

UNIDAD II

Propiedades Periódicas de los Elementos Químicos

Dra. Cristina Iuga

Universidad Autónoma Metropolitana

Unidad Xochimilco

Desarrollo de la Tabla Periódica

- Se conoce que cada elemento se compone de **átomos iguales**.
- Elementos diferentes, tienen **átomos diferentes**.
- Ante el creciente descubrimiento de nuevos elementos, se necesita la forma de organizarlos, pero **¿Cómo?**
- Para organizarlos se requiere de un criterio de clasificación.
- La **Tabla Periódica actual** se basa en el número atómico como criterio de ordenamiento.

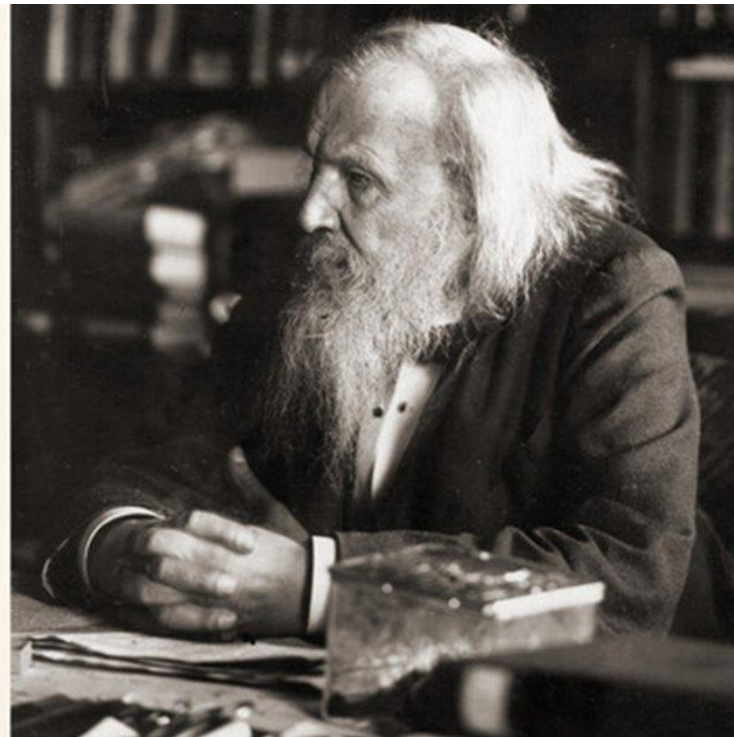
Desarrollo de la Tabla Periódica

1869, Dimitri Mendeleev, Lothar Meyer

La ley periódica: Cuando los elementos se organizan en orden creciente de sus masas atómicas, algunos conjuntos de propiedades se repiten periódicamente

Essai d'une loi des éléments
Après avoir pesé atomiques et fonctions chimiques des éléments.
X publié à Saint-Petersbourg, 1869.

H=1	Li=7	Na=23	K=39	Rb=85	Cs=133
Be=9	B=10	Mg=24	Ca=40	Sr=87	Ba=137
Bor	Al=27	Si=28	Fe=56	Ni=59	Cu=64
Carb	Cr=52	Mn=55	Zn=65	Ag=108	Au=197
Co=59	Nick	As=75	Se=79	Br=80	I=127
Ca=40	Sc=45	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55
Fe=56	Ni=59	Cu=64	Zn=65	As=75	Se=79
Br=80	I=127	Te=128	Sb=120	Sn=119	Pb=207
Bi=208	Po=210	At=210	Fr=210	Ra=226	Ac=227



Desarrollo de la Tabla Periódica

- Los elementos químicos se ordenan según su número atómico.
- Los elementos de una columna constituyen un **grupo**.
- Los elementos de una fila horizontal constituyen un **periodo**.

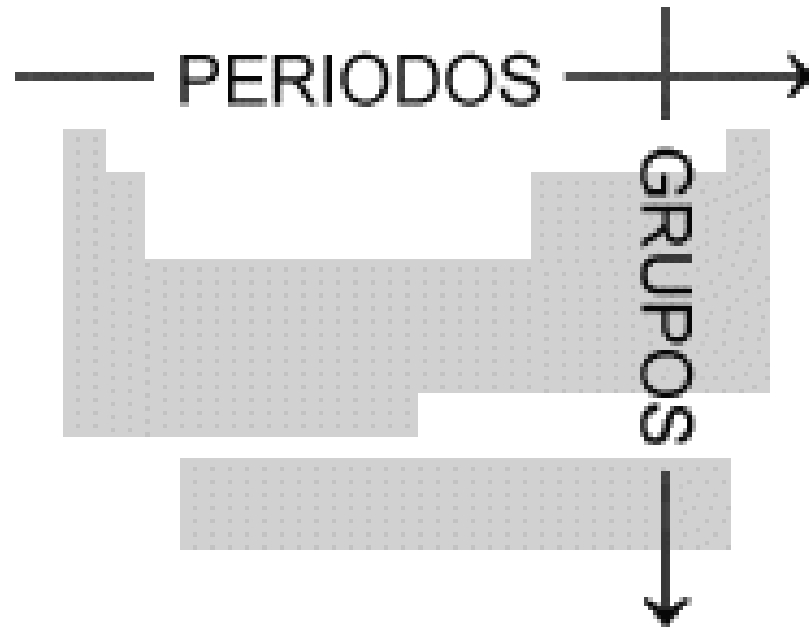
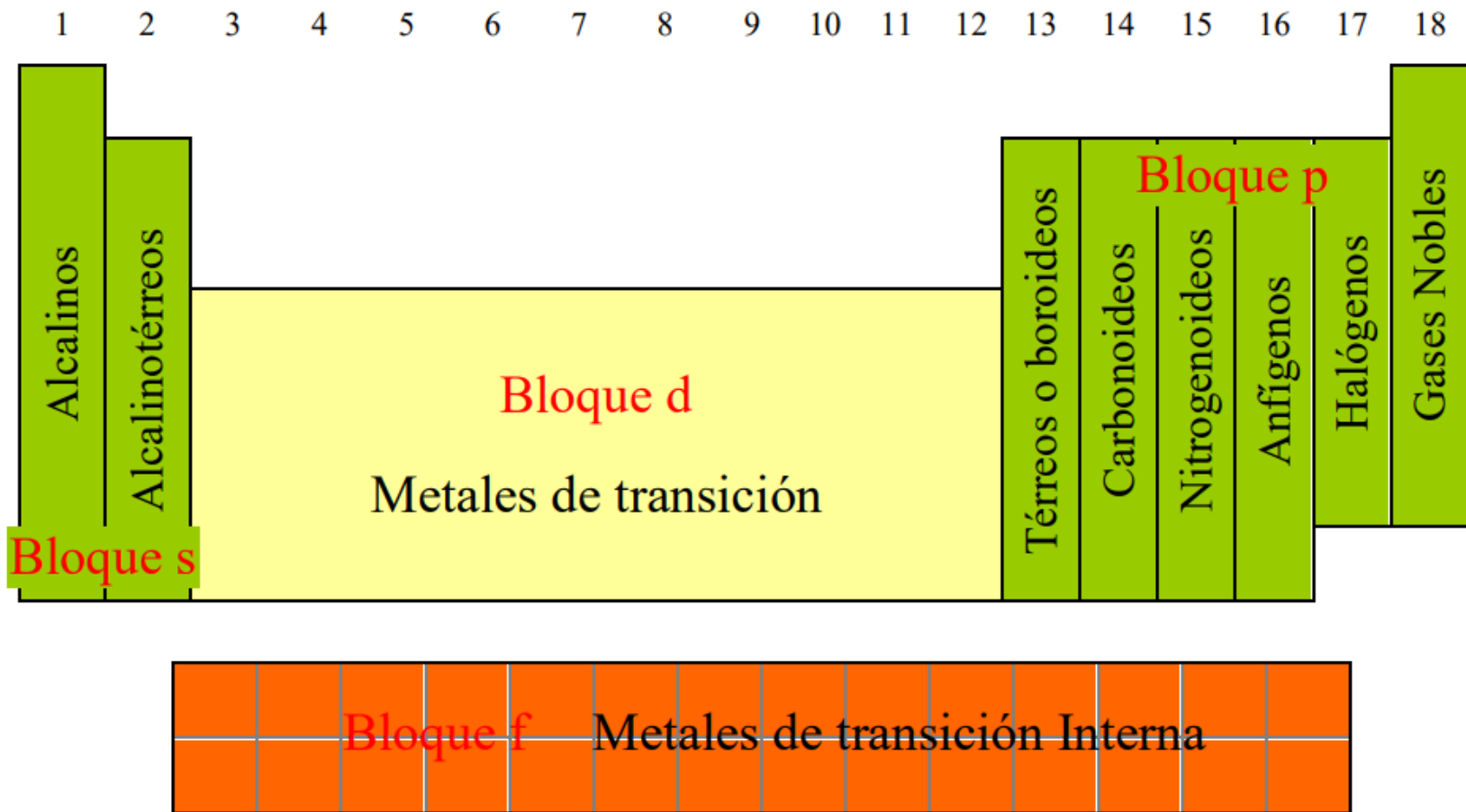


Tabla Periódica actual



Los elementos pertenecientes a un mismo grupo tienen la misma configuración de valencia.

