



# Tabla Periódica de los Elementos

1 IA		New Original																				18 VIIIA													
1 H 1.00794		2 IIA																				2 He 4.002602													
3 Li 6.941		4 Be 9.012182												5 B 10.811		6 C 12.0107		7 N 14.00674		8 O 15.9994		9 F 18.9984032		10 Ne 20.1797											
11 Na 22.989770		12 Mg 24.3050		3 IIIB		4 IVB		5 VB		6 VIB		7 VIIB		8 —		9 VIII B		10 —		11 IB		12 IIB		13 IIIB		14 IIIB		15 IIIB		16 IIIB		17 IIIB		18 IIIB	
19 K 39.0983		20 Ca 40.078		21 Sc 44.955910		22 Ti 47.867		23 V 50.9415		24 Cr 51.9961		25 Mn 54.938049		26 Fe 55.8457		27 Co 58.933200		28 Ni 58.6934		29 Cu 63.546		30 Zn 65.409		31 Ga 69.723		32 Ge 72.64		33 As 74.92160		34 Se 78.96		35 Br 79.904		36 Kr 83.798	
37 Rb 85.4678		38 Sr 87.62		39 Y 88.90585		40 Zr 91.224		41 Nb 92.90638		42 Mo 95.94		43 Tc (98)		44 Ru 101.07		45 Rh 102.90550		46 Pd 106.42		47 Ag 107.8682		48 Cd 112.411		49 In 114.818		50 Sn 118.710		51 Sb 121.760		52 Te 127.60		53 I 126.90447		54 Xe 131.293	
55 Cs 132.90545		56 Ba 137.327		57 to 71		72 Hf 178.49		73 Ta 180.9479		74 W 183.84		75 Re 186.207		76 Os 190.23		77 Ir 192.217		78 Pt 195.078		79 Au 196.96655		80 Hg 200.59		81 Tl 204.3833		82 Pb 207.2		83 Bi 208.98038		84 Po (209)		85 At (210)		86 Rn (222)	
87 Fr (223)		88 Ra (226)		89 to 103		104 Rf (261)		105 Db (262)		106 Sg (266)		107 Bh (264)		108 Hs (269)		109 Mt (268)		110 Ds (271)		111 Rg (272)		112 Uub (285)		113 Uut (284)		114 Uuq (289)		115 Uup (288)		116 Uuh (292)		117 Uus (293)		118 Uuo (294)	

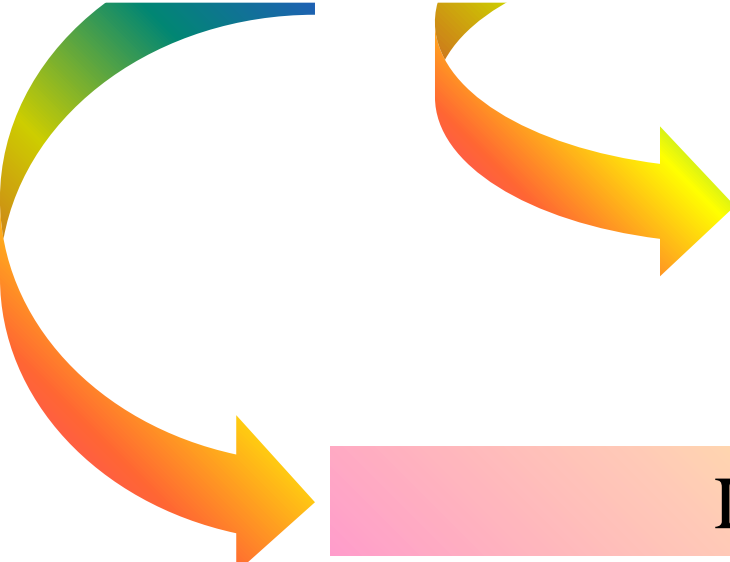
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com). <http://www.dayah.com/periodic/>

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

57 La 138.9055	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.500	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
89 Ac (227)	90 Th 232.0381	91 Pa 231.03588	92 U 238.02891	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

# VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS



Una gran cantidad de propiedades químicas y físicas de los elementos varían periódicamente según varía el número atómico

Las más importantes son:

- **Radio Atómico**
- **Radio Iónico**
- **Energía de Ionización o Potencial de ionización**
- **Afinidad electrónica**
- **Electronegatividad**
- **Carácter Metálico**

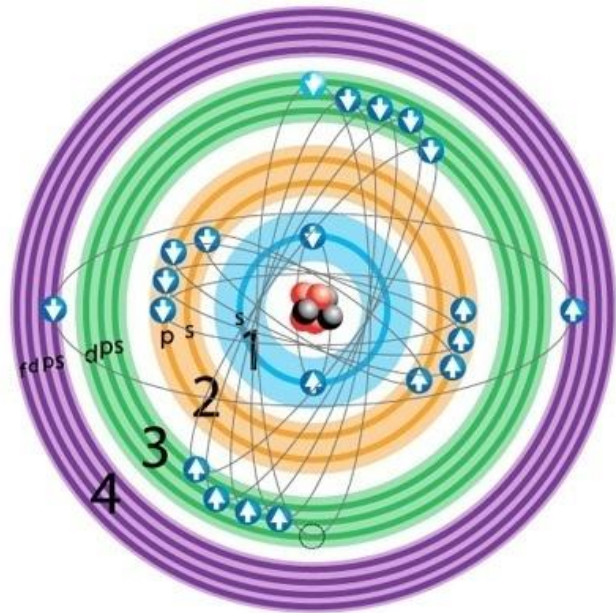
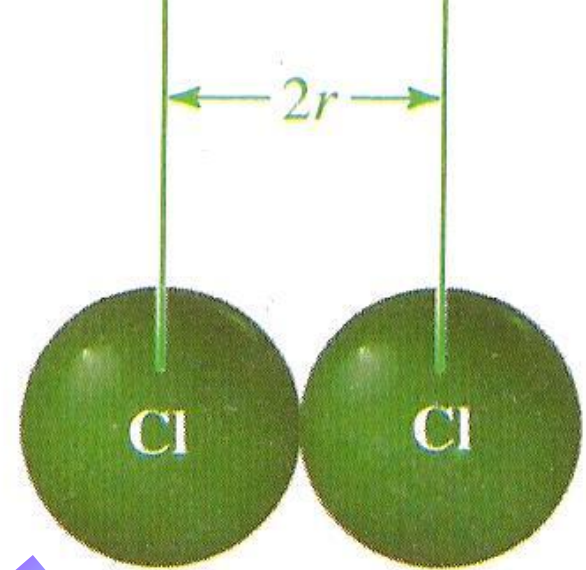
# VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS



Algunas de las variaciones de estas propiedades de mayor utilidad nos permiten comprender el comportamiento químico, ya que los cambios de estas propiedades dependen de las configuraciones electrónicas, en especial, de la configuración de la capa ocupada más externa

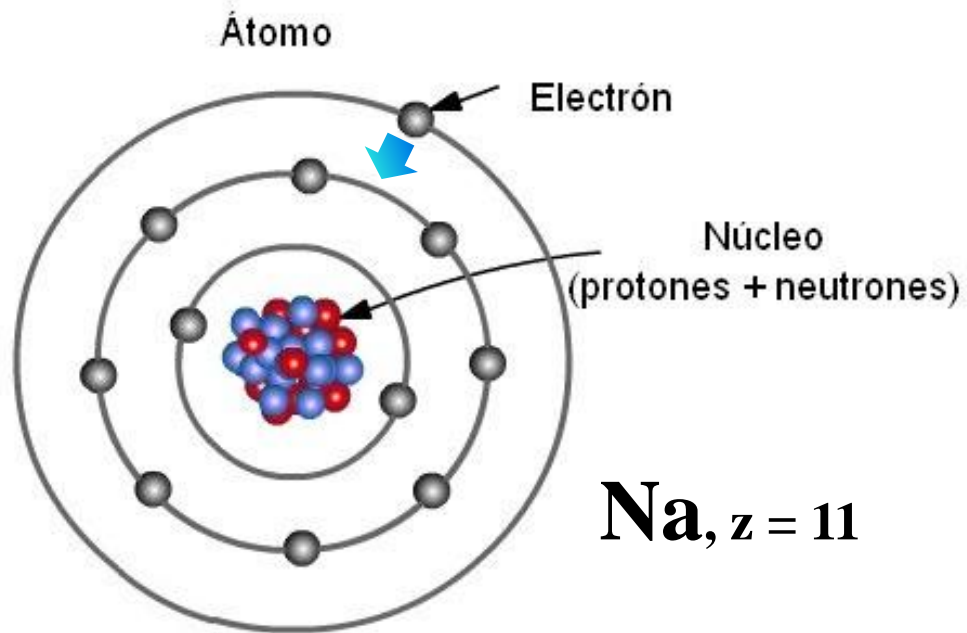
# RADIO ATOMICO

Se define radio atómico “ $r$ ” como la mitad de la distancia entre núcleos en moléculas homonucleares, por ejemplo como la de  $\text{Cl}_2$ .

