



ce
pre
UNI

Química

PROPIEDADES PERIÓDICAS

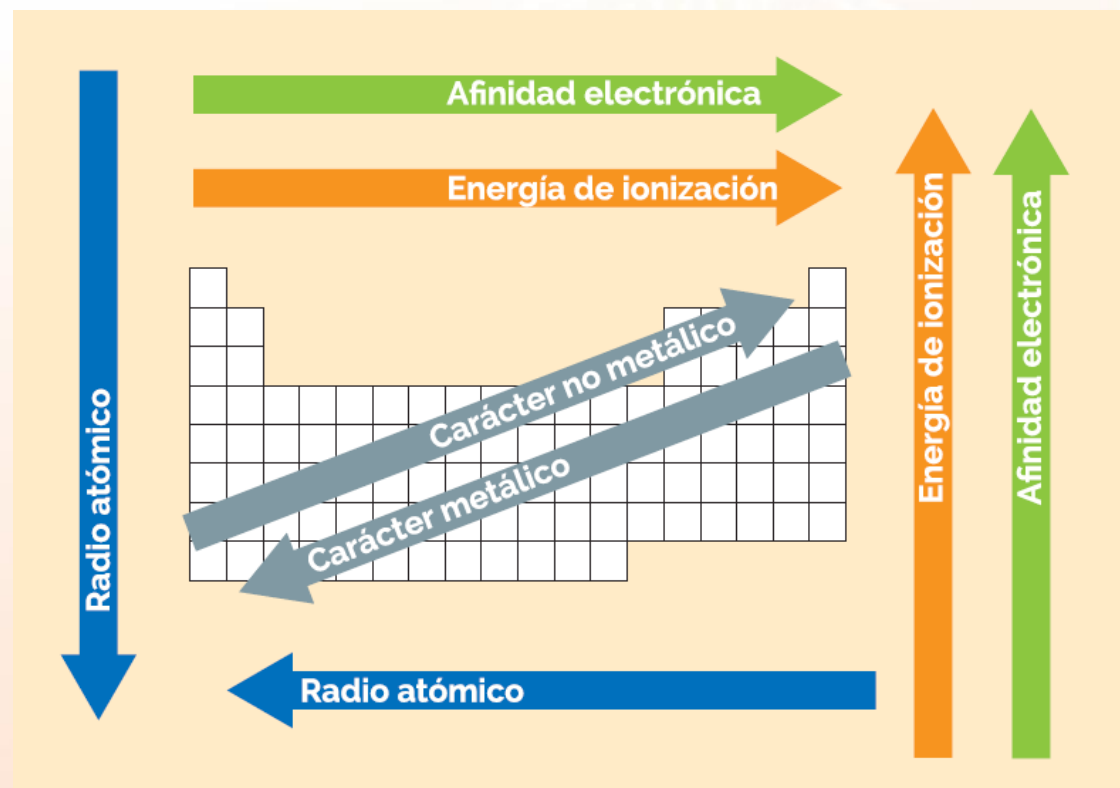
CICLO
Preuniversitario

2024-I



Propiedades periódicas

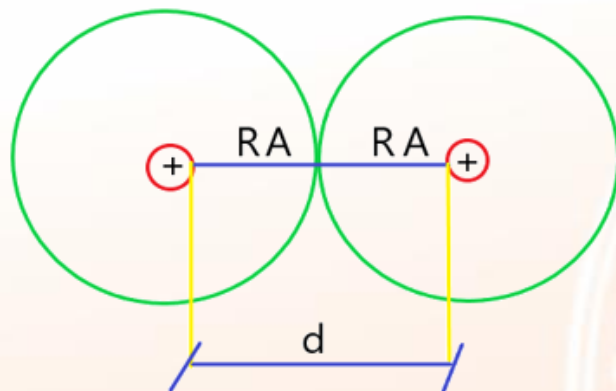
Son cualidades físicas o químicas que caracterizan a los elementos químicos, asemejándolos o diferenciándolos (ya sea en una columna o en una fila) con otros elementos con cierta regularidad o periodicidad, dentro de la tabla periódica actual.



PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico (RA)

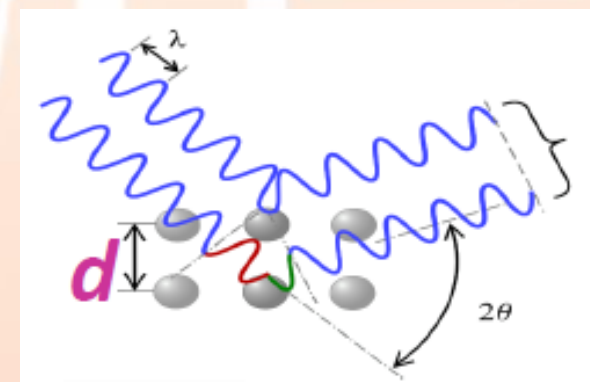
Se define como la mitad de la distancia entre núcleos atómicos adyacentes de un mismo elemento.



$$RA = \frac{d}{2}$$

RA: Radio atómico
d : Distancia entre núcleos

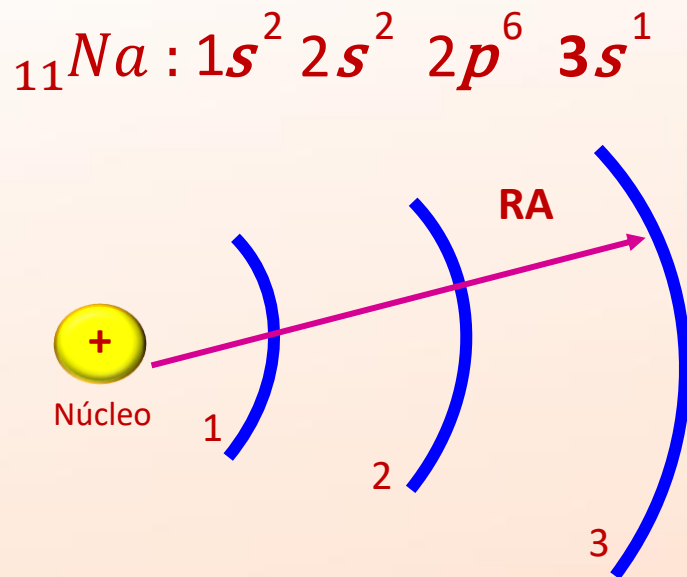
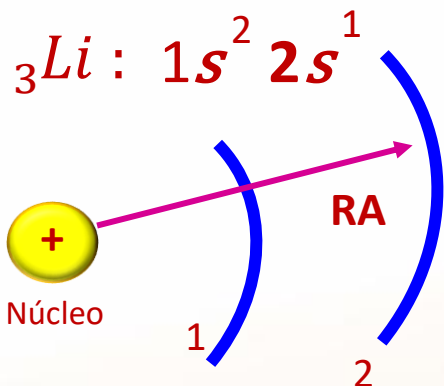
Experimentalmente se hace uso de técnicas de difracción de rayos X, lo cual permite medir la distancia internuclear de dos átomos adyacentes.