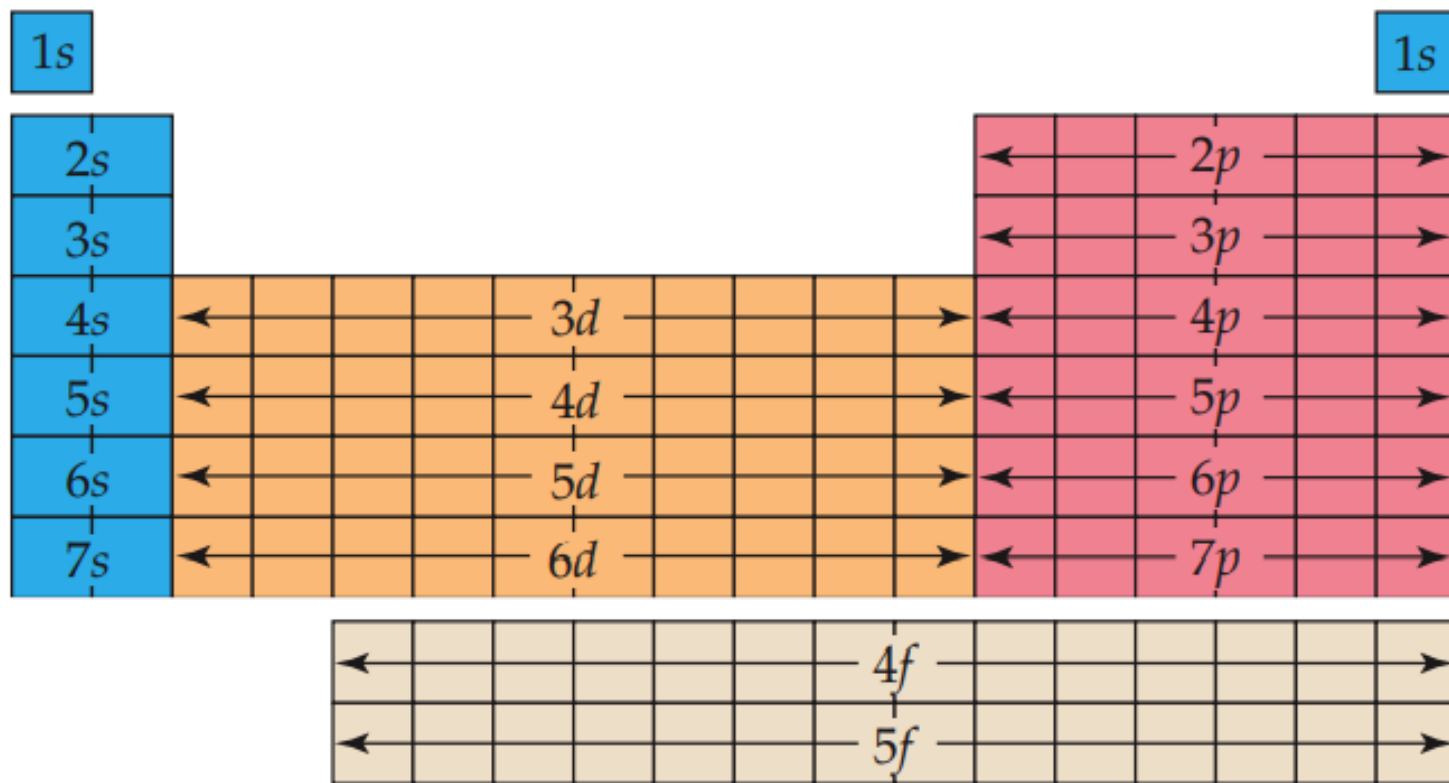
PROPIEDADES PERIÓDICAS

- La **ley periódica** es la base de la tabla periódica de los elementos.
- En cada fila o periodo, se completa la última capa del átomo, su capa de valencia. De esta forma, la variación en las propiedades periódicas será debido al aumento de electrones en esa capa y al aumento de la carga nuclear, que atraerá con más fuerza a esos electrones.
- En cada columna o grupo, la configuración electrónica del átomo es la misma, variando únicamente que la última capa es más externa. Así las propiedades de los elementos del grupo serán similares, sobre todo en su aspecto químico.

- Si miramos en la tabla periódica, todos los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas similares. Esto se debe a que poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa.
- Todos los átomos tienden a ser lo más estables que puedan. Esta estabilidad la consiguen si tienen llena de electrones su capa más externa. Entonces, los átomos tendrán tendencia a ganar o perder electrones para conseguir esa estabilidad. Esta es la base del [enlace químico](#).
- Las propiedades periódicas dependen de dos factores principales:

La configuración electrónica
La carga nuclear efectiva

Diagrama de bloques de la tabla periódica que muestra los agrupamientos de los elementos según el tipo de orbital que se está llenando con electrones.



Elementos representativos del bloque s

Metales de transición

Elementos representativos del bloque p

Metales del bloque f .

- Las configuraciones electrónicas de los elementos químicos y las regularidades encontradas en las mismas a lo largo de la tabla periódica, permiten explicar satisfactoriamente una buena parte del comportamiento químico y reactividad de los elementos.
- Sin embargo, para entender las propiedades de los átomos, debemos conocer no sólo las configuraciones electrónicas, sino también la fuerza de la atracción entre los electrones exteriores y el núcleo.

Carga Nuclear Efectiva

- La [ley de la atracción de Coulomb](#) indica que la fuerza de la interacción entre dos cargas eléctricas depende de la magnitud de las cargas y de la distancia entre ellas.

$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

Q_1 y Q_2 son las magnitudes de las cargas de las dos partículas, y d es la distancia entre sus centros

k es una constante determinada por las unidades en que se expresan Q y d .

Un valor negativo de la fuerza indica [atracción](#), y uno positivo, [repulsión](#).

Carga Nuclear Efectiva

$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2} \longrightarrow F = k \frac{Ze}{d^2}$$

- La fuerza de atracción entre un electrón y el núcleo depende de la magnitud de la carga nuclear neta que actúa sobre el electrón y de la distancia media entre el núcleo y el electrón.
- La fuerza de atracción se incrementa al aumentar la carga nuclear, y disminuye a medida que el electrón se aleja del núcleo.

