

QUÍMICA GENERAL

Para físicos

Por Antonio J. Mota

COMO MEDIR EL VOLUMEN DE UNA VACA SEGUN



FÍSICA

manteniendo a la humanidad pegada al suelo desde 1683

UMU 07/08

Física vs. Química

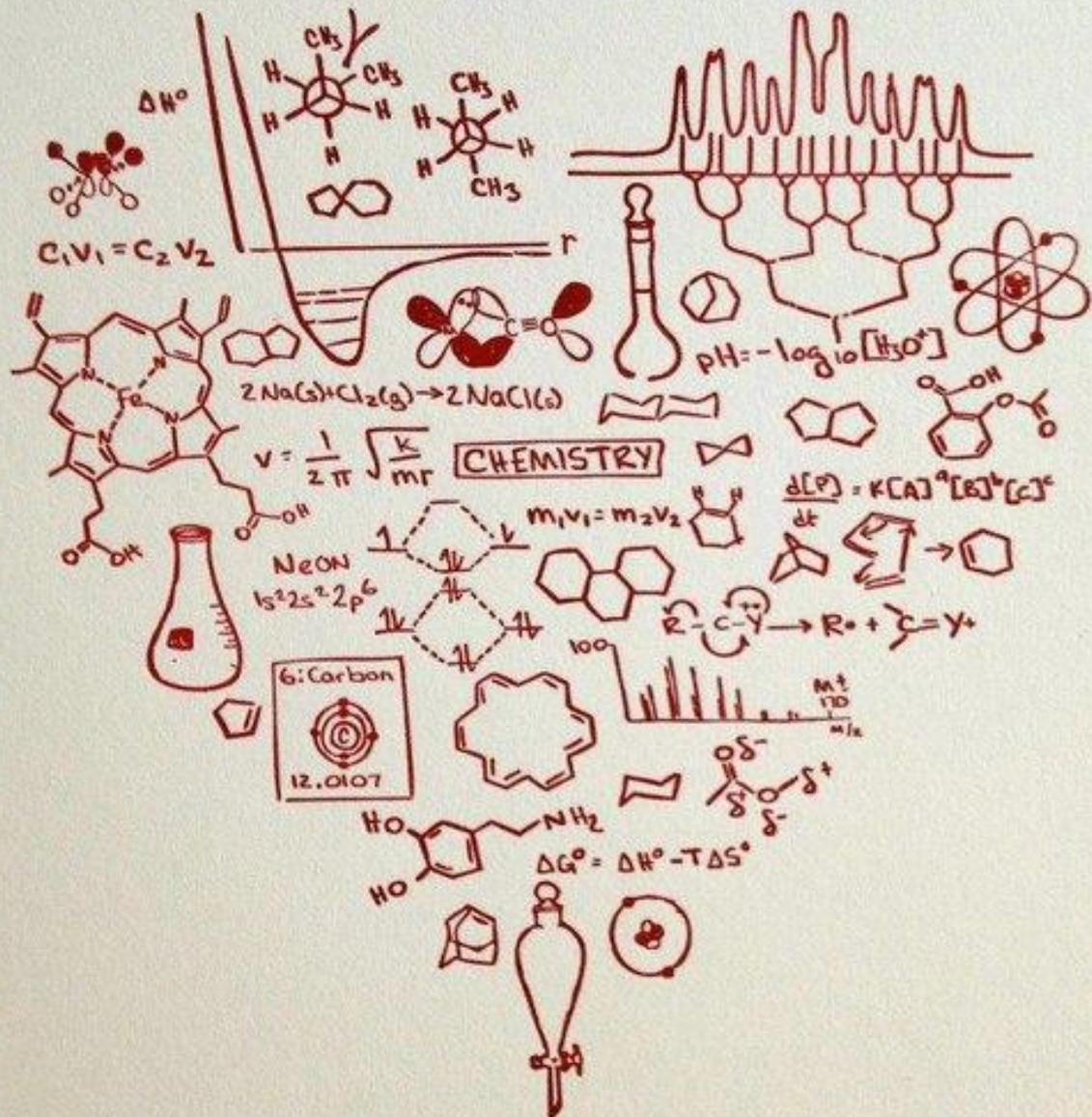
-  Física: Ciencia que estudia las propiedades de la materia y de la energía, considerando tan solo los atributos capaces de medida.
-  Química: Ciencia que estudia la estructura, propiedades y transformaciones de la materia a partir de su composición atómica.



«Caída libre (deporte)» de Algarbia - Trabajo propio. Disponible bajo la licencia Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0-2.5-2.0-1.0 vía Wikimedia Commons

