



Universidad Nacional de Río Negro
Sede Alto Valle y Valle Medio



CICLO
DE INICIO
UNIVERSITARIO
2020

QUÍMICA

Medicina Veterinaria



Escuela de Veterinaria y Producción Agroindustrial

Módulo 1: "Estructura de la materia"

Objetivo del Módulo:

Conocer y analizar la naturaleza intrínseca de la materia, sus propiedades y sus cambios.

Contenidos del Módulo:

- Átomos y Moléculas. Estructura atómica: protones, neutrones, electrones. Atomicidad.
- Configuración electrónica.
- Número atómico (Z) y Número másico (A). Isótopos. Iones.

Bibliografía:

Brown, T. L.; LeMay, H. E.; Bursten, B. E. y Murphy, C. J. 2009. Química: La ciencia central. 11ª Edición. Editorial Pearson Educación. 1110 pp.

Chang, R. 2010. Química. Ed. Mc Graw Hill. 4ª ed

Petrucci, R. H.; Harwood, W. S.; Herring, F. G. 2005. Química General. Enlace químico y estructura de la materia. Vol. 1. 8ª Edición. Editorial Prentice Hall. 577pp.

¿Por qué estudiar química?

La química permite obtener un entendimiento importante de nuestro mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia eminentemente práctica que tiene una influencia enorme sobre nuestra vida diaria. De hecho, la química está en el centro de muchas cuestiones que preocupan a casi todo mundo: el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del entorno, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimento, vestido y albergue. Los seres vivos estamos compuestos por elementos químicos básicos como el Carbono (C), el Hidrógeno (H₂), el Oxígeno (O₂), el Nitrógeno (N₂) y en menores cantidades el Calcio (Ca), Fósforo (P), Azufre (S), Potasio (K), Sodio (Na), y Magnesio (Mg). Además estamos en contacto con muchos sucesos que tienen relación con la Química, por ejemplo cuando comemos, cada uno de nuestros alimentos contienen sustancias y nutrientes que al combinarse nos dan energía y nos hacen tener la fuerza suficiente para movernos y realizar todas nuestras actividades. Con la ayuda de la química, hemos descubierto sustancias farmacéuticas que fortalecen nuestra salud y prolongan nuestra vida. Hemos aumentado la producción de alimentos mediante el desarrollo de fertilizantes y plaguicidas. Hemos creado plásticos y otros materiales que se usan en casi todas las facetas de nuestra vida. Desafortunadamente, algunos productos químicos también pueden dañar nuestra salud o el entorno. Nos conviene, como ciudadanos educados y consumidores, entender los profundos efectos, tanto positivos como negativos, que las sustancias químicas tienen sobre nuestra vida, y encontrar un equilibrio sobre su uso. La química, por su misma naturaleza, es la *ciencia central*. Nuestras interacciones con el mundo material hacen surgir preguntas fundamentales acerca de los materiales que nos rodean. ¿Qué composición y propiedades tienen? ¿Cómo interactúan con nosotros y con el entorno? ¿Cómo, por qué y cuándo cambian?. En los cursos de Química de Medicina Veterinaria trataremos de buscar respuestas a algunas de estas preguntas.

La perspectiva molecular de la química

La química implica estudiar las propiedades y el comportamiento de la materia. La **materia** es el material físico del universo; es cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio. Un libro, nuestro organismo, la ropa que usamos y el aire que respiramos son ejemplos de materia. No todas las formas de la materia son tan comunes o tan conocidas, pero incontables experimentos han demostrado que la enorme variedad de la materia en nuestro mundo se debe a combinaciones de apenas poco más de un ciento de sustancias muy básicas o elementales, llamadas **elementos**. La química también proporciona antecedentes para entender las propiedades de la materia en términos de **átomos**, los bloques de construcción casi infinitesimalmente pequeños de la materia. Cada elemento se compone de una sola clase de átomos. Veremos que las propiedades de la materia se relacionan no sólo con las clases de átomos que contiene (*composición*), sino también con la organización de dichos átomos (*estructura*). Los átomos se pueden combinar para formar **moléculas**, en las que dos o más átomos se unen en estructuras específicas. Todo cambio en el mundo observable —desde el agua en ebullición hasta los cambios que ocurren cuando nuestro organismo combate a los virus invasores— se basa en el mundo no observable de los átomos y las moléculas. Por tanto, conforme nos adentramos en el estudio de la química, comenzaremos a pensar dentro de dos reinos, el reino *macroscópico* de los objetos de tamaño ordinario (*macro* _ grande) y el reino submicroscópico de los átomos. Efectuamos nuestras observaciones en el mundo macroscópico de nuestros sentidos ordinarios; en el laboratorio y en nuestro entorno. Sin embargo, para entender ese mundo debemos visualizar el comportamiento de los átomos.

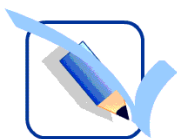
Al estudiar química, aprenderemos a usar el potente lenguaje y las ideas que han surgido para describir y entender la materia. El lenguaje de la química es un lenguaje científico universal que se emplea ampliamente en otras disciplinas. Además, entender el comportamiento de los átomos y las moléculas nos permite comprender mejor otras áreas de la ciencia, la tecnología y la ingeniería modernas. Por esta razón, es probable que la química desempeñe un papel importante en su futuro.

Sustancias puras

La mayor parte de las formas de materia con las que nos rodeamos —por ejemplo, el aire que respiramos (un gas), el combustible para los autos (un líquido) y la acera por la que caminamos (un sólido)—no son químicamente puras. No obstante, podemos descomponer, o separar, estas clases de materia en diferentes sustancias puras. Una **sustancia pura** (o simplemente *sustancia*) es materia que tiene propiedades definidas y una composición que no varía de una muestra a otra. El agua y la sal de mesa (cloruro de sodio), que son los principales componentes del agua de mar, son ejemplos de sustancias puras. Todas las sustancias son elementos o compuestos. Los **elementos** no pueden descomponerse en sustancias más simples. En el nivel molecular, cada elemento se compone de un solo tipo de átomo.

Los **compuestos** son sustancias compuestas de dos o más elementos, y por tanto, contienen dos o más clases de átomos. El agua, por ejemplo, es un compuesto constituido por dos elementos, hidrógeno y oxígeno.

Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias en las que cada sustancia conserva su propia identidad química.



EJERCITACIÓN

Diseñar estructuras en los siguientes espacios, que permitan definir los distintos niveles de organización de la materia:

elemento	compuesto	mezcla

Elementos

En la actualidad se conocen 114 elementos, los cuales varían ampliamente en su abundancia. Por ejemplo, tal como se muestra en la Figura 1, más del 90% de la corteza terrestre consta de sólo cinco elementos: oxígeno, silicio, aluminio, hierro y calcio. En contraste, sólo tres elementos (oxígeno, carbono e hidrógeno) constituyen más del 90% de la masa del cuerpo humano. En la tabla 1 se enlistan algunos de los elementos más conocidos, junto con las abreviaturas químicas —o *símbolos* químicos— que usamos para denotarlos. La tabla en la que el símbolo de cada elemento se encierra en un cuadro se denomina *tabla periódica*. En ella, los elementos se disponen en columnas de modo que los que presentan propiedades muy parecidas queden juntos.

