

2

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

1. INTRODUCCIÓN

¿De qué está hecho el Universo?

Dalton y Avogadro

2. LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

3. FÓRMULAS Y MODELOS MOLECULARES

Las fórmulas químicas

Los modelos moleculares

4. SUSTANCIAS MOLECULARES, IÓNICAS Y METALES

5. LA COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS

Las partículas subatómicas

El núcleo atómico

El tamaño de los átomos

El número atómico y el número másico

6. MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

La unidad de masa atómica

La masa atómica promedio

7. EL CONCEPTO DE MOL

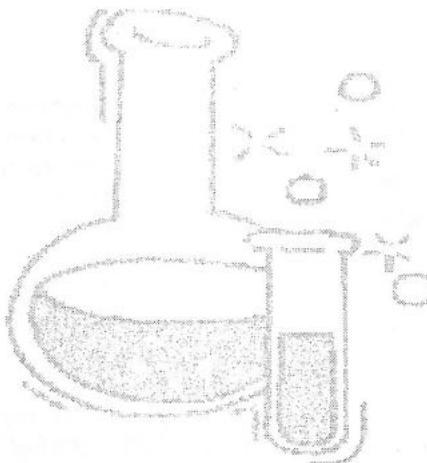
La cantidad de sustancia

La constante de Avogadro

8. LA MASA MOLAR

La masa molar de un elemento

La masa molar de una sustancia



1 INTRODUCCIÓN

En este capítulo estudiaremos el mundo submicroscópico de la materia, para explicar las características y el comportamiento de las sustancias.

¿De qué está hecho el Universo?

Esta es una pregunta que ha intrigado al hombre desde tiempos remotos. Los griegos, que trataban de explicar lógicamente los misterios de la naturaleza, fueron los primeros que intentaron encontrarle una respuesta.

En principio, podemos afirmar que todo lo que nos rodea está constituido por materia. Pero inevitablemente surgen algunas preguntas: ¿Cuál es la naturaleza de la materia? ¿Qué hay en su interior?

Supongamos que tenemos una muestra de plomo y la dividimos en 2 partes, luego tomamos una de esas partes y la dividimos nuevamente en dos y así sucesivamente. Si contáramos con el instrumento adecuado para efectuar las sucesivas divisiones, ¿podríamos seguir dividiendo cada porción resultante, indefinidamente? En otras palabras, ¿puede dividirse continuamente la materia o existe una última partícula que no admite una nueva división?

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito decía que todo lo que existe, el cielo, la tierra, nosotros, está formado por pequeñas partículas invisibles e indivisibles. A estas partículas últimas de la materia, las llamó átomos (del griego, indivisible). Existentes en un número casi infinito, los átomos debían formar por unión entre ellos, la materia perceptible por nuestros sentidos. Estas ideas constituyan una doctrina filosófica sin mayores bases experimentales.

Aristóteles, uno de los pensadores más grandes de aquella época, rechazó de plano dicha teoría. La desacreditó de tal forma que debieron transcurrir dos milenios para que surgiera nuevamente de la mano del físico inglés John Dalton, en 1803.

Poco a poco los hombres de ciencia de los siglos XVIII y XIX, se fueron persuadiendo de que era necesario aceptar como válidas sólo las ideas y teorías que pudieran comprobarse experimentalmente. Los hechos experimentales se iban acumulando con el correr del tiempo y era necesario encontrar algún modelo teórico que los explicara satisfactoriamente.

Es entonces que entra en escena John Dalton, quien dio forma a las ideas de Demócrito, plasmándolas en la teoría atómica que se constituyó en la piedra fundamental de la química moderna.

Dalton y Avogadro



hidrógeno



nitrógeno



oxígeno

¿Qué son los átomos? ¿Qué aspecto tienen? ¿Qué fuerzas los mantienen unidos? Estas y otras preguntas rondaban en la cabeza de Dalton. Basándose en las ideas de Demócrito, y con la firme convicción de que las propiedades perceptibles de la materia sólo podían explicarse a través del conocimiento de su estructura interna, Dalton propuso su teoría atómica.

Suponiendo que la materia está formada por átomos, imaginó a éstos como diminutas esferas impenetrables e indivisibles caracterizadas por su masa y su capacidad de combinarse.

En las figuras laterales se muestra una imagen sencilla de los átomos de algunos elementos, según sus tamaños relativos. En un principio esta teoría fue rápidamente aceptada dado que permitía explicar con relativa sencillez los hechos experimentales conocidos en la época. En efecto, la teoría atómica permitió explicar satisfactoriamente las leyes gravimétricas, entre ellas la

ley de la conservación de la masa. No obstante, poco tiempo después la teoría atómica tropezó con algunas dificultades, al intentar explicar hechos experimentales relacionados con las combinaciones de volúmenes gaseosos. En 1811, un químico italiano llamado Amedeo Avogadro, publicó un artículo donde complementó la teoría de Dalton, explicando satisfactoriamente los hechos observados para la combinación de gases.

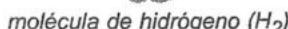
Avogadro supuso que las partículas más pequeñas de las sustancias no estaban formadas por átomos individuales como imaginaba Dalton, sino por una combinación de un número adecuado de ellos. Por ejemplo, las "partículas" de sustancias gaseosas simples como el hidrógeno, el nitrógeno o el oxígeno, debían estar formadas por la unión de dos átomos iguales. La "partícula" de agua (H_2O) era algo más compleja y debía estar formada por tres átomos, dos de hidrógeno y uno de oxígeno.

A estas partículas formadas por agrupaciones de átomos, Avogadro las llamó moléculas. Así nació la Teoría Atómico-Molecular.

En la figura de la derecha se muestra una imagen sencilla de las moléculas, tal como fue propuesta por Avogadro.

Tiempo después se descubrió que las moléculas de ciertas sustancias eran aún más complejas. Una molécula de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), por ejemplo, se compone de 24 átomos: seis de carbono, doce de hidrógeno y seis de oxígeno.

Más adelante, nuevos descubrimientos científicos demostraron que el átomo era mucho más complejo que el imaginado por Dalton. Por estas razones, su teoría atómica fue relegada, pero sus aportes a la ciencia contribuyeron a su vertiginoso desarrollo, y es indudable que constituyó la base fundamental para el desarrollo de la Química moderna.



CURIOSIDADES DE LA CIENCIA

DALTON, EL DALTONICO

John Dalton nació el 6 de septiembre de 1766 en Inglaterra. A los doce años enseñaba en la escuela del lugar. Se destacó en Matemática, Física y especialmente en Química. Además, formó parte de la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester. La teoría atómica fue su logro más importante. En 1844 más de cuarenta mil personas desfilaron por su féretro.

Alrededor de 1750, los cuáqueros constituían una comunidad de cristianos protestantes, que creían en la bondad del ser humano, pensando que existe algo de Dios en cada persona. Vivían en forma austera, vistiendo en forma sencilla y cuidando extremadamente



sus modales y su expresión. No respondían a las ofensas y tenían un espíritu sumamente solidario. La calificación de sus miembros se basaba en sus principios morales y religiosos, como así también en el cumplimiento de las estrictas reglas de la comunidad. Dalton concurrió a una escuela dirigida por cuáqueros, donde aprendió sus preceptos, además de matemáticas y ciencias en general.

Su teoría atómica fue rápidamente aceptada por los científicos de su época y reconocida con gran entusiasmo. Modestamente, atribuyó sus éxitos a su concentración y perseverancia en el trabajo. Cuando en 1816 le concedieron la medalla de la Sociedad Real de Londres, se presentó un problema. Dalton iba a ser presentado al rey, pero el protocolo de la corte exigía el uso de pantalones

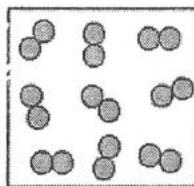
hasta la rodilla, zapatos con hebillas y una espada; pero el uso de estos objetos les estaba vedado a los cuáqueros. Por suerte John acababa de recibir un título honorífico de la Universidad de Oxford y entonces le permitieron ir vestido con la toga universitaria. Ésta consistía en una túnica con mangas y una especie de capa corta de color rojo, que cubría los hombros. Pero un cuáquero tampoco

podía vestirse de rojo. John miró su capa y la vio verde. Así vestido pudo presentarse ante el rey. Dalton padecía de un defecto visual (acromatopsia) que le hacía confundir los colores, especialmente el rojo con el verde. Esta disfunción que provoca la confusión de los colores que se perciben, o la no-percepción de algunos, hoy se conoce en su memoria como *daltonismo*.

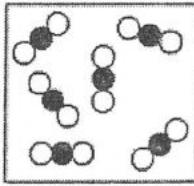
2_LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

Los metales y las sales no están constituidos por moléculas, sino por otro tipo de partículas que veremos más adelante.

Debido a la existencia de átomos de un mismo elemento con distinta masa (ver isótopos), algunas moléculas de una misma sustancia puede diferir ligeramente en sus masas.



moléculas de nitrógeno
(● átomo de nitrógeno)



moléculas de dióxido de carbono
(● átomo de carbono)
(○ átomo de oxígeno)

La teoría atómico-molecular, en términos actuales, puede sintetizarse mediante los siguientes enunciados:

- *La mayoría de las sustancias están constituidas por pequeñas partículas, llamadas moléculas, que están formadas por uno o varios átomos unidos entre sí.*

En otras palabras las partículas más pequeñas que constituyen la mayoría de las sustancias, son las moléculas.

- *Las moléculas de una sustancia son iguales entre sí y difieren de las de las otras sustancias.*

Esto significa, por ejemplo, que todas las moléculas de la sustancia amoníaco (NH₃) tienen la misma composición, (un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno) pero diferente de la de cualquier otra sustancia.

- *Las moléculas de las sustancias simples están formadas por átomos de un mismo elemento, y las de las sustancias compuestas por átomos de por lo menos dos elementos distintos.*

La molécula de la sustancia simple nitrógeno (N₂) por ejemplo, está constituida por dos átomos de nitrógeno. La molécula de dióxido de carbono (CO₂) que es una sustancia gaseosa compuesta, está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

En las figuras de la izquierda mostramos una ínfima porción de esas sustancias a nivel molecular mediante un esquema de partículas.

- *El número de átomos que constituye una molécula se denomina atomicidad.*

Las moléculas formadas por un solo átomo, como las de los gases nobles, se denominan **monoatómicas** y su atomicidad es uno. Por ejemplo, la molécula de neón (Ne).

Las que están formadas por dos átomos, como las moléculas de cloro (Cl₂), tienen atomicidad dos y decimos que son **diatómicas**.