Comparemos 2 elementos: sodio y litio

grupo IA

En general:



A
u
m
e
n
t
a
R
A



	1A (1)		2A (2)
1	H 37		
2	Li 152		Be 112
3	Na 186		Mg 160
4	K 227		Ca 197
5	Rb 248		Sr 215

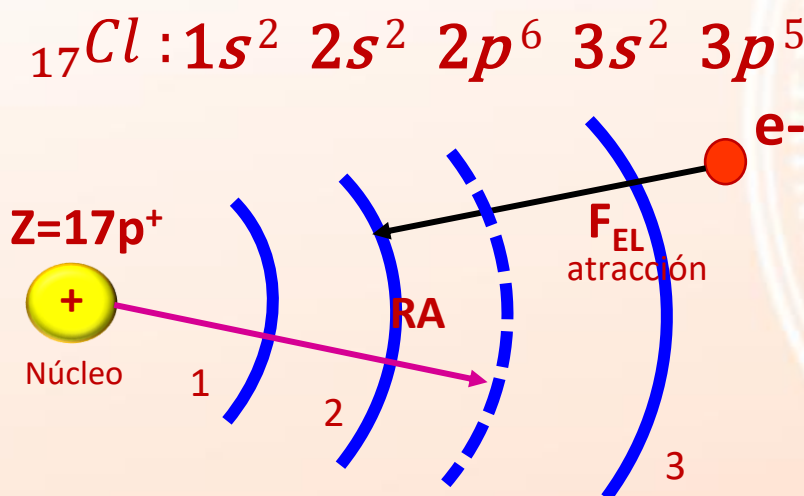
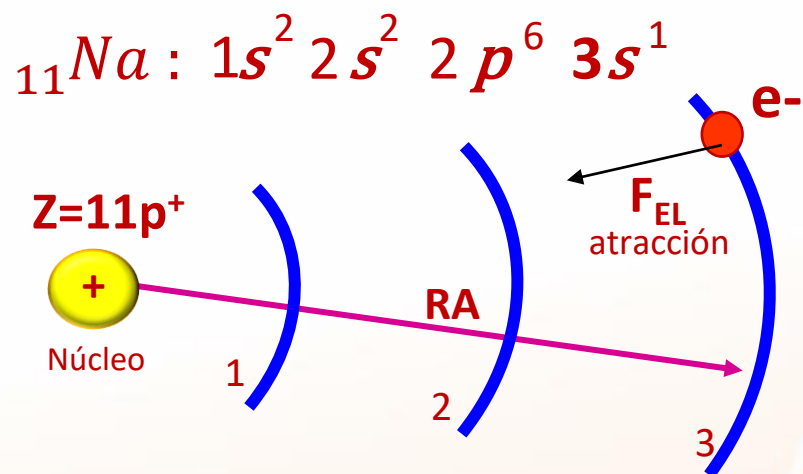
A
u
m
e
n
t
a
Z

*Los radios atómicos están en pm.

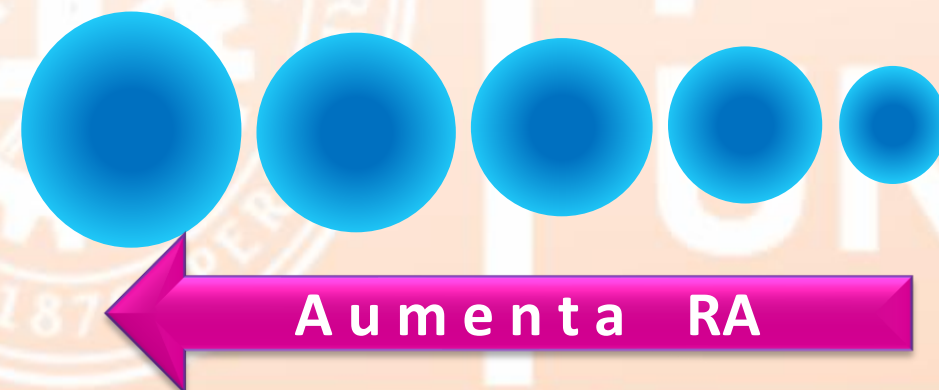
Comparemos 2 elementos: sodio y cloro

Tercer periodo

En general:



		Aumenta Z →									
	1A (1)		2A (2)		3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)	
1	H 37									He 31	
2	Li 152	Be 112			B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71	
3	Na 186	Mg 160			Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98	
4	K 227	Ca 197			Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112	



AUMENTA RADIO ATOMICO

AUMENTA RADIO ATOMICO

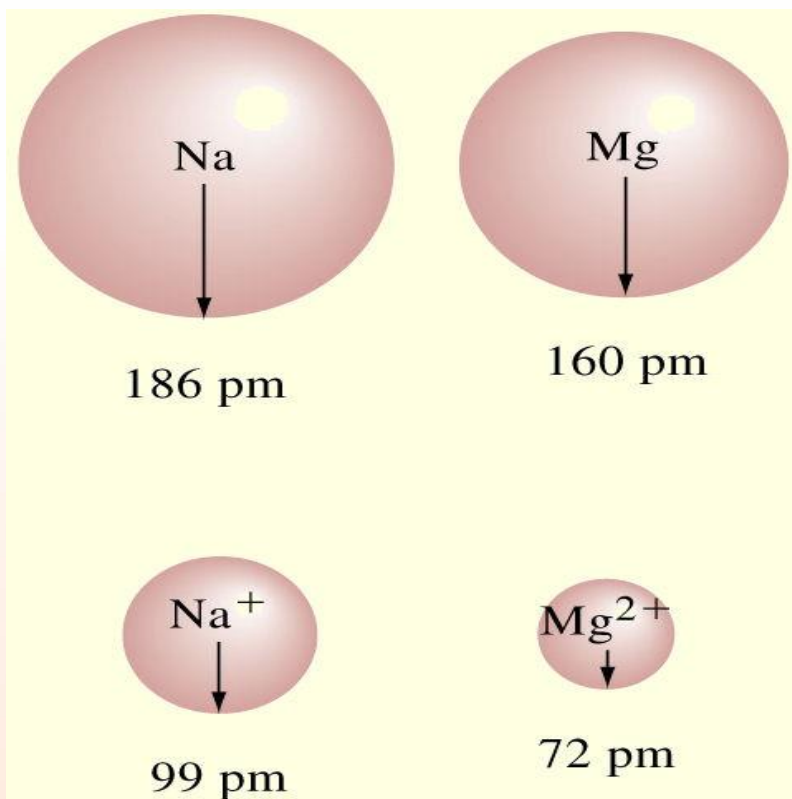
	1A (1)												8A (18)					
1	H 1												He 2					
2	Li 3	Be 4											Ne 10					
3	Na 11	Mg 12											Ar 18					
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 58	Ta 59	W 60	Re 61	Os 62	Ir 63	Pt 64	Au 65	Hg 66	Tl 67	Pb 68	Bi 69	Po 70	At 71	Rn 72
7	Fr 87	Ra 88																

*Los radios atómicos están en pm.

