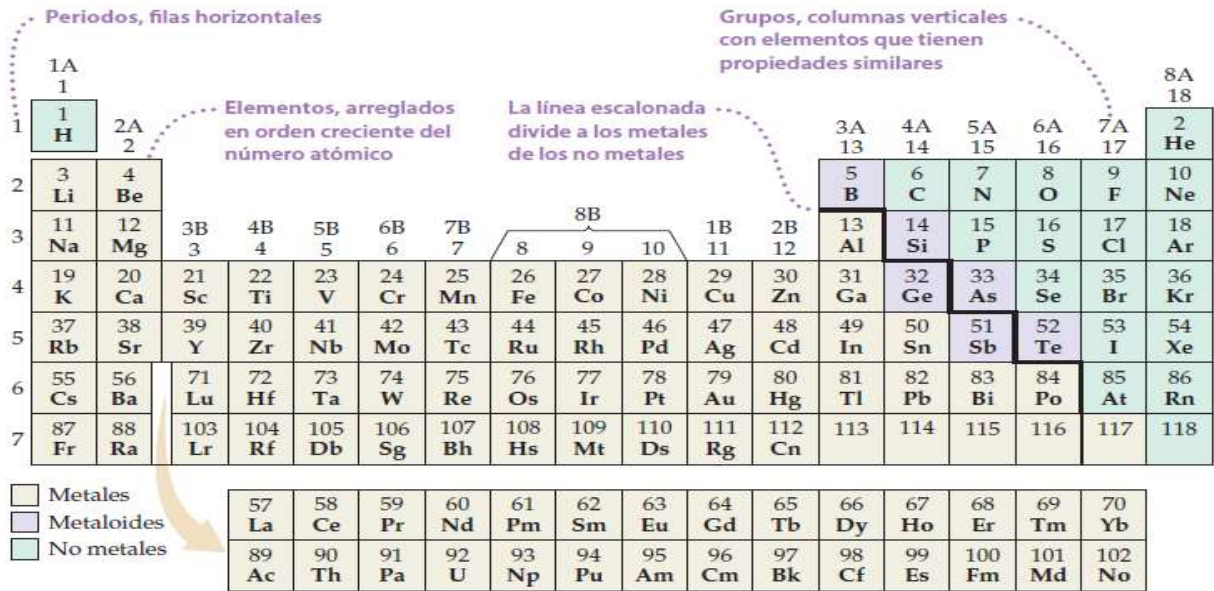


Tabla periódica

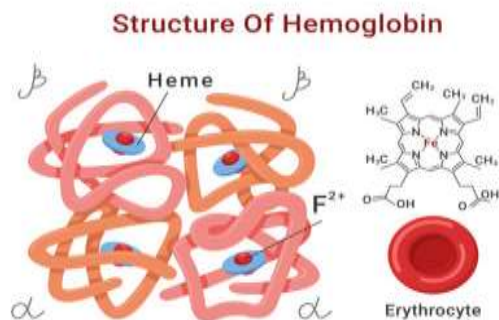
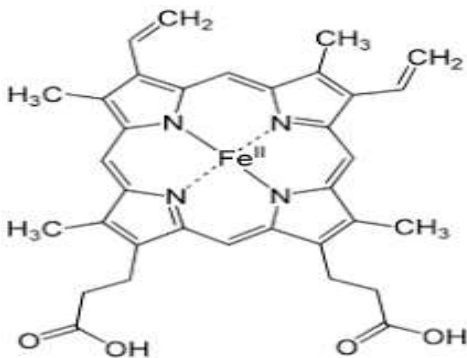


▲ FIGURA 2.15 Tabla periódica de los elementos.

Características de los metales, no metales y metaloides

Si revisas la tabla periódica de los elementos, te darás cuenta de que existen ochenta y tres metales, pero la mayoría de ellos no se encuentran libres en la naturaleza, sino formando compuestos.