La atomicidad de la molécula de agua (H₂O) es tres y por lo tanto es **triatómica**.

En general, a las moléculas formadas por dos o más átomos, las llamamos **poliatómicas**.

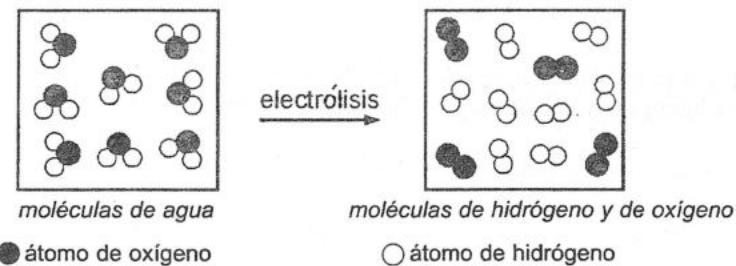
- *Durante las transformaciones físicas no se producen cambios en las moléculas de las sustancias.*

Por ejemplo, durante el fenómeno de vaporización del agua, las moléculas permanecen inalteradas. Sólo aumenta la separación entre ellas.

- Durante las transformaciones químicas, se producen cambios en el tipo de moléculas, pero no en el número y clase de átomos.

Por ejemplo, durante el proceso conocido como electrolisis del agua, se produce la descomposición de la misma. Sus moléculas, formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, se transforman en moléculas de hidrógeno y de oxígeno.

Este hecho puede visualizarse a nivel submicroscópico, mediante los siguientes esquemas donde sólo representamos algunas moléculas:



El proceso consiste en un reordenamiento de los átomos sin modificar su número ni su clase. En efecto, observemos que en ambos esquemas hay el mismo número y clase de átomos (16 átomos de hidrógeno y ocho de oxígeno), aunque agrupados en distintos tipos de moléculas.

3_FÓRMULAS Y MODELOS MOLECULARES

Las fórmulas químicas

a) Fórmula molecular

La fórmula molecular de una sustancia representa a cada una de sus moléculas indicando, mediante un subíndice, el número de átomos de los elementos que la constituyen.

i) Sustancias simples

La fórmula molecular de una sustancia simple se escribe con el símbolo del elemento que la forma, y un subíndice que indica el número de átomos del mismo que hay en cada molécula.

- La sustancia simple neón está constituida por moléculas que tienen un sólo átomo (monatómicas) y su fórmula está representada por su símbolo: Ne.
- La sustancia simple hidrógeno está formada por moléculas diatómicas, cada una de las cuales tiene dos átomos de hidrógeno y su fórmula molecular es H₂. Otras sustancias simples

formadas por moléculas diatómicas, son el oxígeno cuya fórmula molecular es O_2 , el nitrógeno (N_2) y el cloro (Cl_2).

- Hay sustancias simples formadas por moléculas triatómicas como el ozono (O_3), tetratómicas como el fósforo (P_4) y octoatómicas como las moléculas de azufre (S_8).

ii) Sustancias compuestas

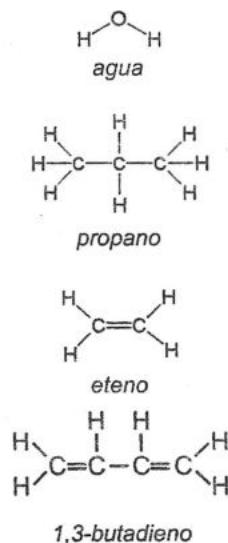
Si la sustancia es compuesta, los subíndices en la fórmula molecular indican el número de átomos de cada elemento que constituyen la molécula:

- El cloruro de hidrógeno es una sustancia compuesta formada por moléculas diatómicas que contienen un átomo de hidrógeno y uno de cloro; su fórmula molecular es HCl .
- El agua es una sustancia compuesta formada por moléculas triatómicas que tienen dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; su fórmula molecular es H_2O .
- El amoníaco, cuya fórmula molecular es NH_3 , está constituido por moléculas tetratómicas que contienen un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno. Las moléculas de metano (CH_4), principal componente del gas natural, son pentatómicas.
- La sacarosa (azúcar de caña) está formada por moléculas de 45 átomos ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Hay moléculas como las de las proteínas, formadas por miles de átomos.

b) Fórmula estructural o desarrollada

La fórmula molecular indica el número y la clase de átomos que componen una molécula. La fórmula desarrollada o estructural muestra, además, cómo están unidos los átomos unos con otros. En esta fórmula las uniones entre los átomos están representadas mediante líneas que los unen.

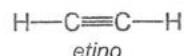
Cada línea representa un enlace químico. En la figura adjunta se muestran varios ejemplos de este tipo de fórmulas. Hay enlaces simples representados por una sola línea, enlaces dobles indicados por dos líneas y triples correspondientes a tres líneas. Más adelante, cuando desarrollemos el concepto de la unión química, veremos el significado de esos enlaces simples, dobles o triples. En nuestros ejemplos podemos observar:



- En las moléculas de agua y de propano, todos los enlaces son simples, puesto que están indicados mediante una única línea.
- En la molécula de eteno, los átomos de carbono están unidos mediante dos líneas que indican un enlace doble, mientras que los cuatro enlaces carbono-hidrógeno son simples. Esta sustancia es la materia prima para la producción de polietileno, un material plástico usado como cubierta aisladora de cables, en la fabricación de mangueras, recipientes plásticos y películas de diverso espesor.
- La molécula de 1,3-butadieno tiene dos enlaces dobles, alternados con uno simple. Además, cada

átomo de carbono está unido por enlace simple a un átomo de hidrógeno. El butadieno es empleado en síntesis de polímeros llamados elastómeros sintéticos, que tienen propiedades similares al caucho.

- En la molécula de etino, los dos átomos de carbono están unidos entre sí por un triple enlace, y a su vez cada uno de ellos se une a un átomo de hidrógeno por enlace simple. Esta sustancia, también conocida como acetileno, es un gas que mezclado con aire es empleado como soplete para soldaduras autógenas y para cortar metales.



Los modelos moleculares

Tanto las fórmulas moleculares como las desarrolladas nos informan acerca de la composición de las moléculas, pero no describen sus formas. Las moléculas poliatómicas son agrupaciones de átomos ubicados de diferentes maneras en el espacio. Para representar las moléculas se utilizan dibujos tridimensionales denominados **modelos moleculares**. Los átomos de los distintos elementos que las forman se ubican en el espacio simbolizados por esferas de distinto tamaño. Hay moléculas lineales, angulares, triangulares, tetraédricas, etc. Muchas de las propiedades de una sustancia dependen de la forma de sus moléculas. En la Figura 2.1 se muestran algunos modelos moleculares correspondientes a moléculas de diferentes sustancias.

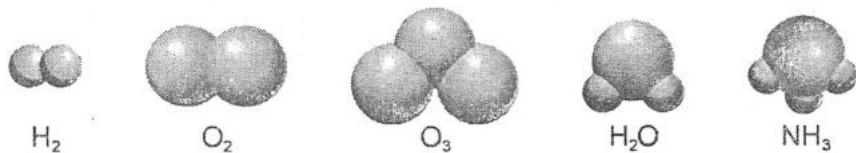


Figura 2.1: Representación de las moléculas de algunas sustancias mediante los modelos moleculares.

En el siguiente cuadro se muestran fórmulas moleculares (F.M.) y modelos moleculares de algunas sustancias.

sustancia	F.M.	elementos constitutivos	número y clase de átomos	tipo de sustancia	atomicidad	modelo molecular
nombre						
xenón	Xe	xenón	1 de xenón	simple	monoatómica	
oxígeno	O_2	oxígeno	2 de oxígeno	simple	diatómica	
amoniaco	NH_3	nitrógeno e hidrógeno	3 de hidrógeno y 1 de nitrógeno	compuesta	tetralótica	
ozono	O_3	oxígeno	3 de oxígeno	simple	triatómica	
fósforo	P_4	fósforo	4 de fósforo	simple	tetratómica	
dióxido de carbono	CO_2	carbono y oxígeno	1 de carbono y 2 de oxígeno	compuesta	triatómica	

De la observación del cuadro anterior se puede concluir:

- No existen sustancias compuestas cuyas moléculas sean monoatómicas.
- Un mismo elemento puede formar más de una sustancia simple de diferente atomicidad. Por ejemplo, el oxígeno (O_2) y el ozono (O_3), que se denominan formas alotrópicas del elemento oxígeno.
- Las moléculas tienen distinta forma, según la distribución de sus átomos en el espacio.

4_SUSTANCIAS MOLECULARES, IÓNICAS Y METALES

En los ejemplos utilizados anteriormente para explicar las fórmulas moleculares, las fórmulas desarrolladas y los modelos moleculares, hemos trabajado con *sustancias moleculares*.

La fórmula molecular del acetileno C_2H_2 , indica que cada molécula del compuesto está formada por cuatro átomos: dos de carbono y dos de hidrógeno, es decir que están en una relación (2/2); por lo tanto, la mínima relación entre ellos es 1/1, que puede simbolizarse mediante la fórmula CH.

La fórmula que indica la mínima relación numérica existente entre los átomos que constituyen la molécula de una sustancia, se denomina **fórmula mínima o empírica**. La fórmula mínima del acetileno es CH. La fórmula mínima no indica el número real de átomos que constituyen la molécula.

En el benceno, cuya fórmula molecular es C_6H_6 , la mínima relación entre los átomos de C e H es 1/1 y por lo tanto su fórmula mínima es también CH.

En el agua (H_2O), la fórmula mínima es igual a la molecular, puesto que la mínima relación entre sus átomos es 2/1.

Existen muchas sustancias, como por ejemplo las sales, que no están constituidas por moléculas, sino por iones. El cloruro de sodio (sal de mesa) cuya fórmula mínima es NaCl, es un ejemplo de compuesto formado por iones. No existen moléculas independientes de NaCl, sino una red cristalina tridimensional constituida por iones sodio positivos (Na^+) e iones cloruro negativos (Cl^-). Los iones se mantienen unidos en la red debido a fuerzas de atracción entre cargas de signo opuesto (sustancias iónicas).

La fórmula mínima es muy útil para indicar la composición de sustancias iónicas. Los iones pueden estar constituidos por átomos individuales cargados positivamente como el ion sodio (Na^+) o negativamente como el ion cloruro (Cl^-), o bien por un grupo de átomos unidos, como el ion amonio (NH_4^+) o el ion nitrato (NO_3^-). Los primeros son ejemplos de iones monoatómicos y los últimos de iones poliatómicos. Los iones positivos se denominan *cationes* y los negativos *aniones*. Además, hay iones con más de una carga eléctrica como el ion calcio Ca^{2+} , el ion aluminio Al^{3+} , el ion sulfuro S^{2-} o el ion ortofosfato, PO_4^{3-} .

