

MÓDULO 4

**TABLA PERIÓDICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS**

**CONTENIDO**

Clasificación de los elementos.- Ley periódica.- Descripción de la tabla periódica.- Propiedades periódicas. Ejercicios y problemas.- Evaluación.

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente modulo son los siguientes:

1. Entender la necesidad de clasificar los elementos químicos.
2. Comprender la ley periódica que gobierna la clasificación de los elementos químicos.
3. Describir la tabla periódica actual.
4. Identificar las propiedades periódicas y su utilidad en la predicción de las mismas.

**CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS**

A principios del siglo XIX, Dalton propuso su teoría atómica, y años más tarde, Proust formuló que las masas atómicas de los elementos son múltiplos de la masa del hidrógeno. Una consecuencia de estos hechos fue el descubrimiento de un gran número de elementos. A medida que el número de elementos conocidos aumentaba se observaron semejanzas físicas y químicas entre ellos y fue necesario encontrar un sistema que pudiera ordenarlos y agrupar aquellos que tuvieran comportamiento similar. Es así que a continuación mencionaremos los más importantes intentos de clasificar los elementos químicos.

1. **LAS TRIADAS DE DOBEREINER (1 817)**

La primera clasificación basada en las propiedades atómicas fue propuesta por el Alemán Dobereiner, quien en 1817 informó que existía cierta relación entre las propiedades atómicas de los elementos químicamente análogos cuando se agrupan en tríadas, es decir, en grupos de tres.

Pone en evidencia que la masa atómica de uno de los tres elementos de la triada es intermedia entre la de los otros dos, así, la masa atómica de uno de ellos es la media aritmética de la masa atómica de los otros dos.

Por ejemplo, en la triada K-Rb-Cs el potasio tiene la masa atómica 39 y el cesio 133, si los sumamos y dividimos por dos nos da 86, masa atómica del rubidio.

Otras triadas estaba conformado por el Ca, Sr, Ba; S, Se, Te; Li, Na, K; Cl, Br, I; Fe, Co, Ni. Formaban compuestos de composición similar y con propiedades similares.

1. **EL ANILLO TELURICO DE CHANCOURTOIS (1 862)**

El francés **Chancourtois** estableció su tornillo telúrico (o anillo telúrico, o hélice telúrica), por la cual los elementos se iban colocando sobre una línea que ascendía con un ángulo de 45 grados por la superficie curva de un cilindro. Los elementos que coincidían sobre una generatriz (la línea recta perpendicular a las bases) tenían propiedades físicas y químicas similares.

Además, estas propiedades se repetían cada dieciséis unidades de masa atómica, lo que hizo que Chancourtois pensase que las propiedades de los elementos están ligadas con las propiedades de los números.

1. **LAS OCTAVAS DE NEWLANDS (1 864)**

En 1864, el químico ingles Newlands, descubrió que al ordenar los elementos conocidos por su masa atómica y después de disponerlos en columnas verticales de siete elementos cada una, observó que el octavo elemento tenía propiedades similares al primero, el noveno al segundo y así sucesivamente, cada ocho elementos, las propiedades se repetían, lo denominó *ley de las octavas*, recordando los periodos musicales.

Así:

1 2 3 4 5 6 7

Li Be B C N O F

8 ….

Na Mg Al …..

Claro que Newlands no conocía los gases nobles, lo que haría que se hablase de la “ley de novenas”, fue el motivo para seguir buscando otra manera de clasificar los elementos químicos.

1. **CLASIFICACIÓN DE MENDELEIEV Y MEYER (1 869)**

En 1869, el químico alemán *Julius Lothar Meyer* y el químico ruso *Dimitri Ivanovich Mendeleiev* presentaron, en forma independiente, clasificaciones periódicas muy semejantes basadas en el incremento del peso atómico, el primero basando sus estudios en las propiedades químicas de los elementos químicos y el segundo en las propiedades físicas de los mismos.

*Meyer* al estudiar los volúmenes atómicos de los elementos y representarlos frente al peso atómico observó la aparición en el gráfico de una serie de ondas. Cada bajada desde un máximo (que se correspondía con un metal alcalino) y subido hasta el siguiente, representaba para Meyer un periodo. En los primeros periodos, se cumplía la ley de las octavas, pero después se encontraban periodos mucho más largos. Aunque el trabajo de Meyer era notablemente meritorio, su publicación no llego a tener nunca el reconocimiento que se merecía, debido a la publicación un año antes de otra ordenación de los elementos que tuvo una importancia definitiva.

El término periódico significa repetición a intervalos regulares y en estas clasificaciones los elementos se han agrupado basándose en las similitudes de sus propiedades y en el incremento de los pesos atómicos.

En el tiempo de Mendeleiev se conocían 63 elementos, cuyas combinaciones producían millares de compuestos. Para ordenarlos, cortó 63 cuadros de cartón y escribió en cada uno el nombre de uno de los elementos, su peso atómico y sus características principales, ordenándolos de distintas maneras hasta que en 1869 encontró un arreglo natural que empezaba con el hidrógeno, que es el más ligero, y terminaba con el uranio, cuyos átomos eran los más pesados, entre ellos se encontraban clasificados los demás y había un incremento gradual de los pesos atómicos.