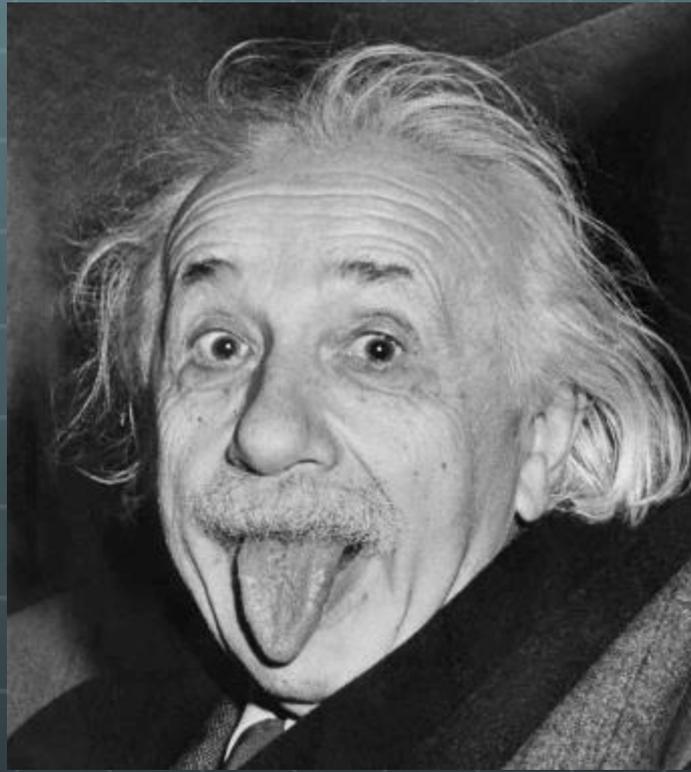
[http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ca%C3%ADda_libre_\(deporte\).jpg#mediaviewer/File:Ca%C3%ADda_libre_\(deporte\).jpg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ca%C3%ADda_libre_(deporte).jpg#mediaviewer/File:Ca%C3%ADda_libre_(deporte).jpg)





ALL
YOU
NEED
IS...

...CHEMISTRY?



<http://blog.yaninapatricio.com/la-foto-famosa-de-albert-einstein-tiene-explicacion/>

QUÍMICA

QUÍMICA
(aspectos macroscópicos)

- Detergentes
- Productos de limpieza
- Combustión
- Bioquímica
- Fertilizantes
- Polímeros
- Tintes
- Revelado fotográfico
- Baterías
- Mantenimiento de piscinas
- Reactivos
- Medicamentos
- Radioquímica
- Etc

QUÍMICA FÍSICA
(aspectos microscópicos)

- Espectros
- Radiación
- Partículas subatómicas
- Orbitales
- Termodinámica
- Ecuaciones químicas
- Interacciones moleculares
- Cinética
- Química teórica
- Etc



Química Inorgánica

Química Orgánica

QUÍMICA ANALÍTICA
(detección y análisis)

ALCANCE DE LA QUÍMICA – Solo llega hasta el nivel del átomo y las partículas elementales (electrón, protón y neutrón)



QUÍMICA CONVENCIONAL

Se produce por transferencias electrónicas a nivel de las capas exteriores de la corteza

RAYOS-X

Se originan por transferencias electrónicas a nivel de las capas interiores de la corteza