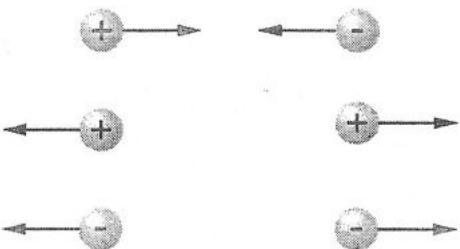
La existencia de iones pone en evidencia la naturaleza eléctrica de la materia. La experiencia indica que entre los cuerpos cargados, se manifiestan fuerzas de atracción o repulsión de origen eléctrico, determinadas por la ley de Coulomb. Estas fuerzas son tales que las cargas eléctricas de distinto signo se atraen, mientras que las cargas del mismo signo se repelen, como se muestra en la siguiente figura:

FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

*Ley de Coulomb

El módulo de la fuerza eléctrica $|\vec{F}|$ que se ejerce entre dos partículas cargadas q_1 y q_2 , es directamente proporcional al producto de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia (r) que las separa:

$$|\vec{F}| = K \frac{|q_1 \times q_2|}{r^2}$$



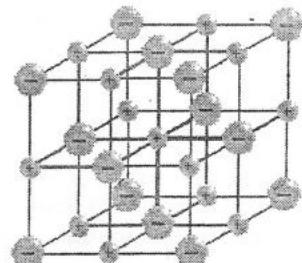
En un cristal de cloruro de sodio hay el mismo número de iones sodio y cloruro, es decir, se hallan en una relación mínima de 1/1, que consiste en una agrupación de un catión Na^+ y un anión Cl^- representada por su fórmula mínima: NaCl .

Esta mínima relación entre cationes y aniones de un compuesto iónico, representado por su fórmula mínima, recibe el nombre de “unidad fórmula”. Así, la unidad fórmula del cloruro de sodio es NaCl .

La unidad fórmula del cloruro de bario, cuya fórmula mínima es BaCl_2 , está formada por un ion Ba^{2+} y dos iones Cl^- . El sulfato de sodio (Na_2SO_4) está constituido por dos cationes Na^+ y un anión sulfato, SO_4^{2-} .

Dado que los compuestos iónicos son eléctricamente neutros, el número de cargas positivas debe ser igual al número de cargas negativas.

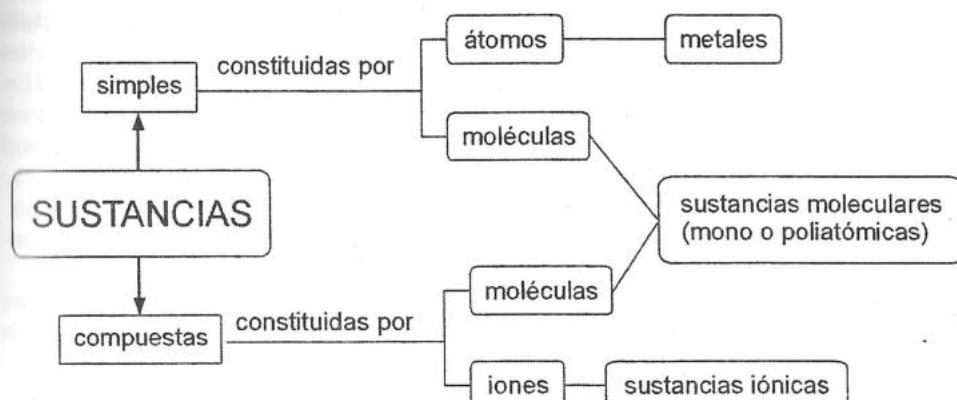
Las sustancias metálicas, como veremos más adelante, están formadas por átomos que constituyen redes cristalinas. En el siguiente esquema se muestra cuáles son las partículas que constituyen las distintas sustancias (átomos, moléculas, o iones).



Red cristalina del cloruro de sodio



Cap. 5



En el cuadro siguiente se muestran las fórmulas moleculares y mínimas de diversas sustancias.

SUSTANCIA	Fórmula molecular	Fórmula mínima	Mínima relación
etano	C ₂ H ₆	CH ₃	1/3
agua	H ₂ O	H ₂ O	2/1
benceno	C ₆ H ₆	CH	1/1
acetileno	C ₂ H ₂	CH	1/1
cloruro de potasio	-----	KCl	1/1
cloruro de bario	-----	BaCl ₂	1/2

Del cuadro anterior se puede concluir:

- Hay sustancias cuya fórmula molecular coincide con la fórmula mínima. (H₂O).
- Hay sustancias distintas con igual fórmula mínima (benceno y acetileno).
- Hay sustancias que no están constituidas por moléculas, por lo tanto sólo tiene sentido indicar su fórmula mínima (KCl, BaCl₂), que representa una unidad fórmula de la sustancia.

5_LA COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS

La Teoría Atómico–Molecular describía al átomo como una diminuta esfera maciza e invisible. Esta imagen prevaleció durante gran parte del siglo XIX. Pero el pensamiento de los hombres de ciencia iba a ser renovado tras la contundencia de nuevos e inesperados hechos. En efecto, en el último cuarto del siglo XIX y las primeras décadas del siglo XX, se realizaron un conjunto de descubrimientos que se sucedieron en forma vertiginosa. Se revelaron fenómenos imprevistos e inimaginables, incluso inconcebibles en el marco conceptual de la física clásica. Muchos de estos fenómenos sorprendentes estaban centrados en la estructura íntima del átomo. Éste dejó de ser una estructura rígida y maciza como lo había imaginado Dalton, para convertirse en una estructura compleja de indiscutible realidad física.

Si bien no describiremos estos descubrimientos que forman parte de la historia de la ciencia, mencionaremos algunos que constituyeron la base fundamental para el conocimiento de la estructura atómica:

- **La electroquímica:** estudia los fenómenos mediante los cuales es posible generar energía eléctrica a expensas de transformaciones químicas (pilas) o descomponer sustancias mediante el pasaje de la corriente eléctrica (electrólisis). Estos hechos implican una transformación química y revelan la naturaleza eléctrica de la materia.

as.
• La **radiactividad**: es la propiedad que tienen algunos átomos de emitir distintos tipos de radiaciones en forma espontánea.

• La **espectroscopía**: estudia los fenómenos por los cuales en determinadas condiciones, ciertas sustancias pueden absorver o emitir radiaciones.

El descubrimiento de estos y otros fenómenos sugirió que el átomo debía tener una estructura compleja.

Las partículas subatómicas

Las experiencias de finales del siglo XIX y principios del XX, revelaron que el átomo no es el constituyente más elemental de la materia sino que a su vez, está formado por tres partículas subatómicas fundamentales: el electrón, el protón y el neutrón.

Tales partículas son de vital importancia para el desarrollo de teorías satisfactorias para explicar el comportamiento químico de la materia. Si bien se conocen otras partículas subatómicas, es posible prescindir de ellas en el estudio de dichas teorías.

El átomo en su conjunto es eléctricamente neutro, pero tanto el electrón como el protón tienen carga eléctrica.

• El electrón

El electrón fue el primero de los componentes atómicos en descubrirse. Las primeras manifestaciones de su existencia surgieron de las experiencias de electrólisis realizadas por Michael Faraday en 1833. En éstas se comprobó que la circulación de corriente eléctrica producía cambios químicos en las sustancias, lo cual sugirió que los átomos debían poseer una estructura eléctrica.

En 1897 el físico inglés Joseph John Thomson confirmó que todos los átomos contienen partículas con carga eléctrica negativa, que se denominaron electrones. Finalmente en 1909, Robert Millikan consiguió determinar la carga del electrón (q_e):

$$q_e = -1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Este valor corresponde a la menor carga conocida en la naturaleza. Es decir, no existe partícula alguna cuya carga sea menor que la del electrón. Por esta razón constituye (en valor absoluto) la unidad de carga eléctrica (u.c.e.):

$$1 \text{ u.c.e.} = -1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Posteriormente se determinó la masa del electrón (m_e):

$$m_e = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Explorar el interior del átomo es un camino lleno de obstáculos pero al mismo tiempo un desafío fascinante. Es como un viaje imaginario rumbo a lo desconocido. Sobre la base de hechos experimentales, fáciles de observar, hay que averiguar su estructura interna. ¿Cómo examinar el interior del átomo si no lo podemos ver ni tocar? He aquí el gran desafío. Todo ocurre como si el átomo fuese una caja cerrada inviolable ("caja negra"). Sólo podemos aplicar ciertos estímulos a la caja y observar sus efectos.



De acuerdo con las respuestas obtenidas, queremos descubrir el contenido de la caja. Sobre esta base trabajaron eminentes científicos en los albores del siglo XX, realizando numerosas experiencias que condujeron a describir cómo se distribuyen las partículas subatómicas.

• El protón

Una vez establecido el electrón como partícula real constituyente del átomo y carga unitaria de electricidad, los avances en la incesante búsqueda por conocer la estructura íntima del átomo se sucedieron rápidamente.

En efecto, dado el carácter neutro del átomo, la existencia de una partícula negativa como el electrón debía ser compensada por una partícula positiva. La presencia de esta partícula positiva como constituyente de todos los átomos fue confirmada, y Rutherford la denominó protón.

Ésta resultó la menor partícula cargada positivamente que podía obtenerse, por consiguiente, la magnitud de su carga debía ser igual, aunque de signo contrario, a la del electrón. Luego la carga del protón (q_p) es:

$$q_p = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

También fue determinada su masa (m_p):

$$m_p = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Para comparar la masa del protón con la del electrón efectuamos la relación:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,67 \times 10^{-24} \text{ g}}{9,10 \times 10^{-28} \text{ g}} = 1835, \text{ o sea : } m_p = 1835 m_e$$

La masa del protón es aproximadamente 1835 veces mayor que la del electrón.

• El neutrón

El neutrón fue la última partícula integrante del átomo en descubrirse. En 1930, los físicos alemanes W. Bothe y H. Becker descubrieron una radiación neutra y de alto poder de penetración. Recién en febrero de 1932, James Chadwick, colaborador de Rutherford, demostró que esas radiaciones eran en realidad partículas dotadas de masa similar a la del protón, pero sin carga eléctrica, a las que denominó neutrones.

Los neutrones y los protones constituyen la mayor parte de la masa del átomo, ya que la masa de los electrones es tan pequeña respecto a la de los protones y neutrones, que puede despreciarse.