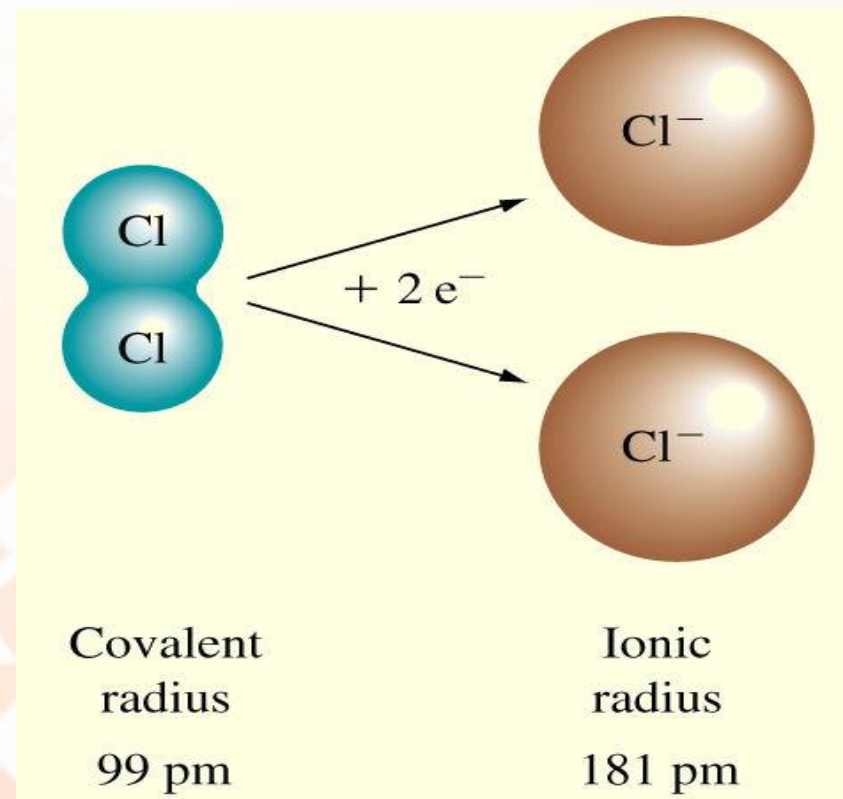
PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico (RA) versus radio iónico (RI)

a) Radio catiónico



b) Radio aniónico



RADIOS ATÓMICOS Y IÓNICOS

CASO I: Comparación del radio atómico con sus especies iónicas.

$$r_{X^{3+}} < r_{X^{2+}} < r_{X^{1+}} < r_X$$

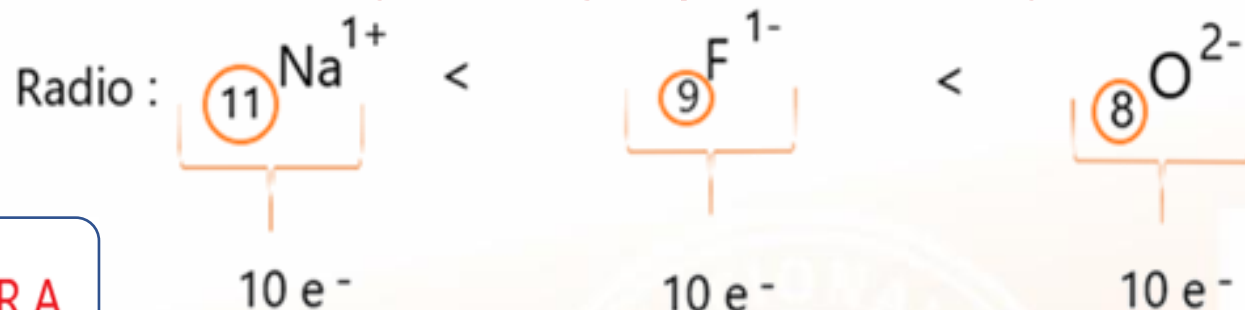
$$r_X < r_{X^{1-}} < r_{X^{2-}} < r_{X^{3-}}$$

PERIODO	GRUPO						
	1A(1)	2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)
2	Li 152/76				N 75/146	O 73/140	F 72/133
3	Na 186/102	Mg 160/72	Al 143/54		P 110/212	S 103/184	Cl 100/181
4	K 227/138	Ca 197/100					Br 114/196
5	Rb 248/152	Sr 215/118					I 133/220

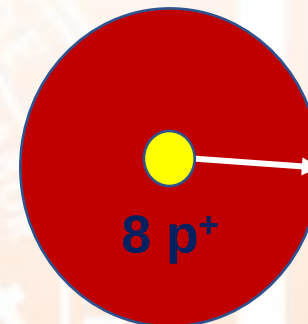
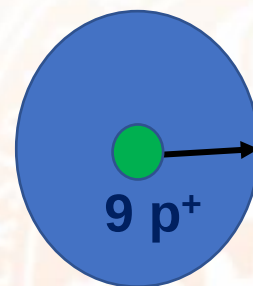
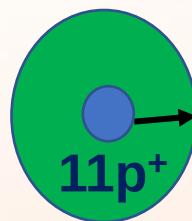
*Los radios están en pm.

CASO II: En **especies isoelectrónicas** de elementos representativos, el catión de mayor carga tiene el menor radio, mientras que el anión de mayor carga, posee el mayor radio

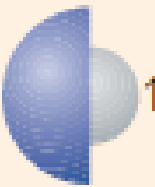
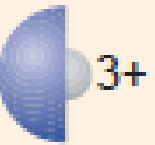
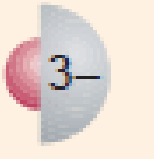
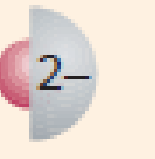
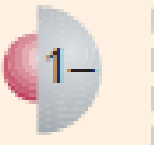
Ejemplos:



Z inversa R.A



*Los radios están en pm.

Na	Mg	Al	N	O	F
					
1+	2+	3+	3-	2-	1-
186/102	160/72	143/54	75/146	73/140	72/133

PREGUNTA 01

Para los elementos: Cl ($Z=17$), Na ($Z=11$) y Mg ($Z=12$), orden de menor a mayor con respecto al radio atómico:

- A) $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Cl}$
- B) $\text{Na} < \text{Cl} < \text{Mg}$
- C) $\text{Mg} < \text{Cl} < \text{Na}$
- D) $\text{Cl} < \text{Mg} < \text{Na}$
- E) $\text{Cl} < \text{Na} < \text{Mg}$

ce
pre
UNI**Rpta: D**

PREGUNTA 02

Determine la razón por la cual el sodio ($Z=11$) tiene mayor radio atómico que el argón ($Z=18$).