Tabla 1: **Algunos elementos comunes y sus símbolos**

Carbono	C	Aluminio	Al	Cobre	Cu (de <i>cuprum</i>)
Flúor	F	Bario	Ba	Hierro	Fe (de <i>ferrum</i>)
Hidrógeno	H	Calcio	Ca	Plomo	Pb (de <i>plumbum</i>)
Yodo	I (de <i>iodine</i>)	Cloro	Cl	Mercurio	Hg (de <i>hydrargyrum</i>)
Nitrógeno	N	Helio	He	Potasio	K (de <i>kalium</i>)
Oxígeno	O	Magnesio	Mg	Plata	Ag (de <i>argentum</i>)
Fósforo	P (de <i>phosphorus</i>)	Platino	Pt	Sodio	Na (de <i>natrium</i>)
Azufre	S (de <i>sulfur</i>)	Silicio	Si	Estaño	Sn (de <i>stannum</i>)

El símbolo de cada elemento consiste en una o dos letras, siendo la primera mayúscula. En muchos casos estos símbolos se derivan del nombre en inglés del elemento, pero a veces se derivan de su nombre en latín o griego (última columna de la tabla 1).

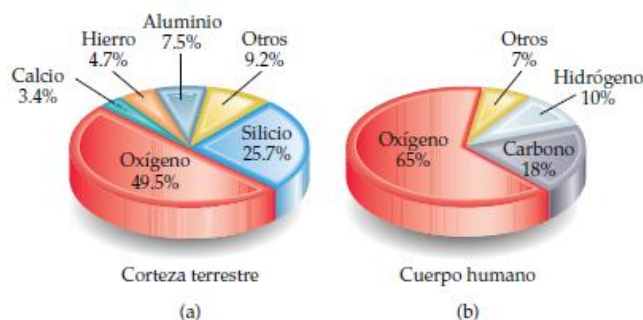


Figura 1: Elementos, en porcentaje en masa, en (a) la corteza terrestre (incluidos los océanos y la atmósfera) y (b) el cuerpo humano. Fuente: Brown, T. L et al. 2009. Química: La ciencia central. 11° Edición. Editorial Pearson Educación. 1110 pp.

Compuestos

Casi todos los elementos pueden interactuar con otros elementos para formar compuestos. El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, arde en oxígeno para formar agua. Por otro lado, es posible descomponer agua en sus elementos constituyentes pasando a través de ella una corriente eléctrica. El agua pura, sea cual sea su origen, consiste en 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno en masa. Esta composición macroscópica del agua corresponde a su composición molecular, que consta de dos átomos de hidrógeno combinados con uno de oxígeno. Las propiedades del agua no se parecen a las de sus elementos componentes. El hidrógeno, el oxígeno y el agua son sustancias distintas.

La observación de que la composición elemental de un compuesto puro siempre es la misma se conoce como **ley de la composición constante** (o **ley de las proporciones definidas**). El primero en proponer esta ley fue el químico francés Joseph Louis Proust (1754-1826) alrededor de 1800. Aunque esta ley se ha conocido durante casi 200 años, entre algunas personas persiste la creencia general de que hay una diferencia fundamental entre los compuestos preparados en el laboratorio y los compuestos correspondientes que se encuentran en la naturaleza. No obstante, un compuesto puro tiene la misma composición y propiedades sea cual sea su origen. Tanto los químicos como la naturaleza deben usar los mismos elementos y sujetarse a las mismas leyes naturales. Las diferencias de composición y propiedades entre dos sustancias indican que contienen distintos compuestos o que difieren en su grado de pureza.

Mezclas

Casi toda la materia que nos rodea consiste en mezclas de sustancias. Cada sustancia de una mezcla conserva su identidad química, y por tanto, sus propiedades. Mientras que las sustancias puras tienen composición fija, la composición de una mezcla puede variar. Una taza de café endulzado, por ejemplo, puede contener poca o mucha azúcar. Las sustancias que constituyen una mezcla (como azúcar y agua) se denominan *componentes* de la mezcla.

Algunas mezclas, como la arena, las rocas y la madera, no tienen la misma composición, propiedades y aspecto en todos sus puntos. Tales mezclas son *heterogéneas*. Las mezclas que son uniformes en todos sus puntos son *homogéneas*. El aire es una mezcla homogénea de las sustancias gaseosas nitrógeno, oxígeno y cantidades más pequeñas de otras sustancias. El

nitrógeno del aire tiene todas las propiedades del nitrógeno puro, porque tanto la sustancia pura como la mezcla, contienen las mismas moléculas de nitrógeno. La sal, el azúcar y muchas otras sustancias se disuelven en agua para formar mezclas homogéneas. Las mezclas homogéneas también se llaman **disoluciones**. La figura 2 resume la clasificación de la materia en elementos, compuestos y mezclas.

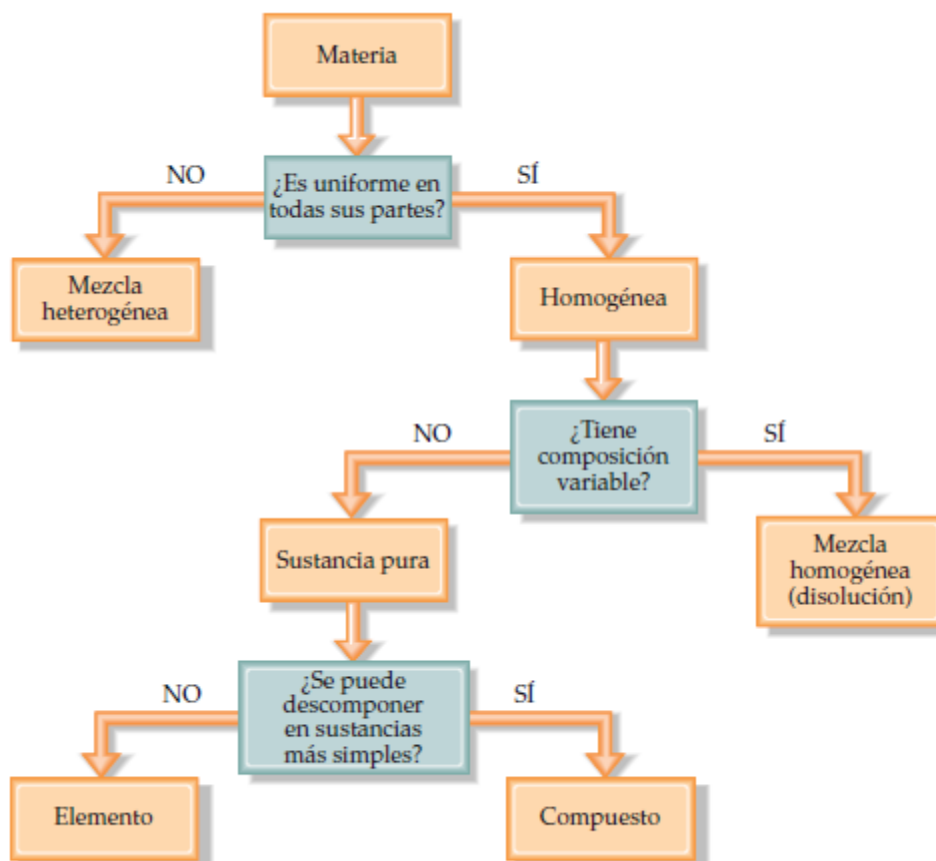
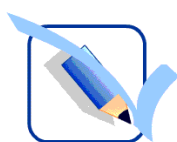


