremos tanto unidades métricas como SI.

Aquí se emplean prefijos para indicar fracciones (submúltiplos) y múltiplos de diez. En todas las unidades de medida se utilizan los mismos prefijos; las distancias y masas de la tabla 4 ejemplifican el uso de algunos prefijos comunes y la relación entre ellos.

Tabla 3. Las siete unidades fundamentales de medida (SI)

Magnitud básica	Símbolo dimensional	Unidad básica	Símbolo de la unidad
Longitud	L	metro	m
Masa	M	kilogramo	kg
Tiempo	T	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	I	Amperio	A
Temperatura	Θ	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	N	mol	mol
Intensidad luminosa	J	candela	cd

Tabla 4 Prefijos comunes utilizados en el SI

Prefijos del Sistema Internacional (SI)					
Factor	Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo
10 ¹⁸	exa	E	10 ⁻¹	deci	d
10 ¹⁵	peta	P	10 ⁻²	centi	c
10 ¹²	tera	T	10 ⁻³	mili	m
10 ⁹	giga	G	10 ⁻⁶	micro	μ
10 ⁶	mega	M	10 ⁻⁹	nano	n
10 ³	kilo	k	10 ⁻¹²	pico	p
10 ²	hecto	h	10 ⁻¹⁵	femto	f
10 ¹	deca	d	10 ⁻¹⁸	atto	a

1.8 Unidades de medida

Masa y peso

Haremos la distinción entre masa y peso. **Masa** es la medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo (consulte la sección 1.1). La masa de un cuerpo no varía si cambia su posición; por otra parte, el **peso** de un cuerpo es una medida de

la atracción gravitacional de la Tierra por el cuerpo y varía con la distancia al centro de la misma. Un objeto pesa casi lo mismo en la cima de una montaña que en el fondo de un valle profundo. Como la masa de un cuerpo no varía con su posición, la masa es una propiedad más fundamental que su peso; sin embargo, estamos acostumbrados a usar el término "peso" cuando debemos decir "masa", porque pesar es una de las formas que hay para medir la masa (figura 11). Como es común estudiar reacciones químicas a gravedad constante, las relaciones de peso son tan válidas como las de masa. No obstante, debemos recordar que no son idénticas.

En el sistema SI, la unidad fundamental de masa es el **kilogramo**. El kilogramo se define como la masa de un cilindro de platino-iridio almacenado en una bóveda en Sèvres, cerca de París, Francia. Un objeto de 1 lb tiene una masa de 0.4536 kg. El gramo fue la unidad fundamental de masa en el primer *sistema métrico*.



Fig. 11- Balanza analítica moderna que sirve para medir masas con aproximación de 60.0001 g. La balanza analítica se usa cuando tienen que medirse masas con mucha precisión.

Masa y Peso – Relación entre Masa y Peso

Los términos masa y peso no significan lo mismo. **Masa** (m) es una medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo y no varía con su posición, **peso** (P) es la fuerza de atracción que ejerce la tierra sobre un cuerpo por acción de la gravedad y varía con la distancia al centro de la tierra.

Por ejemplo: pesamos un poco menos si estamos en la cima de una montaña que cuando estamos en tierra llana al nivel del mar.

Todo cuerpo tiene masa y peso, su masa es invariable en cualquier lugar de la tierra, inclusive es la misma en la luna, pero su peso no, ya que éste depende del lugar (la tierra o la luna) en que se encuentre.

La masa y el peso están relacionados mediante la expresión:

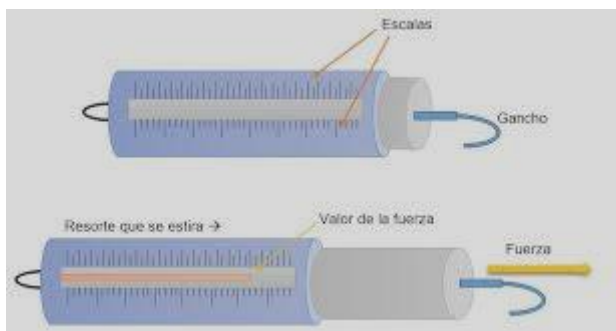
$$P = m \cdot g \quad \text{P: peso del cuerpo.}$$

$$m = \frac{P}{g} \quad \text{m: masa del cuerpo.}$$

g: aceleración de la gravedad del lugar

Masa es la relación entre la fuerza aplicada y la aceleración

El peso de un cuerpo se representa mediante un vector con dirección vertical y sentido hacia abajo.



Dinamómetro

Ejercitación:

1.- Un trozo de hierro tiene un peso igual a 37,0 kgr. Expresar dicha cantidad en:
 a) newton, b) gramo fuerza, c) dinas.

