

UNIDAD II

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

- 2.1 Evolución de los modelos atómicos. Modelo actual del átomo.
- 2.2 Números cuánticos y la configuración electrónica de los átomos.
- 2.3 Estructura de la Tabla Periódica de los elementos en función de la configuración electrónica de los átomos. Diagramas de Lewis.
- 2.4 **Propiedades periódicas de los elementos. Radios atómicos, energía de ionización, radios iónicos, afinidad electrónica y electronegatividad.**

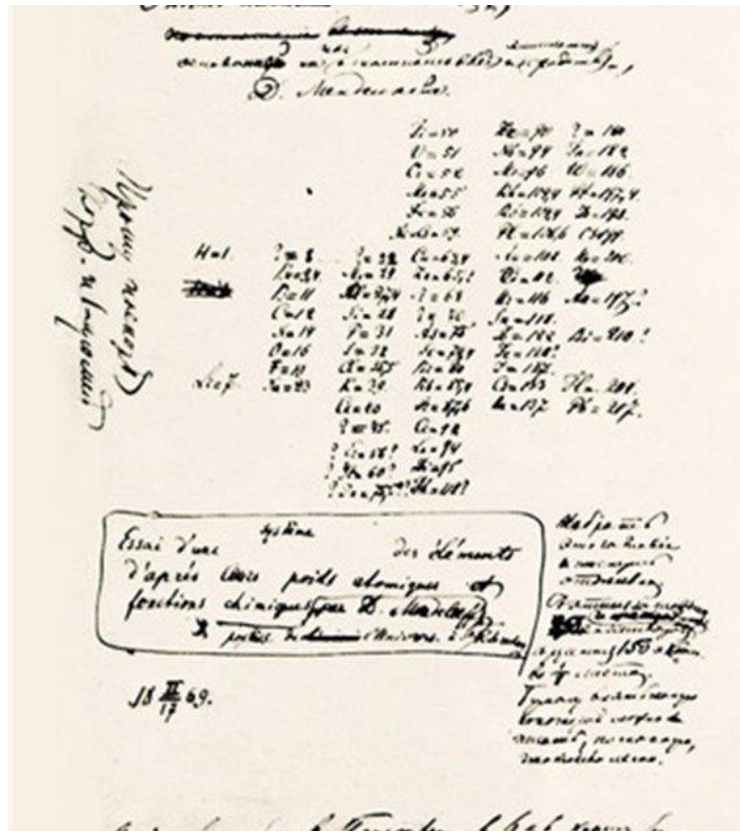
Desarrollo de la Tabla Periódica

- Cada elemento se compone de átomos iguales.
- Elementos diferentes, tienen átomos diferentes.
- Ante el creciente descubrimiento de nuevos elementos, se necesita una 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

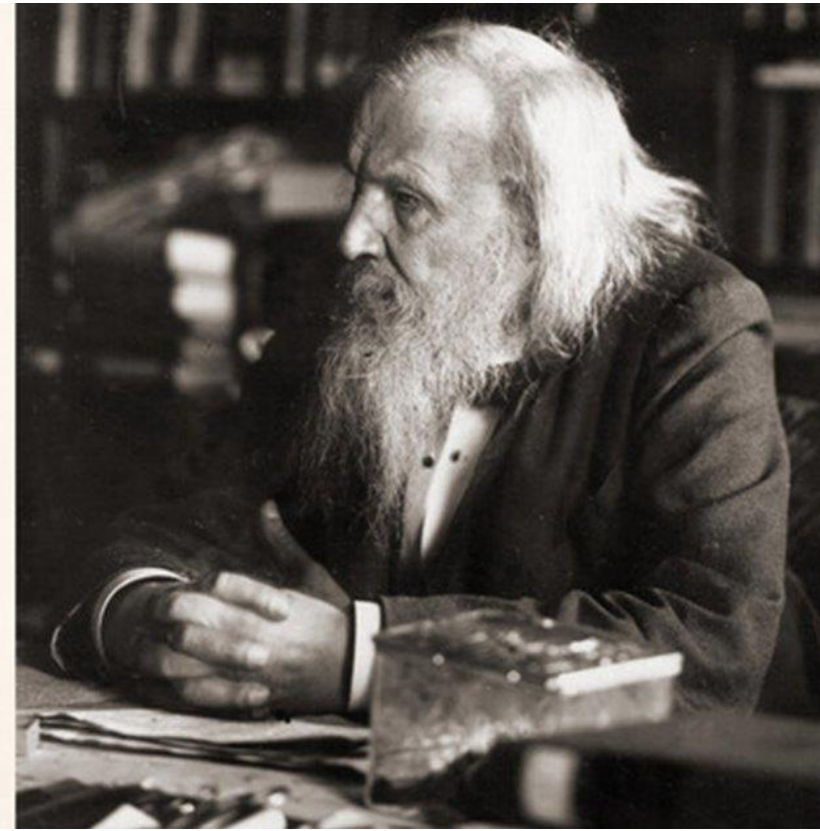
1869, Dimitri Mendeleev, Lothar Meyer

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



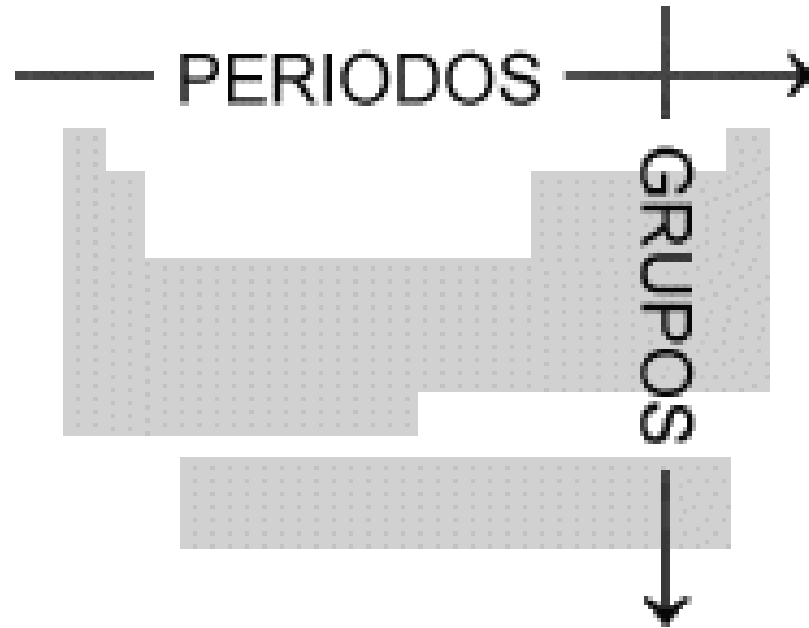
Handwritten manuscript of Dmitri Mendeleev's periodic table, titled "Tableau périodique des éléments". The table is organized by increasing atomic weight and shows the periodic repetition of chemical properties. The elements are listed in columns, with their atomic weights and chemical symbols (e.g., H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, etc.) written in French. The table is handwritten in ink on aged paper.

