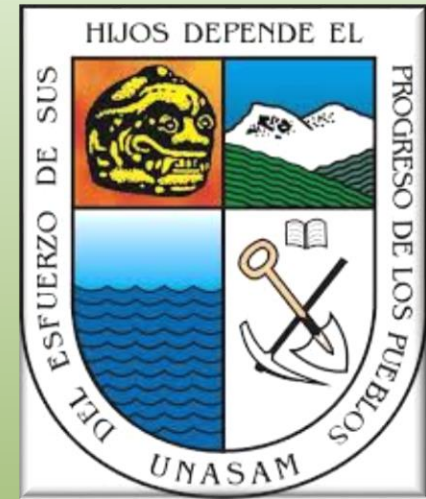


Universidad Nacional Santiago Antúñez de Mayolo



DEPARTAMENTO ACADÉMICO DE CIENCIAS

QUÍMICA GENERAL I

Contenido

- La química como Ciencia
- Clasificación e Importancia
- El átomo, A, Z.
- Tipos de átomos
- Elemento, compuesto,
- Masa Atómica, Número Atómico
- Masa molecular
- Mol
- Número de Avogadro.

QUÍMICA

La Química es **la Ciencia** que estudia **la materia**, sus propiedades, su constitución, sus transformaciones y las variaciones energéticas que acompañan a estas transformaciones.

Importancia del Estudio de la Química:

La comprensión de los **fenómenos naturales** permite aplicar el conocimiento para modificarlos y aprovecharlos de manera racional.

Aprender química es introducirse en el apasionante universo de las sustancias que nos rodean y poder entender mejor las noticias, los efectos de las medicinas, la verdad tras algunos mitos populares, los avances científicos, las transformaciones industriales, etc..

El **uso irresponsable de la química**, por desconocimiento, impericia o afán desmedido de lucro, puede ser catastrófico para la vida en el planeta.

CIENCIA

La Ciencia: *Actividad humana creativa cuyo objetivo es la comprensión de la naturaleza y cuyo producto es el conocimiento, obtenido por medio de un **método científico** organizado en forma deductiva y que aspira a alcanzar el mayor consenso posible.* (Ruy Pérez Tamayo)

Investigación; Definición Científica: La definición estricta de la investigación científica es la realización de un estudio metódico para **probar una hipótesis** o **responder a una determinada pregunta.**

La investigación científica debe ser **organizada** y someterse a una **planificación**, lo que incluye la realización de revisiones de la literatura de investigaciones pasadas y la evaluación de las preguntas que deben ser contestadas.



El Método Científico: Es un método de investigación usado principalmente en la producción de conocimiento en las ciencias.

Las etapas del método son secuencias lógicas para llegar a un conocimiento.

EL MÉTODO CIENTÍFICO

PLANTEAMIENTO
DEL PROBLEMA

1ª Etapa: Observación
Reconocer el problema

FORMULACIÓN
DE HIPÓTESIS

2ª Etapa: Formulación de hipótesis
Hacer suposiciones verosímiles y contrastables
para explicar el problema

DISEÑO DE
EXPERIMENTOS
PARA
COMPROBACIÓN
DE LAS HIPÓTESIS

3ª Etapa: Experimentación- control de variables
Diseñar experimentos para confirmar o
descartar las hipótesis buscando relaciones
entre ellas, controlando variables no medidas
que puedan influir

¿Hipótesis
comprobadas?

NO

SI

LEYES Y
TEORÍAS

**4ª Etapa:
Conclusiones**
obtenidas a partir de
hipótesis confirmadas

Etapas del método científico

Observación:

Observar es distinto a mirar. Normalmente cuando miras ves muy poco. Si entras en una habitación y te dicen después que describas a las personas, vestidos, objetos, etc. que has visto, al tratar de hacerlo, verás qué poco has observado.

Al observar se aprende. ¡Ejercítate! No todos observamos lo mismo.
¡Compruébalo!

La curiosidad intelectual fomenta la observación y hace que nos planteemos cuestiones: ¿Por qué sucede esto así? ¿Cómo sucede? etc. Nuestra mente se "lanza" y ya tenemos planteado un problema.



Planteamiento del problema:

Cuando tratamos de explicar lo observado surge un problema debido a la inquietud y a la necesidad del hombre de “entender” su entorno.

Para resolverlo es esencial "estar al día", saber lo que ya se conoce sobre ese tema y qué partes del problema están ya resueltas y contrastadas por la Ciencia. Antes de empezar debe reunirse toda la información posible relacionada con el fenómeno.

Hipótesis:

Hipótesis es una respuesta anticipada, que se da como posible, a un problema que surge al tratar de explicar un fenómeno y que se debe verificar por medio de la experimentación.

Experimentación

El ojo humano no ve todo lo que observa y la mente no capta todas las características significativas. Por eso la experimentación, recrear el fenómeno y repetirlo, ayuda a captarlas.