La principal fuente de metales es el subsuelo y después de que se extraen de los minerales se utilizan para elaborar diversos objetos. En nuestro organismo son necesarias cantidades minúsculas de metales para su buen funcionamiento. Por ejemplo, la hemoglobina es una proteína que se encuentra en la sangre y es la encargada de transportar el oxígeno a todo el cuerpo. Contiene un átomo de hierro en su parte central, al que se une el oxígeno para ser transportado. La falta de hierro provoca un estado de debilidad conocido como anemia.



Elementos químicos

La tabla periódica, tal como la conocemos hoy, es el producto de una evolución en la que contribuyeron hombres y mujeres de ciencia, que por medio de sus investigaciones lograron integrar y organizar los elementos químicos.

En 1790, el francés Antonio Lavoisier recopiló una lista de 23 elementos, algunos de ellos como el oro, la plata, el carbón y el oxígeno.

En 1829, el alemán Johann W. Döbereiner organizó los elementos químicos en grupos de tres, cada triada estaba constituida por elementos con propiedades químicas semejantes, mientras sus propiedades físicas variaban.

En la actualidad están clasificados 118 elementos, 89 de los cuales existen en la naturaleza, mientras que el resto ha sido creado artificialmente por el hombre. Los elementos sintéticos son el prometio, Pm ($Z = 61$), y del neptunio, Np ($Z = 93$), al Ununoctio, Uuo (su síntesis ya fue reportada pero no se ha dado nombre oficial, por eso se usa el símbolo sistemático de 3 letras) ($Z = 118$).

Los símbolos de los elementos químicos se escriben con una o dos letras como máximo. La primera se escribe con mayúscula y la siguiente en minúscula. Ejemplo: **Cl**, **I**, **H**, **He**, **Ca**, **C**, etc.

Actualmente la tabla periódica está diseñada de acuerdo con el número atómico y configuración electrónica de los elementos químicos una herramienta útil para los químicos y para los estudiantes.

La estructura básica la conforman 18 columnas o grupos y siete filas o periodos, hay tantos periodos como niveles energéticos y cada uno inicia cuando empieza a llenarse un nuevo nivel.

		GRUPO O FAMILIA																		
		1											13	14	15	16	17	18		
		IA	2											III	IV	V	VI	VII	VIII	
			A											A	IVA	VA	VIA	VIIA		
Periodos	1																			
	2			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							
	3			IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	IX	X	11B	12B							
	4																			
	5																			
	6																			
	7																			

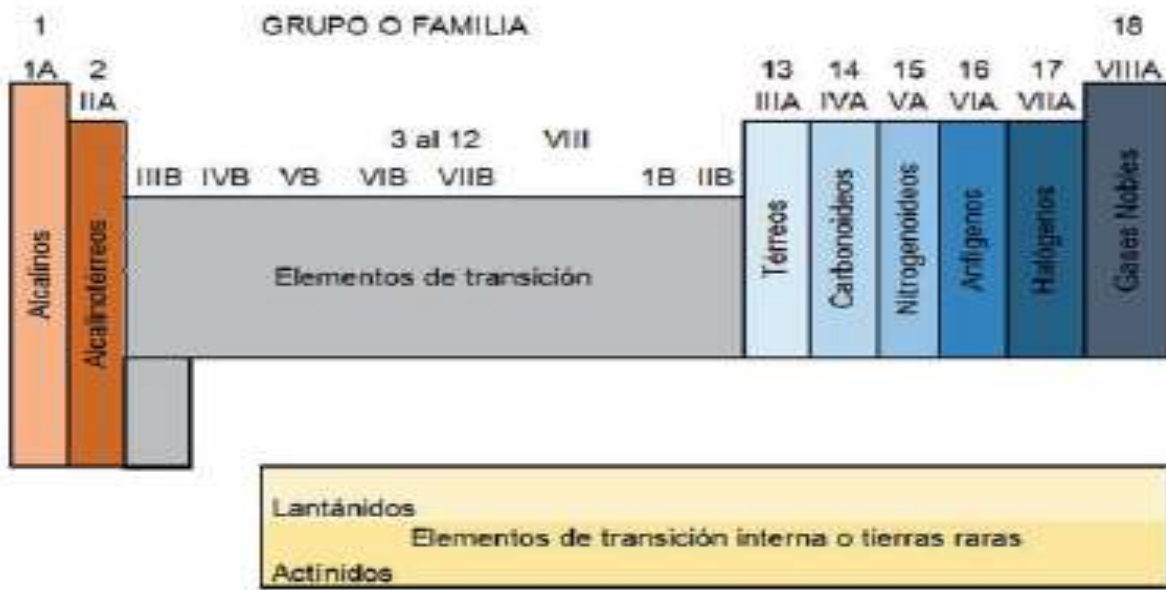
Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí, por ejemplo, los elementos del grupo IA valencia 1 (un electrón en su último nivel de energía).