En la Tabla 2.1, indicamos las principales características de las tres partículas subatómicas fundamentales.

PARTÍCULA	SÍMBOLO	MASA (g)	CARGA (C)	CARGA (u.c.e.)
electrón	e	$9,10 \times 10^{-28}$	$-1,60 \times 10^{-19}$	-1
protón	p	$1,672 \times 10^{-24}$	$1,60 \times 10^{-19}$	+1
neutrón	n	$1,675 \times 10^{-24}$	0	0

Tabla 2.1: Partículas subatómicas fundamentales (u.c.e: unidad de carga eléctrica)

En la Figura 2.2 se muestra un esquema con las partículas constitutivas de la materia.

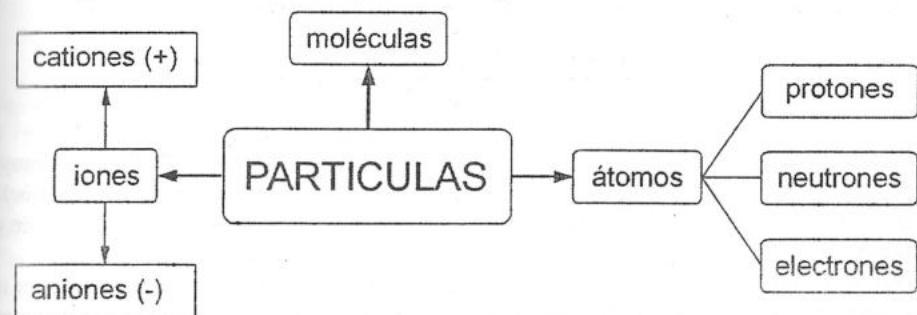


Figura 2.2: Partículas constitutivas de la materia

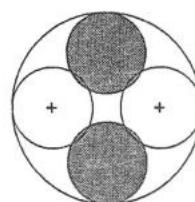
Hasta aquí sabemos que el átomo está formado por electrones cargados negativamente, protones con carga positiva y neutrones sin carga. ¿Cómo están distribuidas esas partículas en el interior del átomo? Esa era la pregunta que desvelaba a los científicos de la época. Se trataba de conocer la estructura íntima del átomo. Se tenían las piezas; había que armar el rompecabezas.

Numerosas experiencias, en particular las efectuadas por Rutherford, indicaron que en el átomo puede distinguirse una región central, denominada núcleo, donde se hallan los protones y los neutrones, rodeada por electrones.

El núcleo atómico

Experiencias realizadas a comienzos del siglo XX llevaron a los científicos a sugerir una distribución de las tres partículas fundamentales del átomo. Se propuso la existencia de un núcleo atómico cargado positivamente en el que se hallan los protones y los neutrones. Los electrones se encuentran a su alrededor y constituyen la denominada "nube electrónica". De ésta última nos ocuparemos en el capítulo siguiente.

Los neutrones juegan un papel preponderante en la estabilidad del núcleo. Debido a que tanto el protón como el neutrón están en el núcleo, frecuentemente se los denomina nucleones. Por ejemplo, el núcleo de un átomo de helio contiene cuatro nucleones: dos protones y dos neutrones.



Núcleo de Helio

El tamaño de los átomos

Si bien no hay un límite preciso para las dimensiones del átomo, podemos suponer en forma convencional que es esférico. Partiendo de esa base y mediante numerosas experiencias, pudo determinarse que el radio de los átomos es del orden de 10^{-10} m, es decir, el tamaño del átomo es muy pequeño. Si, por ejemplo, pudiéramos colocar diez millones de átomos de cobre uno tras otro, formarían una cadena cuya longitud no alcanzaría los 3 mm.

Si tenemos en cuenta que el núcleo atómico tiene un radio aproximado de 10^{-15} m, podemos comparar su radio con el del átomo efectuando la siguiente relación:

$$\frac{r_{\text{átomo}}}{r_{\text{núcleo}}} = \frac{10^{-10} \text{ m}}{10^{-15} \text{ m}} = 10^5 = 100.000$$

Esto nos indica que el radio del átomo (a pesar de ser tan pequeño) es 100.000 veces mayor que el del núcleo. Para tener una idea más acabada de esta relación, imaginemos que si el núcleo de un átomo fuera del tamaño de una bolita de 1 cm de radio, el átomo tendría un radio de un kilómetro.

Pero hay más aún: dado que casi toda la masa del átomo se concentra en un volumen tan reducido como el del núcleo, la densidad nuclear es enorme. En efecto, teniendo en cuenta que la masa de un protón es: $1,67 \times 10^{-24}$ g y que ocupa un volumen de $7,24 \times 10^{-39}$ cm³, podemos calcular la densidad del núcleo (δ_n) de un átomo que contiene un único protón:

$$\delta_n = \frac{m_n}{V_n} = \frac{1,67 \times 10^{-24} \text{ g}}{7,24 \times 10^{-39} \text{ cm}^3} = 2,31 \times 10^{14} \text{ g/cm}^3$$

Este resultado nos indica que los núcleos atómicos son sumamente densos. Si pudiésemos llenar un cubo de 1 cm de arista sólo con núcleos, éste pesaría ¡doscientos treinta y un millones de toneladas!

El número atómico y el número másico

Luego de numerosas experiencias, pudo establecerse que todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo. Como la carga de cada protón es + 1, la carga total del núcleo es igual al número de protones (Nºp) que contiene, al que se denomina **número atómico** del elemento y se simboliza con la letra Z.

NÚMERO ATÓMICO (Z)

Es el número de protones que contiene el núcleo de cualquier átomo de un elemento

$$Z = \text{Nºp}$$

El número atómico Z es característico de cada elemento y por lo tanto nos permite identificarlo. Por ejemplo, todo átomo que contiene 79 protones en su núcleo (Z = 79) es un átomo del elemento oro y todo átomo con 11 protones (Z = 11) es del elemento sodio. En otras palabras, cada elemento tiene un único número atómico. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo, es decir, el mismo número atómico. Los elementos se diferencian unos de otros por el número atómico.

Puesto que el átomo es eléctricamente neutro, el número atómico también es igual al número de electrones ($N^o e$) del mismo:

$$Z = N^o p = N^o e \quad (1)$$

Por ejemplo, cada átomo del elemento neón ($Z=10$), contiene 10 protones en su núcleo y tiene 10 electrones en su periferia.

El hidrógeno, que es el primer elemento de la clasificación periódica, tiene número atómico 1 (1 protón y 1 electrón) y el del uranio, que es el último de los elementos naturales, es 92 (92 protones y 92 electrones).

Como se indicó en la Tabla 2.1, la masa del protón y la del neutrón son aproximadamente iguales, mientras que la del electrón es despreciable frente a ellas. En consecuencia, podemos considerar que la masa del átomo es aproximadamente igual a la suma de las masas de los protones y neutrones que hay en su núcleo. Por ello, es importante conocer el número total de protones ($N^o p$) y de neutrones ($N^o n$) que hay en el núcleo de un átomo. Este número se denomina número másico o número de masa y se simboliza con la letra A.

El número másico es la suma del número de protones y de neutrones que contiene el núcleo de un átomo.

LA MASA DEL NÚCLEO

NÚMERO MÁSICO (A)

Por lo tanto:

$$A = N^o p + N^o n = Z + N^o n \quad (2)$$

Teniendo en cuenta que tanto el número de protones como el de neutrones son números enteros positivos, el número de masa también lo es. Por ejemplo, el número de masa de un átomo de flúor que tiene 9 protones y 10 neutrones en su núcleo, es: $A = 9 + 10 = 19$.

Para caracterizar un elemento es suficiente conocer su número atómico. Para identificar un átomo es necesario indicar el número atómico Z y el número de masa A. Cada átomo así identificado, recibe el nombre de nucleido.

Un nucleido es todo átomo caracterizado por valores determinados de número atómico (Z) y número de masa (A).

NUCLEIDO

El número atómico (Z) y el número de masa (A) de un nucleido de un elemento cualquiera X, se indican a la izquierda de su símbolo, como subíndice y superíndice respectivamente. Por ejemplo, tanto el ${}_1^1 H$ como el ${}_{11}^{23} Na$ son nucleidos.

- El nucleido ${}_1^1 H$ es un átomo de hidrógeno cuyo número atómico y su número de masa son iguales a 1.



Símbolo de un nucleido

- El nucleido $^{23}_{11}\text{Na}$ es un átomo de sodio que tiene número atómico 11 y número de masa 23.

Dado que el símbolo identifica al elemento, muchas veces se omite escribir el número atómico Z, escribiendo simplemente ^1H ó ^{23}Na .

También es frecuente usar la notación donde aparece el símbolo del elemento, seguido de su número de masa, separados por un guión. Para nuestros ejemplos: H-1 y Na-23.

Conociendo el número de masa A y el numero atómico Z de un nucleido, podemos establecer el número de partículas elementales.

De la ecuación (2) es $A = Z + N^{\circ}\text{n}$. Por lo tanto el número de neutrones es:

$$N^{\circ}\text{n} = A - Z \quad (3)$$

El número de neutrones del nucleido ^1H , cuyo número atómico Z es 1 y su número de masa A es también 1, puede obtenerse utilizando la expresión anterior: $N^{\circ}\text{n} = A - Z = 1 - 1 = 0$. Es decir, este nucleido contiene 1 protón y ningún neutrón en su núcleo.

El nucleido $^{23}_{11}\text{Na}$, de número atómico Z = 11, y número de masa A = 23, tiene $N^{\circ}\text{n} = 23 - 11 = 12$ neutrones.

En su teoría atómica, Dalton había establecido que todos los átomos de un elemento tenían el mismo peso.

A principios del siglo XX, Frederick Soddy, trabajando con átomos radiactivos, encontró que algunos de ellos cuyo comportamiento químico era prácticamente idéntico, tenían distinto peso. Entonces Soddy supuso que debían ser variedades de un mismo elemento. Por lo tanto debían ocupar el mismo lugar en la tabla periódica. Por esta razón los llamó **isótopos**, palabra que significa precisamente en "igual lugar".

Poco después, al estudiar una muestra de neón, Thomson pudo identificar átomos de neón (Z = 10), con números másicos 20, 21 y 22. Esto significa que una muestra del elemento neón está constituida por una mezcla de átomos con distinta composición nuclear, y por lo tanto con diferentes números másicos.

Experiencias posteriores revelaron que la mayoría de los elementos están formados por una mezcla de átomos que difieren en sus números de masa.