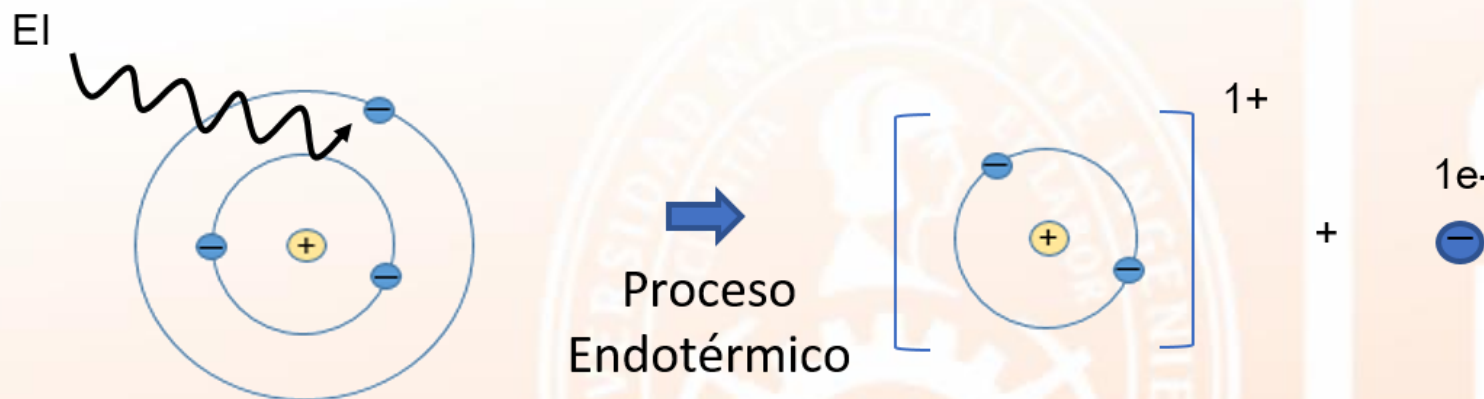
- I) El sodio tiene más capas de electrones que el argón.
- II) El sodio tiene más subniveles ocupados que el argón.
- III) La fuerza de atracción del núcleo hacia los electrones es menor en el sodio que en el argón.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) I y II E) I y III

Rpta: C

Energía de ionización (EI)

Conocida también como Potencial de Ionización (PI), es la energía mínima necesaria que se requiere para arrancar el electrón más débilmente unido a un átomo, aislado y en estado gaseoso.



Ejemplos:



La Energía de Ionización aumenta en un periodo de izquierda a derecha, incluido los gases nobles, y en un grupo de abajo hacia arriba

AUMENTA LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN

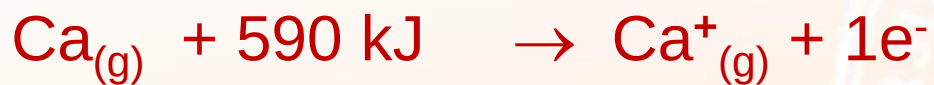
AUMENTA LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN

IA 1 H	IIA 2 He																			VIIIA 2 He
3 Li	4 Be																			10 Ne
11 Na	12 Mg	III B	IV B	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar					18 Ar
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			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			54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71 *	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			86 Rn
87 Fr	88 Ra																			

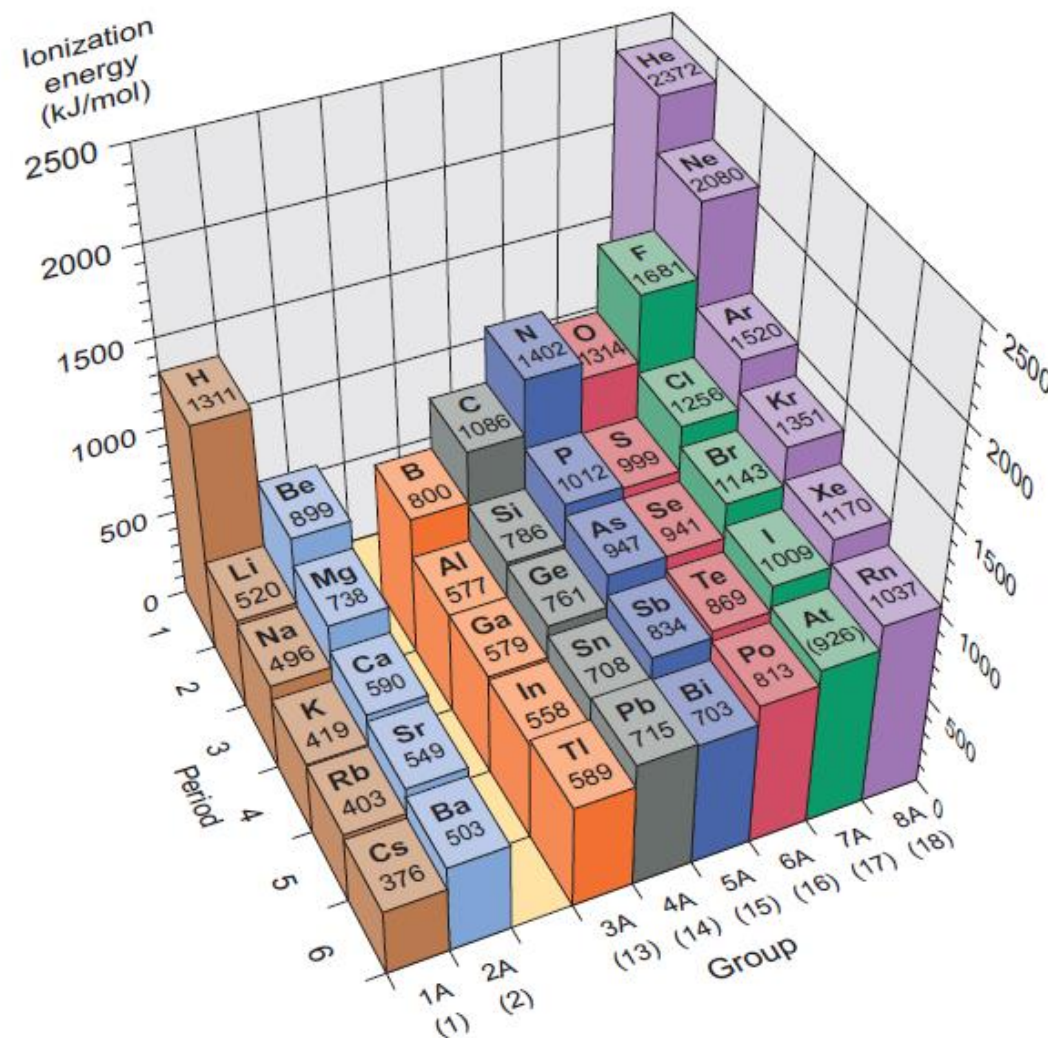
Los gases nobles tiene energías ionización mucho mayores que la de los elementos del mismo periodo.



