

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS Aprobación oficial No.0552 del 17 de septiembre del 2002 Nit. 822.002014-4 Código DANE 150001004630	Vigencia: 2020	
	APOYO A LA GESTION ACADEMICA	Documento controlado Página 1 de 16	

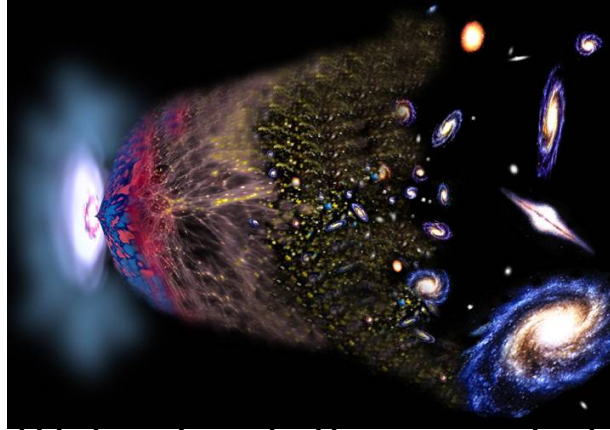
Docente: Johann Camilo Vargas Ángel		Área: Química
Grado: Décimo	Sede: Rosita	Fecha: 19 de abril a 25 de junio
Estándar: Explico los cambios químicos desde diferentes modelos.		
DBA: Establece la relación entre la distribución de los electrones en el átomo y el comportamiento químico de los elementos, explicando cómo esta distribución determina la formación de compuestos, dados en ejemplos de elementos de la Tabla Periódica.		
Nombre del estudiante:		

CRONOGRAMA

SEMANA	FECHA DE ENCUENTRO VIRTUAL	FECHA DE ENTREGA DE TRABAJOS	HORA	TEMA
19 al 23 de abril	22 de abril		8: 00 a.m. A 09.30 a.m.	El átomo
26 al 30 de abril	No hay encuentro virtual	29 de abril plazo máximo		
03 al 07 de mayo	06 de mayo		8: 00 a.m. A 09.30 a.m.	Propiedades de los átomos
10 al 14 de mayo	No hay encuentro virtual	13 de mayo plazo máximo		
17 al 21 de mayo	20 de mayo		8: 00 a.m. A 09.30 a.m.	Tabla periódica
24 al 28 de mayo	No hay encuentro virtual	27 de mayo plazo máximo		
31 de mayo al 04 de junio	03 de junio		8: 00 a.m. A 09.30 a.m.	Enlace químico
07 al 11 de junio	No hay encuentro virtual	10 de junio plazo máximo		
14 al 18 de junio	17 de junio	Autoevaluación	8: 00 a.m. A 09.30 a.m.	Nota de Autoevaluación
21 al 25 de junio	24 de junio	Cierre de periodo	8: 00 a.m. A 09.30 a.m.	Final de periodo

SEMANA 1 y 2

Tema 1: El átomo



¿Fue el big bang la explosión que creó el universo?

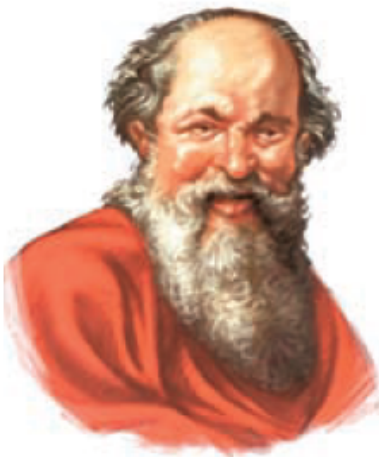


Figura 1. Demócrito es considerado como uno de los padres del atomismo.

1. El átomo: conceptos básicos

Desde el ^{siglo} V a. de C. la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales. Veamos.

1.1 El átomo a través del tiempo

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación. Cerca del año 450 a. de C., **Leucipo** y su discípulo, **Demócrito** (figura 1), propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron **átomos**, palabra que significa indivisible. Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.
- Entre los átomos sólo existe el vacío.
- Los átomos son indivisibles y eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados.

1.1.1 Teoría atómica de Dalton

En 1805 el inglés **John Dalton** (1766-1844), publicó la obra *Nuevo sistema de la filosofía química*, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás. La razón que impulsó a Dalton (figura 2) a proponer una nueva teoría atómica fue la búsqueda de una explicación a las leyes químicas que se habían deducido empíricamente hasta el momento, como la ley de la conservación y la ley de las proporciones definidas.

La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia está constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica, y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Así mismo, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.



Figura 2. John Dalton, retomando las ideas de los atomistas griegos propuso la primera teoría atómica dentro del marco de la química moderna.

1.1.2 Modelo atómico de Thomson

1.1.2.1 Antecedentes

■ Naturaleza eléctrica de la materia

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. **Tales de Mileto** observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

1.1.2.2 El nuevo modelo

En 1904, **Joseph Thomson** (1856-1940) propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un pudín (figura 5). Además, planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente una entidad neutra.

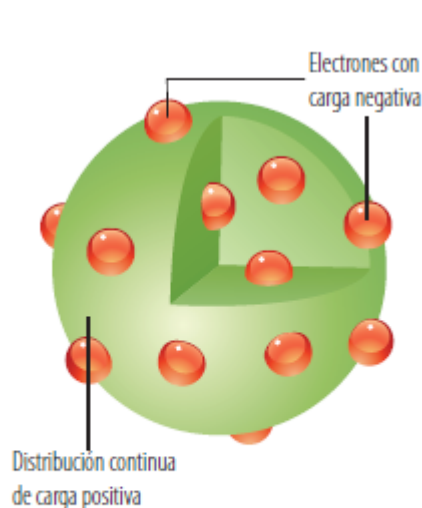


Figura 5. Modelo atómico de Thomson.

