

1. ATOMOS POLIELECTRÓNICOS.

Son aquellos que contienen mas de un electrón.
Un átomo neutro tiene tantos protones (Z) como electrones.

1.1 Extension del modelo mecanocuántico a los átomos polielectrónicos.

La ecuación de Shrödinger no tiene solución analítica exacta para estos átomos, para resolverla hay que utilizar método aproximados.

Un electrón dado esta sometido a dos tipos de interacción

→ Fuerza de atracción por parte del núcleo :

Segun la Ley de Coulomb el valor de la fuerza viene dado por $F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$

Dado que la carga del protón tiene el mismo valor numérico que la del electrón (e)

q_1 = carga del electrón = e

q_2 = carga del núcleo = Z · e

r = distancia al núcleo

K = constante de Coulomb

$C = K \cdot e^2$

$$F = C \cdot \frac{Z}{r^2}$$

Cuanto mayor sea la carga del núcleo, Z, (numero de protones) y cuanto mas cerca se encuentre del mismo (menor valor de r) mayor sera la fuerza con que el electrón esta atraído.

→ Fuerzas de repulsión por parte de los otros electrones :

Son mas difíciles de evaluar ya que los electrones no tienen una posición fija y todos se influyen mutuamente.

Para resolver este problema se recurre a la siguiente aproximación:

Un electrón dado está atraído por el núcleo, la carga positiva de este se ve “compensada” por la carga negativa de los electrones que se interponen entre él y el núcleo por lo que en la practica es como si solo estuviese atraído por una carga mas pequeña, llamada **carga nuclear efectiva, Z^*** , que se calcula como

$$Z^* = Z - s$$

donde **s** es la **constante de apantallamiento** = nº de electrones interpuestos.

Ejemplo: sea un átomo de Magnesio

Contiene 12 protones en el nucleico y 12 electrones en la corteza, pero no todos están situados a la misma distancia del núcleo.

Evaluemos la atracción que sufre uno de los electrones mas “externos”.

$$Z^* = Z - s = 12 - 10 = 2$$

(El otro electrón apenas apantalla pues esta a la misma distancia)

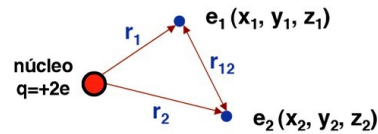
Ese electrón “siente” una carga electiva de valor 2

Con lo que la Fuerza neta con que es atraído el electrón por el núcleo seria

$$F = C \cdot \frac{Z^*}{r^2}$$

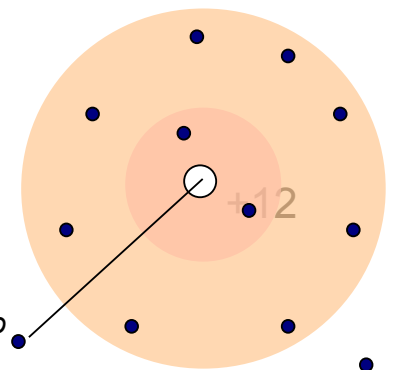
Cuanto mayor sea la carga nuclear efectiva , Z^* , y cuanto mas cerca se encuentre del mismo (menor valor de r) mayor sera la fuerza con que el electrón esta atraído.

Interacciones entre las partículas de un átomo de Helio
Z= 2



Energía potencial V: ¿cuáles son las contribuciones?

- ❖ atracción núcleo-electrón 1
- ❖ atracción núcleo-electrón 2
- ❖ repulsión interelectrónica e_1-e_2



De esta forma se puede aplicar la ecuación de ondas a un electrón considerando que está sometido a la atracción de la carga nuclear efectiva y se obtienen unas soluciones, **orbitales atómicos**, con las siguientes características:

- Su distribución espacial es análoga a las obtenidas para el átomo de hidrógeno, la forma, tamaño y orientación de los orbitales son las misma.
- La energía depende de n y de l , **aumenta con $n+l$, y a igual $n+l$ tiene mas energía el orbital de mayor n .**

Ejemplos

orbital	2s	3p	3d	4s	4f	5d	6s
$n+l$	2+0	3+1	3+2	4+0	4+3	5+2	6+0
	2	4	5	4	7	7	6

Orden de energía $2s < 3p < 4s < 3d < 6s < 4f < 5d$

Atomo de hidrogeno

La energía de un orbital solo depende del valor de n

- Todos los orbitales con **el mismo numero cuántico n** tienen igual energía

$$E_{2s} = E_{2p}$$

- Son degenerados

La diferencia de energía entre niveles va disminuyendo a medida que aumenta n

Atomos polielectrónicos

La energía depende de n y de l

(aumenta con $n+l$ y a igualdad de $n+l$ tiene mas energía el de mayor n)

- Los orbitales con **igual valor de n y distinto de l** (distinto tipo) tienen distinta energía

$$E_{2s} < E_{2p}$$

- Se pierde la degeneración para esos orbitales

La diferencia de energía entre niveles va disminuyendo a medida que aumenta n

La energía de los niveles de un átomo va siendo menor conforme aumenta Z del elemento, ya que hay más protones en el núcleo para atraer los electrones, la energía se va haciendo mas negativa.

Por ejemplo: Atomo de H : $E_{1s} = -13.5 \text{ eV}$,

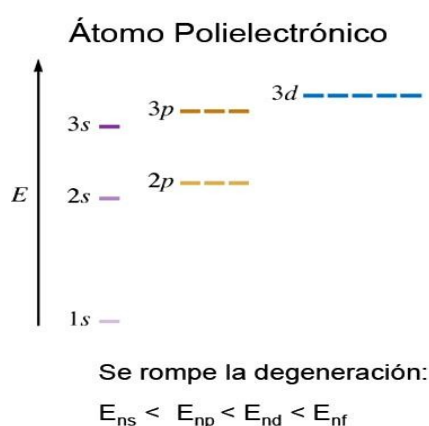
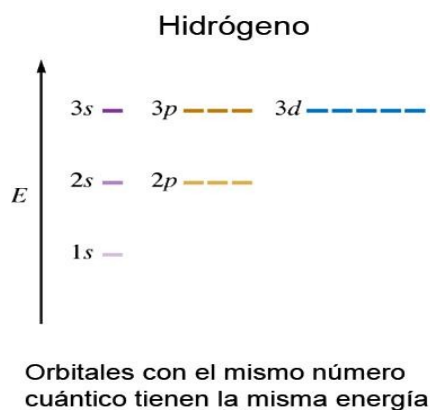
Atomo de Li : $E_{1s} = -55.0 \text{ eV}$.