Figura 2: Esquema de clasificación de la materia. En el nivel químico, toda la materia se clasifica en última instancia como elementos o compuestos. Fuente: Brown, T. L et al. 2009. Química: La ciencia central. 11ª Edición. Editorial Pearson Educación. 1110 pp.



EJERCITACIÓN

1. Clasifique cada una de las siguientes como sustancia pura o mezcla; si es una mezcla, indique si es homogénea o heterogénea: **(a)** arroz con leche; **(b)** agua de mar; **(c)** magnesio; **(d)** nafta, **(e)** aire; **(f)** jugo de tomate; **(g)** cristales de yodo; **(h)** arena
2. Escriba el símbolo químico de los siguientes elementos: **(a)** aluminio; **(b)** sodio; **(c)** bromo; **(d)** cobre; **(e)** silicio; **(f)** nitrógeno; **(g)** magnesio; **(h)** helio, **(i)** carbono; **(j)** potasio; **(k)** cloro; **(l)** zinc; **(m)** fósforo; **(n)** argón; **(ñ)** calcio; **(o)** plata.

1.5 Nombre los elementos químicos representados por los siguientes símbolos:
(a) H; (b) Mg; (c) Pb; (d) Si; (e) F; (f) Sn; (g) Mn; (h) As; (i) Cr; (j) I; (k) Li; (l) Se; (m) Pb; (n) V; (o) Hg; (p) Ga.

Átomos, moléculas e iones. La visión moderna de la estructura atómica

Desde la época de Rutherford, los físicos han aprendido mucho acerca de la composición detallada de los núcleos atómicos. En el curso de estos descubrimientos, la lista de partículas que constituyen los núcleos se ha incrementado y continúa creciendo. Se puede adoptar una visión muy sencilla del átomo porque sólo tres partículas subatómicas (el **protón**, el **neutrón** y el **electrón**) afectan el comportamiento químico.

La carga de un electrón es -1.602×10^{-19} C, y la de un protón, $+1.602 \times 10^{-19}$ C.

La cantidad 1.602×10^{-19} C se denomina **carga electrónica**.

Por comodidad, las cargas de las partículas atómicas y subatómicas suelen expresarse como múltiplos de esta carga, y no en coulombs. Así pues, la carga del electrón es $1-$, y la del protón, $1+$. Los neutrones no están cargados; es decir, son eléctricamente neutros (de ahí su nombre). *Los átomos tienen números iguales de protones y de electrones, así que no tienen carga eléctrica neta.*

Los protones y los neutrones residen juntos en el núcleo del átomo que, como propuso Rutherford, es extremadamente pequeño. Prácticamente todo el volumen de un átomo es el espacio en el que residen los electrones. Los electrones son atraídos hacia los protones del núcleo por la fuerza que existe entre partículas con carga eléctrica opuesta. La intensidad de las fuerzas de atracción entre los electrones y los núcleos puede explicar muchas de las diferencias entre los distintos elementos.

Las masas de los átomos son extremadamente pequeñas. Por ejemplo, la masa del átomo más pesado que se conoce es del orden de 4×10^{-22} g. Dado que sería engorroso tener que expresar continuamente masas tan pequeñas en gramos, preferimos usar una unidad llamada **unidad de masa atómica**, o uma.* Una uma es igual a 1.66054×10^{-24} g. Las masas del protón y del neutrón son casi iguales, y ambas son mucho mayores que la del electrón. Un protón tiene una masa de 1.0073 uma, un neutrón, de 1.0087 uma, y un electrón, de 5.486×10^{-4} uma. Necesitaríamos 1836 electrones para igualar la masa de un protón, así que el núcleo contiene casi toda la masa del átomo. En la tabla 2 se resumen las cargas y masas de las partículas subatómicas.

Los átomos también son extremadamente pequeños; en su mayor parte tienen diámetros de entre 1×10^{-10} m y 5×10^{-10} m, es decir, entre 100 y 500 pm. Una unidad de longitud cómoda, aunque no del SI, que se emplea para expresar dimensiones atómicas es el **angstrom** (Å). Un angstrom es igual a 10^{-10} m. Por tanto, los átomos tienen diámetros del orden de 1-5 Å. El diámetro de un átomo de cloro, por ejemplo, es de 200 pm, o sea, 2 Å. Es común utilizar tanto picómetros como angstroms para expresar las dimensiones de los átomos y las moléculas.

Tabla 2: Comparación del protón, el neutrón y el electrón

Partícula	Carga	Masa (uma)
Protón	Positiva (1+)	1.0073
Neutrón	Ninguna (neutro)	1.0087
Electrón	Negativa (1-)	5.486×10^{-4}

Los diámetros de los núcleos atómicos son del orden de 10^{-4} Å, apenas una fracción pequeña del átomo total. Podemos apreciar los tamaños relativos del átomo y su núcleo, si imaginamos que el átomo es del tamaño de un estadio de fútbol; en tal caso, el núcleo tendría el tamaño de una canica pequeña. Puesto que el diminuto núcleo concentra casi toda la masa del átomo en un volumen tan pequeño, tiene una densidad increíble, del orden de 10^{13} - 10^{14} g/cm³. Una caja de cerillas llena con un material de tal densidad pesaría ¡más de 2500 millones de toneladas! Los astrofísicos han sugerido que el interior de una estrella colapsada puede tener una densidad cercana a ésta.

En la figura 3 se muestra una ilustración del átomo que incorpora las características que acabamos de describir. Los electrones, que ocupan casi todo el volumen del átomo, desempeñan el papel protagónico en las reacciones químicas. La importancia de representar la región que contiene los electrones como una nube difusa se hará evidente en capítulos posteriores cuando consideremos las energías y las disposiciones de los electrones en el espacio.

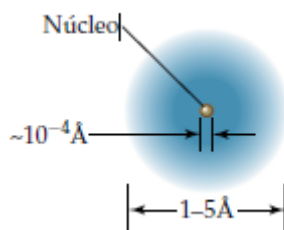


Figura 3: Vista esquemática de un corte transversal por el centro de un átomo. El núcleo, que contiene protones y neutrones, es donde reside prácticamente toda la masa del átomo. El resto del átomo es el espacio en el que residen los electrones, que son livianos y tienen carga negativa.

