

EL ÁTOMO

Introducción

Sabemos que la materia está formada por partículas extraordinariamente pequeñas, pero, ¿cómo son dichas partículas? ¿Cómo es su estructura interna? En este tema daremos respuesta a estas preguntas. Además queremos que aprenda a reconocer las propiedades de los elementos, así como su clasificación, para que pueda predecir su comportamiento.

Modelos Atómicos

El átomo es la menor porción de materia capaz de combinarse. Es invisible a nuestros ojos. Entonces, ¿cómo cree que los científicos pueden conocer su estructura y funcionamiento?

.....

Ya, en la antigüedad, los griegos pensaban acerca de la naturaleza de la materia. Demócrito (460-370 a.C.) sostenía que la materia estaba constituida por pequeñas partículas indivisibles, que llamó átomos (“átomo” significa indivisible o inseparable). Sin embargo su pensamiento no fue considerado hasta que 2000 años después, en el siglo XVII, **John Dalton** (1766-1844) retomó el estudio del átomo, y propuso su Teoría Atómica. Incorporó a la Química el concepto filosófico de que la materia es discontinua, y está constituida por minúsculas partículas indestructibles denominadas átomos. A partir de allí, desarrolló un conjunto de hipótesis que fueron publicadas en 1808 y que se conocen como **teoría atómica de Dalton**.

Las conclusiones de Dalton pueden resumirse en los siguientes postulados:

1. La materia está formada por partículas muy pequeñas e indestructibles, llamadas átomos.
2. Las sustancias simples están constituidas por átomos simples.
3. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, principalmente en su masa, forma y tamaño.
4. Las sustancias compuestas están formadas por átomos compuestos que resultan de la unión de átomos simples de elementos diferentes.
5. Toda reacción química consiste en una unión o separación de átomos.

La Teoría Atómica de Dalton fue muy importante para el desarrollo de la Química, pero como consecuencia del conocimiento más profundo de la estructura de la materia, la terminología e incluso algunos conceptos de la Teoría Atómica de Dalton han sido superados.

Importantes descubrimientos, como la electricidad y la radioactividad, permitieron a los fisicoquímicos del siglo XIX concluir que el átomo está formado por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas o fundamentales.

Actualmente los físicos han identificado la existencia de docenas de partículas elementales,

pero, a los efectos de la química, puede considerarse que todos los átomos están formados por combinaciones distintas de 3 partículas subatómicas, que son: los **electrones**, los **protones** y los **neutrones**.

Una vez aceptada la existencia de estas 3 partículas subatómicas, el mundo científico tuvo que afrontar el reto de encontrar la posición de cada una de ellas en el átomo, lo que llevó a la elaboración de varios modelos atómicos que se han ido sucediendo desde finales del siglo XIX hasta mediados del siglo XX. Entre ellos, podemos citar, el modelo de Thompson, el modelo de Rutherford y el modelo de Bohr.

Un modelo es una representación que los científicos hacen de los fenómenos o procesos para su estudio.

El átomo posee un núcleo o parte central, donde se encuentran los protones y los neutrones, y, una zona periférica, llamada corteza, donde están ubicados los electrones. Por lo tanto, si lo ordenamos podemos decir que el átomo está formado por:

- **El núcleo:** en él se concentra casi toda la masa del átomo, es donde encuentran ubicados los protones y los neutrones.
 - Protones (p): Tienen carga positiva. Su masa relativa es 1. Se considera como partícula pesada.
 - Neutrones (n): No tienen carga eléctrica. Su masa relativa es 1. Su masa es aproximadamente igual a la del protón.
- **Corteza electrónica:** donde se encuentran los electrones.
 - Electrones (e): Tienen carga eléctrica negativa. Su masa relativa es tan pequeña que se considera despreciable (no se tiene en cuenta, ya que es 1840 veces menor que la del protón).
 - El tamaño del núcleo es sumamente pequeño en relación al tamaño del átomo. Si lo consideráramos esférico, sería:
 - Diámetro del átomo = 10^{-8} cm = 0,00000001 cm
 - Diámetro del núcleo = 10^{-12} cm = 0,000000000001 cm

El diámetro del átomo es aproximadamente 10.000 veces mayor que el diámetro del núcleo. Si pudiéramos comparar el tamaño del átomo con una cancha de fútbol, la cancha sería todo el átomo y el centro de la cancha representaría al núcleo.

El siguiente cuadro es un resumen de las características de las partículas subatómicas:

Partícula	Símbolo	Carga Relativa	Masa Relativa	Masa en gramos
-----------	---------	----------------	---------------	----------------



Electrón	e^-	- 1	0	Masa proton/1840= 9,1095 $\times 10^{-28}$
Protón	p^+	+ 1	1	$1,67252 \times 10^{-24}$
Neutrón	n^0	0	1	$1,67495 \times 10^{-24}$

Al átomo se lo considera eléctricamente neutro, por lo tanto, por ejemplo, si el átomo de aluminio, cuyo símbolo es Al, tiene 13 protones, ¿cuántos electrones tendrá?

.....

Al átomo se lo considera eléctricamente neutro y por lo tanto, como las partículas subatómicas que poseen carga son los protones, con carga positiva, y los electrones, con carga negativa, podemos decir que el átomo tiene: **Igual número de protones que de electrones.**

En consecuencia, el átomo de aluminio tiene 13 electrones.

Pero: ¿Dónde están los electrones?, ¿Cómo se mueven?

Rutherford reconocía que los electrones debían estar en movimiento o sino serían atraídos hacia el núcleo, pero su modelo dejaba una imagen incompleta de como los electrones están distribuidos alrededor del mismo. El sugería que los electrones podían orbitar el núcleo como los planetas orbitan el sol.

Sin embargo, las leyes de física ya conocidas en los tiempos de Rutherford, predecían que las partículas cargadas como los electrones, cuando se mueven en un campo de fuerza como el del núcleo deberían emitir radiación, perdiendo gradualmente energía y, por lo tanto, al ser atraídos por el núcleo terminarían colapsando con él. Dado que esto no sucede, serían necesarias nuevas leyes que permitieran explicar las nuevas teorías que estaban naciendo. La física clásica estaba basada en el comportamiento de objetos grandes, fácilmente visibles. Pero estas leyes no sirvieron para explicar lo que ocurría en el mundo submicroscópico.

A principios de 1900 varios avances teóricos fundamentales fueron hechos y una "nueva física" nació. Basada en lo que llamamos teoría cuántica, la nueva física trata con éxito los fenómenos en los que participan partículas del tamaño de moléculas, átomos y electrones con la energía de radiación.

La introducción de la teoría cuántica revolucionó nuestro entendimiento acerca de la materia y de la energía, y nos llevó directamente a la físico-química moderna.

La teoría cuántica considera la existencia de los cuantos (o quantum). Un cuanto es un paquete

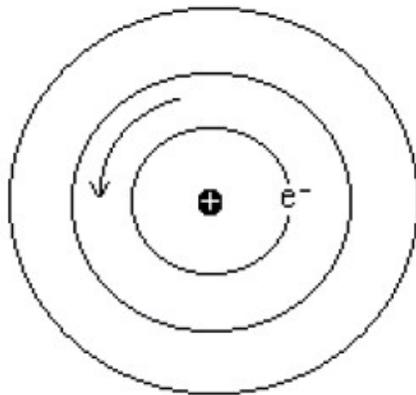
de energía que es solo disponible en cantidades separadas y discretas. El cuanto es algo como la bocha de helado en un cucurucho: uno puede pedir un cucurucho con 1, 2 o 3 bochas, pero nunca con $1 \frac{1}{2}$ o $1 \frac{3}{4}$ bochas, o sea que solo se puede hablar de múltiplos enteros de una cantidad fija que no necesariamente debe ser entera. En el ejemplo anterior, hablamos de 1, 2, 3, etc. bochas de helado pero el tamaño de las bochas puede ser o no representado por un número entero.