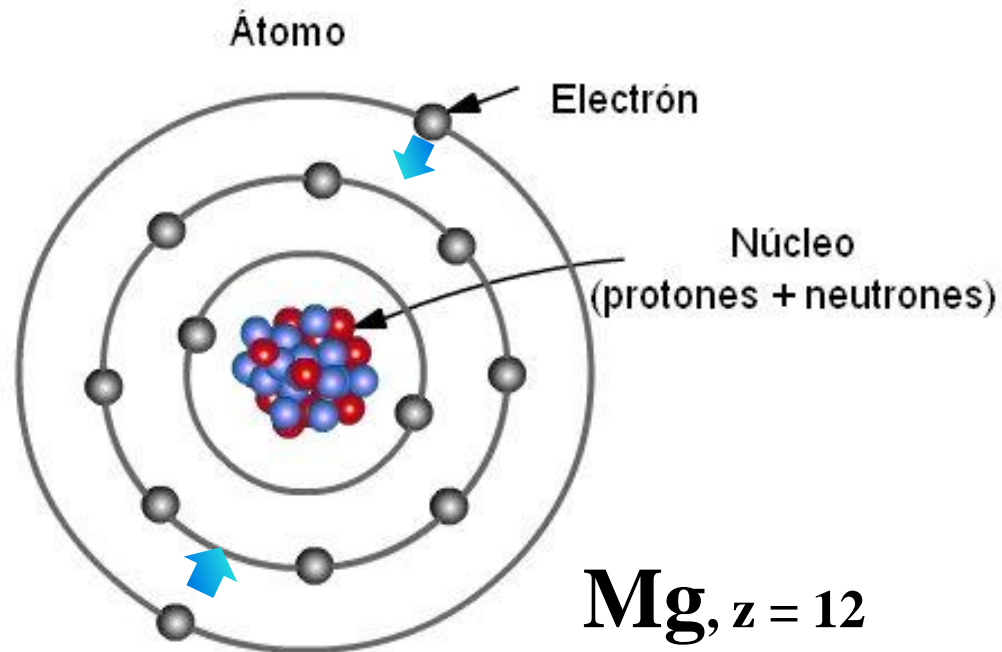
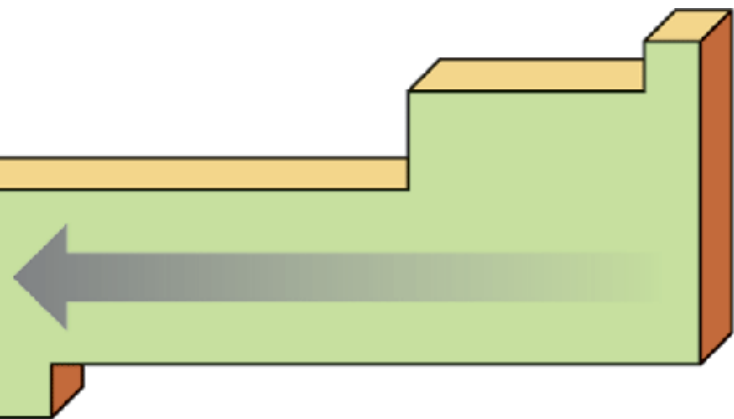
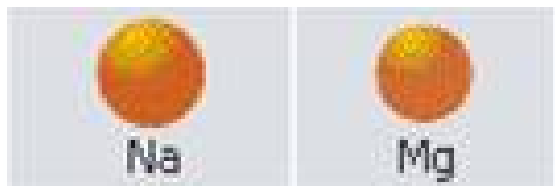


A medida que aumenta el número atómico de los elementos en un grupo, aumenta el número de capas electrónicas completas y como consecuencia la última nube electrónica queda a distancia cada vez mayor del núcleo





A lo largo de un período, el nivel energético en que se encuentran los últimos electrones es el mismo, pero a medida que aumenta la carga nuclear, los electrones tienden a estar cada vez más atraídos hacia el núcleo y los átomos tienden a hacerse más pequeños.





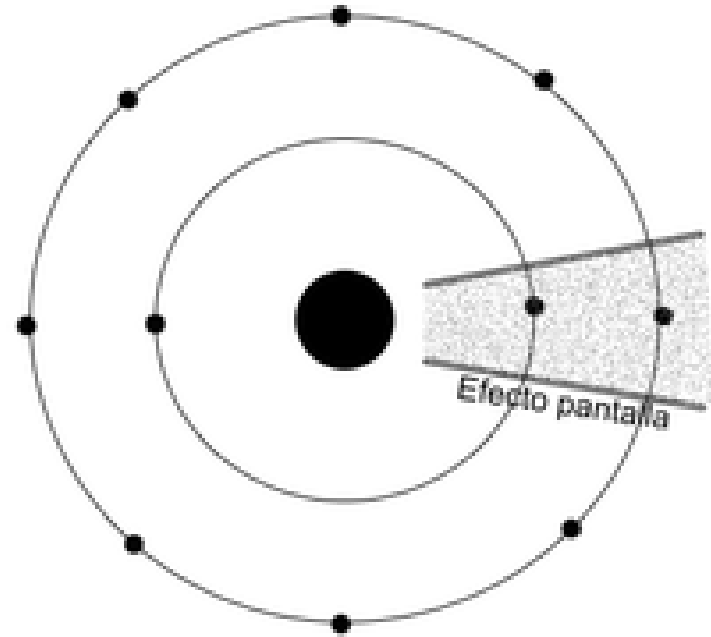
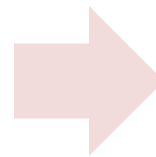
# *Efecto pantalla S*



El efecto pantalla sobre los electrones más externos de un átomo se describe como la atenuación de la fuerza atractiva neta sobre el electrón, debido a la presencia de otros electrones en capas inferiores y del mismo nivel energético.

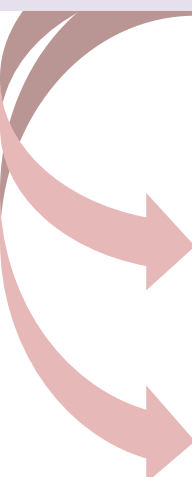


El efecto pantalla es una barrera de electrones de un mismo nivel, los cuales ejercen fuerzas de repulsión sobre electrones de mayor nivel, disminuyendo así la probabilidad de encontrar estos electrones en niveles inferiores.



Cada nivel produce efecto de pantalla; a mayor número de electrones mayor es el efecto de pantalla.

# ***Carga Nuclear Efectiva***



La presencia de electrones protectores reduce la atracción electrostática entre los protones del núcleo, que tienen carga positiva, y los electrones externos.

Además, las fuerzas de repulsión entre los electrones, en un átomo polieletrónico, compensan la fuerzas de atracción que ejerce el núcleo.

Sabemos del efecto protector o pantalla que ejercen los electrones cercanos al núcleo sobre los electrones de los niveles externos en los átomos

$$Z_{efec} = Z - \sigma$$

$Z_{efec}$  , la carga nuclear efectiva

$Z$  , carga nuclear real ( número atómico del elemento)

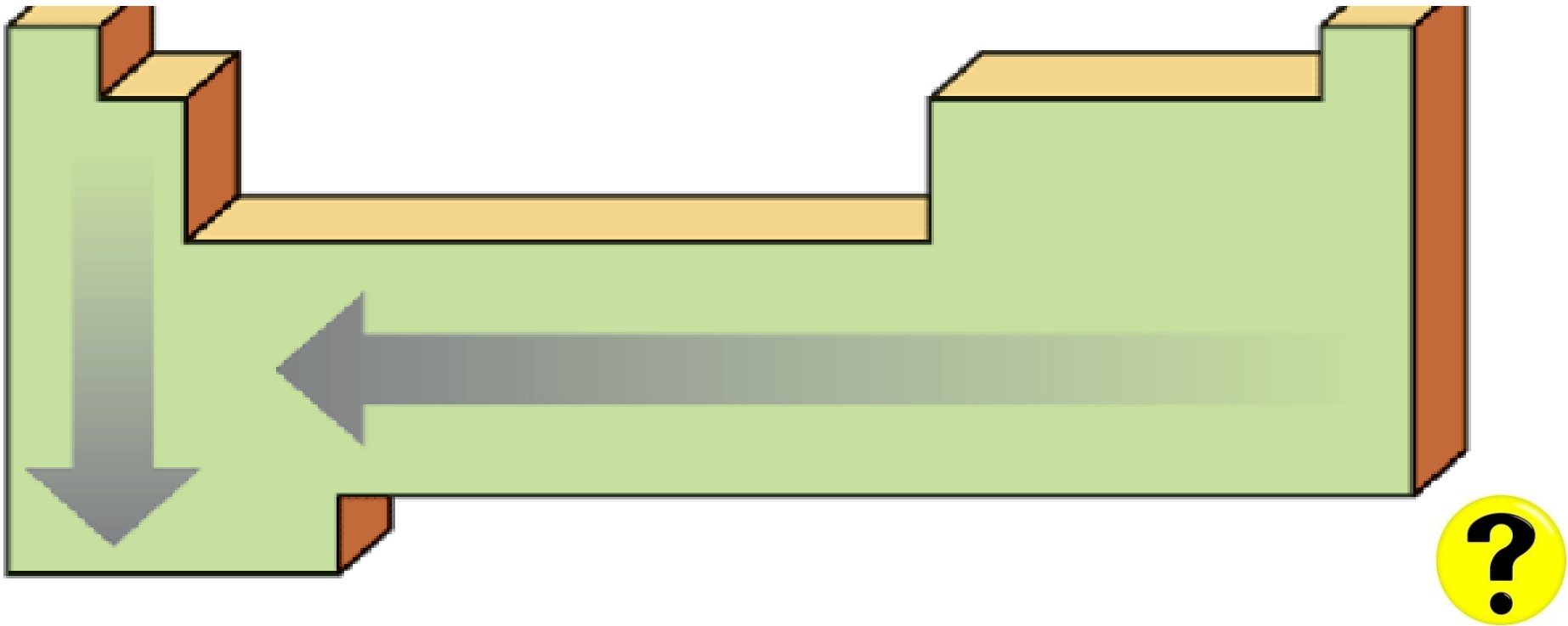
$\sigma$  , constante de protección o constante pantalla.

**El concepto de Carga Nuclear Efectiva, permite entender los efectos de protección en las propiedades periódicas**



# Variación del radio atómico en un grupo y en un período

*En un grupo, el radio atómico aumenta a medida que aumenta el número atómico de los elementos. En un periodo, el radio atómico disminuye a medida que aumenta el número atómico. Por variación de la carga nuclear efectiva.*




















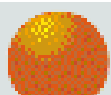







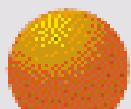


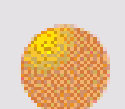
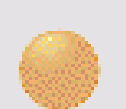

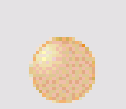



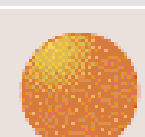

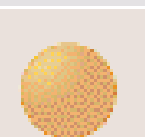





El sentido de las flechas indica las tendencias de aumento, se seguirá el mismo criterio.