Cap. 1

ISÓTOPOS

Son átomos de un mismo elemento, que difieren en sus números másicos.

Algunos nucleidos del elemento potasio (Z=19), tienen número de masa 39, otros 40, y otros 41. Sin embargo, todos tienen 19 protones en su núcleo y 19 electrones externos. Los tres nucleidos son isótopos entre sí.

En el siguiente cuadro se muestran características de algunos nucleidos.

Nucleido	Z	A	Nºp	Nºn
$^{31}_{15}\text{P}$	15	31	15	16
$^{32}_{15}\text{P}$	15	32	15	17
$^{59}_{27}\text{Co}$	27	59	27	32
$^{60}_{27}\text{Co}$	27	60	27	33
$^{57}_{27}\text{Co}$	27	57	27	30
$^{206}_{82}\text{Pb}$	82	206	82	124
$^{208}_{82}\text{Pb}$	82	208	82	126

Podemos observar que los isótopos, por ser átomos del mismo elemento, tienen igual número atómico. Por consiguiente tienen el mismo número de protones y sólo difieren en el número de neutrones que contienen sus núcleos.

La Figura 2.3 nos muestra tres clases de nucleidos del elemento neón: el $^{20}_{10}\text{Ne}$ que tiene 10 protones y 10 neutrones, el $^{21}_{10}\text{Ne}$ con 10 protones y 11 neutrones y el $^{22}_{10}\text{Ne}$ con 10 protones y 12 neutrones. Los tres nucleidos son isótopos entre sí.

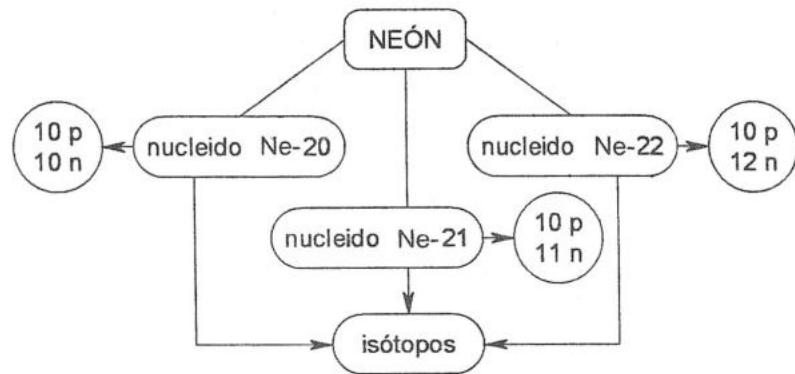


Figura 2.3: Nucleidos del elemento neón.

La mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza constituidos por una mezcla, en diversas proporciones, de dos o más isótopos. Por ejemplo, para el elemento hidrógeno se han

También hay pequeñas cantidades (trazas) de carbono-14 (^{14}C).

identificado dos isótopos naturales: el ^1H (protio) y el ^2H (deuterio) y uno artificial y radiactivo, el ^3H (tritio), que contienen en sus núcleos 0, 1 y 2 neutrones respectivamente. La mayor parte del hidrógeno natural está formada por el protio.

El agua está constituida esencialmente por moléculas de H_2O y una ínfima proporción de D_2O , en que interviene el deuterio. A esta última se la denomina agua pesada (por ser el deuterio más pesado que el protio) y es utilizada en los reactores nucleares.

El carbono existe en la naturaleza constituido por una mezcla de dos isótopos estables: ^{12}C (el más abundante) y ^{13}C .

Se han identificado 272 nucleidos estables y más de 1600 nucleidos radiactivos. Estos últimos se caracterizan porque sufren procesos ("desintegraciones radiactivas") espontáneos, por los cuales se transforman en otros tipos de átomos. Estas transformaciones se deben a cambios a nivel nuclear, en los cuales se emiten partículas (típicamente, las partículas alfa y las beta). Los núcleos inestables, al emitir esas radiaciones, se transforman en otros núcleos, cambiando el valor de Z, por lo cual el producto de la desintegración es un nucleido diferente del anterior. También se emiten radiaciones gamma, cuando un núcleo excitado pasa a un estado de menor energía. Las radiaciones nucleares emitidas en estos procesos han sido ampliamente utilizadas.

Muchos nucleidos radiactivos de diversos elementos, tienen aplicaciones en distintos campos. El ^{60}Co es un nucleido radiactivo muy utilizado para la destrucción de células cancerosas (la cobaltoterapia se basa en la aplicación de las radiaciones gamma emitidas por dicho radionucleido). El ^{14}C se utiliza especialmente para determinar la antigüedad de restos fósiles.

6_MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

Supongamos que una persona X pesa 50 kg y otra persona Y, 100 kg; Y pesa el doble que X. Si tomamos el peso de X como unidad de referencia, podemos decir que el peso de Y es 2 veces el peso de X.

Si establecemos una escala de pesos definiendo 1 unidad de peso (upe) = peso de X, resulta que: 1 upe = 50 kg.

Si una persona W, pesa 75 kg, su peso podemos expresarlo de dos maneras distintas, según la unidad que utilicemos:
75 kg, o 1,5 upe.

Como hemos visto, muchas sustancias están constituidas por moléculas, que a su vez están formadas por uno o más átomos. La masa de un átomo depende del átomo en cuestión, pero siempre es muy pequeña. No existe una balanza capaz de detectar la masa de un átomo; sólo se ha logrado determinarla experimentalmente por métodos indirectos.

La masa del nucleido H-1 (que es el más liviano) es aproximadamente $1,66 \times 10^{-24}$ g (que en forma decimal es 0,000000000000000000000166 g), y la masa del nucleido U-238 (el más pesado de los naturales) es $3,95 \times 10^{-22}$ g. Es evidente que las masas de los átomos medidas en gramos son muy pequeñas, por eso es necesario disponer de una unidad apropiada para medir la masa de los átomos.

En general, la unidad utilizada depende de lo que estemos midiendo. Por ejemplo, el peso de una persona lo medimos en kilogramos, la carga de un camión en toneladas (1Tn = 1000 kg) y la masa del componente químico de un medicamento en miligramos (1 mg = 0,001 g). A nadie se le ocurriría expresar el peso de una persona en gramos ni la masa de esta hoja de papel en kilogramos.

Los químicos del siglo XIX pensaron en establecer una escala para las masas atómicas. La idea consistía en tomar la masa de un determinado átomo como unidad de referencia y expresar la masa de cada uno de los demás, con relación a esa unidad tomada como patrón. El primer paso consistió en elegir la unidad de referencia.

La unidad de masa atómica

En un principio fue el propio Dalton quien sugirió tomar como patrón de referencia la masa de un átomo de hidrógeno, por ser el más liviano de los átomos. De esta forma, las masas atómicas de los restantes elementos comparadas con la del hidrógeno, resultaban mayores que 1. No obstante por razones prácticas, el hidrógeno fue reemplazado por el oxígeno en primera instancia y finalmente por el carbono como patrón de referencia.

A partir de 1961, la IUPAC propuso una unidad de masa atómica tomando como unidad de referencia la doceava parte de la masa del nucleido más abundante del elemento carbono: el ^{12}C . Esta unidad, se denomina unidad de masa atómica y se simboliza mediante la letra u .

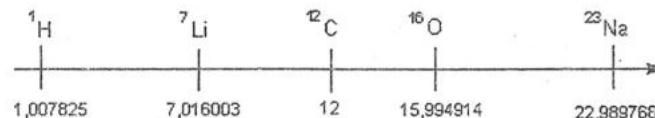
La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del nucleido C-12 (^{12}C)

UNIDAD DE MASA ATÓMICA

$$1 \text{ u} = \frac{\text{masa del nucleido } ^{12}\text{C}}{12} \quad (4)$$

Comparando las masas de los átomos de cada uno de los demás elementos con la unidad de masa atómica, obtenemos una escala de masas atómicas expresadas en u . Por ejemplo, en esta escala, la masa de un átomo de ^1H es prácticamente 1 u (aunque no exactamente).

En la escala siguiente se muestran las masas expresadas en u de algunos nucleidos.



Es interesante remarcar que al nucleido C-12 se le asigna una masa de exactamente 12 u (por definición). En los otros ejemplos, puede apreciarse que para el H-1 y el Li-7, la masa atómica expresada en u es ligeramente superior al número máscio, mientras que para el O-16 y el Na-23 es ligeramente inferior al número máscio (A). El número máscio coincide con el número entero más próximo a la masa del nucleido, expresada en u .

Para tener una idea de la dimensión de la unidad de masa atómica, veamos a cuantos gramos equivale 1 u . Para ello, despejando de la ecuación (4) tenemos que:

$$\text{masa del nucleido } ^{12}\text{C} = 12 \text{ u}$$

La masa del nucleido ^{12}C medida en gramos fue obtenida experimentalmente por métodos indirectos y es $1,9926 \times 10^{-23}\text{g}$. Por lo tanto, la masa de un átomo de C-12, puede ser expresada en dos unidades distintas:

$$\text{masa de un átomo de C-12} = 1,9926 \times 10^{-23} \text{ g} = 12 \text{ u}$$

Las masas de los nucleidos expresadas en unidades de masa atómica se pueden medir con mucha precisión utilizando métodos experimentales complejos (espectrometría de masas). Por este método pueden determinarse masas atómicas (en u) con más de 6 cifras decimales.

A partir de este resultado surge la equivalencia entre estas dos unidades:

$$12 \text{ u} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots 1,9926 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots x = \frac{1,9926 \times 10^{-23} \text{ g} \times 1 \text{ u}}{12 \text{ u}} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

El valor de la u expresado en gramos es:

$$1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \quad (5)$$

Esta expresión nos permite convertir en gramos una masa medida en u, y nos da una idea de lo pequeña que es la masa de un átomo.

Por ejemplo, sabiendo que la masa de un átomo de ^{23}Na es aproximadamente 23 u, para calcular su masa expresada en gramos planteamos:

$$1 \text{ u} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$23 \text{ u} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots x = 3,82 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Es decir, la masa de un átomo de ^{23}Na es aproximadamente $3,82 \times 10^{-23} \text{ g}$.

La masa atómica promedio

Si bien la masa atómica de un nucleido expresada en unidades de masa atómica (u) es prácticamente un número entero, la mayoría de las masas atómicas de los elementos, que figuran en tablas, son números con decimales.

Esto se debe a que en realidad estos valores corresponden a la masa promedio de todos los isótopos naturales que constituyen cada elemento. Es decir, se trata de un promedio ponderado que tiene en cuenta las masas y las proporciones de cada uno de los isótopos que componen un elemento, como veremos a continuación.