En síntesis: decimos que algo está cuantizado cuando está restringido a cantidades que son múltiplos de una unidad llamada cuanto. La idea de que la energía está cuantizada fue introducida en 1900 por **Max Planck** (Alemania, 1858-1947) y numerosos trabajos posteriores nos permiten decir que en la naturaleza la energía está cuantizada en cualquier proceso que imaginemos: al ser absorbida, al ser emitida, al ser transferida, etc. (Por ahora solo nos interesa hablar de los cuantos de energía, que son los que dieron origen a la teoría. Pero la teoría actual prevé la cuantización de muchas otras variables).

Modelo atómico de Bohr: cuantización de la energía

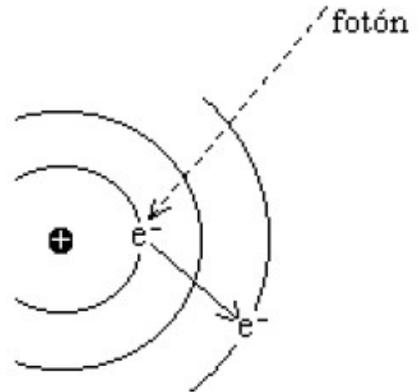
El gran físico danés **Niels Bohr** (1885-1962) presentó en 1913 el primer modelo de átomo basado en la cuantización de la energía y describió detalladamente cómo debía moverse el electrón. El modelo de Bohr explicó la estructura del átomo más simple, el de Hidrógeno, y su espectro (de "emisión" y de "absorción"). Superó los puntos conflictivos del modelo atómico de Rutherford simplemente suponiendo que la física clásica estaba equivocada.

A partir de la matemática y por un camino completamente no experimental presentó su teoría, en la cual los electrones se mueven en órbitas circulares alrededor del núcleo, manteniendo una cierta cantidad de energía cuantizada que depende de la distancia del electrón al núcleo. Además, cada vez que un electrón cambia de una órbita a la otra, el átomo emite o absorbe un cuanto de radiación cuya energía es igual a la diferencia de energía entre los dos estados.

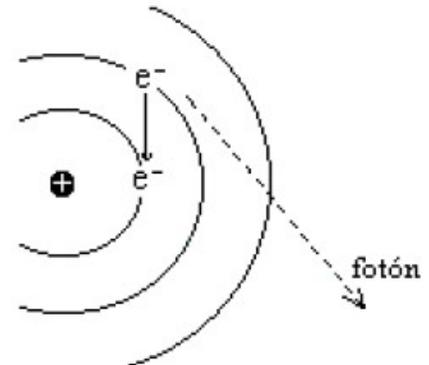


Esquema que representa el átomo de hidrógeno de acuerdo al modelo de Bohr

Al absorber luz un átomo, un electrón salta a una órbita exterior



Al emitir luz un átomo, un electrón salta de una órbita exterior a una interior



Si bien este modelo permitió dar un gran paso en la interpretación de muchos de los hechos experimentales observados en sistemas unielectrónicos (el modelo de Bohr permitió interpretar el espectro de emisión de líneas del átomo de hidrógeno, lo que era una fuerte evidencia experimental de su validez), también es cierto que muchos otros quedaron sin respuesta, sobre todo los que se referían al comportamiento de átomos con más de un electrón (multielectrónicos).

Evolución del modelo atómico después de Bohr

En 1923 **Louis De Broglie**, quien aceptaba el tratamiento de la luz como una onda electromagnética, sugirió que las partículas muy pequeñas (de dimensiones atómicas o subatómicas) y que se mueven a grandes velocidades (entiéndase que las partículas son materiales es decir que tienen masa y ocupan un lugar en el espacio) pueden comportarse en algunos casos como ondas electromagnéticas. El electrón es una partícula muy pequeña, por lo que también (según la teoría de De Broglie) puede comportarse como una onda.

Werner Heisenberg (Alemania, 1901-1976) contribuyó a desarrollar la teoría del movimiento del electrón. Él no pudo decir dónde estaba el electrón, es más, dijo que jamás podremos saberlo porque llegó a una conclusión que hoy conocemos como *principio de incertidumbre o de indeterminación*, que debe ser tenida muy en cuenta al tratar de entender el mundo submicroscópico.

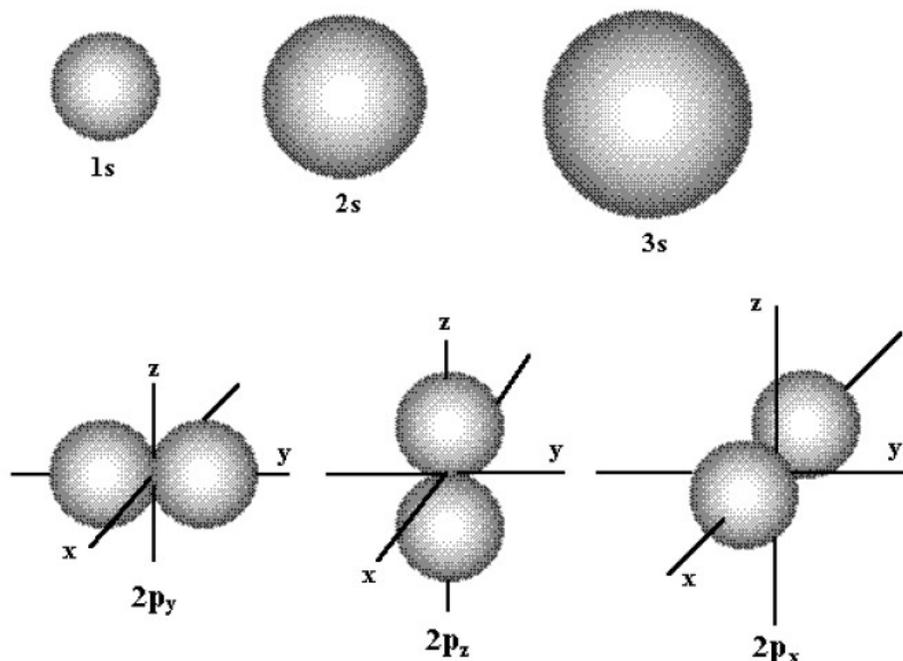
Este principio es aplicable a todas las partículas del átomo, especialmente al electrón, ya que se comportan como ondas y establece que para tales partículas es imposible determinar simultáneamente su posición y velocidad con una exactitud determinada.

Dado que no se puede conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón, no es posible que al moverse siga una trayectoria definida; es decir que el electrón no puede moverse siguiendo una trayectoria circular como había postulado Bohr. Entonces, ¿dónde están los electrones?, ¿qué pasa con las órbitas circulares?

Erwin Schrodinger (Austria, 1887-1961), un físico que gustaba de la filosofía y es actualmente reconocido como uno de los padres de la mecánica cuántica, elaboró una respuesta a tales interrogantes. Considerando el comportamiento de los electrones como onda encontró una ecuación que permite conocer la probabilidad de que un electrón se encuentre en una cierta región del espacio.

El espacio o zona en el cual es más probable encontrar un electrón con un nivel de energía específico es llamado "orbital atómico". Note la diferencia entre la órbita de Bohr y el orbital de Schrodinger. Una órbita es una trayectoria (un "camino") a través del espacio claramente definida; en cambio un orbital es una región en el espacio alrededor del núcleo en la cual sabemos que es más probable encontrar el electrón, pero de acuerdo al principio de Heisenberg no podemos localizar exactamente su posición. Ambas definiciones están intrínsecamente relacionadas: La órbita de Bohr coincide exactamente con la región del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es máxima.