1.1.3 Modelo de Rutherford

1.1.3.2 El modelo: proposición de la existencia del núcleo

A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 8), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico** (figura 9), como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

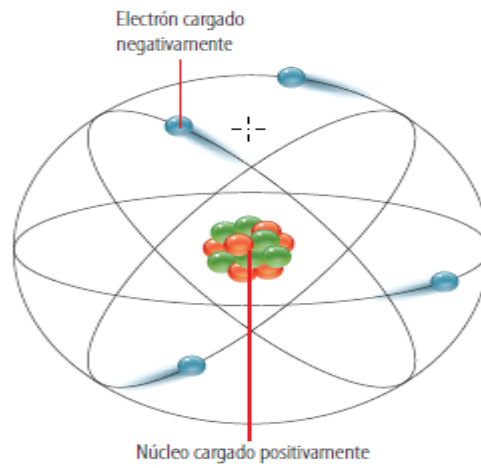


Figura 9. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.



1.1.3.4 Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas.

El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**.

1.1.4 Modelo planetario de Bohr

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés **Niels Bohr** (figura 10) propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas (figura 11). Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando veamos el modelo atómico aceptado en la actualidad.

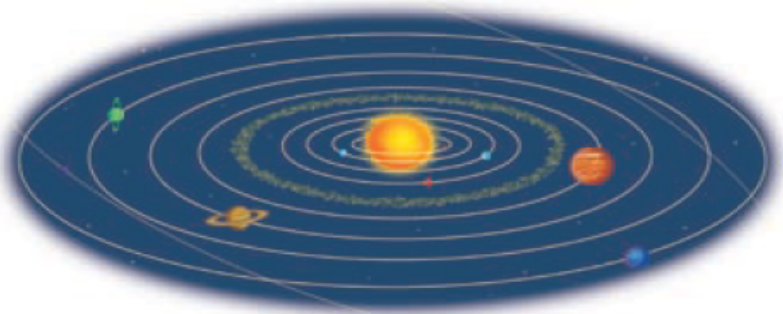


Figura 11. Modelo planetario de Bohr. Imagina las implicaciones que pudo tener para el mundo científico el descubrir que al igual que nuestro sistema solar, el interior del átomo estaba organizado en órbitas alrededor de un centro, el núcleo atómico.

- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas **estados estacionarios**, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo (figura 22). La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendía del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.

Estos postulados fueron planteados por Bohr en relación con el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo, el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas, que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, tampoco era claro por qué eran posibles sólo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

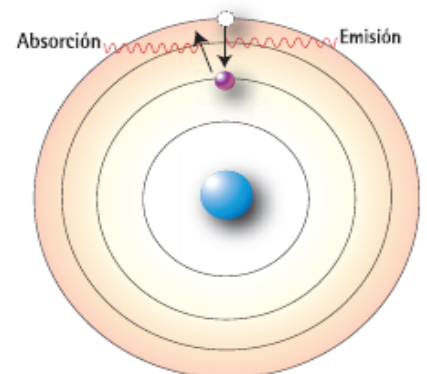


Figura 22. Modelo atómico de Bohr.

Según este modelo, el átomo puede estar en estado fundamental o en estado excitado. Por ejemplo, para el átomo de hidrógeno: al absorber energía el electrón salta desde el nivel 1 al 3. Luego puede volver al 2 o al 1, con la emisión de una radiación característica. Esta radiación es la responsable de cada línea de absorción o de emisión del espectro discontinuo de un elemento determinado.

Vocabulario

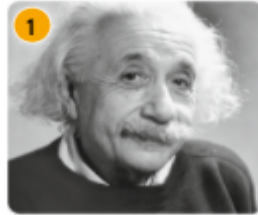
Fotón: es el portador de todas las formas de radiación electromagnética (EM), no solo de luz. Los diferentes tipos de radiación EM corresponden a diferentes tipos de energía por fotón.

El modelo atómico actual

El modelo atómico de Bohr fue rápidamente aceptado por sus contemporáneos. Sin embargo, en la concepción actual del modelo atómico, se agregan varios elementos de la física iniciada a partir de la hipótesis de Planck, también llamada **física cuántica**. Entre los científicos que contribuyeron a la concepción del modelo atómico actual, los más destacados son:

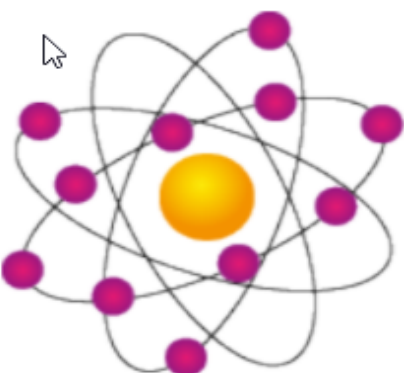
- **1. Albert Einstein**, quien colaboró de forma significativa cuando explicó el efecto fotoeléctrico así: *La luz no solo se comporta como una onda, sino que además está formada por un chorro de partículas llamadas **fotones**.*
- **2. Louis de Broglie**, quien descubrió la naturaleza dual de la materia (onda-corpúsculo) del electrón y afirmó: *Toda partícula en movimiento está asociada a una onda.*
- **3. Werner Heisenberg**, cuyo principio de Incertidumbre plantea que: *No se pueden conocer simultáneamente y con precisión la posición, y la cantidad de movimiento de una micropartícula.*

El modelo de Bohr no era totalmente correcto ya que no daba razón de las líneas espectrales de átomos más complejos que el hidrógeno, además, no podía explicar por qué los electrones al encontrarse en una órbita estacionaria, no emiten radiación electromagnética. Por ello, este modelo tuvo modificaciones con respecto a la visión de la estructura del átomo, para lograr construir una teoría capaz de explicar todos los fenómenos observados en forma clara y precisa. El actual modelo atómico se basa en las ideas de los tres científicos, que se resumen a continuación.



- Como el electrón es una partícula en movimiento, lleva asociada una onda, y el comportamiento de dicho electrón se describe mediante una ecuación de onda, similar a la que se usa para el estudio de la luz.
- La ecuación de onda tiene varias soluciones, cada una describe una posible situación en la que puede encontrarse un electrón (en una cierta región del átomo y con una cierta energía).
- Las diferentes soluciones de la ecuación se obtienen introduciendo los números cuánticos, cuyos valores varían dentro de ciertos límites. Las soluciones son funciones matemáticas que pueden representarse gráficamente. Dicha representación delimita una región del espacio en torno al núcleo, en la cual la probabilidad de encontrar el electrón es elevada. Tradicionalmente a esta zona se le llama **orbital**.

