



TEMA 2

PERIODICIDAD QUÍMICA

- Q. Adriana Ramírez González



Tema 2 PERIODICIDAD QUÍMICA



- **OBJETIVO:** El alumno relacionará las propiedades de los elementos con las analogías verticales y horizontales en la Tabla Periódica.

Antecedentes:

- Propiedades físicas y químicas
- Masa atómica
- Configuración electrónica



PERIODICIDAD QUÍMICA



- **MASA ATÓMICA**

Es la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (uma).

- **uma**: Se define como como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12.
- El carbono tiene una masa atómica de 12.01 uma que es la masa promedio de la mezcla natural de los isótopos del átomo de carbono.



PERIODICIDAD QUÍMICA



● Configuración electrónica

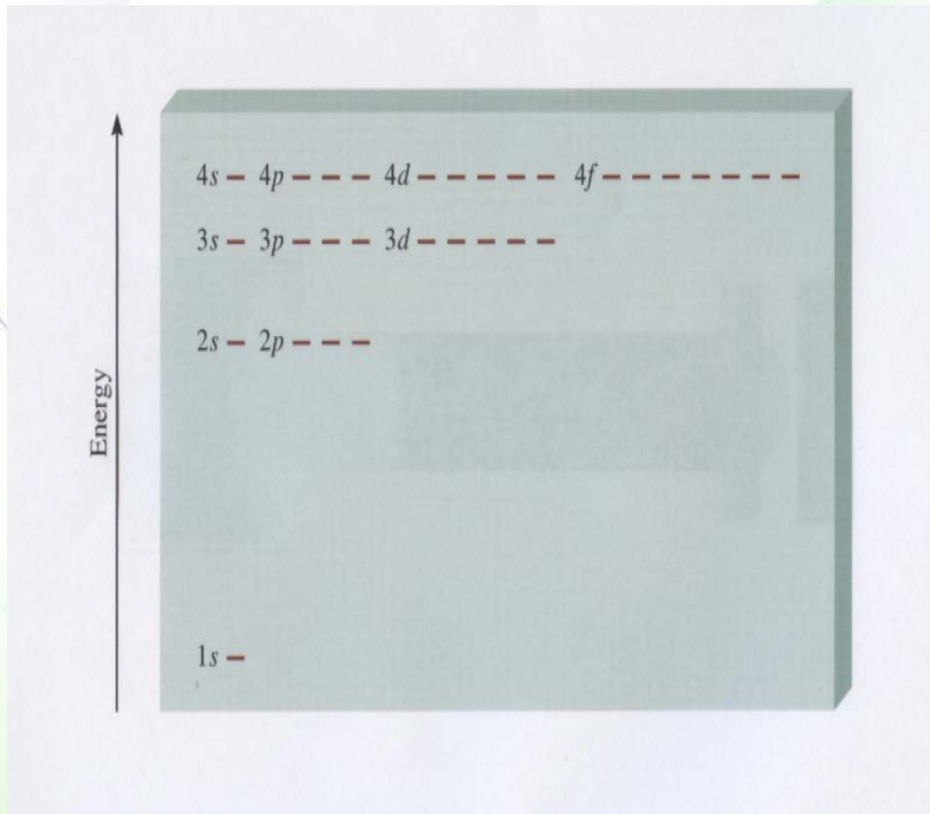




TABLA PERIÓDICA



- En el siglo XIX, se tenían una idea vaga de los átomos y las moléculas y se pensaba que el comportamiento químico de los elementos debía estar relacionado con la masa atómica del elemento.
- **1869** Dimitri I. Mendeleiev. Organizó a los 63 elementos conocidos en filas y grupos por orden creciente de masa atómica y según sus propiedades químicas, principalmente la **valencia** .
 - **Ley periódica**: “Las propiedades de los elementos dependen periódicamente de las masas atómicas de dichos elementos”.



TABLA PERIÓDICA



- **1913** H.G. Moseley postuló que la emisión de los rayos X emitidos por un elemento se relacionaba de manera precisa con el número atómico del elemento.
- En la **Tabla Periódica actual** el ordenamiento de los elementos se basa en la estructura atómica y en la configuración electrónica de los elementos.
- **Ley periódica actual**: “Las propiedades de un elemento están en función periódica de su número atómico”.



TABLA PERIÓDICA



1A		Representative elements										Zinc Cadmium Mercury						18 8A						
		Noble gases										Lanthanides					Actinides						2 He	
		Transition metals																						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18							
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A							
1 H	2 He																10 Ne							
3 Li	4 Be																11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr							
19 K	20 Ca	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe							
37 Rb	38 Sr	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn							
55 Cs	56 Ba	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	(113)	114	(115)	116	(117)	118							
87 Fr	88 Ra																							

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



TABLA PERIÓDICA



- En la tabla periódica actual los elementos están ordenados verticalmente en **grupos o familias** que poseen propiedades físicas y químicas similares.
- Los **grupos o familias** están **numerados del 1 al 8** cada número va seguido de una letra. **A elementos representativos** y **B elementos de transición**.

Nota: Otra numeración utilizada es del 1 al 18.