Las propiedades de cualquiera de los elementos dependían del lugar que ocupaba en el ordenamiento periódico.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| REIHEN | Grupo I - R2O | Grupo II - RO | Grupo III - R2O3 | Grupo IV RH4 RO2 | Grupo V RH3 R2O5 | Grupo VI RH2 RO3 | GrupoVII RH R2O7 | Grupo VIII - RO4 |
| 1 | H = 1 |  |  |  |  |  |  |  |
| 2 | Li = 7 | Be = 9.4 | B = 11 | C = 12 | N = 14 | O = 16 | F = 19 |  |
| 3 | Na = 23 | Mg = 24 | Al = 27.3 | Si = 28 | P = 31 | S = 32 | Cl = 35.5 |  |
| 4 | K = 39 | Ca = 40 | ? = 44 | Ti = 48 | V = 51 | Cr = 52 | Mn = 55 | Fe= 56 ,Co = 59  Ni = 59 , Cu = 63 |
| 5 | ( Cu =63) | Zn = 65 | ? = 68 | ? = 72 | As = 75 | Se = 78 | Br = 80 |  |
| 6 | Rb = 85 | Sr = 87 | ? Yt = 88 | Zr = 90 | Nb = 94 | Mo = 96 | ? = 100 | Ru=104,Rh=104  Pd=106, Ag=108 |
| 7 | (Ag =108) | Cd = 112 | In = 113 | Sn = 118 | Sb = 122 | Te = 125 | I = 127 |  |
| 8 | Cs = 133 | Ba = 137 | ?Di = 138 | ?Ce =140 | - | - | - | - |
| 9 | - | - | - | - | - | - | - | - |
| 10 | - | - | ?Er = 178 | ?La = 180 | Ta = 182 | W = 184 | - | Os=195,Ir=197  Pt=198,Au=199 |
| 11 | (Au=199) | Hg = 200 | Tl = 204 | Pb = 207 | Bi = 208 | - | - | - |
| 12 | - | - | - | Th = 231 | - | U = 240 | - | - |

Fig. 1 Tabla periódica Publicada por Mendeleiev en 1872 ( Annalen der Chemie und Pharmacie ).

En 1 871, Mendeleiev clasificó los elementos en ocho grupos, dichos elementos fueron seleccionados considerando la composición de sus óxidos comunes. Los elementos del grupo I forman óxidos cuya fórmula es R2O  (Na2O óxido de sodio),  de RO para el grupo II, etc., tal como indica la tabla anterior.

En 1 869, ***D. I.*** ***Mendeleiev*** propuso la primera ***“Ley Periódica”***.

***"Las propiedades químicas y la mayoría de las propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus masas atómicas".***

Para poder aplicar la ley que él creía cierta, tuvo que dejar ciertos huecos vacíos. Él estaba convencido de que un día esos lugares vacíos que correspondían a las masas atómicas 45, 68, 70 y 180, no lo estarían más, y los descubrimientos futuros confirmaron esta convicción. El consiguió además prever las propiedades de tres de los elementos que faltaban a partir de las propiedades de los cuatro elementos vecinos (denominándolos ekaboro, ekaaluminio y ekasilicio). Entre 1 875 y 1 886, estos tres elementos: galio, escandio y germanio, fueron descubiertos y ellos poseían las propiedades predichas.

Al aplicar sus conceptos en la elaboración de la tabla periódica, llegó a la conclusión de que algunos elementos parecían no tener un lugar apropiado a su peso atómico, como sucede con el argón (Ar) y el potasio (K), cuyos pesos atómicos son 39,95 y 39,102, entre otros ejemplos, como el Cobalto (Co) y el níquel (Ni), así como el telurio (Te) y el yodo (I). Sin embargo, colocó a estos elementos en el sitio adecuado al hacer transposiciones porque consideró que elementos con propiedades físicas y químicas semejantes debían ser miembros de un mismo grupo.

Sin embargo aunque la clasificación de Mendeleiev marca un claro progreso, contiene ciertas anomalías debidas a las masas atómicas, como los vistos anteriormente, no cumplen la ley periódica formulada por él.

**CONTRIBUCIÓN DE WERNER Y MOSELEY**

La tabla periódica larga que en 1 895 presentó *Alfred Werner*, es sin lugar a dudas una de las que más se utiliza actualmente con algunas adaptaciones y que fue el primer sistema periódico con la estructura larga que permite separar a los grupos A de los grupos B, la colaboración de los elementos dentro de la tabla coincide con las configuraciones electrónicas de los elementos aun cuando fue realizada muchos años antes de que éstas se conocieran, pero la serie de los lantánidos y la de los actínidos sólo tiene una casilla para cada una.

Al ordenar los elementos en la tabla periódica, fue natural dar a cada uno un número que indicara su posición en ella, aunque no se le concedió ningún significado físico.

En 1 913, el físico inglés *Henry Gwyn Moseley* generó rayos X de diferentes longitudes de onda al bombardear sucesivamente con rayos catódicos el núcleo de 42 elementos sólidos diferentes; la frecuencia de los rayos X depende del metal que forma el ánodo en el tubo de rayos X.

Al analizar las mediciones de espectros de los rayos X, *Moseley* señaló que en el átomo existe una cantidad fundamental, Z, que aumenta por escalones regulares cuando se pasa de un elemento al siguiente y que sólo puede ser la carga del núcleo central positivo; además, indicó que Z es igual al número del lugar que ocupa el elemento en la tabla periódica. A esta cantidad fundamental se le llamó *número atómico*.

Por ejemplo, el número atómico (Z) y la longitud de onda (λ) de los rayos X producida por diferentes elementos:

Elemento         Número atómico (Z)         Longitud de onda (λ)

K 19 4

Ti 22         3

Fe    26   2

*Moseley* encontró que las longitudes de onda de los rayos X se hacen más cortas a medida que aumenta la carga del núcleo, es decir, al aumentar el número atómico.

El número atómico es el número de orden de un elemento de la tabla periódica y representa, además, el valor de la carga del núcleo y el número de protones.

Al ordenar los elementos de acuerdo con los números atómicos, se obtiene un sistema periódico más satisfactorio y se deriva una ley periódica que se conoce con el nombre de la ***ley periódica de Moseley*** que dice:

***“Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos”***.

Las propiedades periódicas de los elementos, como tamaño atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, etc., dependen del aumento regular de la carga nuclear de los átomos a medida que su tamaño y complejidad aumentan.