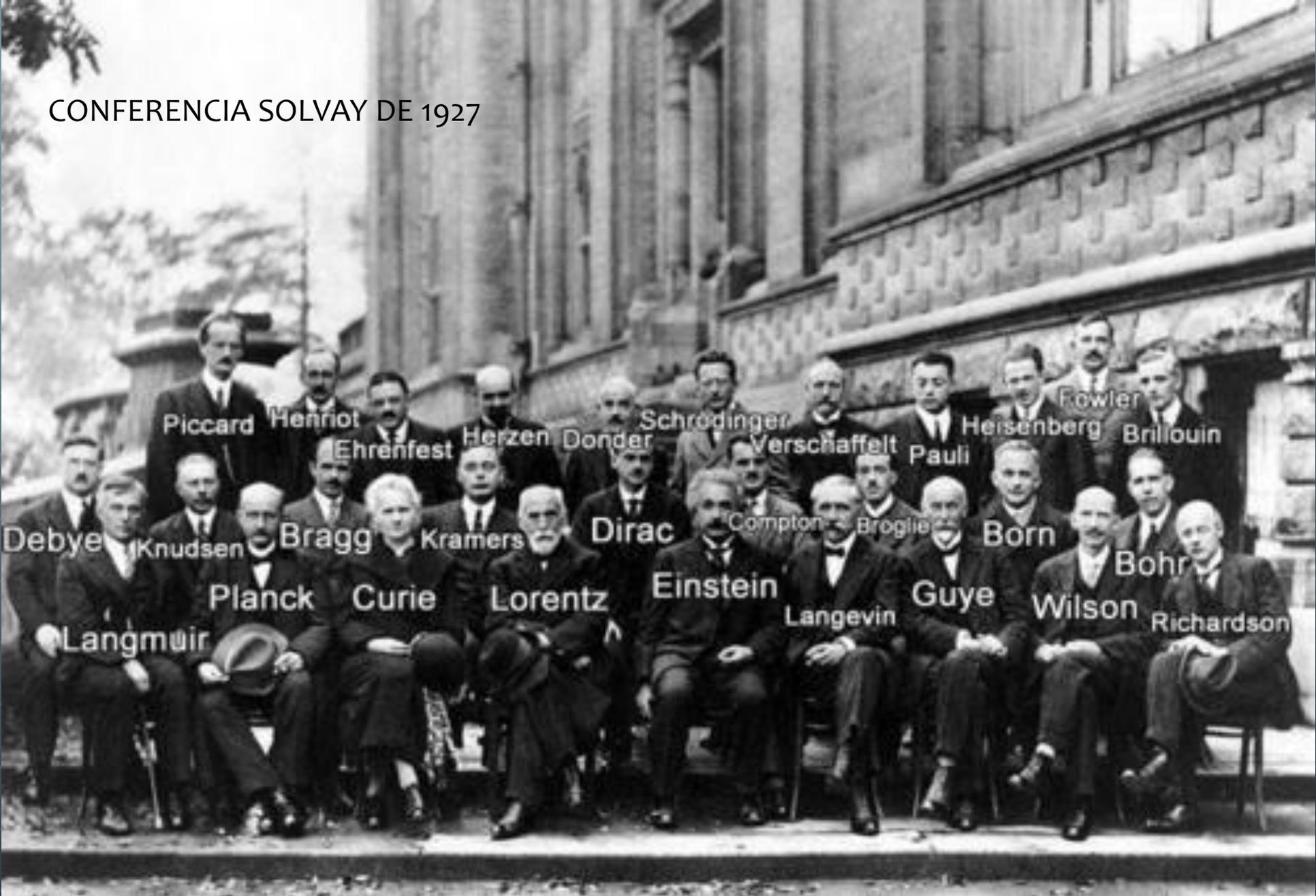
RADIOQUÍMICA

Como consecuencia de transferencia de partículas y energía a nivel del núcleo y la corteza



Para entender la química, es necesario conocer la estructura atómica

CONFERENCIA SOLVAY DE 1927



MATERIA + RADIACIÓN = ESTRUCTURA ATÓMICA

Átomo de hidrógeno

CORTEZA

Formada por los electrones
Está concentrada la carga -

ELECTRÓN



PROTÓN

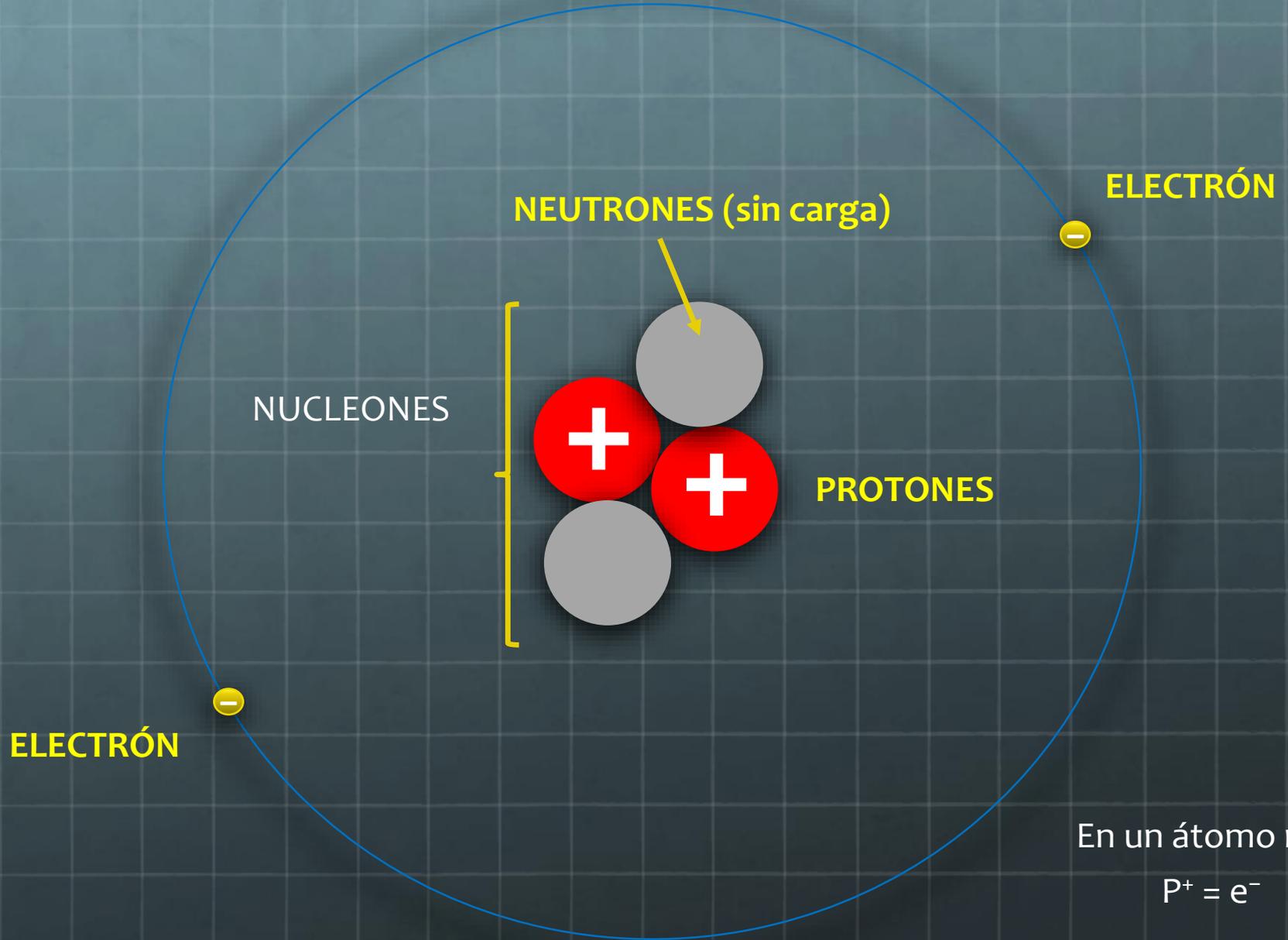


NÚCLEO

Formado por los nucleones (protones y neutrones)
Está concentrada la carga + y casi toda la masa

$$m_p = 1837 \times m_e$$

Átomo de helio



ELECTRÓN

NEUTRONES (sin carga)

NUCLEONES

PROTONES

ELECTRÓN

En un átomo neutro

$$P^+ = e^-$$

El **número atómico (Z)** de un elemento es igual al número de protones del núcleo, e identifica inequívocamente a un elemento en concreto. Un cambio en este número supone un cambio en el elemento.

