

MÓDULO 1

**INTRODUCCIÓN Y CONCEPTOS FUNDAMENTALES**

**CONTENIDO**

La química como ciencia, clasificación. ­Materia y clasificación.- Fenómenos físicos y químicos.- Átomo.-Número atómico.- Numero de masa.- Isótopos.- Isóbaros.- Isoelectrónicos.- Elemento.- Masa atómica.- Compuesto químico.- Masa fórmula.- Masa molecular.- Mol.- Número de Avogadro.- Ejercicios y problemas.- Evaluación.

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente módulo son los siguientes:

1. Explicar qué es la materia, sus propiedades, estados físicos y su clasificación.
2. Comprender la naturaleza discontinua de la materia.
3. Razonar sobre algunas propiedades estudiadas y su utilidad para la sociedad.
4. Reconocer la diferencia entre cambio físico y cambio químico.
5. Diferenciar átomo de molécula y su relación entre ellas.
6. Caracterizar un elemento químico y diferenciar los tipos de átomos.
7. Explicar masa atómica, masa fórmula y masa molecular.
8. Entender el concepto de mol, número de Avogadro y su aplicación.
	1. **QUE ES LA QUÍMICA?**

Es una ciencia natural experimental que estudia las transformaciones sustanciales de la materia. Abarca así, las propiedades de los cuerpos, el comportamiento de unos con respecto a otros y las leyes que rigen las transformaciones de la materia, igualmente, los diversos factores que afectan estas transformaciones y las energías liberadas o absorbidas en cada uno de ellas.

En términos generales, ***la química es una ciencia netamente experimental, que se encarga del estudio de los*** *materiales que constituyen el universo, de los cambios que dichos materiales experimentan y la energía* ***involucrada en estos cambios.***

* 1. **CIENCIA**

La ciencia (del [latín](http://es.wikipedia.org/wiki/Lat%C3%ADn) *scientia* “[conocimiento](http://es.wikipedia.org/wiki/Conocimiento)”) es el ***conocimiento*** sistematizado, elaborado mediante observaciones, razonamientos y pruebas metódicamente organizadas. La ciencia se vale de diferentes métodos y técnicas para la adquisición y organización de conocimientos (***método científico***) sobre la estructura de un conjunto de hechos [objetivos](http://es.wikipedia.org/wiki/Objetividad) y accesibles a varios [observadores](http://es.wikipedia.org/wiki/Observador), además de estar basada en un [criterio de verdad](http://es.wikipedia.org/wiki/Criterios_de_verdad) y una corrección permanente[[1]](#footnote-1).

Los pasos fundamentales (método científico) que hay que seguir para llevar a cabo una investigación científica, generalmente son:

**a)** **La detección de un problema**, es decir, observación de un hecho que por el momento no tiene explicación o tener una necesidad de tipo práctico. Por otra parte, sin unos conocimientos científicos iniciales, difícilmente se detectan los problemas, por eso se dice que la observación siempre va acompañada de teoría.

**b)** **Planteamiento del problema de forma clara y precisa**, sin ningún tipo de ambigüedades y con los objetivos precisos sobre lo que buscamos o tratamos de investigar.

**c) Búsqueda de información bibliográfica en torno al problema.** Es muy posible que la solución a nuestro problema se encuentre ya en la bibliografía y entonces acabará nuestra investigación; pero en otros casos, o no estará la solución o encontraremos una solución parcial que haga que nos replanteemos muestro problema original.

**d) Emisión de hipótesis.** Una vez planteado el problema, se procede a darle una explicación. Es la fase más creativa. Se emiten hipótesis que son explicaciones provisionales de lo que pensamos pueda ser la solución a nuestro problema. Estas suposiciones deben hacerse antes de empezar a investigar y por lo tanto, de todas las planteadas nos quedaremos con la que científicamente pueda ser la más probable,  la más verosímil y por supuesto que se pueda demostrar experimentalmente.

**e) Diseñar un experimento.** Para someter a prueba una hipótesis, el científico diseña un experimento que pueda verificarla o rechazarla.

**f) Realizar el experimento.** Todo experimento lleva consigo un proceso de medida y por lo tanto una toma de datos. La medición debe ser rigurosa y meticulosa, e incluso repetirla en varias ocasiones para tener la certeza de que minimizamos el error al máximo que permitan los aparatos de medida que utilizamos.

**g) Análisis de los resultados.** Los resultados obtenidos deben poder confirmar o rechazar la hipótesis planteada. En el primer caso, la idea que constituye la hipótesis se consolida, mientras que en el segundo, habría que adoptar otra hipótesis y volver a iniciar el proceso.

**h) Emisión de leyes.** El estudio de algún aspecto de la realidad puede revelar ciertas regularidades. De la correlación de los datos obtenidos en los experimentos que han corroborado hipótesis, surgen ecuaciones matemáticas o formulaciones empíricas que nos permiten obtener más datos de la realidad sin tener la necesidad de realizar de nuevo el experimento. Las leyes nos indican cómo ocurren las cosas en la naturaleza y son siempre ciertas puesto que están sacadas directamente de datos experimentales.

**i) Emisión de teorías.** Una teoría es un conjunto de hipótesis contrastadas que dan una interpretación del porqué ocurren ciertas leyes. Trata de explicar porqué los experimentos producen los resultados observados. Una teoría se acepta como válida siempre que de una interpretación coherente de las leyes conocidas hasta la fecha.

**j) Emisión de modelos.** Con frecuencia sucede que las hipótesis y las teorías se formulan comparando el fenómeno estudiado con otro semejante pero mucho más sencillo, conocido o intuitivo y que nos permite comprenderlo mejor.

* 1. **CLASIFICACIÓN DE LA QUÍMICA**

A través del tiempo la ciencia química ha ido desarrollándose a pasos agigantados, motivo por lo cual ha sido necesario dividir la ciencia química en áreas específicas para el mejor desarrollo de la misma, algunas de estas áreas son:

1. **QUÍMICA GENERAL.-** Cubre la totalidad de la ciencia química, pero está particularmente orientada hacia las teorías básicas de la química.
2. **QUÍMICA ORGÁNICA.-** Estudia la materia en cuya estructura se encuentran átomos de carbono.
3. **QUÍMICA INORGÁNICA.-** Estudia la materia en cuya estructura no se encuentran átomos de carbono.
4. **QUÍMICA ANALÍTICA.-** Consta de dos partes. La primera, el análisis cuantitativo tiene que ver con los componentes (elementos o compuestos) de la materia. La segunda, el análisis cuantitativo tiene que ver con la cantidad exacta de cada componente de la materia.
5. **QUÍMICA INDUSTRIAL.-** Diseña y construye los sistemas para la realización a gran escala de procesos químicos.
6. **QUÍMICA FÍSICA o FISICOQUÍMICA.-** Estudia las leyes básicas de la química y las hipótesis y teorías utilizadas para explicar los procesos químicos.
7. **QUÍMICA NUCLEAR.-** Es la que se ocupa del estudio de las transmutaciones y transformaciones de los núcleos atómicos
8. **BIOQUÍMICA.-** Estudia las reacciones química que tiene lugar en sistemas biológicos.
	1. **MATERIA**

***Es todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio, es perceptible por nuestros sentidos y tiene masa***; ejemplo: plantas, ropa, agua, letreros, semáforos***.***

La materia está formada por moléculas y/o átomos.

***Masa.-*** La masa es la medida de la ***cantidad de materia*** que posee un cuerpo, sus unidades en el sistema internacional de unidades es el kilogramo. El peso es una medida de la fuerza gravitacional que actúa sobre un cuerpo.