La tabla periódica, cuyo uso está generalizado actualmente, deriva de los trabajos de Mendeleiev, Werner y Moseley; en ella los elementos se encuentran ordenados según sus números atómicos crecientes y se rige por la ley periódica de Moseley.

**TABLA PERIÓDICA MODERNA**

La tabla de Mendeleïev condujo a la [tabla periódica actualmente utilizada](http://www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm).

Un grupo de la tabla periódica es una columna vertical de la tabla. Hay 18 grupos en la tabla estándar. El hecho de que la mayoría de estos grupos correspondan directamente a una serie química no es fruto del azar. La tabla ha sido inventada para organizar las series químicas conocidas dentro de un esquema coherente. La distribución de los elementos en la tabla periódica proviene del hecho de que los elementos de un mismo grupo poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa. Como el comportamiento químico está principalmente dictado por las interacciones de estos electrones de la última capa, de aquí el hecho de que los elementos de un mismo grupo tengan similares propiedades físicas y químicas.

**DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA**

La utilidad que resulta importante conocer y es de gran utilidad en la nomenclatura es la que nos brinda información sobre la capacidad de combinación de los elementos o sea su valencia así como su estado o número de oxidación.

Existe una clasificación que ubica a los elementos representativos en ocho grupos identificados como A y a los de transición en B. Los elementos representativos son conocidos así porque el número de grupos representa la cantidad de electrones en su capa de valencia o sea el último nivel, y la cantidad de electrones en esa capa nos indica la valencia máxima que el elemento puede presentar.

La Tabla Periódica de los Elementos es una representación gráfica que agrupa a los elementos según la distribución de sus electrones alrededor del núcleo. Consiste de más de 100 casillas organizadas en 4 bloques: s, p, d y f. Cada casilla corresponde a un elemento. El número de casilla coincide con el número de protones del elemento correspondiente.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| s | |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | p | | | | | |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|  | d | | | | | | | | | |
|  |
|  |
|  |

|  |
| --- |
| f |

Las columnas de los bloques s, p y d corresponden a grupos de elementos con propiedades químicas similares.

Se numeran del 1 al 18 (sin tomar en cuenta al bloque f). Los renglones de la tabla periódica se denominan periodos y corresponden con las capas electrónicas de las partículas mononucleares.

En el bloque f hay otros dos grupos, en este caso en secuencia horizontal: los lantánidos y los actínidos. El bloque f está entre los bloques s y d pero por comodidad se acostumbra situarlo debajo de los otros 3 bloques.

La ubicación de cada elemento en la tabla responde a la siguiente lógica:

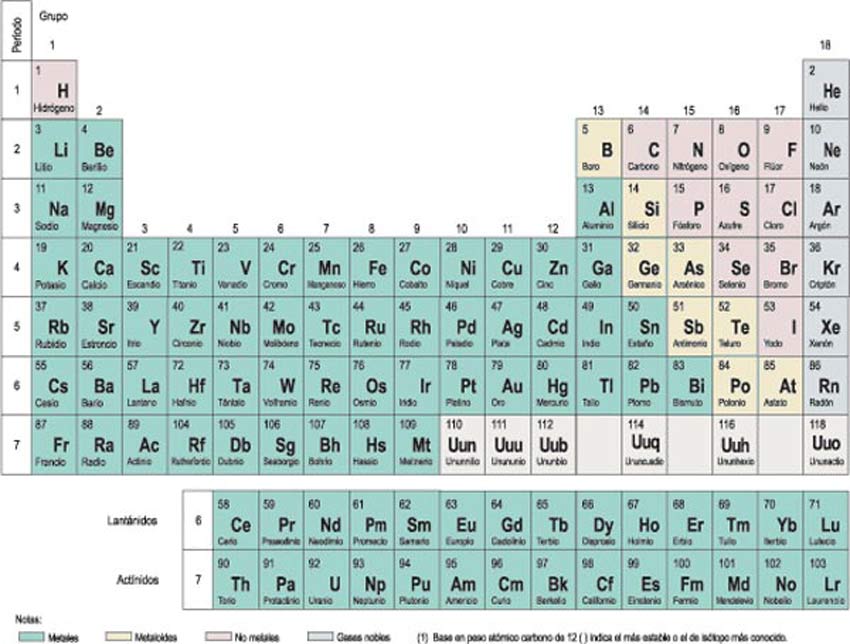
Todos los elementos cuyo último electrón ocupa un dominio de cierto tipo (s, p, d o f) se ubican en el bloque correspondiente de la tabla.

Todos los elementos cuya última capa electrónica es la enésima [la *nsw(n–2)fx(n–1)dynpz*] se ubican en el enésimo periodo de la tabla periódica.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Todos los elementos cuya última capa electrónica es la | primera | (la *1s2*) | se ubican en el | primer | periodo de la tabla periódica. |
| segunda | (la *2s22p6*) | segundo |
| tercera | (la *3s23p6*) | tercer |
| cuarta | (la *4s23d104p6*) | cuarto |
| quinta | (la *5s24d105p6*) | quinto |
| sexta | (la *6s24f145d106p6*) | sexto |
| séptima | (la *7s25f146d107p6*) | séptimo |

Cada casilla corresponde a un elemento distinto. Están numeradas en forma progresiva del 1 en adelante. Al número de casilla se le da el nombre de *número atómico* y coincide con el número de protones de cada elemento. Así, el elemento número 8, tiene 8 protones en su núcleo, ocupa la octava casilla de la tabla periódica y se llama oxígeno. Aún más, las siguientes son expresiones sinónimas, es decir, significan exactamente lo mismo.

* El sexto elemento
* El elemento de la sexta casilla
* El elemento cuyo núcleo posee 6 protones
* El elemento carbono

**LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS**

Los renglones de la tabla periódica se denominan *periodos* y corresponden con las capas electrónicas. En el primer periodo sólo hay dos elementos: el hidrógeno y el helio cuyas configuraciones son 1s1 y 1s2 respectivamente.