Group	Period 1	Period 2	Period 3	Period 4	Period 5	Period 6	Period 7
1	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
2		Be	Mg	Ca	Sc	Y	
3		B	Al	Ga	In	Tl	
4		C	Si	Ge	Sn	Pb	
5		N	P	As	Sb	Bi	
6		O	S	Se	Te		
7		F	Cl	Br	I	At	
8							
9							
10							
11							
12							
13							
14							
15							
16							
17							
18							

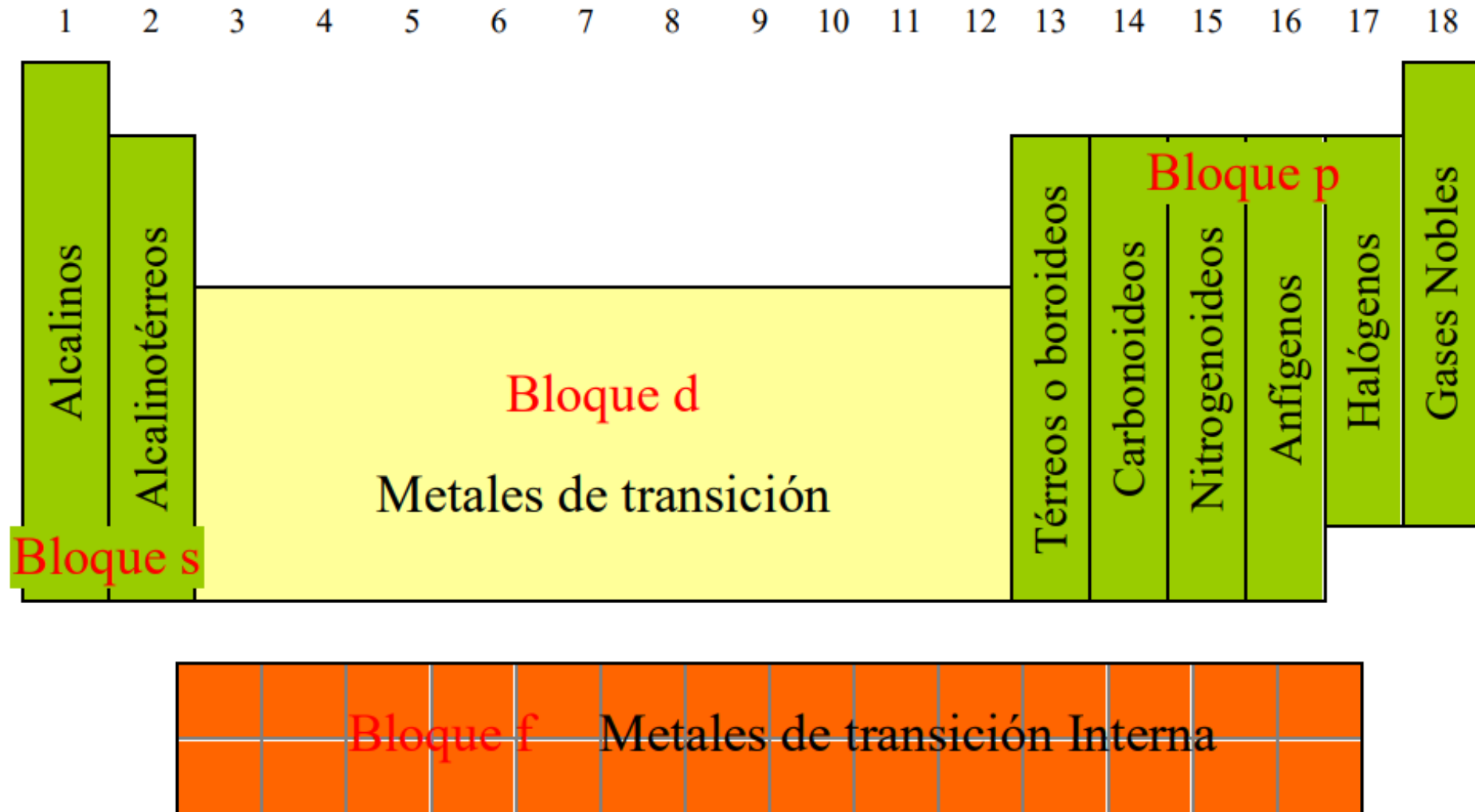


Desarrollo de la Tabla Periódica

- 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**.



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



PROPIEDADES PERIÓDICAS

- 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

- 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**.