GRUPOS O FAMILIAS



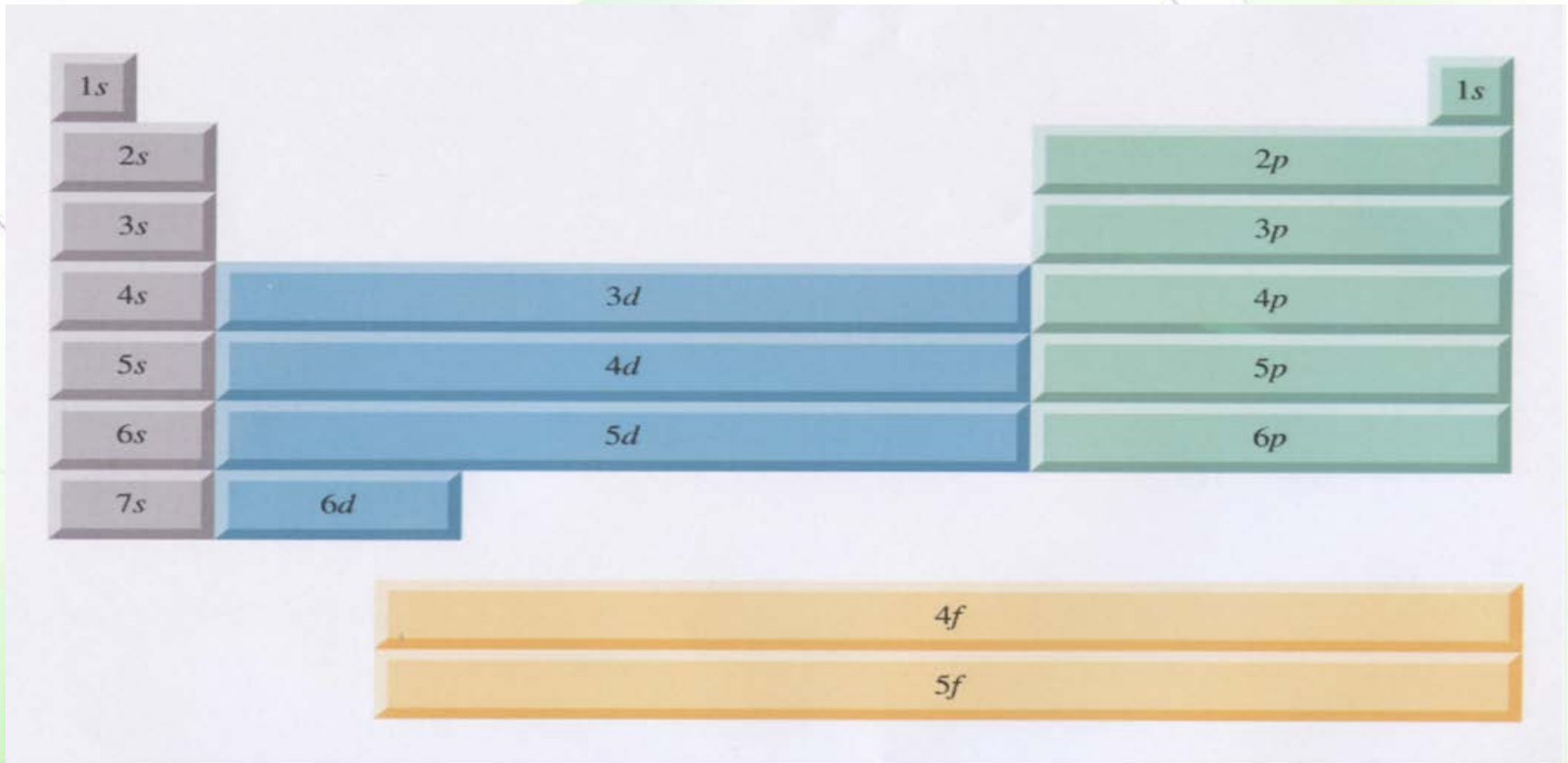
- **El número de cada grupo** identifica el número de electrones de valencia (similitud de las configuraciones electrónicas).
- **Valencia**: “Es la capacidad de combinación que tiene un elemento”.



PERÍODOS O RENGLONES



- Cada período (renglón), inicia con un nuevo nivel principal, llenando el subnivel s, los subniveles internos d y f (si los hay) y el subnivel p.





METALES, NO METALES Y METALOIDES



1 1A	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H	2 He												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11B	12B							
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	(113)	114	(115)	116	(117)	118	

	Metals
	Metalloids
	Nonmetals

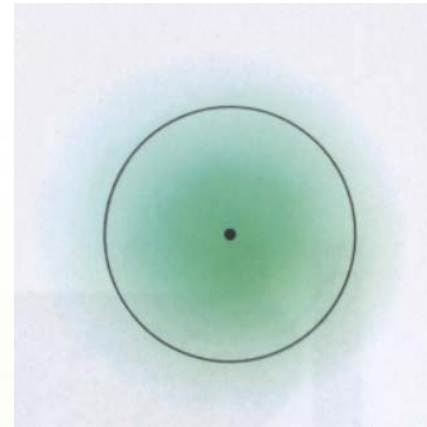
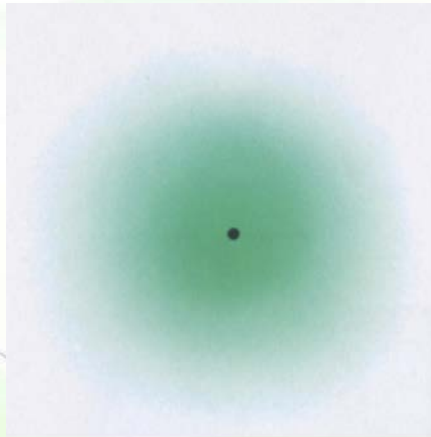
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