El segundo y el tercer periodos contienen 8 elementos cada uno.

El cuarto y el quinto periodos contienen 18 elementos: dos en el bloque s, diez en el bloque d y seis en el bloque p.

El sexto y séptimo periodos pueden contener hasta 32 elementos: dos en el bloque s, 14 en el bloque f, 10 en el bloque d y 6 en el bloque p.

Las columnas de los bloques s, p y d corresponden a grupos de elementos con propiedades químicas similares.

Se numeran del 1 al 18 (sin tomar en cuenta al bloque f). Es decir, los grupos 1 y 2 se encuentran en el bloque s. Los grupos 3 al 12 se localizan en el bloque d. Y, finalmente en el bloque p se tienen los grupos del 13 al 18.

Así, el oxígeno, el azufre y selenio pertenecen al grupo 16. El grupo 18 es de los gases nobles. El berilio, el magnesio y el calcio son elementos del grupo 2. El grupo del carbono es el 14 y el grupo de los halógenos es el 17. Etcétera.

En el bloque f hay otros dos grupos: los lantánidos (en el sexto periodo) y los actínidos (en el séptimo periodo). O sea, que hay 20 grupos de elementos: los 18 de los bloques s, p y d y los lantánidos y los actínidos del bloque f.

**GRUPOS**

A las columnas verticales de la tabla periódica se les conoce como *grupos*. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma [*valencia*](http://es.wikipedia.org/wiki/Valencia_at%C3%B3mica), y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí. Por ejemplo, los elementos en el grupo *IA* tienen valencia monovalente (un electrón en su último [nivel de energía](http://es.wikipedia.org/wiki/Nivel_de_energ%C3%ADa)) y todos tienden a perder ese electrón al enlazarse como iones positivos de +1. Los elementos en el último grupo de la derecha son los gases nobles, los cuales tienen lleno su último nivel de energía (regla del octeto) y, por ello, son todos extremadamente no reactivos.

Numerados de izquierda a derecha, los grupos de la tabla periódica son:

Grupo 1 (IA): los metales alcalinos

Grupo 2 (IIA): los metales alcalinotérreos

Grupo 3 al Grupo 12: los metales de transición, metales nobles y metales mansos

Grupo 13 (IIIA): los térreos

Grupo 14 (IVA): los [carbonoideos](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_grupo_14)

Grupo 15 (VA): los [nitrogenoideos](http://es.wikipedia.org/wiki/Nitrogenoideos)

Grupo 16 (VIA): los calcógenos o anfígenos

Grupo 17 (VIIA): los halógenos

Grupo 18 (VIIIA): los gases nobles

**PERÍODOS**

Las filas horizontales de la tabla periódica son llamadas *períodos*. Contrario a como ocurre en el caso de los grupos de la tabla periódica, los elementos que componen una misma fila tienen propiedades diferentes pero masas similares: todos los elementos de un período tienen el mismo número de orbitales. Siguiendo esa norma, cada elemento se coloca según su [*configuración electrónica*](http://es.wikipedia.org/wiki/Configuraci%C3%B3n_electr%C3%B3nica). El primer período solo tiene dos miembros: [hidrógeno](http://es.wikipedia.org/wiki/Hidr%C3%B3geno) y [helio](http://es.wikipedia.org/wiki/Helio); ambos tienen sólo el [orbital](http://es.wikipedia.org/wiki/Orbital_at%C3%B3mico) 1s.

La tabla periódica consta de 7 períodos:

[Período 1](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_1" \o "Elementos del periodo 1)

[Período 2](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_2)

[Período 3](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_3)

[Período 4](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_4)

[Período 5](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_5)

[Período 6](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_6)

[Período 7](http://es.wikipedia.org/wiki/Elementos_del_periodo_7)

**Ejemplo.**

a) Escribe la distribución electrónica de los elementos con números atómicos: 9, 12, 32, 49 y 56.

b) ¿A qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece cada elemento?

**Rta.**

a) Distribución electrónica:

Z = 9 🡺 1s2 2s2 2p5

Z = 12 🡺 1s2 2s2 2p6 3s2

Z = 32 🡺 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p2

Z = 49 🡺 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p1

Z = 56 🡺 [54Xe] 6s2

b) El grupo me da los electrones de Valencia, y el periodo es el nivel más alto que presenta la distribución, así:

Z = 9 🡺 Grupo 17 (VII A); Periodo 2.

Z = 12 🡺 Grupo 2 (II A); Periodo 3.

Z = 32 🡺 Grupo 14 (IV A); Periodo 4.

Z = 49 🡺 Grupo 13 (III A); Periodo 5.

Z = 56 🡺 Grupo 2 (II A); Periodo 6.

**PROPIEDADES PERIÓDICAS**

Son propiedades que presentan los elementos químicos y que se repiten secuencialmente en la tabla periódica. Por la colocación en la misma de un elemento, podemos deducir que valores presentan dichas propiedades así como su comportamiento químico.

Hay un gran número de propiedades periódicas. Entre las más importantes destacaríamos:

1. **Estructura electrónica.-** Distribución de los electrones en los orbitales del átomo
2. **Potencial o energía de ionización.-** El potencial de ionización es la energía que es necesaria suministrarle a un átomo para arrancarle un electrón de su capa de valencia, convirtiendo el átomo en un ion positivo o catión, en muchos elementos se puede hablar de segundo potencial de ionización, energía necesaria para arrancar un segundo electrón al átomo que ya ha perdido uno, o de tercer, cuarto, etc. potenciales de ionización.

Así, para un átomo X, el proceso será:

X + Ei ⇒ X+ + e-

donde e- es el electrón extraído.