Datos: 1 kgr = 9,80 N; 1 gr = 980 dyn; 1 N = 1 x 10⁵ dyn; 1 kgr = 1 x 10³ gr

R: a) 3,63 x 10² N; b) 3,7 x 10⁴ gr; c) 362,6 x 10⁵ dyn

2.- Calcule el peso en dyn y N de un cuerpo que tiene una masa de 0,10 kg. Considere g = 9,77 m/s².

R: 9,77 x 10⁴ dyn; 9,77 x 10⁻¹ N

3.- Determine la masa de un cuerpo que pesa 2,04 N en un lugar en que la aceleración de la gravedad es 9,79 m/s².

R: 2,08 x 10⁻¹ kg

4.- Si un cuerpo pesa 3,92 x 10⁶ dyn. ¿Cuál es su masa en kg en un lugar de la tierra en que la aceleración de la gravedad es la normal?

R: 4 kg

5.- Un hombre tiene una masa de 70 kg. Calcule cuánto pesa expresado en N:

a) en la tierra : I) a 45° de latitud (gravedad normal, g = 9,80 m/s²), II) En el Ecuador (g = 9,78 m/s²) y III) en los polos (g = 9,83 m/s²); b) en la luna (g = 1,63 m/s²).

R: a) I: 6,86 x 10² N; II: 6,84 x 10² N; III: 6,88 x 10² N

masa	peso
Es la cantidad de materia que tiene un cuerpo.	Es la fuerza que ocasiona la caída de los cuerpos.
Es una magnitud escalar	Es una magnitud vectorial
Se mide con la balanza	Se mide con el dinamómetro
Su valor es constante, es decir, independiente de la altitud y latitud	Varía según su posición, es decir, depende de la altitud y latitud.
Sus unidades de medida son el gramo (g) y el kilogramo (kg)	Sus unidades de medida son el kgf y el Newton.
Sufre aceleraciones	Produce aceleraciones

Fig. 12- Diferencia entre masa y peso

Longitud

El **metro** es la unidad estándar de longitud (distancia) en los sistemas métrico y SI. El metro se define como la distancia que recorre la luz en el vacío en 1/299 792 468 segundos.

Volumen

En el sistema métrico, los volúmenes suelen medirse en litros o mililitros. Un litro (1 L) es un decímetro cúbico (1 dm³) o 1000 centímetros cúbicos (1000 cm³). Un mililitro (1 mL) es 1 cm³. En los laboratorios médicos, el centímetro cúbico (cm³) suele abreviarse cc. En el SI la unidad fundamental de volumen es el metro cúbico y el decímetro cúbico sustituye a la unidad métrica: el litro. Para medir volúmenes de líquidos se utiliza material de vidrio de diferentes tipos, y el que escogamos depende de la exactitud que queramos.

Tabla 5. Equivalencias unidades de volumen, capacidad y masa.

Unidades de volumen	m ³			dm ³			cm ³
Unidades de capacidad	kl	hl	dal	l	dl	cl	ml
Unidades de masa	t tonelada	q quintal		kg	hg	dag	g

1 l = 1 dm³ = 1 kg

1.9 Método del factor Unitario

Muchos procesos físicos y químicos pueden describirse mediante relaciones numéricas. En efecto, casi todas las ideas más útiles en ciencia deben recibir tratamiento matemático. En química se miden y se calculan muchas cosas, por lo que debemos entender cómo se utilizan los números. Dos aspectos de los números son: 1) la notación de números muy grandes o muy pequeños (notación científica) y 2) la indicación de que también conocemos los números que estamos utilizando (cifras significativas). Llevará a cabo muchos cálculos con calculadoras.

En esta sección revisaremos algunas habilidades para resolver problemas. El valor numérico de una medición *siempre* debe llevar unidades, ya sea que estemos escribiendo acerca de la cantidad, hablando de ella o utilizándola en cálculos.

Multiplicar por la unidad (por uno) no modifica el valor de una expresión. Si representamos al "uno" en forma adecuada, pueden efectuarse muchas conversiones justo "multiplicandas por uno". Este método para efectuar cálculos recibe el nombre de **análisis dimensional**, **método del factor explicitado** o **método del factor unitario**. No importa el nombre que le demos: es una herramienta matemática a prueba de principiantes.

Los **factores unitarios** pueden constituirse con dos términos cualesquiera que describan "cantidades" iguales o equivalentes de lo que estemos considerando.