Si se tiene una bolsa que contiene 100 bolitas: 60 amarillas de 5 g cada una, 30 rojas de 6 g y 10 blancas de 8 g, la masa promedio (\bar{m}) de las bolitas contenidas en la bolsa se calcula según:

$$\bar{m} = \frac{60 \times 5 \text{ g} + 30 \times 6 \text{ g} + 10 \times 8 \text{ g}}{100} = 5,60 \text{ g}$$

Este resultado significa que podemos asignarle a cada bolita una masa promedio de 5,60 g, aunque ninguna de ellas individualmente tenga esa masa.

Si ahora tenemos una bolsa con millones de bolitas en la misma proporción: 60% de amarillas; 30% de rojas y 10% de blancas, la masa promedio es la misma. Dado que no se conoce el número de total de bolitas sino sus porcentajes, se puede calcular la masa promedio (\bar{m}) mediante la fórmula:

$$\bar{m} = \frac{\%_1 \cdot m_1 + \%_2 \cdot m_2 + \%_3 \cdot m_3}{100}$$

donde m_1 , m_2 , m_3 son las masas individuales de cada tipo de bolita y $\%_1$, $\%_2$, $\%_3$, sus respectivos porcentajes.

Podemos calcular la masa atómica promedio de un elemento que se halla en la naturaleza como una mezcla de varios isótopos, utilizando los promedios ponderados. Por ejemplo, el neón se encuentra en la naturaleza bajo la forma de tres isótopos en las siguientes proporciones:

$${}_{10}^{20}\text{Ne}: 90,9\%; {}_{10}^{21}\text{Ne}: 0,30\%; {}_{10}^{22}\text{Ne}: 8,80\%$$

La masa atómica promedio del neón, expresada en u, usando la fórmula anterior, y approximando la masa de cada nucleido al número másico, es:

$$\bar{m}(\text{Ne}) = \frac{90,9 \times 20 \text{ u} + 0,30 \times 21 \text{ u} + 8,80 \times 22 \text{ u}}{100} = 20,18 \text{ u}$$

Observemos que este número está próximo a 20 u que es la masa aproximada del isótopo más abundante del neón; 20,18 es el número que figura en la Tabla Periódica como masa atómica del elemento neón.

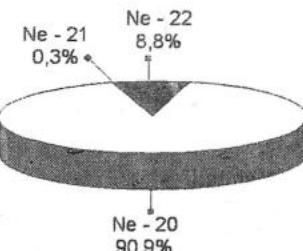
Generalizando el resultado obtenido, la masa atómica promedio expresada en u de cualquier elemento E constituido por una mezcla de n nucleidos isótopos entre sí, puede calcularse mediante la fórmula:

$$\bar{m}(E) = \frac{\%_1 \cdot m_1 + \%_2 \cdot m_2 + \dots + \%_n \cdot m_n}{100} \text{ u}$$

donde m_1, m_2, \dots, m_n son las masas de los nucleidos y $\%_1, \%_2, \dots, \%_n$, sus respectivos porcentajes.

En la Tabla Periódica figura como masa atómica de cada elemento, un número que en realidad corresponde a la masa atómica promedio de los isótopos naturales del mismo. Por ejemplo, cuando decimos que la masa atómica del neón es 20,18 u, nos estamos refiriendo al valor promedio, ya que hay átomos de neón de masas de aproximadamente 20 u, 21 u, ó 22 u, pero ninguno de 20,18 u.

La masa atómica es la masa promedio de los isótopos naturales de un elemento expresada en unidades de masa atómica (u)

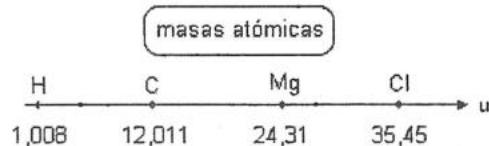


Abundancia relativa de los isótopos del neón.

En la Tabla Periódica figura, por simplicidad, la masa atómica de cada elemento como un número sin unidades*, pero corresponde expresarlas en u.

Por ejemplo, para el carbono figura como masa atómica el número 12,011, que significa que la masa promedio de los isótopos naturales del carbono es 12,011 u.

En la escala siguiente se muestran las masas atómicas aproximadas de algunos elementos.



MASA ATÓMICA

* Nota: otros autores denominan masa atómica relativa a lo que nosotros llamamos masa atómica.

Si se conoce la masa atómica de un elemento expresada en u, es posible expresarla en gramos utilizando su equivalencia de la ecuación (5):

$$1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Para calcular la masa promedio de un átomo de carbono expresada en gramos planteamos:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ u} & \cdots & 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 12,011 \text{ u} & \cdots & x = 1,9944 \times 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

Así como la masa atómica de un elemento es la masa promedio de sus átomos, la masa molecular de una sustancia molecular es la masa promedio de sus moléculas, expresada en u.

MASA MOLECULAR

Es la masa promedio de las moléculas de una sustancia expresada en unidades de masa atómica (u)

Nota: Para los cálculos utilizaremos el valor redondeado de las masas atómicas que figuran en la Tabla Periódica.

Para determinar la masa molecular de una sustancia debemos conocer su fórmula y las masas de los átomos que componen la molécula. Por ejemplo, las moléculas de agua (H_2O) están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Como la masa atómica del hidrógeno es aproximadamente 1 u y la del oxígeno aproximadamente 16 u, la masa molecular del agua es aproximadamente:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 \text{ u} + 1 \times 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

Es decir, la masa molecular de una sustancia se obtiene sumando las masas de sus átomos, tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Si queremos expresarla en gramos utilizamos la equivalencia de la ecuación (5):

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ u} & \cdots & 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 18 \text{ u} & \cdots & x = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

La masa de una molécula de agua expresada en gramos es aproximadamente $2,99 \times 10^{-23}$ g.

7_EL CONCEPTO DE MOL

La cantidad de sustancia

En el lenguaje corriente usamos la palabra **cantidad** de distintas maneras, ya que la asociamos tanto a masas como a volúmenes o a número de objetos. En química, la palabra cantidad tiene un significado más preciso, que vamos a explicar a continuación.

Supongamos que compramos un kilo de pomelos y un kilo de mandarinas. Es evidente que la bolsa que contiene las mandarinas, que son más pequeñas, contiene mayor cantidad de frutas que la que contiene los pomelos. En este caso, aunque las dos bolsas pesan lo mismo difieren en la cantidad de objetos que contienen.

Del mismo modo, cuando tenemos dos muestras de igual masa de sustancias químicas distintas, pueden diferir en el número de partículas que contienen. Por ejemplo, en un kg de aluminio

hay más átomos que en un kg de plomo, porque los átomos de este último son más pesados.

En Química, cuando se habla de cantidades iguales de dos sustancias, significa igual número de partículas y no iguales masas, ni volúmenes.

Surge entonces la necesidad de definir una nueva magnitud relacionada con el número de partículas que contiene una porción determinada de sustancia. Esta magnitud fundamental para establecer comparaciones en Química, se denomina **cantidad de sustancia**.

Cantidad de sustancia es la magnitud que mide el número de partículas presentes en una determinada porción de sustancia

CANTIDAD DE SUSTANCIA

Una vez definida la magnitud cantidad de materia debemos establecer una unidad para medirla, del mismo modo que lo hacemos con el volumen (m^3) o la masa (kg). En Química, es necesario disponer de una unidad para contar el número de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) presentes en una determinada cantidad de sustancia. Habitualmente, para contar objetos se utilizan unidades especiales. Por ejemplo, las flores se venden por docena, que es una unidad de 12 artículos y las hojas de papel por resma, unidad que comprende 500 hojas.

Como las partículas constitutivas de las sustancias son pequeñísimas, en cualquier muestra macroscópica existe un gran número de ellas. Por ejemplo, en una gota de agua hay aproximadamente $1,70 \times 10^{21}$ moléculas. De allí surge la necesidad de disponer de una unidad de cantidad de sustancia que contenga un número suficientemente grande de partículas.

La unidad de cantidad de sustancia recibe el nombre de **mol** y corresponde a un número determinado de partículas.

En 1971, la Organización Internacional de Pesas y Medidas resolvió designar al mol como unidad básica del Sistema Internacional (S.I.) para la magnitud cantidad de sustancia, definiendo:

Mol es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales, que el número de átomos que hay en exactamente 12 g del nucleido carbono-12

MOL

Estas unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, agrupaciones de iones, electrones, etc. Esto significa que el número de partículas que hay en un mol es el mismo que el número de átomos que hay en 12 g (0,012 kg) del nucleido ^{12}C .

La constante de Avogadro

De acuerdo con la definición de mol, la cantidad de unidades elementales que hay en un mol es igual al número de átomos que hay en 12 g de Carbono-12. Este número ha sido determinado por varios métodos experimentales, y con los conceptos ya definidos podemos calcularlo:

La masa del nucleido ^{12}C es 12 u y 1 u es $1,6605 \times 10^{-24}$ g, por lo tanto:

$$12 \text{ u} = 12 \times 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Es importante señalar que el mol es la unidad que usan los químicos para contar partículas y no es una unidad de masa.

La constante de Avogadro se denomina así en homenaje al físico italiano Amedeo Avogadro.

de cloro hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, en un mol de iones sodio, hay $6,02 \times 10^{23}$ iones, y en un mol de electrones hay $6,02 \times 10^{23}$ electrones.

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementales

8 LA MASA MOLAR

La masa molar de un elemento

La masa de un mol de partículas depende del tipo de partículas y de la sustancia. Ya hemos dicho que debemos especificar la clase de partículas, como átomos, moléculas, iones, electrones, ó protones. Por ejemplo, ¿cuál es la masa de un mol de átomos de carbono?:

Como el carbono esta formado por varios isótopos, en un mol de átomos de carbono hay una mezcla de ellos en la misma proporción en que se encuentran en la naturaleza. Por lo tanto, debemos considerar la masa atómica promedio como representativa de la masa de los átomos del carbono, es decir, su masa atómica que es 12,011 u. Podemos plantear:

$$\begin{aligned}1 \text{ átomo de carbono} &----- 12,011 \text{ u} \\6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono} &----- x = 12,011 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ u} \\&----- x = 7,2306 \times 10^{24} \text{ u}\end{aligned}$$

Esta es la masa de un mol de átomos de carbono expresada en u. Para expresarla en gramos, recurrimos a la equivalencia

$$\begin{aligned}1 \text{ u} &----- 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g.} \\7,2306 \times 10^{24} \text{ u} &----- \frac{7,2306 \times 10^{24} \text{ u} \times 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 12,011 \text{ g}\end{aligned}$$

Es decir, la masa de un mol de átomos de carbono es 12,011 g, que coincide con el valor de su masa atómica expresada en u, tal como figura en la Tabla Periódica. Esto mismo ocurre con todos los elementos. Así:

- La masa de un mol de átomos de neón cuya masa atómica es 20,18 u es 20,18 g.
- La masa de un mol de átomos de cloro cuya masa atómica es 35,45 u es 35,45 g.