Hay que abstraer lo esencial del fenómeno estudiado y diseñar una réplica simplificada del mismo, despojándolo así de los aspectos que pueden ocultar lo esencial.

Registrar en tablas los valores obtenidos:

Los datos obtenidos en la experimentación se deben recoger en tablas y pasar a gráficas para poder estudiar mejor sus relaciones.

Análisis e interpretación:

Del análisis de los datos obtenemos una relación que se expresa en forma de fórmula matemática. Las ecuaciones matemáticas y sus representaciones gráficas son de gran ayuda para la comprensión y el manejo de los conceptos.

Confirmación de la Hipótesis:

Si las experiencias confirman las hipótesis, éstas son ciertas y las leyes (fórmulas) deducidas tienen validez. Entonces cualquier persona puede comprobarlas y se cumplen siempre, y en todo lugar, en las condiciones fijadas. Un número grande de hipótesis confirmadas y expresadas en leyes matemáticas constituyen las partes de una **Teoría General** que las explica todas:

En resumen, el conocimiento científico no nos conduce a verdades absolutas, pero indudablemente contribuye a aumentar el bienestar de la humanidad, a incrementar nuestro conocimiento del mundo y a saber cómo protegerlo. En la ciencia, la última palabra no está dicha y lo más probable es que nunca lo esté, pero el saber, el conocimiento acumulado, es estrictamente necesario para continuar con la búsqueda.



LA MATERIA

Podemos definir la materia como aquello que constituye los cuerpos, y decimos que cuerpo es todo lo que **posee masa, ocupa un lugar en el espacio** y es **perceptible a nuestros sentidos**.



Desde el punto de vista metodológico, dividiremos el estudio de la materia en las siguientes partes:

- Estados de la materia.
- Estructura de la materia.
- Propiedades de la materia.

ESTADOS DE LA MATERIA

Los diferentes estados en que podemos encontrar la materia se denominan **estados de agregación de la materia**. Las distintas formas en que la materia se "agrega", como un conjunto de partículas, se pueden clasificar básicamente en tres estados: (sin olvidar el cuarto estado)

- Sólido
- Líquido
- Gaseoso



ESTADO SÓLIDO

Los objetos en estado sólido se presentan como cuerpos de forma compacta y precisa; sus átomos a menudo se entrelazan formando estructuras estrechas definidas, lo que les confiere la capacidad de soportar fuerzas sin deformación aparente. Los sólidos son calificados generalmente como duros y resistentes, y en ellos las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión.

Las sustancias en estado sólido presentan características como:

- Forma definida.
- Incompresibilidad (no pueden comprimirse).
- Resistencia a la fragmentación.
- Fluidez muy baja o nula.
- Algunos de ellos se subliman (yodo).
- Volumen constante (hierro).



ESTADO LÍQUIDO

Si se incrementa la temperatura, el sólido va perdiendo forma hasta desaparecer la estructura cristalina, alcanzando el estado líquido. En este caso, aún existe cierta unión entre los átomos del cuerpo, aunque mucho menos intensa que en los sólidos.

El estado líquido presenta las siguientes características:

- No poseen forma definida.
- Toma la forma de la superficie o el recipiente que lo contiene.
- En el frío se contrae (exceptuando el agua).
- Posee fluidez a través de pequeños orificios.
- Volumen constante.



ESTADO GASEOSO

Incrementando aún más la temperatura, se alcanza el estado gaseoso. Las moléculas del gas se encuentran prácticamente libres, de modo que son capaces de distribuirse por todo el espacio en el cual son contenidos.

El estado gaseoso presenta las siguientes características:

- No tienen forma definida.
- Su volumen es variable dependiendo del recipiente que lo contenga.
- Pueden comprimirse fácilmente.



Wikipedia, La enciclopedia libre.

TEAPROVE: ¿Cuáles son las características del cuarto estado de la materia?

Las características analizadas recientemente se denominan **macroscópicas**, ya que pueden ser fácilmente observadas.

Pero si queremos explicar dichas características debemos recurrir al estudio de la estructura de la materia. Para ello, recurriremos al **modelo cinético** de partículas:



MODELO CINÉTICO DE PARTÍCULAS

Los enunciados más destacados son los siguientes:

- Los cuerpos están constituidos por pequeñas partículas que no pueden ser percibidas por nuestros sentidos.
- Las partículas constituyentes de la materia están en movimiento, es decir, poseen energía cinética.
- Cuanto mayor es la temperatura del cuerpo tanto mayor es la energía cinética de las partículas.
- Entre las partículas existen fuerzas de atracción (denominadas fuerzas de cohesión).

Las características que analizaremos a continuación se denominan **microscópicas**, ya que no pueden ser observadas. Se basan en los enunciados del modelo cinético de partículas.