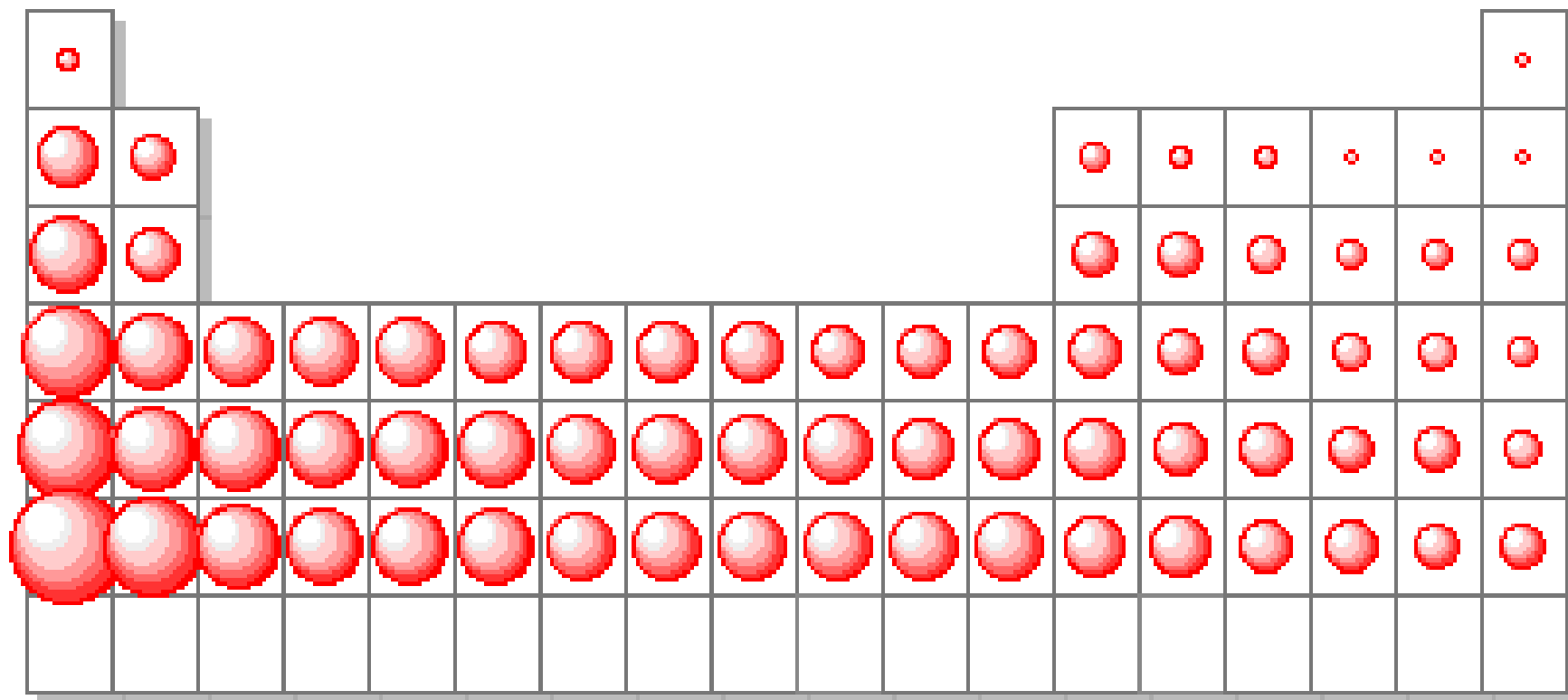


Recuerda que no sólo debes explicar como varía, sino lo más importante, POR QUÉ varía de esa manera la propiedad. Si no puedes dar respuesta de por qué varía....piensa siempre en la estructura del átomo.

# RADIO ATÓMICO en los elementos representativos

RADIO ATÓMICO DECRECIENTE 							
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
 H							 He
 Li	 Be	 B	 C	 N	 O	 F	 Ne
 Na	 Mg	 Al	 Si	 P	 S	 Cl	 Ar
 K	 Ca	 Ga	 Ge	 As	 Se	 Br	 Kr
 Rb	 Sr	 In	 Sn	 Sb	 Te	 I	 Xe
 Cs	 Ba	 Tl	 Pb	 Bi	 Po	 At	 Rn

# Variación Esquemática del Radio Atómico en la tabla periódica



# RADIO IÓNICO

*Es de un catión o  
un anión*

Por ejemplo:

Comparemos el  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{++}$ , ambos  
con diez electrones, el ión mas chico  
va a ser el  $\text{Mg}^{++}$  que tiene doce  
protones.



*¿Sabes porqué?*

Átomo

Electrón

Na

Núcleo

(protones + neutrones)

*Analícemos la  
estructura del Na y el  
Mg. Podemos comparar  
sus radios atómicos y  
radios iónicos*

Átomo

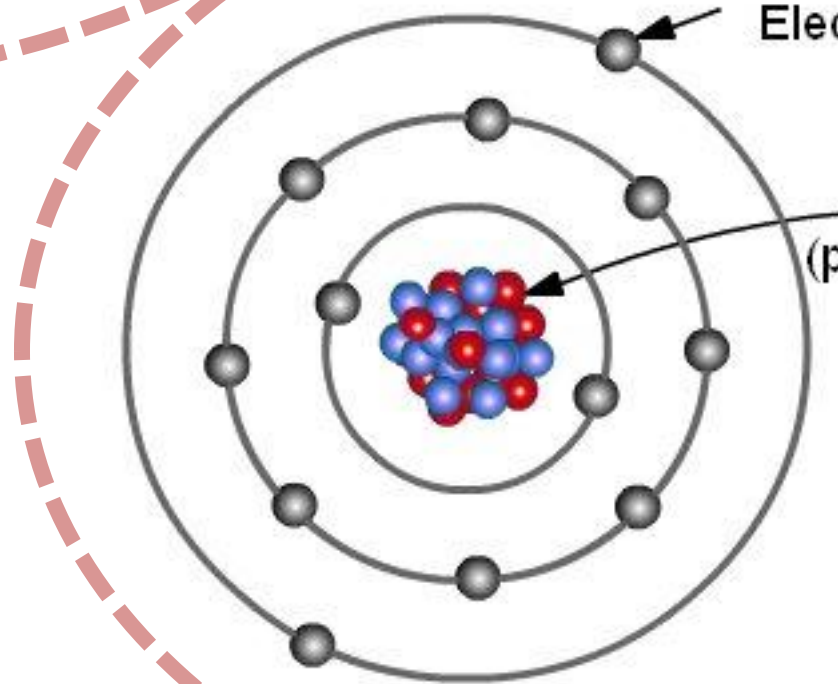
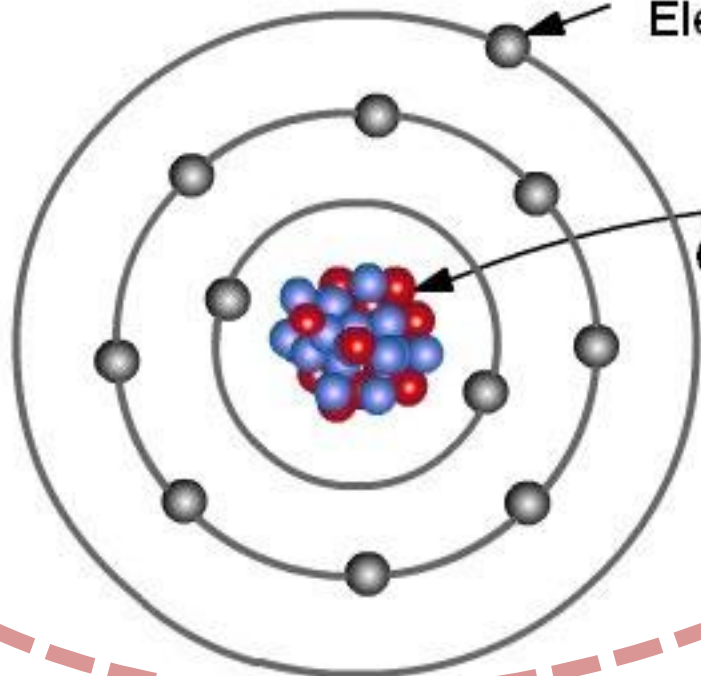
Electrón

Núcleo

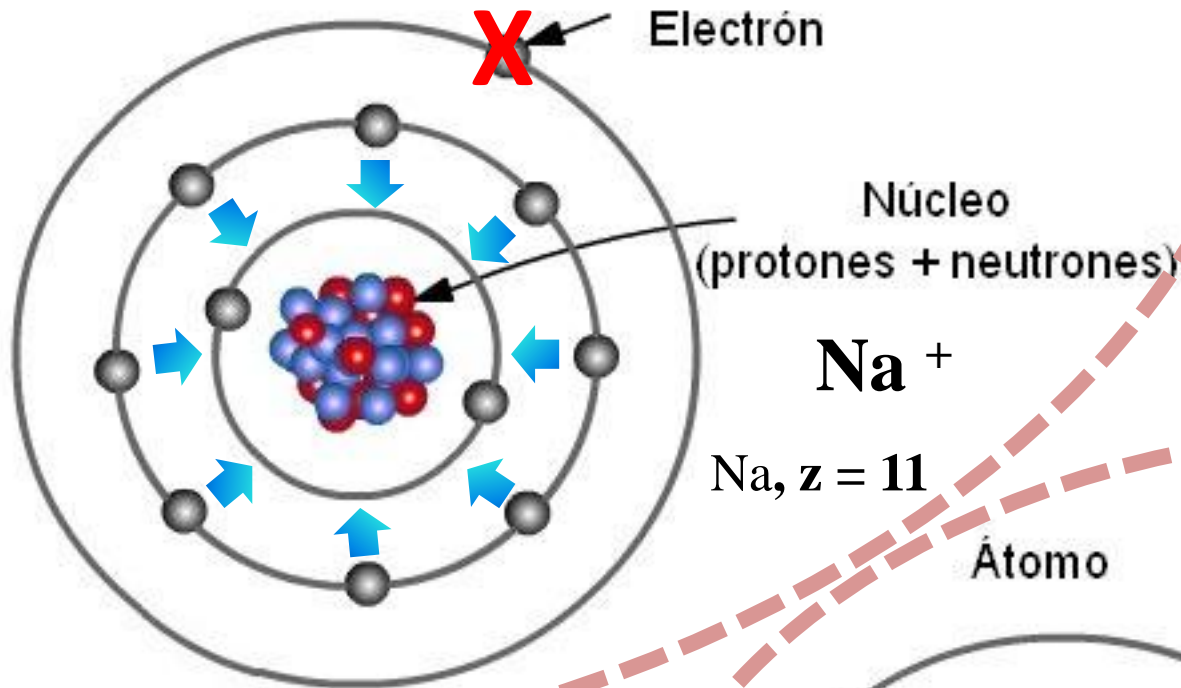
(protones + neutrones)