Para un átomo neutro, el número de protones del núcleo coincide con el número de electrones de la corteza. Pero un elemento queda definido por los protones del núcleo y no por los electrones de la corteza.

El **número másico (A)** es igual al número de **protones (Z)** más el de **neutrones (N)**.

$$A = Z + N$$

Para un mismo elemento, el número de neutrones puede cambiar, dando lugar a diferentes **isótopos**. Por tanto, se denomina **isótopos** a los átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen una cantidad diferente de neutrones, y por lo tanto, difieren en número másico.

El número másico se indica con un superíndice situado a la izquierda de su Símbolo y el número atómico como subíndice. Por ejemplo, el ${}^1\text{H}$ es el isótopo de hidrógeno conocido como **protio**. El ${}^2\text{H}$ es el **deuterio** y el ${}^3\text{H}$ es el **tritio**. Dado que todos ellos son hidrógeno, el número atómico tiene que ser el mismo, e igual a 1, es decir, un solo protón en el núcleo.

Nota. A partir del Bismuto (${}_{83}\text{Bi}$), todos los isótopos de los elementos son radiactivos.

Para un mismo elemento, el número de electrones puede ser distinto al de protones del núcleo dando lugar a **iones**:

- a) Si hay menos electrones, el átomo estará cargado positivamente (catión)
Ej: H^+ (protón)
- b) Si hay más, el átomo estará cargado negativamente (anión)
Ej: H^- (hidruro)

MASA ATÓMICA vs. PESO ATÓMICO

Son diferentes, pero no confundir con el concepto de masa y peso en el sentido físico.

La **masa atómica** de un elemento es la masa de un átomo y, por tanto, correspondiente a un solo isótopo. Se expresa en unidades de masa atómica (u), o Daltons (Da), definida como la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo neutro y no enlazado de carbono-12 (cuyo núcleo contiene 6 protones y 6 neutrones), en su estado fundamental eléctrico y nuclear, y su valor recomendado es el de $1,660539 \times 10^{-27}$ Kg.

Peso atómico estándar o **masa atómica relativa**, sin embargo, es la media ponderada de las masas atómicas (por tanto, también se da en u o Da) de un elemento de una muestra en particular según su composición isotópica. Eso tiene varias implicaciones:

- 1) Tiene en cuenta la abundancia isotópica del elemento en cuestión.
- 2) El peso atómico entre muestras tomadas en diferentes lugares varía.
- 3) El **peso molecular** de una sustancia (suma de los pesos atómicos de los átomos que componen a una molécula dada) coincide con la masa (en g) de un mol. Dicha masa es la **masa molar (M)** de dicha sustancia (ahora con unidades g/mol).

CUESTIONES

¿Por qué el peso atómico del hidrógeno es 1,008 (y no 1, al contener solo un protón) y el del carbono es 12,011 (y no 12)?

¿Cuál es el peso molecular del metano?

$$1 \text{ mol} = 6,023 \times 10^{23} \text{ partículas (átomos o moléculas)} = \text{número de Avogadro}$$

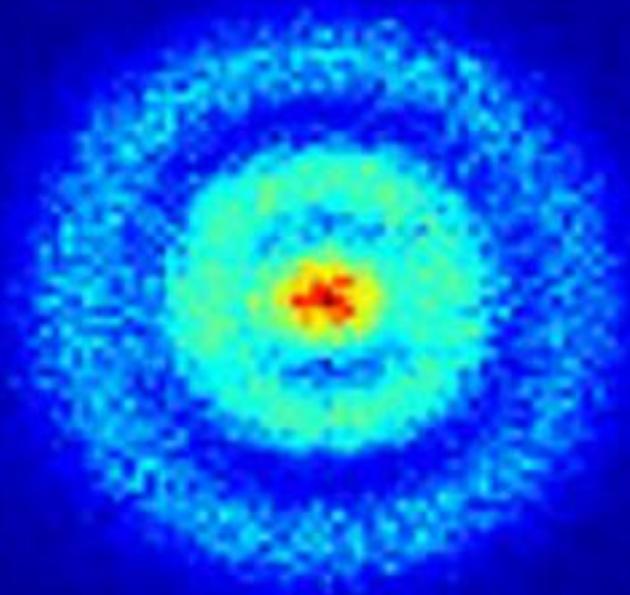
¿Qué es un elemento químico?

¿Qué es un elemento químico?

Una sustancia que no se puede descomponer en otras más simples mediante cambios químicos.

Para representar a los elementos químicos se utiliza un conjunto de símbolos que se ordenan por orden creciente del número atómico atendiendo a sus propiedades periódicas.

Microscopía de fotoionización (microscopio cuántico)



Átomo de hidrógeno

Physical Review Letters **2013**, 110, 213001

Química-Física o Físico-Química

De forma teórica: $\hat{H} \cdot \Psi = E \cdot \Psi$

Ecuación de ondas de Schrödinger

(solución analítica solo para el átomo de hidrógeno y otras especies monoeléctricas)

NÚMEROS CUÁNTICOS

El valor de E para el estado propio Ψ (que nosotros llamaremos función de onda), no puede tener cualquier valor, sino valores restringidos por los llamados número cuánticos.

n (cuántico principal)

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots$$

Corresponde a las capas o niveles de energía (K, L, M)

l (cuántico secundario o azimutal)

$$l = 0, 1, 2 \dots n-1$$

Corresponde a las subcapas o conjunto de orbitales (s, p, d, f, g ...)