* 1. **CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA**
1. **Cuerpo.** Porción limitada de materia, la cual tiene propiedades definidas. Ejemplo: color, sabor, tamaño. Se obtiene por medios mecánicos.
2. **Molécula.** Es la mínima porción de materia que mantiene la naturaleza o las propiedades de la materia que le dio origen. Está formado por dos o más átomos unidos químicamente.
3. **Partícula.** Es el límite de la división física y química de la materia. Se obtiene por medios físicos cuerpos materiales de muy poca dimensión del orden de 2,5 micrómetros y químicos formado por partículas fundamentales.

Los físicos han identificado 12 partículas elementales como los elementos básicos a partir de los cuales se puede construir todo el universo, incluyendo sistemas tan complejos como los seres vivos.

Las partículas elementales, en general no tienen partes ni se pueden dividir en componentes más sencillos, sin embargo los experimentos de colisiones de partículas a muy altas energías han revelado que algunas partículas que se creían simples en realidad son compuestas (por ejemplo un protón esta hecho de quarks).

Dependiendo del tipo de interacciones que pueden tener, las partículas se clasifican en dos grandes grupos: los [quarks](http://home.earthlink.net/~astronomia/_/Main/T_particulas2.html#quark) y los [leptones.](http://home.earthlink.net/~astronomia/_/Main/T_particulas2.html#lepton)

A continuación se presentan algunos detalles característicos de las principales partículas y familias de partículas que se encuentran en la naturaleza:

**a) Bariones y mesones.-** Estos grupos se forman por combinaciones de tres quarks o por combinaciones de un par quark y anti-quark (anti-quark es la antipartícula del quark), respectivamente.

**b) Bosones y fermiones.-** Según la propiedad cuántica llamada spin, las partículas se clasifican en Bosones (si tienen spin entero) o fermiones (si tienen spin semi-entero). El electrón es un ejemplo de un fermión.

**c) Leptón.-** Son partículas muy ligeras que siempre interactúan por medio de la fuerza nuclear débil y si tienen carga también sienten la interacción electromagnética, pero nunca sienten la interacción nuclear fuerte. Ejemplos de los leptones son: el electrón, el muón, el tau y el neutrino.

**d) Electrón.-** Son partícula con [carga eléctrica](http://home.earthlink.net/~astronomia/_/Main/T_em.html#carga) negativa que dan origen a la electricidad cuando fluyen en un conductor. El electrón pertenece a la familia de los [leptones](http://home.earthlink.net/~astronomia/_/Main/T_particulas2.html#lepton).

**e) Neutrón.-** No tiene carga eléctrica, está hecho de tres quarks y no es una partícula estable en general. Cuando se encuentra libre, fuera del núcleo, ésta decae en un protón, un positrón y un neutrino. La masa del neutrón es ligeramente mayor que la del protón.

**f)** **Positrón**.- Es la anti-partícula del electrón. Es decir tiene la misma masa del electrón, pero su carga es de signo contrario (+) y cuando se encuentra con el electrón, este par se aniquila convirtiendo toda su masa en energía en forma de radiación (fotones).

Quark de un neutrón

**g) Protón.-** Es una partícula de carga eléctrica igual a la del electrón pero positiva y con una masa 1800 veces mayor a la del electrón. Un protón está formado por tres quarks y se encuentra normalmente dentro de [núcleos atómicos](http://home.earthlink.net/~astronomia/_/Main/T_atomo.html#nucleo). En ambientes de muy alta energía como en el Sol, los protones se encuentran libres.

**h) Quarks.-** Por medio de experimentos de colisiones entre partículas elementales se ha podido determinar que el protón y el neutrón no son partículas simples (sin partes). Por el contrario, dentro del protón hay partes con sus propiedades individuales que se suman para formar las características visibles del protón. Estas partes que forman al protón se llaman quarks.

Quark de un protón

Los quarks son partículas elementales, que no solamente forman al protón, sino a toda una serie de familias de otras partículas. Combinaciones de tres quarks forman los bariones (como el protón) y combinaciones de un quark y un anti-quark forman la familia de los mesones. Los quarks sienten la fuerza nuclear fuerte, pero no se encuentran libres en la naturaleza. Siempre están en estados ligados con otros quarks ya sea en un barión o en un mesón. La teoría de los Quarks fue elaborada en 1963 por los físicos Murray Gell-Mann y Yuval Ne'eman. Fue Gell-Mann quien dio el nombre de “quarks” a estas partículas.

**Ejemplo 1.**

Explique lo que entiende por materia.

**Rta.**

Es todo lo que posee masa y ocupa un lugar en el espacio.

**Ejemenplo 2.**

¿Qué diferencia hay entre cuerpo y sustancia?

**Rta.**

*Cuerpo* es una porción limitada de materia. *Sustancia* es lo que tiene en común la materia con iguales propiedades intensivas o especificas.

**Ejemplo 3.**

Discuta la validez de las siguientes afirmaciones: a) Todo cuerpo es material. b) Cuerpos iguales están constituidos por igual clase de materia. c) Cuerpos diferentes están constituidos por diferente clase de materia. d) La misma clase de materia puede constituir cuerpos iguales o diferentes.

**Rta.**

a) Correcto, cuerpo es una parte limitada de materia. b) No necesariamente, si los cuerpos son sustancias o mezclas homogéneas, Si; pero si son de mezclas heterogéneas, No. c) No necesariamente, si los cuerpos diferentes son de sustancias diferentes, la composición del cuerpo material para este caso será igual, pero si tratamos mezclas o mezclas y sustancias, la constitución del cuerpo material será diferente. d) Si, ya se explico en la respuesta de la parte a).

* 1. **ESTADO DE LA MATERIA**

Son cuatro los estados de la materia que cada uno de ellos presenta características especiales que lo identifican.

**A. ESTADO SOLIDO.‑** Las fuerzas de cohesión son mayores que las fuerzas de repulsión molecular, tienen forma y volumen definido.

**B. ESTADO LÍQUIDO.‑** Las fuerzas de cohesión son equivalentes a las fuerzas de repulsión molecular, tienen forma variable y volumen definido.

**C. ESTADO GASEOSO.‑** Las fuerzas de cohesión son menores que las fuerzas de repulsión molecular. No tienen forma ni volumen definido. Sus moléculas se encuentran en gran movimiento, son los cuerpos más dilatables y compresibles.

**D. ESTADO PLASMÁTICO.‑** Se llama también el cuarto estado de la materia, tiene características de un gas a elevadas temperaturas mayores a 5 000 ºC; se encuentra en las estrellas, en el sol, y en centro de la tierra.

**Ejemplo 1.**

Se tiene un estado de la materia que se caracteriza por: tiene una forma variable, las fuerzas intermoleculares de atracción y repulsión son semejantes, su volumen es definido. ¿Identifique de qué estado de la materia se trata?

**Rta.**

Se trata del estado “liquido”, esas son sus características.

**Ejemplo 2.**

Complete los siguientes enunciados:

a) Estado de agregación en que las fuerzas de atracción entre partículas son muy débiles: \_\_\_\_\_\_\_\_\_

b) Estado de agregación con forma indefinida pero con volumen definido: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

c) Estado de agregación con forma definida: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 **Rta.**

a) Estado gaseoso. b) Estado líquido. c) Estado sólido

* 1. **SISTEMA COLOIDAL**

Un coloide viene a ser un cuerpo que al disgregarse en un líquido aparece como disuelto pero que no lo está, en otras palabras viene a ser el cuerpo o sustancia que no es líquida ni tampoco es sólida, sino que es intermedio, una idea definida de lo que es coloide nos recuerda la clara de huevo, la gelatina.