Fuente: Brown, T. L et al. 2009. Química: La ciencia central. 11° Edición. Editorial Pearson Educación. 1110 pp.

Isótopos, números atómicos y números de masa

¿Qué hace que un átomo de un elemento sea diferente de un átomo de otro elemento? *Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones en el núcleo.* Pero el número específico de protones es diferente para cada distinto elemento. Además, dado que un átomo no tiene carga eléctrica neta, el número de electrones que contiene debe ser igual al número de protones. Por ejemplo, todos los átomos del elemento carbono tienen seis protones y seis electrones. La mayor parte de los átomos de carbono también tiene seis neutrones, aunque algunos tienen más y otros tienen menos.

El átomo posee un núcleo, donde se localizan los protones y los neutrones que son las partículas subatómicas de mayor masa. En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa del átomo. El núcleo de un átomo tiene un diámetro de aproximadamente 1.10^{-15} m, esto es, un tamaño aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño atómico. Los electrones se encuentran en la parte exterior del átomo, rodeando al núcleo, y se mueven en regiones definidas del espacio llamadas orbitales; los electrones son 1838 veces más livianos que los protones.

Todos los átomos se identifican por el número de protones y neutrones que contienen. **Número Atómico (Z)** es el número de protones en el núcleo de un átomo. En los átomos eléctricamente neutros, el número de protones es igual al número de electrones, de manera que también indica la cantidad de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo se puede determinar a partir de su número atómico. Por ejemplo: el número atómico del nitrógeno es 7, esto significa que cada átomo neutro de nitrógeno posee 7 protones y 7 electrones. (En la tabla periódica actual el ordenamiento de los distintos elementos es en función del Número Atómico creciente).

Número Másico (A) es el número entero igual a la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo. Todos los núcleos atómicos poseen ambos, protones y neutrones. A excepción del hidrógeno que posee un protón y un electrón, pero ningún neutrón.

$$A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

Número de Neutrones (N): los neutrones son partículas subatómicas que se encuentran en el núcleo. $N = A - Z$

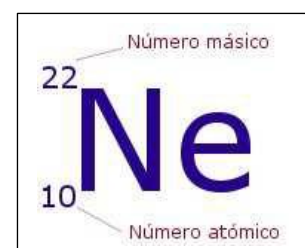
Por ejemplo, en el caso del H (hidrógeno) $Z = 1$, se deduce que un átomo neutro de H posee un protón y un electrón. Un átomo de Au (oro) con $Z = 79$, tiene 79 protones y si está sin cargas, posee también 79 electrones alrededor de su núcleo. A veces se escribe el número atómico de un elemento como subíndice, a la izquierda del símbolo químico correspondiente, Por ejemplo: ${}^1\text{H}$ y ${}^{79}\text{Au}$.

Identificación de átomos

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama Número atómico y se representa con la letra Z. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente.

El Número másico nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra A y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa la masa del átomo medida en una, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse.

El símbolo tiene número atómico $Z = 1$. Por tanto, quiere decir que ese átomo tiene 1 protón en el núcleo. Es Hidrógeno. El símbolo tiene número másico $A = 2$. Por tanto, quiere decir que ese



átomo tiene 2 partículas en el núcleo, entre protones y neutrones. Como $Z = 1$, tiene 1 protón y $A - Z = 2 - 1 = 1$ neutrón.

Tal como se ve en la Fig 4, el número atómico nos indica también el número de electrones que tiene el átomo en su corteza (si es neutro). En este caso, en la parte superior derecha no aparece ninguna carga, por ello es neutro y tiene el mismo número de protones que de electrones: 1 electrón.

Un catión es un átomo con carga positiva. Se origina por pérdida de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga +1, esto indica que ha perdido un electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón, al ser positivo lo ha perdido y, por ello, tiene 0 electrones.

Un anión es un átomo con carga negativa. Se origina por ganancia de electrones y se indica con un superíndice a la derecha. El símbolo de este átomo nos dice que tiene carga -1, esto indica que ha ganado 1 electrón. Este átomo tiene $Z = 1$, si fuera neutro tendría 1 electrón; al tener carga -1 ha ganado otro; por tanto, tiene 2 electrones.



Figura 4: representación de un átomo neutro, un catión y un anión, de izquierda a derecha.

Los átomos de un elemento dado que difieren en el número de neutrones, y por tanto en su masa, se llaman **isótopos**. El símbolo o simplemente ^{12}C (léase “carbono doce”, carbono-12) representa el átomo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones. El número de protones, que se denomina **número atómico**, se indica con el subíndice. Puesto que todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número atómico, el subíndice es redundante y suele omitirse. El superíndice indica el **número de masa**, y es el número total de protones más neutrones en el átomo. Por ejemplo, algunos átomos de carbono contienen seis protones y ocho neutrones, y por tanto se representan como ^{14}C (léase “carbono catorce”). En la tabla 3 se presentan varios isótopos del carbono. En general, sólo usaremos la notación con subíndices y superíndices cuando nos estemos refiriendo a un isótopo en particular de un elemento. Un átomo de un isótopo específico es un **núclido**. Así, nos referiremos a un átomo de ^{14}C como un núclido de ^{14}C . Todos los átomos se componen de protones, neutrones y electrones. Puesto que estas partículas son las mismas en todos los átomos, la diferencia entre átomos de distintos elementos (oro y oxígeno, por ejemplo) se debe exclusivamente a la diferencia en el número de partículas subatómicas contenidas en cada átomo. Por tanto, podemos considerar a un átomo como la muestra más pequeña de un elemento, porque si lo dividimos en partículas subatómicas destruimos su identidad.

En la Figura 5 se representan los isótopos del hidrógeno

Tabla 3: Algunos de los isótopos del carbono

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
^{11}C	6	6	5
^{12}C	6	6	6
^{13}C	6	6	7
^{14}C	6	6	8

^a Casi 99% del carbono que existe en la naturaleza consiste en ^{12}C .

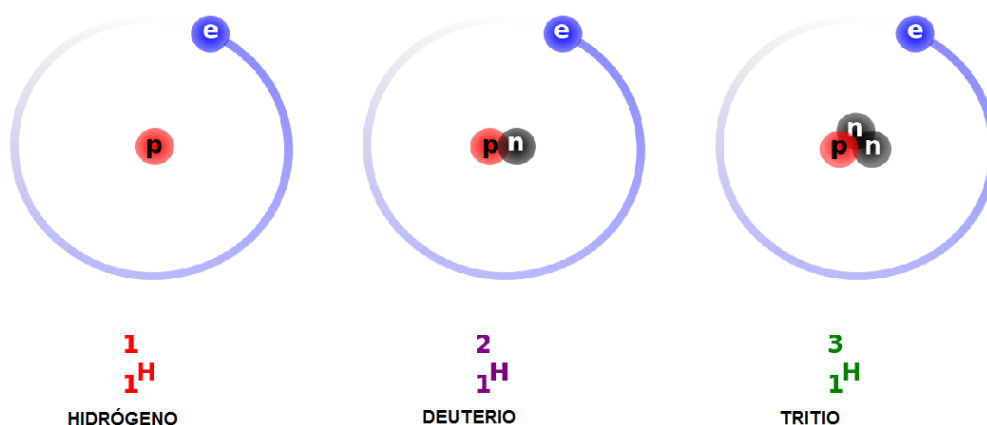
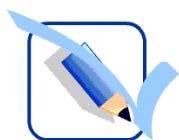


Figura 5: Esquema de los isótopos del hidrógeno.