En la Figura 2.4 mostramos dos escalas comparativas, con sus unidades correspondientes. En la primera de ellas se representan las masas atómicas de algunos elementos expresadas en u, mientras que en la segunda se indica la masa de un mol de átomos en gramos, de los mismos elementos. Los valores numéricos de ambas escalas coinciden.

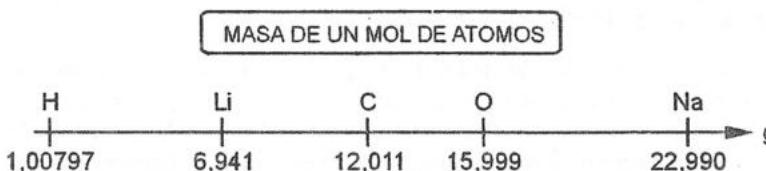
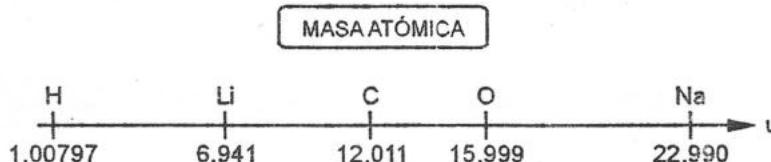


Figura 2.4: Escalas comparativas de masas atómicas y molares de algunos elementos.

La masa de un mol de átomos de un elemento se denomina Masa molar del elemento. Se simboliza con la letra M y su unidad es g/mol = $g \times mol^{-1}$.

MASA MOLAR DE UN ELEMENTO

Es la masa expresada en gramos, de un mol de átomos del elemento. Se obtiene expresando en gramos el valor numérico de su masa atómica.

Por ejemplo, la masa molar del elemento azufre, cuya masa atómica es 32,07 u, es 32,07 g/mol y escribimos:

$$M(S) = 32,07 \text{ g/mol}$$

Esto nos indica que la masa de un mol de átomos de azufre es 32,07 g, es decir $6,02 \times 10^{23}$ átomos de azufre tienen, en promedio, una masa de 32,07 g.

La masa molar de una sustancia

Llamamos **masa molar de una sustancia** a la masa expresada en gramos, de un mol de moléculas o de unidades fórmula de la sustancia. También se simboliza con la letra M y su unidad es g/mol.

Para una sustancia compuesta como el agua, cuyas moléculas están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en un mol de moléculas de agua hay dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno. Como la masa de un mol de átomos de hidrógeno es 1 g y la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16 g, la masa de un mol de moléculas de agua (H_2O) se calcula según:

$$2 \times 1 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18 \text{ g}$$

Las sustancias iónicas se representan por su unidad fórmula. Por ejemplo, la unidad fórmula del CaCl₂ está constituida por un ion calcio y dos iones cloruro. Por lo tanto, en un mol de unidades fórmula de CaCl₂ hay un mol de iones calcio y dos moles de iones cloruro. Entonces, la masa de un mol de unidades fórmula de CaCl₂ es:

$$1 \times 40 \text{ g} + 2 \times 35,5 \text{ g} = 111 \text{ g}$$

La masa molar de una sustancia se obtiene sumando las masas atómicas de sus átomos expresadas en gramos, tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Por ejemplo, utilizando por simplicidad los valores redondeados de las masas atómicas que figuran en la tabla periódica, las masas molares de las sustancias oxígeno (O₂) y benceno (C₆H₆) son:

$$M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

$$M(C_6H_6) = 6 \times M(C) + 6 \times M(H) = 6 \times 12 \text{ g/mol} + 6 \times 1 \text{ g/mol} = 78 \text{ g/mol}$$

La masa molar de la sustancia iónica nitrato de potasio (KNO₃) es:

$$\begin{aligned} M(KNO_3) &= 1 \times M(K) + 1 \times M(N) + 3 \times M(O) \\ &= 1 \times 39 \text{ g/mol} + 1 \times 14 \text{ g/mol} + 3 \times 16 \text{ g/mol} = 101 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Es la masa, expresada en gramos, de un mol de unidades elementales de la sustancia.

MASA MOLAR DE UNA SUSTANCIA

Las unidades elementales son moléculas para sustancias moleculares o unidades fórmula para compuestos iónicos. En la tabla siguiente se muestran algunos ejemplos, expresando las masas molares con valores redondeados a una cifra decimal.

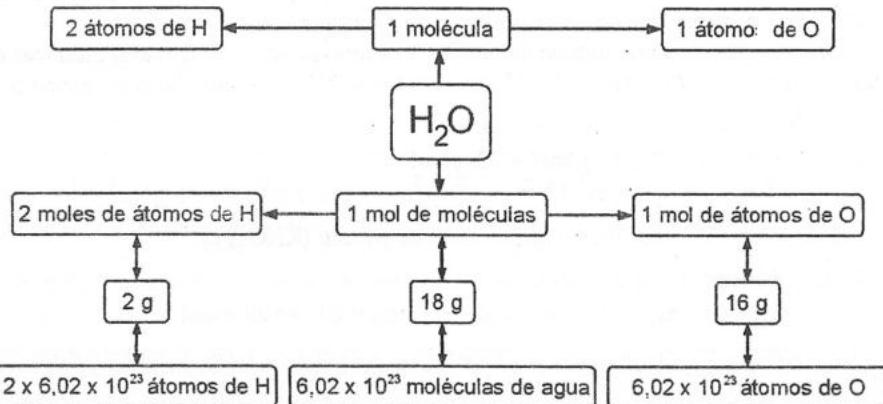
sustancia	fórmula	moles de átomos	masa molar
oxígeno	O ₂	2 moles de átomos de oxígeno	32,0 g/mol
ozono	O ₃	3 moles de átomos de oxígeno	48,0 g/mol
agua	H ₂ O	2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O	18,0 g/mol
amoniaco	NH ₃	1 mol de átomos de N y 3 moles de átomos de H	17,0 g/mol
metano	CH ₄	1 mol de átomos de C y 4 moles de átomos de H	16,0 g/mol
cloruro de sodio	NaCl	1 mol de iones sodio y 1 mol de iones cloruro*	58,5 g/mol

*Nota: La masa de los iones sodio y cloruro es prácticamente igual a la de sus átomos.

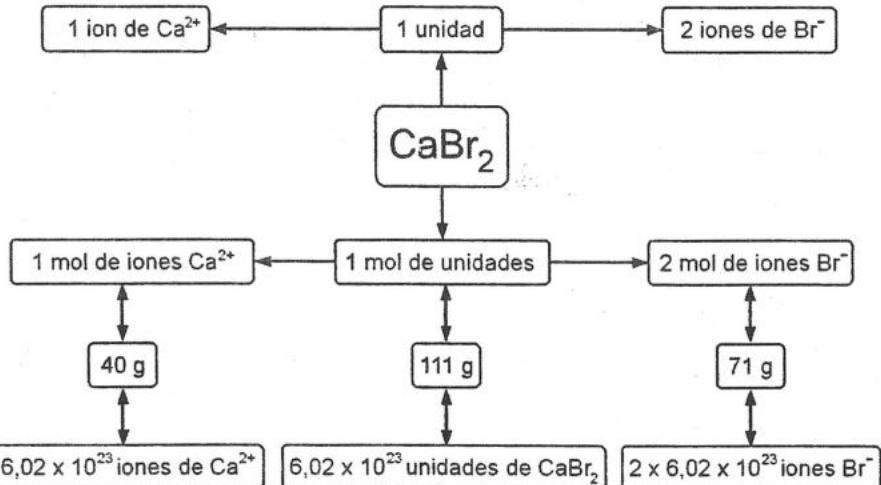
RESUMIENDO

La fórmula molecular de una sustancia representa la composición atómica de una molécula. Por ejemplo, la fórmula de la sustancia oxígeno (O_2) representa una molécula de oxígeno formada por dos átomos de oxígeno. En un riel de moléculas de oxígeno hay dos moles de átomos de oxígeno, es decir, $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos.

A manera de resumen, en la siguiente figura se muestra lo expuesto anteriormente, para la sustancia compuesta agua (H_2O).



En las sustancias iónicas, la fórmula empírica representa una unidad elemental. Por ejemplo, la fórmula $CaBr_2$ significa una unidad de bromuro de calcio formada por un ion Ca^{2+} y dos iones Br^- . En un mol de unidades de bromuro de calcio hay un mol de iones Ca^{2+} y dos moles de iones Br^- .



En los siguientes ejemplos calcularemos:

- La cantidad en moles, que hay en cierta masa de una sustancia, conocida su masa molar (ejemplo 2.1).
- La masa de una sustancia conocida, la cantidad (ejemplo 2.2).
- El número de partículas que hay en cualquier masa de una sustancia (ejemplo 2.3).
- Las masas en gramos de un átomo o de una molécula (ejemplo 2.4).

Ejemplo 2.1

Calcular cuántos moles de moléculas hay en 100 g de agua.

Teniendo en cuenta que la masa molar del agua es 18 g, planteamos:

$$18 \text{ g de agua} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots 1 \text{ mol de moléculas de agua}$$

$$100 \text{ g de agua} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots x = \frac{100 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 5,56 \text{ moles de moléculas}$$

Ejemplo 2.2

Calcular la masa correspondiente a 2,50 moles de moléculas de aspirina.

Debemos determinar previamente la masa molar de la aspirina. La fórmula molecular obtenida a partir de la fórmula desarrollada es: $C_9H_8O_4$. Por lo tanto, $M = 9 \times 12 + 8 \times 1 + 4 \times 16 = 180 \text{ g}$.

Planteamos:

$$1 \text{ mol de moléculas de aspirina} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots 180 \text{ g}$$

$$2,50 \text{ moles de moléculas de asp.} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots x = \frac{2,50 \text{ mol} \times 180 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 450 \text{ g}$$

Ejemplo 2.3

Una persona bebe 180 mL de agua a 4°C. ¿Cuántas moléculas de agua bebió?

Como la densidad del agua a esta temperatura es igual a 1 g/mL, bebió 180 g de agua. Dado que la masa de un mol de moléculas de agua es 18 g, los 180 g equivalen a 10 moles de agua.