**TIPOS DE SISTEMAS COLOIDALES**

***Fase Dispersa Medio dispersante Ejemplo***

 Sólido - Líquido solución azufre en agua

 Líquido - Líquido emulsión agua en benceno

 Gas - Líquido espuma espuma de cerveza

 Sólido - Sólido sol. sólida cristal de rubí

 Líquido - Sólido emulsión sólida cuarzo lechoso

 Gas - Sólido espuma sólida

 Sólida - Gas aerosol sólida humo, polvo

 Líquido - Gas aerosol líquido niebla, vapor, nube

* 1. **PROPIEDADES DE LA MATERIA.**

Hay determinadas magnitudes físicas que permiten o no diferenciar unas sustancias de otras y por ello se les llama ***propiedades*** de la materia, así tenemos:

**A. PROPIEDADES GENERALES.‑** Son características que presentan toda materia.

1. EXTENSIÓN.‑ Propiedad de los cuerpos de ocupar un lugar en el espacio, este lugar ocupado se denomina volumen.

2. IMPENETRABILIDAD.‑ El lugar ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado por otro al mismo tiempo.

3. INERCIA.‑ Es la propiedad de los cuerpos que hace que éstos tiendan a conservar su estado de reposo o de movimiento.

4. DILATACIÓN.‑ Es la propiedad de las sustancias de cambiar de tamaño con la temperatura.

5. INDESTRUCTIBILIDAD.‑ La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma – Ley de Lavoisier.

**B. PROPIEDADES ESPECIFICAS.‑** Son todas aquellas características particulares de algunos cuerpos.

1. DUREZA.‑ Resistencia de los cuerpos a ser rayados, esta propiedad depende de las fuerzas de cohesión.

2. POROSIDAD.‑ Son los espacios vacíos dentro de los cuerpos, estos pueden ser espacios intermoleculares o interatómicos.

3. DIVISIBILIDAD.‑ La materia puede dividirse cada vez más sin alterarse sus propiedades.

4. COMPRENSIBILIDAD.‑ Capacidad de los cuerpos de disminuir su volumen cuando se les aplica una presión.

1. **PROPIEDADES FÍSICAS.‑** Son características de una sustancia que no se refieren a la composición del material; es decir mediante estas propiedades se describen a la sustancia tal como es, así el agua es un líquido incoloro, que virtualmente no tiene olor ni sabor, tiene un peso específico (p.e) 1.000 a 4ºC; punto de ebullición 100ºC, presión de vapor (100ºC) 760 mmHg.

1. PUNTO DE CONGELACIÓN.‑ Para una sustancia el punto de congelación o punto de fusión es la temperatura en que el sólido y el líquido están en equilibrio.

2. DENSIDAD.‑ Es la masa del volumen uniforme de una sustancia; es decir que 1 cc de agua pesa exacta mente 1,0 g siendo la densidad del agua 1,0 g/cc.

**Densidad de algunas sustancias:**

***Substancia g/cc***

Acero 7,83

Agua 1,00

Azúcar 1,59

Fierro 7,90

Hielo 0,92

Oro 19,30

3. GRAVEDAD ESPECIFICA.‑ Es la relación de la densidad de un sólido o un líquido con la densidad del agua, para gases es la relación de la densidad del gas con la densidad del aire.

4. OLOR.‑ Es una propiedad física característica de muchas sustancias.

6. COLOR.‑ Es una característica específica de los cuerpos, así el agua es incoloro, el oro es un amarillo metálico, etc.

1. **PROPIEDADES QUÍMICAS.‑** Son características de una sustancia que está relacionado con la composición de la materia, ésta propiedad define la capacidad de la misma para formar nuevas sustancias. El cambio de una sustancia a otro se llama c***ambio químico***, esta transformación se lleva a cabo mediante una r***eacción química***. Por ejemplo:

La oxidación del Hierro: 2 Fe + O2 ‑‑‑‑‑‑‑‑> 2FeO

La obtención de la cal viva (CaO): CaCO3 + calor ‑‑‑‑‑‑‑> CO2 + CaO

La obtención de la cal apagada Ca(OH)2 CaO + H2O ‑‑‑‑‑‑‑‑‑‑> Ca(OH)2

1. CORROSIVIDAD DE ÁCIDOS. Es la capacidad de los ácidos de “disolver” (reacción química) otras sustancias generalmente metales.

2. PODER CALORÍFICO O ENERGÍA CALORÍFICA.- Es la cantidad de energía que puede desprender el cuerpo material al producirse una reacción química de oxidación.

3. ACIDEZ.- Es el grado de en el que es acido una sustancia o mezcla liquida. La escala más común para cuantificar la acidez es la escala pH.

4. REACTIVIDAD.- Es la capacidad de reaccionar de un cuerpo frente a otro cuerpo material.

**Ejemplo 1.**

¿Por qué, si colocamos un objeto en un lugar, no podemos colocar simultáneamente otro en el mismo sitio?

**Rta.**

Se debe a la propiedad de la “impenetrabilidad”, Cuando un cuerpo ocupa cierto lugar, ese lugar no puede ser ocupado simultáneamente por otro.

**Ejemplo 2.**

¿Por qué puedo cortar una hoja de papel?

**Rta.**

Los cuerpos materiales presentan la propiedad de la “tenacidad”, esta es la resistencia que opone los cuerpos materiales a ser roto o partido, la hoja de papel presenta poca tenacidad.

* 1. **FENÓMENO**

Son todas las transformaciones o cambios que experimentan los cuerpos.

1. **FENÓMENO FÍSICO.‑** Se caracteriza por:
	* Cambios pasajeros que sufre la materia.
	* No cambia la naturaleza íntima de la materia.
	* Es reversible.
	* Los cambios de estado son fenómenos físicos.

Por ejemplo: doblar un alambre de cobre.

1. **FENÓMENO QUÍMICO.‑** Se caracteriza por:
* Cambios permanentes que sufre la materia.
* Cambia la naturaleza íntima de la materia.
* Es irreversible.
* Origina nuevos cuerpos con propiedades diferentes.

Por ejemplo: la combustión del gas metano:

 CH4 + 2O2 🡪 CO2 + 2H2O

1. **FENÓMENOS ALOTRÓPICOS.-** Es la capacidad que tienen ciertas sustancias de existir en varias formas con distintas propiedades.

Por ejemplo:   el C (grafito) y el C (diamante); el O2 (oxígeno) y el O3 (ozono); el P2 (fosforo blanco) y P4 (fosforo rojo).

 **D. FENÓMENOS NUCLEARES.-** Ocurre cuando los cambios se dan en la estructura interna de los átomos, dando lugar al origen de elementos nuevos, básicamente ocurren dos tipos de fenómenos nucleares:

fisión y fusión nuclear.

La *fisión nuclear* ocurre cuando un átomo pesado se fragmenta dando origen a elementos más ligeros y se desprende energía además de partículas radioactivas.

Por ejemplo: 

La *fusión nuclear* es el proceso por el que los núcleos atómicos ligeros se unen para formar un núcleo más pesado. Se acompaña de liberación o absorción de [energía](http://es.wikipedia.org/wiki/Energ%C3%ADa).

Por ejemplo: 

**Ejemplo.**

Se enciende un fosforo y se sostiene bajo un trozo de metal frio. Se hacen las siguientes observaciones: a) el fosforo arde; b) el metal se calienta; c) Se condensa agua sobre el metal; d) se deposita hollín (carbono) en el metal. ¿Cuáles de estos sucesos se deben a cambios físicos y cuales a cambios químicos?

**Rta.**

a) Químico, se produce una reacción química; b) físico, solo se calienta el metal no se transforma; c) físico, solo el agua cambia de estado físico de vapor a liquido; d) químico, el hollín es un producto de la combustión del fosforo.