A los grupos se les asigna números romanos (numeración europea) y las letras A y B. la letra A indica grupo de elementos representativos (la configuración electrónica termina en general en orbitales s o p) y la B indica elementos no representativos o de transición (la configuración electrónica termina en orbitales d o f).

A los grupos tradicionalmente se les conoce también como familias debido a la similitud en las propiedades químicas que presentan los elementos que integran cada grupo. Si observas la tabla periódica, te darás cuenta que está formada por 18 grupos.

Lo anterior permite que algunos grupos de elementos reciban nombres específicos, por ejemplo:

- Grupo 1 Metales alcalinos. Grupo 15 Familia del Nitrógeno.
- Grupo 2 Metales Alcalinotérreos. Grupo 16 Familia del Oxígeno.
- Grupo 13 Familia del Boro. Grupo 17 Halógenos. Grupo
- Grupo 14 Familia del Carbono. 18 Gases Nobles.



Alcalinos
H Li Na K Rb Cs Fr

Reactivo: sustancia que sufre una reacción química y se transforma en otra nueva.

Grupo 1 A o familia de los metales alcalinos. Entre ellos no está considerado el hidrógeno que es un no metal. Los elementos de este grupo son brillantes y muy reactivos químicamente. Su reacción con el agua es muy violenta por su elevada reactividad con la naturaleza, no se encuentran en estado elemental, sólo combinados en forma de sales.

Alcalinotérreos
Be Mg Sr Ba Ra

Grupo II A o familia de los metales alcalinotérreos. Se llaman alcalinos porque al reaccionar forman hidróxidos o álcalis y térreos por su aspecto de tierra. Los metales de este grupo son maleables y dúctiles. Conducen bien la electricidad y cuando se calientan arden fácilmente en el aire. Se les puede encontrar como sulfatos y carbonatos.

Térreos
B Al Ga In Tl

Grupo III A o familia del boro- aluminio o térreos. Son metales muy activos, con excepción del boro que tienen propiedades de un semimetal o metaloide. El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre. Generalmente se encuentran como óxidos.

Carboniodes
C Si Ge Sn Pb

Grupo IV A o familia de los carboniodes. El carbono es un no metal, le siguen 2 metaloides como el silicio y el germanio y metales como el estaño y el plomo. El carbono es el elemento más importante de la naturaleza debido a que da origen a las biomoléculas que son el sustento de la vida. El silicio es muy abundante en la corteza terrestre.

Nitrogenoideos
N P As Sb Bi

Grupo V A o familia de los hidrogeniodes. El nitrógeno es un elemento esencial de las proteínas de todos los animales y plantas, constituye el 78% en volumen de la atmósfera y se encuentra formando sales. Los tres primeros elementos de este grupo son no metales.

Anfígenos
S Se Te Po

Grupo VI A o familia de los anfígenos. Todos los elementos de esta familia son no metales excepto el polonio, se le encuentra en la naturaleza en, en forma libre. También se les llama calcógenos que significa formados por cenizas. En esta familia se encuentra el oxígeno que es muy importante para la vida.