Esta equivalencia permite escribir los siguientes factores de conversión:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = 1 \quad \text{o la inversa:} \quad \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 1$$

(1)

Los factores (o fracciones) (1) se denominan **factor unitario** o **factor de conversión unitario**, porque con ellos se pueden convertir, en este caso, de la unidad atm a mm Hg o la inversa, de la unidad mm Hg a atm. El numerador y denominador describen cantidades equivalentes.

En general, al aplicar el análisis dimensional se usa la relación:

Unidad Dada X Factor de Conversión = Unidad Buscada

y las unidades se cancelan de la siguiente manera:

$$\text{Unidad dada} \times \frac{\text{Unidad buscada}}{\text{Unidad dada}} = \text{Unidad buscada}$$

Ejemplo:

Para convertir 1520 mm Hg a atm:

$$1520 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 2 \text{ atm}$$

Los factores de conversión pueden elevarse al cuadrado o al cubo en el análisis dimensional. A veces es necesario usar más de un factor de conversión para llegar al resultado expresado en la unidad buscada.

Es importante la selección del factor de conversión apropiado de modo de obtener la unidad lógica y solicitada por el enunciado. Para ello se sugiere seguir los pasos indicados en el siguiente ejemplo:

Consigna: Expresé 1520 mm Hg en hPa.

1.- Busque relaciones entre ambas unidades por medio de equivalencias tales como:

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ mm Hg.} \\ 1 \text{ atm} &= 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ 1 \text{ hPa} &= 10^2 \text{ Pa} \\ 760 \text{ mm Hg} &= 1,01325 \cdot 10^3 \text{ hPa} \end{aligned}$$

2.-Transforme estas relaciones en factores de conversión apropiados

$$1 = \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \quad ; \quad 1 = \frac{1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \quad ; \quad 1 = \frac{1 \text{ hPa}}{10^2 \text{ Pa}} \quad ;$$

$$1 = \frac{1,01325 \cdot 10^3 \text{ hPa}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$1 = \frac{1,01325 \cdot 10^3 \text{ hPa}}{1 \text{ atm}}$$

3.-Multiplique la cantidad del enunciado por el factor unitario seleccionado:

$$1520 \text{ mm Hg} \times \frac{1,01325 \cdot 10^3 \text{ hPa}}{760 \text{ mm Hg}} = 2,0265 \cdot 10^3 \text{ hPa}$$

4.-Si es necesario, repita el proceso usando sucesivos factores de conversión hasta que obtenga la cantidad en la unidad deseada.

$$1520 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \times \frac{1,01325 \cdot 10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \times \frac{1 \text{ hPa}}{10^2 \text{ Pa}} = 2,0265 \cdot 10^3 \text{ hPa}$$

EJEMPLO

1- El Ångstrom (Å) es una unidad de longitud, $1 \times 10^{-10} \text{ m}$, que brinda una escala conveniente para expresar el radio de los átomos, el cual suele expresarse en picómetros. El radio del átomo de fósforo es de 1.10 Å . Expresar esta distancia en centímetros y en picómetros.

2- Suponiendo que el átomo de fósforo es esférico, calcule su volumen en Å^3 , cm^3 y nm^3 . La fórmula para calcular el volumen de una esfera es $V = (4/3)\pi r^3$.

3- La masa de una muestra de oro es de 0.234 mg . Convierta esta masa en gramos y kilogramos.

4- Una unidad de energía común es el erg. Convierta $3.74 \times 10^{-2} \text{ erg}$ en las unidades SI de energía: joules y kilojoules. Un erg es exactamente igual a $1 \times 10^{-7} \text{ joules (J)}$.

Así, por ejemplo, 1 atm es, por definición, exactamente equivalente a 760 mm Hg , es decir: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$

1.9.1-Densidad absoluta y densidad relativa.

En ciencia utilizamos muchos términos que comprenden combinaciones de unidades diferentes. Dichas magnitudes pueden considerarse como factores unitarios que pueden usarse en conversiones entre estas unidades. La densidad de una muestra de materia se define como la masa por unidad de volumen de dicha muestra.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad \delta = \frac{m}{V}$$

Sustancia	Densidad (g/cm^3)
Aire	0'0013
Hielo	0'92
Agua	1
Agua de mar	1'04
Aluminio	2'7
Hierro	7'9
Cobre	8'4
Mercurio	13'6
Oro	19'3

Los valores de densidad están dados a temperatura ambiente y una atmosfera de presión: la presión atmosférica promedio a nivel del mar. La densidad de sólidos y líquidos cambia muy poco, pero la de los gases cambia en forma notable con los cambios de temperatura y presión

La densidad puede usarse para distinguir dos sustancias o ayudar a identificar una en particular. Suele expresarse en g/cm^3 o g/mL para líquidos y sólidos, y g/L para

los gases. Estas unidades también pueden expresarse como g cm^{-3} , g.mL^{-1} o g.L^{-1} , respectivamente. En la tabla se da la densidad de algunas sustancias y materiales.