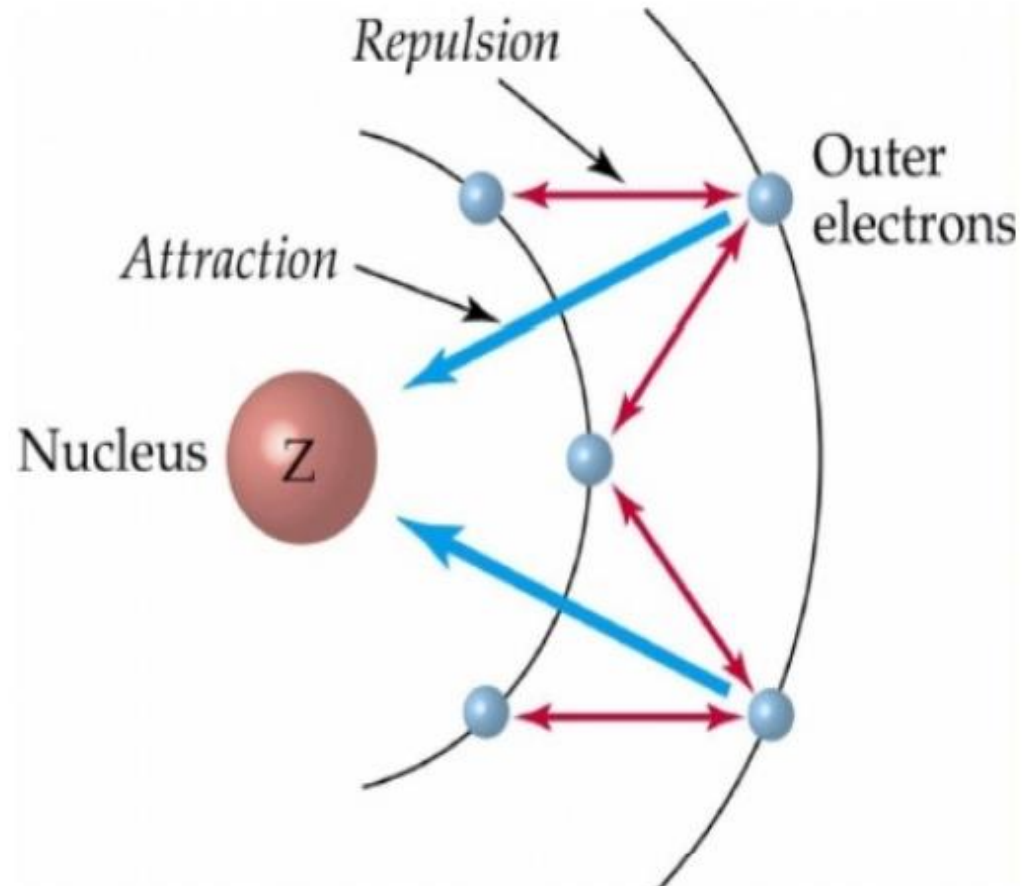
$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2} \quad \longrightarrow \quad F = k \frac{Ze}{d^2}$$

- 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.