: EJERCITACIÓN

- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de ^{197}Au ?
- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de ^{138}Ba ?
- El magnesio tiene tres isótopos, con números de masa 24, 25 y 26.
 - Escriba el símbolo químico completo para cada uno.
 - ¿Cuántos neutrones hay en un núclido de cada isótopo?
- Escriba el símbolo químico completo del núclido que contiene 82 protones, 82 electrones y 126 neutrones.

Iones

Un átomo o grupo de átomos que tiene una carga eléctrica positiva o negativa se denomina **ión**. Cuando un átomo tiene carga positiva se llama **catión** y cuando tiene una carga negativa se llama **anión**.

Un átomo neutro se transforma en catión cuando pierde electrones. Su carga es positiva porque tiene menos electrones que protones.

En la Figura 6 se ejemplifica la formación de un catión y un anión a partir de sus átomos neutros.

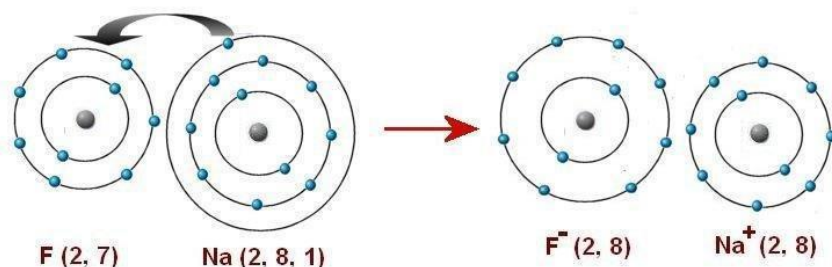


Figura 6: Átomo de Sodio: Na^0 : tiene 11 protones y 11 electrones, es eléctricamente neutro. Ión Sodio: Na^+ : tiene 11 protones y 10 electrones por lo cual tiene carga positiva. Es un catión. Átomo de Flúor: F^0 : tiene 9 protones y 9 electrones, es eléctricamente neutro. Ión Flúor: F^- : tiene 9 protones y 10 electrones por lo cual tiene carga negativa. Es un anión.

Moléculas

Cada molécula es un conjunto de átomos y para poder describirlas se emplea lo que se denomina fórmula química. En cada fórmula química, mediante subíndice, se indica la cantidad de átomos que componen la molécula.

O_2 , que representa la molécula de oxígeno, está formada por dos átomos de oxígeno.

H_2O , que es la molécula de agua, contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Atomicidad

Es el número de átomos que componen una sustancia simple.

Algunos elementos muy importantes, como el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) se encuentran en la naturaleza en forma diatómica. Es decir, su unidad constituyente es una molécula formada por dos átomos idénticos. Salvo que se indique lo contrario, este hecho debe ser tenido en cuenta siempre que se realicen cálculos con estas sustancias.

Moléculas diatómicas: H_2 O_2 N_2 F_2 Cl_2 Br_2 I_2

Moléculas triatómicas: O_3 (ozono)

Moléculas tetraatómicas: P_4

Números de oxidación

El **número o estado de oxidación** está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o utiliza para unirse a otros en un enlace químico. Es muy útil para escribir fórmulas químicas. Los números de oxidación poseen un valor y un signo. Algunas reglas para asignar números de oxidación

1. El número de oxidación de un átomo en su forma elemental siempre es cero. Ejemplo: Cl_2 , N^0 de oxidación 0; Cu , N^0 de oxidación 0.
2. El número de oxidación de cualquier ión monoatómico es igual a su carga. Ejemplo: K^+ tiene un número de oxidación de +1, S^{2-} tiene un estado de oxidación de -2, etc.
3. Los iones de metales del grupo 1 siempre tienen carga +1, por lo que siempre tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. De manera análoga, los metales del grupo 2

siempre son +2 en sus compuestos, y el aluminio (grupo 3) siempre es +3 en sus compuestos. Esto es válido sólo para los elementos representativos.

4. El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares. La principal excepción son los compuestos llamados peróxidos, que contienen el ión O_2^{2-} , donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.

5. El número de oxidación del hidrógeno es +1 cuando se combina con no metales (hidruros no metálicos), y -1 cuando se combina con metales (hidruros metálicos).

6. El número de oxidación del flúor es -1 en todos sus compuestos. Los demás halógenos tienen un número de oxidación de -1 en la mayor parte de sus compuestos binarios, pero cuando se combinan con oxígeno tienen estados de oxidación positivos.

7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero. La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión. Ejemplo: en el ión hidronio, H_3O^+ , el número de oxidación de cada hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2. La suma de los números de oxidación es $3 \times (+1) + (-2) = +1$, que es igual a la carga neta del ión.

Pesos atómicos

Los átomos son partículas de materia, así que tienen masa. Un postulado clave de la teoría atómica de Dalton es que la masa se conserva durante las reacciones químicas. Por tanto, buena parte de lo que sabemos acerca de las reacciones químicas y el comportamiento de las sustancias se ha deducido de mediciones exactas de las masas de átomos y moléculas (y conjuntos macroscópicos de átomos y moléculas) que sufren cambios.

La escala de masa atómica

Aunque los científicos del siglo XIX nada sabían acerca de las partículas subatómicas, eran conscientes de que los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas. Descubrieron, por ejemplo, que 100 g de agua contiene 11.1 g de hidrógeno y 88.9 g de oxígeno. Por tanto, el agua contiene $88.9/11.1 = 8$ veces más oxígeno, en masa, que hidrógeno. Una vez que los científicos se percataron de que el agua contiene dos átomos de hidrógeno por cada oxígeno, llegaron a la conclusión de que un átomo de oxígeno debía pesar $2 \times 8 = 16$ veces más que un átomo de hidrógeno. Arbitrariamente se asignó al hidrógeno, el elemento más ligero, una masa relativa de 1 (sin unidades), y las masas atómicas de los otros elementos se determinaron con relación a este valor. Por tanto, se asignó al oxígeno una masa atómica de 16.