Halogenos
F Cl Br I At

Grupo VII A familia de los halógenos. Son los elementos no metálicos con mayor actividad química. En la naturaleza no se encuentran en forma libre. Halógeno significa formadores de sal. Sol los no metales más reactivos, capaces de reaccionar con todos los metales y no metales, incluso entre sí formando moléculas diatómicas. El astato es el más pesado y radioactivo, es carcinógeno.

Gases nobles
He Ne Ar Kr Xe Rn

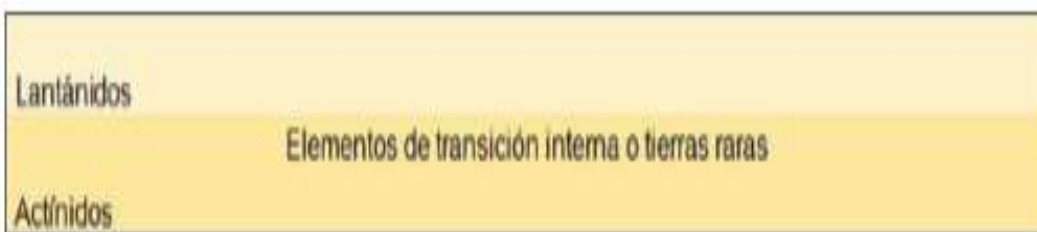
Grupo VIII A familia de los gases nobles se encuentran al final de cada periodo. Son incoloros, diamagnéticos, no reactivos o inertes debido a su configuración electrónica estable.

Los grupos del IB al VIII B están formados por elementos metálicos, tienen la característica común de que sus átomos contienen órbitas internas incompletas.



Elementos radioactivos. Se dividen en dos series, los lantánidos y los actínidos, reciben el nombre de tierras raras o elementos de transición interna, son difíciles de separar y aun cuando se encuentran en la naturaleza son relativamente poco comunes.

De los actínidos solo existen en la naturaleza tres de ellos (torio, protactinio y uranio) los demás son sintéticos.

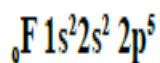
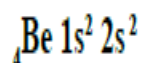


Periodos

Observa detenidamente tu tabla periódica y te darás cuenta que los elementos también se localizan en forma horizontal o renglones, a los cuales se les denomina periodos. En total, la tabla periódica está dividida en siete periodos.

Para todos los elementos de la tabla periódica, el número de periodo, contando de arriba hacia abajo, en el cual se encuentran localizados, es igual a su nivel de valencia o bien indica el total de niveles de energía del átomo.

El berilio y el flúor pertenecen al periodo 2, sus configuraciones así lo demuestran; ya que el nivel de valencia en ambos casos es el nivel 2.



Núm. de Periodo	Núm. de elementos	Núm. de nivel de energía principal que se llena de electrones	Gas noble que tiene el nivel completo
1	2	Subnivel 1s con 2 electrones	He, 1s ²
2	8	Subniveles 1s, 2s y 2p	Ne, 2p ⁶
3	8	Subnivel 1s, 2s, 2p, 3s, 3p	Ar, 3p ⁶
4	18	Subniveles 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s y 4p	Kr, 4p ⁶
5	18	Subnivel 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 5s y 5p	Xe, 5p ⁶
6	32	Subnivel 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 5s, 5p, 5d, 4f, 6s y 6p	Rn, 6p ⁶
7	32	Subniveles, 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, 5s, 5p, 5d, 5f, 6s, 6p, 6d, 7s y 7p	On, 7p ⁶