En el sistema periódico, la energía de ionización aumenta dentro de un grupo de abajo hacia arriba, porque cuanto más cerca del núcleo esté el electrón que se quiere separar, tanto más atraído estará por aquel. Esto hace, por ejemplo, que la energía de ionización del Cs, situado al final del segundo grupo, sea 1,4 veces más pequeña que la del Li, situado por el principio de ese mismo grupo (elementos alcalinos).

En un periodo, el análisis de la variación de la energía de ionización es más complicado. En general, podemos decir que aumenta de izquierda a derecha.

* **Electronegatividad.-** Es la capacidad de un átomo de un elemento de atraer hacia sí los electrones compartidos de su enlace covalente con un átomo de otro elemento.

La electronegatividad varía periódicamente, de forma que los elementos situados más arriba y a la derecha del sistema periódico son los más electronegativos y los situados más hacia abajo y a la izquierda son los menos electronegativos. El elemento más electronegativo (más no metálico) es el flúor, seguido del oxígeno y del cloro. El menos electronegativo (más metálico) es el cesio. Los gases nobles son muy inertes, no se habla de electronegatividad de estos elementos.

Se dice que un elemento es muy electronegativo cuando la energía de ionización y la afinidad electrónica son altas.

* **Afinidad electrónica.-** Se define como la energía que liberará un átomo, en estado gaseoso, cuando captura un electrón y se convierte en un ión negativo o anión.

En una familia disminuye con el número atómico y en un período aumenta con el número atómico. Los halógenos son los elementos químicos con afinidades electrónicas más elevadas.

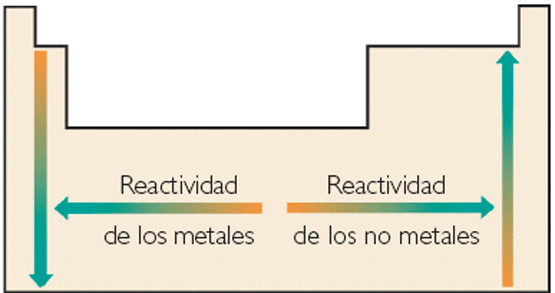
* **Carácter metálico.-** Define su comportamiento metálico o no metálico. Un elemento se considera *metal* desde un punto de vista electrónico cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos; es decir, los metales son muy poco electronegativos.

Un *no metal* es todo elemento que difícilmente cede electrones y sí tiene tendencia a ganarlos; es muy electronegativo.

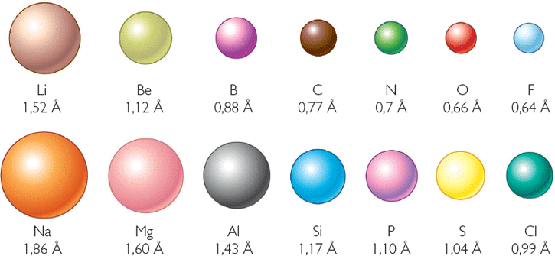
Los gases nobles no tienen ni carácter metálico ni no metálico.

La línea quebrada que empieza en el boro (B) y termina en el ástato (At) marca la separación entre los metales, que se encuentran por debajo de ella, y los no metales, que se sitúan en la parte superior

Los *semimetales* son los elementos que no tienen muy definido su carácter metálico o no metálico y se sitúan bordeando esta línea divisoria.



* **Radio atómico.-** El radio atómico, es decir, el tamaño exacto de un átomo, es muy difícil de determinar, ya que depende del estado de agregación del elemento y de la especie química que forma. Así, se puede considerar el radio covalente, la mitad de la distancia entre dos átomos iguales unidos por un enlace simple. En un grupo aumenta esta propiedad al aumentar el número atómico (hacía bajo) y en periodo aumenta al disminuir el número atómico (hacia la izquierda).

[](http://pe.kalipedia.com/popup/popupWindow.html?tipo=imagen&titulo=Volumen%20atómico?=&url=/kalipediamedia/cienciasnaturales/media/200709/24/fisicayquimica/20070924klpcnafyq_20.Ees.LCO.png)

**Ejemplo 1.**

Las primeras energías de ionización (en eV/átomo) para una serie de átomos consecutivos en el sistema periódico son: 10,5; 11,8; 13,0; 15,8; 4,3; 6,1. Indica cuál de ellos será un halógeno, cuál un anfígeno, y cuál un alcalino. (1 eV = 1,6 · 10–19 J).

**Rta.**

Al ser consecutivos los átomos la mayor energía de ionización corresponderá al gas noble (15,8 eV), el halógeno tendrá la inmediatamente anterior (13,0 eV) y el anfígeno el anterior (11,8 eV). El metal alcalino debe ser el que menos energía de ionización tenga, y como es lógico, va después del gas noble; corresponde pues al valor 4,3 eV, mientras que el último valor corresponderá al metal alcalino-térreo.

**Ejemplo 2.**

Escribe la estructura electrónica de los elementos con número atomico10, 14 y 38. Contesta las siguientes interrogantes justificando cada una de las respuestas.

a) ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece cada elemento?

b) ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes?

c) ¿Cuáles son metales y cuáles no metales?

d) ¿Cuál es mas electronegativo?

**Rta.**

La distribución electrónica de cada átomo será:

Z = 10 🡺 1s2 2s2 2p6

Z = 14 🡺 1s2 2s2 2p6 3s2 3p2

Z = 38 🡺 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2

a) El grupo nos da los electrones de Valencia (electrones del último nivel), así:

Z = 10 🡺 2s2 2p6  = 8 electrones de valencia 🡺 grupo 18 (VIII A) “gases nobles”.

Z = 14 🡺 3s2 3p2  = 4 electrones de Valencia 🡺 grupo 14 (IV A) “carbonoides”.

Z = 38 🡺 5s2  = 2 electrones de Valencia 🡺 grupo 2 (II A) “alcalino térreos”.

b) Los estados de oxidación dependen de los electrones desapareados, último sub nivel (completar la regla del octeto), así:

Z = 10 🡺 ningún electrón desapareado 🡺 0.