Hoy en día podemos medir las masas de átomos individuales con un alto grado de exactitud. Por ejemplo, sabemos que el átomo de 1H tiene una masa de 1.6735×10^{-24} g y que el átomo de ^{16}O tiene una masa de 2.6560×10^{-23} g. Resulta conveniente emplear la *unidad de masa atómica* (uma) al trabajar con estas masas tan pequeñas:

$$1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g} \text{ y } 1 \text{ g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Actualmente, la uma se define asignando una masa de exactamente 12 uma al isótopo ^{12}C del carbono. En estas unidades, la masa del núclido ^1H es de 1.0078 uma, y la del núclido ^{16}O es 15.9949 uma.

Masa atómica promedio

La mayor parte de los elementos se dan en la naturaleza como mezclas de isótopos. Podemos determinar la *masa atómica promedio* de un elemento a partir de las masas e sus diversos isótopos y de sus abundancias relativas. Por ejemplo, el carbono natural se compone de un 98.93% de ^{12}C y de 1.07% de ^{13}C . Las masas de estos núclidos son 12 uma (exactamente) y 13.00335 uma, respectivamente. Calculamos la masa atómica promedio del carbono a partir de la abundancia fraccionaria de cada isótopo y la masa de ese isótopo.

La masa atómica promedio de cada elemento (expresada en uma) también se denomina **peso atómico**. A pesar de que el término *masa atómica promedio* es más correcto, y a menudo se usa el término más sencillo de *masa atómica*, el uso del término *peso atómico* es lo más común. Los pesos atómicos de los elementos se dan tanto en la tabla periódica como en la tabla de elementos, que se encuentran en el interior de la portada de este texto.

$$(0.9893)(12 \text{ uma}) + (0.0107)(13.00335 \text{ uma}) = 12.01 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento (expresada en uma) también se denomina **peso atómico**. A pesar de que el término *masa atómica promedio* es más correcto, y a menudo se usa el término más sencillo de *masa atómica*, el uso del término *peso atómico* es lo más común. Los pesos atómicos de los elementos se dan tanto en la tabla periódica como en la tabla de elementos, que se encuentran en el interior de la portada de este texto.

Configuración electrónica

La configuración electrónica de un átomo es el modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo de ese átomo. Es decir, cómo se reparten esos electrones entre los distintos niveles y orbitales.

La configuración electrónica de un átomo se obtiene siguiendo unas reglas:

- 1.- En cada orbital sólo puede haber 2 electrones.
- 2.- Los electrones se van colocando en la corteza ocupando el orbital de menor energía que esté disponible.
- 3.- Cuando hay varios orbitales con la misma energía (3 orbitales p, por ej.) pueden entrar en ellos hasta $3 \cdot 2 = 6$ electrones.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller que se puede ver en la Figura 7. Debes seguir el orden de las flechas para ir añadiendo electrones. (No todos los elementos cumplen esta regla).

Para representar la configuración electrónica de un átomo se escriben los nombres de los orbitales (1s, 2p, etc.) y se coloca como superíndice el número de electrones que ocupan ese orbital o ese grupo de orbitales.

El litio tiene número atómico $Z = 3$, esto quiere decir que tiene 3 electrones en su corteza. Siguiendo el diagrama de Möeller nos encontramos el orbital $1s$, en él caben 2 electrones: $1s^2$. Nos queda por situar 1 electrón que irá al siguiente orbital: $2s^1$. Por tanto, la configuración electrónica del litio es: $1s^2 2s^1$.

El oxígeno tiene número atómico $Z = 8$, esto quiere decir que tiene 8 electrones en su corteza. Siguiendo el diagrama de Möeller nos encontramos el orbital $1s$, en él caben 2 electrones: $1s^2$. Nos quedan 6 electrones por situar: 2 entrarán en el orbital $2s$: $2s^2$ y los 4 restantes se situarán en los 3 orbitales $2p$, donde pueden entrar hasta 6 electrones como máximo, si hay menos pues se colocan los que haya: $2p^4$. Su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^4$.

Niveles

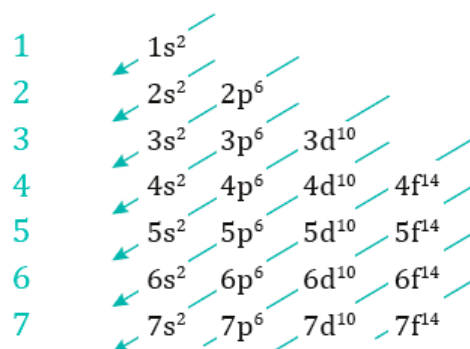


Figura 7: Diagrama de Möeller

Módulo 2: QUÍMICA: “Tabla Periódica de los elementos”

Objetivo del Módulo:

- Conocer el orden de clasificación de los elementos en la tabla periódica.
- Conocer que los elementos se representan mediante símbolos.
- Diferenciar entre elementos metálicos y no metálicos.
- Conocer la importancia que algunos materiales y sustancias tienen en la vida cotidiana.
- Utilizar la tabla periódica como instrumento para sistematizar las propiedades físicas y químicas de los elementos y para predecir las uniones químicas de determinadas sustancias.

Contenidos del Módulo:

- Elementos químicos naturales y artificiales. Orden en la Tabla Periódica, según Mendeleiev y Mosley.
- Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.

Bibliografía:

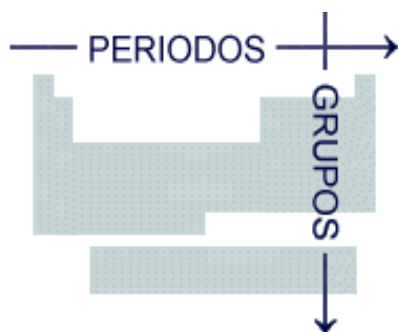
- Brown, T. L.; LeMay, H. E.; Bursten, B. E. y Murphy, C. J. 2009. Química: La ciencia central. 11° Edición. Editorial Pearson Educación. 1110 pp.
- Chang, R. 2010. Química. Ed. Mc Graw Hill. 4° ed
- Petrucci, R. H.; Harwood, W. S.; Herring, F. G. 2005. Química General. Enlace químico y estructura de la materia. Vol. 1. 8° Edición. Editorial Prentice Hall. 577pp.

La historia de la tabla periódica está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los siglos XVIII y XIX cuando se descubren la mayoría de los restantes elementos, ya que mejoran las técnicas de trabajo científico.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de manifiesto semejanzas en propiedades, masas relacionadas o comportamientos químicos parecidos. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación, de tal manera que se facilitase su conocimiento y descripción, y se impulsara el descubrimiento de nuevos elementos.

La tabla periódica actual o sistema periódico está basada en la propuesta por D. Mendeleiev en 1869. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas. Tal como se observa en la Figura 8, existen 7 filas horizontales que se denominan períodos y 18 columnas verticales que se denominan grupos.

Los elementos también se clasifican en: metales (sus átomos tienden a perder electrones y formar cationes), no metales (sus átomos tienden a ganar electrones y formar aniones) y semimetales (sus átomos se transforman con dificultad en iones positivos) de acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuq	Uub		Uuc		Uuh		Uuq
	Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Metales
No metales
Semimetales

Figura 8: sistematización en filas y columnas de los elementos químicos.