Mg

**Observa  
detenidamente  
la estructura  
de cada átomo**



Átomo

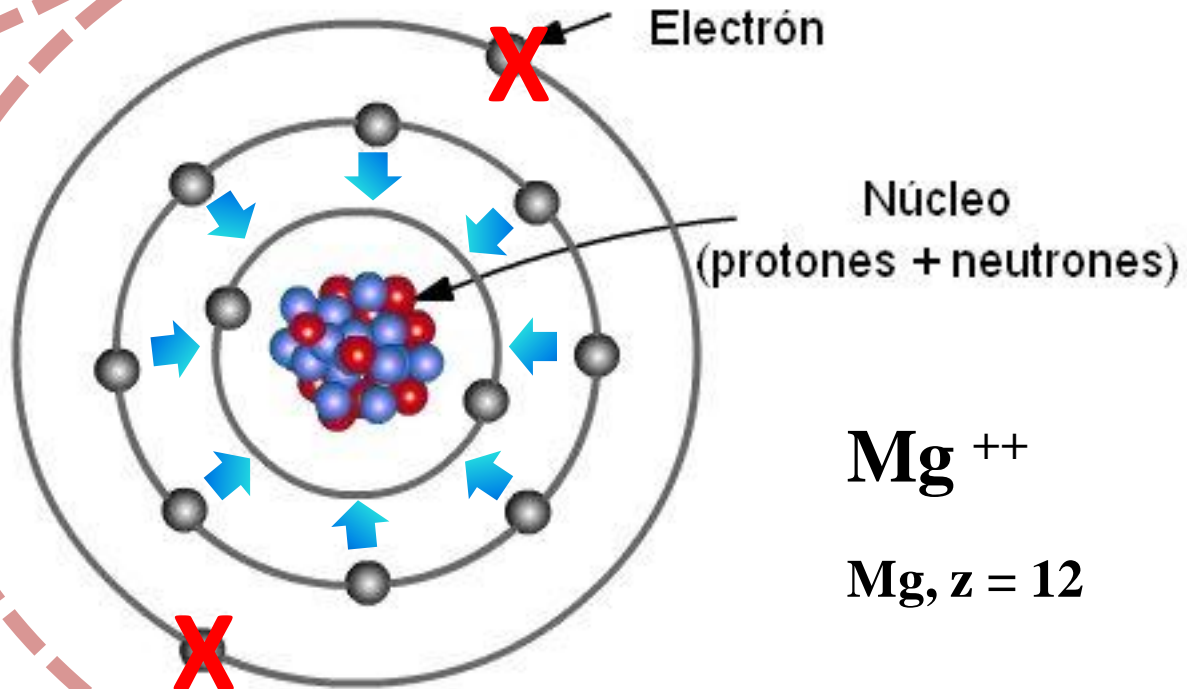


$\text{Na}^+$

$\text{Na}, z = 11$

Al momento que  
los átomos se  
transforman en  
sus respectivos  
iones,

Átomo

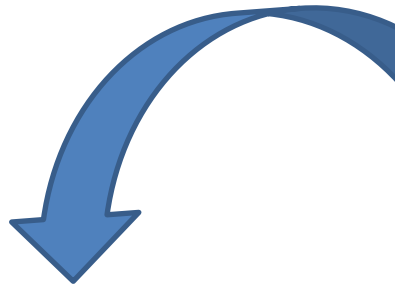


$\text{Mg}^{++}$

$\text{Mg}, z = 12$

analiza y compara el  
efecto de la carga  
nuclear efectiva



















Puedes dar ya una explicación de porqué para el  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{++}$ , ambos con diez electrones, el ión mas chico va a ser el  $\text{Mg}^{++}$  que tiene doce protones.






Esto se debe a que a medida que aumenta la carga nuclear, la nube electrónica tiende a contraerse.

En una familia (grupo), para iones de la misma carga el radio iónico aumenta a medida que aumenta el número atómico (igual que el radio atómico) pero en un período no podemos comparar los radios iónicos porque tenemos iones positivos y iones negativos.









# IONES CON CARGA POSITIVA

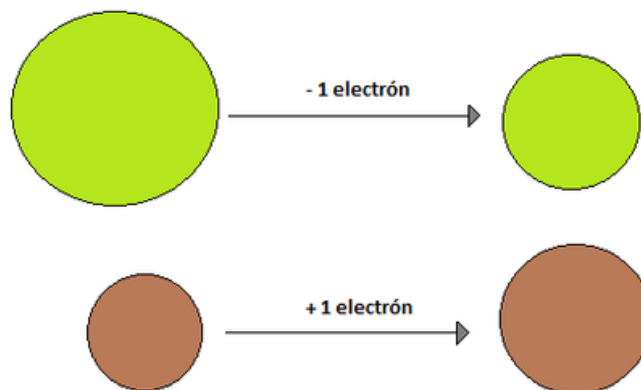
1A	2A	3A
<p>Li 1.52</p>  <p>Li<sup>+</sup> 0.90</p>	<p>Be 1.12</p>  <p>Be<sup>2+</sup> 0.59</p>	
<p>Na 1.86</p>  <p>Na<sup>+</sup> 1.16</p>	<p>Mg 1.60</p>  <p>Mg<sup>2+</sup> 0.85</p>	<p>Al 1.43</p>  <p>Al<sup>3+</sup> 0.68</p>
<p>K 2.27</p>  <p>K<sup>+</sup> 1.52</p>	<p>Ca 1.97</p>  <p>Ca<sup>2+</sup> 1.14</p>	<p>Ga 1.35</p>  <p>Ga<sup>3+</sup> 0.76</p>
<p>Rb 2.48</p>  <p>Rb<sup>+</sup> 1.66</p>	<p>Sr 2.15</p>  <p>Sr<sup>2+</sup> 1.32</p>	<p>In 1.67</p>  <p>In<sup>3+</sup> 0.94</p>
<p>Cs 2.65</p>  <p>Cs<sup>+</sup> 1.81</p>	<p>Ba 2.22</p>  <p>Ba<sup>2+</sup> 1.49</p>	<p>Tl 1.70</p>  <p>Tl<sup>3+</sup> 1.03</p>

# IONES CON CARGA NEGATIVA

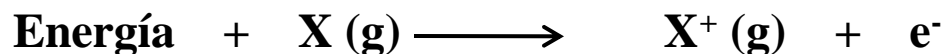
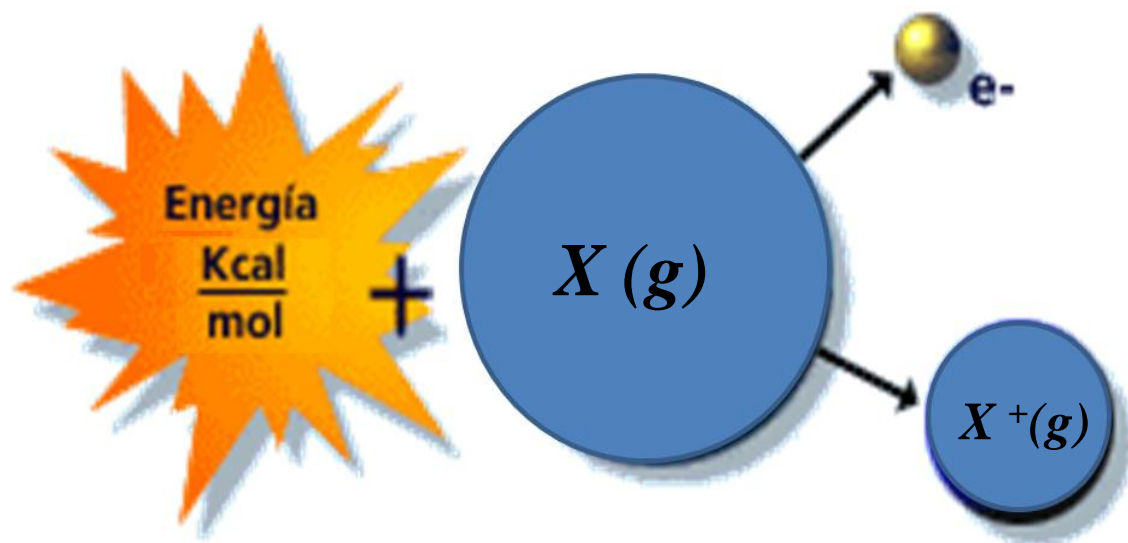
5A	6A
<p>N 0.75</p>  <p><math>\text{N}^{3-}</math> 1.71</p>	<p>O 0.73</p>  <p><math>\text{O}^{2-}</math> 1.26</p>
	<p>S 1.03</p>  <p><math>\text{S}^{2-}</math> 1.70</p>
	<p>Se 1.19</p>  <p><math>\text{Se}^{2-}</math> 1.84</p>
	<p>Te 1.42</p>  <p><math>\text{Te}^{2-}</math> 2.07</p>

En la familia dada, para iones de la **misma carga** el radio iónico aumenta a medida que aumenta el número atómico (igual que el radio atómico)

1A	2A	3A	5A	6A
Li 1.52  Li <sup>+</sup> 0.90	Be 1.12  Be <sup>2+</sup> 0.59		N 0.75  N <sup>3-</sup> 1.71	O 0.73  O <sup>2-</sup> 1.26
Na 1.86  Na <sup>+</sup> 1.16	Mg 1.60  Mg <sup>2+</sup> 0.85	Al 1.43  Al <sup>3+</sup> 0.68		S 1.03  S <sup>2-</sup> 1.70