Z = 14 🡺  🡺 -4; +4 (puede ganar o perder los 4 electrones de valencia).

Z = 38 🡺 ningún electrón desapareado, pero puede perder los 2 electrones de valencia 🡺 +2.

c) Los metales tienen pocos electrones de valencia y los no metales muchos electrones de valencia, así:

Z = 10 🡺 6 electrones de valencia 🡺 no metal.

Z = 14 🡺 4 electrones de valencia 🡺 no metal.

Z = 38 🡺 2 electrones de valencia 🡺 metal.

d) La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba, así:

El que se encuentra más a la derecha es el segundo (Z = 14) del grupo 4 (14); el grupo 8 (18) es un gas noble no presentan electronegatividad.

**EJERCICIOS**

1. Indicar los símbolos de los siguientes elementos:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| a. Calcio  f. Plata  k. Azufre  p. Bromo | b. Neón  g. Níquel  l. Potasio  q. Cinc | c. Aluminio  h. Radio  m. Magnesio  r. Hierro | d. Mercurio  i. Fósforo  n. Litio  s. Cloro | e. Oro  j. Nitrógeno  o. Arsénico  t. Estaño |

1. ¿Qué relación existe entre un grupo de la clasificación periódica y el número de electrones de la última capa de los átomos de elementos pertenecientes al mismo?
2. ¿Cuál es la importancia de la clasificación periódica? ¿Para qué sirve?
3. Escribir los símbolos y nombres respectivos de los halógenos.
4. ¿Cuál es el grupo más numeroso de la Clasificación periódica?
5. ¿Cuál es el período más numeroso de la Clasificación periódica?
6. Escribir los símbolos y nombres respectivos de los metales alcalinos térreos.
7. Dadas las siguientes especies:

(Las letras corresponden a una nomenclatura genérica de los elementos y no a sus símbolos químicos).

 ; C +1 (grupo IA, período 4 y A= 39); D (A=59, Z= 27)

a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee cada una? Dar la configuración electrónica de ellas.

b) Ubicarlas en la tabla periódica.

c) ¿Cuáles son representativos, de transición y de transición interna?

d) ¿Cuáles son metales, no metales o gases nobles?

e) Ordenarlos según electronegatividad creciente y según radio atómico creciente.

f) ¿Cuál es la fórmula del compuesto entre B y C?

g) ¿  es isótopo de D? ¿57Y de 27F?

h) ¿Cuál es el ión estable que forma ? Dar su configuración electrónica. ¿A qué gas noble corresponde? ¿Cuál tendrá mayor radio, H o su ión?

i) Ídem para .

j) Comparar el radio iónico del ion estable de  y de .

1. Selecciona cuáles de las siguientes propiedades suelen tener los no metales

a) Son buenos conductores del calor

b) Suelen tener alta densidad

c) Algunos tienen propiedades magnéticas (son atraídos por imanes)

d) Tienen bajos puntos de fusión y ebullición

1. Relacione cada una de las especies químicas de la derecha con la descripción de la izquierda:

a) Líquido rojo oscuro Calcio (Ca)

b) Gas incoloro que arde en oxígeno gaseoso Oro (Au)

c) Metal reactivo que ataca al agua Hidrógeno (H2)

d) Metal brillante utilizado en joyería Bromo (Br2)

e) Gas inerte Argón (Ar)

1. Escribe la configuración electrónica de la última capa de: a) el segundo alcalino-terreo; b) el tercer elemento del grupo 9; c) el selenio.
2. A los elementos del grupo 11 se les denomina *metales de acuñación*. ¿Por qué?
3. ¿Por qué no se puede definir el radio atómico como la distancia entre el núcleo y el último electrón?
4. Nombrar dos elementos similares a cada uno de los siguientes:

a) Sodio; b) Azufre; c) Bromo; d) Neón; e) Aluminio.

1. ¿Cómo debe modificarse el primitivo enunciado de la Ley Periódica enunciada por Mendeleiev?
2. Sin emplear la tabla periódica representar la distribución de los electrones en los distintos niveles de energía de: a) El segundo metal alcalino (grupo I A); b) El tercer elemento del grupo V A; c) El segundo gas inerte; d) El primer metal del grupo II A.
3. ¿Los elementos de pesos atómicos 69,7; 72,6; 74,9 y 78,9 pertenecen a un mismo período o a un mismo grupo de la clasificación periódica?
4. ¿Cuándo tendrá un elemento mayor tendencia a atraer los electrones de una unión? Relaciónalo con el radio atómico ¿Cómo varía la electronegatividad en la tabla?
5. Busque en un buen diccionario el término calcógeno, si no lo encuentra fíjese si puede dar un significado para la raíz y el sufijo de la palabra. ¿Por qué se designan así a los elementos del grupo 16 (6A)?
6. Tres elementos del grupo VI de la clasificación periódica tienen pesos atómicos 16, 32 y 79, respectivamente. ¿Qué valor de peso atómico corresponde al elemento más no metálico?
7. ¿Qué relación hay entre la valencia de un elemento en su combinación con el oxígeno y el grupo de la clasificación periódica al que pertenece?
8. Sabiendo que un elemento pertenece al grupo VII de la clasificación periódica ¿qué Propiedades deduces que tendrá?
9. ¿Qué relación existe entre un grupo de clasificación periódica y el número de electrones de la última capa de los átomos de elementos pertenecientes al mismo?
10. En la parte izquierda de la Tabla Periódica se encuentran elementos que son:

a) Gases raros; b) De carácter metálico; c) De carácter no metálico; d) Anfóteros.

1. Dados los siguientes elementos: A (Z = 5), B (Z = 13), C (Z = 31). Razona la validez de las afirmaciones siguientes:

a) Pertenecen al mismo periodo.

b) Pertenecen al mismo grupo.

c) C pertenece al 4to periodo.