Debe quedarnos claro que aunque no podemos saber dónde está el electrón exactamente, sí podemos averiguar la probabilidad de encontrarlo dentro de determinadas zonas del espacio de acuerdo a la energía fija y definida que tiene un electrón moviéndose alrededor del núcleo. Estas "zonas o regiones del espacio" pueden ser representadas gráficamente a partir de la ecuación de Schrodinger. Al resolver matemáticamente dicha ecuación surgen de manera natural los números cuánticos (llamados así porque se relacionan con la cuantización de la energía). Estos se pueden graficar como orbitales s , p , d y f .



Configuración electrónica de los átomos

Para el estudiante de química conocer la distribución de electrones en la zona que rodea el núcleo de cualquier átomo, le aporta información relevante.

De acuerdo al modelo atómico actual, se puede asegurar que los electrones del átomo no ocupan cualquier zona del espacio, sino que la probabilidad de encontrarlos es mayor en ciertas y determinadas zonas que en otras.

Estas zonas o espacios se corresponden con ciertos y determinados niveles de energía de interacción entre el núcleo y cada uno de los electrones. Estos niveles se representan con números enteros (1,2,3,4...n) y se corresponden con las capas de Bohr K, L, M, N, etc. A medida que este número aumenta, significa que los electrones tendrán mayores probabilidades de encontrarse más alejados del núcleo. Dentro de cada nivel hay subniveles que se representan con las letras s, p, d y f que pueden alojar un número máximo de electrones:

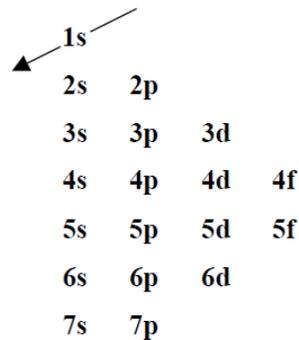
Subnivel	Número máximo de electrones	Representación
s	2	$s^{(1-2)}$
p	6	$p^{(1-6)}$
d	10	$d^{(1-10)}$
f	14	$f^{(1-14)}$

Tanto la teoría, como los estudios experimentales, han demostrado que el orden de energía creciente para los diferentes orbitales es:

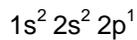


En general se da la siguiente regularidad: los subniveles ns, (n - 1) d y (n - 2) f se diferencian poco en energía y siempre tienen menor energía que el subnivel np.

Existe una regla nemotécnica para recordar el orden de energía creciente de los subniveles atómicos, que consiste en disponer a los mismos según el esquema que se muestra a continuación y ordenarlos según la serie de diagonales.



Por ejemplo, si un átomo tiene 5 electrones, la distribución electrónica que presenta es:



Esto indica que:

- en el nivel 1, el subnivel s contiene 2 electrones.
- en el nivel 2, el subnivel s contiene 2 electrones.
- en el nivel 2, el subnivel p contiene 1 electrón.

El conocimiento de la distribución de los electrones de un átomo puede servir para identificarlo y también para predecir su comportamiento

Valores que identifican a los átomos. Número atómico y número másico.

¿Qué identificará a los átomos de los elementos? ¿Serán todos iguales?

¿Qué los diferencia? ¿Todos presentan el mismo número de protones y de electrones?.....

Todo átomo se identifica por dos números:

Número Atómico: Se representa por la letra **Z**. Es el número de protones que tiene un átomo.

$$Z = \text{número de protones} = p$$

Como vimos, el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones (Z) señala también el número de electrones.

$$p = e$$

El número atómico (Z) determina las propiedades químicas del elemento.

Ejercicio: Continuemos con el átomo de aluminio, Al, vimos que tiene 13 protones, en consecuencia, ¿cuál es su número atómico?

Respuesta: ¡Muy bien!, su número atómico, Z, es 13.

Número Másico: Se representa por la letra **A**. Es la suma del número de protones y el número de neutrones que tiene un átomo. Recibe su nombre por ser la mayor parte de la masa del átomo.

El número másico es igual a número de protones (Z) + número de neutrones (n).

$$A = Z + n$$

El número másico (A) determina las propiedades físicas del elemento.

¿Cómo haría para calcular la cantidad de neutrones que posee el átomo de aluminio, Al, si le indican que el número másico (A) del aluminio es 27? (usted ya sabe que el número atómico (Z=13), y que posee 13 protones).....

Sabiendo el número másico (A) y el número atómico (Z), podemos determinar el número de neutrones que posee un átomo, ya que $A = Z + n$, entonces si se despejamos n^0 de la ecuación, tendremos que:

$$n = A - Z$$

Para el átomo de aluminio, $n = A - Z = 27 - 13 = 14$. Por lo tanto, si $A = 27$, tiene 14 neutrones. En síntesis:

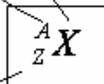
$Z = p$
$p = e$
$A = Z + n$

El átomo de un elemento se representa:

Por el **símbolo químico** del elemento.

Por el **número másico, A**, escrito a la izquierda como supraíndice.

Por el **número atómico, Z**, escrito a la izquierda como subíndice



Por ejemplo, el siguiente esquema representa a un átomo de cloro:



Como vemos, para el átomo de cloro, $Z = 17$ y $A = 35$, esto significa que este átomo de cloro posee 17 protones (ya que $Z = 17$), 17 electrones (ya que $p = e$), y, 18 neutrones (porque $n = A - Z$).

Isótopos. Alotropía. Atomicidad

¿Los átomos de un elemento tienen que ser todos idénticos o puede haber diferencias?

..... Si

tomamos una muestra de un elemento cualquiera, todos los átomos presentes tienen el mismo número atómico, es decir, el mismo número de protones. Sin embargo, el número de neutrones (n) puede variar en algunos casos.

Así, por ejemplo, existen átomos de carbono con 5 neutrones, otros con 6, con 7, con 8, con 9 y otros con 10 (aunque todos ellos tienen 6 protones, sino no serían átomos de carbono). Si los representamos tendríamos:



A estos átomos se los denomina **isótopos**.

Por lo tanto podemos definir a los isótopos de la siguiente manera:

Los **isótopos** son átomos que, teniendo el mismo número atómico poseen, sin embargo, distinto número de neutrones (y por tanto distinto número másico). Se los denominó isótopos, porque ocupaban el mismo lugar en la tabla periódica, del griego iso = mismo; topos = lugar.

En la naturaleza, no todos los isótopos se encuentran en la misma proporción. Siguiendo con el

mismo ejemplo, si tomamos una muestra de carbono, el 98,9 % de los átomos que la integran son C-12, es decir, la mayoría. Observe que escribimos C-12 sin especificar Z.

Esta notación es también frecuente ya que el símbolo C ya nos está diciendo que se trata del carbono, para el cual siempre se cumple que $Z = 6$ (si no, no sería carbono).

Debido a la existencia de los isótopos es que actualmente se lo define a un elemento químico como un conjunto de átomos con un mismo número atómico

EJEMPLOS:

¿Alguna vez escuchó nombrar el método de carbono-14, que se utiliza para estimar la edad de los fósiles?

La Datación con Carbono 14

El método de datación radiocarbónica, es uno de los métodos físico-químicos con que cuenta la arqueología para conocer la edad absoluta de los restos. Se basa en analizar la cantidad de contenido de Carbono 14 en restos orgánicos y estimar el tiempo pasado desde su muerte, cuando comenzó a desintegrarse el C14 que había absorbido durante toda su vida.