PROPIEDADES PERIÓDICAS

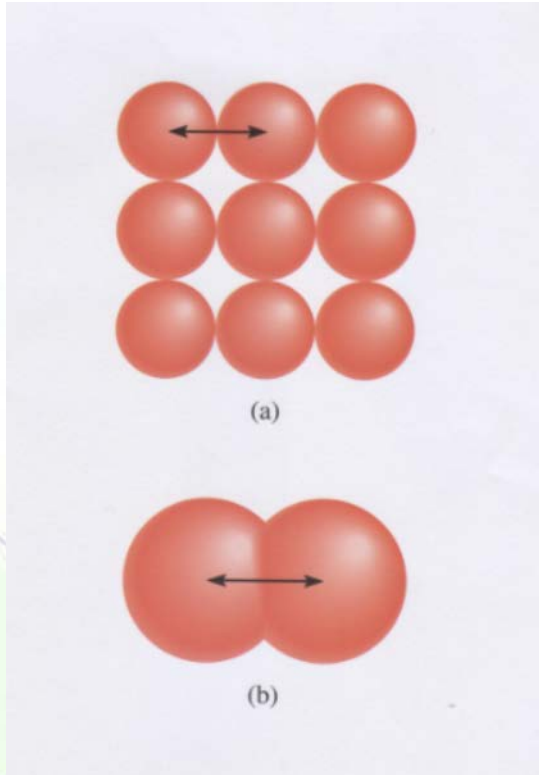


- Algunas propiedades físicas como la densidad, la temperatura de fusión y la temperatura de ebullición están relacionadas con el tamaño de los átomos.





RADIO ATÓMICO



Radio atómico

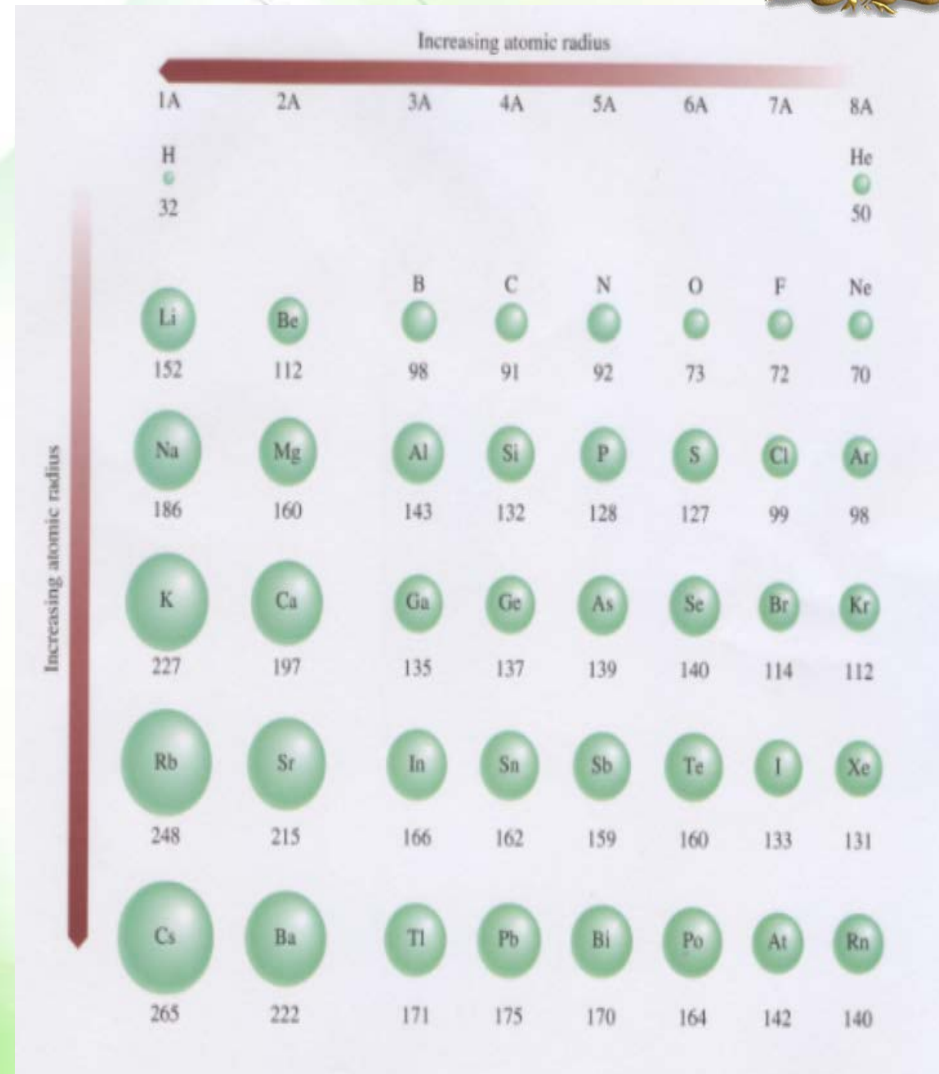
La mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica.