Grupos y períodos

La colocación de los elementos en la tabla periódica se hace teniendo en cuenta la configuración electrónica. En cada período aparecen los elementos cuyo último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del período, ordenados por orden creciente de número atómico. Por ej., el período 3 incluye los elementos cuyos electrones más externos están en el nivel 3; Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

En cada grupo aparecen los elementos que presentan el mismo número de electrones en el último nivel ocupado o capa de valencia. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 13 contienen 3 electrones en su capa más externa y el último electrón queda en un orbital p; B (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$.

Períodos: En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica. El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella. El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.

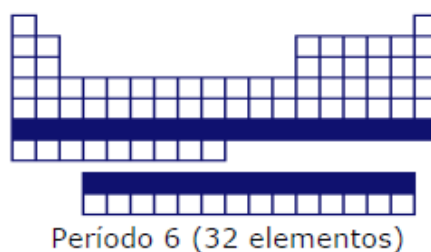
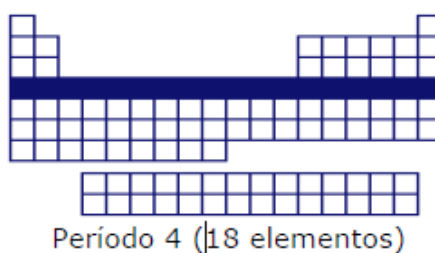
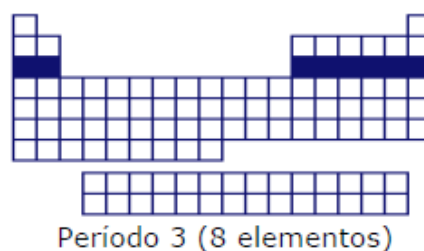
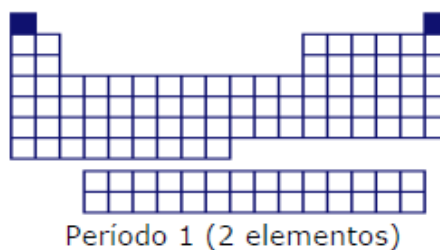
Grupos: Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3. En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas. Así, si nos fijamos en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, como se muestra en la Tabla 4, el grupo 1 o alcalinos:

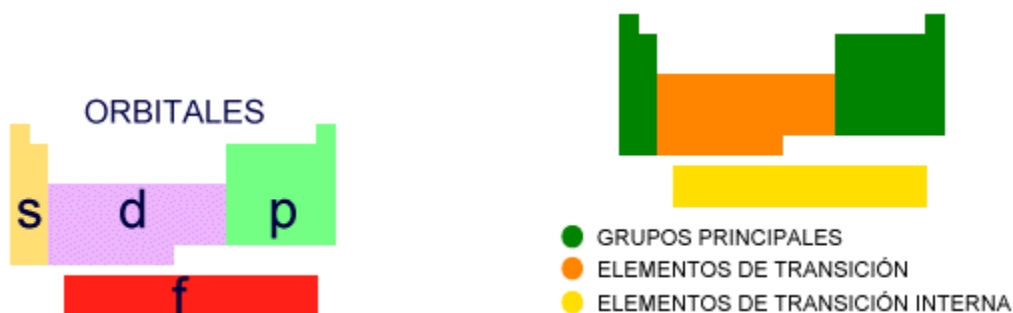
Tabla 4: En los elementos, relación entre el grupo y la última capa energética

Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	1s ¹
Litio	Li	2s ¹
Sodio	Na	3s ¹
Potasio	K	4s ¹
Rubidio	Rb	5s ¹
Cesio	Cs	6s ¹
Francio	Fr	7s ¹

La configuración electrónica de su última capa es igual, variando únicamente el periodo del elemento.

- Período 1 (2 elementos)
- Período 3 (8 elementos)
- Período 4 (18 elementos)
- Período 6 (32 elementos)





Propiedades periódicas

La utilidad de la Tabla Periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos. Por ejemplo, todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa (estos electrones son los que normalmente intervienen en las reacciones químicas). Existen, por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, como son: radio atómico, energía de ionización, carácter metálico y electronegatividad.

Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc		Uuh		Uuo

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

RADIO ATÓMICO

En un grupo: El radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones.

En un período: El radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc		Uuh		Uuo

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

En un grupo: La energía de ionización disminuye al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.

En un período: La energía de ionización aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y cuesta más energía arrancarlos.

← 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18 →

1	H																He	
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc		Uuh		Uuo

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

CARÁCTER METÁLICO

En un grupo: El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
En un período: El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.

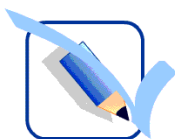
← 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18 →

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuc		Uuh		Uuo

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ELECTRONEGATIVIDAD

En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.
En un período: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.



EJERCITACIÓN

1. Un elemento tiene número atómico 92 y número másico 235:
 - a) ¿Cuántos protones tiene un átomo de este elemento?,
 - b) ¿Cuántos neutrones tendrá?,
 - c) ¿Cuántos electrones tendrá?
2. Indica la configuración electrónica de un elemento que tiene de número atómico:
 - a) 40, b) 79, c) 3, d) 17, e) 93
3. Indica grupo y periodo de un elemento que tiene de número atómico:
 - a) 49, b) 91, c) 35, d) 19, e) 6

Módulo 3: QUIMICA: “Estructura y propiedades moleculares”

Objetivo del Módulo:

- Adquirir conocimiento sobre las relaciones atómicas y la formación de compuestos.
- Comprender las relaciones existentes entre cantidades (mol, volumen, masas atómicas y moleculares, número de partículas)

Contenidos del Módulo:

- Fórmulas químicas. Cálculo de masas moleculares.
- Definición de: mol, número de Avogadro, volumen molar.

Bibliografía:

Brown, T. L.; LeMay, H. E.; Bursten, B. E. y Murphy, C. J. 2009. Química: La ciencia central. 11^o Edición. Editorial Pearson Educación. 1110 pp.

Chang, R. 2010. Química. Ed. Mc Graw Hill. 4^o ed

<http://cidead.cnice.mec.es>

Formulación y Nomenclatura

En química se emplean una serie de fórmulas para representar a los compuestos. Se sigue el criterio universal de la IUPAC. Para formular se deben conocer los conceptos de valencia (capacidad que posee un átomo para combinarse con otro. El átomo de hidrógeno se toma como referencia, ya que tiene valencia 1) y de número de oxidación (es el número de electrones que un átomo puede captar o ceder – total o parcialmente – al formar un compuesto. Es negativo si gana electrones y positivo si los pierde. (Los números de oxidación de los elementos más comunes los puedes ver en la tabla periódica de la derecha).

Al formular un compuesto binario (dos elementos) se escribe en primer lugar el elemento situado más a la izquierda del sistema periódico (menos electronegativos), y en 2^o lugar el situado a la derecha (más electronegativo). Las valencias se intercambian colocándolas como subíndices y simplificando, teniendo en cuenta que el número 1 no se escribe y que en la fórmula final sólo pueden aparecer números enteros.