EJEMPLO: Una muestra de 47.3 mL de alcohol etílico (etanol) tiene una masa de 37.32 g. Calcule su densidad.

La densidad relativa (D), de una sustancia es la relación entre su densidad y la densidad del agua, ambas a la misma temperatura.

$$D = \frac{\delta_{sustancia}}{\delta_{referencia}}$$

La densidad del agua es de 1.000 g/mL a 3.98 °C, temperatura a la cual la densidad del agua es la máxima. Sin embargo, la variación de la densidad del agua con los cambios de temperatura es lo suficientemente pequeña que podemos usar 1.00 g/mL hasta 25 °C, sin cometer errores significativos en nuestros cálculos.

EJEMPLO: La densidad de la sal de mesa es de 2.16 g/mL a 20 °C. Calcule su densidad relativa.

1.10. Átomo – Partículas Fundamentales del Átomo

Átomo es la porción más pequeña de la materia.

El primero en utilizar este término fue Demócrito (filósofo griego, del año 500 a.de C.), porque creía que todos los elementos estaban formados por pequeñas partículas INDIVISIBLES. Átomo, en griego, significa INDIVISIBLE.

En la actualidad no cabe pensar en el átomo como partícula indivisible, en él existen una serie de partículas subatómicas de las que *protones*, *neutrones* y *electrones* son las más importantes.(fig.13).

Podemos definir el átomo como la partícula más pequeña que puede existir de un elemento, conservando la identidad química del elemento.

Los átomos son la unidad básica estructural de todos los materiales de ingeniería.

Tabla 6. Partículas fundamentales del átomo.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e^-	$9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$- 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Protón	p^+	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$+ 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutrón	n	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	0

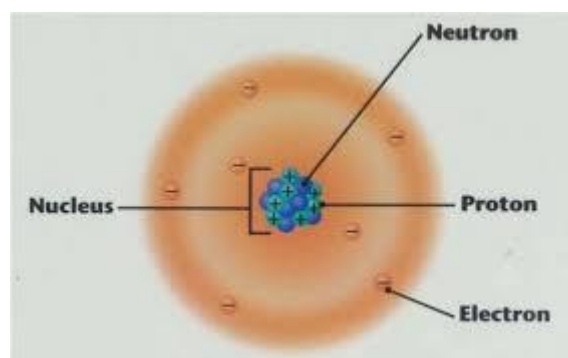


Fig.13- El átomo

1.11 Carga Nuclear o Número Atómico (Z)

El número atómico (Z), es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo de un elemento químico. Se simboliza con Z.

Ejemplo: para el sodio, $Z = 11$ significa que cada átomo de sodio tiene once protones en su núcleo. El número atómico se indica como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento.



Z es una propiedad característica de cada elemento químico. La identidad química de un elemento viene dada por Z. Su valor se saca de la tabla periódica e indica la posición que ocupa el elemento en la tabla periódica.

Por ejemplo, el elemento As; ${}_{33}\text{As}$, ocupa el lugar 33 en la tabla periódica. Cada átomo de As tiene 33 protones en el núcleo.

Elemento químico puede definirse como el conjunto de átomos, que tienen el mismo número de protones en sus núcleos.

1.12. Número másico (A):

Es un número (no una masa) entero, que indica la cantidad de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un determinado elemento.

Número de Masa (A) = n° de protones + n° de neutrones

$$A = Z + n$$

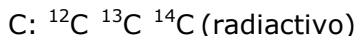
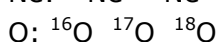
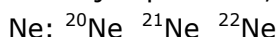
A veces a la cantidad de neutrones en el núcleo se le llama su *número neutrónico*.

El número de masa no es una propiedad característica de cada elemento químico.

El número de masa de un elemento se indica como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento ${}^A\text{X}$

Los átomos de un mismo elemento pueden tener distintos números másicos (A).

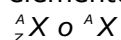
Por ejemplo el Ne, O y C tienen los átomos con los siguientes números másicos:

**1.13 Isótopos:**

Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen igual número de protones pero distinto número de neutrones en su núcleo. Poseen idéntico Z y diferente A.

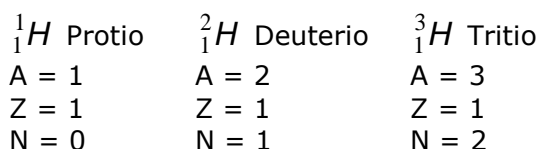
Para indicar una *especie nuclear específica se usa el término **núclido o nucleido***.