La datación con C14 se considera absoluta ya que brinda una edad en años, en oposición a la datación relativa que ubica un evento antes o después de otro evento conocido.

Sólo sirve para fechar elementos orgánicos (madera, carbón, hueso, concha, colágeno, vegetales) y por la asociación con los objetos inorgánicos (cerámica, piedra, pisos de ocupación, fogones, pozos) hallados en proximidad, se determina la edad de los eventos culturales que generaron dicho registro arqueológico.

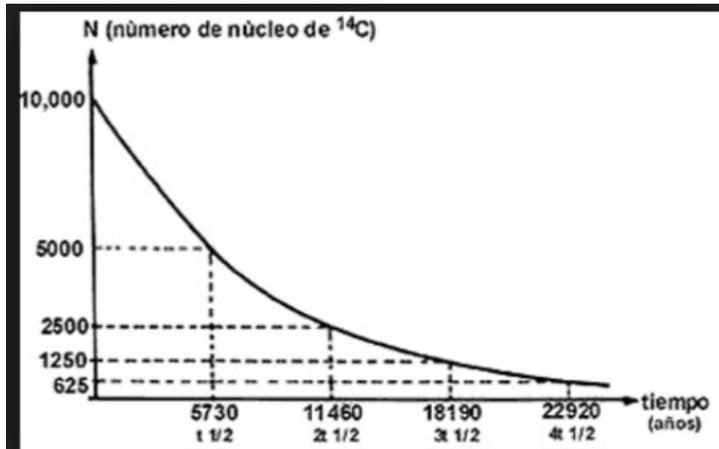
¿En qué se basa?

El principio es sencillo: la radiación cósmica produce neutrones que entran en la atmósfera y reaccionan con el Nitrógeno produciendo un isótopo pesado del carbono, el C14. Este se mezcla junto el carbono común, el C12, en el oxígeno atmosférico y entra en todos los seres vivos a través del dióxido de carbono.

Las plantas lo absorben durante la fotosíntesis, que son luego consumidas por los herbívoros, los que son alimento de los carnívoros. Cuando un ser vivo muere, cesa la absorción de átomos de carbono y comienza a descender su concentración por desintegración radioactiva.



10 6	C	20 segundos
11 6	C	20 minutos
14 6	C	5730 años
16 6	C	0,7 segundos

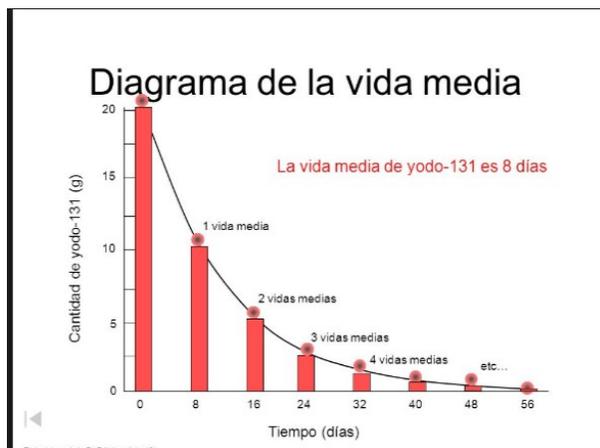


Gráfica del tiempo de vida media del átomo del isótopo de carbobo: ^{14}C .

Isótopo del Iodo: Iodo-123

Es un isótopo radiactivo del Iodo usado en imagenología de medicina nuclear, incluyendo la tomografía computarizada de emisión monofotónica.

El isótopo del Iodo 131 también emite radiación cuyo uso principal es el médico -terapia de yodo radiactivo, para cáncer de tiroides, tratamiento del bocio, y recientemente en el diagnóstico.



Isótopos de Cobalto

Se han caracterizado 22 radioisótopos siendo los más estables el Co-60, el Co-57 y el Co-56 con periodos de semidesintegración de 5,2714 años, 271,79 días y 70,86 días respectivamente. Los demás isótopos radiactivos tiene periodos de semidesintegración inferiores a 18 horas y la mayoría menores de 1 segundo. El cobalto presenta además cuatro metaestados, todos ellos con periodos de semidesintegración menores de 15 minutos.

El cobalto-60 se usa en radioterapia en sustitución del radio por su menor precio.

Elementos y Símbolos

En la actualidad se conocen más de 55 millones de sustancias químicas diferentes. De ellas, sólo un centenar son sustancias simples; las restantes, son compuestas. Tanto las sustancias compuestas como las simples se forman a partir de unidades químicas fundamentales que se denominan **elementos químicos**.

Los elementos químicos conocidos son 118, de los cuales 92 son naturales y los restantes artificiales, es decir, obtenidos por el hombre en el laboratorio.

A cada elemento se le asigna un nombre y se representan por medio de abreviaturas convencionales, llamadas **símbolos**. Los nombres con que se designan los distintos elementos se deben a diversas razones: alguna propiedad importante del elemento, el nombre del país del cual es originario o donde ha sido descubierto, el astro al que han sido dedicados, en homenajes a destacados investigadores, etc.

Los símbolos actuales fueron introducidos por el químico sueco Jöns Jacob Berzelius en el siglo XIX. Estas abreviaturas se forman con la inicial en mayúsculas del nombre griego o latino, seguida por una minúscula cuando es necesario diferenciarlo de otro con la misma inicial. Así, el símbolo del carbono es C; del cobre, Cu; del cobalto, Co; del calcio, Ca; del cesio, Cs; del nitrógeno, N; del sodio, Na; del níquel, Ni; etc.

En el caso de elementos cuyos nombre comienza con la letra A, se ha establecido que el símbolo esté formado por dos letras para diferenciarlos de símbolos usados con otros fines (argón, Ar; astato, At; aluminio, Al; americio, Am; plata, Ag; oro, Au; arsénico, As). También en la actualidad se ha convenido que todo nuevo elemento que se obtenga esté formado por dos letras (laurencio, Lw; kurchatovio, Ku; hafnio, Hf).

Muchos elementos químicos llevan los mismos nombres que las sustancias simples que forman. Por ejemplo, la palabra hierro puede designar tanto al elemento químico como a la sustancia simple del mismo nombre.

Cuando se dice el oxígeno es un gas, nos referimos al oxígeno como sustancia simple, pero cuando se dice el agua está formada por oxígeno e hidrógeno, se refiere al oxígeno y al

hidrógeno como elemento químico.

Entonces...¡NO CONFUNDIR!

Elemento químico O (oxígeno)
Sustancia simple O₂ (oxígeno)
Sustancia simple O₃ (ozono)

Aunque compartan el mismo
elemento, éste hace
referencia a sustancias
diferentes.

Como vemos algunos elementos químicos se presentan en la naturaleza en más de una forma con diferentes propiedades como en el caso de las sustancias simples oxígeno (O₂) y ozono (O₃). El oxígeno está formado por dos átomos del elemento oxígeno, mientras que el ozono está formado por 3 átomos del elemento oxígeno.

A pesar de que el mismo elemento forma las 2 sustancias, las propiedades del O₂ y del O₃ son diferentes, el oxígeno (O₂) se encuentra en aproximadamente el 21 % en el aire seco y es indispensable para la vida; mientras que el ozono (O₃), es tóxico, tiene olor picante y se encuentra en pequeñas cantidades en las capas superiores de la atmósfera. Es decir, que el mismo elemento químico (el oxígeno) da lugar a dos sustancias simples distintas, llamadas *variedades alotrópicas o alótropos*. La propiedad se denomina: alotropía.