1. Un átomo X tiene la siguiente configuración electrónica: 1s22s22p63s23p65s1. Explica razonadamente si las siguientes frases son verdaderas o falsas: a) X se encuentra en su estado fundamental; b) X pertenece al grupo de los metales alcalinos; c) X pertenece al 5º periodo del sistema periódico; d) Si el electrón pasara desde el orbital 5s al 6s, emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión.
2. ¿Cuál(es) de las siguientes propiedades aumenta(n) a mayor Z en un grupo?

a) Primer potencial de ionización

b) Radio covalente

c) Electronegatividad

1. ¿Cuál es el elemento más metálico y cuál el más no metálico?
2. En líneas generales, ¿en qué zona de la tabla periódica se encuentran los elementos metálicos, dónde los no metálicos?
3. Señala qué afirmación o afirmaciones son correctas.

a) Los gases nobles forman moléculas sencillas pero sólo con otros gases nobles

b) No todos los no metales son blandos, algunos son duros.

c) Los no metales no se rompen con facilidad, tienen alta resistencia.

d) Los metales son buenos conductores de la electricidad pero no del calor.

1. Ordene de mayor a menor según sus primeros potenciales de ionización a los siguientes átomos:

a) Be, C, Ca y Rb

b) Mg, Cl, F y Sr

c) Na, Si, S, y O

d) Li, K, N y Ne

e) Ba, Be, O y F

1. Ordene de mayor a menor según sus radios covalentes a los siguientes átomos:

a) Be, B, K y Ca

b) F, Al, P y Cl

c) C, Mg, Si y Sr

d) N, O, Na y Al

e) F, K, Ca y Br

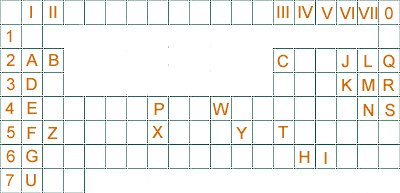
1. ¿Cuál(es) de las siguientes propiedades aumenta(n) a mayor Z en un grupo?

a) Primer potencial de ionización

b) Radio covalente

c) Electronegatividad

1. Dados los elementos de números atómicos 19, 25 y 48. a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. b) Indique el grupo y periodo al que pertenece cada uno y explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo o al mismo grupo que los anteriores. c) ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?
2. De acuerdo al esquema de la tabla periódica (las letras no representan a los símbolos de los elementos), lea cada una de las siguientes afirmaciones y coloque (V) si son verdaderas o (F) si son falsas, si son falsas coloque la o las palabras que la transformarían en verdadera modificando solamente el o los términos subrayados:



a) Los elementos, L, M y N son gases nobles ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

b) La electronegatividad de Z es mayor que la de M ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

c) Los electrones del nivel más externo de C son dos ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

d) J es un metal ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

e) C posee tres electrones en el último nivel ocupado ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

g) W no conduce la corriente eléctrica en estado sólido ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

h) La electronegatividad de L es mayor que la de K ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

j) H e I son no metales ( ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. Ordene de mayor a menor según sus electronegatividades a los siguientes átomos:

a) N, Na, Al y P

b) Be, C, O y Mg

c) F, Si, Cl y K

1. La configuración electrónica de un elemento es 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6 4d10 5s2 5p3. Indicar:

a) Si es metal o no metal

b) El grupo al que pertenece

c) Su símbolo

d) Dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él

e) Dos elementos que tengan menor energía de ionización que él

1. Los elementos con símbolos genéricos V, W, X, Y y Z responden a las siguientes características:

V: configuración electrónica 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s1

W: pertenece al 2do período grupo III A.

X: Z= 54

Y: configuración electrónica 1s2 2s2 2p6 3s2 3p5

Z: es un alcalino térreo del cuarto período.

Responda:

a) Ordene V, W, Y y Z según el orden creciente de electronegatividad.

b) ¿Cuáles conducirán la corriente eléctrica?

c) ¿Cuál será la fórmula entre V y Y, Z y Y, W y Y.

1. Decir si el radio iónico de las siguientes especies crece regularmente según: Sc +3; V +3; Fe +3; Ca +2; K +; Rb +. De no ser así ordenarlo correctamente.
2. ¿Por qué los elementos de transición no presentan una variación tan marcada en los radios atómicos como los elementos representativos? ¿y en la energía de ionización?
3. Indique en cada uno de los siguientes pares cuál de las dos especies tiene mayor radio:

a) N -3 o F -, b) Cl - o S -2, c) Fe +2 o Fe +3, d) Cu + o Cu +2, e) Cl o Cl -, f) Na o Na +, g) Mg +2 o Al +3

1. Responder “verdadero” o “falso”. Justificar:

a) El carácter metálico de los elementos de una misma familia disminuye al aumentar la masa atómica relativa.

b) Los elementos de carácter más metálico de la tabla periódica son los de la familia del litio.

c) Los óxidos de los metales se combinan con agua para dar hidróxidos.

d) El potencial de ionización aumenta regularmente en el segundo período del Li al Ne.

e) La electronegatividad crece en una familia al crecer el número atómico.

f) Los hidrácidos son característicos del grupo de los halógenos.

1. Las primera y segunda energía de ionización del Potasio son 495,8 kJ/mol y 4561,5 kJ/mol y las del Ca son 590 kJ/mol y 1145 kJ/mol respectivamente. Compare los valores y comente las diferencias.
2. El elemento X pertenece al periodo 3, grupo 17. El ion monopositivo del elemento Y tiene la configuración electrónica del cuarto gas noble. El elemento Z tiene 13 protones en su núcleo. Con estos datos: a) identificar los elementos, b) Escribir su configuración electrónica e indicar grupo y periodo al que pertenecen Y y Z. c) Ordenarlos razonadamente por su potencial de ionización creciente.
3. Los átomos A, B, C, y D son del mismo período y tiene 1, 3, 5 y 7 electrones en el último nivel:

a) ¿Qué fórmula tendrán los compuestos formados con A y D, D y D, C y D?

b) ¿Comparando la electronegatividad de A con la D, será iónico o covalente el compuesto que forman?