Bloque

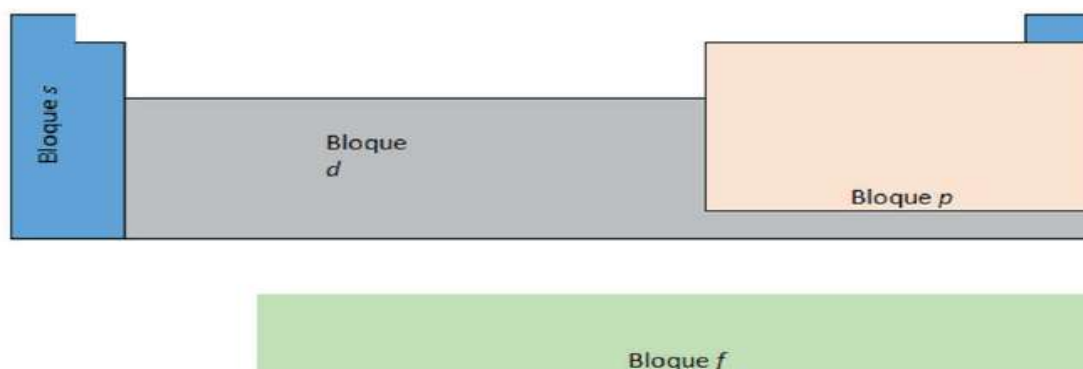
El desarrollo de las configuraciones electrónicas de los elementos da como resultado una tabla periódica donde la localización de los elementos químicos se presenta por regiones o bloques s, p, d y f, también llamadas clases.

Los dos primeros grupos de elementos representativos IA y IIA se conocen como bloque s, debido a que su configuración electrónica del estado fundamental termina en s.

Los grupos representativos del IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIII A integran el bloque p.

Los metales de transición forman el bloque d representados por IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB y VIIIB.

En el caso de los lantánidos y actínidos, que son metales de transición interna, forman el bloque f.



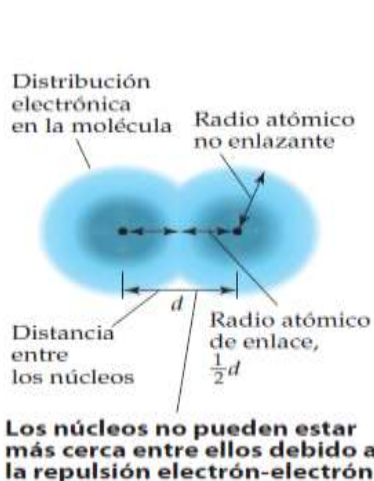
Propiedades Periódicas.

Los elementos poseen una serie de propiedades que cambian regularmente en la tabla periódica y se conocen como Propiedades Periódicas.

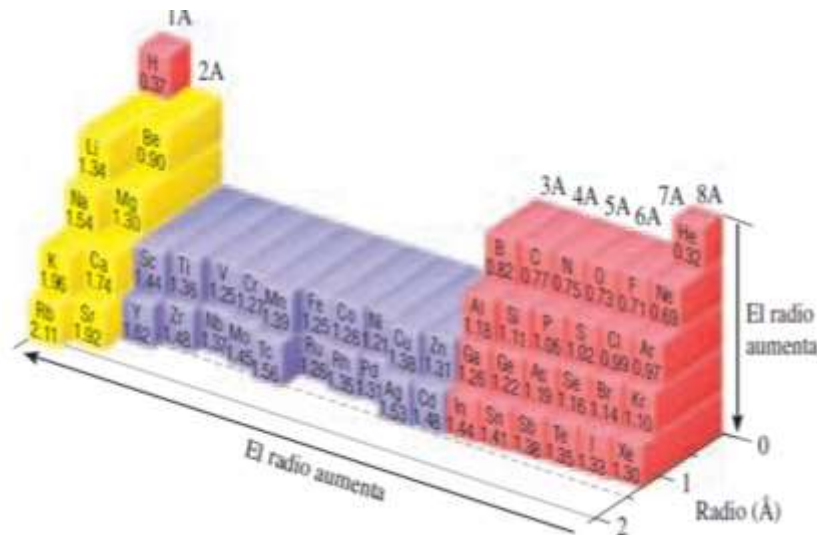
Estas propiedades dependen fundamentalmente de la configuración electrónica de los elementos. Algunas de estas propiedades periódicas son el radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Radio atómico

El radio atómico se define como la distancia comprendida entre el centro del núcleo y el nivel externo del átomo. El término radio atómico no es muy preciso, ya que experimentalmente no es posible medirlo. Sin embargo, para hacer una comparación entre todos los elementos se hacen promedios con las mediciones de radios covalentes y metálicos entre los elementos para poder tener una idea del tamaño del átomo.