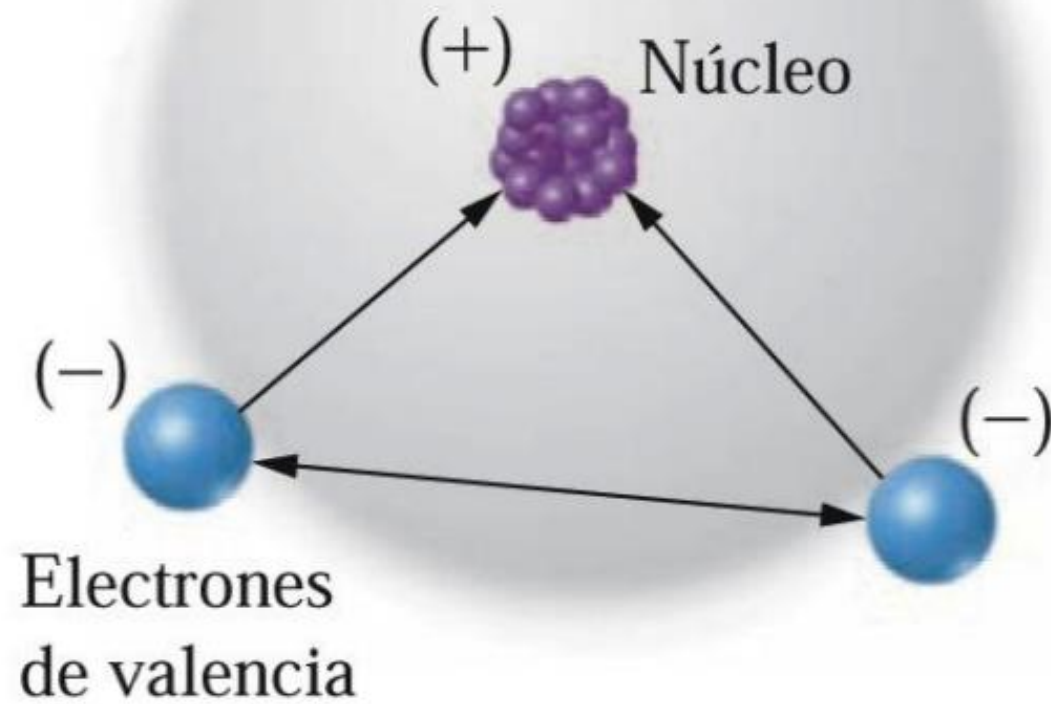
Carga Nuclear Efectiva

- 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

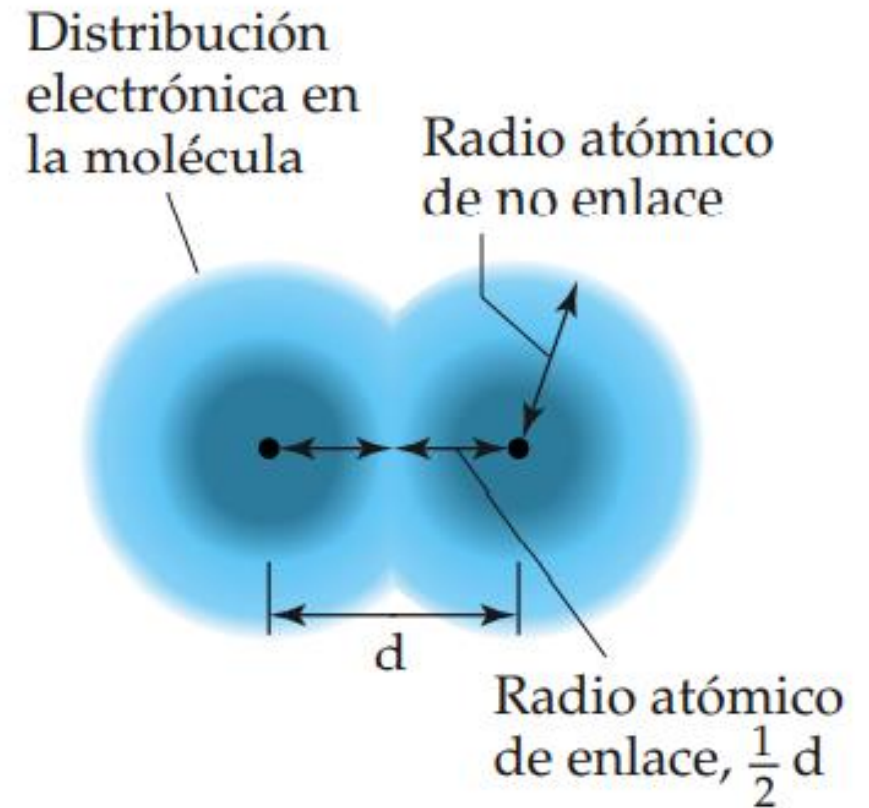


PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

- 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 límites definidos. Una buena aproximación es considerar a los átomos e iones como esferas de determinadas dimensiones.
- Mediante difracción de rayos X se han 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 ($d = 2r$) para moléculas diatómicas (**radio covalente**) y redes metálicos (**radio metálico**).



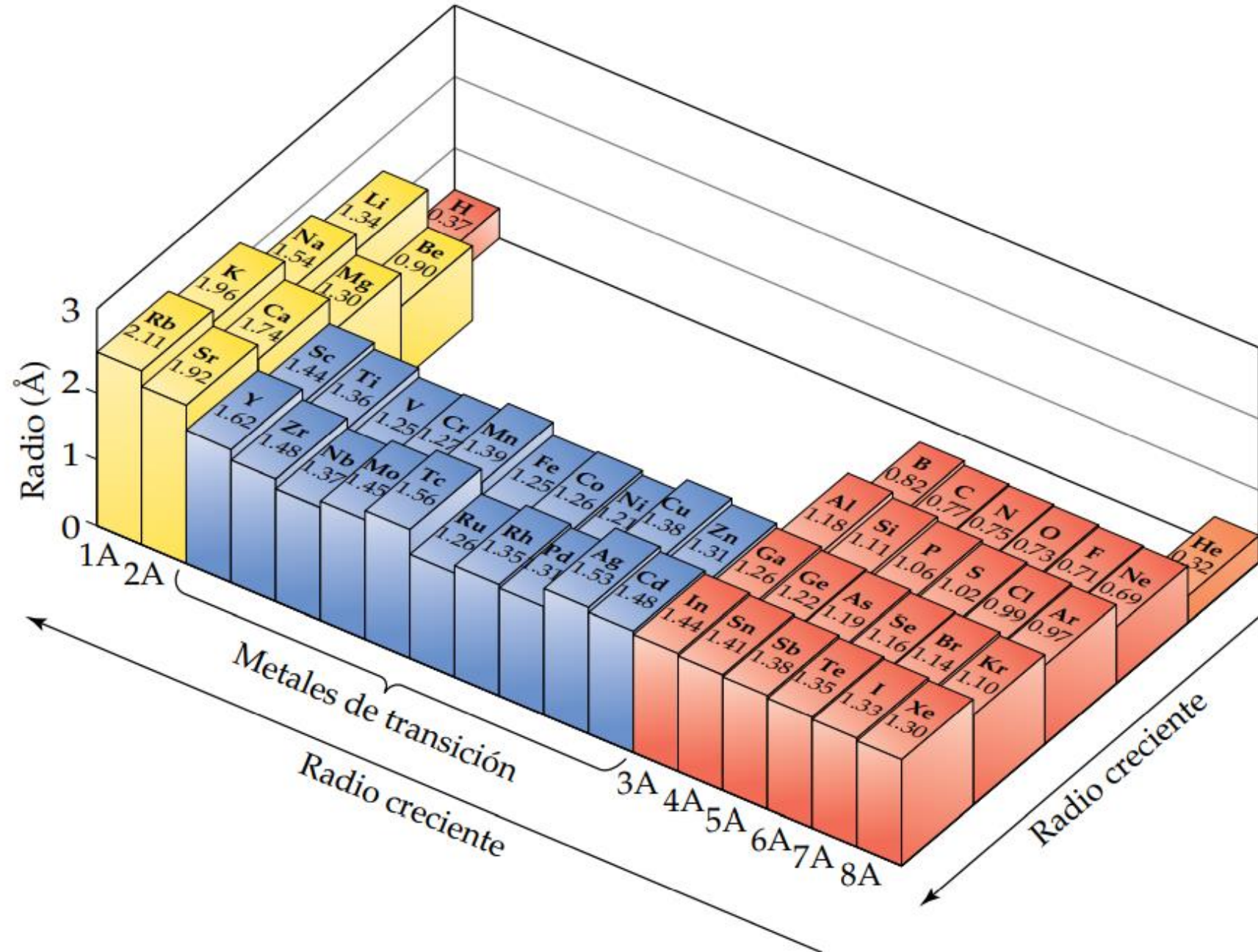
Radio atómico

Ejemplos

- En la molécula de I_2 , la distancia que separa los núcleos de yodo es de $2.66 \text{ \AA}$. Con base en esto, definimos el radio atómico de enlace del yodo como $1.33 \text{ \AA}$.
- De forma análoga, la distancia que separa dos núcleos adyacentes de carbono en el diamante, que es una red sólida tridimensional, es de $1.54 \text{ \AA}$; por tanto, se asigna el valor de $0.77 \text{ \AA}$ 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	