Escriba su fórmula electrónica.

c) Escriba la fórmula electrónica del compuesto formado por C y D.

d) ¿Cuáles de estos átomos pueden dar lugar a una molécula diatómica? Escriba su fórmula electrónica.

e) ¿De los 4 átomos, cuál tiene el potencial de ionización más elevado y cuál el más bajo?

1. a) Define energía (potencial) de ionización y escribe la ecuación que representa el proceso de ionización; b) Explica razonadamente porqué, para un mismo elemento, las sucesivas energías de ionización aumentan..
2. Verdadero o falso. Justificar.

a) La energía de ionización de los sig1uientes elementos aumenta de izquierda a derecha: Be, Al, C, N, O, F.

b) Los siguientes números cuánticos (3, 2, 2, 1/2) pertenecen al último electrón del ion Fe3+ (Z = 26).

c) La solubilidad de los haluros de plata disminuye con el aumento de carácter iónico del compuesto (AgX).

1. ¿Como cambian los tamaños de los átomos conforme nos movemos (a) de izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica; (b) de arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica?
2. Para cada uno de los siguientes pares, ¿Cual elemento tendrá mayor carácter metálico: (a) Li o Be; (b) Li o Na; (c) Sn o P; (d) B o Al?
3. ¿Cómo quedan agrupados en la tabla los elementos que tienen características o propiedades similares?

**BIBLIOGRAFIA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

**EVALUACIÓN.**

1. Dados los siguientes símbolos, indicar el nombre del elemento que representan:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| a. Li  g. F  m. Sr | b. Be  h. Pb  n. Mn | c. Mg  i. Ca  o. C | d. O  j. B  p. Na | e. Zn  k. Al  q. Cr | f. S  l. Si  r. H |

1. ¿Qué razones se tubo para colocar al argón en el Grupo 0 en lugar del potasio en la clasificación de Mendeleiev?, ¿cómo se justificó luego ese cambio?
2. ¿Cuál de las siguientes características no es una propiedad de los metales?

a) Con lustre brillante. b) Muy maleables. c) Buenos conductores eléctricos. d) Malos conductores térmicos. e) Forman óxidos iónicos. f) Forman cationes en soluciones acuosas.

1. Mendeleiev dejó en la Tabla Periódica lugares vacíos porque:

a) Correspondían a elementos aún no descubiertos; b) No quiso alterar el orden creciente de los pesos atómicos; c) Porque si ubicaba en ellos a los elementos entonces conocidos quedaban formando grupos con elementos no similares.

1. El Br, como vemos en la tabla periódica tiene una masa cercana a 80, pero el 80Br no se encuentra en la naturaleza. ¿Cómo podemos explicar este concepto?
2. ¿Cómo se caracteriza por su configuración electrónica?

a) un metal alcalino; b) un halógeno; c) un elemento de transición; d) un elemento de transición interna (lantánido o actínido); e) un gas noble. Dar un ejemplo en cada caso.

1. ¿Cuáles de los siguientes elementos son metaloides?

a) As, Si, Ge; b) As, N, P; c) Si, C, Ga; d) F, Cl, Br; e) O, S, Se

1. Indique que entiende por ley periódica, ejemplifique.
2. Indique en base a qué estableció Mendeleiev su clasificación de elementos.
3. Describa el experimento que se realizo para determinar la nueva Ley Periódica y ¿quién lo realizo?
4. ¿Cuáles son los elementos anfóteros?
5. Usando la tabla periódica indicar la estructura atómica de los siguientes elementos: Mn, Ni, Se, Sr, Mo y I.
6. Sabiendo que un elemento pertenece al grupo I de la clasificación periódica ¿qué Propiedades deduces que tendrá?
7. ¿Cuál será la configuración electrónica de un elemento situado el grupo 10 y periodo 5?
8. ¿Cuáles de los siguientes elementos pertenecen al bloque “p” de la tabla periódica?

33As, 14Si, 32Ge, 7N, 15P, 6C, 31Ga, 9F, 17Cl, 35Br, 8O, 16S, 34Se.

1. Usando la distribución electrónica de cada átomo, diga, ¿en qué grupo y periodo se encuentran en la tabla periódica?

11Na, 15P, 20Ca, 16S, 19K, 13Al.

1. ¿Cómo varía el carácter metálico en un mismo grupo de la clasificación periódica? y ¿cómo el no metálico?
2. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

i. 1s2 2s2 2p6 3s1

ii. 1s2 2s2 2p4

Indicar:

a) Grupo y período al que pertenecen los elementos.

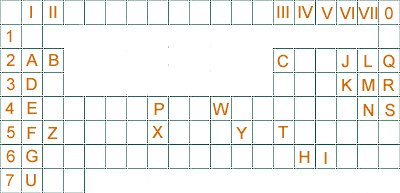
b) Número de protones.

c) Indicar si la electronegatividad, potencial de ionización y carácter metálico serán grandes o no.

1. Ordene de mayor a menor según sus radios iónicos a los siguientes iones:

a) Na + 1, Mg + 2, F – 1 y Cl – 1; b) Li + 1, Be + 2, O – 2 y S – 2; c) Na + 1, S – 2, Cl – 1 y K + 1

1. Dando el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, señale (V) si la proposición es verdadera o (F) si es falsa:



a) A y B son elementos no metálicos                            ( )

b) N y E son elementos representativos                        ( )

c) Z pertenece al quinto período                                     ( )

d) La electronegatividad de L es menor que la de N          ( )

e) C es un elemento del segundo grupo                          ( )

f) Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período ( )

g) Los átomos del elemento L tienen menor electroafinidad que los de A ( )

h) El P.I. de F es menor que la de B                     ( )