También cambian las diferencias energéticas entre niveles e incluso el **orden de energía de los orbitales va cambiando con Z** , lo que provoca que haya configuraciones que no se ajustan estrictamente a la regla de $n+l$

- La **forma** del orbital depende de l
- La **orientación** depende de m

- La **forma** del orbital depende de l
- La **orientación** depende de m

Energía de los orbitales en los átomos Polielectrónicos



2. Configuración electrónica

Distribución de los electrones de un átomo en los orbitales disponibles

Es necesario conocer en primer lugar cuantos electrones tiene el átomo :
Si un átomo es neutro el nº de electrones es igual al de protones (Z) .



K 19 Potasio 39.10	Ca 20 Calcio 40.08
--------------------------	--------------------------

Buscar valor de Z en la tabla periódica

Reglas de llenado: para obtener la configuración electrónica de un átomo, se siguen los siguientes principios en orden:

1. PRINCIPIO DE MINIMA ENERGIA.

Los electrones ocupan los orbitales de forma que la energía sea mínima.

2. PRINCIPIO DE EXCLUSION DE PAULI

Indica cuando un orbital esta completo.

3. PRINCIPIO DE MAXIMA MULTIPLICIDAD (Regla de HUND)

Se aplica cuando hay varios orbitales disponibles con la misma energía (degenerados).

Principio de Aufbau

Al pasar de un átomo al siguiente se añade un protón al núcleo y un nuevo electrón en el orbital adecuado siguiendo las 3 reglas señaladas.

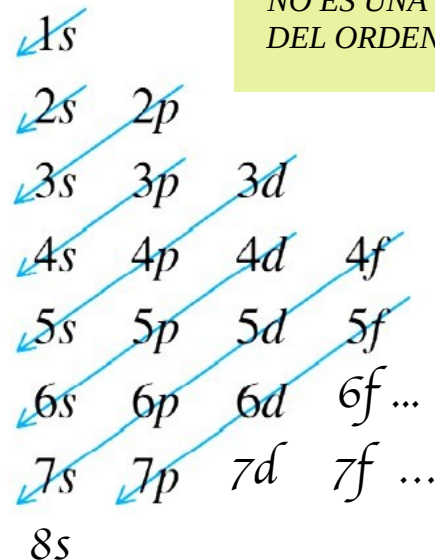
El último electrón añadido, que establece la diferencia con la configuración del elemento anterior, se llama **electrón diferenciador**.

2.1 Principio de mínima energía.

Primero se ocupa el orbital de menor energía, a continuación los electrones van llenando los demás orbitales por orden de energía creciente:

Regla 1: minimización de la energía total

- El orden de llenado exacto se establece experimentalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos
- No hay una ordenación que sirva para todos los elementos
- Regla nemotécnica: se ordenan según el valor de $(n + \ell)$ creciente
 - a igualdad de este valor, tiene menor energía el orbital con menor n .
- Los orbitales semillenos y totalmente llenos son más estables que los parcialmente llenos
- Para los lantánidos y actínidos no se observan estas regularidades debido a que la diferencia de energía entre los orbitales d y f son pequeñas



El diagrama de Moeller es una regla nemotécnica para recordar el orden de llenado.

NO ES UNA JUSTIFICACION DEL ORDEN DE ENERGIA!!!

Segun lo dicho el orden de energía de los orbitales para la mayor parte de los atomos es

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p...



Importante: donde se escribe **2p** se agrupan 3 orbitales: **2p_x, 2p_y, 2p_z**, que tienen la misma energía, lo mismo para cualquier grupo de orbitales degenerados; **4d** incluye los 5 orbitales de ese tipo: **4d_{xy}, 4d_{xz}, 4d_{yz}, 4d_{x²-y²}, 4d_{z²}**, etc).

2.2 SPIN del electrón. Principio de exclusión de Pauli.

El spin es una propiedad intrínseca de las partículas elementales, como la carga eléctrica. Se trata realmente del *momento angular de spin*, y se puede considerar, en primera aproximación, asociado al giro del electrón sobre su eje. Fue detectado experimentalmente a partir del análisis de los espectros.

El vector momento angular de spin **esta cuantizado** de forma que solo puede tener dos orientaciones : **hacia arriba** $\uparrow$ ó **hacia abajo** $\downarrow$. Situación que se describe mediante un **cuarto numero cuántico**.

Numero cuántico de spin, s, que puede tomar valores $+1/2$ ó $-1/2$.

- Un **orbital** se define con **3** números cuánticos **(n,l,m)**
- El estado de **un electrón** en un átomo queda definido por **4** números cuánticos **(n,l,m,s)**

Principio de exclusión de Pauli:

Dos electrones no pueden ocupar el mismo estado cuántico en un sistema dado, es decir,

En un átomo no puede haber dos electrones con los 4 números cuánticos iguales.



En un orbital puede haber como máximo 2 electrones, con spines opuestos.

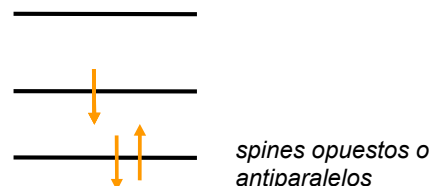
Ejemplo: Sea un electrón que se encuentra en un orbital $3p_x$: $(3,1,-1,+1/2)$
Un segundo electrón en el mismo orbital : $(3,1,-1,-1/2)$

Un tercer electrón tendría que repetir los valores de uno o del otro, (ya que el numero de spin solo toma dos valores), y el Principio de Pauli lo impide, luego no hay mas posibilidades.