La **corteza atómica u orbitales** es la parte externa de un átomo. La corteza rodea al núcleo y es donde orbitan los electrones en los niveles y los subniveles. Posee un tamaño aproximado a unas 50.000 veces el tamaño del núcleo.



La cantidad de electrones de un átomo en su estado basal es igual a la cantidad de protones que contiene en el núcleo, es decir, es igual al **número atómico (Z)**, por lo que un átomo en estas condiciones tiene una carga eléctrica neta igual a cero.

En el modelo atómico actual, la corteza del átomo se representa con una nube de electrones difusos en el espacio, la cual representa mejor el comportamiento de los electrones descrito por la mecánica cuántica.

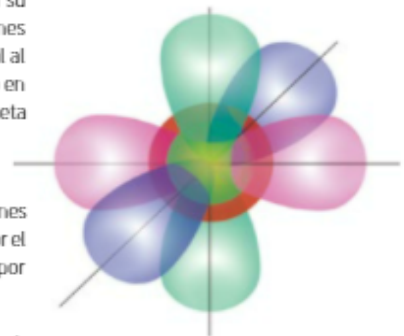
La mecánica cuántica describe niveles y subniveles de energía en los que se distribuyen los electrones en el átomo. **Los niveles de energía** son regiones de la nube electrónica donde se encuentran electrones con similar valor de energía y solo se puede alojar un número determinado de ellos. Cada nivel de energía está constituido por subniveles debido a que los electrones que se hallan en el mismo nivel se diferencian ligeramente en la energía que poseen.

Los subniveles se designan por las letras s, p, d y f, y cada uno tiene una capacidad fija para alojar electrones: s (2 electrones), p (6 electrones),

d (10 electrones) y f (14 electrones), siendo el electrón de menor energía el que se ubique en el orbital 1s por estar más cerca al núcleo.

El ordenamiento de los electrones de un átomo constituye su configuración electrónica. Para poder establecer la configuración electrónica (CE) de un átomo, es preciso conocer sus números cuánticos.

Corteza de un átomo de sodio (Na). La corteza del átomo de Na está formada por 11 electrones que giran alrededor del núcleo.



El modelo atómico actual es un modelo en el que se reconoce una nube electrónica.

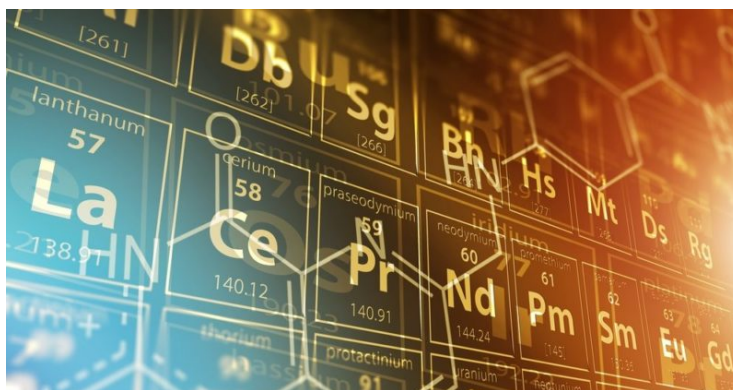


ACTIVIDADES SEMANA 1 Y 2

- 1) ¿Qué es el átomo y cuales eran los postulados de los griegos?
- 2) Establezca a través de un grafico la diferencia entre la teoría atómica de dalton y la teoría atómica de Thomson.
- 3) Realice un cuadro comparativo entre las 3 últimas teorías atómica donde incluya dibujo de las mismas. (teoría atómica de Rutherford, Bohr y la actual)

SEMANA 3 y 4

Tema 2: Propiedades de los átomos



¿Piensas que existen mas elementos químicos en la tierra?

1.2 Algunas propiedades de los átomos

Hemos visto hasta ahora que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas. Muchas de las **propiedades físicas** de los átomos, como masa, densidad o capacidad radiactiva se relacionan con el núcleo. Por el contrario, del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen **propiedades químicas**, como la capacidad para formar compuestos con átomos de otros elementos. Así mismo, algunas propiedades físicas de los elementos y compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, el color o la dureza, están determinadas en gran parte por la cubierta externa de electrones (figura 12).

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

1.2.1 Número atómico (Z)

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es $Z = 1$. Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico.

1.2.2 Número de masa (A)

El número de masa o número másico se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo.

La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica. Consideremos el siguiente ejemplo: el elemento sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que Z es igual a 11 y A es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones. El número de neutrones presente suele representarse con la letra N.

$$Z = 11; N = 12$$

$$A = N + Z, \text{ es decir, } A = 12 + 11 = 23$$

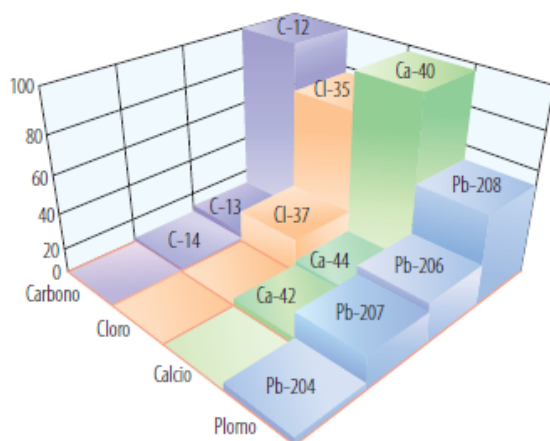


Figura 13. Frecuencia con que aparecen ciertos isótopos de algunos elementos químicos en la naturaleza.

1.2.3 Isótopos

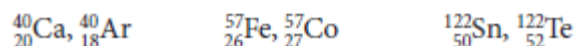
Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con $A = 16$ ($Z = 8$ y $N = 8$), el 0,037% poseen $A = 17$ ($Z = 8$ y $N = 9$) y el 0,204% esta representado por átomos con $A = 18$ ($Z = 8$ y $N = 10$). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. Veamos algunos ejemplos:

- Átomo de oxígeno (16, 17 y 18) ${}^{16}_8\text{O}$ ${}^{17}_8\text{O}$ ${}^{18}_8\text{O}$
- Átomo de carbono (12, 13 y 14) ${}^{12}_6\text{C}$ ${}^{13}_6\text{C}$ ${}^{14}_6\text{C}$

Otra forma muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento. Por ejemplo, oxígeno-17, carbono-14, uranio-235 o cloro-35. $\square$

1.2.4 Isóbaros

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.