Según el modelo cinético cuando un cuerpo está en:

Estado Sólido:

- Sus partículas se encuentran muy juntas y ordenadas.
- La energía cinética de sus partículas es muy baja.
- Las partículas prácticamente no se mueven, sólo vibran. La fuerza de atracción entre las partículas es fuerte.

Estado Líquido:

- Sus partículas se encuentran poco juntas y más desordenadas.
- La energía cinética de sus partículas es mayor.
- Las partículas se deslizan unas sobre otras.
- La fuerza de atracción entre las partículas es menor.

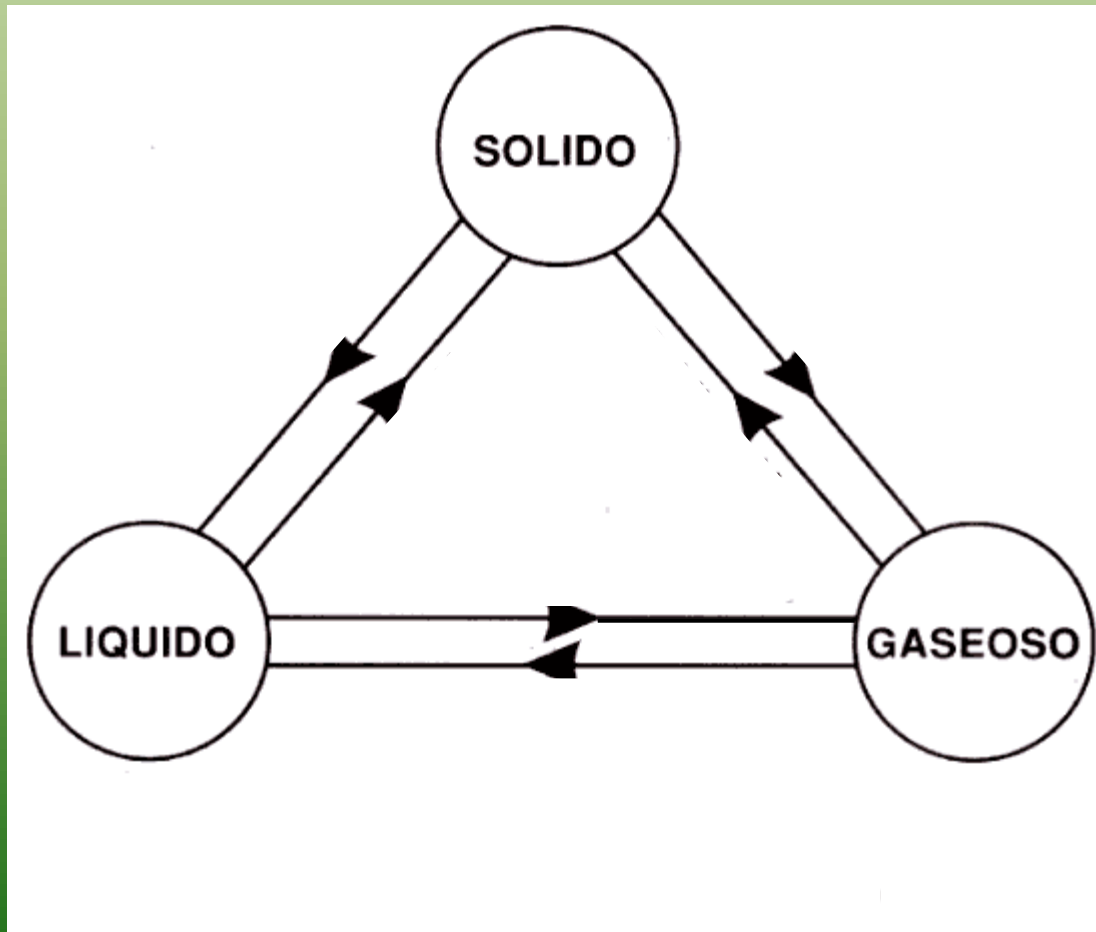
Estado Gaseoso:

- Sus partículas se encuentran muy separadas y desordenadas.
- La energía cinética de sus partículas es muy elevada.
- Las partículas se mueven con total libertad.
- La fuerza de atracción entre las partículas es nula.

Cambios de estado

Un cuerpo puede pasar de un estado de agregación a otro por simple variación de la temperatura o de la presión.

La temperatura es una medida del movimiento de las partículas de un cuerpo.



PROPIEDADES DE LA MATERIA

La materia presenta una serie de propiedades que pueden clasificarse en dos grupos: **extensivas** o **intensivas**.

Propiedades extensivas: son las que dependen de la cantidad de materia considerada. Peso, masa, volumen.



Propiedades intensivas: son las que no dependen de la cantidad de materia considerada. Color, sabor, olor, punto de fusión, punto de ebullición, densidad.

Una forma muy sencilla de comprender esta clasificación puede ser mediante el siguiente ejemplo. Consideremos dos porciones de agua de distinto tamaño.