# ENERGÍA DE IONIZACIÓN



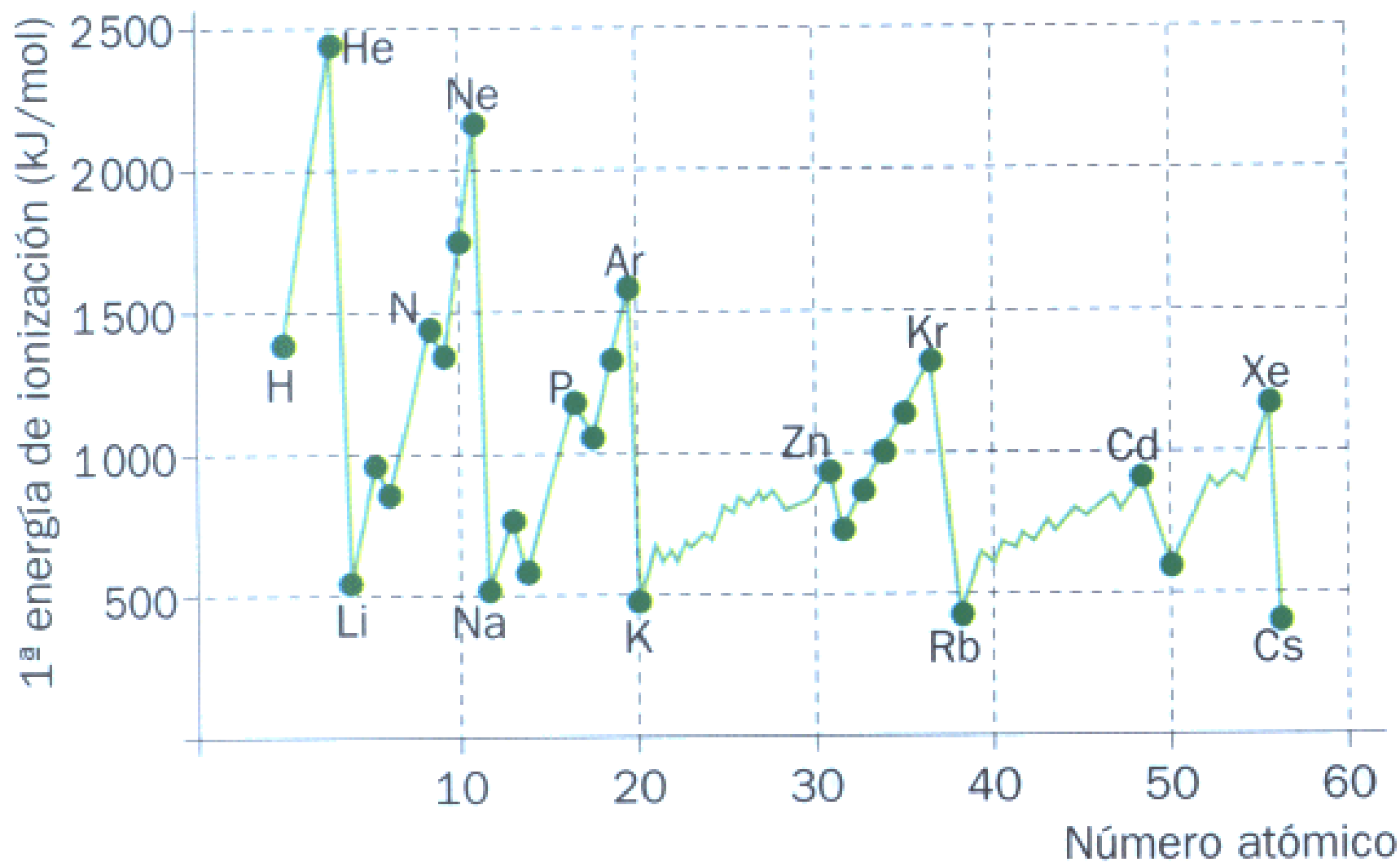
**Energía = Energía de ionización**

Es la energía mínima (en kJ/mol) necesaria para quitar un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental



Es un proceso que requiere energía, por lo tanto es endotérmico. Por ello los valores de la energía de ionización son positivos

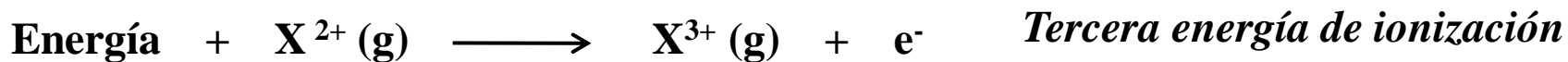
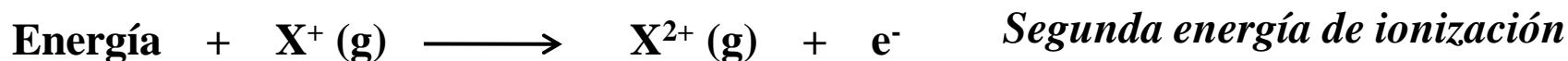
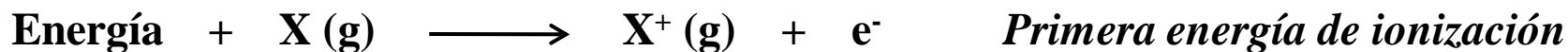
## ENERGÍAS DE IONIZACIÓN



# ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La magnitud de la energía de ionización es una medida de que “tan fuertemente” se encuentra unido el electrón al átomo. Cuanto mayor es la energía de ionización es más difícil quitar el electrón.

**Para los átomos polielectrónicos , la cantidad de energía requerida para quitar el primer electrón del átomo de su estado fundamental**





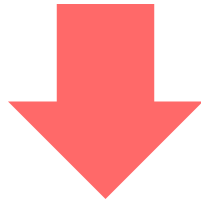
## ***ENERGÍAS DE IONIZACIÓN*** (kJ/mol)

Z	Elemento	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 251				
3	Li	520	7 300	11 815			
4	Be	899	1 757	14 850	21 005		
5	B	801	2 430	3 660	25 000	32 820	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 261
7	N	1 400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13 000

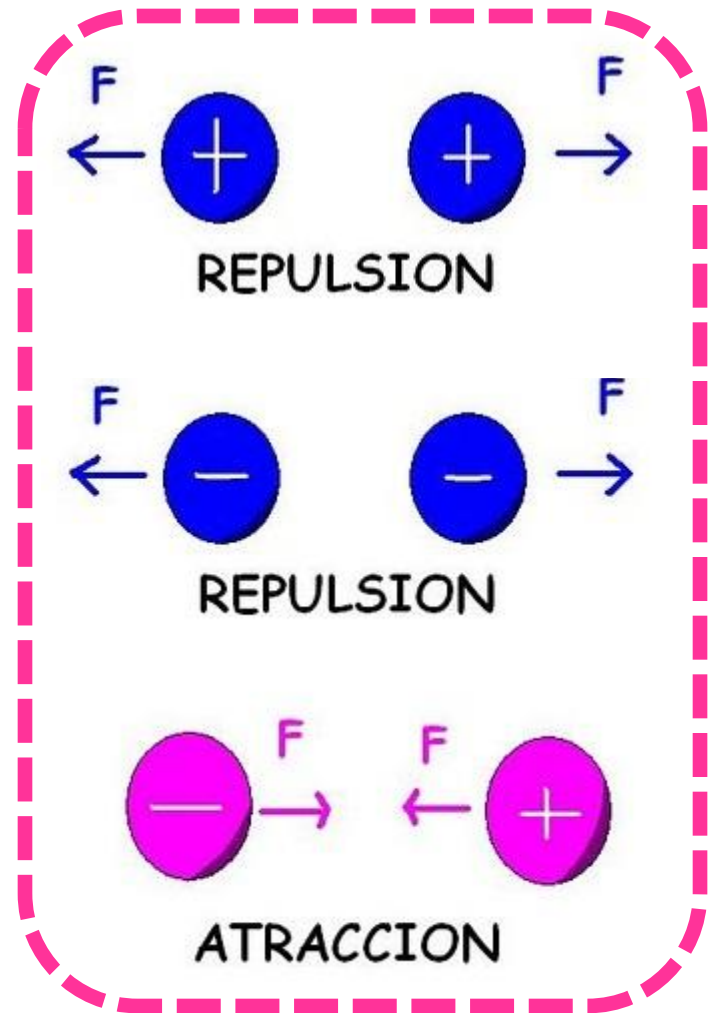
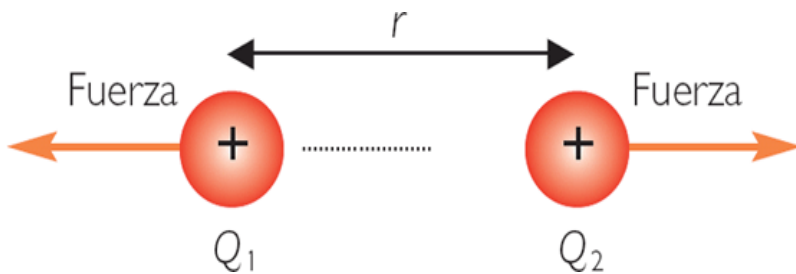
*Sentido creciente de la energía*

*Recordemos que:*

$$F = \frac{Z \cdot Q^2}{r^2} \quad \text{Ley de Coulomb}$$



Por ejemplo:

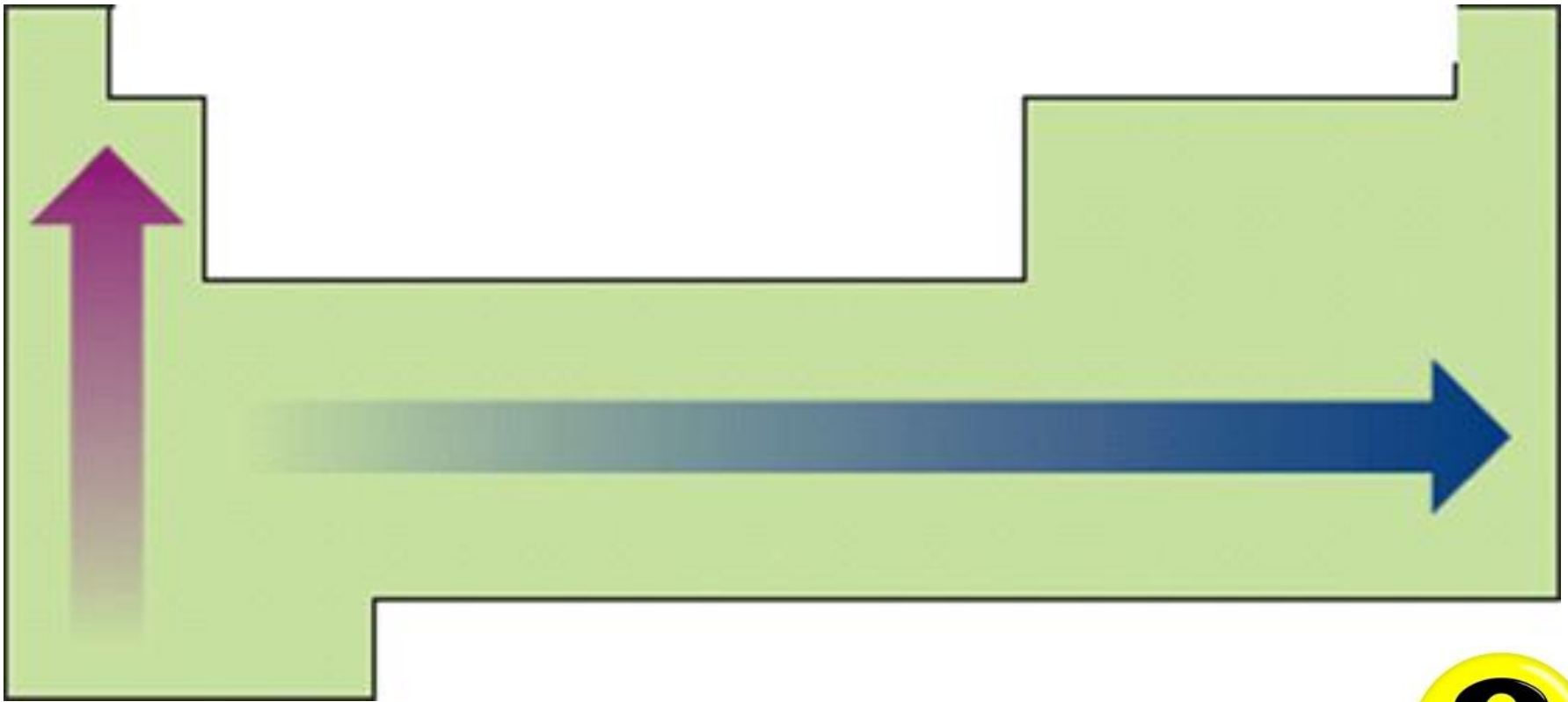


# ***Recordemos que:***

**La fuerza de atracción entre el núcleo y un electrón**, está en relación con la carga nuclear y la distancia del electrón al núcleo. En un grupo de la tabla periódica, como la diferencia entre un elemento y otro es de una capa completa, si bien aumenta la carga nuclear, el gran aumento del radio hace que la fuerza de atracción sea cada vez mas débil a medida que descendemos en el grupo, por lo tanto la energía necesaria para vencer esa fuerza (energía de ionización) es cada vez menor.