* 1. **CAMBIOS DE ESTADO FÍSICO DE LA MATERIA**

Un cambio de estado es el paso de un estado de agregación a otro en una sustancia como consecuencia de una modificación de la temperatura (o de presión).

 Sublimación

 Fusión Vaporización

 SÓLIDO LÍQUIDO GASEOSO

 Solidificación Licuación (P)

 Condensación (T)

 Sublimación inversa o Deposición

El cambio de estado de gaseoso a líquido tomará el nombre de ***licuación*** si el cambio de estado ha sido debido a la presión, ***condensación*** si el cambio se debió a la temperatura.

La ***vaporización*** se presenta de tres maneras debido a como se lleva a cabo: ***evaporación, ebullición y volatilización.***

1. **Por Aumento de Temperatura:**

a) Sólido a líquido (cera) Fusión

b) Líquido a gaseoso (H2O) Vaporización

c) Sólido a gaseoso (cristales iodo) Sublimación

1. **Por Disminución de Temperatura:**

a) Gaseoso a líquido (H2O) Licuación

b) Líquido a sólido (H2O) Solidificación

c) Gaseoso a sólido (iodo) Sublimación

* 1. **CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA**

La materia se clasifica en dos grandes grupos: las sustancias y las mezclas.

1. **SUSTANCIA.‑** Cada una de las cuales tiene una composición fija y un único conjunto de propiedades; se clasifica en dos subgrupos: simples y compuestas.
2. SUSTANCIA SIMPLE.- Es aquella que está formado por un solo tipo de átomos, está representado por los elementos químicos de la tabla periódica. Ejemplo: cobre (Cu), oro (Au), sodio (Na), oxígeno (O).
3. SUSTANCIA COMPUESTA.- Cuerpo material que está constituido por un solo tipo de moléculas.

Ejemplo: agua (H2O), ácido sulfúrico (H2SO4), dióxido de carbono (CO2), óxido de calcio (CaO), sulfuro de hidrógeno (H2S).

1. **MEZCLA.-** Son cuerpos formados por dos o más sustancias simples y/o compuestas en proporciones variadas, en la cual no ocurre transformación de tipo químico, pueden separarse por medios mecánicos y físicos; las sustancias participantes conservan su identidad y propiedades. Se sub agrupan en mezclas: homogéneas o heterogéneas. Ejemplo: infusión de té, agua azucarada, limaduras de hierro más azufre.
	* + 1. MEZCLA HOMOGÉNEA.- Es la mezcla que posee las mismas propiedades en toda su extensión; sus componentes no son visibles a simple vista. Ejemplo: limonada, aire, agua de mar, café.

***Soluciones.‑*** Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina ***soluto*** y está presente generalmente en pequeña cantidad en comparación con la sustancia donde se disuelve denominada s***olvente***. Las soluciones poseen una serie de propiedades que las caracterizan:

* + - * 1. Su composición química es variable.
				2. Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.
				3. Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro: la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.

Ejemplo de soluciones:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **SOLUCIÓN** | **DISOLVENTE** | **SOLUTO** | **EJEMPLOS** |
| Gaseosa | Gas | Gas | Aire |
| Liquida | Liquido | Liquido | Alcohol en agua |
| Liquida | Liquido | Gas | O2 en H2O |
| Liquida | Liquido | Sólido | NaCl en H2O |

* + - 1. MEZCLA HETEROGÉNEA.- Es el cuerpo material que posee propiedades diferentes en toda su extensión, a simple vista son perceptibles sus componentes. Por ejemplo: pólvora, leche, neblina, agua y aceite, jugo de frutas, jarabe.

RESUMIENDO:

 MATERIA

 SUSTANCIA MEZCLA

 SIMPLE COMPUESTA HOMOGÉNEA HETEROGÉNEA

**Ejemplo.**

Clasifique cada uno de los siguientes cuerpos materiales como sustancias o mezclas; si es una mezcla como homogénea o heterogénea: a) arroz con leche; b) agua de mar; c) magnesio; d) gasolina.

**Rta.**

a) mezcla heterogénea, se ven sus componentes; b) mezcla homogénea, no se distinguen sus componentes a simple vista; c) sustancia, es un elemento químico formado por un solo tipo de átomos; d) mezcla homogénea, está formado por varias sustancias y no se distinguen a simple vista.

* 1. **ENERGÍA**

Cuando se produce un cambio químico, casi siempre va acompañado, ya sea por una absorción o un desprendimiento de energía, de hecho estos cambios en energía son un factor importante que influye en la fuerza impulsora de la reacción. La energía, se define comúnmente como la capacidad para realizar trabajo.

***Trabajo.‑*** Es una actividad propia del hombre, existirá trabajo cuando se aplica una fuerza a un cuerpo para desplazarlo a un espacio determinado.

***Trabajo*** = fuerza . espacio

W = F . D

1. **ENERGÍA POTENCIAL Y ENERGÍA CINÉTICA**:

ENERGÍA POTENCIAL DE UN CUERPO.‑ Denominada también energía almacenada; es decir es la capacidad de producir trabajo debido a la posición que ocupa un cuerpo respecto a un plano de referencia.

Ep = m . g . h

1. ENERGÍA CINÉTICA DE UN CUERPO.‑ Es la capacidad de producir trabajo debido a su movimiento.

Ec = ½ . m . v2

1. **OTRAS FORMAS DE ENERGÍA**
	* + 1. LA ENERGÍA QUÍMICA.- Es la que se produce en las reacciones químicas. Una pila o una batería poseen este tipo de energía. En los fuegos artificiales la energía química se transforma en energía térmica, luminosa, sonora y cinética.
2. LA ENERGÍA TÉRMICA.- Se debe al movimiento de las partículas que constituyen la materia. Un cuerpo a baja temperatura tendrá menos energía térmica que otro que esté a mayor temperatura.
3. LA ENERGÍA LUMINOSA.- Es una de las formas más importantes de energía, está es transportada por ondas luminosas. Sin ella no habría vida en la Tierra.
4. LA **ENERGÍA ELÉCTRICA.- E**s causada por el movimiento de las cargas eléctricas en el interior de los materiales conductores. Esta energía produce, energía: luminosa, térmica y magnética.
5. LA ENERGÍA SONORA.- Es la energía transportada por ondas sonoras. *La energía sonora es* en realidad el efecto de las moléculas en movimiento.
6. LA **ENERGÍA RADIANTE.-** Es la que poseen las ondas electromagnéticas como la luz visible, las ondas de radio, los rayos ultravioleta (UV), los rayos infrarrojo (IR), etc. La característica principal de esta energía es que se puede propagar en el vacío, sin necesidad de soporte material alguno.
7. LA ENERGÍA MECÁNICA.- La definición de la energía mecánica es la suma de las energías cinética y potencial en un campo gravitatorio.
8. LA **ENERGÍA NUCLEAR.-** Es la energía almacenada en el núcleo de los átomos y que se libera en las reacciones nucleares de fisión y de fusión.
	1. **UNIDADES**

JOULE.‑ (N . m), Trabajo realizado por una fuerza constante de un Newton que aplicada a un cuerpo le comunica un desplazamiento de 1 m.

ERGIO.‑ (dina . cm), Trabajo realizado por una fuerza constante de una dina que aplicada a un cuerpo le comunica un desplazamiento de 1 cm.

1 Joule = 1 N.m = 1 kg.m/s2.m

1 Joule = 107 erg.

* 1. **LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA**

Con el advenimiento de la era nuclear en la década de los 40, los científicos y posteriormente el mundo entero, comprendieron que la materia se puede convertir en energía. En las reacciones nucleares la materia se transforma en energía. La relación entre materia y energía fue establecida por Albert Einstein mediante su ecuación:

E = m.c2

Donde:

E = energía

m = masa

c = velocidad de la luz.