Porción A



Porción B

Si comparamos la misma propiedad en ambos sistemas y la misma se ve alterada, entonces la propiedad es extensiva (ya que depende de la cantidad de materia considerada). Son ejemplos: el peso, la masa y el volumen. Si la propiedad no se ve alterada, entonces la propiedad es intensiva (ya que no depende de la cantidad de materia considerada). Son ejemplos: el color, sabor, olor, punto de fusión, punto de ebullición, densidad.

¿Cómo se clasifica la Materia?



Prof. Víctor Hugo Carrillo Lizama

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

La materia la podemos encontrar en la naturaleza en forma de **sustancias** y de **mezclas**.

1. Las sustancias son aquéllas cuya naturaleza y composición no varían sea cual sea su estado. Se dividen en dos grandes grupos: Elementos y Compuestos.

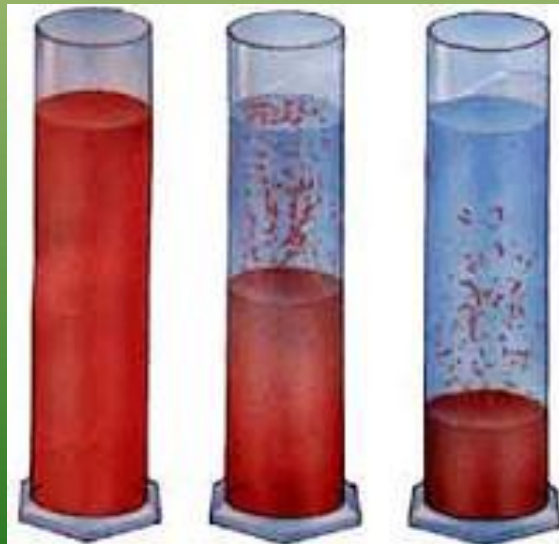
a. Elementos: Son sustancias que no pueden descomponerse en otras sustancias más sencillas por ningún procedimiento. *Ejemplo: Todos los elementos de la tabla periódica: Oxígeno, hierro, carbono, sodio, cloro, cobre, etc.*

b. Compuestos: Son sustancias que están constituidas por 2 ó más elementos combinados en proporciones fijas. Los compuestos se pueden descomponer mediante procedimientos químicos en los elementos que los constituyen. *Ejemplo: Agua, de fórmula H_2O , está constituida por los elementos hidrógeno (H) y oxígeno (O) y se puede descomponer en ellos mediante la acción de una corriente eléctrica (electrólisis).*

2. Las mezclas se encuentran formadas por 2 ó más sustancias. Su composición es variable. Se distinguen dos grandes grupos: **Mezclas homogéneas** y **Mezclas heterogéneas**.

a. Mezclas homogéneas: También llamadas **Disoluciones**. Son mezclas en las que no se pueden distinguir sus componentes a simple vista. *Ejemplo: Disolución de sal en agua, el aire, una aleación de oro y cobre, etc.*

b. Mezclas heterogéneas: Son mezclas en las que se pueden distinguir a los componentes a simple vista. *Ejemplo: Agua con aceite, granito, arena en agua, etc.*



MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS HETEROGÉNEAS

Los **procedimientos físicos** más empleados para separar los componentes de una **mezcla heterogénea** son: la *filtración*, la *decantación* y la *separación magnética*. Estos métodos de separación son bastante sencillos por el hecho de que en estas mezclas se distinguen muy bien los componentes.

Filtración: Este procedimiento se emplea para separar un líquido de un sólido insoluble. *Ejemplo: Separación de agua con arena.* A través de materiales porosos como el papel filtro, algodón o arena se puede separar un sólido que se encuentra suspendido en un líquido. Estos materiales permiten solamente el paso del líquido reteniendo el sólido.