RADIO ATÓMICO

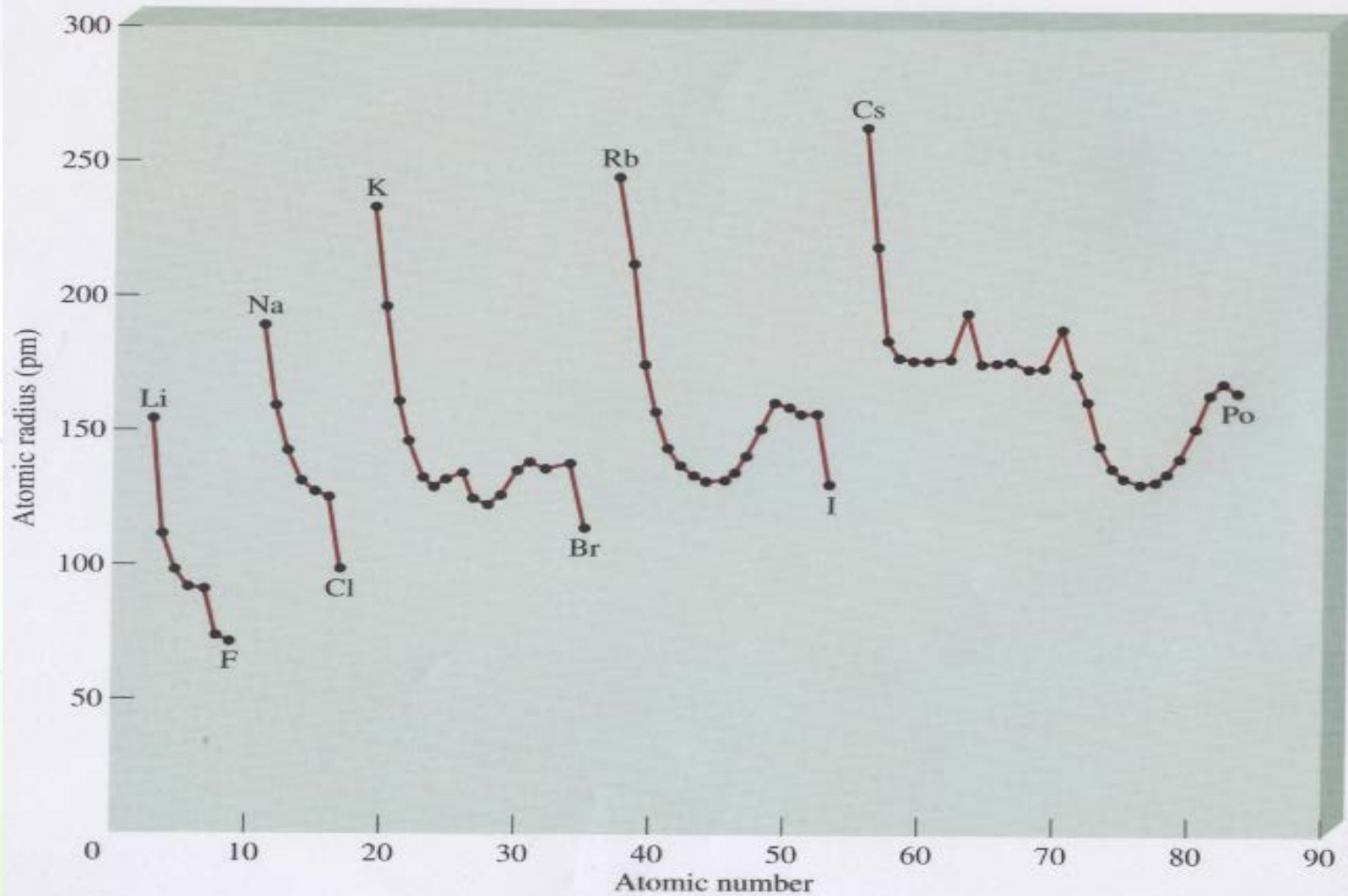


En un grupo tiende a **Aumentar de arriba hacia abajo** y en un período **aumenta de derecha a izquierda**.





RADIO ATÓMICO





RADIO ATÓMICO



- **En un grupo**, el radio de un átomo es determinado por sus electrones más externos que son asignados a orbitales que tienen valores más altos del número cuántico principal n .
- **En un período**, se adiciona un protón al núcleo y un electrón a cada capa externa. En cada paso la carga nuclear efectiva Z^* aumenta por el electrón adicional y como resultado aumenta la atracción entre el núcleo y los electrones y el radio atómico disminuye.



ENERGÍA DE IONIZACIÓN



- **ENERGIA DE IONIZACIÓN E_I [kJ/mol].**

Es la cantidad de energía necesaria para separar un mol de electrones de un mol de átomos en fase gaseosa.