* EJEMPLOS

Hallar el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

- a) ${}^{84}_{36}\text{Kr}$ b) ${}^{238}_{92}\text{U}$

- a) Como $Z = 36$, se tienen 36 protones y 36 electrones. A , número de masa, es igual a 84 y como $A = N + Z$, entonces, $N = A - Z$, reemplazando tenemos que $N = 84 - 36$ y $N = 48$.
- b) De la misma forma como resolvimos el punto anterior: $Z = 92$, $A = 238$, por lo tanto, $N = 238 - 92 = 146$, de donde concluimos que el uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

1.2.7 Número de Avogadro: concepto de mol

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada **mol**.

Un mol se define como la cantidad de sustancia que contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno. A este número se le conoce como número de Avogadro, pues fue el químico italiano **Amadeo Avogadro** (1776-1856) quien estableció esta regla. Avogadro descubrió que *volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas* (figura 15).

Si una misma cantidad de átomos de dos elementos diferentes, tiene masas diferentes, podemos establecer qué tan pesado es uno con relación al otro. Así, si un mol de oxígeno pesa 16 g, mientras que un mol de carbono pesa 12 g, podemos concluir fácilmente que los átomos de oxígeno son más pesados que los de carbono.

El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

Figura 15. Volúmenes comparativos de un mol de: a) sulfato de cobre (249,5 g); b) zinc (65 g) y c) cloruro de sodio (58,5 g).

1 mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas, átomos o moléculas cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto.

* EJEMPLOS

1. ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de 40 u.m.a.)
 $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de calcio tienen una masa equivalente a 40 g.

$$1 \text{ átomo de Ca} \cdot \frac{40,0 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. ¿Cuántos átomos-gramo hay en 64,128 g de azufre, teniendo en cuenta que 1 átomo-gramo de este elemento pesa 64,128 g?

Empleando una regla de tres simple tenemos que:

$$1 \text{ at/g} \cdot \frac{64,128 \text{ g}}{32,064 \text{ g}} = 2 \text{ at/g de azufre}$$

3. Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?

Si en 1,008 g hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, un átomo individual pesará:

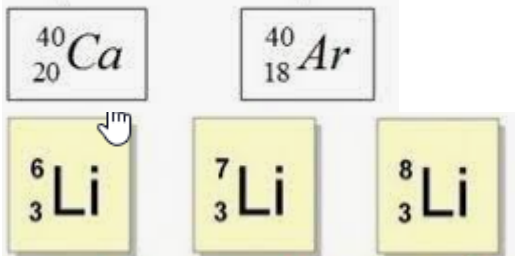
$$\frac{1,008 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,647 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

ACTIVIDADES SEMANA 3 Y 4

- 1) El número atómico, Z, se define como el número de protones que posee un átomo en su núcleo, y el número másico, A, como el número de protones más el número de neutrones. Completa la siguiente tabla utilizando la información que se encuentra en ella:

Elemento	A	Z	P+
$^{57}_{26}\text{Fe}$			
	35	17	
	27		13
$^{19}_9\text{F}$			

- 2) Resuelva los siguientes isobaros e isotopos



- 3) Realice el ejercicio propuesto para número de Avogadro

SEMANA 5 y 6

Tema 3: Tabla periódica



¿Conoces los elementos de la tabla periódica llamados tierras raras?

3.1 Primeras clasificaciones de los elementos

Desde finales del siglo XVIII, en la época de **Lavoisier** y **Berzelius**, se había intentado clasificar los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los elementos se clasificaban en **metales**, como el hierro, la plata o el cobre, y **no metales**, como el fósforo, el oxígeno y el azufre. Algunos elementos, como el arsénico o el germanio, no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías, por lo que también se podía hablar de elementos **semimetálicos**.

Esta clasificación, sin embargo, era demasiado general, ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría. Utilizando un criterio más restringido que el anterior se hicieron las siguientes clasificaciones. Veamos.

3.1.1 Tríadas de Döbereiner

En 1829, el químico alemán **Johann W. Döbereiner** (1780-1849) observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones clasificó los elementos en grupos de a tres y los llamó **tríadas** (figura 32). Mostró también que el peso atómico del elemento central de cada tríada era aproximadamente el promedio aritmético de los pesos de los otros dos.

3.1.2 Octavas de Newlands

En 1864, el inglés Johan Alexander Newlands (1838-1889) ordenó los elementos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero (sin tener en cuenta el hidrógeno ni los gases nobles). Newlands llamó a esta organización la **ley de las octavas**; de esta manera quedaron en el mismo grupo (columna), el litio, el sodio y el potasio; el berilio, el magnesio y el calcio; el oxígeno y el azufre, etc., que tienen propiedades similares (figura 33).

Gracias a sus observaciones, Newlands ordenó los elementos en **grupos** y **períodos**, pero este ordenamiento presentó un problema: mientras algunos grupos tenían elementos con propiedades muy parecidas, otros tenían elementos con propiedades completamente diferentes.

1	2	3	4	5	6	7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

Figura 33. Octavas de Newlands.

3.1.3 La tabla periódica de Mendeleiev

En 1869 los químicos **Ivanovich Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) y **Lothar Meyer** (1830-1895), publicaron por separado tablas periódicas prácticamente coincidentes, en las que clasificaban los 63 elementos conocidos hasta esa fecha (entre 1830 y 1869 se descubrieron ocho nuevos elementos). La clasificación de Mendeleiev hacía especial énfasis en las propiedades químicas de los elementos; mientras que Meyer hacía hincapié en las propiedades físicas.

Mendeleiev, que fue el primero en dar a conocer su tabla periódica, organizó los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos en filas y columnas de modo que los elementos que quedaban en la misma fila tenían propiedades semejantes (figura 34). Lo ingenioso de la idea de este científico era que las filas no tenían todas la misma longitud pero en cada una de ellas existía una analogía gradual de las propiedades de los elementos. Por otro lado no dudó en dejar espacios en la tabla, en invertir elementos e incluso llegó a predecir con éxito las propiedades de los elementos que algún día ocuparían los espacios vacíos.