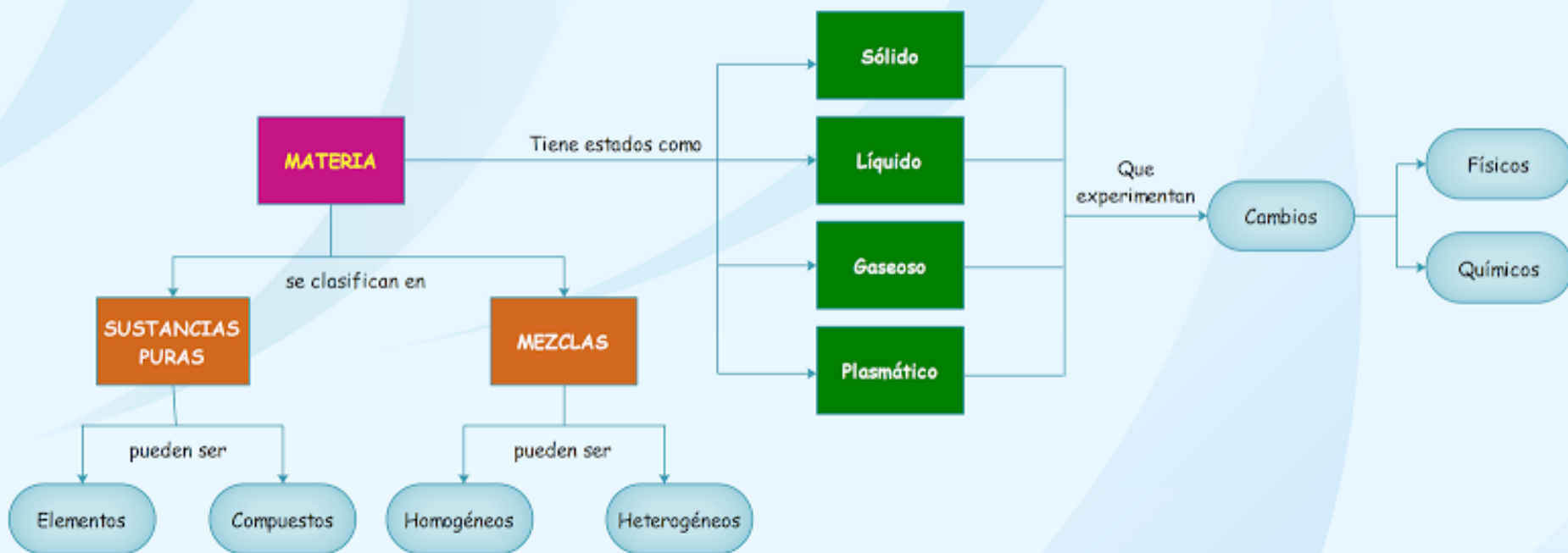
Decantación: Esta técnica se emplea para separar 2 líquidos no miscibles entre sí o un sólido insoluble en un líquido. *Ejemplo: Agua y aceite.* La decantación se basa en la diferencia de densidad entre los dos componentes, que hace que dejados en reposo, ambos se separen hasta situarse el más denso en la parte inferior del envase que los contiene. De esta forma, podemos vaciar el contenido por arriba (si queremos tomar el componente menos denso) o por abajo (si queremos tomar el más denso).

Separación magnética: Esta técnica sirve para separar sustancias magnéticas de otras que no lo son. Al aproximar a la mezcla el imán, éste atrae a las limaduras de hierro, que se separan así del resto de la mezcla.

TEAPROVE: Investigue otras formas de separación de mezclas heterogéneas y homogéneas.