Carga Nuclear Efectiva

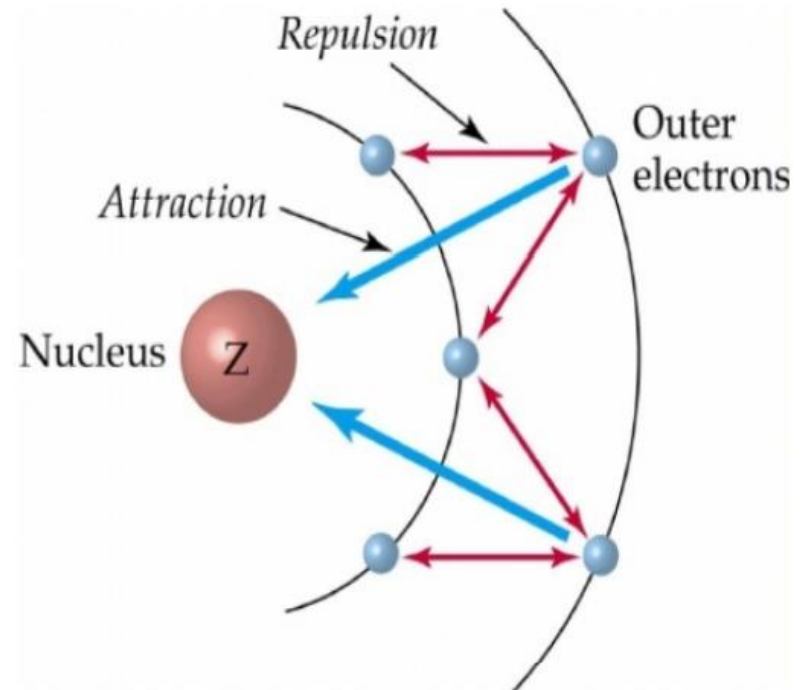
- En un átomo con muchos electrones, cada electrón es simultáneamente atraído hacia el núcleo y repelido por los otros electrones.
- En general, hay tantas repulsiones electrón-electrón que es imposible analizar la situación con exactitud. Lo que sí podemos hacer es estimar la energía de cada electrón considerando su interacción con el entorno promedio creado por el núcleo y los demás electrones del átomo. Esto nos permite tratar a cada electrón individualmente, como si se estuviera moviendo en el campo eléctrico creado por el núcleo y la densidad electrónica circundante de los otros electrones. Este campo eléctrico equivale al generado por una carga situada en el núcleo, llamada **carga nuclear efectiva**.
- La carga nuclear efectiva, Z_{ef} , que actúa sobre un electrón es igual al número de protones del núcleo, Z , menos el promedio de electrones, S , que hay entre el núcleo y el electrón en cuestión:

$$Z_{ef} = Z - S$$

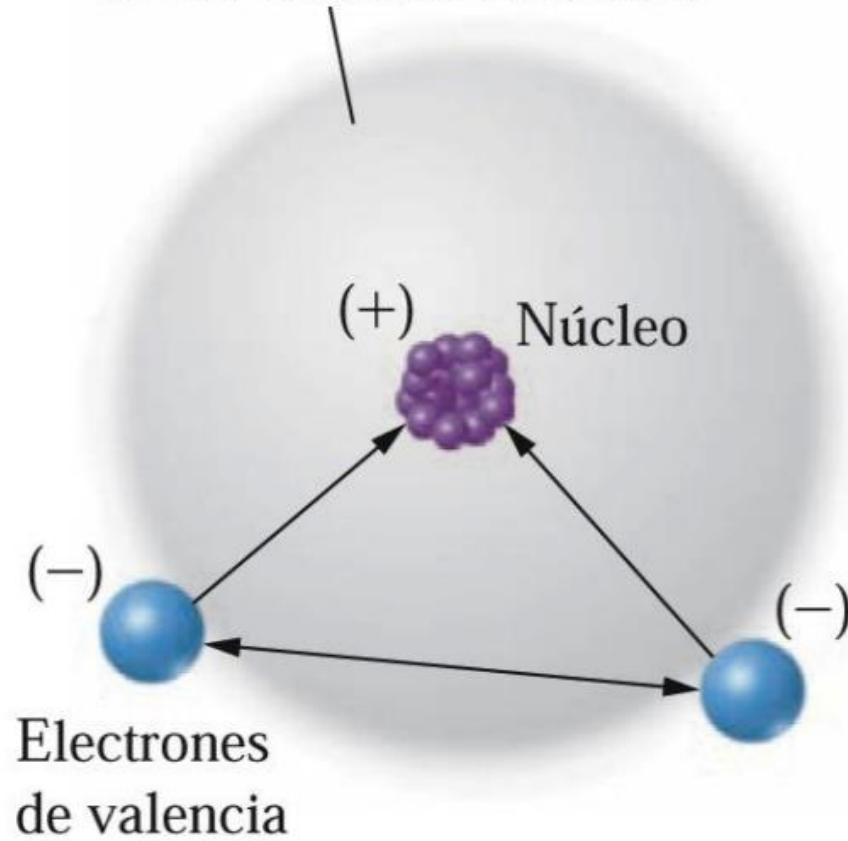
Carga Nuclear Efectiva

- La carga nuclear efectiva, Z_{ef} , que actúa sobre un electrón es igual al número de protones del núcleo, Z , menos el promedio de electrones, S , que hay entre el núcleo y el electrón en cuestión:

$$Z_{ef} = Z - S$$



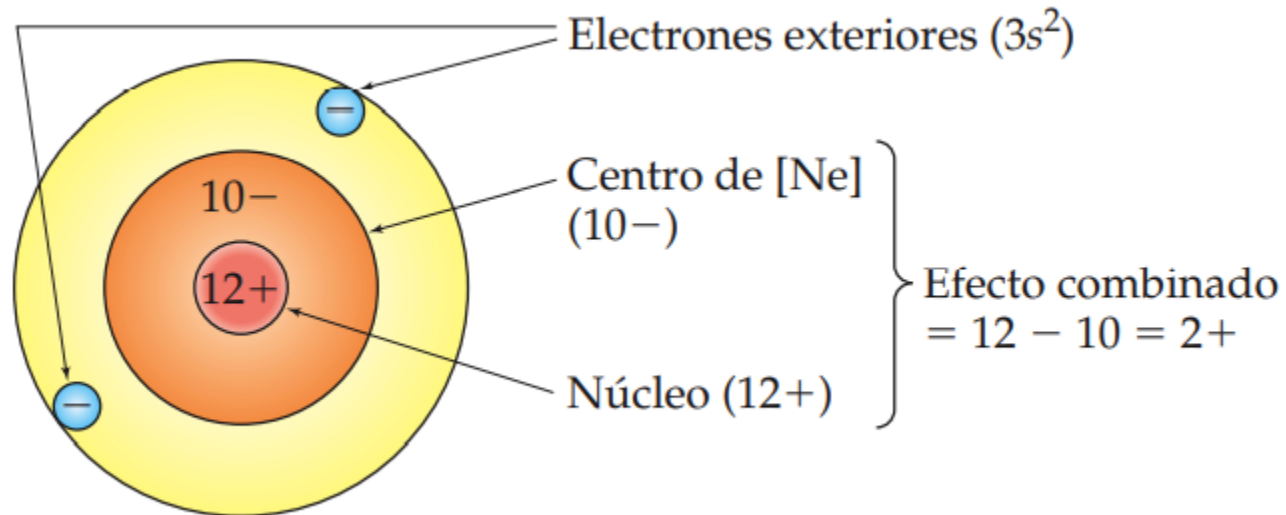
Pantalla de carga electrónica
de los electrones internos



Carga Nuclear Efectiva

Ejemplo

El magnesio (número atómico 12) tiene una configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^2$.

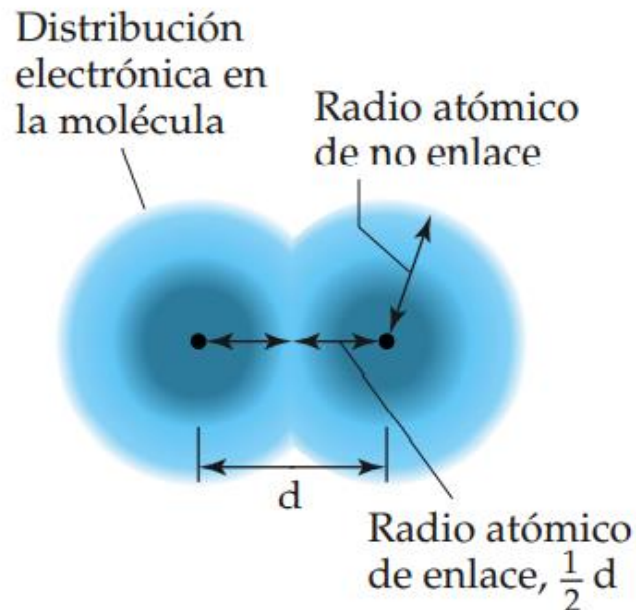


PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

- Radio atómico
- Energía de ionización (E.I.)
- Afinidad electrónica (A.E.)
- Electronegatividad
- Carácter metálico

Radio atómico

- El tamaño de los átomos es difícil de determinar ya que la nube electrónica (modelo mecano-cuántico) que rodea al núcleo no tiene unos límites definidos. Una buena aproximación es considerar a los átomos e iones como esferas de determinadas dimensiones.
- Mediante difracción de rayos X se ha podido medir las distancias entre los núcleos de dos átomos contiguos. De esta forma asignamos, como valor de radio atómico, la mitad de la distancia entre dos núcleos idénticos ($d = 2.r$) para moléculas diatómicas (**radio covalente**) y redes metálicas (**radio metálico**).