La magnitud E_I indica que tan unido está el electrón al átomo.

Mientras mayor sea la energía de ionización, mayor será la dificultad para quitar un electrón.

La energía de ionización está relacionada directamente con la estabilidad de los electrones de valencia.



ENERGÍA DE IONIZACIÓN



● ENERGIA DE IONIZACIÓN EI

Es un proceso endotérmico porque hay que dar energía al átomo para eliminar al electrón.



Al eliminar electrones del átomo la repulsión entre ellos disminuye y como la carga del núcleo permanece constante, los electrones son más atraídos por la carga positiva del núcleo.

La energías de ionización sucesivas siguen el orden siguiente: $E_1 < E_2 < E_3 < \dots < E_n$

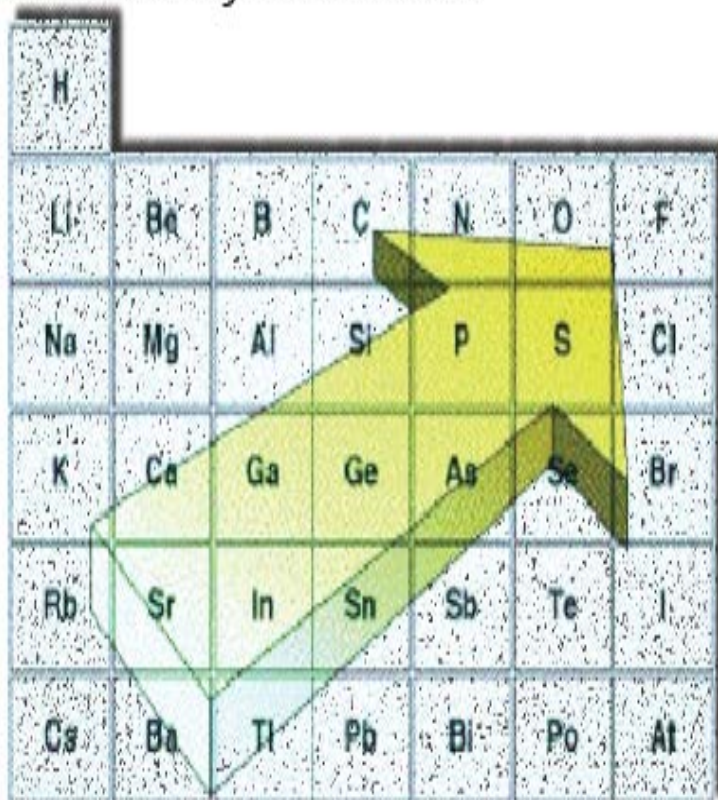


ENERGÍA DE IONIZACIÓN



Potencial de ionización

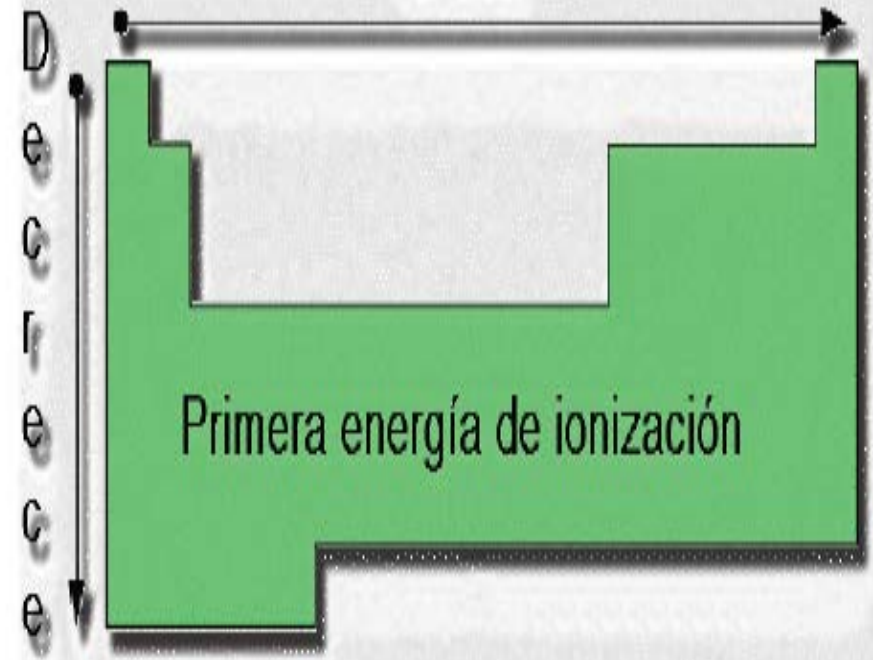
- Primera energía de ionización



Potencial de ionización

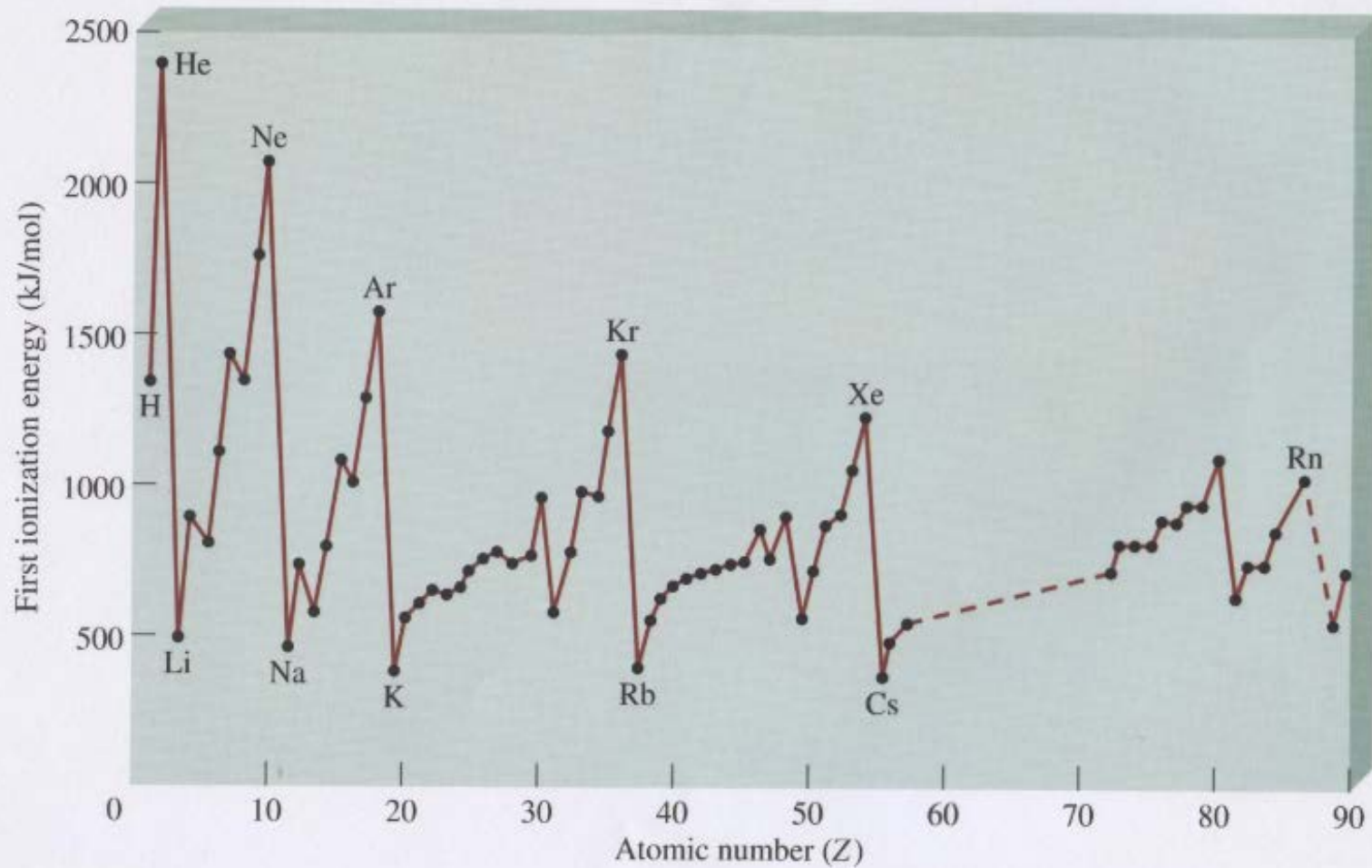
- Primera energía de ionización

Crece





ENERGÍA DE IONIZACIÓN





ENERGÍA DE IONIZACIÓN



● ENERGIA DE IONIZACIÓN EI

Los no metales tienen mayor valor de energías de ionización comparados con los metales. Por que tiene más electrones en el último nivel o capa de valencia lo que dificulta quitar electrones.

Los metales tienen menor valor de energías de ionización comparados con los no metales y gases nobles. Por que tienen pocos electrones en su último nivel energético y es más fácil quitar sus electrones.

Los gases nobles son los que tienen los mayores valores de energías de ionización comparados con los metales y los no metales. Por que tienen subniveles de energía completos de electrones.



ELECTRONEGATIVIDAD



- **ELECTRONEGATIVIDAD χ**

La electronegatividad χ , es la capacidad de un átomo en una molécula de atraer a sí a los electrones del enlace.

A mayor capacidad de atraer electrones, mayor será el valor de la electronegatividad.

Es una propiedad útil para distinguir si un enlace o covalente es polar o no polar.

Es un concepto relativo y en la siguiente tabla se muestran los valores calculados por Linus Pauling.