Define la forma del orbital y su energía.

Se añaden conforme n crece

m (cuántico magnético)

$$m_l = -l \dots 0 \dots +l$$

Corresponde a un orbital concreto ya que define su orientación espacial ($n = 2, l = 1, m_l = p_x, p_z, p_y$)

s (cuántico de espín)

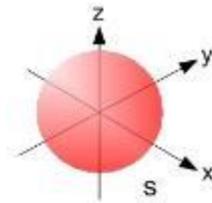
$$m_s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2} \text{ (cada orbital admite 2 electrones)}$$

Cada función de onda Ψ correspondiente a un electrón queda, por tanto, perfectamente definida en función de sus cuatro números cuánticos (**principio de exclusión de Pauli**).

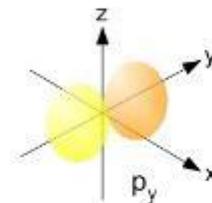
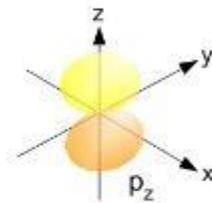
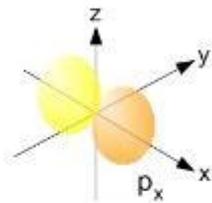
ÓRBITA vs. ORBITAL

Una órbita es una trayectoria, perfectamente definida en el espacio, alrededor de un objeto.

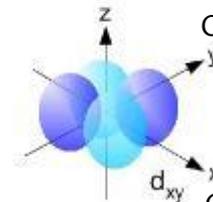
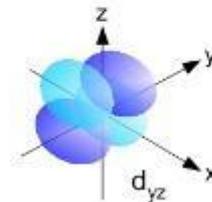
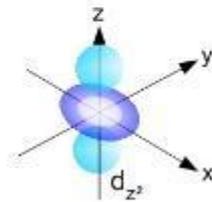
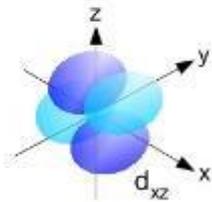
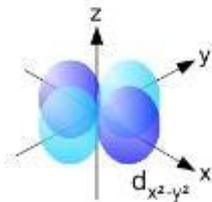
El concepto de orbital, sin embargo, es estadístico y atiende a una probabilidad de encontrar a la partícula orbitando. Puede ser, por tanto, definido como la región del espacio, en un átomo, en la que es probable encontrar a un electrón.



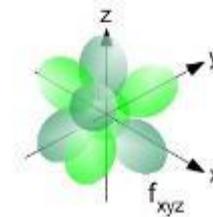
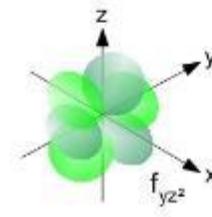
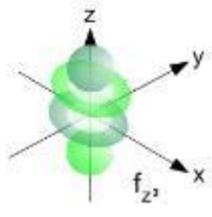
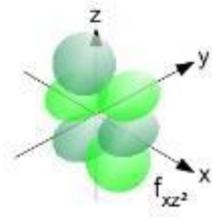
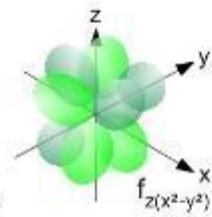
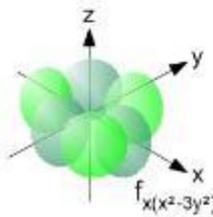
ORBITAL s ($l = 0, m = 0$)



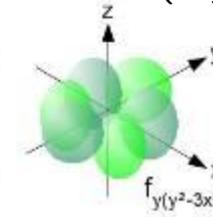
ORBITALES p ($l = 1, m = -1, 0, 1$)



ORBITALES d ($l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2$)



ORBITALES f ($l = 3, m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$)



VISUALIZADORES DE ORBITALES

www.falstad.com/qmatom/

Orbital Viewer

<http://winter.group.shef.ac.uk/orbitron/>

LLENADO ORBITAL

Siguiendo el principio de construcción (Aufbau) de Bohr y Pauli que establece que se llenan primero los orbitales de menor energía. Irregularidades como el llenado primero de los orbitales 4s antes que los 3d siguen la llamada regla de Madelung que establece que se llenan antes los orbitales con número $n + l$ más bajo. Todo esto queda expuesto en el llamado diagrama de Moeller.