Resumen

Mapa Conceptual: La Materia

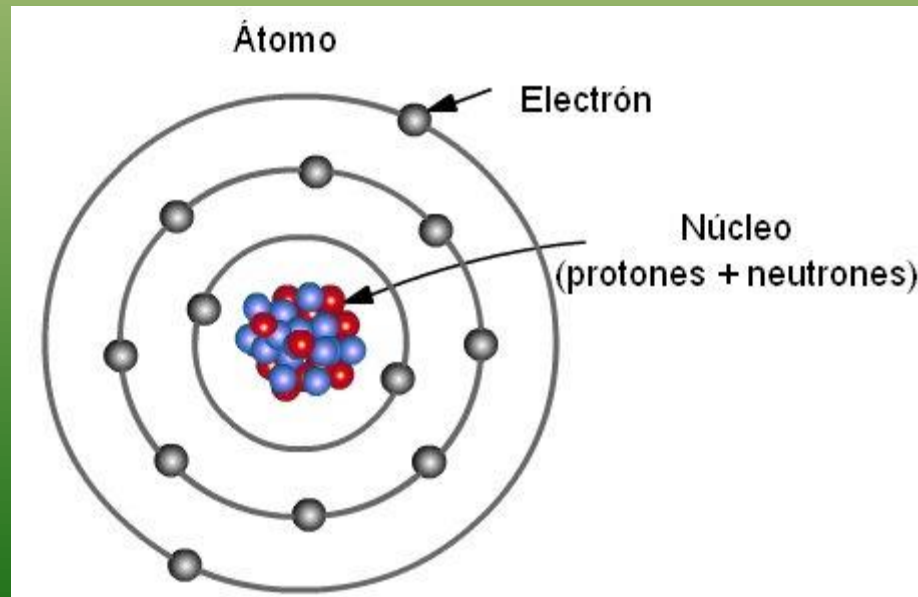


EL ÁTOMO

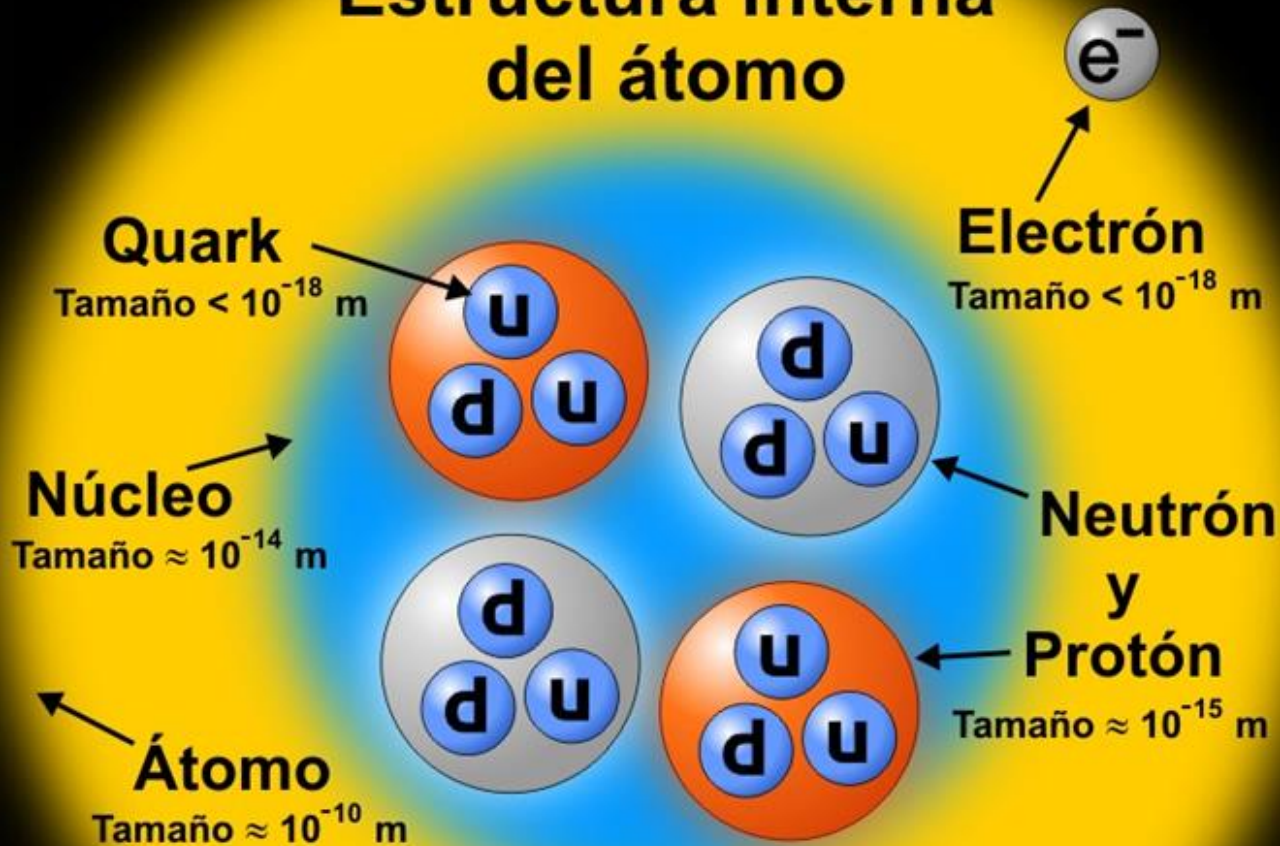
Por didáctica consideraremos al átomo conformado por tres partículas fundamentales.

En el núcleo atómico se encuentran los protones (carga positiva) y los neutrones (sin carga).

En la nube electrónica se encuentran los electrones (carga negativa).



Estructura interna del átomo



Si la imagen estuviera a escala y los protones y neutrones midieran 10 cm entonces los quarks y electrones medirían 0,1 mm y el átomo 10 km.

PRINCIPALES CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Partícula	Masa		Carga	
	kg	uma	Coulomb	(q)
Electrón	$9,109 \times 10^{-31}$	0,000548	$-1,602 \times 10^{-19}$	-1
Protón	$1,673 \times 10^{-27}$	1,00073	$+1,602 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	$1,675 \times 10^{-27}$	1,00087	0	0

ELEMENTO QUÍMICO

Un elemento es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos, formado por un solo tipo de átomos..

A la fecha se han identificado definitivamente 116 elementos, de los cuales 90 se encuentran en forma natural en la Tierra.

Los elementos químicos se representan mediante símbolos que son combinaciones de letras, la primera es mayúscula y la segunda es minúscula.