Planteamos:

$$18 \text{ g de agua} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$180 \text{ g de agua} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots x = \frac{180 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ molec.}}{18 \text{ g}} = 6,02 \times 10^{24} \text{ molec.}$$

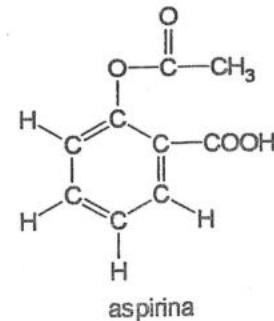
Ejemplo 2.4

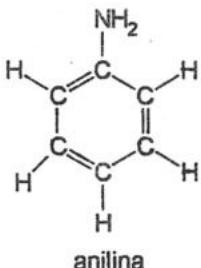
¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de nitrógeno?

La masa atómica del nitrógeno es 14 u, por lo tanto, la masa de 1 mol de átomos de nitrógeno ($6,02 \times 10^{23}$ átomos) es 14 g.

$$6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de N} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots 14 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo de N} \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots \cdots x = \frac{1 \text{ átomo} \times 14 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 2,33 \times 10^{-23} \text{ g}$$





Ejemplo 2.5

La anilina se emplea en la elaboración de colorantes, medicamentos, barnices y perfumes. Se dispone de una muestra de 250 g de anilina. Calcular:

- La cantidad de anilina, expresada en moles de moléculas.
- el número de moléculas de anilina
- el número total de átomos
- la masa en gramos de una molécula de anilina

De acuerdo con la fórmula molecular (C_6H_5N), la masa molar de la anilina es:

$$M = 6 \times 12 \text{ g/mol} + 7 \times 1 \text{ g/mol} + 1 \times 14 \text{ g/mol} = 93 \text{ g/mol}$$

Planteamos:

a) 93 g de anilina ----- 1 mol

$$250 \text{ g de anilina} ----- x = \frac{250}{93} \text{ moles} = 2,69 \text{ moles}$$

b) Dado que la masa de un mol de moléculas ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas de anilina) es 93 g, resulta:

$$93 \text{ g} ----- 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$250 \text{ g} ----- x = \frac{250 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23}}{93 \text{ g}} \text{ moléculas} = 1,62 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

c) Cada molécula de anilina está formada por 6 átomos de C, 7 de H y 1 de N, es decir, un total de $6 + 7 + 1 = 14$ átomos. Por consiguiente:

1 molécula de anilina ----- 14 átomos

$$1,62 \times 10^{24} \text{ moléculas} ----- x = 1,62 \times 10^{24} \times 14 \text{ átomos} = 2,27 \times 10^{25} \text{ átomos}$$

d) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ----- 93 g

$$1 \text{ molécula} ----- x = \frac{1 \times 93 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} = 1,544 \times 10^{-22} \text{ g}$$

EJERCICIOS

Nota: los datos necesarios para resolver estos ejercicios pueden obtenerse en la Tabla Periódica

1. Escribir la fórmula de sustancias compuestas formadas por moléculas diatómicas y triatómicas.

2. Representar mediante esquemas de partículas:

- a) un sistema que corresponda a una sustancia simple diatómica.
- b) un sistema que corresponda a una sustancia simple triatómica.
- c) un sistema que corresponda a una sustancia compuesta diatómica.
- d) un sistema que corresponda a una sustancia compuesta triatómica.

3. Una molécula de alcohol etílico está formada por dos átomos de carbono, seis de hidrógeno y uno de oxígeno. Escribir la fórmula molecular y la empírica.

4. La fórmula mínima de una molécula octoatómica es CH_3 . Escribir su fórmula molecular.

5. Dadas las siguientes afirmaciones, indicar si son verdaderas o falsas.

- a) No existe ninguna sustancia compuesta molecular cuyas moléculas sean diatómicas.
- b) Si dos sustancias simples distintas están constituidas por moléculas formadas por átomos del mismo elemento, éstas difieren en su atomicidad.
- c) Una molécula de agua (H_2O) está formada por un átomo de oxígeno y una molécula de hidrógeno.

6. Completar el siguiente cuadro.

sustancia		elementos constitutivos	nº y clase de átomos	tipo de sustancia	atomicidad	modelo molecular
nombre	F.M.					
neón					monoatómica	
cloro			2 de cloro			
bromo	Br_2					
monóxido de carbono			1 de C y 1 de O			
azufre		azufre	8 de azufre			
metano			1 de C y 4 de H			
agua						

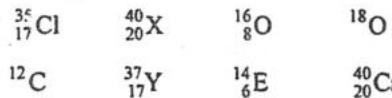
7_ Completar el siguiente cuadro:

SUSTANCIA	Fórmula molecular	Fórmula mínima o empírica	mínima relación
hidrazina	N ₂ H ₄		
amoníaco	NH ₃		
glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆		
cloruro de bario	-----	BaCl ₂	1/2

8_ Completar el siguiente cuadro:

ÁTOMO	Z	Nºp	Nºe	Nºn	A
Carbono				8	
⁶⁰ Co					
Cloro				35	
			20	20	
Ne				10	
		12			24

9_ Dados los siguientes nucleidos:



- a) Determinar el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.
- b) Indicar aquellos que son isótopos entre sí.

10_ El elemento cloro existe en la naturaleza en forma de dos isótopos. El ³⁵Cl se halla en un porcentaje de 75,4%. El otro isótopo tiene 20 neutrones en su núcleo. Calcular la masa atómica del cloro (aproximar las masas de cada nucleido a los números másicos correspondientes).

11_ El elemento E (Z = 29), está formado por la mezcla de dos isótopos. Uno de ellos, cuya abundancia porcentual es 73%, tiene 34 neutrones en su núcleo. Determinar el número de neutrones del otro isótopo.

Dato: masa atómica (E) = 63,54 u

12_ Determinar la composición isotópica del elemento X, sabiendo que existe en la naturaleza en forma de dos isótopos. Uno de ellos tiene 31 neutrones en su núcleo y el otro es el nucleido ⁶⁰X.

Dato: masa atómica (X) = 58,92 u

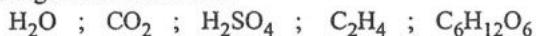
13_ Sabiendo que la suma del número de protones que hay en los cinco núcleos atómicos presentes en la molécula de ECl_4 es 74, determinar el número de neutrones que hay en el nucleido ^{12}E .

14_ Calcular la masa molecular de las siguientes sustancias:



15_ Expresar la masa de un gramo en unidades de masa atómica (u).

16_ Dadas las fórmulas moleculares de las siguientes sustancias:



- indicar el número de átomos de cada elemento que constituye una molécula de cada sustancia.
- indicar cuántos moles de átomos de cada elemento hay en un mol de moléculas de cada compuesto.
- determinar la atomicidad de cada una de las moléculas.
- escribir la fórmula empírica de cada sustancia.

17_ Indicar qué significa que la masa atómica del bromo es 79,909 u y que su masa molecular es 159,818 u.

18_ Sabiendo que la masa molar de la sustancia simple Cl_2 , es 71,0 g/mol, calcular:

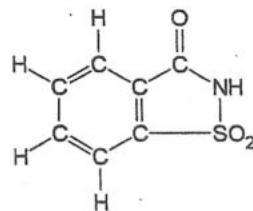
- la masa de un átomo de cloro medida en gramos.
- la masa de un átomo de cloro medida en u.

19_ La masa de una molécula de una sustancia de fórmula X_3 es $7,98 \times 10^{-23}$ g. Calcular:

- la masa de un mol de átomos de X.
- la masa atómica de X.

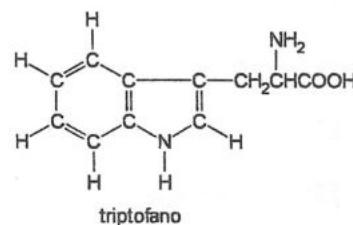
20_ Indicar la masa molar de cada una de las siguientes sustancias:

- ácido nítrico (HNO_3)
- hidróxido de sodio (NaOH)
- ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$)
- sacarina
- ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$)



21_ El triptófano es un aminoácido esencial para el organismo y, además, debido a su sabor dulce, es usado como edulcorante artificial. Para una muestra de 100 mg de triptófano, calcular:

- moles de moléculas.
- número de moléculas.
- porcentaje de nitrógeno.



22 Dada la siguiente afirmación: "En un mol de moléculas de agua H_2O (l) hay el mismo número de moléculas que en un mol de moléculas de metano CH_4 (g)", indicar cuál de las siguientes respuestas es la correcta.

- a) no, porque el CH_4 es un gas y el H_2O no.
- b) no, porque ambas sustancias no están en iguales condiciones de presión y temperatura.
- c) sí, es cierta la afirmación.
- d) no, porque la molécula de H_2O es triatómica y la de CH_4 es pentaatómica.
- e) ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

23 Dada una muestra de SO_2 (g), podemos afirmar que:

- a) contiene igual número de átomos de azufre y de oxígeno.
- b) contiene prácticamente iguales masas de azufre y de oxígeno.
- c) la masa de oxígeno es el doble que la de azufre.
- d) es necesario conocer la masa de la muestra de SO_2 para comparar las masas de azufre y de oxígeno que contiene.
- e) ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

24 Se dispone de 0,250 kg de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Calcular:

- a) la cantidad de sacarosa, en moles.
- b) el número de moléculas de sacarosa.
- c) el número de átomos de oxígeno contenidos en esa cantidad de sacarosa.

25 La masa de una molécula de una sustancia de fórmula X_2 , es $4,22 \times 10^{-22}$ g. Calcular la masa, expresada en gramos, de un mol de átomos de la misma.

26 Una muestra de amoníaco NH_3 (g) contiene $9,03 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno. Calcular para dicha muestra:

- a) la masa en gramos de amoníaco.
- b) los moles de átomos de nitrógeno.
- c) el número total de átomos.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

5 a) F b) V c) F

10 35,5 u

11 36

12 $\%_1 = 54\%$ y $\%_2 = 46\%$

13 6

15 1 g = $6,02 \times 10^{23}$ u

18_ a) $5,897 \times 10^{-23}$ g b) 35,5 u

19_ a) 16,0 g b) 16,0 u

21_ a) $4,90 \times 10^{-4}$ b) $2,95 \times 10^{20}$ c) 13,7%

22_ c)

23_ b)

24_ a) 0,731 b) $4,40 \times 10^{23}$ c) $4,84 \times 10^{24}$

25_ 127 g

26_ a) 8,50 g b) 0,50 c) $1,204 \times 10^{24}$