ELECTRONEGATIVIDAD



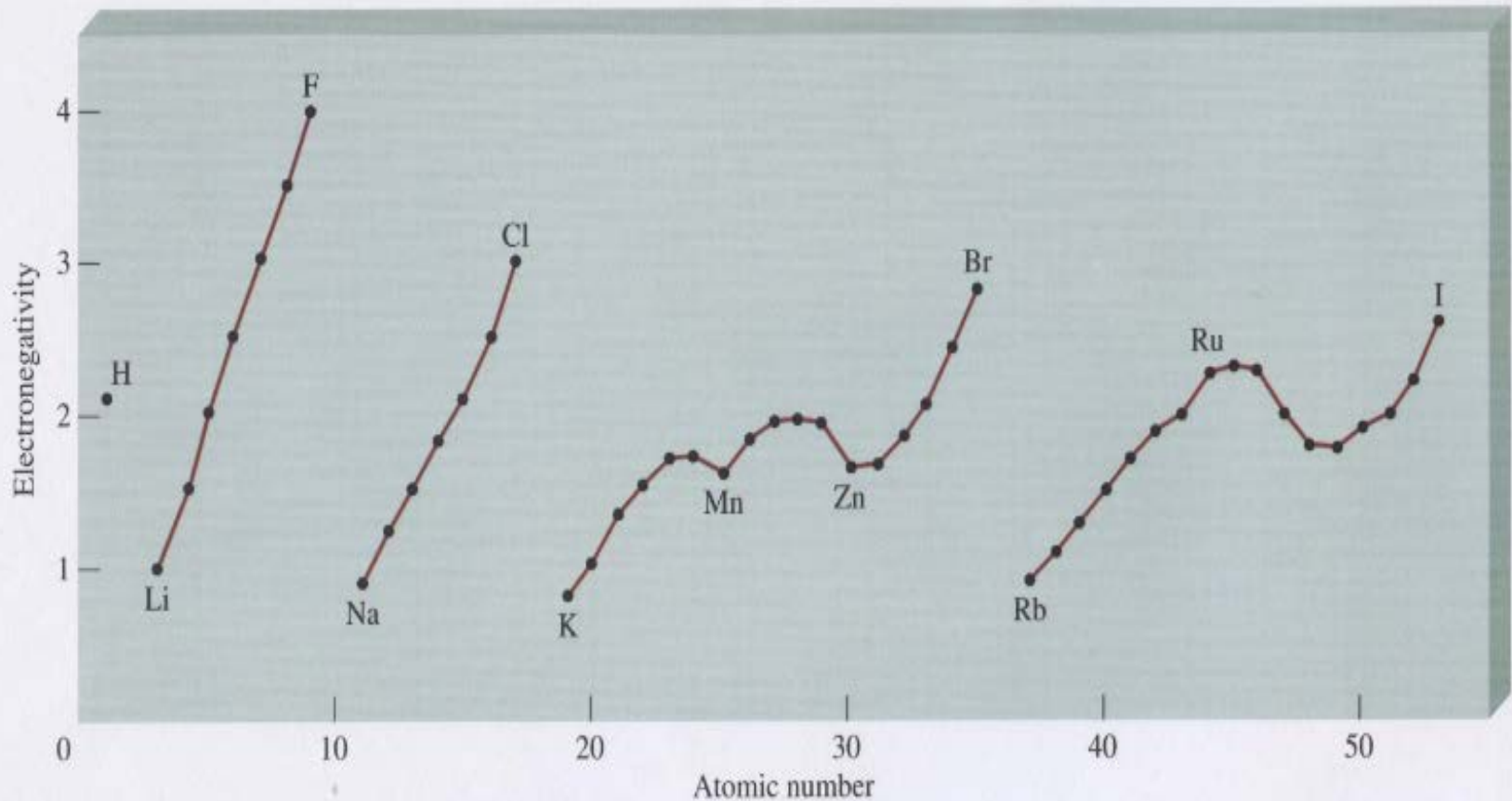
- **ELECTRONEGATIVIDAD χ**

Aumenta al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At



ELECTRONEGATIVIDAD





CARÁCTER METÁLICO



Metales, No-metales y Metaloides

- Comparación de las propiedades características de los metales y los no-metales:

1 1A	2 2A													13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H														5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be													13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B			31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn			49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd			81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg			113 (113)	114 (114)	115 (115)	116 (116)	117 (117)	118 (118)
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112								

Metals	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Metalloids	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
Nonmetals														