Ejemplos:

K : Potasio

P : Fósforo

Y : Itrio

Mg : Magnesio

Ag : Plata

Br : Bromo

Cobre: Cu

Sodio: Na

Azufre: S

Mercurio: Hg

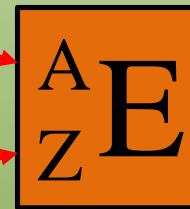
Uranio: U

Plomo: Pb

Un elemento químico se identifica por dos números:

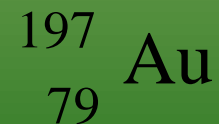
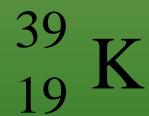
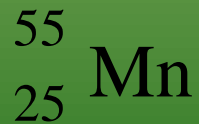
Número de masa

Número atómico



Símbolo del
elemento químico

Ejemplos:



Definiendo estos dos números:

Número atómico (Z):

Por definición es igual al número de protones que posee el átomo.

$$Z = \# \text{ de protones}$$

Si el átomo es neutro ($\# \text{ protones} = \# \text{ electrones}$), se cumple también:

$$Z = \# \text{ de electrones}$$

Número de masa (A):

Es el número de protones y el número de neutrones que posee un átomo.

$$A = \# \text{ protones} + \# \text{ neutrones}$$

Teniendo en cuenta el número atómico:

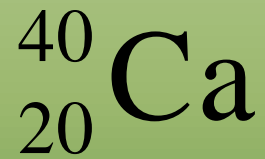
$$A = Z + \# \text{ neutrones}$$



$$\# n^{\circ} = A - Z$$

Ejemplo:

Determinar el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada uno de los átomos siguientes:



$$\# \text{p}^+ = 20$$

$$\# \text{e}^- = 20$$

$$\# \text{n}^\circ = 20$$



$$\# \text{p}^+ = 17$$

$$\# \text{e}^- = 18$$

$$\# \text{n}^\circ = 18$$



$$\# \text{p}^+ = 13$$

$$\# \text{e}^- = 10$$

$$\# \text{n}^\circ = 14$$

PESO ATÓMICO O MASA ATÓMICA

Es la masa relativa de un átomo con respecto a una unidad de masa atómica (**uma**).

Una **uma** es la 12^{va} parte de la masa atómica del isótopo del ¹²C, el cual equivale a:

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

EJERCICIOS:

1. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de sodio?

MA: Na = 23 uma

Teniendo en cuenta: $1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

Entonces:

$$23 \text{ uma} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 3,82 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. Cinco átomos de oxígeno tienen una masa de $1,28 \times 10^{-22}$ gramos, ¿cuál será la masa atómica del átomo de oxígeno?

Determinamos primero, cuál es la masa en gramos de un átomo de oxígeno?:

Entonces la masa de un átomo de oxígeno será:

$$\frac{1,28 \times 10^{-22}}{5} = 2,56 \times 10^{-23} \text{ gramos}$$

Ahora transformamos los gramos a uma:

$$2,56 \times 10^{-23} \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ uma}}{1,6 \times 10^{-24} \cancel{\text{g}}} = 16,0 \text{ uma}$$

PESO MOLECULAR O MASA MOLECULAR

Es la masa relativa de una molécula con respecto a una unidad de masa atómica.

La masa molecular se calcula de la siguiente forma:

“Es la suma de todas las masas atómicas de los elementos multiplicado por el número de átomos que intervienen en la molécula.”

Por ejemplo:

La masa molecular del H₂O, si: MA_H = 1; MA_O = 16

$$\overline{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times \text{MA}_{\text{H}} + 1 \times \text{MA}_{\text{O}} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = \mathbf{18 \text{ uma}}$$

EJERCICIOS

1. Determinar la masa molecular del H_2SO_4

MA : H = 1; O = 16; S = 32

$$\overline{M}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = \mathbf{98 \text{ uma}}$$

2. Determinar la masa molecular de $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

MA : H = 1; N = 14; O = 16; P = 31

$$\overline{M}_{(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = 3 \times 14 + 12 \times 1 + 1 \times 31 + 4 \times 16$$
$$= \mathbf{149 \text{ uma}}$$

3. Determinar la masa molecular de $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ en gramos.

Recordando que: $1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

Además, la masa molecular de $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ es 149 uma.

Transformando uma a gramos, tenemos:

$$149 \text{ uma} \times \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}} = 2,47 \times 10^{-22} \text{ g}$$

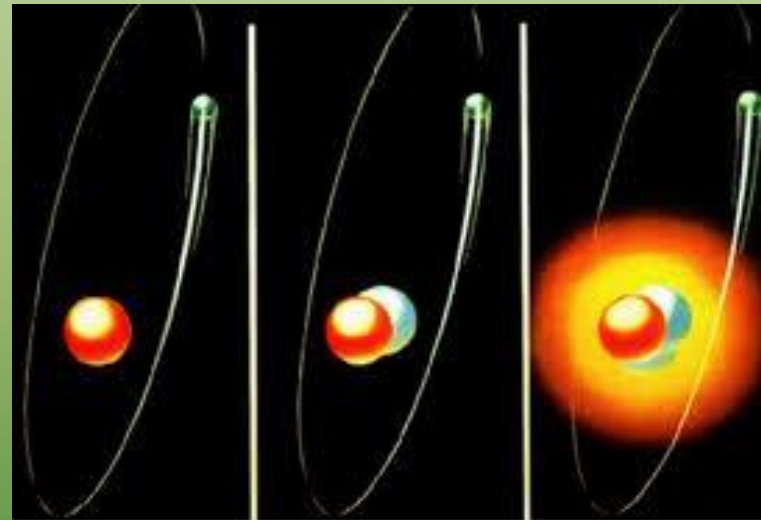
TIPOS DE ÁTOMOS

ISOTOPOS

ISOBAROS

ISÓTONOS

ISOELECTRÓNICOS



ISOTOPOS

Se conoce como isótopos a los átomos de un mismo elemento, es decir, igual número de protones (Z) y distinto número de masa (A).