Radio Atómico

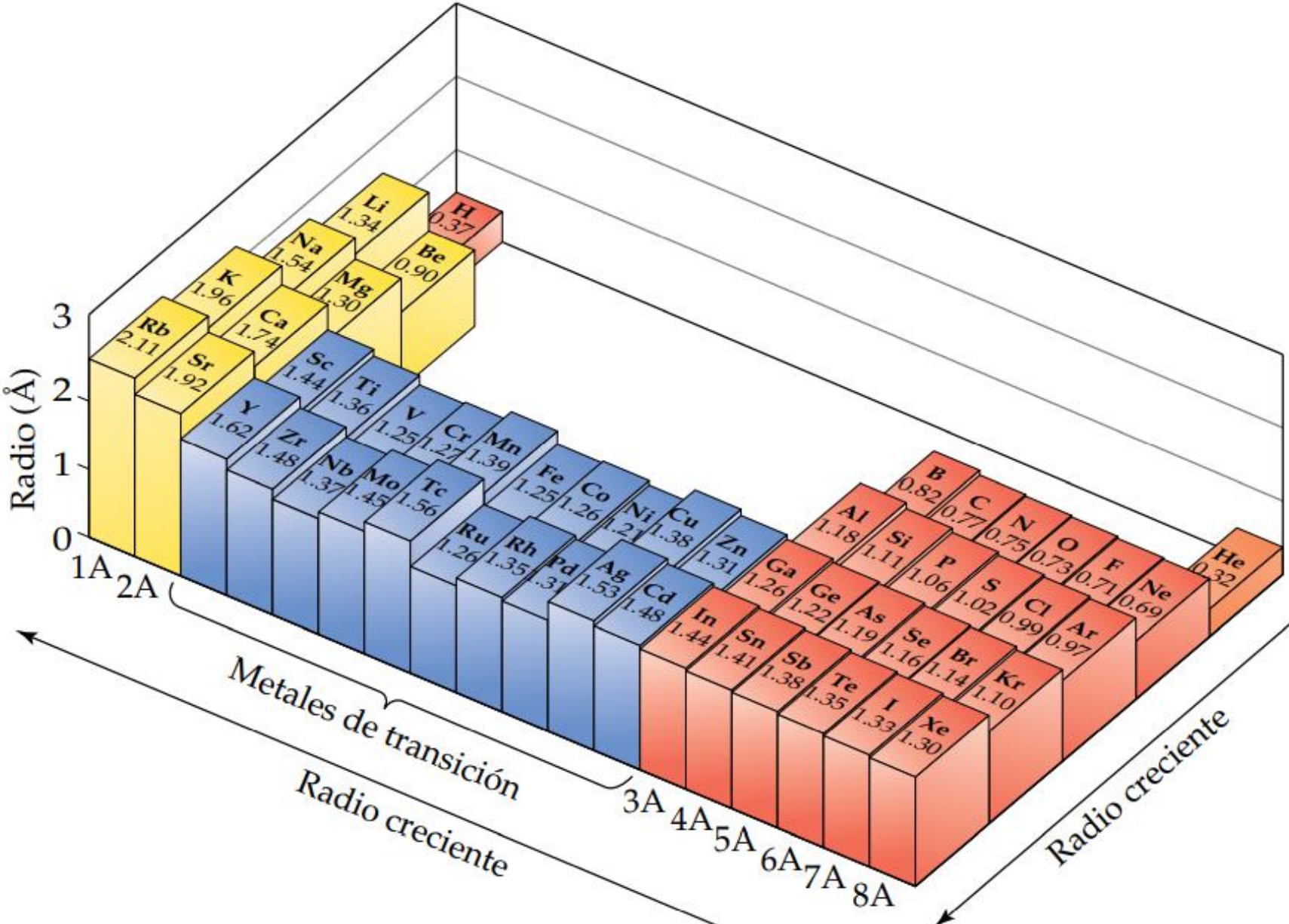
Ejemplos

En la molécula de I_2 , la distancia que separa los núcleos de yodo es de 2.66 \AA . Con base en esto, definimos el radio atómico de enlace del yodo como 1.33 \AA .

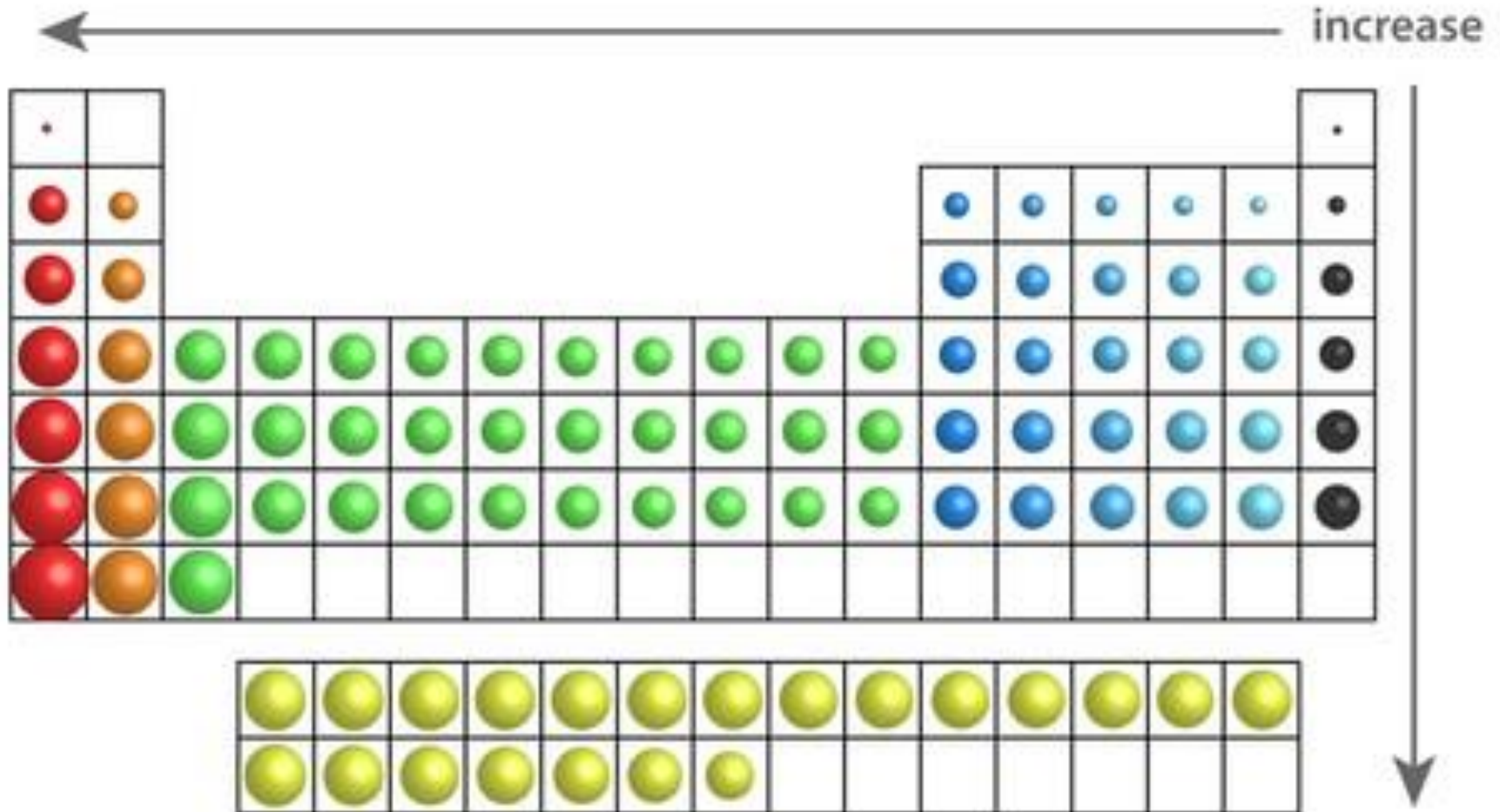
De forma análoga, la distancia que separa dos núcleos adyacentes de carbono en el diamante, que es una red sólida tridimensional, es de 1.54 \AA ; por tanto, se asigna el valor de 0.77 \AA al radio atómico de enlace del carbono.

halogen	molecule	structure	model
fluorine	F_2	$F-F$ 143 pm	
chlorine	Cl_2	$Cl-Cl$ 199 pm	
bromine	Br_2	$Br-Br$ 228 pm	
iodine	I_2	$I-I$ 266 pm	
astatine	At_2		

Radio Atómico



Radio Atómico



Radio Atómico

Los radios atómicos nos permiten estimar las longitudes de enlace entre los diferentes elementos en las moléculas.