A lo largo de un período, el radio va disminuyendo de izquierda a derecha mientras la carga nuclear va aumentando, es decir que la fuerza de atracción, es cada vez más grande por lo que la energía necesaria para sacar el electrón es cada vez mayor.

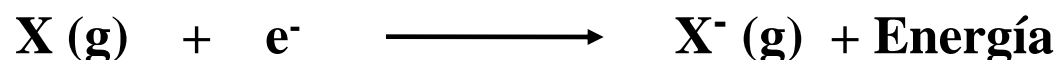
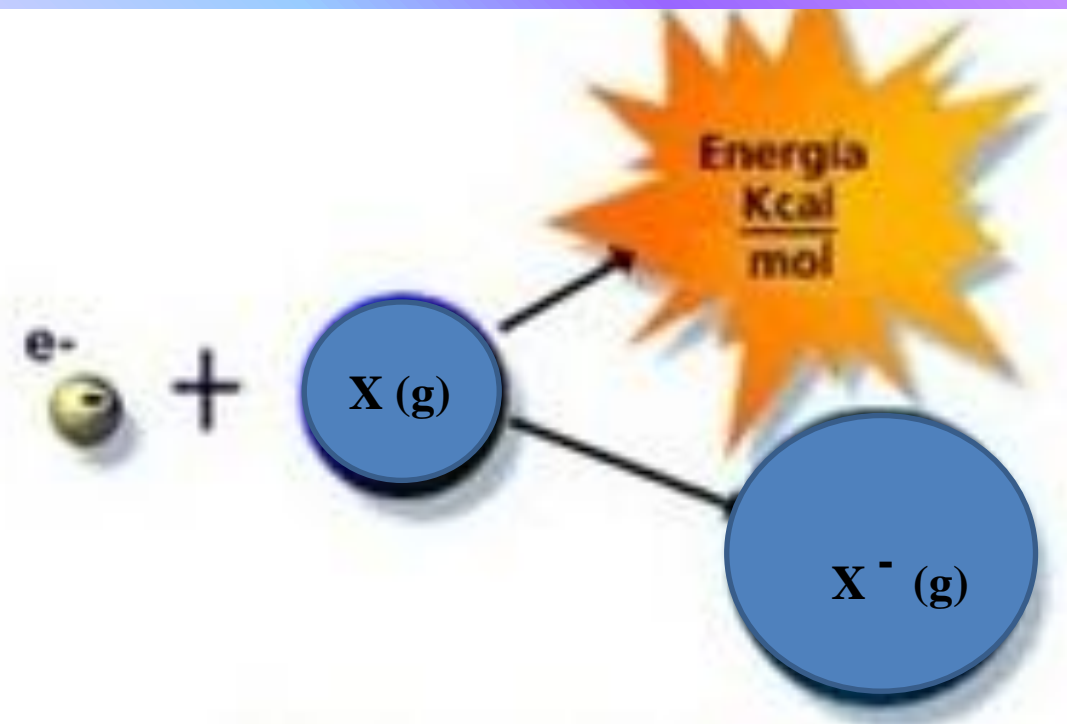
En un grupo, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico y en un período aumenta a medida que aumenta el número atómico.





Recuerda que no sólo debes explicar como varía, sino lo más importante, POR QUÉ varía de esa manera la propiedad. Si no puedes dar respuesta de por qué varía....piensa siempre en la estructura del átomo.

# AFINIDAD ELECTRÓNICA

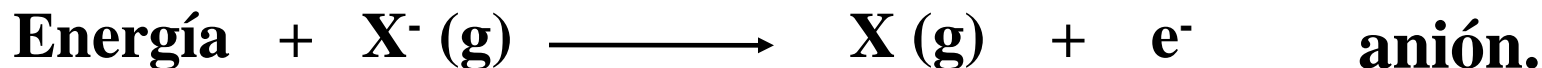
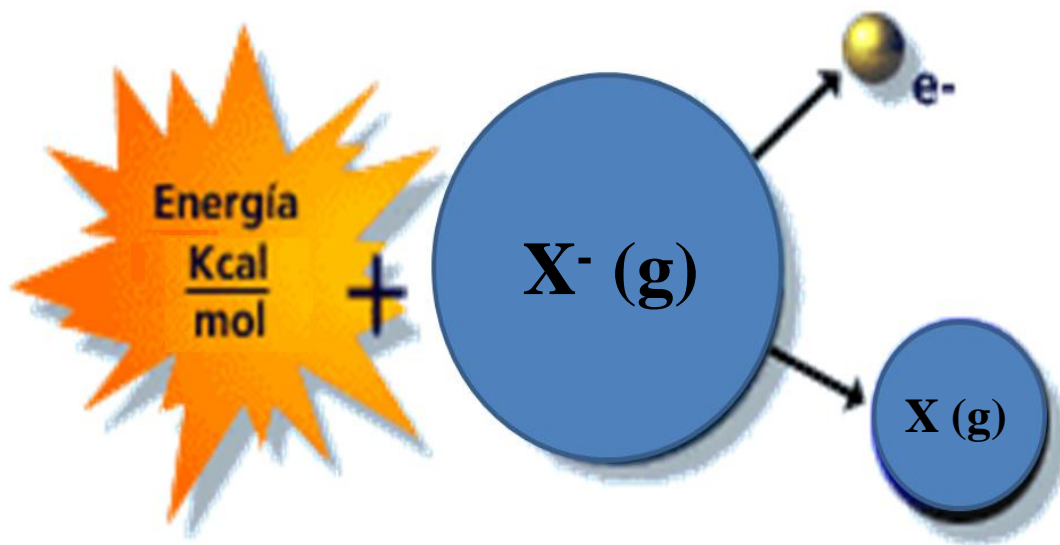


Energía = Afinidad electrónica

Cuanto menos negativa es la afinidad electrónica de un elemento, mayor es la afinidad de un átomo de dicho elemento para aceptar un electrón.

Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión

Al aceptar electrones un átomo gaseoso, se libera energía, por lo tanto es un proceso exotérmico. Por ello los valores de la afinidad electrónica son negativos.



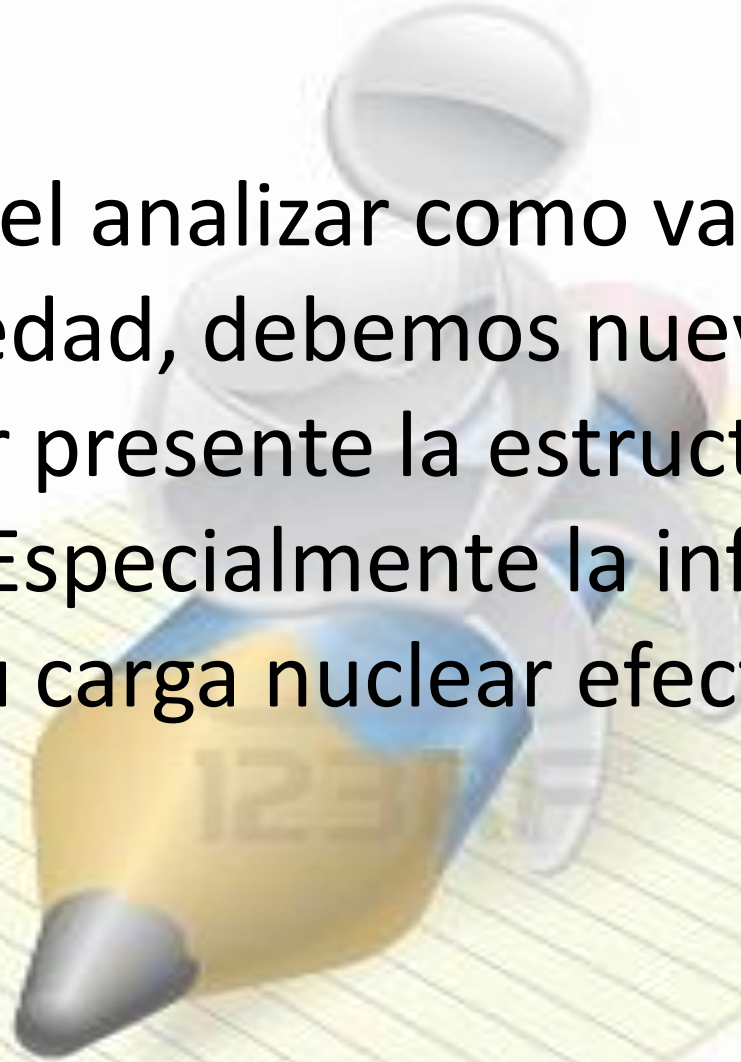
Otra manera  
visualizar la  
afinidad electrónica  
es considerarla  
como la energía que  
se debe suministrar  
para quitar un  
electrón de un  
anión.

Visto de este modo, **sería** un valor grande positivo de afinidad electrónica significa que el ión negativo es muy estable, al igual que una alta energía de ionización de un átomo significa en el electrón en muy estable en el átomo.