Vacío: ningún electrón

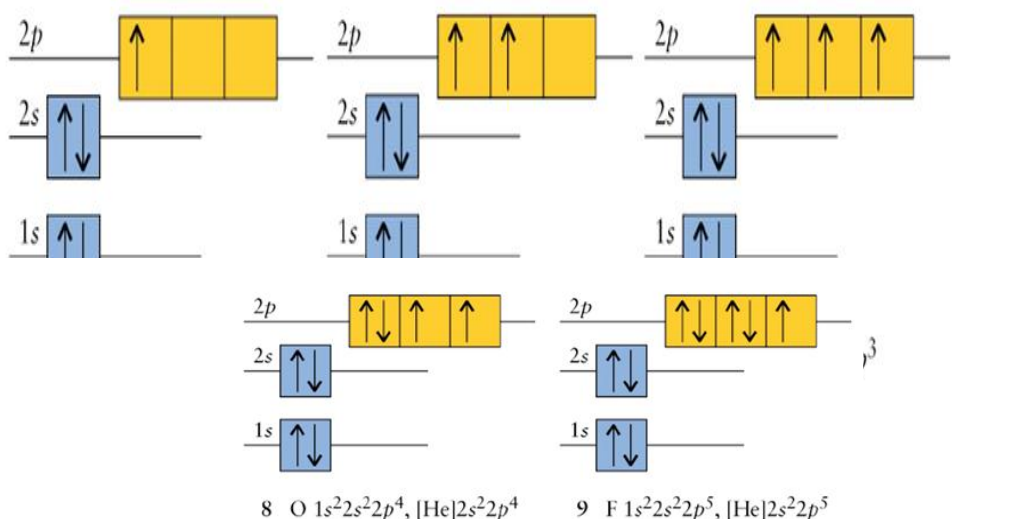
Semilleno: 1 electrón (desapareado)

Completo: 2 electrones (apareados)



2.3 Principio de Máxima multiplicidad. Regla de Hund

Cuando están disponibles varios orbitales con la misma energía, **degenerados**, los electrones se distribuyen de forma que ocupen el mayor numero de orbitales con spines iguales (paralelos) (El numero de electrones desapareados es maximo)



Formas de escribir la configuración electrónica

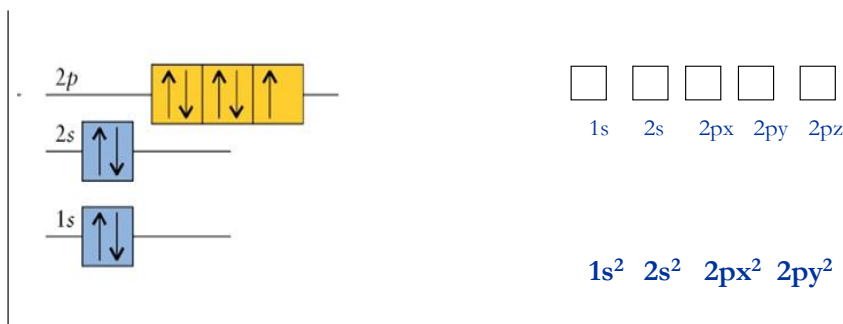
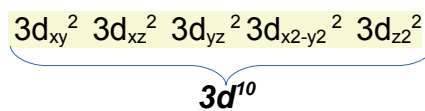
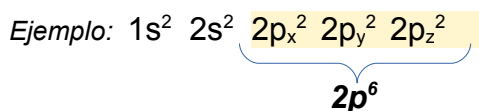


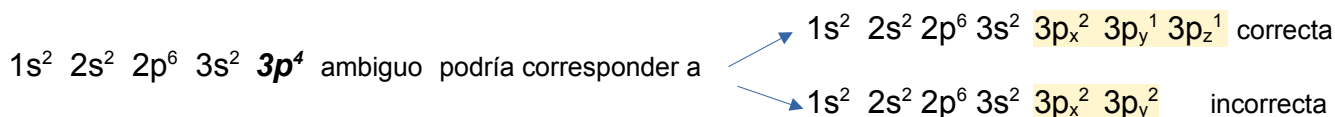
Diagrama de energías



- En el caso de que un grupo de orbitales, **subnivel**, esté completo se puede agrupar:

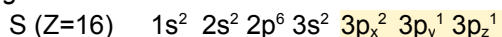


- También se pueden agrupar si no da lugar a ambigüedad.

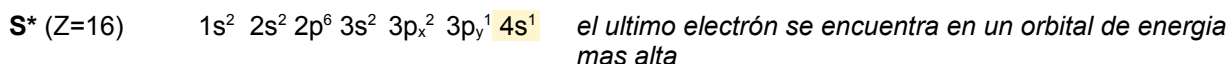


2.4 Configuraciones en estado fundamental, excitado, prohibido y ionizado

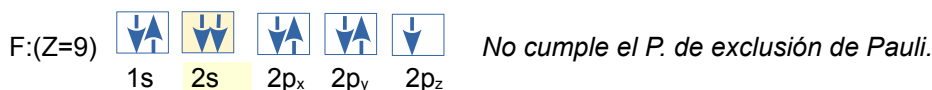
- Configuraciones en estado fundamental:** corresponde a la **situación de mínima energía** y por tanto cumple las 3 reglas de llenado.



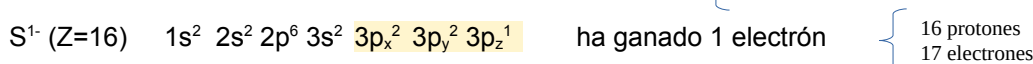
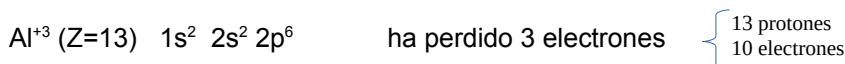
- Configuraciones en estado excitado:** tiene una energía superior a la mínima, por lo que no cumple el principio de mínima energía, para alcanzarla es necesario comunicar energía al átomo.



- Configuración prohibida:** no cumple el principio de Pauli o el de máxima multiplicidad.