Alotropía

Se denomina **alotropía** a la propiedad que poseen algunos elementos químicos de presentarse en la naturaleza formando distintas sustancias simples. Las distintas sustancias simples que forma el mismo elemento se denominan **variedades alotrópicas o alótropos**.

Son muy pocos los elementos que determinan la formación de sustancias simples diferentes, en el mismo estado de agregación y constituida por la misma clase de átomos. De acuerdo con lo que se ha señalado, esta propiedad se debe a la disposición que adquieren los átomos en el espacio o al número de ellos que forman las moléculas.

El estudio de algunas sustancias simples, como el diamante y el grafito, arroja resultados insospechados: el primero es transparente, incoloro y muy duro (puede rayar y cortar al vidrio), mientras que el segundo es negro, opaco y blando (hace trazos en el papel); es decir, presentan propiedades muy diferentes. Sin embargo, al analizar su composición se observa que ambos están contruidos solamente por átomos de carbono.



Variedades alotrópicas del carbono.

Por lo tanto, el diamante y el grafito, constituyen **variedades alotrópicas** del elemento carbono.

Existen otras variedades alotrópicas del carbono, como por ejemplo el fullereno. Como puede apreciarse en la Figura, los distintos alótropos se diferencian en la forma en que están enlazados los átomos de carbono:

También el azufre presenta dos variedades alotrópicas que son el azufre prismático y el azufre octaédrico, al igual que al fósforo, que se encuentra en la Naturaleza como fósforo blanco o fósforo rojo.

Como se mencionó anteriormente la molécula de oxígeno está formada por 2 átomos, mientras que la molécula de ozono está formada por 3 átomos. La cantidad de átomos que forman una molécula se llama atomicidad.

La **atomicidad** es el número de átomos que forman la molécula. Para indicar la cantidad de átomos que forman una molécula se utiliza un prefijo adecuado, como indica el siguiente cuadro.

Molécula	Cantidad de átomos
Monoatómica	Uno
Biatómica (o Diatómica)	Dos
Triatómica	Tres
Tetratómica	Cuatro
Octoatómica	Ocho
Poliatómica	Muchos

¿Y qué es una molécula?

Molécula es la menor partícula de una sustancia, formada por uno o más átomos, que puede existir libre y presenta todas las propiedades de dicha sustancia.

Las moléculas se pueden clasificar en:

1 - Simples: cuando están constituidas por átomos iguales. Estas moléculas simples, a su vez, se pueden dividir en:

a - Monoatómicas: en los casos que están formadas por un solo átomo, como en los metales y en los gases inertes.

b - Biatómicas: cuando las constituyen dos átomos, como en los gases simples (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2).

c - Poliatómicas: si están constituidas por más de dos átomos, como P_4 , S_8 , etcétera.

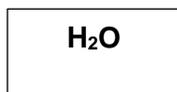
2 - Compuestas: en aquellos casos en que están formadas por átomos diferentes, como por ejemplo: H_2O (agua), $NaCl$ (cloruro de sodio), CaO (óxido de calcio), CO_2 (dióxido de carbono).

Pregunta: ¿Cuál será la atomicidad del azufre (S_8) y del agua H_2O ?

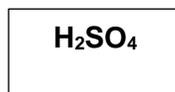
Respuesta: La atomicidad del azufre (S_8) es igual a ocho; en el caso del agua, constituida por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, su atomicidad es de tres (triatómica).

Así como un elemento se representa por un símbolo, una molécula compuesta se representa por unos códigos especiales llamados fórmulas químicas que sirven para expresar qué átomos forman las sustancias.

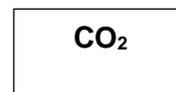
Por ejemplo:



AGUA



ÁCIDO SULFÚRICO



DIÓXIDO DE CARBONO

En las fórmulas químicas figuran:

- Los símbolos de los diferentes elementos que constituyen el compuesto, colocados uno a continuación del otro, ordenados convencionalmente.
- Subíndices a la derecha de cada símbolo que indican la cantidad de cada uno de los átomos de ese elemento que forman el compuesto. Por convención, cuando la cantidad de átomos es 1, ese número no se escribe.

Masas de átomos y moléculas

Masa atómica relativa (A)

Usted ya sabe lo que es un átomo y cuáles son sus dimensiones, ¿cree que se podría determinar la masa de un átomo mediante algún instrumento?

Evidentemente la masa de un átomo no se puede medir con ningún instrumento.

Masa atómica y Peso atómico, a pesar de que son distintos conceptos, se los utiliza indistintamente.

El número que aparece en la tabla periódica es la masa atómica relativa.

La masa atómica relativa (A) es la masa que posee un átomo comparado con otro, que se toma como unidad, es decir, que la masa atómica relativa es un número abstracto que indica cuántas veces es mayor la masa de ese átomo que la unidad de masa atómica.

En el transcurso del tiempo ha ido cambiando el átomo que se toma como unidad. A partir de 1961 se acordó establecer al átomo de C-12 como patrón internacional único para definir las masas atómicas. Se define la unidad de masa atómica (representada como uma) a la 12 avas parte de la masa del átomo de carbono 12.

$$\text{uma} = \frac{1}{12} \text{masa del átomo de C-12}$$

Si le preguntan que longitud tiene una calle, usted dirá, sin dudarlo, 100 metros. Pero ¿qué significa? Significa que esa longitud es 100 veces mayor que la que se toma como unidad, que es el metro. Además cada vez que usted menciona una longitud y utiliza su unidad como recién, no está pensando cómo se define la unidad. Es decir, no está pensando esta calle mide 100 veces más que el metro, que se lo define como “la longitud del trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de 1/299.792.458 segundos”. De la misma forma, si a usted le preguntan cuál es la masa atómica relativa de cualquier átomo, lo único que hará será fijarse en la tabla periódica y responder; por ejemplo, para el sodio, la masa atómica relativa es 22,9898 uma.

Sabemos los elementos pueden tener varios isótopos. Por ello se lo define a la masa atómica relativa de un elemento como: el promedio de las masas atómicas relativas de todos los isótopos que forman ese elemento, teniendo en cuenta sus abundancias relativas.

Actualmente las masas atómicas relativas se calculan utilizando un aparato denominado espectrómetro de masa, éste nos brinda información sobre la masa de los isótopos que forman

un elemento y la abundancia relativa de cada uno de ellos.

Si se realiza la determinación de los isótopos del hidrógeno en el espectrómetro de masa, se obtienen los siguientes resultados:

Isótopo	Peso atómico relativo (u)	Abundancia relativa
${}^1_1\text{H}$	1,0078	99.985
${}^2_1\text{H}$	2,0141	0.01145
${}^3_1\text{H}$	3,016	7.10^{-16}

Para determinar la Masa atómica relativa debemos usar la siguiente fórmula general:

$$\text{Masa atómica relativa} = \sum \frac{N_i \cdot m_i}{100}$$

Donde: N_i = abundancia relativa de cada isótopo

m_i = masa atómica relativa de cada isótopo

Para el hidrógeno, la masa atómica relativa es:

$$\text{masa atómica relativa} = \frac{(1,0078 \times 99,985) + (2,0141 \times 0,01145) + (3,0126 \times 7.10^{-16})}{100} = 1,099 \text{ u}$$

Si se conoce la abundancia relativa de los isótopos de un elemento y sus masas relativas, se puede calcular el peso atómico relativo. De esta forma se han calculado las masas atómicas relativas que figuran en la tabla periódica.

Aunque el número másico de un isótopo y el número atómico del mismo son siempre números enteros, la masa atómica relativa del elemento no, porque es la masa promedio de las masas

de sus isótopos.

Ejercicio: Ubique en la tabla periódica al flúor y al estaño y determine la masa atómica relativa de cada uno de ellos.