Por ejemplo:



Otra forma de expresar lo que es un isótopo es de la siguiente forma:

«Si dos núcleos tienen igual Z decimos que son isótopos.»

Existen 116 elementos conocidos, con Z desde 1 hasta 116, pero hay más de 1 300 variedades de núcleos.

ISÓBAROS

Los isóbaros son átomos de distintos elementos que tienen igual número de masa (A), es decir distinto número atómico (Z), por ejemplo:



ISÓTONOS

Considere los átomos siguientes: ${}^{14}_6\text{C}$ ${}^{16}_8\text{O}$

Para calcular el número de neutrones (n°):

$$n^\circ = A - Z$$

n° de carbono: $14 - 6 = 8$; n° de oxígeno: $16 - 8 = 8$

Los átomos de carbono y de oxígeno tienen número atómico (Z) y número de masa (A) diferentes, pero ambos poseen un mismo número de neutrones, igual a 8.

Todos los átomos de elementos químicos diferentes, que tienen el mismo número de neutrones, reciben el nombre de *isótonos*.

ISOELECTRÓNICOS

Átomo de elementos diferentes con igual número de electrones.

Por ejemplo:



Tienen igual número de electrones como se puede ver, por lo tanto son ISOELECTRÓNICOS.

EJERCICIOS

1. Indicar si es verdadero o falso:

- (F) Los isótopos son átomos de elementos distintos con igual número de masa.
- (V) Los isótopos son átomos del mismo elemento con diferente número de neutrones.
- (F) Los isótonos son átomos de elementos distintos con igual número de protones.
- (F) En un mismo elemento químico, todos los átomos tienen igual número de masa.

EJERCICIOS

2. Si el número de neutrones del núcleo de un átomo, es la tercera parte de la suma del número atómico más el número de masa, indicar de Z en función de A .

Datos:

$$\frac{n^{\circ}}{3} = \frac{Z + A}{3}$$

Operando:

$$3(A - Z) = Z + A$$

$$4Z = 2A$$

$$A - Z = 3Z + 3A$$

$$2A = 4Z$$

$$Z = \frac{A}{2}$$

MOL

El **mol** es la unidad con que se mide la **cantidad de sustancia**, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

El número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, radicales u otras partículas) existentes en un **mol** de sustancia es, por definición, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada **número de Avogadro** (N_A) y equivale a:

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades elementales}$$

TEAPROVE: Investigue cómo se halló el número de Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$).

Por **ejemplo** para el caso de la molécula de agua:

- Se sabe que en **1 molécula** de H_2O hay **2 átomos** de hidrógeno y **1 átomo** de oxígeno.
- Se puede calcular su $M_{(\text{H}_2\text{O})} = 2 \times M_{\text{A}(\text{H})} + M_{\text{A}(\text{O})} = 2 \times 1 + 16 = 18$, o sea **$M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18$ uma**.
- Se calcula la **masa molecular absoluta** $= 18 \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{g}$.
- Se conoce su masa molar $= M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18 \text{ g/mol}$ (1 mol de H_2O contiene **18 g**, formados por **2 g** de H y **16 g** de O).
- En **1 mol** de agua hay **$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas** de H_2O .
- En **1 mol** de agua hay **$2 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos** de H (o sea **2 moles de átomos** de hidrógeno) y **$1 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos** de O (o sea **1 mol de átomos** de oxígeno).

- **1 mol de gas ideal** ocupa un volumen de **22,4 L** a **0 °C** de temperatura y **1 atm** de presión
- El número **n** de moles de átomos (o de moléculas) presentes en una cantidad de sustancia de masa **m**, es:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde **M** es la masa atómica (o molecular si se trata de una molécula).

Ejercicios:

1. Tengamos 225 g de agua, ¿cuántos moles son?

Necesitamos la masa molecular del agua ($M_{\text{agua}} = 18 \text{ uma}$)

$$225 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 12,5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

2. Tengamos 15 moles de agua, ¿cuántos gramos son?

Necesitamos la masa molecular del agua ($M_{\text{agua}} = 18 \text{ uma}$)

$$15 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 270 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

<http://unomasnuevecn1eso.blogspot.com/2011/03/18-unidad-didactica-naturaleza-de-la.html>

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema3/index3.htm

http://www.primaria.librosvivos.net/archivosCMS/3/3/16/usuarios/103294/9/5EP_Conocimiento_y_competencias/6_separacion_mezclas/frame_prim.swf