$$EI_{\text{Mg}} = 738 \text{ kJ/mol}$$

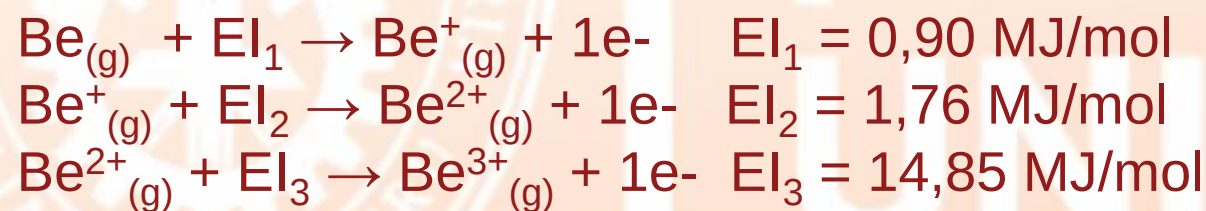
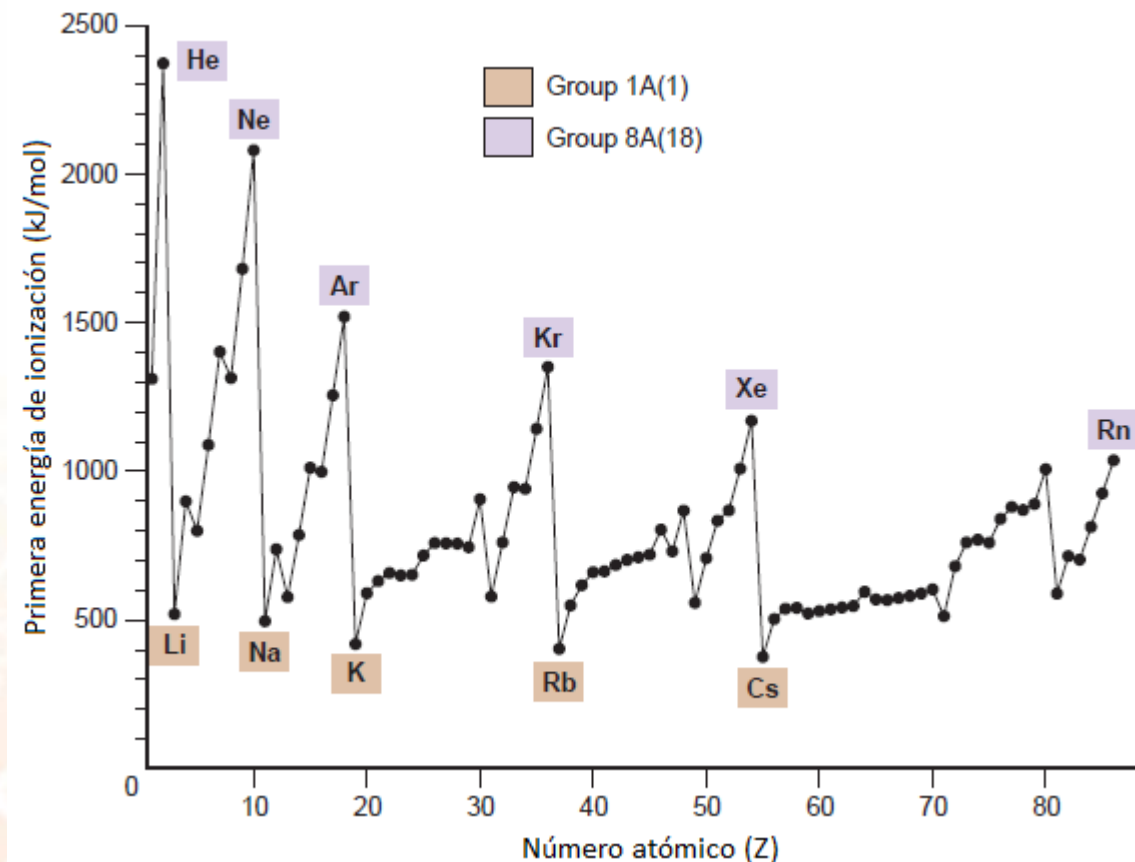


$$EI_{\text{Ca}} = 590 \text{ kJ/mol}$$



OBSERVACIÓN

- El proceso es endotérmico.
- Es más difícil arrancar los electrones interiores que los exteriores en un átomo, debido a que están más fuertemente atraídos por la carga positiva del núcleo.
- Para arrancar más y más electrones, se requiere cada vez una EI mucho mayor.
- El elemento de mayor 1ra EI es el Helio.
- Por convenio la EI siempre tiene un valor positivo.



Luego: $\text{EI}_3 > \text{EI}_2 > \text{EI}_1$

ENERGÍAS DE IONIZACIÓN SUCESIVAS EN (KJ/mol) PARA ELEMENTOS DEL 2^{DO} PERIODO

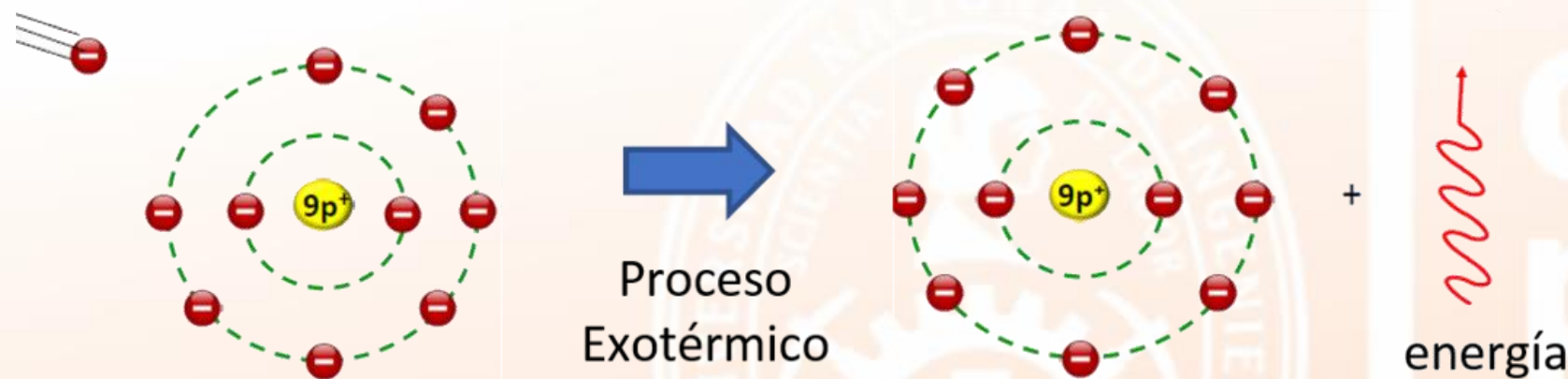
Element	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	495	4562	ELECTRONES INTERNOS				
Mg	738	1451	7733				
Al	578	1817	2745	11,577			
Si	786	1577	3232	4356	16,091		
P	1012	1907	2914	4964	6274	21,267	
S	1000	2252	3357	4556	7004	8496	27,107
Cl	1251	2298	3822	5159	6542	9362	11,018
Ar	1521	2666	3931	5771	7238	8781	11,995

- Se aprecia la gran diferencia que existe entre las EI para eliminar electrones de valencia y electrones internos, debido a la gran EI que se necesita para remover e- internos, estos no están presentes en las reacciones químicas.