Respuesta: Fluor, F= 18,9984 uma; Estaño, Sn= 118,71 uma

Masa molecular relativa (M)

Aprendimos a sacar la masa atómica relativa, ahora aprenderemos a determinar la masa molecular relativa.

Usted sabe que la masa atómica del oxígeno es 16 uma, ¿cómo haría para determinar la masa molecular relativa de la molécula de oxígeno, que es diatómica, O₂?

¡Excelente!. Multiplicando por 2, ya que la molécula está formada por 2 átomos. Por lo tanto, la masa molecular relativa del O₂ es 32 uma.

Para determinar la masa molecular relativa se debe aplicar la siguiente fórmula:

$$\text{Masa o peso molecular relativo} = \sum \text{masa atómica relativa} \times \text{cantidad}$$

Veamos un ejemplo, determinemos la masa molecular relativa del agua, H₂O:

Átomo	Masa atómica relativa = m _i	Cantidad de átomos en la molécula de H ₂ O	m _i x cantidad de átomos en la molécula
Hidrógeno	1	2	2
Oxígeno	16	1	16
Masa molecular relativa = \sum masa atómica relativa x cantidad			18 u (2+16)

Determine la masa molecular relativa del sulfato cúprico, sal cuya fórmula es: CuSO₄ Le damos una ayudita:

Átomo	Masa atómica relativa = m _i	Cantidad de átomos en la molécula de CuSO ₄	m _i x cantidad de átomos en la molécula

Cobre	63,5	1
Azufre	32	1
Oxígeno	16	4
Masa molecular relativa = \sum masa atómica relativa x cantidad			

¿La masa molecular relativa del CuSO_4 le dio 159,5 uma?

El Mol

Si quisiéramos realizar un experimento en el laboratorio, ¿podríamos trabajar, por ejemplo, con 5 átomos de cualquier sustancia? Lógicamente, no. Debido a ello surgió una unidad que me permite medir de manera confiable un número considerable de átomos (o de otras partículas).

La idea de un número para medir un número considerable de objetos es muy antigua, por ejemplo, usted está habituado a trabajar con la docena, ¿y que es una docena?, es una unidad que indica 12 objetos. Si hablamos de 1 docena de huevos, nos referimos a 12 huevos; si nos aludimos a 1 docena de autos, pensamos en 12 autos.

En química existe una unidad que se utiliza para medir la cantidad de materia que se llama **mol**.

El **mol** es la unidad de cantidad de materia en el SI y es aceptada internacionalmente. El **mol** se define como la cantidad de materia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como el número de átomos en 12.000 g de C-12 puro. Se ha realizado múltiples experimentos hasta determinar ese valor, actualmente es:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \times 10^{23}$$

Redondeando:

$$i \quad 6,02 \times 10^{23} = 602.000.000.000.000.000.000 = 602.000 \text{ trillones !!!}$$

$$1 \text{ mol de partículas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Este número se conoce como **Número de Avogadro**, N_A , en honor a Amadeo Avogadro (1776-1856).

¿Qué tan grande es el número de Avogadro?

- $6,02 \times 10^{23}$ pelotas de fútbol cubrirían toda la superficie de la Tierra hasta una altura de más de 160 kilómetros.
- Una pila de papel que tuviese $6,02 \times 10^{23}$ hojas sería tan alta que llegaría de la Tierra

al Sol, no solamente una vez, sino ¡más de 1 millón de veces!
Siga leyendo... aclararemos el concepto de mol.

Así como cuando hablamos de 1 docena queremos expresar 12, cuando hablamos de mol, nos referimos $6,02 \times 10^{23}$.

Por lo tanto:

1 docena de autos = 12 autos

1 mol de autos = $6,02 \times 10^{23}$ autos

1 docena de naranjas = 12 naranjas

1 mol de naranjas = $6,02 \times 10^{23}$ naranjas

Como en química trabajamos con átomos, moléculas o iones, expresamos:

1 mol de moléculas = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

1 mol de átomos = $6,02 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de iones = $6,02 \times 10^{23}$ iones

Cuando en química hablamos de mol, y no aclaramos cuál es la partícula, nos referimos a mol de moléculas.

Ejercicio: Determine la cantidad de moléculas que hay en 2 moles de neón.

Respuesta: En dos moles de Ne hay $12,04 \times 10^{23}$ moléculas de neón, ya que = $(6,02 \times 10^{23}$ moléculas de Ne/ 1 mol) X 2 moles.

Masa Molar

La masa de un mol de átomos es exactamente igual a la masa atómica relativa expresada en gramos.

La masa de un mol de moléculas es exactamente igual a su masa molecular relativa expresada en gramos.

Matemáticamente para expresar la masa de un mol de átomos lo único que debemos hacer es buscar la masa atómica en la tabla periódica y colocarle como unidad gramos.

Ubique en la tabla periódica al fósforo, P, la masa de 1 mol es 31 g.

¿Cuál es la masa de un mol de átomos de calcio? Muy bien, la masa de un mol de átomos de calcio es de 40 g.

Usted puede preguntarse ¿cómo puede ser que a pesar de que en ambos casos hemos trabajado con 1 mol las masas obtenidas sean distintas?

Veamos el cuadro siguiente a modo de ejemplo:

Objeto	Cantidad	Masa total
Naranjas	1 Docena de naranjas = 12 naranjas	1.200 g (si cada naranja pesa 100g)
Autos	1 docena de autos= 12 autos	16.200 kg (si cada auto pesa 1.350 kg)
Autos	1 mol de autos= $6,02 \times 10^{23}$ autos	$6,02 \times 10^{23} \times 1350 = 8,127 \times 10^{26}$ kg (si cada auto pesa 1.350 kg)
átomos de cloro, Cl	1 mol de átomos= $6,02 \times 10^{23}$ átomos	35,5 g

Moléculas de cloro, Cl ₂	1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas	71 g (35,5 g/mol x 2 mol de átomos)
Moléculas de agua, H ₂ O	1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas	18 g

Podemos concluir que:

a - Masa de un mol de Moléculas: *La masa de un mol de moléculas de una sustancia es igual a la masa molecular relativa de dicha sustancia expresada en gramos.*

Así, la masa molecular relativa del agua es 18; luego, la masa de un mol de moléculas de agua es igual a 18 g. Es decir que 18 g de agua tienen $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

La masa molecular del oxígeno es 32, entonces un mol de moléculas de oxígeno tiene una masa de 32g; en otras palabras: $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno tienen una masa de 32 gramos.

b - Masa en gramos de una molécula: Al conocer la masa de un mol de moléculas, resulta fácil calcular la masa de una molécula. Así, en el caso del agua, si $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas tienen una masa de 18g, la masa de una molécula de agua será:

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \underline{\hspace{2cm}} 18\text{g H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ molécula} \underline{\hspace{2cm}} x = (1 \text{ moléc.} \cdot 18\text{g}) / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléc.} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}$$

Asimismo, como un mol de moléculas de oxígeno es igual a 32 gramos:

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \underline{\hspace{2cm}} 32\text{g O}_2$$

$$1 \text{ molécula} \underline{\hspace{2cm}} x = (1 \text{ moléc.} \cdot 32\text{g}) / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléc} = 5,32 \cdot 10^{-23} \text{ gramos.}$$

c - Masa de un mol de Átomos: *La masa de un mol de átomos de una sustancia simple es igual a su masa atómica expresada en gramos.*

Así, como la A del carbono es 12, la masa de un mol de átomos de C será igual a 12g, o sea, que en 12g de carbono hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos. Del mismo modo se puede deducir que $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno tienen una masa de 16 g (mol de átomos de oxígeno).

d - Volumen Molar: A partir de la hipótesis de Avogadro se puede deducir el volumen que ocupa un mol de moléculas de un gas en condiciones normales de temperatura y presión.