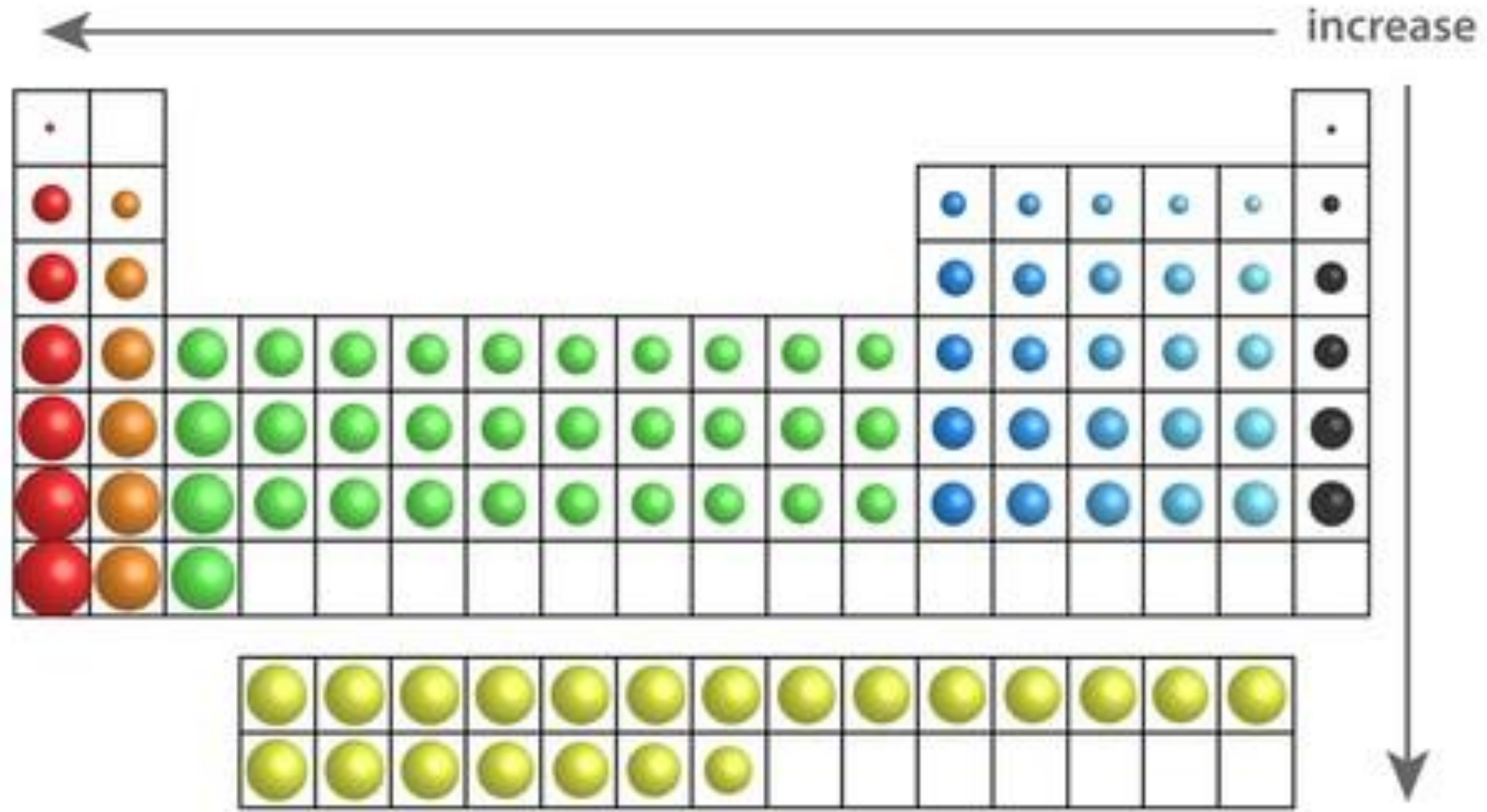
Tendencias periódicas de los radios atómicos



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.
- 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.

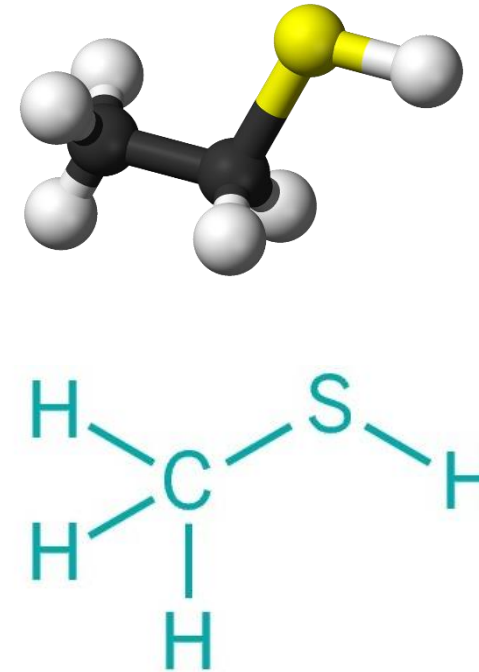
Tendencias periódicas de los radios atómicos



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.



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:

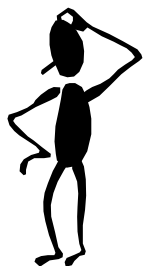
$$\text{Longitud de enlaces C-S} = \text{radio de C} + \text{radio de S} = 0.77 \text{ \AA} + 1.02 \text{ \AA} = 1.79 \text{ \AA}$$

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

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

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

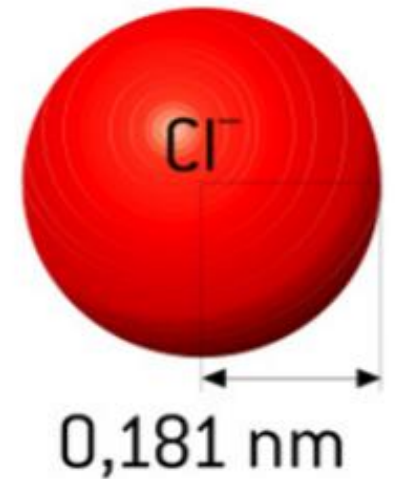
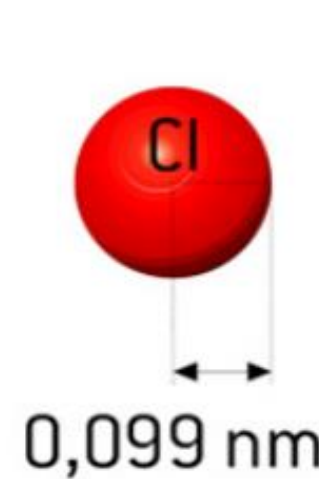
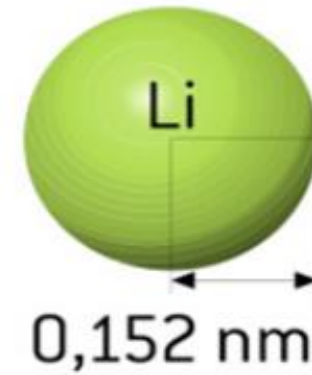