Una vez que se reconoce la equivalencia de la materia y la energía, se puede expresar la ***Ley de la conservación de la materia y la energía*** de la siguiente manera:

***“La materia y la energía no se crean ni se destruyen solo se transforman uno en el otro y viceversa”***, la cantidad de ellos en el universo es fija.

**Ejemplo.**

En un proceso nuclear de fisión, 10 gramos de plutonio se transforma en energía. Calcular dicha energía en ergio y joule.

**Rta.**

Datos: m = 10 g = 0,01 kg; c= 3.10 10 cm/s = 3.10 8 m/s

De la formula: E = m.c2

Reemplazamos valores:

E = 10 g . (3.10 10 cm/s) 2  = 9.10 21 ergios

E = 0,01 kg . (3.10 8 m/s) 2 = 9.10 14 joule

* 1. **ÁTOMO**

En el átomo distinguimos dos partes: el *núcleo* y la *nube electrónica*.

**a)** **El núcleo,** es la parte central del átomo y contiene partículas con carga positiva, los protones, y partículas que no poseen carga eléctrica, los neutrones. La masa de un protón es aproximadamente igual a la de un neutrón.

Todos los átomos de un elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones. Este número, que caracteriza a cada elemento y lo distingue de los demás.

**b)** **La nube electrónica,** es la parte exterior del átomo. En ella se encuentran las partículas de carga negativa, los electrones. Estos están ordenados en distintos niveles de energía, giran alrededor del núcleo. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor que la de un protón.

Los átomos son eléctricamente neutros, debido a que tienen igual número de protones que de electrones.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Partícula** | **Carga eléctrica** | **Carga relativa** | **Masa en gramos** | **Masa en uma** |
| **Electrón** | -1,6021.1019 C | -1 | 9,11.10-28 | 0,0005 |
| **Protón** | +1.6021.1019 C | +1 | 1,672.10-24 | 1,0073 |
| **Neutrón** | 0 | 0 | 1,675.10-24 | 1,0087 |

Características de las partículas subatómicas

* 1. **ELEMENTO QUÍMICO**

Está constituida por un grupo de átomo del mismo elemento y no pueden descomponerse en sustancias más sencillas; ***el átomo*** es la forma más simple de la materia que identifica a una sustancia simple.

Por ejemplo: oro, cobre, oxígeno, cloro, radón.

Elemento Químico

Átomo

Núcleo Atómico

Símbolo Químico

Nube Electrónica

Protones

Electrones

Neutrones

 Formado por un tipo de

 Formado por el Representados por Formado por la

 Donde están los Donde están los

**Ejemplo.**

Escriba el símbolo químico de los siguientes elementos químicos: a) aluminio; b) sodio; c) bromo; d) cobre.

**Rta.**

Haciendo uso de una tabla periódica: a) Al; b) Na; c) Br; d) Cu

* 1. **NÚMERO ATÓMICO**

Es el número entero positivo que es igual al número total de [protones](http://es.wikipedia.org/wiki/Prot%C3%B3n) en un [núcleo del átomo](http://es.wikipedia.org/wiki/N%C3%BAcleo_del_%C3%A1tomo). Se suele representar con la letra ***Z***. Es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear.

Z = # protones = # p +

Por ejemplo: 11Na, 8O, 16S

* 1. **NÚMERO DE MASA**

Representa la suma de los protones y neutrones presentes en el núcleo atómico. También se conoce como número másico. Se simboliza con una ***A***.

Para todo átomo o ion:

Número de masa = Número de protones + Número de neutrones

A = #p+ + #nº

A = Z + #nº

Por ejemplo: 21Na, 16O, 32S

**Ejemplo.**

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en los siguientes átomos: a) $$; b) $$; c) $$; d) $$; e) $$; f) $$

**Rta.**

1. $$: A= 28; Z = 14 🡺 #p = Z = 14; #e = 14 (átomo neutro); #n = (A – Z) = 28 – 14 = 14
2. $$: A = 60; Z = 28 🡺 #p = 28; #e = 28; #n = 60 – 28 = 32
3. $$: A = 85; Z = 37 🡺 #p = 37; #e = 37; #n = 48
4. $$: A = 128; Z = 54 🡺 #p = 54; #e = 54; #n = 50
5. $$; A = 195; Z = 78 🡺 #p = 78; #e = 78; #n = 117
6. $$; A = 238; Z = 92 🡺 #p = 92; #e = 92; #n = 146

$$ $$

* 1. **CLASIFICACIÓN DE LOS NUCLEIDOS**

Se da entre átomos de los mismos o diferentes elementos, dependiendo de la cantidad de protones, electrones o neutrones que posean.

1. **ISÓTOPOS.-** Se dice que dos átomos son ***isótopos*** cuando teniendo el mismo número atómico, es decir, el mismo número de protones en su núcleo, poseen distinto número de masa y distinto número de neutrones en su núcleo.

Por ejemplo:  (Protio), (Deuterio),  (Tritio)

1. **ISÓBAROS.- S**on átomos de distintos elementos que tienen igual número de masa, es decir distinto número atómico, pero igual número masa.

Por ejemplo:  y 

1. **ISÓTONOS.-** Son átomos de diferentes elementos, pero con igual número de neutrones, diferentes número atómico y número de masa.

Por ejemplo: , poseen 6 neutrones;  , poseen 12 neutrones.

1. **ISOELECTRÓNICOS.-** Son iones de átomos distintos pero que tienen el mismo número de electrones.

Por ejemplo: , poseen 10 electrones.

**Ejemplo 1.**

Escriba el símbolo correcto, con número atómico y número de masa, de cada uno de los siguientes elementos: a) el núclido de hafnio que contiene 107 neutrones; b) el isotopo de argón con numero de masa 40; c) una partícula α; d) el isotopo de indio con numero de masa 115; e) el núclido de silicio que tiene el mismo número de protones y neutrones.

**Rta.**

1. Hafnio; #n = 107 🡺 Hf; Z = 72 (tabla periódica); A = 72 + 107 = 179 🡺 $$
2. Argón; A = 40 🡺 Ar; Z = 18 (tabla periódica) 🡺 $$
3. α 🡺 núcleo de helio; He+2 ; Z = 2; A = 4 🡺 $$+2
4. Indio; A = 115 🡺 In; Z = 49 🡺 $$
5. Silicio; #p = #n 🡺 Si; Z = 14; #p = 14 (átomo neutro); A = 14 + 14 = 28 🡺 $$

**Ejemplo 2.**

Definiciones:

a) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ es el número de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ que contiene el núcleo, coincide con el número de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ sólo si el átomo es neutro.

b) Los \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ se caracterizan por su número atómico; es decir, por el número de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ del núcleo. Átomos con diferente número de protones pertenecen a elementos \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

c) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ es el número de nucleones del núcleo atómico; es decir, la suma total de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ del núcleo.

d) Átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ se denominan isótopos de dicho elemento. Los isótopos de un elemento siempre tienen el mismo número de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

*Diferentes – electrones – elementos – neutrones – neutrones - Número atómico - Número masa – protones – protones – protones – protones*

**Rta.**

a) *Número atómico* es el número de *protones* que contiene el núcleo, coincide con el número de *electrones* sólo si el átomo es neutro.

b) Los *elementos* se caracterizan por su número atómico; es decir, por el número de *protones* del núcleo. Átomos con diferente número de protones pertenecen a elementos *diferentes*.

c) *Número masa* es el número de nucleones del núcleo atómico; es decir, la suma total de *neutrones* y *protones* del núcleo.

d) Átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de *neutrones* se denominan isótopos de dicho elemento. Los isótopos de un elemento siempre tienen el mismo número de *protones*.