▲ FIGURA 7.5 Diferencia entre los radios atómicos de enlace y no enlazantes dentro de una molécula.

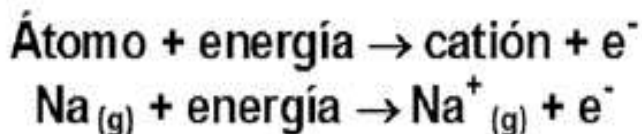


Energía de ionización

Es la energía necesaria para quitar un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso y formar iones positivos o cationes.

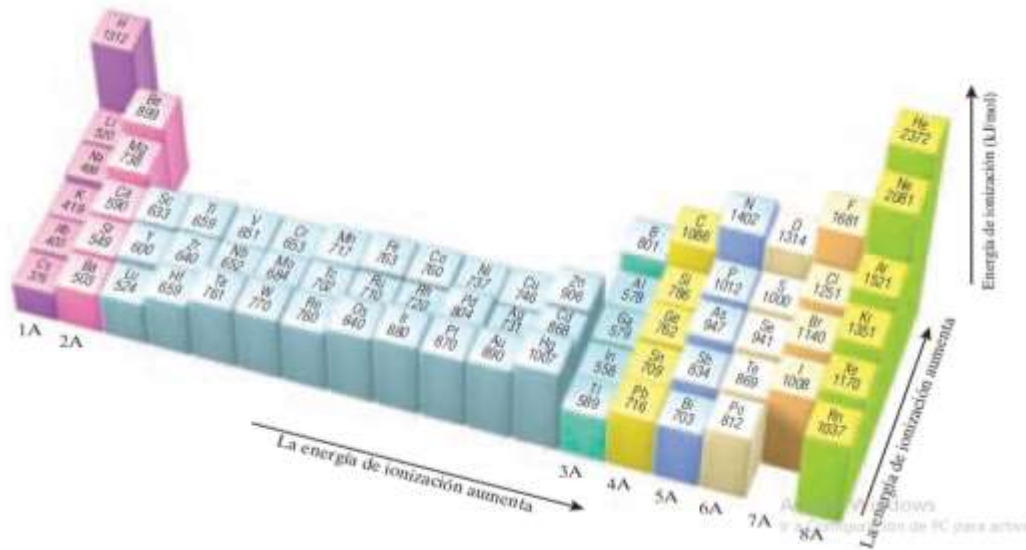
Los átomos son eléctricamente neutros porque tienen igual número de protones (cargas positivas) y de electrones (cargas negativas). Sin embargo, cuando en una reacción química el átomo pierde o gana electrones, obtiene una carga eléctrica y se dice que se ha convertido en un ión. La carga del ión tendrá signo positivo cuando el átomo pierda electrones y adquirirá carga negativa cuando gane electrones. A los iones positivos se les conoce como cationes y a los iones negativos como aniones.

Al perder el átomo un electrón se convierte en un ion con carga positiva (o catión) debido a que el número de protones es mayor al número de electrones, es decir:



11Na, el número atómico indica que el sodio tiene 11 protones, pero también 11 electrones y es neutro. Al perder un electrón tiene ahora 10 cargas negativas y conserva las 11 positivas, por lo que adquiere carga positiva (catión) y se representa como Na⁺

La energía de ionización de los elementos ubicados en la tabla periódica, aumentan de izquierda a derecha, a través de las filas o los periodos y disminuyen, de arriba hacia abajo, en las columnas o grupos.