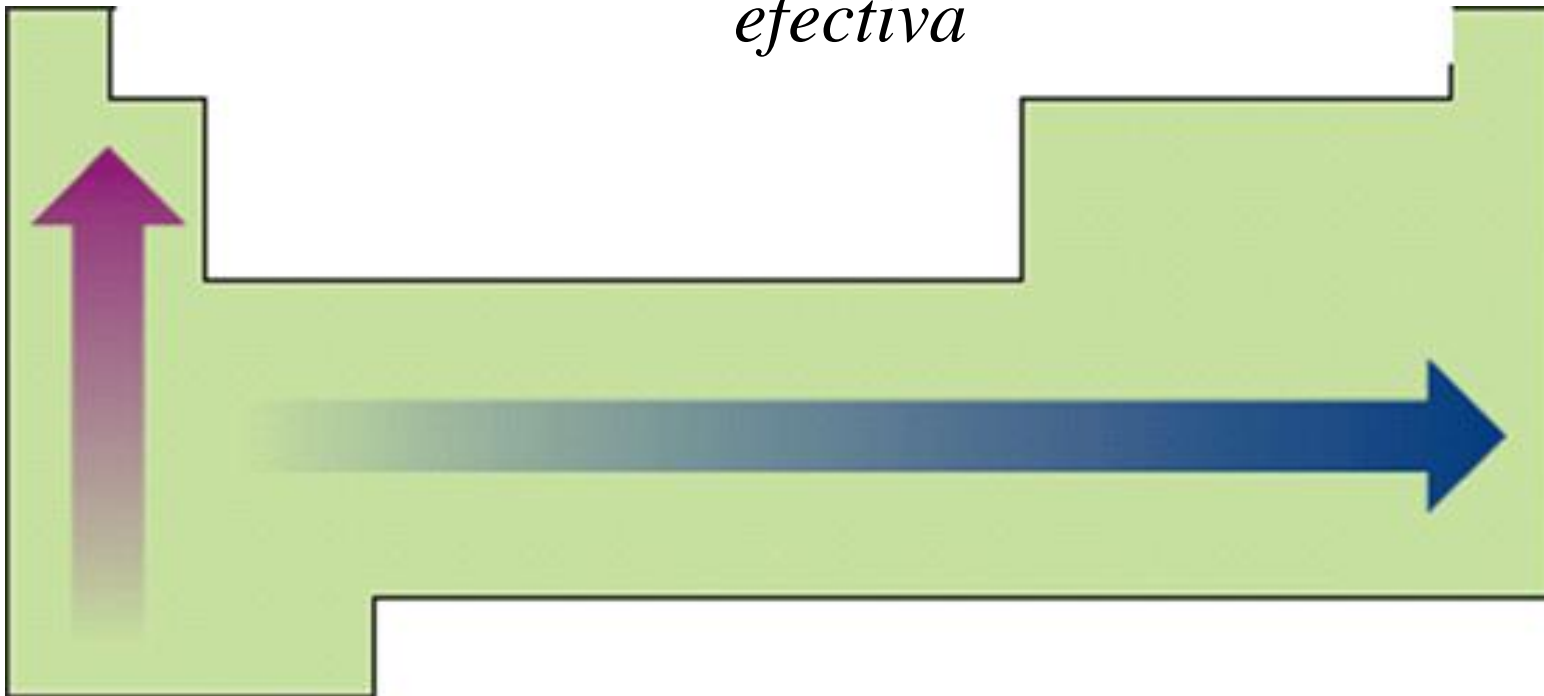
**Ojo!!...que visto de esta manera sería un proceso endotérmico!!! y los valores de afinidad electrónica son negativos!! (proc. Exotérmico)**



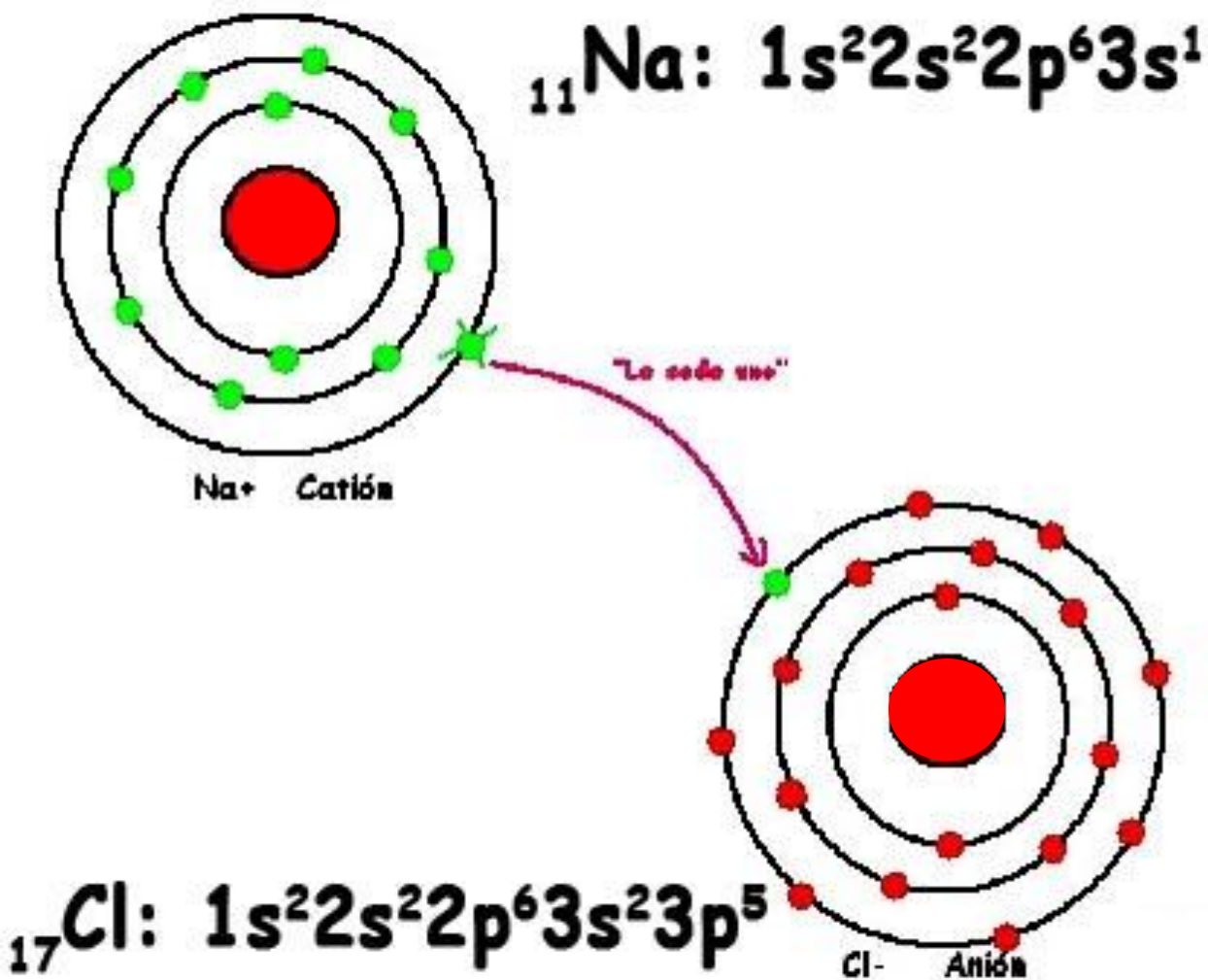
Para el analizar como varía esta propiedad, debemos nuevamente tener presente la estructura del átomo. Especialmente la influencia de su carga nuclear efectiva.



En un grupo, la afinidad electrónica disminuye a medida que aumenta el número atómico de los elementos y en un período aumenta a medida que aumenta el número atómico. *Por el efecto de apantallamiento y carga nuclear efectiva*

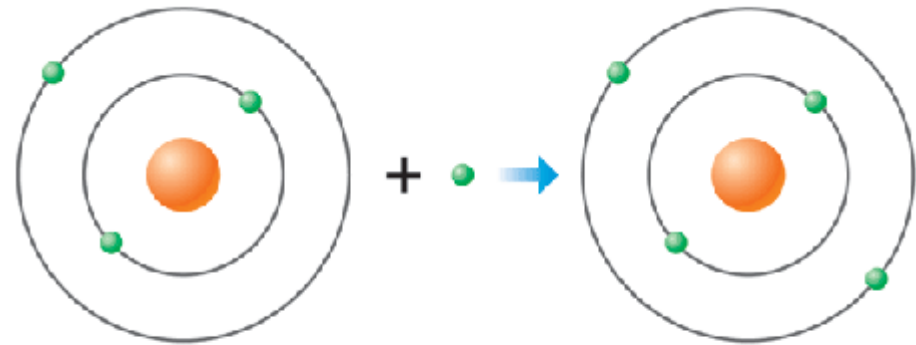


# ELECTRONEGATIVIDAD

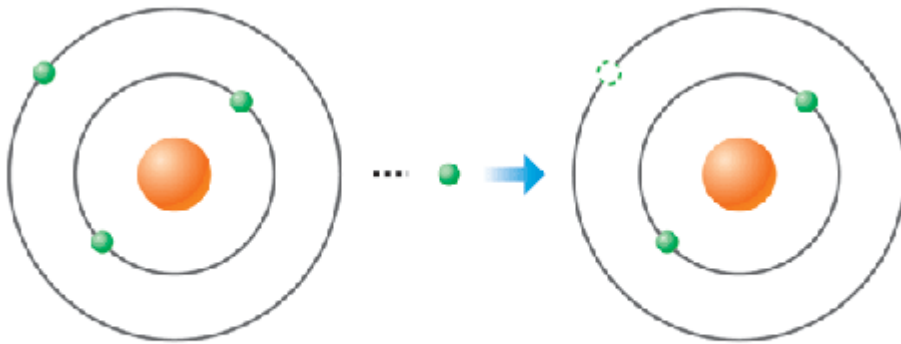


La electronegatividad de un elemento es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro átomo.