Mendeleiev resumió su descubrimiento estableciendo su **ley periódica**, que dice: *Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera periódica.*

El sistema periódico de Mendeleiev, no obstante, presentaba algunas fallas. Por ejemplo, cuando años más tarde empezaron a descubrirse los gases nobles y ubicarse en su sitio, resultó que el argón, Ar, tenía un peso atómico superior al del potasio, mientras que los restantes gases nobles tenían pesos atómicos inferiores a los elementos posteriores. Era evidente que no resultaba totalmente aceptable el aumento de peso atómico como referencia para ubicar los elementos en el sistema periódico.

3.2 Tabla periódica moderna

En 1913, **Henry G. J. Moseley** (1887-1915) sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

Esto trajo como consecuencia que la ley periódica de los elementos cambiara su enunciado de tal manera que desde entonces se enuncia como: *Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos.*

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico (Z). Los elementos se disponen en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas denominadas **grupos** o **familias** (figura 35).

Es de resaltar que existe una relación fuerte entre la configuración electrónica de los elementos y su ubicación en la tabla periódica. Cuando se realiza esta configuración se observa que los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en su último nivel. Por ejemplo, si observamos la configuración electrónica para los elementos Li y Na, tenemos: Li, $1s^2 2s^1$ y Na, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.



Organizó los elementos químicos por sus números atómicos (Z).

C \ F	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Sr	?Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag
7	(Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	?Di	?Ce				
9								
10			?Er	?La	Ta	W		Os, Ir, Pt, Au
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Bi			
12				Th		U		

C = columna F = fila

Figura 34. Primera tabla periódica elaborada por Dimitri Mendeleiev (1869).

1	2																18
H	He																He
Li	Be																Ne
Na	Mg																Ar
K	Ca																Ar
Rb	Sr																Kr
Cs	Ba																Xe
Fr	Ra																Rn
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		

Figura 35. Tabla periódica moderna.

La tabla periódica moderna

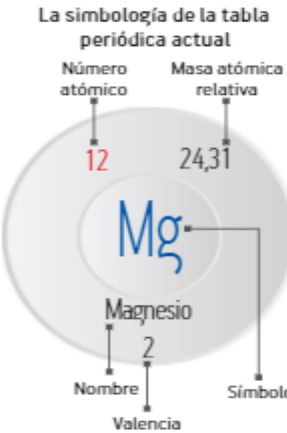
La estructura básica de la tabla periódica moderna es el apoyo más firme al modelo mecánico-cuántico, utilizado para predecir las configuraciones electrónicas; es por ello, que la tabla permite anticipar las configuraciones electrónicas de los elementos químicos.

La tabla periódica moderna presenta los 118 elementos que se conocen actualmente, organizados según su número atómico (Z), y dispuestos en columnas denominadas **grupos** o **familias** y en filas horizontales llamadas **períodos**.

→ Los **grupos** son las columnas donde se sitúan los elementos químicos empleando el sistema recomendado por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) en 1985. Este sistema consiste en utilizar números arábigos que van desde el 1 hasta el 18. No obstante, también se utilizan los números romanos del uno (I) al ocho (VIII), acompañados de las letras A o B.

Los átomos de los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma configuración electrónica externa (CEE). Por ejemplo: todos los elementos que pertenecen al grupo 2 su CEE termina en ns^2 . Fíjate en las siguientes configuraciones electrónicas:

Elemento	Símbolo	Electrones	Configuración
Berilio	Be	4	$1s^2 2s^2$
Magnesio	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Calcio	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



→ **Los períodos:** son las filas horizontales en la tabla periódica, que en la actualidad son siete y coinciden con el número de nivel de energía (n) u órbita en que se distribuyen los electrones de los átomos de los elementos correspondientes.

→ **Los bloques de los elementos:** al margen de la estructura de la tabla periódica en grupos y períodos, los elementos químicos se encuentran organizados en cuatro bloques. Estos bloques se denominan con letras tales como: s, p, d y f, según el último orbital que se ocupe en la capa de valencia:

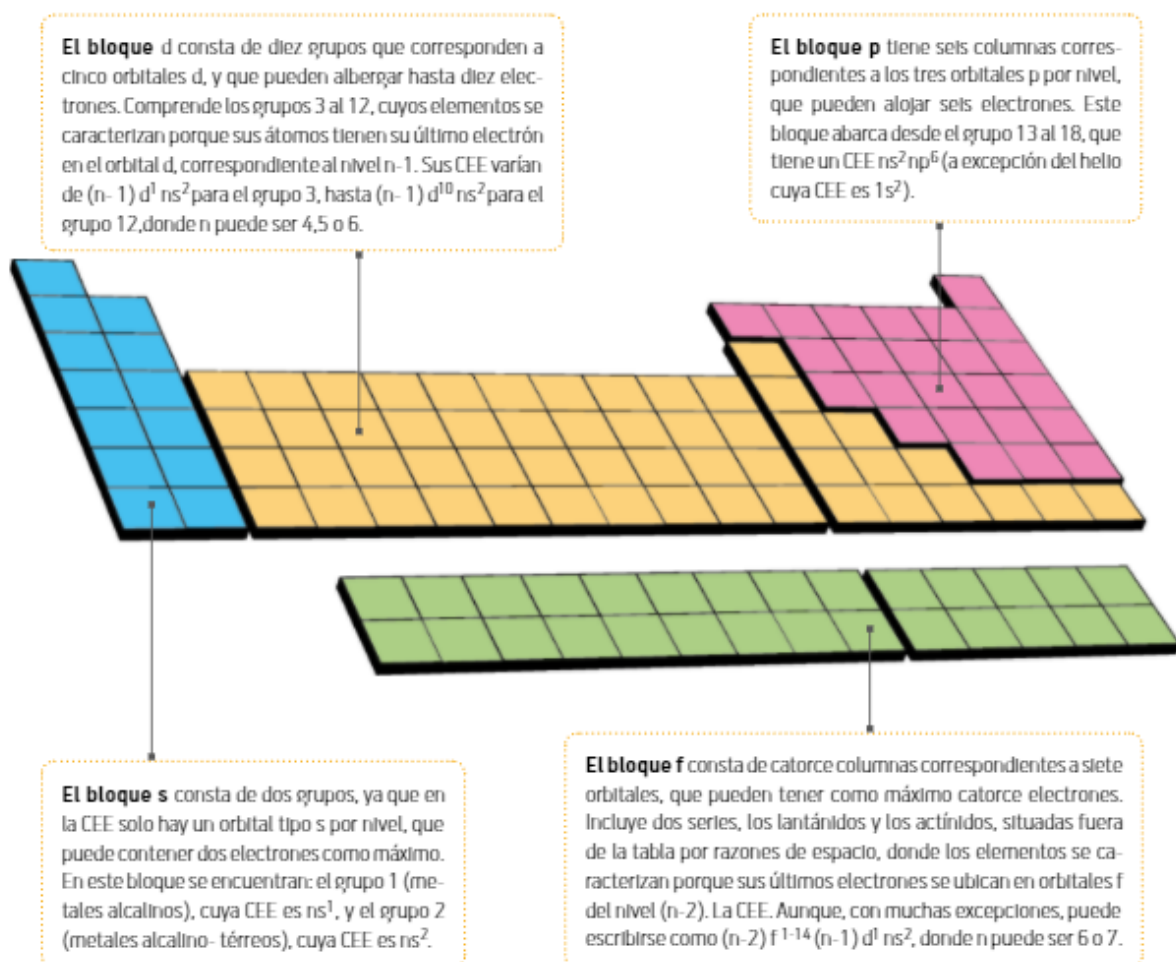
- ▶ **Los bloques s y p** corresponden a los elementos representativos (grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18), están formados por metales y no metales. Algunos son metaloides, como el silicio y el arsénico.
- ▶ Los elementos del **bloque d** se denominan elementos de transición (grupos: 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12). Los elementos de transición son todos metálicos.
- ▶ El **bloque f** está integrado por los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos de los períodos 6 y 7). Los elementos de transición interna son también metales, la mayoría obtenidos por síntesis artificial.