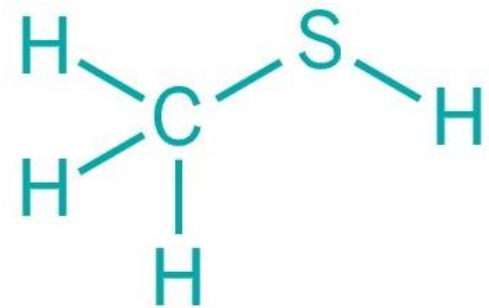
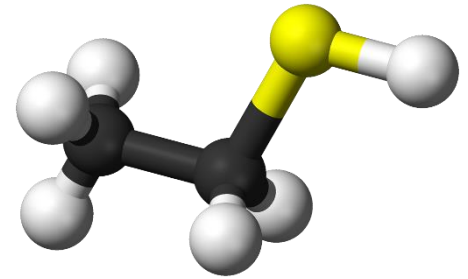
Por ejemplo, la longitud del enlace Cl – Cl en el Cl₂ es de 1.99 Å, por lo que se asigna un radio de 0.99 Å al Cl.

En el compuesto CCl₄, la longitud del enlace C – Cl es de 1.77 Å, muy cercana a la suma (0.77 Å + 0.99 Å) de los radios atómicos del C y el Cl.

Radio Atómico

EJERCICIO

El gas natural empleado en los hogares para calefacción y para cocinar es inodoro. En vista de que las fugas de gas natural representan un peligro de explosión o de asfixia, se agregan diversas sustancias olorosas al gas que permiten detectar las fugas. Una de dichas sustancias es el metil mercaptano, CH_3SH . Utilice la figura anterior para predecir las longitudes de los enlaces $\text{C}-\text{S}$, $\text{C}-\text{H}$ y $\text{S}-\text{H}$ en esta molécula.



Análisis y estrategia: Nos dan tres enlaces específicos y la lista de radios atómicos. Supondremos que las longitudes de enlace son la suma de los radios de los átomos en cuestión.

Radio Atómico

Solución

Análisis y estrategia: Nos dan tres enlaces específicos y la lista de radios atómicos. Supondremos que las longitudes de enlace son la suma de los radios de los átomos en cuestión.

Con base en los radios para C, S y H de la figura anterior, predecimos:

$$\text{Longitud de enlaces C-S} = \text{radio de C} + \text{radio de S} = 0.77 \text{ \AA} + 1.02 \text{ \AA} = 1.79 \text{ \AA}$$

$$\text{Longitud del enlace C-H} = 0.77 \text{ \AA} + 0.37 \text{ \AA} = 1.14 \text{ \AA}$$

$$\text{Longitud del enlace S-H} = 1.02 \text{ \AA} + 0.37 \text{ \AA} = 1.39 \text{ \AA}$$

Comprobación: Las longitudes de enlace determinadas experimentalmente en el metil mercaptano son C – S 1.82 Å, C – H 1.10 Å y S – H 1.33 Å.

(En general, las longitudes de los enlaces en los que interviene hidrógeno muestran mayores desviaciones respecto a los valores predichos por la suma de los radios atómicos, que en el caso de enlaces en los que participan átomos más grandes.)



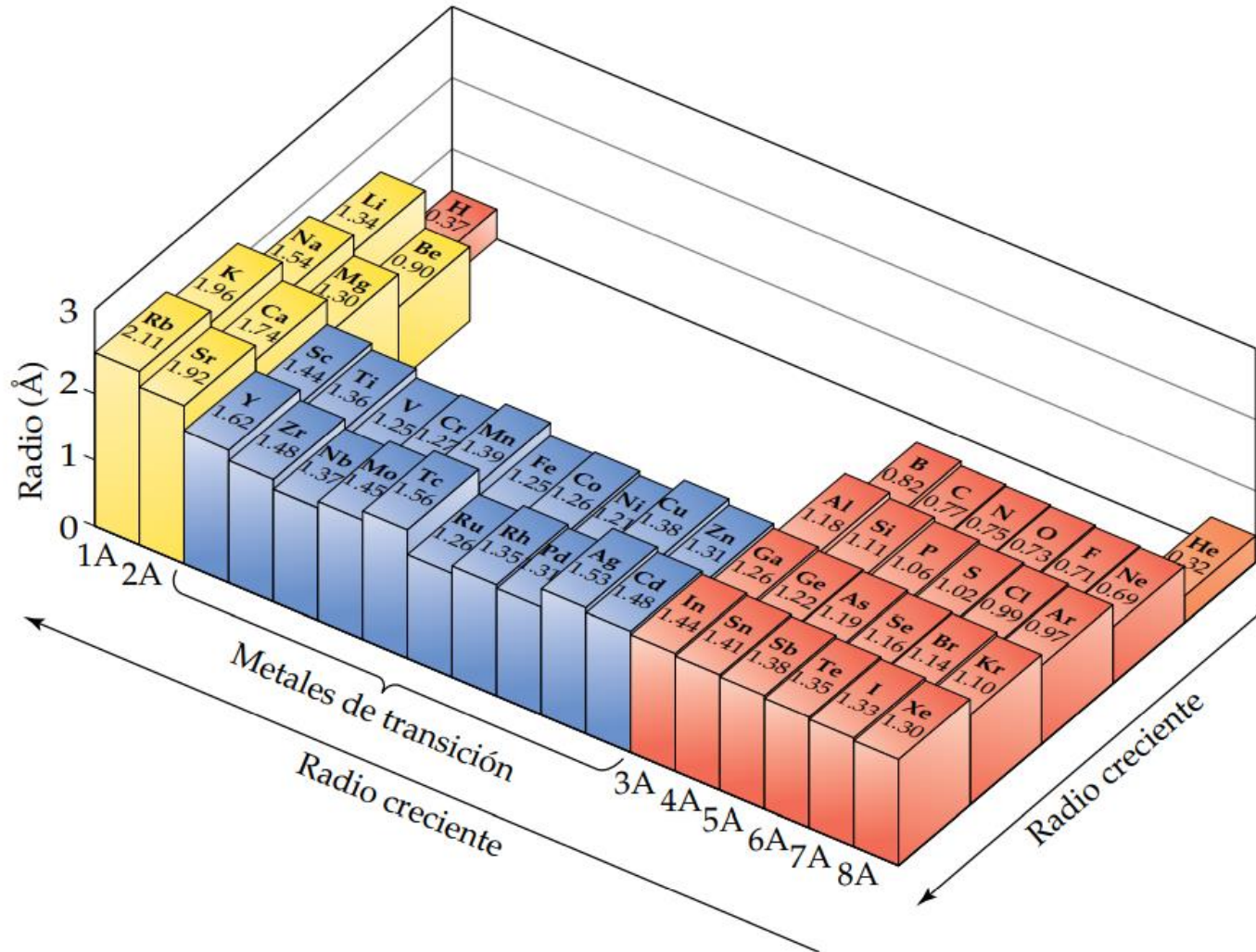
EJERCICIO DE APLICACIÓN

Utilizando la figura anterior, prediga qué será mayor, la longitud del enlace P – Br en PBr_3 o la longitud del enlace As – Cl en AsCl_3 .