EJERCICIO

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

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**.
- 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. 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:

—— Carga nuclear creciente ——>				
O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
1.40 Å	1.33 Å	0.97 Å	0.66 Å	0.51 Å
—— Radio iónico decreciente ——>				

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 isoelectrónica 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:



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 neutro en estado gaseoso y convertirlo en un ion gaseoso con carga positiva, en condiciones de presión y temperatura estándar.
- En un átomo polieletrónico pueden arrancarse varios electrones, por lo que se pueden definir tantas energías de ionización como electrones tiene el átomo.
- Cuanto mayor es la energía de ionización, más difícil es quitar un electrón.



Ejemplo

Para el Litio:

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

Energía de Ionización

Período	Grupo																	
	1	2											13	14	15	16	17	18
1	H 1310																	He 2370
2	Li 520	Be 900											B 800	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080
3	Na 490	Mg 730											Al 580	Si 780	P 1060	S 1000	Cl 1250	Ar 1520
4	K 420	Ca 590	Sc 630	Ti 660	V 650	Cr 660	Mn 710	Fe 760	Co 760	Ni 730	Cu 740	Zn 910	Ga 580	Ge 780	As 960	Se 950	Br 1140	Kr 1350
5	Rb 400	Sr 550	Y 620	Zr 660	Nb 670	Mo 680	Tc 700	Ru 710	Rh 720	Pd 800	Ag 730	Cd 870	In 560	Sn 700	Sb 830	Te 870	I 1010	Xe 1170
6	Cs 380	Ba 500	La 540	Hf 700	Ta 760	W 770	Re 760	Os 840	Ir 890	Pt 870	Au 890	Hg 1000	Tl 590	Pb 710	Bi 800	Po 810	At ...	Rn 1030
7	Fr ...	Ra 510																

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:

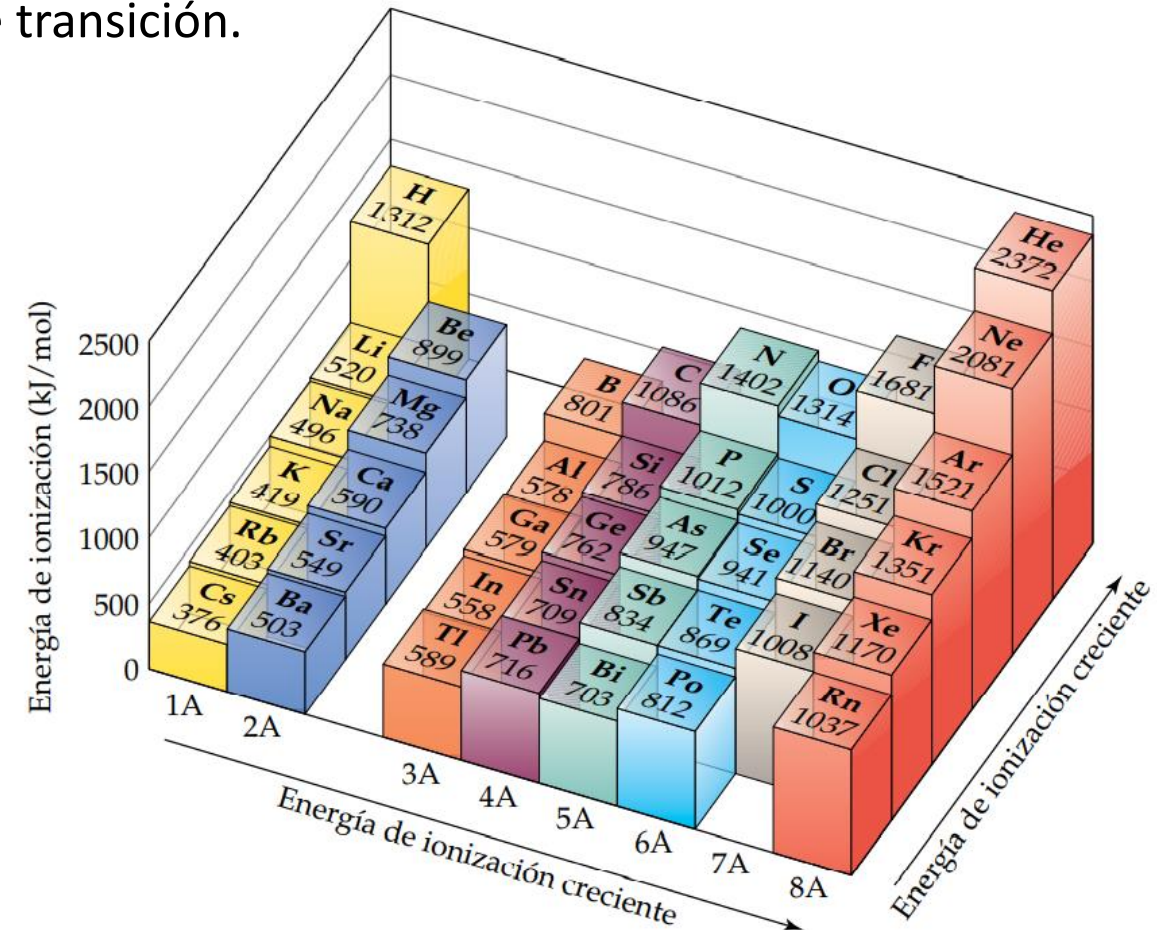
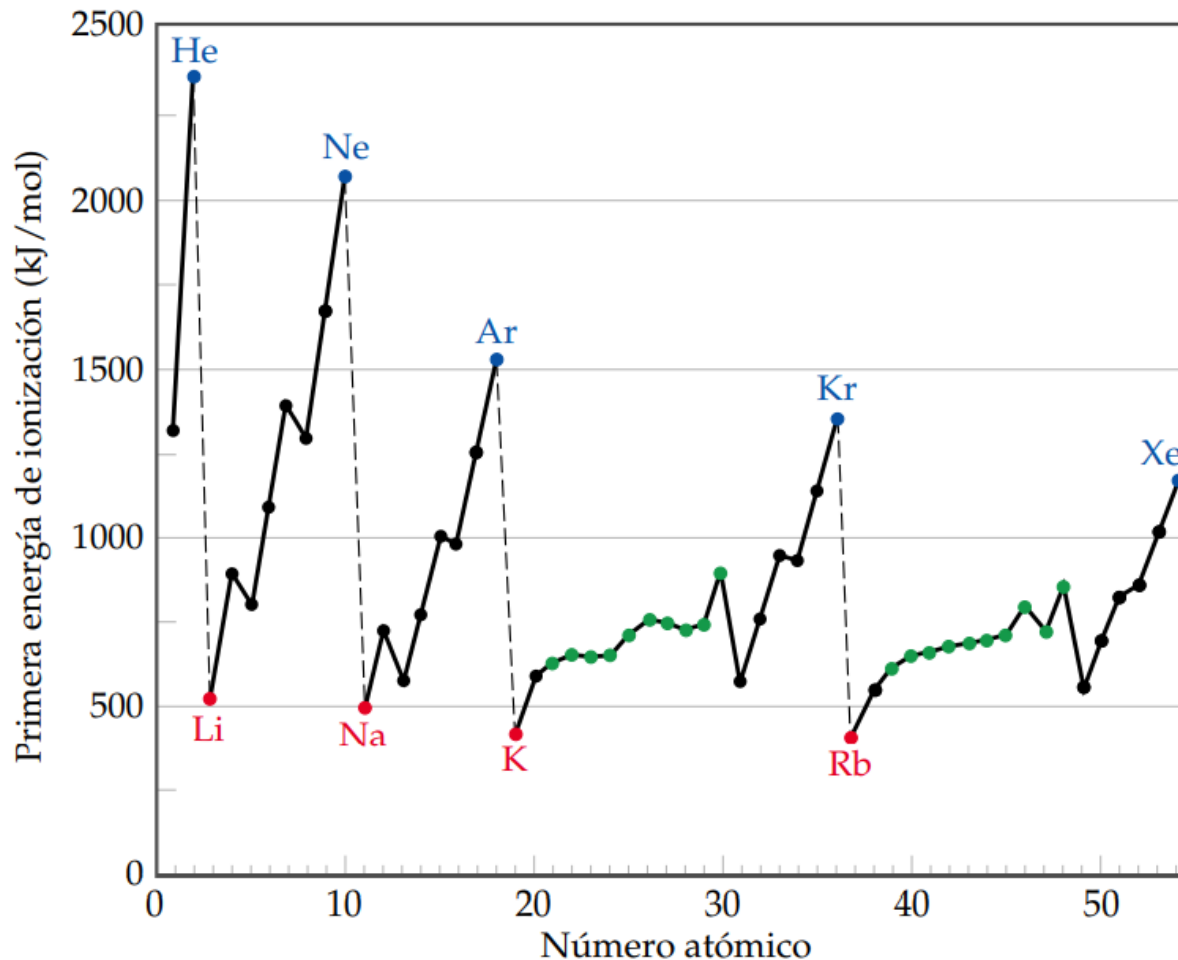


Energías de ionización sucesivas para elementos seleccionados (kJ/mol).

Elemento	IE ₁	IE ₂	IE ₃	IE ₄	IE ₅	IE ₆	IE ₇
K	418.8	3051.8	4419.6	5876.9	7975.5	9590.6	11343
Ca	589.8	1145.4	4912.4	6490.6	8153.0	10495.7	12272.9
Sc	633.1	1235.0	2388.7	7090.6	8842.9	10679.0	13315.0
Ga	578.8	1979.4	2964.6	6180	8298.7	10873.9	13594.8
Ge	762.2	1537.5	3302.1	4410.6	9021.4	No disponible	No disponible
As	944.5	1793.6	2735.5	4836.8	6042.9	12311.5	No disponible

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.



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



Período

Grupo

Valores de afinidad de electrones para elementos seleccionados (kJ/mol)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H -72																	He +20*
2 Li -60	Be +240*											B -23	C -123	N 0	O -141	F -322	Ne -30
3 Na -53	Mg +230*											Al -44	Si -120	P -74	S -20	Cl -348	Ar +35*
4 K -48	Ca +150*	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga -40*	Ge -115	As -7	Se -195	Br -324	Kr +40*
5 Rb -46	Sr +160*	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In -40*	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295	Xe +40*
6 Cs -45	Ba +50*	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl -50	Pb -101	Bi -101	Po -170	At -270*	Rn +40*
7 Fr	Ra																

* Valor calculado

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.