El siguiente esquema resume las características que distinguen cada bloque de elementos en la tabla periódica.

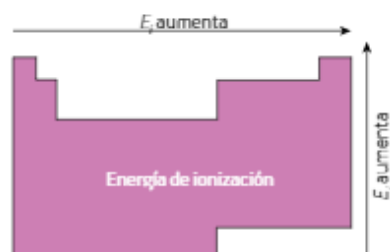
Bloques

1	2
H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

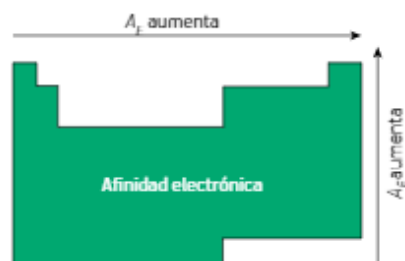
Los elementos del bloque s finalizan su configuración electrónica en ns^{1-2}



Variación de la energía de ionización en la tabla periódica



Variación de la afinidad electrónica en la tabla periódica



Algunas propiedades periódicas

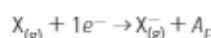


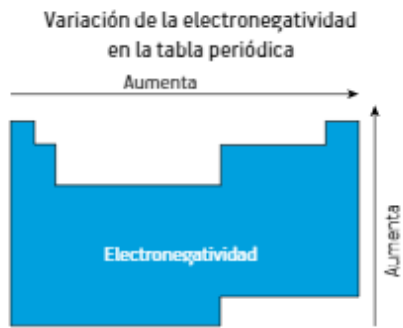
En el sistema periódico existen características que tienden a repetirse de forma sistemática, en la medida en que aumenta el número atómico (Z). A esas características se les denomina **propiedades periódicas**. Son algunas propiedades periódicas: el radio atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica, la electronegatividad, el radio iónico y el carácter metálico.

→ **La energía de ionización (E_i):** es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro. La ionización se produce cuando se transfiere energía a un átomo, los electrones externos de la capa de valencia se mueven desde su estado fundamental a niveles de energía mayores; si la energía es suficiente, uno o varios electrones salen o se desligan del átomo formándose un ion positivo, por ejemplo: Na^+ , Li^+ .

La energía de ionización es pequeña en los metales, pero alta en los no metales. Esto se debe a que los metales tienden a ceder electrones cuando se unen con otros elementos químicos, por tanto, no hay que suministrarles mucha energía para arrancarles un electrón. Cuando un elemento químico gana o pierde electrones (e^-) se convierte en un ion. Un **ion** es un átomo con carga. Si la carga es positiva se denomina **catión** (H^+), si es negativa, **anión** (Cl^-).

→ **La afinidad electrónica (A_e):** es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, capta un electrón convirtiéndose en un anión. Para la mayor parte de los átomos neutros, este proceso de ionización es exotérmico; en estos casos la A_e es negativa. Ejemplo:





Donde: $X_{(g)}$ es el átomo gaseoso, $X_{(g)}^-$ es el anión formado y A_E es la energía liberada.

- **La electronegatividad:** mide la tendencia de un átomo de atraer electrones cuando se forma un enlace químico. La electronegatividad se mide en una escala que va de cero a cuatro (0–4), el elemento más electronegativo de la tabla periódica es el flúor, cuya electronegatividad es 4. La electronegatividad es una de las propiedades periódicas que inciden en la unión de los elementos químicos para formar moléculas.
- **El radio atómico:** los átomos son partículas tan diminutas que es imposible medirlos directamente. No obstante, los químicos han desarrollado técnicas que permiten estimar la distancia que hay entre los núcleos de dos átomos o dos iones contiguos. Si suponemos que el átomo tiene forma esférica, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos.
- **El radio iónico:** se define a partir de la estructura de los compuestos iónicos, de tal manera que la suma de los radios iónicos es igual a la distancia que existe entre los núcleos. El radio del catión es menor que el radio atómico, y es tanto menor la diferencia cuanto menor es la carga positiva del ion. Por el contrario, el radio de los aniones es mayor que el radio atómico del átomo neutro.
- **El carácter metálico:** al desplazarnos de izquierda a derecha por un período de la tabla periódica, se produce una transición gradual en el carácter metálico de los elementos.

ACTIVIDAD SEMANA 5 Y 6

1)

Organiza los siguientes elementos de mayor a menor de acuerdo con las propiedades periódicas dadas:

K, Cl, Sn, C, Ca, Be, F, I, Cs

a. Electronegatividad

.....

.....

.....

b. Radio atómico

.....

.....