Afinidad electrónica (AE) o electroafinidad

Es la energía involucrada (emitida o absorbida) para que un átomo gaseoso y aislado gane un electrón, formando su respectivo anión en fase gaseosa.

Caso general



Ejemplos:



El proceso es exotérmico en la mayoría de elementos, con excepción de los grupos IIA y VIIIA (proceso endotérmico).



$$\text{AE} = -349 \text{ kJ/mol}$$



$$\text{AE} = +14 \text{ kJ/mol}$$

AUMENTA LA AFINIDAD ELECTRÓNICA

AUMENTA LA AFINIDAD ELECTRÓNICA

IA																	VIIIA				
1	H																2	He			
IIA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA					
3	Li	4	Be											5	6	7	8	9	10		
11	Na	12	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	13	14	15	16	17	18				
												B	C	N	O	F	Ne				
19	K	20	Ca	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
				Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
37	Rb	38	Sr	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
				Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
55	Cs	56	Ba	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86		
				*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
87	Fr	88	Ra																		

NOTA

Representación general del proceso de AE.



Ejemplos



$$AE(O) = -141 \text{ kJ/mol}$$

↑
Energía liberada
(Proceso exotérmico)



$$AE(O^{-}) = +710 \text{ kJ/mol}$$

↑
Energía absorbida
(Proceso endotérmico)

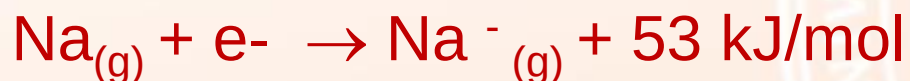
Afinidad electrónica (AE)

- ✓ Los gases nobles tienen A.E positiva (proceso endotérmico)



$$\text{AE} = + 35 \text{ kJ/mol}$$

- ✓ Los metales alcalinos (IA) tienen AE negativa (proceso exotérmico).