Respuesta: La longitud del enlace P – Br

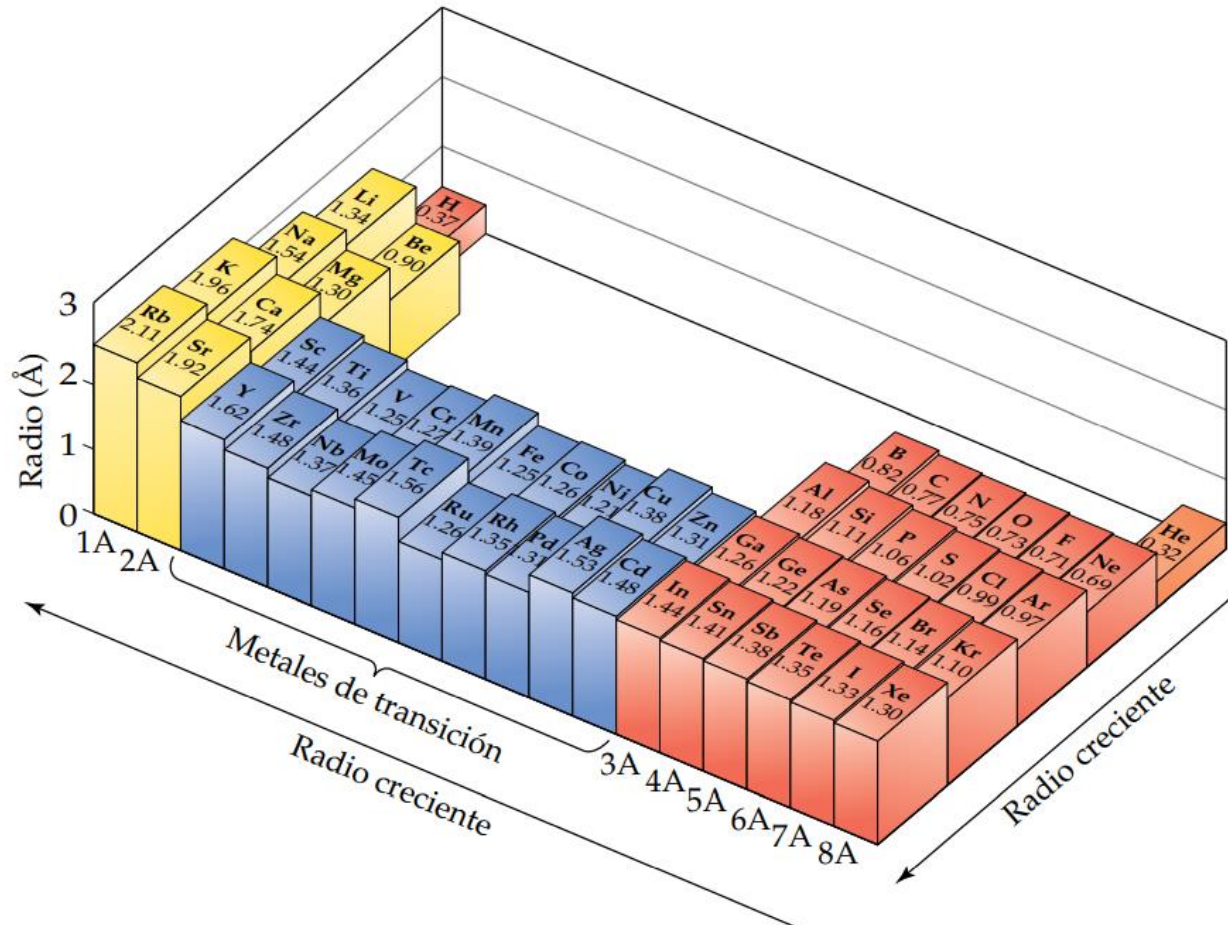
Tendencias periódicas de los radios atómicos

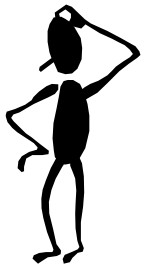
- Dentro de cada columna (grupo), el radio atómico tiende a aumentar conforme bajamos por la columna. Esta tendencia es resultado principalmente del aumento en el número cuántico principal (n) de los electrones externos.



Tendencias periódicas de los radios atómicos

- Dentro de cada fila (periodo), el radio atómico tiende a disminuir conforme nos movemos de izquierda a derecha. El principal factor que influye en esta tendencia es el aumento en la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) al avanzar por una fila. Al aumentar, la carga nuclear efectiva atrae a los electrones, incluidos los exteriores, más cerca del núcleo, y esto hace que disminuya el radio.



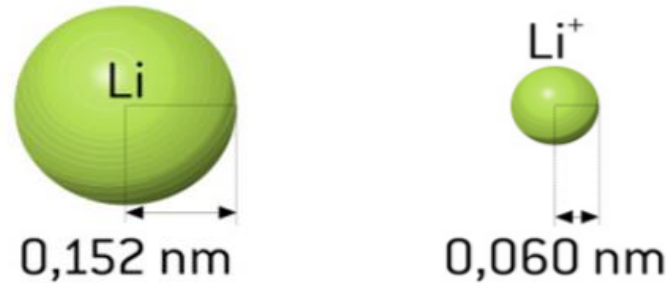


EJERCICIO

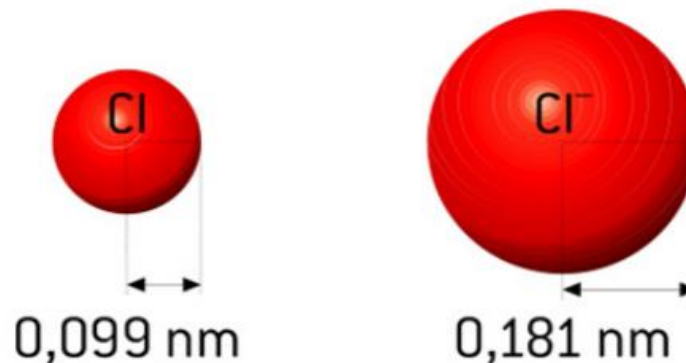
Consultando la tabla periódica, acomode (hasta donde sea factible) los átomos siguientes en orden de tamaño creciente: ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{33}\text{As}$, ${}_{34}\text{Se}$.

Tamaño de los iones

- La formación de un ion positivo (catión) desocupa los orbitales más extendidos en el espacio y también reduce las repulsiones electrón-electrón totales. El resultado es que los cationes son más pequeños que sus átomos progenitores.



- Lo contrario sucede con los iones negativos (aniones). Cuando se añaden electrones a un átomo neutro para formar un anión, el aumento en las repulsiones electrón-electrón hace que los electrones se extiendan más en el espacio. Por tanto, los aniones son más grandes que sus átomos progenitores.



Radios (en Å) de átomos neutros y iones de varios grupos de elementos representativos.

Grupo 1A		Grupo 2A		Grupo 3A		Grupo 6A		Grupo 7A	
Li ⁺	Li	Be ²⁺	Be	B ³⁺	B	O	O ²⁻	F	F ⁻
0.68	1.34	0.31	0.90	0.23	0.82	0.73	1.40	0.71	1.33
Na ⁺	Na	Mg ²⁺	Mg	Al ³⁺	Al	S	S ²⁻	Cl	Cl ⁻
0.97	1.54	0.66	1.30	0.51	1.48	1.02	1.84	0.99	1.81
K ⁺	K	Ca ²⁺	Ca	Ga ³⁺	Ga	Se	Se ²⁻	Br	Br ⁻
1.33	1.96	0.99	1.74	0.62	1.26	1.16	1.98	1.14	1.96
Rb ⁺	Rb	Sr ²⁺	Sr	In ³⁺	In	Te	Te ²⁻	I	I ⁻
1.47	2.11	1.13	1.92	0.81	1.44	1.35	2.21	1.33	2.20

Tamaño de los iones

EJERCICIO

Ordene los átomos y los iones siguientes de mayor a menor tamaño: Mg^{2+} , Ca^{2+} y Ca .

Solución Los cationes son más pequeños que su átomo progenitor, así que el Ca^{2+} es más pequeño que el átomo del Ca . Puesto que el Ca está abajo del Mg en el grupo 2A de la tabla periódica, el Ca^{2+} es más grande que el Mg^{2+} . Por tanto, $\text{Ca} > \text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+}$.