- Configuración de un estado ionizado:** es aquella que corresponde a un ion (el átomo ha perdido o ganado algún electrón)



Cuando un átomo se ioniza gana o pierde electrones, **el número de protones no cambia, tiene el mismo Z.**

2.5 Capas de valencia

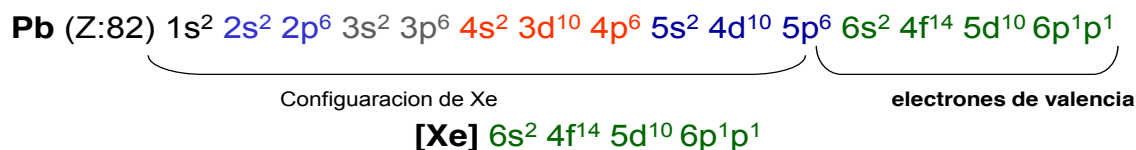
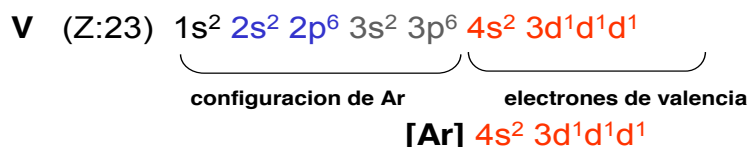
- **Nivel cuántico** : conjunto de orbitales que tienen **el mismo valor de n**
Ejemplo: $n=3$ **3s 3p_x 3p_y 3p_z 3d_{xy} 3d_{xz} 3d_{yz} 3d_{x²-y²} 3d_{z²}**
- **Subnivel cuántico**: conjunto de **orbitales del mismo tipo**, tienen el mismo valor de **n y de l**, tienen igual forma, tamaño y energía, son degenerados.

Ejemplos: el 3ª nivel cuántico tiene 3 subniveles:

subnivel 3s: **3s** subnivel 3p : **3p_x 3p_y 3p_z** , subnivel 3d : **3d_{xy} 3d_{xz} 3d_{yz} 3d_{x²-y²} 3d_{z²}**

- **Capa de valencia**: conjunto de orbitales comprendidos entre un orbital s y el siguiente

1s ²	2s ² 2p ⁶	3s ² 3p ⁶	4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶	7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ⁶
1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^o	5 ^a	6 ^a	7 ^a
2	8	8	18	18	32	32
Electrones internos					electrones de valencia	



- Los electrones de la última capa, **electrones de valencia**, son los que determinan las propiedades químicas de ese átomo, son los que se pierden cuando se forma un ion, determinan el tipo de ion formado, su carga, la energía de ionización, el estado de oxidación, etc.
- El número de electrones de la última capa determina la posición, columna, de la T. Periódica para ese átomo.
- Las capas internas están completas, los electrones allí alojados son difícilmente alterados.
- **Los gases nobles tienen todas las capas de valencia completas**, los demás elementos tienen una o varias capas completas y la última incompleta.

2.6 Excepciones a la regla general.

Excepciones

Hay algunos átomos, de los bloques d y f, cuya configuración encontrada experimentalmente no se ajusta a la calculada por la regla de n+l.

Justificación: algunas distribuciones electrónicas son particularmente estables (poseen energía más baja):

Capa completa (Gases Nobles)

Subniveles completos: **d¹⁰**, **f¹⁴**

Subniveles semicompletos : **d⁵**, **p³**, **f⁷**

Además las diferencias de energía entre los orbitales d y f son muy pequeñas

Ejemplos: CONFIGURACION TEORICA

CONFIGURACION REAL

Cr (Z:24) [Ar] 4s² 3d¹d¹d¹d¹

[Ar] 4s¹ 3d¹d¹d¹d¹d¹

Cu (Z:29) [Ar] 4s² 3d²d²d²d²d¹

[Ar] 4s¹ 3d²d²d²d²d²

Ag (Z:47) [Kr] 5s² 4d²d²d²d²d¹

[Kr] 5s¹ 4d²d²d²d²d²

La (Z:57) [Xe] 6s² 4f¹

[Xe] 6s² 5d¹

2.7 Configuración de iones.

- **Aniones:** a la configuración del átomo neutro se le añaden los electrones que indica la carga siguiendo el orden de llenado habitual: $\text{gana } 2 e^-$

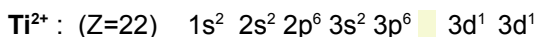
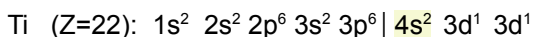
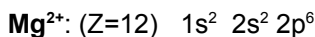
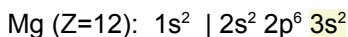
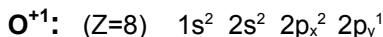
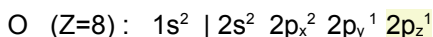


- **Cationes:** el átomo pierde electrones, siempre de la ultima capa de valencia y por este orden:

p s d f g

Atomo neutro

Cation



3. Tabla periódica.

<https://ptable.com/?lang=es#Electrones>

Los elementos se ordenan por

- 1º. Numero atómico creciente** : desde el 1 (H) hasta el 118 (Oganeson)

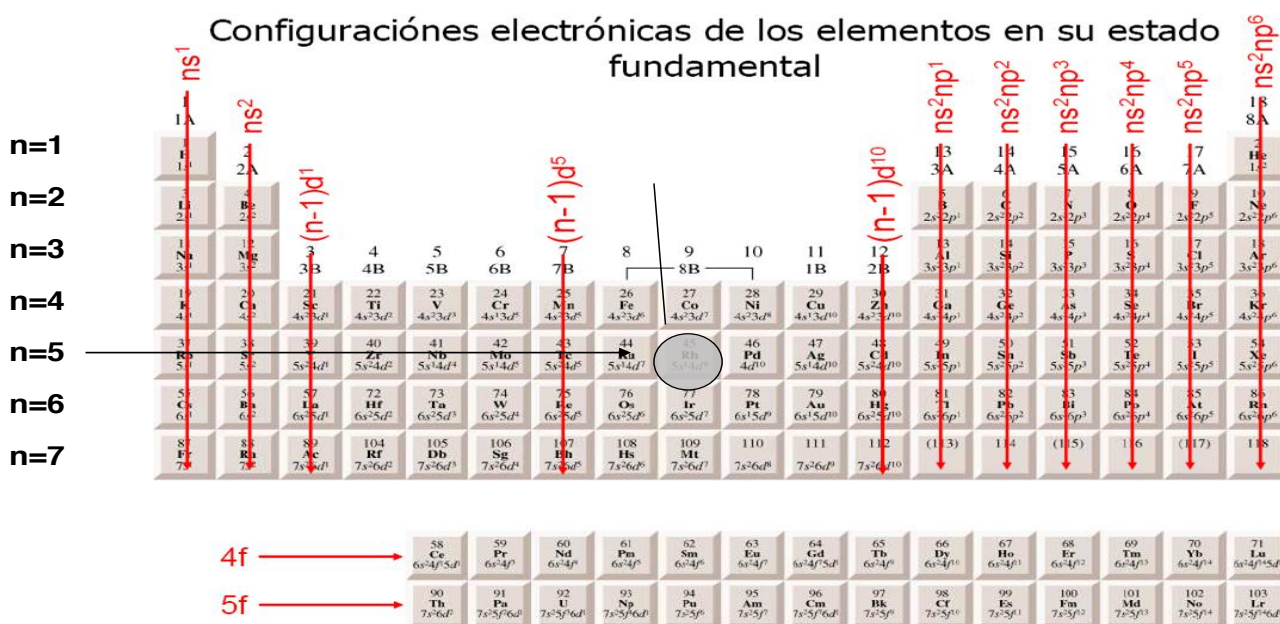
- 2º. Configuración electrónica:** de forma que los que tienen una configuración análoga se sitúan en la misma columna.