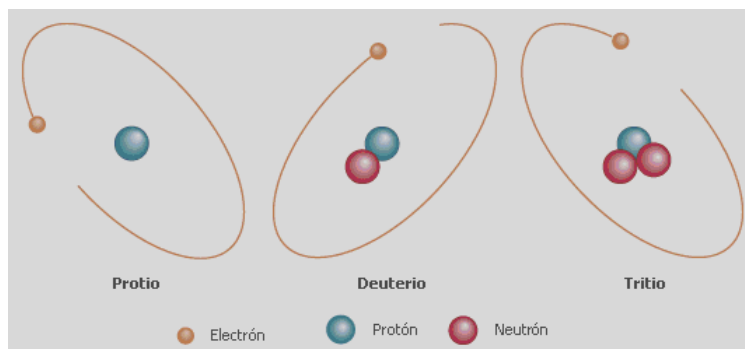
El símbolo de un núclido muestra al número de masa como superíndice a la izquierda y al número atómico como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento:



A veces se omite el número atómico en el símbolo de un núclido porque ese número es igual para todos los isótopos de un elemento.

Algunos isótopos tienen nombres específicos, por ejemplo los del hidrógeno:





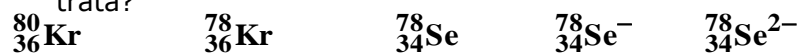
Para designar un determinado isótopo de un elemento se agrega a continuación de su nombre el Número de Masa, por ejemplo: neon – 20 : ^{20}Ne ; carbono – 14 : ^{14}C

Un superíndice a la derecha indica la carga en un ion y un subíndice a la derecha indica la cantidad de átomos de determinada especie en un ion o una molécula.

Ejemplo: $^{202}_{80}\text{Hg}_2^{2+}$

Ejercicio

- a) Escriba i) el símbolo del isótopo molibdeno-98, ii) el símbolo del ion que contiene 24 protones, 28 neutrones y 21 electrones.
 b) Un elemento tiene 34 protones, 36 electrones y 44 neutrones. ¿De qué isótopo se trata?



- c) Indique cuál de las opciones es la correcta.

Una partícula de $^{56}\text{Fe}^{2+}$ contiene

- a) 54 protones, 56 neutrones y 52 electrones
 b) 26 protones, 30 neutrones y 24 electrones
 c) 26 protones, 26 neutrones y 26 electrones
 d) 28 protones, 28 neutrones y 26 electrones
 e) 58 protones, 58 neutrones y 56 electrones

- d) Complete el siguiente cuadro.

Símbolo nuclear	Nombre del isótopo	Z	A	N	Nº de electrones
^{21}Ne					
			25	13	
		92	235		
				56	42

Alótropos: son las diferentes formas físicas en que se puede presentar un elemento

1.14 Molécula:

Una molécula es una partícula discreta formada por dos o más átomos unidos entre sí por fuerzas llamadas enlaces químicos.

Algunos elementos químicos forman moléculas diatómicas, (O_2 , N_2 , H_2), hay algunos compuestos que forman moléculas poliatómicas (H_2O , CO_2) y otros no forman moléculas (los gases nobles, los compuestos iónicos como $NaCl$).

Ejercicio:

Indique cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas y cuáles son compuestos y moléculas:

a) SO_2	f) O_3
b) S_8	g) CH_4
c) N_2O_5	h) KBr
d) O	i) S
e) O_2	j) LiF

1.15 Masa atómica relativa (Ar) (también llamada peso atómico)

Los átomos individuales son extremadamente pequeños. La masa de los átomos más pesados es de aproximadamente 10^{-22} g. No es posible medir la masa de un solo átomo sin embargo es posible determinar las masas relativas de átomos de distintos elementos.

Es posible determinar por métodos indirectos las masas absolutas de los átomos. Estas masas varían entre 10^{-24} g y 10^{-22} g.

H: $1,673812 \cdot 10^{-24}$ g.

Pb: $3,440551 \cdot 10^{-22}$ g

^{12}C : $1,992648 \cdot 10^{-23}$ g

Las masas absolutas de los átomos, no figuran en la tabla periódica. **En la tabla periódica figuran las masas atómicas relativas;** esto quiere decir que sus valores fueron determinados en relación a la masa absoluta de otro átomo que se toma como referencia.