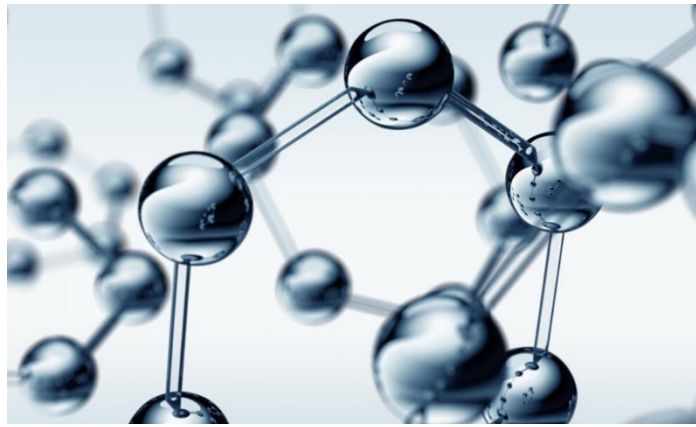
.....

2)) ¿Qué son las triadas de Döbereiner Y que son las octavas de Newlands?

3) ¿Cómo se organizan los bloques de la tabla periódica?

SEMANA 7 y 8

Tema 4: Enlace Químico



¿Cómo piensas que están unidos los átomos?



Figura 57. Linus Pauling. Premio Nobel de Química en 1954. Se le conoce por sus aportes en el estudio de los enlaces químicos.

4. El enlace químico

Cuando dos o más átomos se unen forman una molécula, la cual, puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta:

¿Cómo se mantienen unidos los átomos?

Para responder a este interrogante, en este tema estudiaremos el modo en que se unen los átomos y la incidencia de esta unión en las propiedades que adquieren las sustancias químicas que originan.

4.1 ¿Qué mantiene unidos a los átomos?

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal común o cloruro de sodio. Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado; este hecho demuestra la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estado libre (figura 57).

Se llama **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones estables (figura 58).

4.1.1 Longitud de enlace y energía de enlace

La unión de dos átomos y la consecuente formación de un enlace es un proceso químico que va acompañado de cierta variación de energía potencial.

Al aproximarse dos átomos se pueden presentar dos situaciones:

- En la **primera situación**, las nubes electrónicas externas de los dos átomos se ven influenciadas mutuamente, lo que se traduce en un incremento de la fuerza de repulsión entre ambas a medida que la distancia disminuye. No se forma el enlace ya que no existe una distancia que permita la existencia de un estado estable. Este es el caso de los elementos del grupo VIIIA o gases nobles.
- En la **segunda situación** la energía potencial del sistema formado por los dos átomos decrece a medida que éstos se aproximan, al menos hasta cierta distancia. A partir de este momento, la energía potencial crece nuevamente cuando los átomos se aproximan.

Existe entonces, una distancia (**d**) para la cual la energía es mínima y la estabilidad del sistema es máxima, lo que permite la formación de una molécula estable a partir de átomos aislados; dicha distancia se denomina **longitud de enlace** y suele expresarse en **angstrom** (Å).

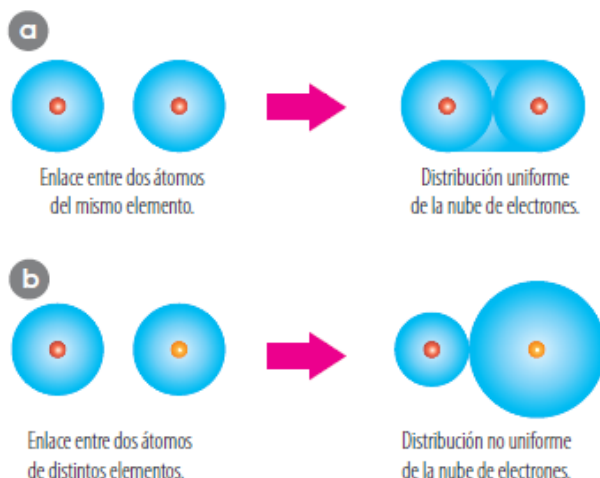


Figura 58. Formación de un enlace: a) entre átomos del mismo elemento y b) entre átomos de elementos distintos.

4.1.2 Regla del octeto

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma atómica y no tienden a formar compuestos químicos. Esto ha hecho analizar la distribución de los electrones en los átomos de dichos elementos.

Como se ha comprobado, los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos. La estabilidad de los gases nobles se asocia con la estructura electrónica de su última capa que queda completamente llena con ocho electrones.

Así se establece la **regla del octeto**, que permite explicar la formación de moléculas y compuestos químicos debido a la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos (completar con ocho electrones su última capa).

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad.

Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón de valencia y le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del He.

Una manera sencilla de explicar que los átomos se unan para formar diversas sustancias es suponer que se combinan para alcanzar una estructura más estable. Por esto se puede considerar el enlace químico como un **incremento de estabilidad**.

La materia presenta aspectos y propiedades distintas por el tipo de átomos que la componen y por la forma de unión entre dichos átomos. La gran diversidad de sustancias puras que hay hace que sea difícil clasificarlas. No obstante, en función de cómo se realice el enlace químico podemos diferenciar tres grandes grupos: sustancias iónicas, sustancias covalentes y sustancias metálicas, según tengan **enlace iónico**, **enlace covalente** o **enlace metálico**.

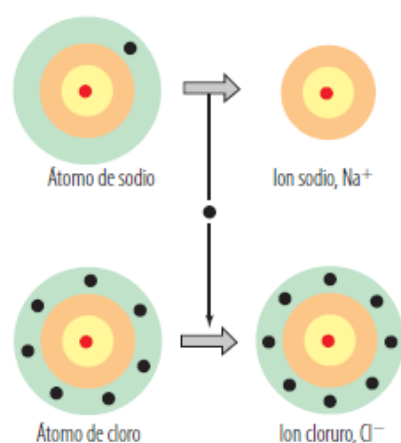


Figura 61. Enlace entre el ion Na^+ y el ion Cl^- .

4.2 El enlace iónico

La máxima estabilidad para un átomo se consigue cuando este adquiere la configuración del gas noble más próximo. Por ello, cuando les es posible, los átomos captan o ceden electrones a fin de conseguir su estabilidad. Como consecuencia resultan unas partículas que reciben el nombre de **iones**.

Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o un grupo de átomos capta o cede electrones con objeto de adquirir la configuración de un gas noble (figura 61). Si un átomo gana electrones queda cargado negativamente, y si los cede queda cargado positivamente. Por consiguiente, existen dos tipos de iones:

- **Anión** o ion cargado negativamente.
- **Catión** o ion cargado positivamente.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento o los elementos y un superíndice colocado a la derecha indicando el número de cargas eléctricas y su signo. Por ejemplo, el ion sodio se representa como Na^{1+} ; el ion sulfuro es S^{2-} ; el ion amonio es NH_4^{1+} ; el ion carbonato es CO_3^{2-} , etc.

El **enlace iónico** consiste en la unión de iones con cargas de signo contrario, mediante fuerzas de tipo electrostático.

4.2.2 Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza.

Esta estructura confiere a todos ellos unas propiedades características, entre las que se destacan:

- **Son sólidos a temperatura ambiente.** Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.
- **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.** Debido a que los sólidos que intervienen en el enlace están situados en los iones sin poderse mover dentro de la red, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Por el contrario, cuando se disuelven o funden, dejan iones libres que pueden transportar la corriente eléctrica.
- **Tienen altos puntos de fusión.** En general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones. Estos puntos son más altos cuanto mayor sea la carga de sus iones y menor sea su volumen. Por ello se pueden usar como material refractario.
- **Son duros pero frágiles,** pues un ligero desplazamiento en el cristal desordena la red cristalina enfrentando iones de igual carga, lo que produce fuertes repulsiones y, como consecuencia de ello, la ruptura del cristal.
- **Ofrecen mucha resistencia a la dilatación,** propiedad que indica expansión. Porque esta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares o iónicas.

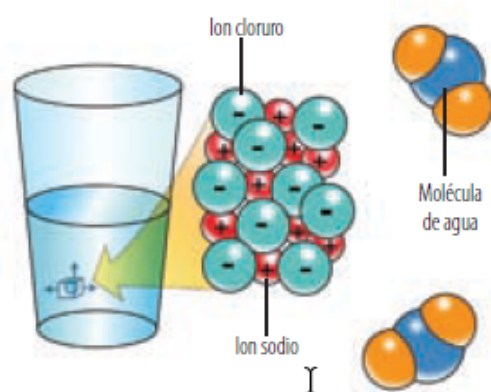
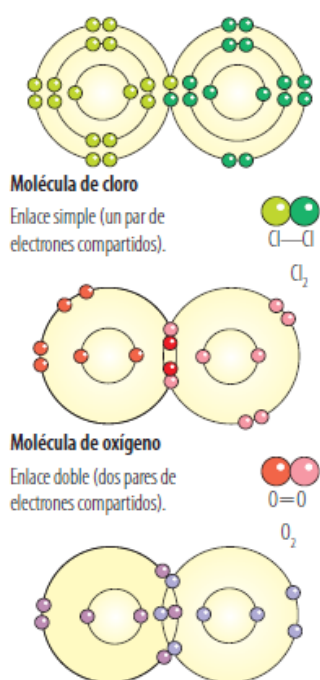


Figura 63. Las moléculas de agua, al interponerse entre los iones de sal, producen su disolución.



4.3 El enlace covalente

El enlace entre átomos iguales o entre átomos que difieren poco en el carácter electronegativo no quedan explicados mediante el enlace iónico. Para explicar la formación de sustancias tales como Cl_2 , H_2 , NH_3 , ..., Gilbert Newton Lewis (1875-1946), físico y químico norteamericano, sugirió en 1916 que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble compartiendo pares de electrones. Los enlaces que mantiene unidos a sus átomos para formar las moléculas se llaman **enlaces covalentes** y las sustancias obtenidas, **sustancias covalentes**.

4.3.1 Formación de sustancias covalentes

El **enlace covalente consiste en la unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones**. Por ejemplo, cuando se forma la molécula de hidrógeno H_2 , cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de hidrógeno y sólo a uno para formar la molécula diatómica H_2 . Es evidente que, siendo totalmente iguales los dos átomos, no puede suponerse que uno de ellos arranque el electrón al otro para conseguir la estructura electrónica del gas noble más próximo (He). Es más lógico suponer que ambos átomos comparten sus dos electrones, actuando dicho par de electrones como unión entre los dos átomos y consiguiendo así la estructura de gas noble.

Molécula de nitrógeno

Enlace triple (tres pares de electrones compartidos).

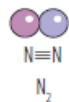


Figura 64. Representación de la formación de enlaces covalentes sencillo, doble y triple.

EJERCICIO

Indica mediante la representación de Lewis la formación del enlace entre:

- El K y el Cl.
- El N y el H.

4.3.2 Representación de un enlace covalente

Cuando intentamos representar un enlace o construir fórmulas de compuestos es de mucha utilidad la notación propuesta por Lewis. De acuerdo con este modelo, se escribe el símbolo del elemento y a su alrededor se coloca un punto (•) por cada electrón que exista en el último nivel de energía del átomo. Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

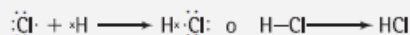
4.3.3 Clases de enlaces covalentes

4.3.3.1 Enlaces covalentes múltiples

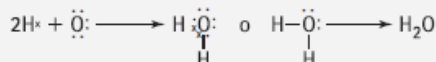
Cuando los átomos que intervienen en el enlace requieren solamente un electrón para completar su configuración de gas noble y por lo tanto, comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo), decimos que se forma un enlace covalente sencillo. Presentan este tipo de enlace las moléculas de flúor (F_2), $F-F$; cloro (Cl_2), $Cl-Cl$ y bromo (Br_2) (figura 64).

* EJEMPLOS

- Representación de Lewis para el enlace formado por el hidrógeno y el cloro.



- Representación de Lewis para la molécula de agua.



- La representación de Lewis se puede emplear también para ilustrar la transferencia de electrones que ocurre cuando se forma un enlace iónico.



ACTIVIDADES SEMANA 7 Y 8

- ¿Qué es el enlace químico y que sucede cuando se aproximan dos átomos?
- ¿Qué es la regla del octeto y realice un ejemplo?
- Elabore un cuadro donde se diferencie el enlace iónico y el enlace covalente