Magnitudes másicas

Masa atómica

Los átomos, al tener una masa muy pequeña, deben de medirse en una unidad de masa muy pequeña. Por ello, se define la llamada **unidad de masa atómica (uma)** que es la doceava parte de la masa del isótopo de ^{12}C (1 uma = masa del carbono-12/12).

Lo que se hace es medir la masa de todos los elementos en uma. Para ello, se compara la masa de cualquier elemento con la masa del ^{12}C dividida entre 12. Por ejemplo, la masa del hidrógeno es 1 uma, lo que indica que su masa es la misma que la del ^{12}C dividida entre 12. Otro ejemplo, la masa del helio es 4 uma, lo que indica que su masa es cuatro veces mayor que la del ^{12}C dividida entre 12.

Las masas atómicas de los elementos están calculadas y aparecen en la Tabla Periódica, por lo que no hay que calcularlas.

Masa molecular

Los elementos químicos se pueden unir mediante enlaces químicos formando moléculas. Para calcular la **masa molecular** de un compuesto se suma la masa en uma de cada uno de sus elementos. Ej.: $Mm(\text{H}_2\text{O}) = 18$ uma, $Mm(\text{H}_2) = 2$ uma, $Mm(\text{CO}_2) = 44$ uma.

Otra posibilidad es que los elementos se unan formando sólidos. Los sólidos (que están formados por muchos átomos) se representan mediante una fórmula que indica la proporción en la que participan los diferentes elementos en el compuesto (masa fórmula). Ejemplo: la masa fórmula del NaCl (sólido iónico) se calcula sumando la masa del sodio (23 uma) y la del cloro (35,5 uma), por tanto es de 58,5 uma.

A efectos prácticos la masa de moléculas y sólidos se hace de la misma forma, sumando la masa de los elementos de su fórmula.

Ejercicios resueltos de masas moleculares

La suma de las masas atómicas de los átomos que forman una molécula es la masa molecular. Normalmente se miden en Unidad de Masa Atómica (uma). Por ejemplo, la masa atómica del hidrógeno es de 1 uma, la del oxígeno 16 uma y por tanto la masa molecular del agua es de 18 uma.

Para calcular la masa molecular basta sumar la masa atómica de los átomos de la molécula, masa atómica que aparece en la tabla periódica, siempre medida en uma.

Masa atómica gramo

Para medir la masa de los átomos, al ser muy pequeña, utilizamos una unidad muy pequeña, la uma. Con ella medimos la masa de todos los elementos de la Tabla Periódica.

Sin embargo, esta unidad, al ser tan pequeña, no es una unidad práctica para usar en laboratorio. Por ello, los científicos han elaborado una lista de masas atómicas en gramos. Es decir, han cogido la lista de masas atómicas en uma, han dejado los mismos números, pero han cambiado la unidad uma por otra mucho más grande, el gramo.

Cuando expresamos la masa atómica en uma nos referimos a la masa de un átomo de ese elemento. Cuando expresamos la **masa atómica en gramos**, tenemos que tomar muchos átomos de ese elemento (más adelante veremos cuantos) y se dice que tenemos un **mol de átomos** del mismo.

Masa molecular gramo

Igualmente que como ocurre con los átomos, la masa de una molécula es muy pequeña y también se miden en uma.

De igual manera, y por cuestiones prácticas la masa de las moléculas se expresa en gramos. Cuando expresamos la masa molecular en uma nos referimos a la masa de una molécula. Cuando expresamos la **masa molecular en gramos**, tenemos que tomar muchas moléculas de ese compuesto o elemento (más adelante veremos cuantas) y se dice que tenemos un **mol de moléculas** de la misma.

Las masas molares de una molécula se calculan sumando las masas molares de todos y cada uno de los átomos que forman parte de la molécula del compuesto o elemento.

Mol y número de Avogadro

Hemos comentado que las masas atómicas y moleculares se pueden medir en uma (cuando se trata de un átomo o de una molécula) o en gramos (unidad de uso de laboratorio). También se comentó que aunque el número

coincide la unidad gramo es mucho mayor que la una y que habría que tener una gran cantidad de átomos o moléculas.

Se ha calculado que la cantidad de átomos o moléculas que hay que tener para tener en gramos la masa molar es de $6,023 \times 10^{23}$. A este número se le conoce como número de **Avogadro** (NA).

Se define **mol** como la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas.

Relación entre las magnitudes másicas

Un **mol** contiene el **número de Avogadro** de partículas y su masa es su **masa atómica** o **molecular expresada en gramos**.

La masa de un mol de átomos es la masa atómica expresada en gramos (**masa molar**. Se mide en g/mol) y contiene el número de Avogadro de átomos. Mientras que la masa de un sólo átomo es la masa atómica expresada en una.

La masa de un mol de moléculas es la masa molecular expresada en gramos (**masa molar**. Se mide en g/mol) y contiene el número de Avogadro de moléculas. Mientras que la masa de una molécula es la masa molecular expresada en una.

1 mol de átomos — cantidad de átomos = $N_A = 6'023 \cdot 10^{23}$ átomos — masa de todos esos átomos
1 átomo — masa atómica en uma = M.a.

Ej 1 mol de átomos de carbono — $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono — contienen 12 g y su masa molar es de 12 g/mol
1 átomo de carbono — M.a.(C) = 12 uma

Ej 1 mol de átomos de oxígeno — $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno — contienen 16 g y su masa molar es de 16 g/mol
1 átomo de oxígeno — M.a.(O) = 16 uma

Ej 1 mol de átomos de hidrógeno — $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno — contienen 1 g y su masa molar es de 1 g/mol
1 átomo de hidrógeno — M.a.(H) = 1 uma

Ej 1 mol de átomos de nitrógeno — $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno — contienen 14 g y su masa molar es de 14 g/mol
1 átomo de nitrógeno — M.a.(N) = 14 uma

1 mol moléculas — cantidad de moléculas = $N_A = 6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas — masa de esas moléculas
1 molécula — masa molecular en umas = M.m.

Ej 1 mol de moléculas de agua — $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua — contienen 18 g y su masa molar es de 18 g/mol
1 molécula de agua — M.m.(H₂O) = 18 uma

Ej 1 mol de moléculas de amoníaco — $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco — contienen 17 g y su masa molar es de 17 g/mol
1 molécula de amoníaco — M.m.(NH₃) = 17 uma

Ej 1 mol de moléculas de CO₂ — $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO₂ — contienen 44 g y su masa molar es de 44 g/mol
1 molécula de CO₂ — M.m.(CO₂) = 44 uma

Ej 1 mol de moléculas de CO — $6'023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO — contienen 28 g y su masa molar es de 28 g/mol
1 molécula de CO — M.m.(CO) = 28 uma

Hipótesis de Avogadro

CICLO
DE INICIO
UNIVERSITARIO
2020