**Ejemplo 3.**

El hierro tiene de número atómico 26 y de número de masa 55. Las partículas del átomo neutro son:

a. Número de protones \_\_\_\_\_.

b. Número de electrones \_\_\_\_\_.

c. Número de neutrones \_\_\_\_\_.

**Rta.**

Del ejercicio tenemos: Z = 26; A = 55.

Recordando Z = # p+ = #e- (si el átomo es neutro). A = Z + #nº

a. Número de protones 26.

b. Número de electrones 26.

c. Número de neutrones 29.

**Ejemplo 4.**

El plomo (Pb) tiene de número atómico 82 y de número de masa 207. Las partículas del átomo neutro son:

a. Número de protones \_\_\_\_\_.

b. Número de electrones \_\_\_\_\_.

c. Número de neutrones \_\_\_\_\_.

**Rta.**

Del ejercicio tenemos: Z = 82; A = 207.

Recordando Z = # p+ = #e- (si el átomo es neutro). A = Z + #nº

a. Número de protones 82.

b. Número de electrones 82.

c. Número de neutrones 125.

**Ejemplo 5.**

El Cs (cesio) tiene Z=55 y A=132. Las partículas del átomo neutro son:

a. Número de protones \_\_\_\_\_.

b. Número de electrones \_\_\_\_\_.

c. Número de neutrones \_\_\_\_\_.

**Rta.**

Del mismo modo que el ejercicio anterior.

a. Número de protones 55.

b. Número de electrones 55.

c. Número de neutrones 77.

* 1. **MASA ATÓMICA**

Expresar las masas de los átomos en gramos no parece útil, ya que es una unidad demasiado grande para una partícula tan pequeña; por eso se definió una nueva unidad, la unidad de masa atómica (uma). No es posible pesar la masa de un átomo directamente.

La unidad de masa atómica (uma) equivale a la doceava parte (1/12) de la masa del átomo de carbono-12. La unidad de masa atómica es prácticamente la masa de un protón.

1 uma = 1,66.10 -24 g

**La *masa atómica* es un número que indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo que la unidad de masa atómica (uma).**

**Ejemplo 1.**

**¿Cuál es la masa en gramos de 1 molécula de agua, H2O? ¿y de 10 moléculas?**

**Rta.**

**Los datos y cálculos que hagamos con las masas atómicas de la tabla periódica nos darán en uma, que es diferente cuando trabajamos con mol.**

**MM(H2O) = 18 uma**





**Ejemplo 2.**

¿Quién tiene mayor valor en unidades de masa atómica?

a) 5,2.10-28 gramos de CO2

b) 3,8.10-26 gramos de HCl

c) 1,5.10-27 gramos de FeO

**Rta.**

a) 

b) 

c) 

El mayor valor en uma es la b).

* 1. **MOLÉCULA**

Las moléculas están compuestas por dos o más átomos, que se encuentran unidos unos a otros por fuerzas interatómicas llamadas enlaces químicos. Por ejemplo: H2O, H2SO4, C6H12O6. Las moléculas biológicas, como las proteínas y el ADN, pueden estar compuestas por muchos miles de átomos.

Son partículas que identifican y tiene todas las propiedades físicas y químicas de esa sustancia.

* 1. **COMPUESTO QUÍMICO**

Está *constituida por un grupo de moléculas* (enlace covalente) o especies químicas (enlace iónico) *de un mismo compuesto*. La ***molécula o especie química*** está combinado por dos o más átomos diferentes en una proporción definida unido químicamente por enlace covalente y enlace iónico respectivamente.

Por ejemplo: agua, dióxido de carbono, acido sulfúrico, glucosa, oxigeno.

* 1. **MASA MOLECULAR O MASA FÓRMULA**

**Como se trata de la masa de una molécula, al determinarse su valor a partir de la masa atómica de los elementos, se está comparando la masa de una molécula con la uma. No podemos pesar la masa de una molécula individualmente.**

Para determinar la masa de una molécula sumamos las masas atómicas de los átomos que componen la molécula.

Por ejemplo: Determinar la masa molecular del agua (H2O).

Sumamos el producto de los átomo de hidrógeno presentes (2) multiplicado por la masa atómica del hidrógeno y el número de átomos de oxígeno presente (1) multiplicado por la masa atómica del oxígeno.

MM (H2O) = 2.MA(H) + 1.MA(O) = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 uma

**Ejemplo 1.**

Calcular el peso molecular del compuesto covalente llamado fructosa, C6H12O6 (Azúcar de frutos).

**Rta.**

De la tabla periódica tomamos los valores de masa atómica de cada elemento: O = 16,0; C = 12,0; H = 1,0 MM(C6H12O6) = 6.12,0 + 12.1,0 + 6.16,0 = 72 + 12 + 96 = 180 uma.

**Ejemplo 2.**

Calcular el peso molecular del sulfato de aluminio, Al2(SO4)3.

**Rta.**

Buscamos las masas atómicas de la tabla periódica, MA: S = 32,1; Al = 27,0; O = 16,0

MM[Al2(SO4)3] = 2.27,0 + 3(1.32,1 + 4.16,0) = 54,0 + 3. 96,1 = 342,3 uma.

* 1. **MOL**

Es una unidad de cantidad de materia. Un mol representa la cantidad de masa contenida en 6,023.10 23 moléculas de sustancia. El número 6,023.10 23 es conocido como el ***número de Avogadro***. El mol es una unidad algo peculiar, porque "no pesa lo mismo" en cada caso. Al estar basada en un conteo de átomos o moléculas, la cantidad de masa total dependerá de cuánta masa tenga cada molécula. Así, un mol de hidrógeno molecular (*H*2) tiene 2 gramos de masa, mientras que un mol de agua (*H*2*O*) contiene 18 gramos de masa.

Se puede manejar tres identidades relacionada con mol para realizar cálculos químicos estos pueden ser átomos o moléculas, estos son:

1 mol = 6,022.10 23 unidades

1 mol = MA o MM en gramos

6,022.10 23 unidades = 1 MA o 1 MM en gramos

**Ejemplo 1.**

Determinar el número de moles de agua (H2O) que están contenidas en 36 gramos.

**Rta.**

Usando una de las identidades de mol, MM(H2O) = 18 uma:

1 mol H2O = 18 g H2O



**Ejemplo 2.**

En una muestra de 25 gramos de H2O, calcular el número de moles y el número de moléculas.

**Rta.**

Haciendo uso correcto de las identidades de mol, tenemos:





**Ejemplo 3.**

Calcular la masa y el número de moléculas en una muestra de 2,5 moles de benceno que tiene como formula molecular C6H6.

**Rta.**

Se determina la masa molecular de benceno (ya visto).

MM(C6H6) = 78,1 uma





**Ejemplo 4.**

La magnetita Fe3O4 y la pirita Fe2S contienen hierro ambas. ¿Cuál de los dos minerales proporcionara mayor peso de hierro si se tiene 1,78.1025 y 5,23.1024 moléculas respectivamente?

**Rta.**

Calculamos las masas moleculares de ambos compuestos:

MM(Fe3O4) = 231,4 uma

MM(Fe2S) = 143,7 uma

Además: MA: Fe = 55,8 uma; S = 32,1 uma; O = 16,0 uma





El mineral que proporciona mayor cantidad de hierro es la magnetita 4948,06 g o 4,948 kg

**Ejemplo 5.**

¿Cuáles son las proporciones en masa de hierro y azufre que deben usarse para preparar FeS sin tener exceso ni de Fe ni de S?