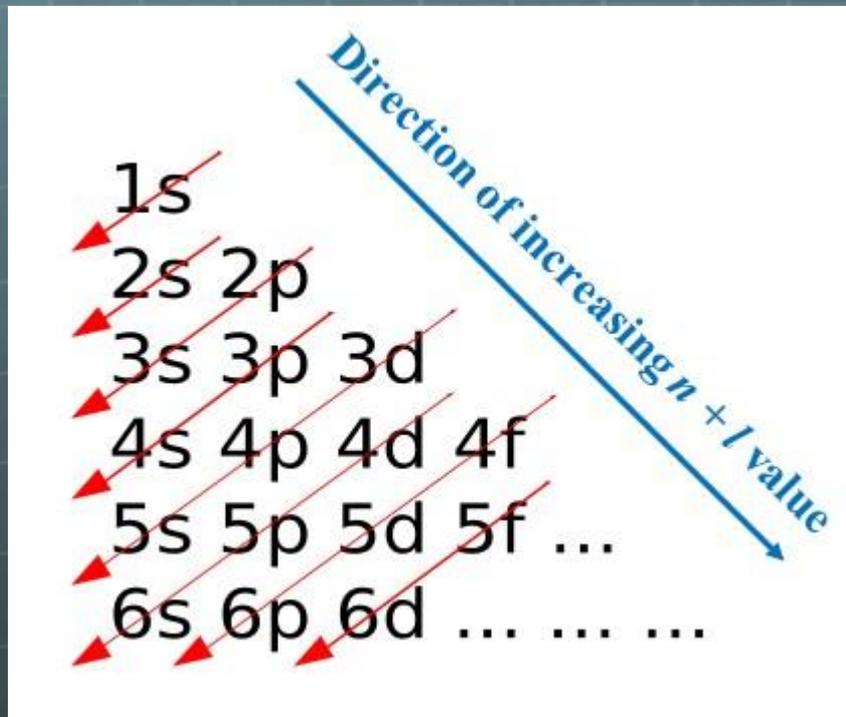


Diagrama de
Moeller

Este llenado nos lleva a lo que se conoce como **configuración electrónica**.

La **configuración electrónica** indica la manera en la cual los electrones se estructuran en un átomo de acuerdo con el modelo de capas. Esta determina, no solo la posición de los átomos en la tabla periódica, sino también sus propiedades de combinación química.



REGLA DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND

Los electrones situados en el mismo subnivel de energía tienden a estar desapareados ya que el apareamiento electrónico requiere de una energía extra



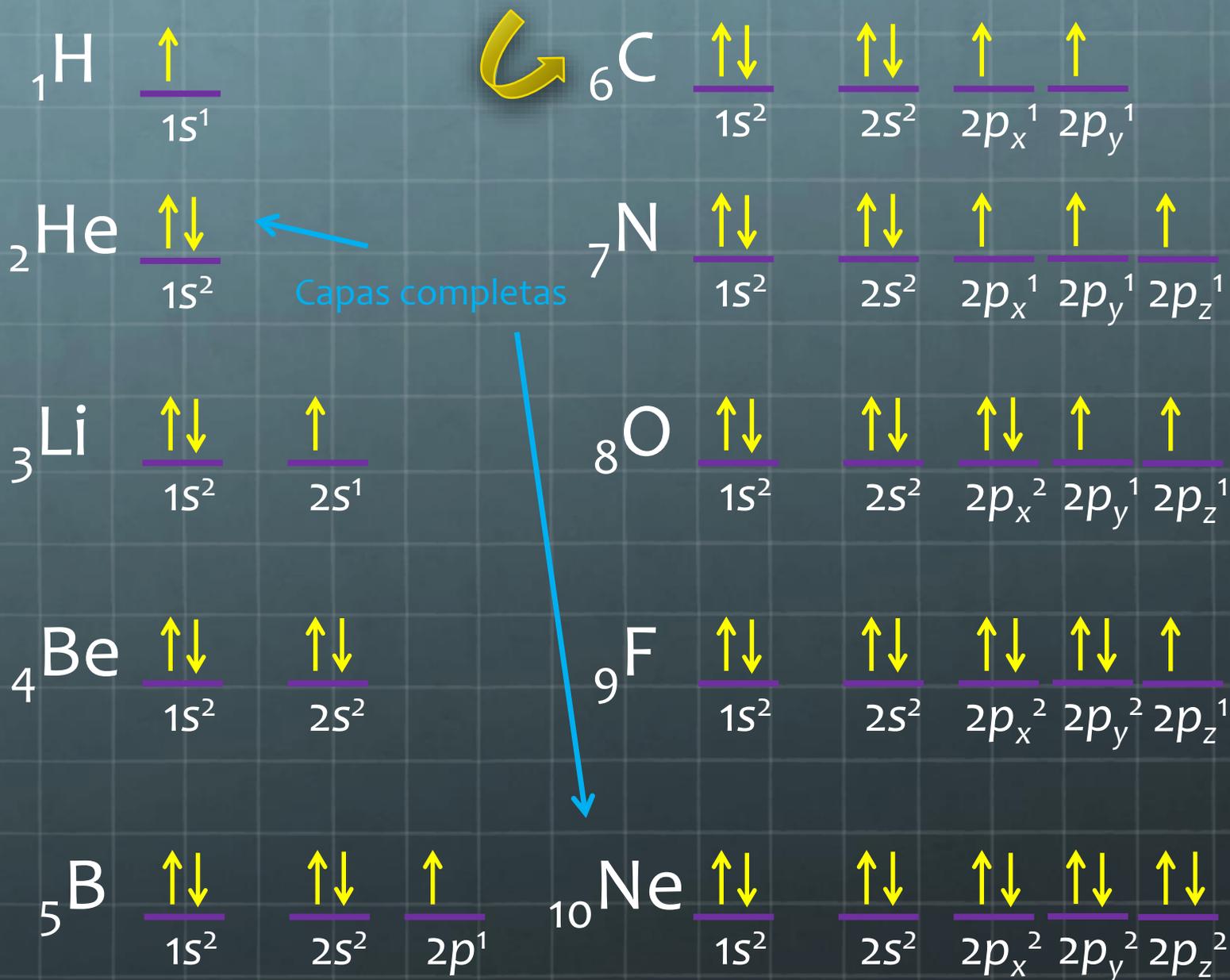
REGLA DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND

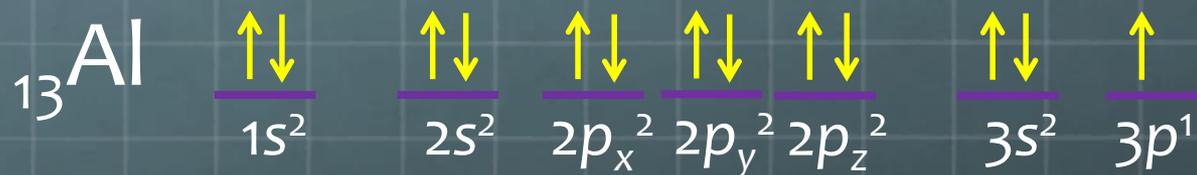
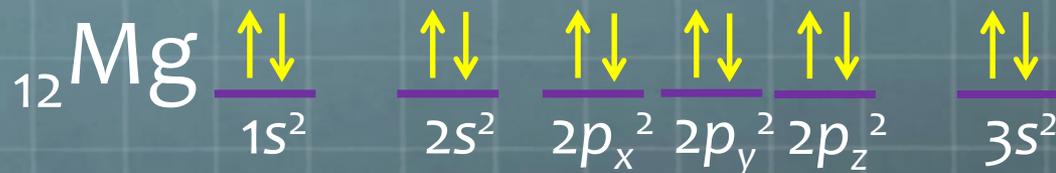
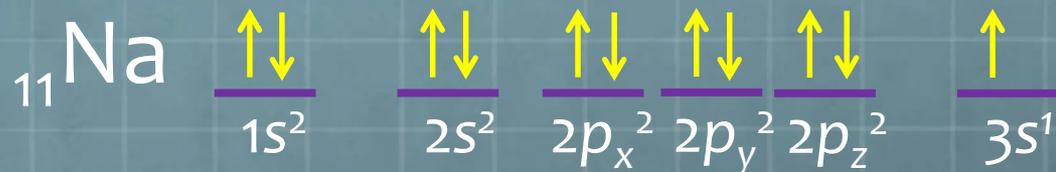
Los electrones situados en el mismo subnivel de energía tienden a estar desapareados ya que el apareamiento electrónico requiere de una energía extra



REGLA DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND

Los electrones situados en el mismo subnivel de energía tienden a estar desapareados ya que el apareamiento electrónico requiere de una energía extra



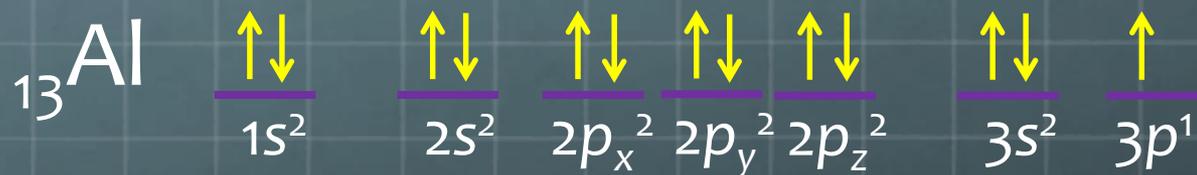
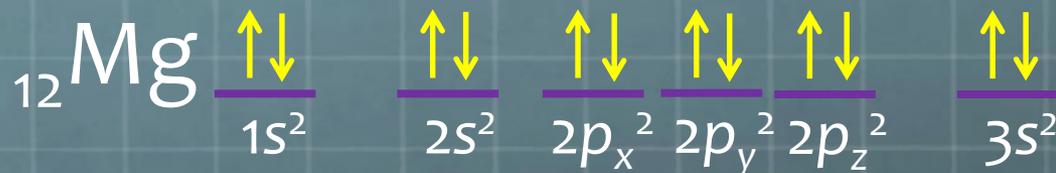
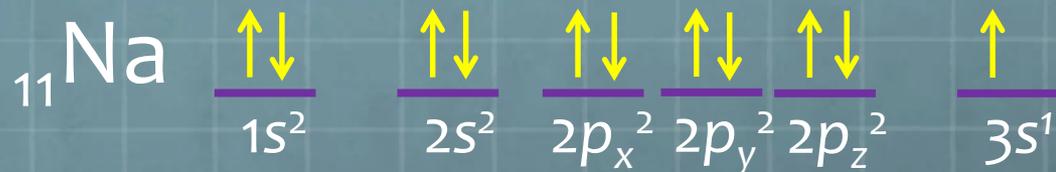


Y así sucesivamente siguiendo el principio de Aufbau.

No obstante, existen ciertas excepciones:

El Cr y el Cu (4º período de la tabla periódica, llenado 3d) tienen una configuración electrónica $[\text{Ar}]3d^54s^1$ (en lugar de $[\text{Ar}]3d^44s^2$) y $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ (en lugar de $[\text{Ar}]3d^94s^2$), respectivamente.

En el 5º período hay muchas más excepciones.



Y así sucesivamente siguiendo el principio de Aufbau.

No obstante, existen ciertas excepciones:

El Cr y el Cu (4° período de la tabla periódica, llenado 3d) tienen una configuración electrónica $[\text{Ar}]3d^54s^1$ (en lugar de $[\text{Ar}]3d^44s^2$) y $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ (en lugar de $[\text{Ar}]3d^94s^2$), respectivamente.