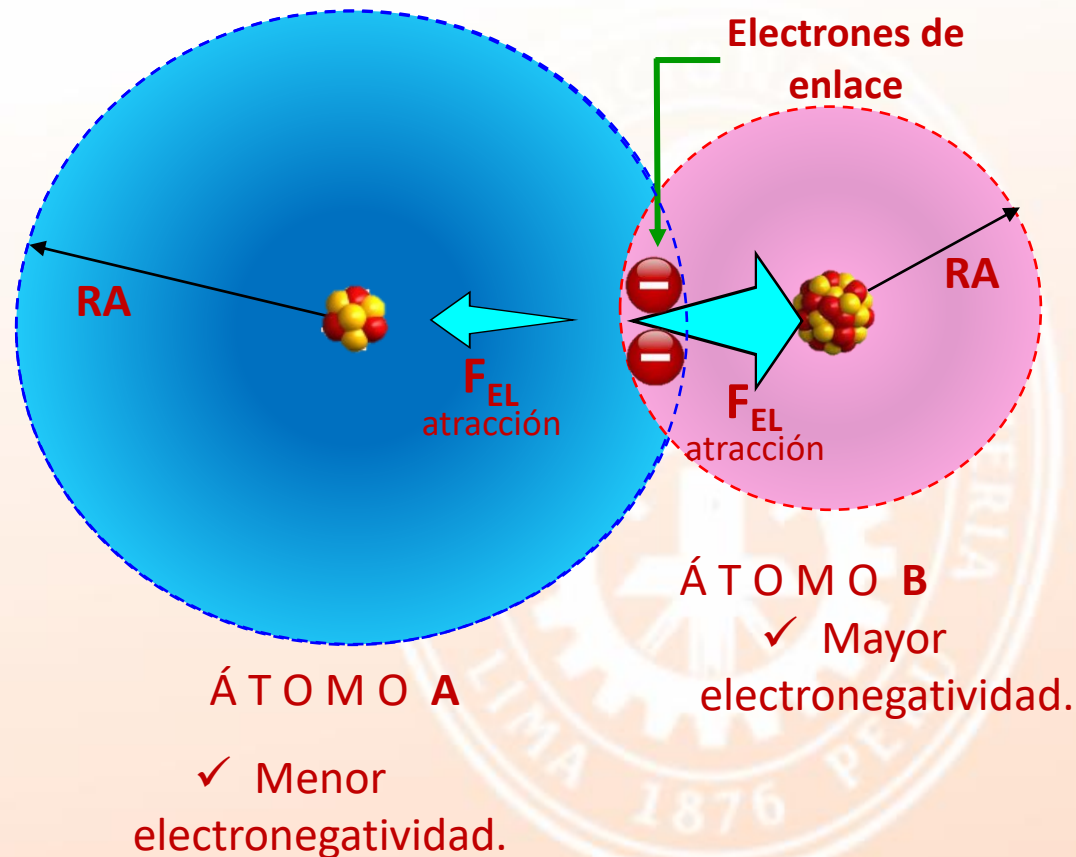
$$\text{AE} = - 53 \text{ kJ/mol}$$

Afinidad electrónica en kJ/mol

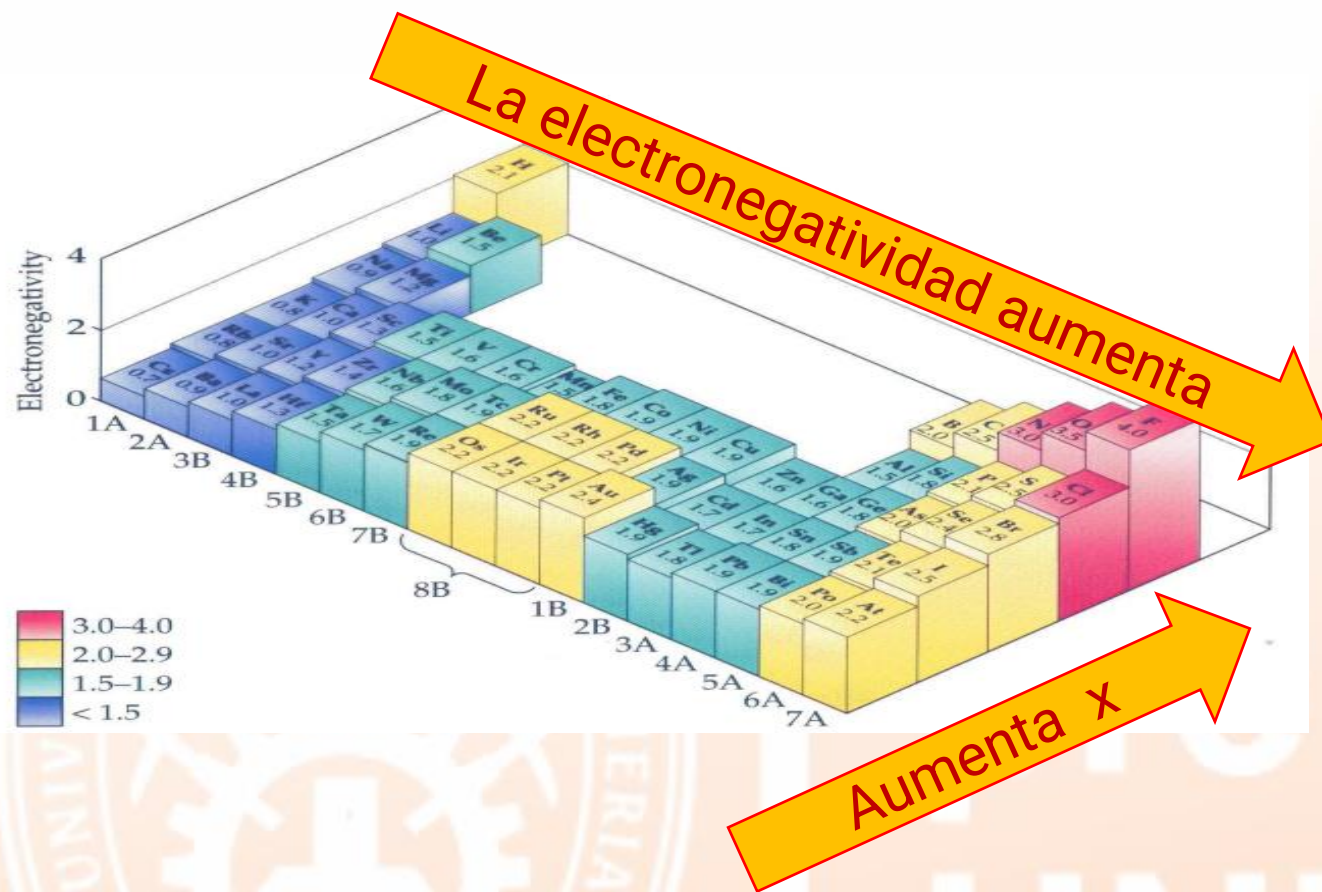
1A (1)	2A (2)						8A (18)
H -72.8							He (0.0)
Li -59.6	Be ≤0	3A (13) B -26.7	4A (14) C -122	5A (15) N +7	6A (16) O -141	7A (17) F -328	Ne (+29)
Na -52.9	Mg ≤0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
K -48.4	Ca -2.37	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr -5.03	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Cs -45.5	Ba -13.95	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

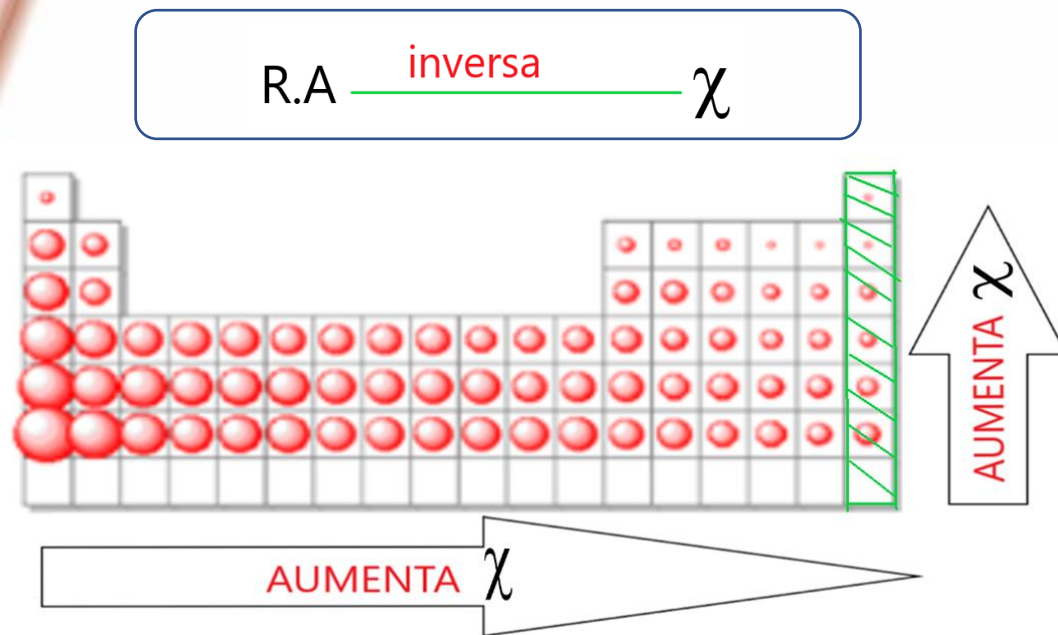
Electronegatividad (χ o EN)

Es una escala de valores numéricos adimensionales que indica la tendencia de un átomo a atraer electrones hacia su núcleo cuando forma un enlace químico.



Pauling asigna una electronegatividad de 4,0 para el flúor y compara con éste a los demás elementos, estableciendo una escala relativa de electronegatividades.