Para elaborar una escala de masa atómica relativa, es necesario definir una unidad de referencia, la que se calcula en base a la masa del ^{12}C . Esa unidad es la **u** (unidad de masa atómica).

$$u = \frac{1}{12} \text{ masa de 1 átomo de } ^{12}C$$

$$u = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$A_r = \frac{\text{masa absoluta del átomo}}{u}$$

Es un número adimensional que indica cuantas veces más pesado es el átomo del elemento que la u.

Las masas atómicas relativas son números adimensionales que se determinan experimentalmente mediante un instrumento llamado **espectrómetro de masas**, un instrumento que separa iones de diferentes masas y registra electrónicamente los resultados.

Estos valores figuran en la tabla periódica:

Ar (Cl) = 35,45

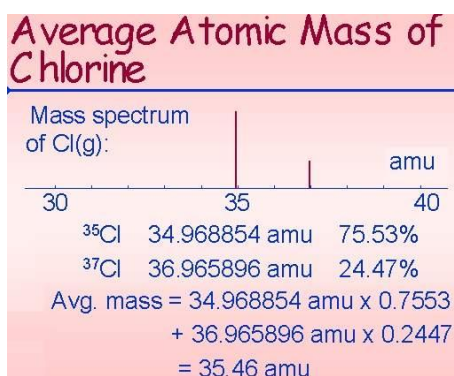
Ar (Ca) = 40,08

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza como una mezcla de entre 2 y 10 isótopos. La masa atómica de una mezcla de isótopos depende de las masas atómicas de los isótopos individuales y del porcentaje de cada uno de ellos en la mezcla. Las masas atómicas que figuran en la tabla periódica se determinaron midiendo con espectrómetros de masas los porcentajes numéricos y las masas atómicas de los isótopos de un elemento en muestras naturales.

Podemos decir entonces que la masa atómica de un elemento es la **masa media ponderada** de sus isótopos naturales. Por eso, la masa atómica de un elemento no es un número entero. La media ponderada quiere decir que no todos los isótopos tienen el mismo porcentaje. Veamos un ejemplo:

El cloro tiene dos isótopos: Cl-35 en un 75,5 % y Cl-37 en un 24,5 %. Por tanto, la masa atómica media será:

$Ar = 35 \text{ uma} \times 75,5/100 + 37 \text{ uma} \times 24,5/100 = 35,49 \text{ uma}$. Esta masa atómica es la que aparecerá en la tabla periódica para el cloro.



Fuente: <http://www.ehu.eus/biomoleculas/isotopos/isotopos2.htm>

1.16 Masa Molecular Relativa (Mr):

La masa molecular relativa de una sustancia es el cociente entre la masa media de una molécula y la uma. Indica cuantas veces más pesada es la molécula de la sustancia que la uma. Las masas moleculares relativas se calculan sumando las masas atómicas relativas de los átomos que componen una fórmula química. Las Mr, también son números adicionales.

Ejemplo:

Mr: (Cl₂) = 2 x 35,45 = 70,90

Mr: (H₂O) = 2 x 1 + 16 = 18

La definición incluye a los compuestos que no forman moléculas.

Mr: (NaCl) = 23 + 35.45 = 58,45

Ejercicio: calcular las Mr de:

- a) $\text{Al}(\text{OH})_3$; b) Na_2CO_3 ; c) HCl ; d) H_2SO_4

1.17 Constante de Avogadro (N_A):

El N_A es una constante que indica el número de átomos de carbono que hay en exactamente 12 g del isótopo ^{12}C .

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

1.18 Mol:

El mol es la cantidad de materia que contiene tantos entes elementales como átomos de carbono hay exactamente en 12 g del isótopo ^{12}C . Los entes elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, grupos de átomos, electrones u otras partículas.

Experimentalmente se comprobó que este número es $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de átomos de Fe; 1 mol de moléculas de CO_2 ; 1 mol de electrones; 1 mol de iones **contienen $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.**

1.19 Masa Molar (\mathcal{M}):

La masa molar es la masa en gramos de un mol de átomos, moléculas, iones, o unidades formulas.