- El primer elemento de cada fila, **período**, es un alcalino, tiene 1 electrón en la última capa.
- El último elemento de cada fila es un Gas Noble, tiene la última capa completa
- El número de electrones de la última capa de valencia determina la **columna** en que se encuentra.
- El número cuántico principal más alto determina la **fila o período**
- El número de elementos de cada período se corresponde con el número de electrones de la correspondiente capa de valencia. (2, 8, 8, 18, 18, 32, 32)
- La tabla es un reflejo de la configuración electrónica, esta es un sistema de coordenadas para situar cada elemento.

★ Un elemento cuya última capa es : $4s^2 3d^{10} 4p^1 4p^1$ Ge

★ Un elemento situado en el 5º periodo, columna 9, estará completando la 5ª capa y tendrá en ella 9 electrones → $5s^2 4d^2 4d^2 4d^1 4d^1 4d^1$

Configuración electrónica



La tabla se organiza en:

- 7 filas o PERIODOS
- 18 COLUMNAS o grupos principales (bloques s, d y p)
- 14 COLUMNAS (bloque f: lantánidos y actínidos)

Tabla periódica

		Group																	
		1A												8A					
Period	1	1s	2A											3A	4A	5A	6A	7A	1s
	2	2s															2p		
	3	3s															3p		
	4	4s						3d							4p				
	5	5s						4d							5p				
	6	6s	La					5d							6p				
	7	7s	Ac					6d											
4f																			
5f																			

Bloque s + bloque p = Elementos representativos

Bloque d = metales de transición

Bloque f = metales de transición interna

4. PROPIEDADES PERIODICAS

Son aquellas que varían a lo largo de la tabla de forma regular, aumentando o disminuyendo al avanzar en una fila o en una columna.

Debemos recordar que:

- Al avanzar **en una fila o periodo** cada elemento tiene un protón mas que el anterior, y por tanto un electrón mas que se aloja en la misma capa de valencia, esta se va llenando hasta llegar al G.Noble.
- En una **columna** los elementos tienen una configuración análoga: de cada elemento al siguiente aumenta una capa de valencia completa.
- Las P. periódicas son función de electrones de la ultima capa; qué orbital ocupan, cual es su energía, con que fuerza son retenidos por el núcleo.
 - F atracción electrón- núcleo depende de la carga nuclear efectiva y la distancia al núcleo.

$$F = C \cdot \frac{Z^*}{r^2}$$

Carga nuclear efectiva Z^*

• En un periodo aumenta hacia la derecha

Z aumenta en una unidad pero el electrón añadido apenas apantalla pues está en el mismo nivel cuántico, a la misma distancia del núcleo.

$Z=5$ B $1s^2 2s^2 2p^1$	$Z=6$ C $1s^2 2s^2 2p^1 p^1$	$Z=7$ N $1s^2 2s^2 2p^1 p^1 p^1$	$Z=8$ O $1s^2 2s^2 2p^2 p^1 p^1$
$Z^* = 5 - 2 = 3$	$Z^* = 6 - 2 = 4$	$Z^* = 7 - 2 = 5$	$Z^* = 8 - 2 = 6$
2.00	3.25	3.90	4.53

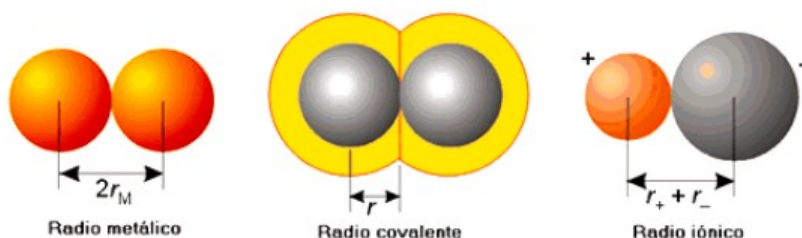
• En un grupo permanece prácticamente constante

$Z=4$ Be $1s^2 2s^2$	$Z^* = 4 - 2 = 2$	1.95
$Z=12$ Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$Z^* = 12 - 10 = 2$	2.85
$Z=20$ Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$Z^* = 20 - 18 = 2$	2.85
$Z=38$ Sr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	$Z^* = 38 - 36 = 2$	2.85

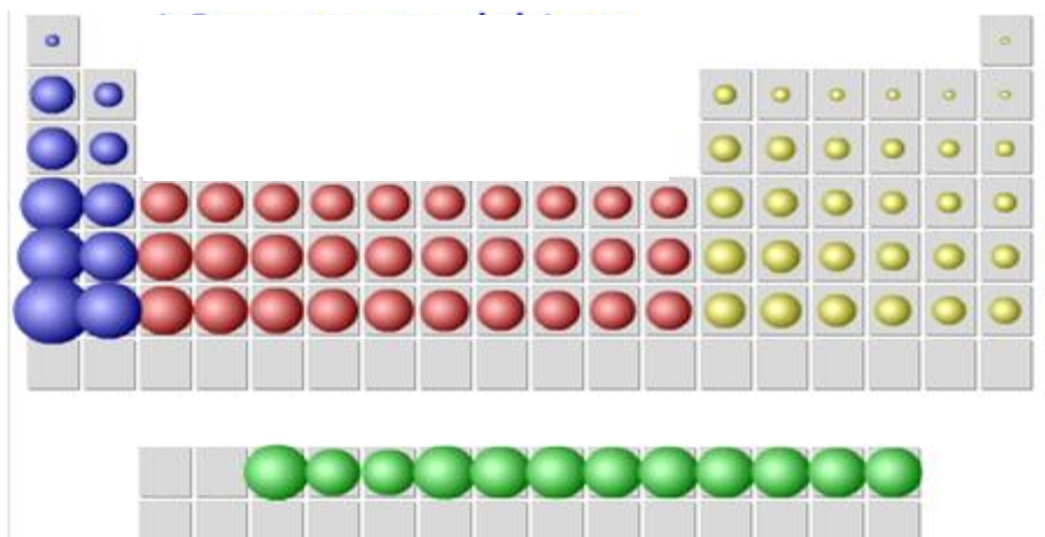
Ya que aunque Z aumenta también lo hace el número de e- internos, se añade una capa completa, ambos aumentos se compensan