Como los gases no tienen volumen propio y éste se puede modificar variando la presión y/o temperatura, los científicos han acordado como "condiciones normales" (CNTP) a la temperatura de 0° C y la presión de 1013,3 hectopascales (hPa), es decir, 1 atmósfera.

Experimentalmente se ha determinado que 1 litro de nitrógeno en CNTP pesa 1,25 gramos. A partir de este dato podemos calcular qué volumen en CNTP ocupa un mol de moléculas de nitrógeno cuya masa es de 28 gramos:

$$1,25 \underline{\hspace{2cm}} 1\text{L}$$

$$28\text{g} \underline{\hspace{2cm}} x = (28\text{g} \cdot 1\text{L}) / 1,25 = 22,4\text{L}$$

En el caso del hidrógeno se ha establecido que 2 litros del mismo en CNTP tienen una masa de 0,17856 gramos. Entonces, un mol de moléculas (2g) en CNTP ocupa el siguiente volumen:

$$0,17856 \text{ g} \underline{\hspace{2cm}} 2\text{L}$$

$$2 \text{ g} \underline{\hspace{2cm}} x = (2\text{g} \cdot 2\text{L}) / 0,17856 \text{ g} = 22,4 \text{ L}$$

Como sucede lo mismo con cualquier gas, se concluye que el volumen en CNTP que ocupa un mol de moléculas es de 22,4 litros.

En consecuencia, se puede dar el siguiente concepto:

Volumen molar es el volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier sustancia en estado gaseoso y en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP). Su valor es de 22,4L.

Luego, un mol de moléculas de cualquier sustancia que se encuentre en estado gaseoso y en CNTP, tiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas y ocupa un volumen de 22,4L.

Así, un mol de moléculas de oxígeno está constituido por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas que tienen una masa de 32g y ocupan un volumen de 22,4L a 0° C de temperatura y 1 013hPa de presión.

Asimismo, se deduce que 22,4L de gas cloro en CNTP corresponden a 1 mol de moléculas, o sea que contienen $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas y tienen una masa de 71g.

En resumen, si se trata de un **GAS**:

$1 \text{ mol de moléculas de cualquier sustancia} = 6,02 \times 10^{23}$

$1 \text{ mol de moléculas} = 22,4 \text{ L (CNPT)}$

Ejercicio:

Determine la masa, en gramos, de: a) 1 mol de átomos de oxígeno, b) 1 mol de moléculas de oxígeno, c) 3,5 moles de plomo, d) 1 átomo de nitrógeno.

Respuesta: a) 1 mol de átomos de oxígeno, vemos en la tabla que la masa atómica del oxígeno es 16, por lo tanto, 1 mol de átomos de oxígeno pesan 16 g.

b) Como la masa atómica del oxígeno es 16, y el oxígeno es diatómico, debemos multiplicarla por dos, la masa de 1 mol de moléculas de oxígeno es 32 g.

c) la masa de 3,5 moles de plomo es de 724,5 g .

d) 1 átomo de nitrógeno, pesa $2,32 \times 10^{-23}$
g

Composición Centesimal

La **composición centesimal** es la composición cuantitativa de una sustancia expresada como un porcentaje (por lo general, en masa) de sus elementos, por lo tanto nos indica la masa en gramos de cada elemento existentes en 100 gramos del compuesto,

Ejemplo: Si una muestra de 1,62 g de nicotina contiene 1,20 g de carbono, 0,14 g de hidrógeno y 0,28 g de nitrógeno. ¿Cuál será su composición centesimal?

Respuesta: La composición centesimal se calcula de la siguiente manera:

Si en 1,62 g de nicotina _____ 0,14 g de hidrógeno

En 100 g de nicotina _____ $X = \text{---}$

Si en 1,62 g de nicotina _____ 1,20 g de hidrógeno

En 100 g de nicotina _____ $X = \text{---}$

Como la muestra total es el 100 %, esto implica que:

$$\% C + \% H + \% N = 100 \%$$

$$\% N = 100 - (\% C + \% H) = 100 - (82,72) = 17,28 \% \text{ de nitrógeno}$$

Fórmula Mínima

Fórmula Mínima: Es la menor relación de los átomos que forman una molécula, en función de números enteros.

La **fórmula mínima** se calcula a partir de la composición centesimal conocida de un determinado compuesto, para lo cual se deberán seguir los siguientes pasos:

1) Tener la composición centesimal de la fórmula que se va a proceder a calcular: recordar que la composición centesimal son los gramos de cada elemento por 100 g del compuesto.

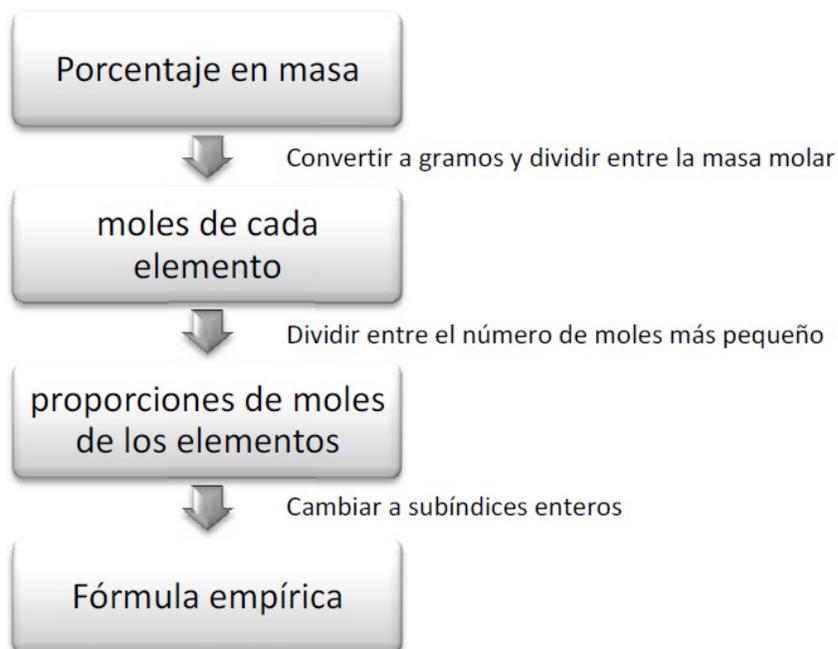
2) Determinar los números de moles de cada elemento, que se obtienen dividiendo la masa de cada elemento (de la composición centesimal) entre sus respectivas masas atómicas relativas.

3) Los números que se obtienen en los cálculos anteriores son generalmente decimales, y vale recordar que en cualquier compuesto, su molécula posee sus átomos en relación de números enteros, por lo cual se deberá aplicar el siguiente procedimiento matemático, con el fin de transformar los coeficientes decimales en números enteros.

- Vamos a observar los moles calculado en el paso anterior, de allí vamos a determinar cuál de ellos es el menor entre todos. Para obtener los números enteros, es decir, los **moles reducidos**, se procede a dividir cada uno de los moles calculados entre el menor de los moles: el menor entre sí mismo dará indudablemente la unidad, y frecuentemente los restantes pasan también a ser números enteros. De no ser así, es una cuestión muy fácil ver por cuál de los números enteros sencillos (2, 3, 4,...) hay que multiplicar estos nuevos cocientes para que todos ellos puedan pasar a ser números enteros. Recordar que si debemos multiplicar algún mol reducido por algún número para hacerlo entero, deberemos multiplicar también tal número por todos los moles reducidos, pues así no se altera la relación entre los átomos del compuesto a determinar.