La masa molar es numéricamente igual a la masa molecular relativa o a la masa atómica relativa, de la especie considerada, pero expresada en g / mol.

$$\mathcal{M} = A_r \text{ g / mol}$$

$$\mathcal{M} = M_r \text{ g / mol}$$

Ejemplo

$$\mathcal{M}(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g / mol} \Rightarrow \text{la masa de 1 mol de átomos de Cl} = 35,45 \text{ g}$$

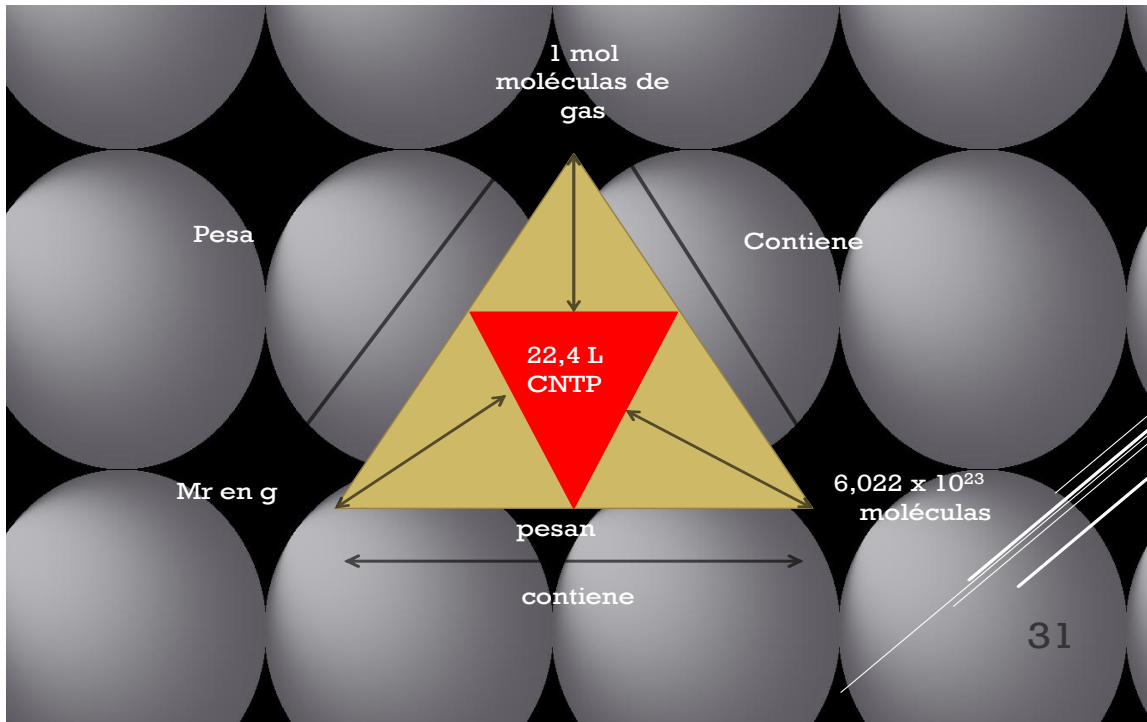
$$\mathcal{M}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g / mol} \Rightarrow \text{la masa de 1 mol de moléculas de Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g}$$

1.20 Volumen molar normal de un gas ($V_{m.o.}$):

Es el volumen que ocupa un mol de moléculas de cualquier gas ideal en CNPT (1atm y 0°C).

$$V_{m.o.} = 22,414 \text{ L / mol}$$

$$V_{m.o.} = 22,4 \text{ L / mol (por simplicidad)}$$

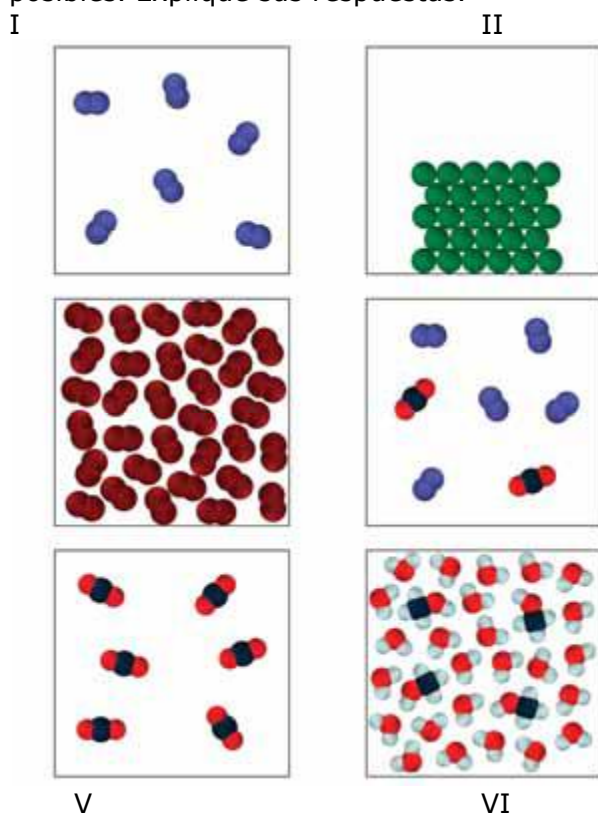


EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN

1- ¿Cuál de los siguientes procesos es exotérmico?, ¿Cuál es endotérmico? ¿Cómo puede saberlo? a) combustión; b) agua que se congela; c) hielo que se derrite; d) agua hirviendo; e) vapor que se condensa; f) papel que se quema.