4.1 Radio atómico

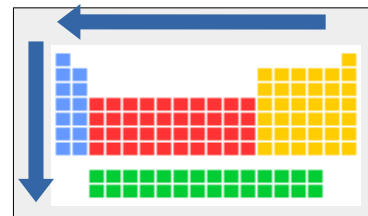
- Se consideran los átomos como esferas perfectas, cuyo radio depende del último orbital ocupado.
- Experimentalmente se calculan los radios midiendo las distancias entre núcleos de átomos tangentes en moléculas (radio covalente) o en cristales (radio metálico).
 - Los radios iónicos se determinan a partir de distancias internucleares en los cristales iónicos



VARIACION EXPERIMENTAL DEL RADIO ATÓMICO



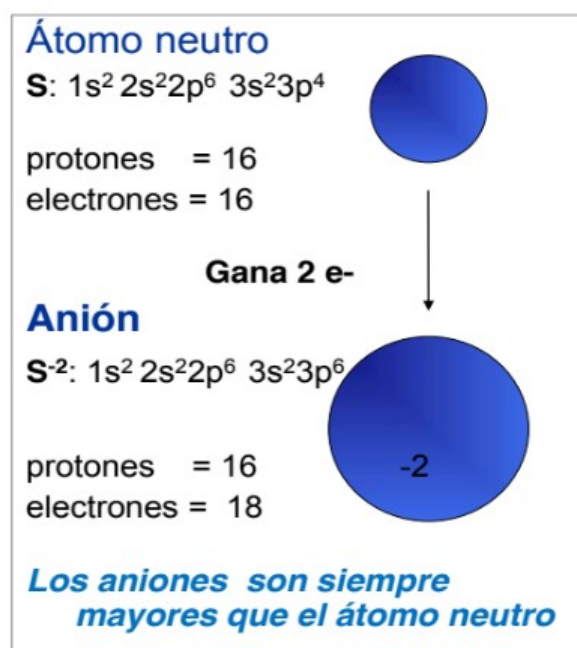
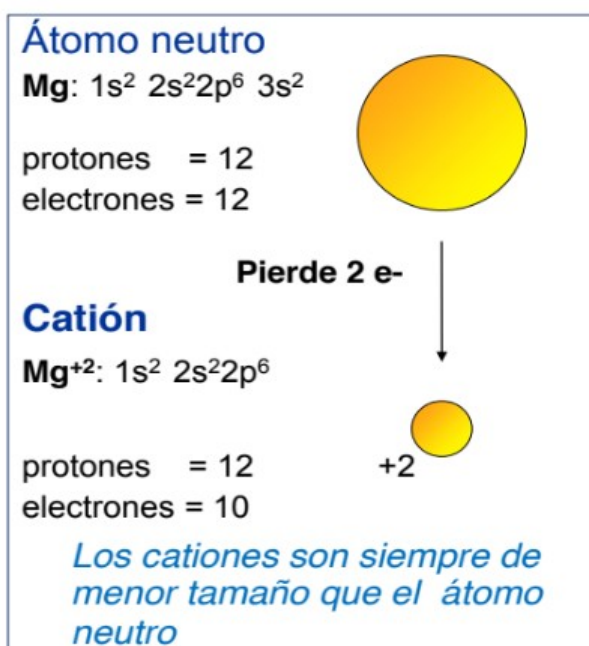
- Aumenta al descender en una columna.
- Disminuye al avanzar en un periodo hacia la derecha.
- En los elementos del *bloque d* la variación no es tan regular (presenta muchas alteraciones)
 - Disminuye hasta la mitad y luego aumenta,
 - Al pasar del periodo 5º al 6º el aumento de tamaño es menor de lo esperado (contracción lantánida)



Justificación de la variación experimental (**)

- **Al descender en un grupo** el tamaño aumenta pues aumenta n , y por tanto el n° de capas y la Z^* es prácticamente constante.
- **A lo largo de un periodo:** los electrones se sitúan en orbitales de la misma capa de valencia pero la Z^* aumenta en una unidad (ya que aunque de cada elemento al siguiente aumenta 1 protón en el núcleo el nuevo electrón se sitúa en la última capa y apenas apantalla) los electrones están más retenidos y por tanto el tamaño disminuye.
- En los **metales de transición, bloque d**, la disminución es más suave debido a que el electrón nuevo entra en un orbital **d** (más interno, tiene menor n° cuántico) y apantalla a los **s**, entonces Z^* aumenta menos (0,15) al pasar al siguiente elemento. Se produce incluso un ligero aumento del tamaño en los últimos elementos del bloque d debido a la repulsión del elevado número de electrones en la misma zona.
- Apenas aumenta del 5º al 6º periodo por la inclusión de los elementos lantánidos