EJERCICIO

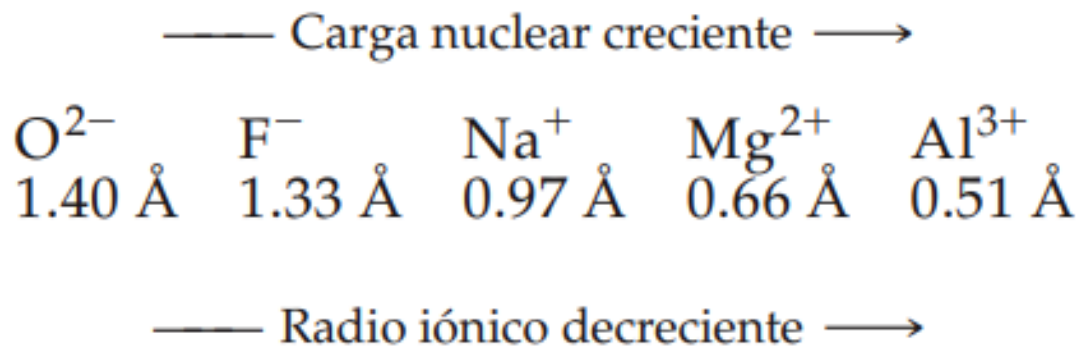
¿Cuál de los átomos y iones siguientes es el más grande: S^{2-} , S , O^{2-} ?

Respuesta: S^{2-}

Tamaño de los iones

El efecto de una variación en la carga nuclear, sobre los radios iónicos, se aprecia en una serie **isoelectrónica** de iones. El término isoelectrónica implica que los iones poseen el mismo número de electrones.

Por ejemplo, todos los iones de la serie O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} y Al^{3+} tienen 10 electrones. En esta serie, la carga nuclear aumenta continuamente en el orden que se da. (Recuerde que la carga del núcleo de un átomo o un ion monoatómico está dada por el número atómico del elemento.) Puesto que el número de electrones es constante, el radio del ion disminuye al aumentar la carga nuclear, porque los electrones son atraídos más fuertemente hacia el núcleo:



El oxígeno, el ion más grande de esta serie isoelectrónica, tiene el número atómico más bajo, 8. El aluminio, el más pequeño de estos iones, tiene el número atómico más alto, 13.

Tamaño de los iones

EJERCICIO

Ordene los iones S^{2-} , Cl^- , K^+ y Ca^{2+} de mayor a menor tamaño.

Solución

Se trata de una serie isoeléctrica de iones, pues todos los iones tienen 18 electrones. En una serie así, el tamaño disminuye a medida que la carga nuclear (número atómico) del ion aumenta. Los números atómicos de los átomos son 16 (S), 17 (Cl), 19 (K) y 20 (Ca). Por tanto, el tamaño de los iones disminuye en el orden $S^{2-} > Cl^- > K^+ > Ca^{2+}$.

EJERCICIO

¿Cuál de estos iones es el más grande, Rb^+ , Sr^{2+} o Y^{3+} ?

Respuesta: Rb^+

Energía de Ionización

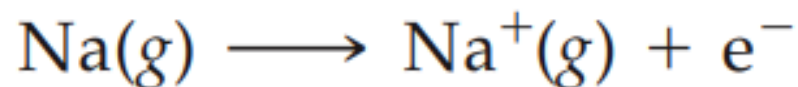
- Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo, es decir, el menos atraído por el núcleo, de un átomo en estado gaseoso y convertirlo en un ion gaseoso con carga positiva, en condiciones de presión y temperatura estándar.
- En un átomo polielectrónico pueden arrancarse varios electrones, por lo que se pueden definir tantas energías de ionización como electrones tiene el átomo.



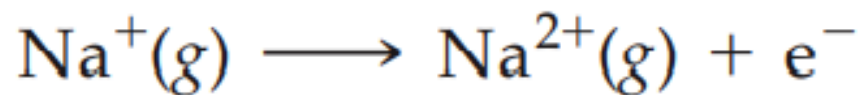
Energía de Ionización

La **primera energía de ionización**, EI_1 , es la energía requerida para quitar el primer electrón de un átomo neutro.

Por ejemplo, la energía de la primera ionización del átomo de sodio es la energía necesaria para el proceso siguiente:



La **segunda energía de ionización**, EI_2 , es la energía requerida para quitar el segundo electrón, y así para la eliminación sucesiva de electrones adicionales. Por tanto, EI_1 para el átomo de sodio es la energía asociada al proceso:



Energía de Ionización

Cuanto mayor es la energía de ionización, más difícil es quitar un electrón.

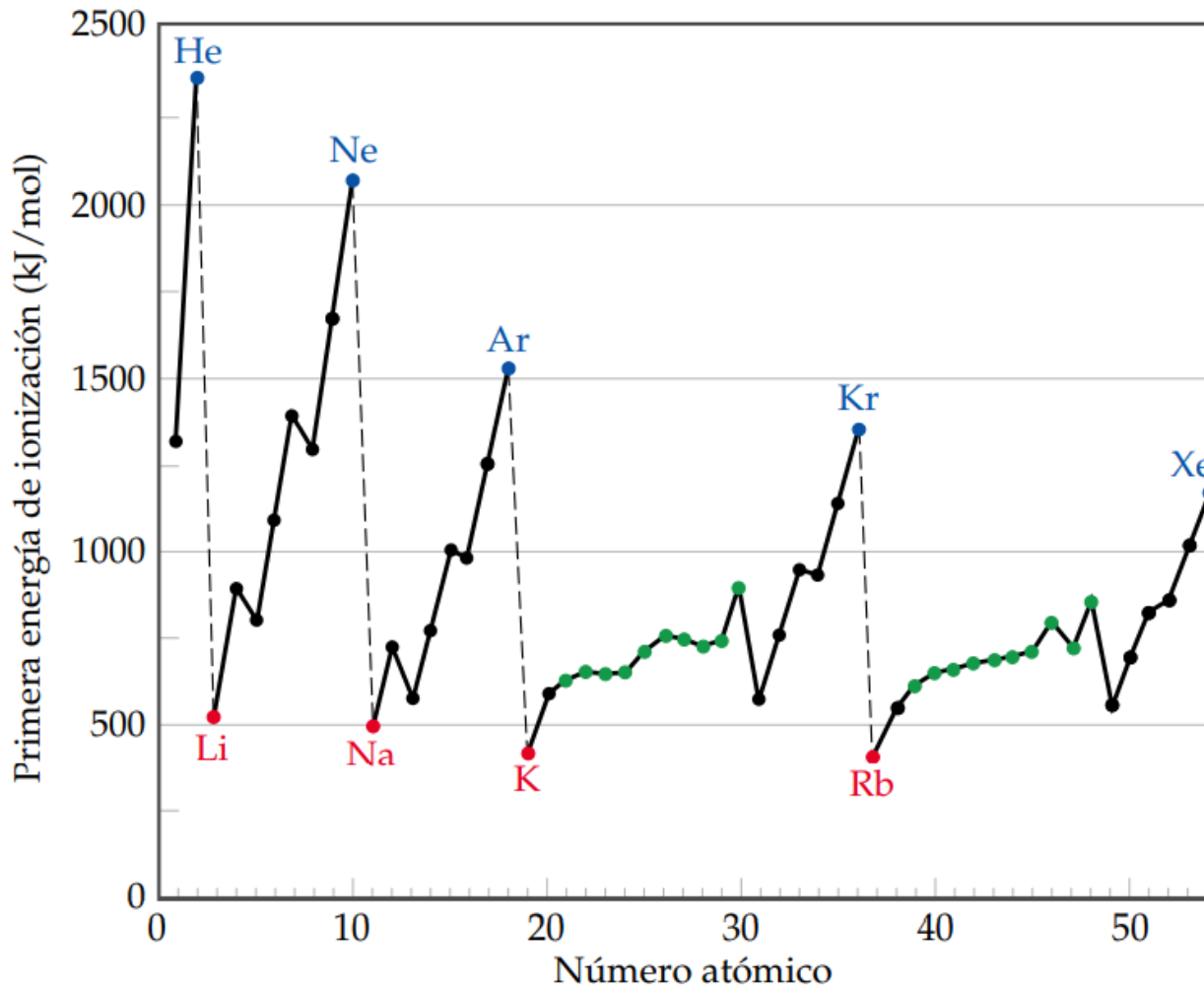
Ejemplo

Para el Litio:

$$EI_1 = 5.4 \text{ eV}, < EI_2 = 50.0 \text{ eV}, < EI_3 = 122.4 \text{ eV}$$

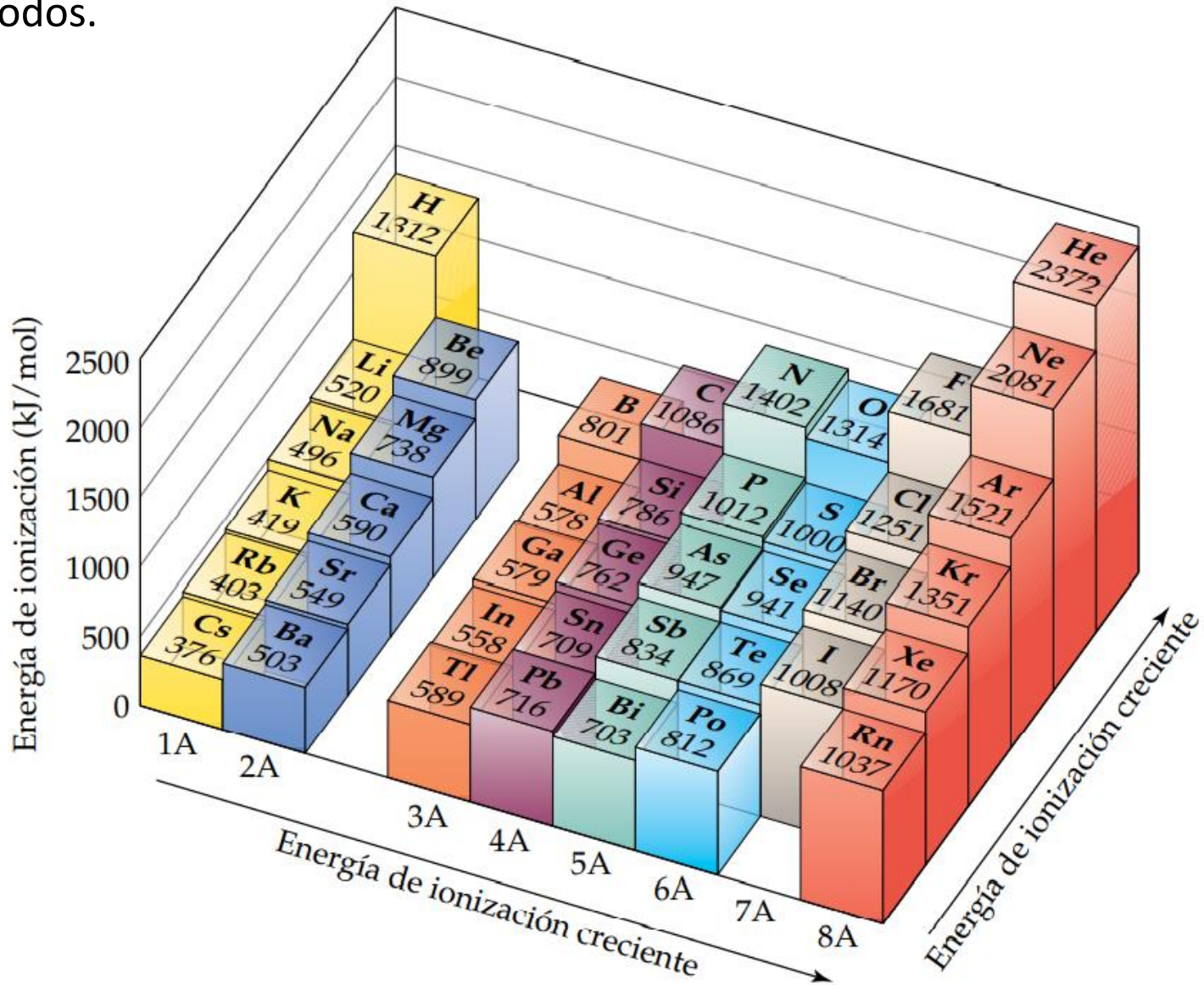
Tendencias periódicas en las energías de Ionización

Primera energía de ionización vs. número atómico. Los puntos rojos marcan el inicio de un periodo (metales alcalinos), y los azules, el final de un periodo (gases nobles). Se utilizan puntos verdes para los metales de transición.



Tendencias periódicas en las energías de Ionización

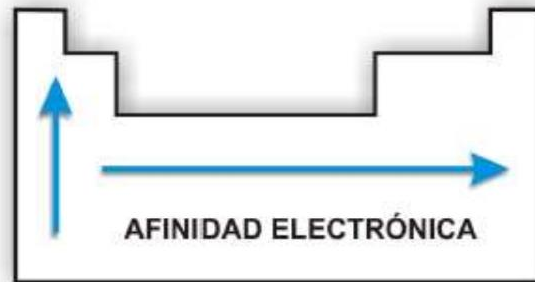
Primera energía de ionización para los elementos representativos de los primeros seis periodos.



Afinidad electrónica

- Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo, es decir, el menos atraído por el núcleo, de un anión en estado gaseoso y convertirlo en un átomo neutro gaseoso, en condiciones de presión y temperatura estándar

Se mide en eV para un átomo, o en kJ/mol para un mol de átomos.



Afinidad electrónica

Afinidades electrónicas en kJ/mol para los elementos representativos de los primeros cinco periodos de la tabla periódica. Cuanto más negativa es la afinidad electrónica, mayor es la atracción entre un átomo y un electrón. Una afinidad electrónica > 0 indica que el ion negativo tiene mayor energía que el átomo y el electrón separados.

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
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

Electronegatividad

- Esta propiedad está muy relacionada con el **enlace químico**.
- Cuando los átomos se unen para formar moléculas o redes iónicas, intercambian o comparten electrones de sus capas externas.
- **La electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia su núcleo estos electrones compartidos.**
- El valor de esta propiedad sólo puede establecerse comparando los elementos entre sí, de dos en dos.
- Existe una escala relativa, llamada **escala de Pauling**, en la que se toma como elemento de referencia el más electronegativo, el flúor, al que se le da el valor 4,0. Por comparación, se obtiene la electronegatividad del resto de los elementos. Los gases nobles, que debido a que tienen la última capa llena, no suelen formar enlaces, tienen electronegatividad 0.

Electronegatividad

Electronegatividad: es la capacidad de un átomo en una molécula para atraer los electrones de enlace hacia su núcleo. Mientras mayor sea su electronegatividad, con mayor fuerza atraerá los electrones de enlace.

H 2,1																		He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0		Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8		Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5		Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1		Rn

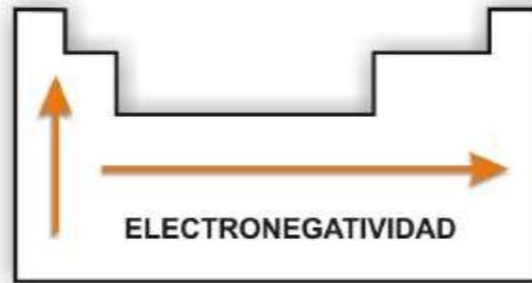
BAJO

MEDIO

ALTO

Carácter Metálico

- La electronegatividad, en general, varía de la misma forma que E.I. y A.E. Disminuye al descender dentro de un grupo y aumenta al avanzar en el mismo periodo.



La electronegatividad sirve para clasificar los elementos en 2 grandes grupos:

- **Metales:** Elementos cuyos átomos ejercen una atracción relativamente pequeña sobre los electrones externos, es decir, tienen valores pequeños de E.I. y de A.E. Muestran fuerte tendencia a formar cationes, son agentes reductores.
- **No metales:** Elementos cuyos átomos ejercen una atracción relativamente grande sobre los electrones externos, es decir, presentan valores elevados de E.I. y de A.E. Muestran fuerte tendencia a formar aniones, son agentes oxidantes.

METALES

Propiedades químicas de los metales:

- Por lo general poseen 1 a 3 electrones de valencia
- Forman cationes por pérdida de electrones
- Forman compuestos iónicos con no metales
- Los metales puros se caracterizan por el enlace metálico
- Los metales más químicamente reactivos están a la izquierda y abajo en la tabla

Propiedades físicas de los metales:

- Altos puntos de fusión y ebullición
- Brillantes
- Color plateado a gris
- Alta densidad
- Formas de sólidos cristalinos



NO METALES

Propiedades químicas de los no metales:

- Contienen cuatro o más electrones de valencia
- Forman aniones por ganancia de electrones cuando generan compuestos
- Forman compuestos iónicos con metales
- Forman compuestos covalentes con otros no metales

Propiedades físicas de los no metales:

- Son amorfos
- Poseen colores variados
- Son sólidos, líquidos o gases
- Poseen bajos puntos de fusión y ebullición
- Tienen baja densidad