2-¿Qué es una mezcla homogénea? ¿Cuáles de las sustancias siguientes son puras? ¿Cuáles de las mezclas siguientes son homogéneas? Explique sus respuestas: a) sal disuelta en agua; b) té y hielo; c) sopa de pollo y tallarines; d) lodo; e) gasolina; f) dióxido de carbono; g) helado de menta con chispas de chocolate.

3- Los dibujos anteriores son representaciones moleculares de a) un elemento gaseoso; b) un compuesto gaseoso; c) una mezcla gaseosa homogénea; d) una solución líquida, e) un sólido; f) un líquido puro. Identifíquelos y dé ejemplos posibles. Explique sus respuestas.



4- Clasifique los materiales siguientes como elementos, compuestos o mezclas. Justifique su clasificación:

a) gasolina; b) agua de la llave, c) carbonato de calcio; d) tinta de un bolígrafo; e) pasta dental; f) hoja de aluminio.

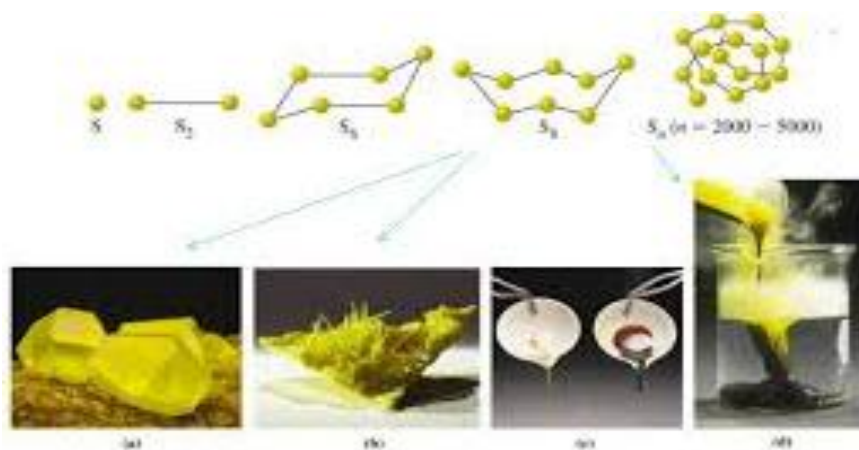
5- ¿Cuáles de las propiedades siguientes son químicas y cuáles físicas? a) Encender un cerillo genera una llama; b) un tipo de acero es muy duro y contiene el 95% de hierro, el 4% de carbono y el 1% de otros elementos; c) la densidad del oro es de 19.3 g/mL; d) el hierro se disuelve en ácido clorhídrico con desprendimiento de hidrógeno gaseoso; e) la lana de acero arde en aire; f) la refrigeración reduce la rapidez de maduración de la fruta.

6- Clasifique los procesos siguientes como físicos o químicos: a) oxidación de un clavo de hierro; b) fusión del hielo; c) quemar una astilla de madera; d) digestión de una papa horneada; e) solución de azúcar en agua.

7- El radio de un átomo de hidrógeno es aproximadamente de 0.37 \AA y el radio medio de la órbita terrestre alrededor del Sol es del orden de $1.5 \times 10^8 \text{ km}$. Calcule la relación entre el radio promedio de la órbita terrestre y el radio del átomo de hidrógeno.

8- La dosis letal de un medicamento de ingestión oral es de 1.5 mg/kg de peso corporal. Calcule la dosis letal del medicamento para una persona que pesa 76 Kg .

9- En ciertas condiciones, el azufre existe en forma de S_8 , S_6 , S_4 , S_2 y S . a) ¿Es la masa de una mol de cada una de estas moléculas la misma? b) ¿Es el número de moléculas de una mol de cada una de estas moléculas el mismo? c) ¿Es la masa de azufre de una mol de cada una de estas moléculas la misma? d) ¿Es el número de átomos de S de una mol de cada una de estas moléculas el mismo?



10- Durante el estrés se libera en el organismo humano la hormona norepinefrina (noradrenalina), que provoca el aumento del ritmo metabólico. Al igual que muchos compuestos bioquímicos, la norepinefrina se compone de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. La composición porcentual de esta hormona es de 56.8% de C, 6.56% de H, 28.4% de O y 8.28% de N. Determine la fórmula mínima de la norepinefrina.