Radio iónico



Variación del radio en una serie isoelectrónica

4.2 Energía de ionización (E.I.)

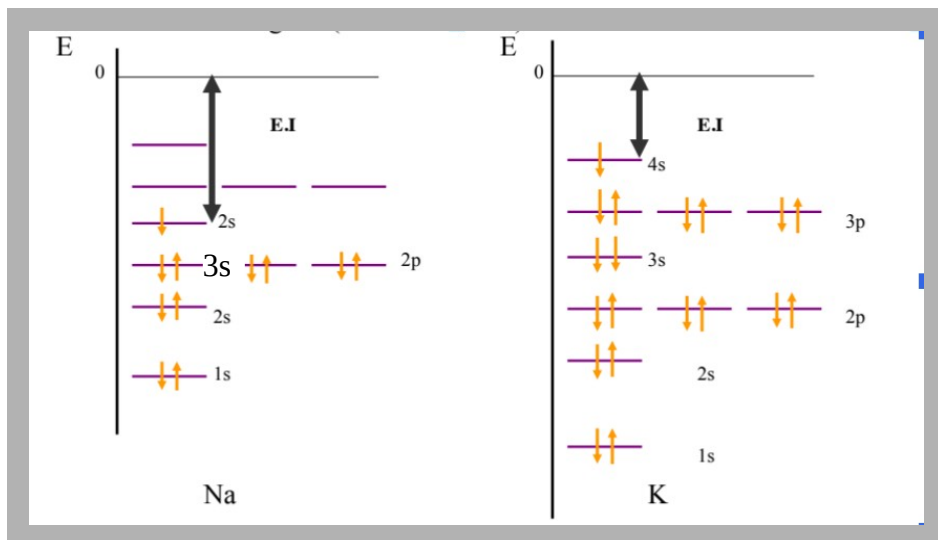
Energía que hay que suministrar a un átomo **neutro, aislado y en estado fundamental** para arrancarle un electrón (el mas externo) y convertirlo en el ion positivo.



Se mide en *kJ/mol* ó *e.v./átomo*

- Un **valor elevado de la E.I.** significa que hay que suministra mucha energía para arrancar el e⁻ : la formación del ion positivo no está favorecida,
- Un **valor bajo de la E.I.** implica que el ion + se forma con facilidad, **el átomo en cuestión tiene tendencia a formar cationes**

Es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo: llevarlo hasta el nivel de Energía 0 (fuera del átomo)



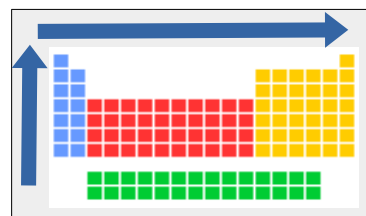
La energía de ionización del potasio es menor que la del sodio:

- El último electrón de K esta en un nivel de energía mas alto (orbital 4s, frente a 3s para el Na) se requiere menos energía para arrancarlo, (llevarlo al nivel de E=0).
- **CONCLUSION:** es mas fácil arrancar un e⁻ al K que al Na.

VARIACION EXPERIMENTAL DEL RADIO ATÓMICO

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 1310	He 2370											B 799	C 1090	N 1400	O 1310	F 1680	Ne 2080
Li 519	Be 900											Al 577	Si 786	P 1060	S 1000	Cl 1260	Ar 1520
Na 494	Mg 736	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 759	Co 758	Ni 757	Cu 745	Zn 906	Ga 577	Ge 762	As 966	Se 941	Br 1140	Kr 1350
Rb 402	Sr 548	Y 617	Zr 661	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 556	Sn 707	Sb 833	Te 870	I 1010	Xe 1170
Cs 376	Ba 502	La 538	Hf 681	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 590	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 920	Rn 1040
Fr 509	Ra 666	Ac 666															

- Aumenta al subir en una columna.
- Aumenta al avanzar en un periodo hacia la derecha. Es máximo en los Gases Nobles
- En los periodos largos la variación presenta algunas alteraciones: aumenta hasta la mitad, permanece casi constante y sufre un aumento grande en la columna 12, y desciende en la siguiente.



Justificación de la variación experimental de la EI (**)

Debemos tener en cuenta que **factores determinan la E.I.**

- **El electrón que se arranca es el del último orbital ocupado** (cuanto más energía tiene, menos energía hay que aportar)
- **Radio atómico (r)** (cuanto mayor sea más alejado está el último electrón, menos retenido)
- **Carga nuclear efectiva (Z^*)** (cuanto mayor sea más retenido está el e^-)
- **Configuración electrónica del átomo neutro y del ion + formado.**

Configuraciones estables

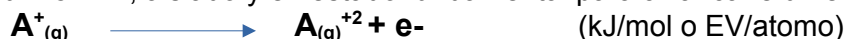
Capa completa: $s^2 p^6$
Subnivel completo: d^{10}, s^2, f^{14}
Subnivel semi completo: d^5, p^3, f^7

En general la E.I aumenta con la carga nuclear efectiva y disminuye con el radio:

- **Al descender en un grupo:** al estar el electrón en un orbital de mayor n la energía del mismo es mayor y está más alejado del núcleo, por lo que cuesta menos arrancarlo: la energía de ionización es menor. (Además la Z^* en una columna es constante, por tanto no afecta)
- **En un periodo** al avanzar hacia la derecha Z^* **aumenta** y el **tamaño disminuye** por lo que el electrón está más retenido, es más costoso arrancarlo: la EI es mayor.
- En los **elementos de transición** aumenta al principio ligeramente (recuérdese que Z^* aumenta menos que en el bloque s o p) y a mitad de periodo más bruscamente (la variación es prácticamente inversa a la del radio).
- El **valor máximo de cada periodo corresponde al Gas Noble**, la Z^* es alta, y además tiene todas las capas completas lo que supone una configuración muy estable y difícilmente alterable. Hay que aportar gran cantidad de energía para romperla.
 - Los elementos nitrogenoideos tienen un valor más alto de lo esperado para su tamaño y Z^* , se explica por su configuración de subnivel p semicompleto ($px^1 py^1 pz^1$) que también es bastante estable.
 - Lo mismo sucede con los electros de la 2ª columna, su configuración ns^2 es también estable (subnivel s completo)

2ª Energía de ionización

Energía que hay que suministrar a un **ion +1**, aislado y en estado fundamental para arrancarle un e^-

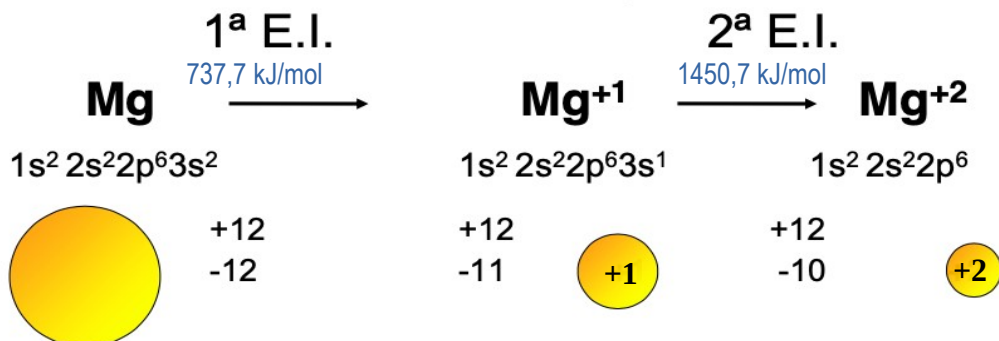


3ª Energía de ionización

Energía que hay que suministrar a un **ion +2**, aislado y en estado fundamental para arrancarle un e^-