**Rta.**

Se entiende que se debe preparar 1 mol de FeS, eso significa que el compuesto está formado por 1 mol de Fe y 1 mol de S, por lo que es necesario conocer sus masa atómicas de la tabla periódica para determinar la relación en masa, así: MA: S = 32,1; Fe = 55,8.

1mol Fe = 55,8 g

1mol S = 32,1 g

Relación en masa = 

**EJERCICIOS**

1. a) ¿Qué diferencia hay entre una hipótesis y una teoría? b) Explique la diferencia entre una teoría y una ley científica.
2. Para qué se usa el método científico?
3. En qué proceso un liquido se convierte en gas?
4. ¿Qué es necesario hacer para convertir Oxígeno(g) en Oxígeno (l).
5. En qué proceso un liquido se convierte en solido?
6. Responde teniendo en cuenta las propiedades de la materia:
7. ¿Por qué, si colocamos un objeto en un lugar, no podemos colocar simultáneamente otro en el mismo sitio?
8. ¿A qué se debe que, cuando viajamos en auto y el conductor acelera, nos movamos (con respecto al auto) hacia atrás?
9. ¿Por qué puedo cortar una hoja de papel?
10. ¿Por qué cuando se introduce agua en el congelador se vuelve sólida al alcanzar la temperatura de fusión del hielo?
11. En qué se diferencia la evaporación, ebullición y volatilización.
12. Relacionar correctamente cada cambio de estado físico de la materia.

a) Paso de solido a líquido I) Vaporización

b) Paso de líquido a gas II) Fusión

c) Paso de gas a líquido III) Solidificación

d) Paso de líquido a sólido IV) Sublimación inversa

e) Paso de sólido a gas V) Condensación

f) Paso de gas a sólido VI) Sublimación

1. Diga si a continuación se describen cambios físicos o químicos.

a) El gas helio tiende a escapar por completo de un globo después de lagunas horas.

b) Un rayo de luz de un flash se atenúa poco a poco y finalmente se apaga.

c) El jugo de naranja congelado se reconstituye agregándole agua.

d) El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis.

e) Una cucharada de sal de mesa se diluye en un plato de sopa.

1. Completar las siguientes oraciones:

a) La vaporización es el paso de líquido a gas, que se puede producir de dos formas: por \_\_\_\_\_\_\_\_ o por ebullición.

b) La \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ tiene lugar a cualquier temperatura mientras que la \_\_\_\_\_\_\_\_ tiene lugar a una temperatura determinada.

c) La \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ tiene lugar en cualquier lugar del líquido mientras que la \_\_\_\_\_\_\_\_ tiene lugar en la superficie.

d) La \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ se produce de forma tumultuosa mientras que la \_\_\_\_\_\_\_\_\_ se produce lentamente.

*ebullición – ebullición – ebullición – evaporación – evaporación – evaporación - evaporación*

1. ¿A qué se debe que, cuando viajamos en auto y el conductor acelera, nos movamos (con respecto al auto) hacia atrás?
2. Señala la afirmación correcta.

a) El volumen es una propiedad específica de la materia.

b) La masa es una propiedad general de la materia.

c) La densidad es una propiedad general de la materia.

1. ¿Por qué cuando se introduce agua en el congelador se vuelve sólida al alcanzar la temperatura de fusión del hielo?
2. Suponga que recibe una muestra de un líquido homogéneo. ¿Qué haría para determinar si es una disolución o una sustancia pura?
3. ¿Cómo se llama la propiedad por la cual ciertos cuerpos pueden convertirse en hilos finos?
4. ¿Qué entiende por propiedades intensivas y extensivas?
5. Indique cuales de las siguientes transformaciones son físicas y cuales químicas, ¿por qué?

a) Azúcar + agua 🡪 solución azucarada

b) Agua líquida 🡪 vapor de agua

c) Oxido de mercurio 🡪 mercurio + oxigeno

d) Carbonato de calcio 🡪 dióxido de carbono + oxido de calcio

e) Salmuera 🡪 agua + cloruro de sodio

f) combustión del carbón

1. ¿Puede existir un sistema homogéneo formado por más de una sustancia? Ejemplifique.
2. Clasifique cada uno de los siguientes cuerpos materiales como sustancias o mezclas, si es una mezcla como homogénea o heterogénea: a) aire; b) jugo de tomate; c) cristales de yodo; d) arena.
3. ¿Cuál es la fórmula matemática que relación la masa con la energía?
4. Determinar la masa equivalente que al descomponerse genera 6,3x1019 erg. de energía.
5. Escriba el símbolo químico de los siguientes elementos químicos: a) carbono; b) potasio; c) cloro; d) zinc; e) fosforo; f) argón; g) calcio; h) plata.
6. De un ejemplo de un sistema heterogéneo formado por una sola sustancia.
7. Nombre los siguientes elementos químicos: a) Fe; b) K; c) U; d) Rn; e) Sb; f) Au; g) Am; h) Cs
8. Rotule cada uno de los siguientes como proceso físico o químico: a) corrosión de aluminio metálico; b) fundir hielo; c) pulverizar una aspirina; d) digerir una golosina; e) explosión de nitroglicerina.
9. Rellene los recuadros vacios de la siguiente tabla, suponiendo que cada columna representa un átomo neutro:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Símbolo | 121Sb |  |  |  |  |
| Protones |  | 38 |  |  | 94 |
| Neutrones |  | 50 | 108 |  |  |
| Electrones |  |  | 74 | 57 |  |
| Masa atómica |  |  |  | 139 | 239 |

1. Tenemos el siguiente ion $$+3. Rellena los espacios:

a) Z = \_\_\_\_\_

b) A = \_\_\_\_\_

c) Número de protones: \_\_\_\_\_

d) Número de electrones: \_\_\_\_\_

e) Número de neutrones:

1. a) El átomo de I tiene 53 electrones y su número másico es de 127. ¿cuántos protones y neutrones tiene?

b) El ión calcio tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuál es su número de protones? ¿y su número másico?

1. Si el numero atómico es 17:

a) El átomo tendrá \_\_\_\_\_ electrones si el átomo es neutro.

b) El átomo tendrá \_\_\_\_\_ electrones si el átomo tiene de carga +2.

c) El átomo tendrá \_\_\_\_\_ electrones si el átomo tiene de carga -2.

1. Rellena lo que falta:

a) Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es \_\_\_\_\_.

b) Si un átomo tiene de carga -2 y contiene 15 electrones, su número atómico es \_\_\_\_\_.

c) Si un átomo es neutro y contiene 35 electrones, su número atómico es \_\_\_\_\_.

1. a) ¿Que masa en uma tiene un átomo de carbono 12?; b) ¿Por qué el peso atómico del carbono se informa como 12,011 en la tabla periódica de los elementos?
2. El cloruro de calcio absorbe agua y se usa como agente desecador. Calcular el peso molecular del compuesto iónico CaCl2.
3. ¿Cuáles de los siguientes pares son isótopos?

a) 2 H+ y 3 H ;

b) 3 He y 4 He

c) 3 H y 4 He

d) 12 C y 14 N

1. Las siguientes especies químicas: . ¿Qué tipos de átomos son?
2. De las siguientes especies químicas, ordene quienes son isótopos, isóbaros, isótonos y isoelectrónicos.



1. ¿Qué proporción en masa de hidrogeno y oxigeno deben usarse para obtener H2O sin exceso de H o de O?
2. Dos moles de oxígeno (O2) tienen 1,204.1024 moléculas, ¿cuántos átomos tendrán dos moles de mercurio (Hg)?
3. En 1,5 moles de CO2, ¿cuántas moléculas hay?
4. Se tienen 2,5 moles de H2S. Calcular:

a) El número de gramos que hay de S y de H.

b) El número de moles de S.

c) El número de moléculas de sulfuro de hidrógeno.