4) De esta forma se llega a un grupo de coeficientes enteros pequeños que corresponden a cada uno de los átomos que conforman el compuesto. La fórmula que se determina con éste procedimiento es la **fórmula mínima**.

El siguiente diagrama, establece el procedimiento a seguir para calcular la fórmula empírica de un compuesto a partir de su composición porcentual.



Continuemos con el ejemplo de la nicotina.

Ejercicio:

Dada la composición centesimal de la nicotina del problema, hallar su fórmula mínima.

Respuesta: En una fórmula química los subíndices representan la relación del número de moles de cada elemento que se combina para formar un mol del compuesto. ¿Cómo podemos convertir los gramos en moles?

Utilizando el método del factor unitario, tomamos los porcentajes de los diferentes constituyentes y los dividimos por las respectivas masas atómicas relativas, como se muestra a continuación:

n representa el número de moles de cada elemento.

Estos cocientes nos dan la relación en que están presentes los diferentes moles de átomos pero, como no son enteros, no constituyen una fórmula mínima. Para convertirlos en enteros dividimos los tres cocientes por el menor de ellos:

$$\text{Carbono: } \frac{6,17}{1,23} = 5,01$$

$$\text{Hidrógeno: } \frac{8,64}{1,23} = 7,02$$

$$\text{Nitrógeno: } \frac{1,23}{1,23} = 1,00$$

Obteniendo de este modo la fórmula mínima C_5H_7N .

Fórmula molecular

La **fórmula molecular** es aquella que verdaderamente representa la constitución de un compuesto y es siempre un múltiplo entero de la fórmula mínima.

Para encontrarla es necesario conocer la masa de la fórmula mínima, o sea: la suma de las masas atómicas de los elementos que la constituyen, y la masa molar del compuesto, que se determina por un método físico.

El múltiplo por el que se ha de multiplicar la fórmula mínima es del cociente de ambos pesos. Continuando con la nicotina...

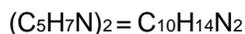
El peso molecular de la nicotina es de 162 g/mol; encontrar su fórmula molecular. Para hallar la fórmula molecular se procede así:

- Calcular la masa de la fórmula mínima (M_{fm}),
 C_5H_7N . $M_{fm} = 5 \times 12 + 7 \times 1 + 14 = 81 \text{ g/mol}$

- Dividir la masa molar (M) de la sustancia por la masa de la fórmula mínima (M_{fm}) para obtener un **factor "n"** (número de veces que la masa de la fórmula mínima está contenida en la masa molecular).

$$n = \frac{162}{81} = 2$$

□ Multiplicar los subíndices de la fórmula mínima por el factor "n". Así se obtiene la *fórmula molecular*.



Como la masa molar es de 162 g/mol, en un mol de compuesto hay 2 moles del compuesto representado por la fórmula mínima; por tanto, la fórmula molecular será: $C_{10}H_{14}N_2$.

Puede suceder también que en vez de la masa (en g) del compuesto nos encontremos con la composición porcentual del mismo. En tal caso, debido a que la suma de los porcentajes constituye el 100%, conviene suponer que se empezó con 100 g del compuesto, como se muestra a continuación:

Ejemplo: El **ácido ascórbico** (vitamina C) cura el escorbuto. Está formado por 40.92% de carbono (C), 4.58% de hidrógeno (H) y 54.50% de oxígeno (O) en masa. Determine su fórmula empírica.

Estrategia: En una fórmula química los subíndices representan la relación del número de moles de cada elemento que se combina para formar un mol del compuesto. ¿Cómo podemos convertir la masa porcentual en moles? Si suponemos una muestra de exactamente 100 g del compuesto, ¿podremos conocer la masa de cada elemento en el compuesto? ¿Cómo convertimos los gramos en moles?

Solución: Si tenemos 100 g de ácido ascórbico, entonces cada porcentaje se puede convertir directamente a gramos. Por tanto, en esta muestra habrá 40.92 g de C, 4.58 g de H y 54.50 g de O. Debido a que los subíndices en la fórmula representan una relación de moles, es necesario convertir los gramos de cada elemento en moles. La masa molar de cada elemento es el factor de conversión que se necesita. n representa el número de moles de cada elemento, por tanto

$$\frac{\text{g}}{\text{g/mol}} = \text{mol}$$

Estos cocientes nos dan la relación en que están presentes los diferentes moles de átomos pero, como no son enteros, no constituyen una fórmula mínima.

Para convertirlos en enteros dividimos los tres cocientes por el menor de ellos:

$$C = \frac{3,407}{3,406} \approx 1 \quad H = \frac{4,54}{3,406} = 1,33 \quad O = \frac{3,406}{3,406} = 1$$

La fórmula del ácido ascórbico sería entonces $\text{CH}_{1,33}\text{O}$. Después, es necesario convertir 1,33, el subíndice de H, en un entero. Lo anterior se puede realizar mediante un procedimiento de prueba y error:

$$1,33 \times 1 = 1,33$$

$$1,33 \times 2 = 2,66$$

$$1,33 \times 3 = 3,99 \sim 4$$

Debido a que $1,33 \times 3$ da un entero (4), debemos multiplicar todos los subíndices por 3 y obtenemos $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ como la fórmula empírica del ácido ascórbico.

La **glucosa** es un monosacárido. Contiene átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Es una forma de azúcar que se encuentra libre en las frutas y en la miel. Su rendimiento energético es de 3,75 kilocalorías por cada gramo en condiciones estándar. Es un isómero de la fructosa, con diferente posición relativa de los grupos -OH y =O.

La glucosa, libre o combinada, es el compuesto orgánico más abundante de la naturaleza. Es la fuente primaria de síntesis de energía de las células, mediante su oxidación catabólica, y es el componente principal de polímeros de importancia estructural como la celulosa y de polímeros de almacenamiento energético como el almidón y el glucógeno.

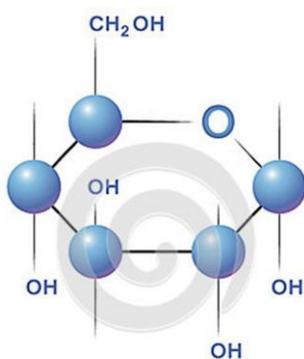
La glucosa es uno de los tres monosacáridos dietéticos, junto con fructosa y galactosa, que se absorben directamente al torrente sanguíneo durante la digestión. Las células lo utilizan como fuente primaria de energía y es un intermediario metabólico. La glucosa es uno de los principales productos de la fotosíntesis y combustible para la respiración celular.

En los organismos fotoautótrofos, como las plantas, sintetizan la glucosa en la fotosíntesis a partir de compuestos inorgánicos como agua y dióxido de carbono, en presencia de luz solar como catalizador.

Los seres heterótrofos, como los animales, son incapaces de realizar este proceso y toman la glucosa de otros seres vivos o la sintetizan a partir de otros compuestos orgánicos. Puede obtenerse glucosa a partir de otros azúcares, como fructosa o galactosa. Otra posibilidad es la síntesis de glucosa a partir de moléculas no glucídicas, proceso conocido como gluconeogénesis. Hay diversas moléculas precursoras, como el lactato, el oxalacetato y el glicerol.

También existen ciertas bacterias anaerobias que utilizan la glucosa para generar dióxido de carbono y metano.

La glucosa está compuesta por un 40% de carbono, 6,66% de hidrógeno y un 53,31% de oxígeno. Sabiendo que el peso molecular de esta es de 180,06 g/mol, de la fórmula empírica y fórmula molecular del monosacárido.



Glucose