→ La 2ª E.I. es siempre mayor que la 1ª E.I. (para cada átomo)

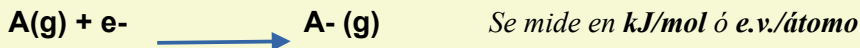


Hay que suministrar mucha más energía al Mg⁺¹ pues su tamaño es menor y además tiene más protones(12) que electrones(11), por lo que estos están más retenidos.

→ La 3ª E.I. es siempre mayor que la 2ª E.I. (para cada átomo)

4.3 Afinidad electrónica(A.E.)

Energía desprendida* por un átomo neutro aislado y en estado fundamental al captar un electrón y convertirse en el anión correspondiente.

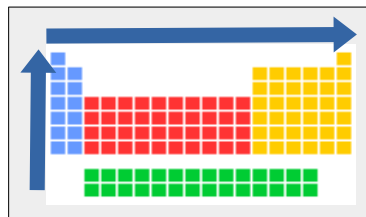


(*) Al ser energía desprendida el signo es negativo.

- Un **valor elevado de la A.E.**, (se desprende mucha energía, es muy negativa) implica que la formación del ion negativo es favorable para ese elemento: **tiene tendencia a formar iones negativos** -
- Un **valor bajo de la AE (se desprende poca energía)** implica que en la formación del anión se desprende poca energía: no es tan favorable

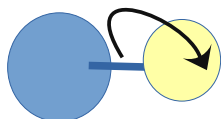
Variación experimental de la A.E.

- En general aumenta hacia la derecha en un periodo
- Aumenta hacia arriba en un grupo.
- Algunos elementos necesitan aporte de energía para formar el ion negativo (la AE es positiva) por ejemplo los de la columnas 2ª y 12ª.
- Para algunos elementos los valores no se han determinado con precision, o los valores conocidos difieren.



4.4 Electronegatividad

Es una medida de la tendencia de un átomo a atraer a los electrones de un enlace



Quando dos átomos distintos se enlazan comparten electrones, pero no por igual, **uno de ellos retiene a esos electrones con mas intensidad** que el otro: se dice que es **mas electronegativo**.

Como consecuencia ese enlace no es “simétrico” los electrones no están igualmente compartidos, como además tienen carga eléctrica, la distribución de carga tampoco es simétrica, se genera un dipolo eléctrico y el enlace es **polar**.

- ☐ El átomo mas electronegativo es el que retiene a los electrones con mas intensidad
- ☐ La electronegatividad de un átomo depende de la energía de ionización y de la afinidad electrónica
- ☐ No es una propiedad experimental: se calcula por métodos teóricos, la escala mas utilizada es la de Pauling:
 - Al átomo de flúor (el de mayor electronegatividad) se le asigna el valor 4 (*sin unidades*).
 - Los demás se comparan con él.
- ☐ Aumenta hacia arriba y a la derecha en la tabla

1																	18
H 2,1	2											13	14	15	16	17	He
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 1,0	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,9	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,4	V 1,5	Cr 1,6	Mn 1,6	Fe 1,7	Co 1,7	Ni 1,8	Cu 1,8	Zn 1,6	Ga 1,7	Ge 1,9	As 2,1	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,9	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,5	Mo 1,6	Tc 1,7	Ru 1,8	Rh 1,8	Pd 1,8	Ag 1,6	Cd 1,6	In 1,6	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,8	Ba 1,0	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,4	W 1,5	Re 1,7	Os 1,9	Ir 1,9	Pt 1,8	Au 1,9	Hg 1,7	Tl 1,6	Pb 1,7	Bi 1,8	Po 1,9	At 2,1	Rn
Fr 0,8	Ra 1,0	Ac 1,1															

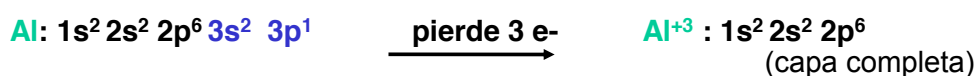
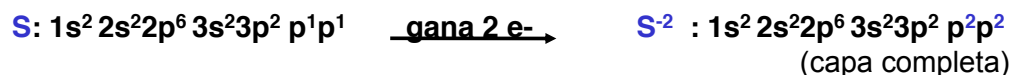
4.5 Valencia

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Valencia

Los electrones de valencia son los de la última capa, son susceptibles de perderse (para formar iones +), los que se ganan se alojan en ella (al formar el ion -) o bien pueden promocionarse a otros orbitales vacíos.

- **Valencia iónica:** nº de electrones ganados (-) o perdidos (+) para alcanzar una configuración estable:
 - capa completa, caso de los elementos de los bloques s y p, ó
 - subnivel completo o semi-completo, caso de los elementos d y f



PROPIEDADES PERIÓDICAS

- **Valencia covalente.** Nº de electrones desapareados que posee un átomo en estado fundamental o en un estado excitado(*) obtenido por desapareamiento de electrones de la última capa de valencia a orbitales de energía próxima



Ya no pueden obtenerse mas covalencias pues sería preciso desaparecer electrones internos, de las capas de valencia anteriores

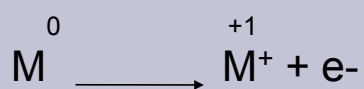
4.6 Carácter metálico

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Carácter metálico

Metales

- Baja E.I.
Tendencia a perder e-
- Forman $\oplus$ cationes
- Baja A.E.
- Baja Electronegatividad
- Valencia +
- Carácter reductor



No metales

- Alta E.I. Dificilmente pierden e-
- Forman $\ominus$ aniones
- Alta A.E.
- Alta Electronegatividad
- Valencia -
- Carácter oxidante