1. Si de 100 mgr de amoniaco se quitan 2.1021 moléculas de amoniaco, ¿cuántos moles de amoniaco nos quedarán?
2. La masa más pequeña capaz de desequilibrar la balanza más sensible hasta ahora construida es de 1,0.10-6 g. Si esta cantidad fuera del elemento más ligero, el hidrógeno ¿Cuántos átomos contendría?
3. ¿Cuántos cm3 de etanol deben medirse en una probeta, para tener 0,5 moles de etanol? La densidad del etanol es 0,789 g/cm3.
4. Un frasco de laboratorio contiene 100 g de carbonato de sodio (Na2CO3). ¿Cuántos átomos de sodio, de carbono y de oxígeno hay en el frasco?
5. En 6 cm3 de etanol, ¿Cuántos gramos hay? ¿Cuántos moles? ¿Cuántas moléculas? ¿Cuántos átomos de carbono? ¿Cuántos átomos de oxígeno? ¿Cuántos átomos de hidrógeno? La densidad del etanol es 789 kg/m3.
6. Indica si las siguientes afirmaciones son correctas o no, razonando las respuestas.

a) La masa molecular del amoniaco, NH3, es igual a 17 uma.

b) Un mol de amoniaco es 17 gramos.

c) La masa molecular del amoniaco varía de unas reacciones a otras.

d) Dos moles de amoniaco contienen 12,04.1023 moléculas de amoniaco.

1. Si la masa de 3,20 . 10 4 átomos de R es 1,65 . 10 -18 g y la masa de 15 moléculas de Rn es de 3,09 . 10 -21 g.

a) Calcular la masa atómica relativa de R.

b) Calcular los moles de átomos que hay en un mol de Rn.

1. La masa de un átomo de X es 1,994 . 10 -23 g.

a) Calcular la masa molar de X2H2.

b) Indicar cuál de los siguientes valores: 32,0 g; 32,0 uma y 32,0 g/mol corresponde a la masa de una molécula de oxígeno.

1. La masa molar de H4P2Ox es 178 g/mol.

a) Calcular el número total de átomos en una molécula de H4P2Ox.

b) Calcular la masa de una molécula de H4P2Ox.

1. Si, en uno de los platillos de una balanza se puso 10 moles de NaCl, en el otro platillo ¿cuántos átomos de plomo se debe colocar para equilibrar la balanza?

**BIBLIOGRAFÍA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

6) Química General/Becker Wentworth/Ed. Reverte S. A./España/1977

7) Química. La Ciencia Central/Brown T. Bursten B./9na Edicion/Edt. Pearson Educacion/México/2004

**AUTO EVALUACIÓN**

a) ¿Qué diferencia hay entre hipótesis y una teoría?

b) Explique la diferencia entre una teoría y una ley científica.

Explique con sus palabras el significado de Química, materia, compuesto, estado de la materia.

**Clasifique los siguientes materiales como materia y no materia y explique por qué?**

**a) Relojes b) Las calles c) El aire d) Calor e) La música f) El baile g) Las artes**

1. ¿Cuáles de las siguientes propiedades son intensivas y cuáles son extensivas?

a) Longitud; b) Área; c) Volumen d) Temperatura e) Masa

1. ¿Cuándo se produce un cambio químico?
2. Completa señalando el nombre con el que se designa el cambio de estado que se está operando.
3. Un helado que está derritiéndose: .................................
4. Una gelatina que toma cuerpo en la heladera: .................................
5. Una olla con el agua hirviendo: .................................
6. ¿Qué es una mezcla homogénea? ¿Cuáles de las siguientes son sustancias? ¿Cuáles de las mezclas siguientes son homogéneas? Explique sus respuestas.

a) Sal disuelta en agua, b) Te y hielo, c) Sopa de pollo y tallarines, d) Lodo, e) Gasolina, f) Dióxido de carbono, g) Helado de menta con chispas de chocolate.

1. Calcular la masa radiactiva residual, si 50 g de un material radiactivo tiene un proceso de fisión nuclear, liberando 90 TJ de energía.
2. ¿Cuál es la diferencia entre un elemento y un compuesto?
3. ¿Por qué el número másico A y la masa relativa (peso atómico) de un átomo no son iguales
4. Nombre los elementos químicos representados por los siguientes símbolos: a) H; b) Mn; c) Pb; d) Si; e) F; f) Sn; g) O; h) N.
5. En un intento por caracterizar una sustancia, un químico hace las siguientes observaciones. La sustancia es un metal lustroso color blanco plateado que se funde a 649ºC y hierve a 1105ºC; su densidad a 20ºC es de 1,738g/cm3. La sustancia arde en aire, produciendo una luz blanca intensa, y reacciona con cloro para producir un sólido blanco quebradizo. La sustancia se puede golpear hasta convertirla en laminas delgadas o estirarse para formar alambres, y es buena conductora de la electricidad, ¿Cuáles de estas características son propiedades físicas y cuales químicas?
6. Todos los núclidos siguientes se emplean en medicina. Indique el numero de protones y neutrones que tiene cada núclido: a) fosforo 32; b) cromo 51; c) cobalto 60; d) tecnecio 99; e) yodo 131; f) talio 201.
7. a) ¿Que isotopo se usa como estándar para establecer la escala atómica?; b) el peso atómico del cloro se informa como 35,5, pero ningún átomo de cloro tiene una masa de 35,5 uma. Explique.
8. Determina el número de neutrones de un átomo E que es isóbaro del Ca (Z=20 y A=40) y es isótopo de K (Z=19).
9. Definiciones: (completar las oraciones con las palabras debajo del ejercicio)

a) Se llama masa atómica de un elemento a la masa de uno de sus \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ medida en \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

b) La unidad de masa atómica se ha tomado como la \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ parte de la masa de carbono-12.

c) Iones son átomos que ha perdido o ganado \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ quedando cargados eléctricamente.

d) Los iones que han perdido electrones serán iones \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, también llamados \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

e) Los iones que han ganado electrones serán iones \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, también llamados \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

*Aniones – átomos – cationes – doceava – electrones – negativos – positivos - unidades de masa atómica*

1. Tenemos dos isótopos de un mismo elemento. El primero tiene de número másico 35 y el segundo de número másico 37. El primero es neutro. El segundo es un anión con carga -1 que tiene 18 electrones. Rellena el número de partículas de cada isótopo:

a. Isótopo primero: \_\_\_\_\_ protones, \_\_\_\_\_ electrones, \_\_\_\_\_ neutrones.

b. Isótopo segundo: \_\_\_\_\_ protones, \_\_\_\_\_ electrones, \_\_\_\_\_ neutrones.

1. Determine la masa molecular o formula de:

a) CaO; b) (NH4)2SO4; c) CuSO4.7H2O; d) Al2(SO3)3

1. ¿Cuántas: a) moles de O2, b) moléculas de O2, c) átomos de O, hay en 40 gramos de oxigeno gaseoso a 25ºC?
2. La masa de una muestra de propano, C3H8, es igual a la de 8,0 millones de moléculas de metano, CH4. ¿Cuántas moléculas hay en la muestra de propano?
3. En una molécula de H2SOx hay 7,98 . 10 -23 g de oxígeno.

a) Calcular la atomicidad del oxígeno de H2SOx .

b) Indicar cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 2 moles de H2SOx .

1. Wikipedia, la enciclopedia libre, 2 008. http://es.wikipedia.org/wiki/Ciencia [↑](#footnote-ref-1)