Grupo 1A	Grupo 2A	Grupo 3A	Grupo 6A	Grupo 7A
Li ⁺ 0.90 Li 1.34	Be ²⁺ 0.59 Be 0.90	B ³⁺ 0.41 B 0.82	O ²⁻ 1.26 O 0.73	F ⁻ 1.19 F 0.71
Na ⁺ 1.16 Na 1.54	Mg ²⁺ 0.86 Mg 1.30	Al ³⁺ 0.68 Al 1.18	S ²⁻ 1.70 S 1.02	Cl ⁻ 1.67 Cl 0.99
K ⁺ 1.52 K 1.96	Ca ²⁺ 1.14 Ca 1.24	Ga ³⁺ 0.76 Ga 1.26	Se ²⁻ 1.84 Se 1.16	Br ⁻ 1.82 Br 1.14
Rb ⁺ 1.66 Rb 2.11	Sr ²⁺ 1.32 Sr 1.92	In ³⁺ 0.94 In 1.44	Te ²⁻ 2.07 Te 1.35	I ⁻ 2.06 I 1.33

● = catión ● = anión ● = átomo neutro

FIGURA 7.7 Tamaño de cationes y aniones. Radios, en angstroms, de átomos y de iones de varios grupos de elementos representativos.

Afinidad electrónica.

Si para quitarle un electrón a un átomo se requiere energía (energía de ionización), entonces: ¿qué pasa cuando un átomo gana un electrón? Cuando un átomo gana un electrón, desprende una cierta cantidad de energía convirtiéndose en un átomo con carga negativa o anión.

La afinidad electrónica se define como: la cantidad de energía que se desprende cuando un átomo en fase de gas gana un electrón, para convertirse en un ion negativo o anión. En un grupo de la tabla periódica aumenta de arriba hacia abajo. En un periodo, aumenta de izquierda a derecha.

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H -73							He > 0
Li -60	Be > 0	B -27	C -122	N > 0	O -141	F -328	Ne > 0
Na -53	Mg > 0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar > 0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr > 0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe > 0

▲ FIGURA 7.11 Afinidad electrónica en kJ/mol para bloques de elementos seleccionados *s* y *p*.

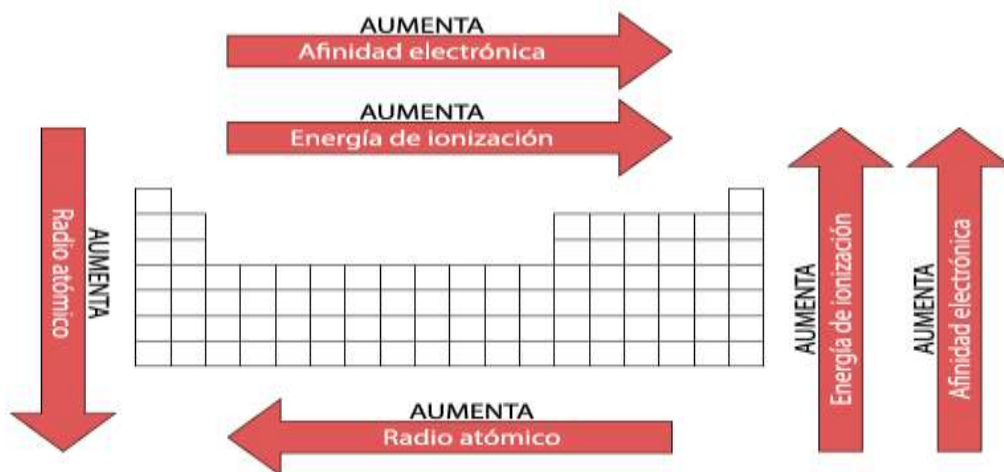
en las tendes
misma razón
Las afi.

Electronegatividad.