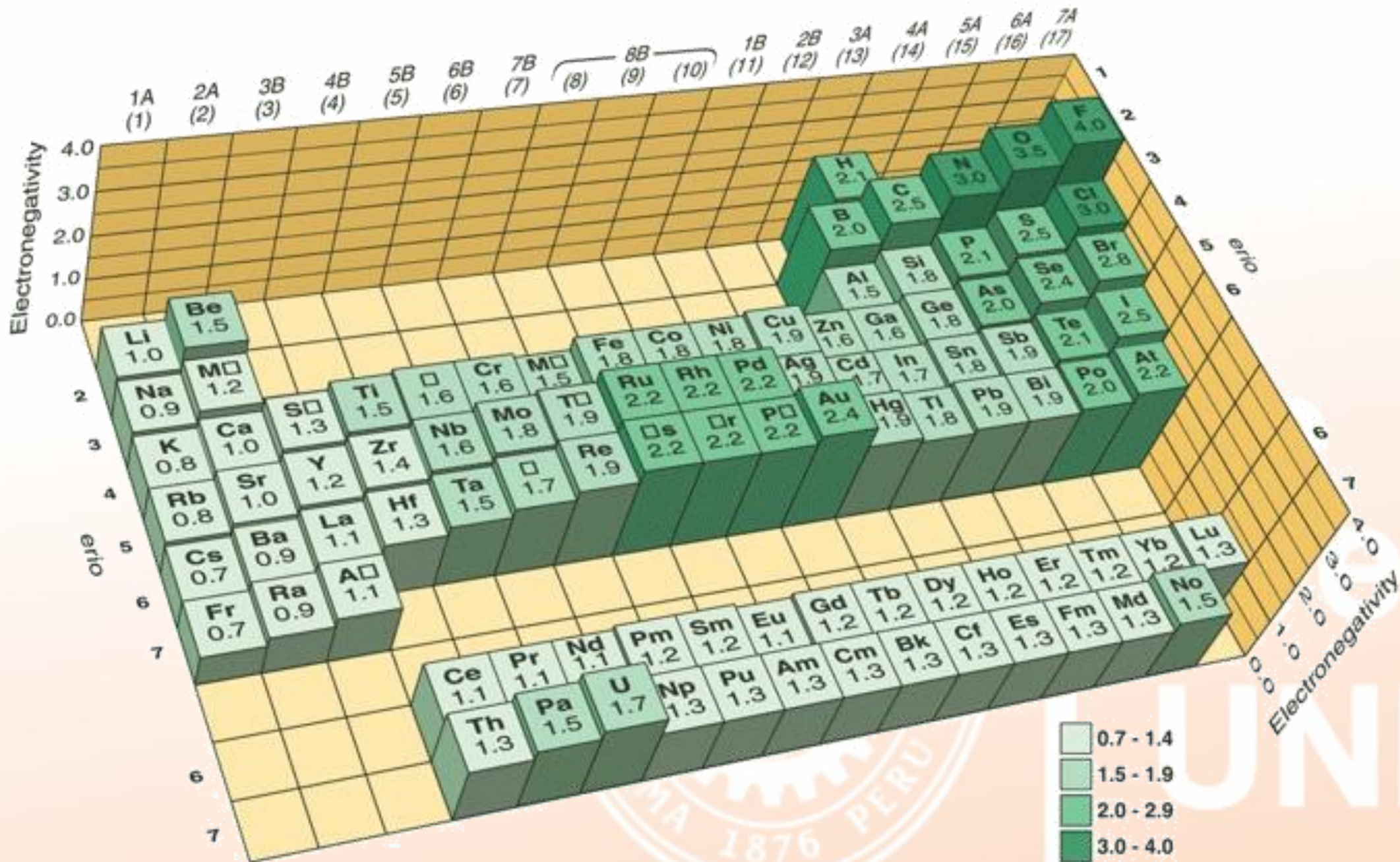


En la escala de Pauling, no se dan las χ de los gases nobles, sin embargo, escalas modernas como la de Mulliken y Allred Rochow si las incluyen.

ESCALA DE PAULING :

Elemento	F	O	N
χ	4,0	3,5	3,0

- Los metales son elementos de baja χ , por eso tienden a perder electrones y formar cationes.
- Los no metales son elementos de alta χ , por eso tienden a ganar electrones y formar aniones.



Carácter metálico (CM)

Es la tendencia que tienen los elementos químicos para ceder sus electrones (oxidación), siendo los elementos de mayor carácter metálico los del grupo IA y IIA.

AUMENTA EL
CARÁCTER METÁLICO

← AUMENTA EL CARÁCTER METÁLICO

IA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1												5	6	7	8	9
H												B	C	N	O	F
3	4											13	14	15	16	17
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl
11	12	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B		IB	IIB						
Na	Mg															
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
87	88															
Fr	Ra															

ce pre UNI ses nobles

Los elementos de mayor carácter no metálico son de los grupos VIA y VIIA.

En cuanto al CM y CNM, se excluyen a los gases nobles porque ellos no reaccionan en las condiciones ordinarias.

PREGUNTA 03

El nitrógeno ($Z = 7$) es un elemento esencial para la vida y es el cuarto elemento más abundante en la biomasa viva (en moles) después del hidrógeno, el carbono y el oxígeno. Indique la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

- I. Su radio atómico es menor que el del oxígeno (${}_8\text{O}$).
- II. Tiene menor electronegatividad que el flúor (${}_9\text{F}$).
- III. Tiene mayor energía de ionización que el fósforo (${}_{15}\text{P}$).

- A) VVV
- B) FVV
- C) VFV
- D) FVF
- E) FFF

Rpta: B

PREGUNTA 04

El calcio ($_{20}\text{Ca}$) participa en varios procesos fisiológicos, como la contracción muscular, como activador de algunos factores de la coagulación, entre otros. Con respecto a este elemento, indique la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

- I. Presenta mayor energía de ionización que el $_{8}\text{O}$.
- II. Posee mayor carácter metálico que el $_{35}\text{Br}$.
- III. Presenta menor electronegatividad que el $_{35}\text{Br}$.

- A) FVV
- B) FFV
- C) VVV
- D) VFF
- E) FFF

Rpta:

PREGUNTA 05

El yodo ($_{53}\text{I}$) es un nutriente esencial para el buen funcionamiento de la glándula tiroide, con respecto a dicho elemento determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

- I. Su forma aniónica (I^{-}) presenta menor radio que el $_{53}\text{I}$.
- II. Posee mayor energía de ionización que el $_{17}\text{Cl}$.
- III. Posee mayor electronegatividad que el $_{37}\text{Rb}$.

- A) FVF
- B) FFV
- C) VFV
- D) VVF
- E) FFF

Rpta: B

PREGUNTA 06

Indique dos propiedades periódicas, que aumenten conforme se incrementa la carga nuclear en un periodo:

- A) El radio atómico y la energía de ionización.
- B) El radio iónico y la electronegatividad.
- C) La afinidad electrónica y el potencial de ionización.
- D) El carácter metálico y el radio atómico.
- E) La afinidad electrónica y el radio iónico.

Rpta: C

PREGUNTA 07

Se tienen los siguientes elementos con sus radio atómicos A (227 pm), E (175 pm), X (280 pm), Z (42 pm) y G (185 pm). Determine cual es el que presenta mayor electronegatividad.

A) A

B) E

C) X

D) Z

E) G

Rpta: D

Estado de oxidación

Representa la carga que tendría un átomo dentro de un compuesto si las fuerzas de enlace fueran todas del tipo iónico. Se asigna el E.O. según ciertas reglas. Son números enteros positivos o negativos.

Grupo	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
EO (Max)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
EO (Min)				-4	-3	-2	-1

Estado de oxidación

El posible mayor número de oxidación para los elementos representativos se determina según:

$$EO_{m\acute{a}x} = \# \text{ grupo}$$

Para los no metales y semimetales, el número de oxidación mínimo se determina según:

$EO_{min} = \# \text{ grupo} - 8$

Excepciones a la regla:



	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1
1	H						
2	Li	Be	B	C	N	O	F
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
7	Fr	Ra					

PREGUNTA 08

Respecto a los elementos siguientes, indique aquel cuyos estados de oxidación máximo y mínimo son +6 y -2, respectivamente.



ce
pre
UNI

Rpta: E

PREGUNTA 09

Con respecto a los estados de oxidación que pueden presentar los elementos químicos, y dadas las siguientes proposiciones.

- I. Al disminuir el radio atómico en un periodo, el estado de oxidación máximo de cada elemento tiende a aumentar.
- II. Los elementos metálicos solo presentan estados de oxidación negativos.
- III. El estado de oxidación del estroncio ($Z = 38$) es $+1$.

Son correctas:

- A) Solo I B) Solo II C) I y II D) I y III E) I, II y III

Rpta:

PREGUNTA 10

El selenio ($Z=34$) se utiliza en la fabricación del vidrio para eliminar impurezas y mejorar su claridad y resistencia.
determine los estados de oxidación máximo y mínimo respectivamente:

A) 3 y -2

B) 4 y -3

C) 5 y -3

D) 6 y -2

E) 6 y 2

Rpta: D