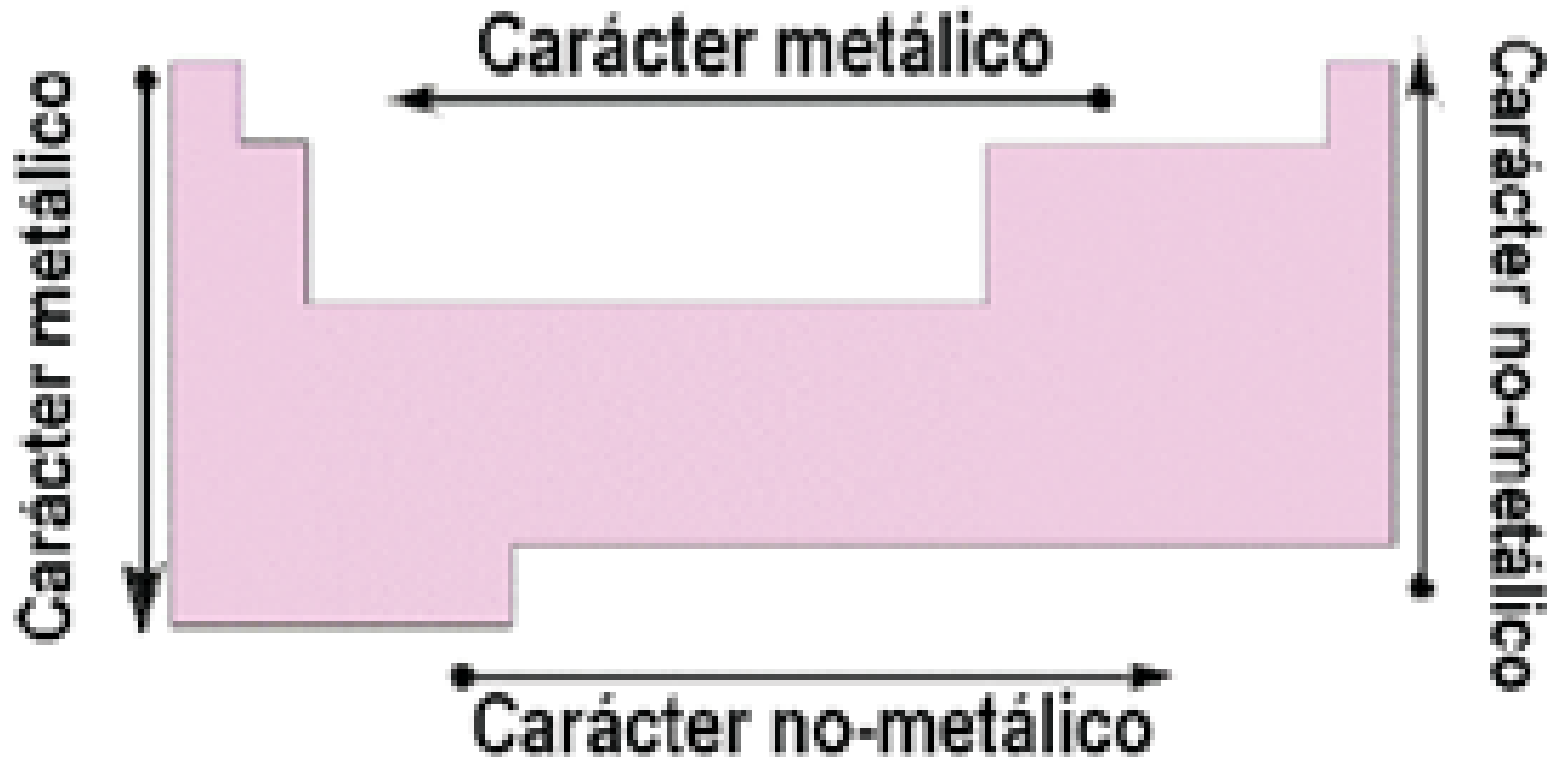
<i>Elementos Metálicos</i>	<i>Elementos No-metálicos</i>
Lustre distintivo (<i>Brillan</i>)	No tienen lustre, presentan varios colores
Maleables y dúctiles (<i>son flexibles</i>)	Quebradizos, hay duros y blandos
Buenos conductores del calor y la electricidad	Malos conductores del calor y la electricidad
Sus compuestos de oxígeno son básicos	Sus compuestos de oxígeno son ácidos
En disolución acuosa forman cationes	Generalmente forman aniones, y a oxianiones en disolución acuosa



CARÁCTER METÁLICO



- *Comportamiento periódico del carácter metálico:*





CARÁCTER ÁCIDO - BASE

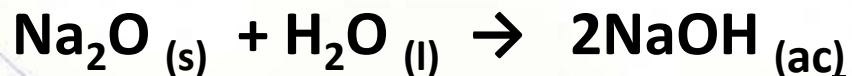


● METALES

Suelen tener energías de ionización bajas y por tanto pueden formar iones positivos (+).

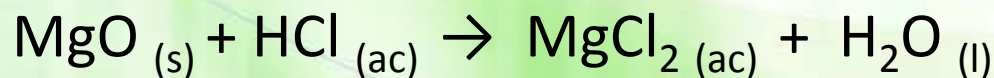
Metal + Oxígeno \rightarrow Óxido metálico básico

Óxido metálico + Agua \rightarrow Hidróxido metálico



Los óxidos metálicos también muestran su basicidad al reaccionar con ácidos para formar una sal más agua.

Óxido metálico + ácido \rightarrow sal + agua





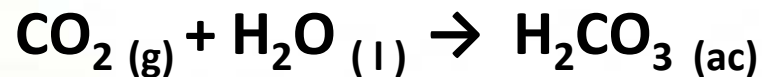
CARÁCTER ÁCIDO - BASE



- **NO METALES**

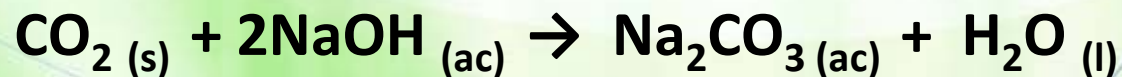
Debido a su afinidad electrónica tienden a ganar electrones. Forman varios tipos de óxidos y la mayoría de ellos son ácidos.

Óxido no metálico + agua → ácido



- Así como los ácidos, la mayoría de los óxidos no metálicos se disuelven en disoluciones básicas para formar una sal más agua.

Óxido no metálico + base → sal + agua





PERIODICIDAD QUÍMICA



FIN