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

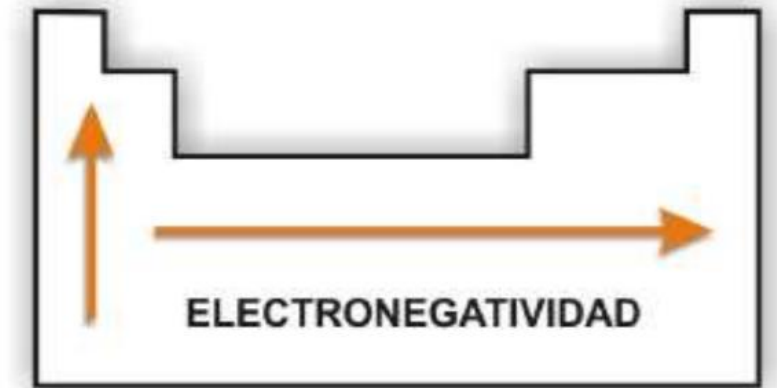
BAJO

MEDIO

ALTO

Carácter Metálico

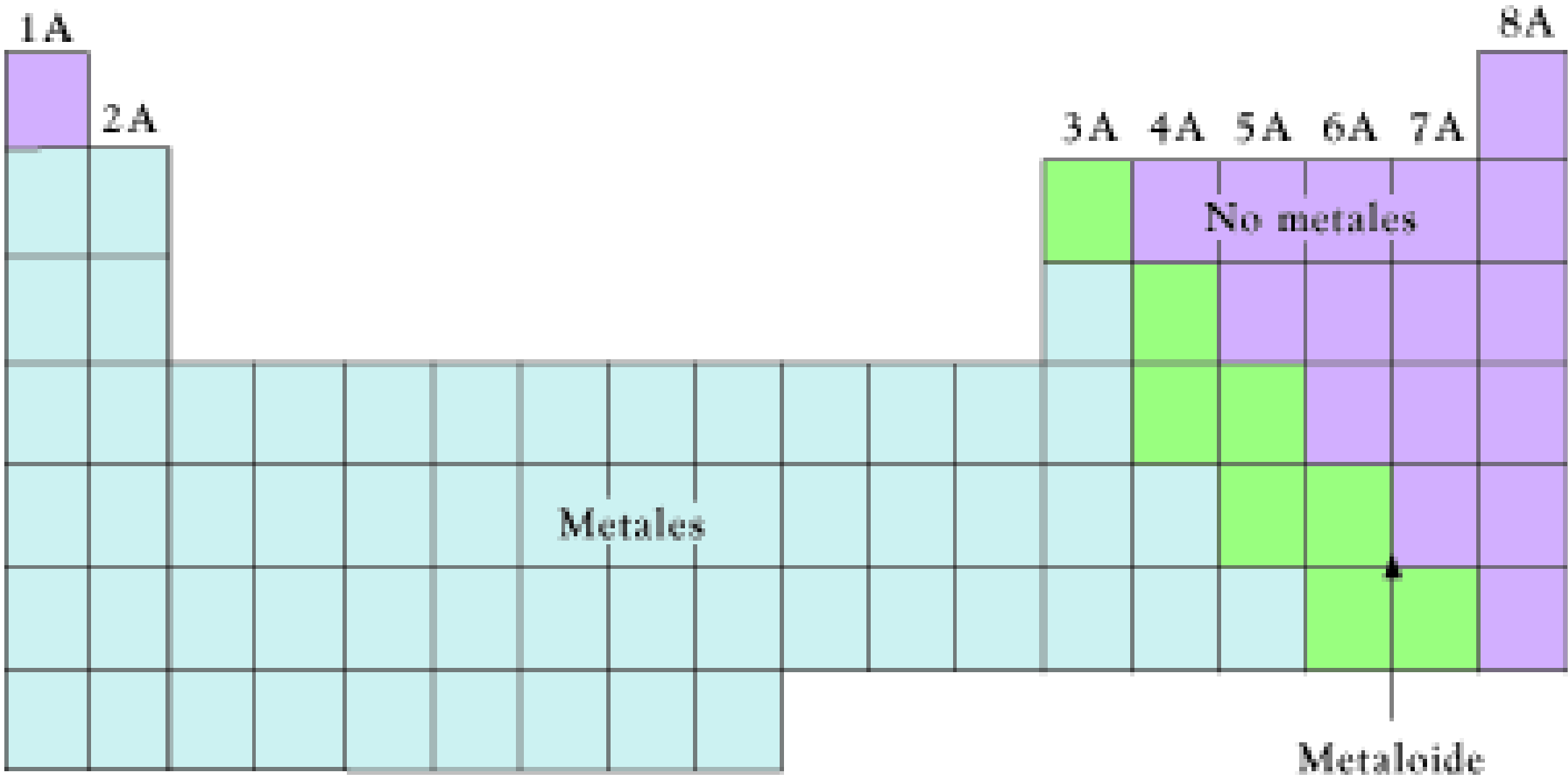
- La electronegatividad, en general, varía de la misma forma que E.I. y A.E.



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 EI y de AE. Muestran fuerte tendencia a formar cationes.
- **No metales:** Elementos cuyos átomos ejercen una atracción relativamente grande sobre los electrones externos, es decir, presentan valores elevados de EI y de AE. Muestran fuerte tendencia a formar aniones.

Carácter Metálico



METALES

Propiedades químicas de los metales:

- Tienen de 1 a 3 electrones de valencia
- Forman cationes por pérdida de electrones (E.I. bajas)
- 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 periódica

Propiedades físicas de los metales:

- Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, Hg)
- La mayoría tienen una apariencia brillante (brillo metálico)
- Son buenos conductores del calor y la electricidad
- Altos puntos de fusión y ebullición
- Color plateado a gris
- Alta densidad



NO METALES

Propiedades químicas de los no metales:

- Contienen cuatro o más electrones de valencia
- Forman aniones por ganancia de electrones (A.E. altas)
- 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



METALOIDES

- Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- Pueden tener algunas propiedades metálicas pero carecer de otras.

Metaloides				
13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A
5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032
13 Al Aluminum 26.981538	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973761	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.4527
31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904
49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447
81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98038	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)

Silicio



Tiene brillo metálico pero es quebradizo en vez de maleable, no conduce el calor, y la electricidad la conduce peor que los metales (semiconductor).

Resumiendo:

En un período:



Radio atómico: Disminuye
Carga nuclear efectiva: Aumenta
Energía de Ionización: Aumenta
Afinidad electrónica: Aumenta
Electronegatividad: Aumenta

En un grupo:



Radio atómico: Aumenta
Carga nuclear efectiva: Disminuye
Energía de Ionización: Disminuye
Afinidad electrónica: Disminuye
Electronegatividad: Disminuye

Las propiedades periódicas son el resultado de la estructura electrónica de los átomos de cada elemento