Los elementos con valores elevados de electronegatividad (no metales) suelen ganar electrones para formar aniones



Átomo neutro + electrón  $\Rightarrow$  ion negativo



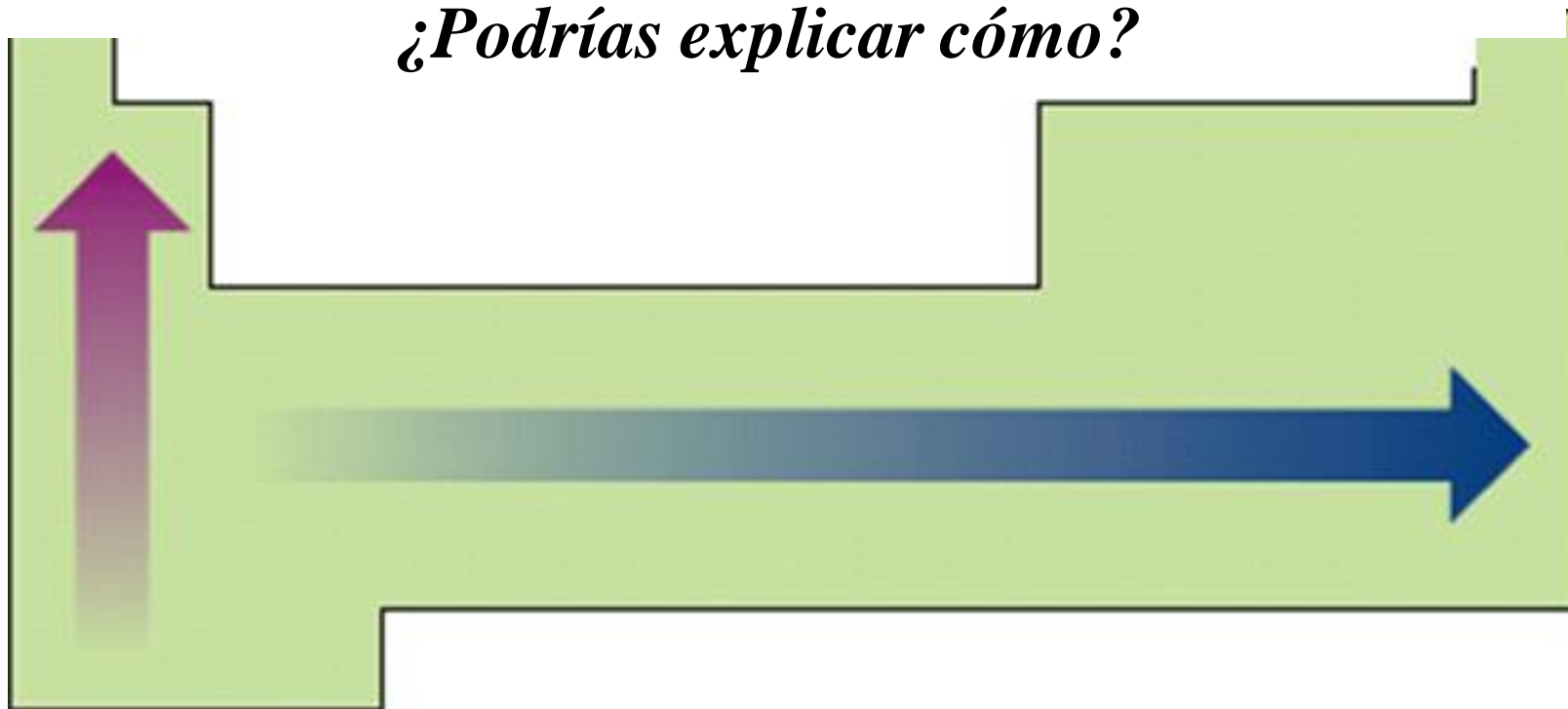
Átomo neutro - electrón  $\Rightarrow$  ion positivo

Los elementos con valores bajos de electronegatividad (metales) suelen perder electrones para formar cationes



*En un grupo de la tabla periódica la electronegatividad disminuye a medida que aumenta el número atómico y en un período aumenta a medida que aumenta el número atómico. Por el efecto pantalla y porque a medida que varía la carga nuclear efectiva, esta propiedad se ve afectada.*

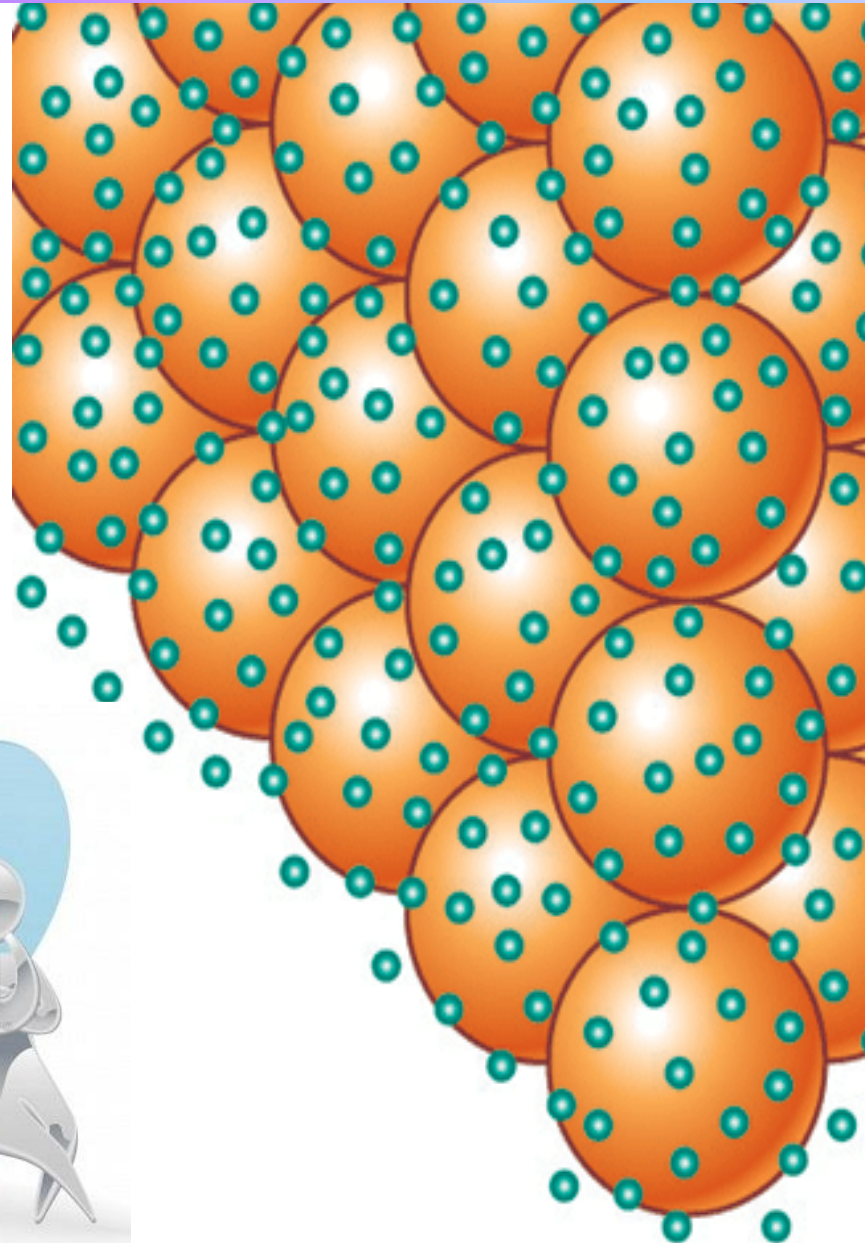
***¿Podrías explicar cómo?***





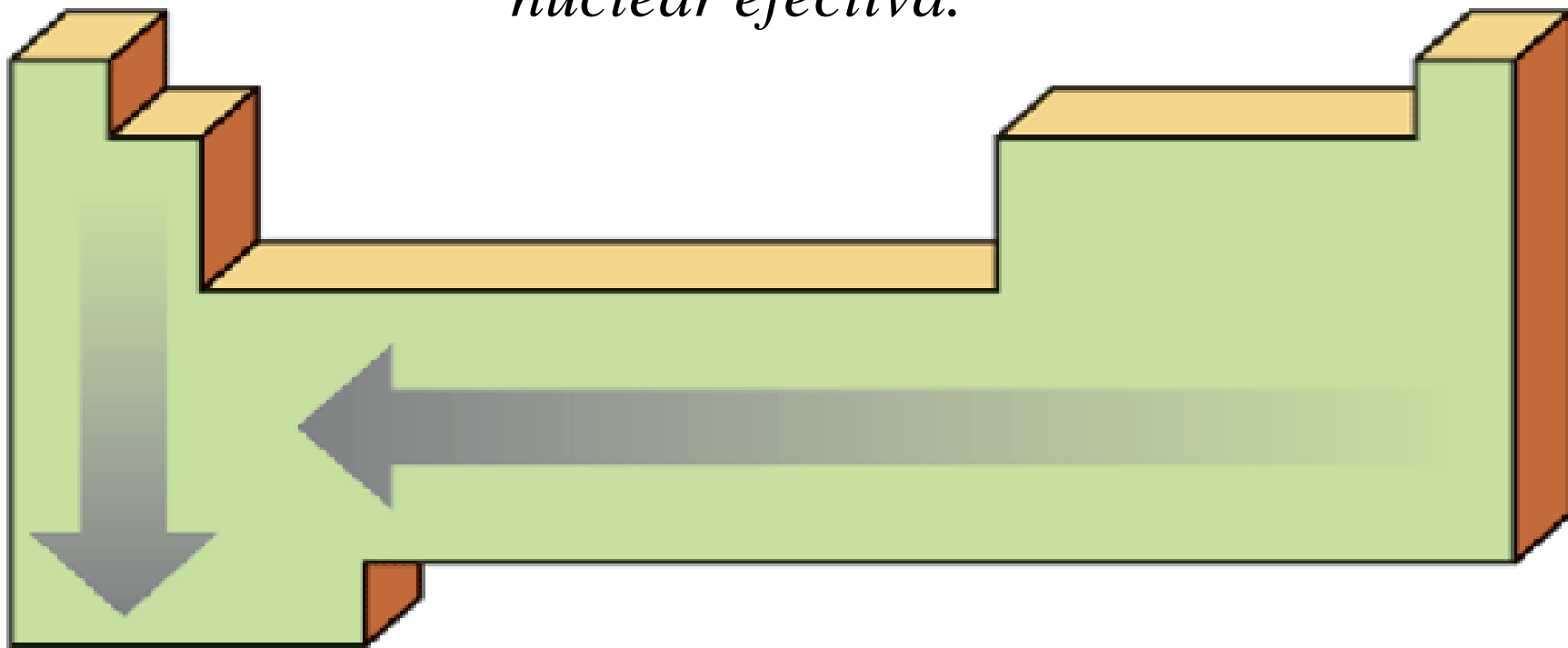
# CARÁCTER METÁLICO

**Cuando hablemos de enlace metálico, veremos que este tipo de enlace, solo es posible en elementos de baja electronegatividad. Así el carácter metálico va a ser mayor en los elementos mas electropositivos y menor en los elementos electronegativos.  
¿Por qué?**





*En un grupo, el carácter metálico aumenta a medida que aumenta el número atómico. En un período, disminuye a medida que aumenta el número atómico, por la variación de la carga nuclear efectiva.*





# *En Resumen*