La electronegatividad es una cantidad que se asigna a cada elemento y muestra la capacidad del átomo para atraer los electrones en un enlace. En la tabla periódica el valor de estos números aumentan de izquierda a derecha. Los halógenos (grupo 17) son los elementos más electronegativos y de ellos, el que posee más electronegatividad es el flúor (F) y se le asigna el número 4. Los menos electronegativos son los metales alcalinos y de ellos, el francio (Fr) posee en valor más bajo.

En la tabla periódica la electronegatividad varía de la misma forma que el potencial de ionización y la afinidad electrónica; las tres aumentan de izquierda a derecha en los periodos y disminuyen de arriba hacia abajo en los grupos. El tamaño atómico tiene comportamiento inverso, aumenta de arriba hacia abajo en los grupos y disminuye de izquierda a derecha en los periodos.

Variación de las propiedades de los elementos en la tabla periódica.



La regla del octeto.

Para explicar la formación de enlaces químicos los científicos Walter Kossel y Gilbert N Lewis en 1916 enunciaron la regla del octeto o regla de los ocho, la cual establece que: "al formarse un enlace químico, los átomos ganan, pierden o comparten electrones para lograr una estructura electrónica estable, similar a la de un gas noble". Esta regla se basa en que todos los gases nobles tienen ocho electrones en su capa de valencia, excepto el Helio, cuyo nivel principal de energía está completo con sólo dos electrones. Esta excepción origina

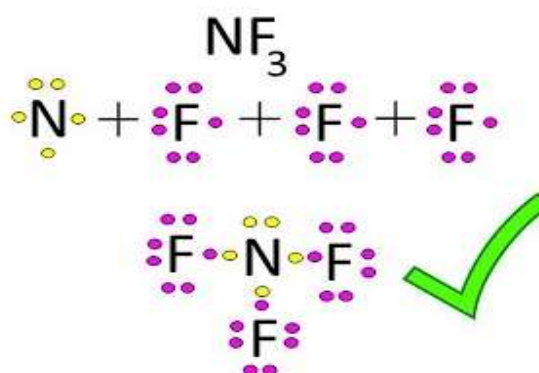
la regla de los dos, según la cual establece que “el primer nivel principal de energía completo también es una configuración estable”. Los átomos de helio e hidrógeno son los únicos que cumplen con ello.

Según la regla del octeto cuando se forma la unión química, los átomos ganan, pierden o comparten electrones, de tal forma que la capa de valencia (última capa) de cada átomo complete los ocho electrones. En general, los átomos que tienen 1, 2 y 3 electrones en su última capa, como los metales, tienden a perderlos, y convertirse en iones de carga positiva (cationes), ejemplo.

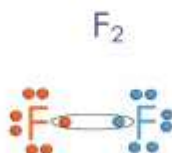
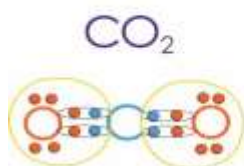
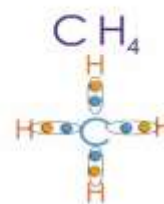
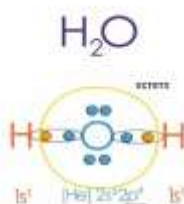
Estructura de Lewis

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
H •	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•He•
Li •	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na •	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K •	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb •	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs •	•Ba•	•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
Fr •	•Ra•						

Fácil y rápido



EJEMPLOS DE ESTRUCTURAS DE LEWIS



La estructura de Lewis, sirve para ilustrar enlaces químicos (iónicos o covalentes), donde los electrones de valencia se representan por medio de puntos o cruces los electrones de valencia, procurando diferenciar los que pertenecen a un átomo de los que pertenecen a otro.

En los enlaces electrovalentes se señala con una flecha la transferencia del electrón, del átomo menos electronegativo al de mayor electronegatividad.

En los enlaces covalentes, los electrones que se comparten se representan por un par de puntos o un guion, entre los símbolos de los átomos.