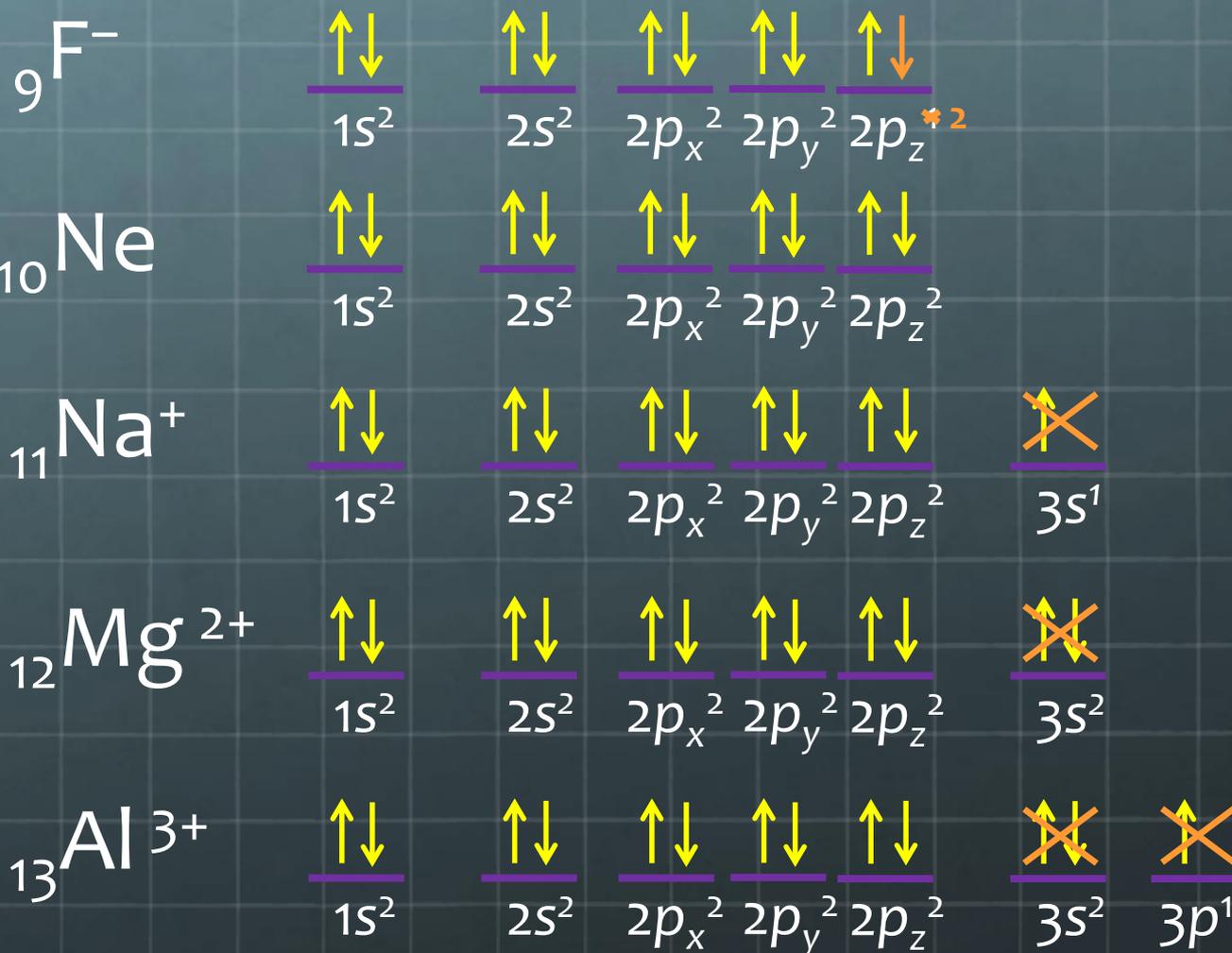
En el 5° período hay muchas más excepciones.

Degeneración orbital = número de orbitales de igual energía en las subcapas = $2l + 1$

➔ 3 orbitales p, 5 d, 7 f, 9 g, etc.

Configuraciones electrónicas de iones

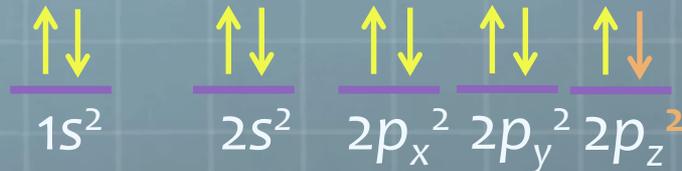
Se calcula la del elemento neutro eliminando los electrones sobrantes o faltantes según debido a la carga indicada. Puede haber diferentes iones de diferentes elementos que respondan a la misma configuración electrónica debido a que son isoelectrónicos.



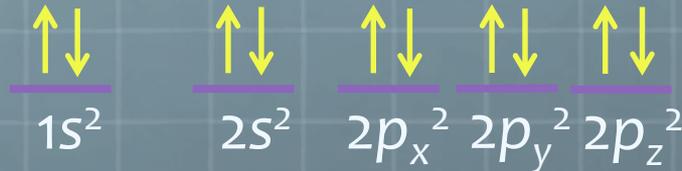
Configuraciones electrónicas de iones

Se calcula la del elemento neutro eliminando los electrones sobrantes o faltantes según debido a la carga indicada. Puede haber diferentes iones de diferentes elementos que respondan a la misma configuración electrónica debido a que son isoelectrónicos.

${}^9\text{F}^-$



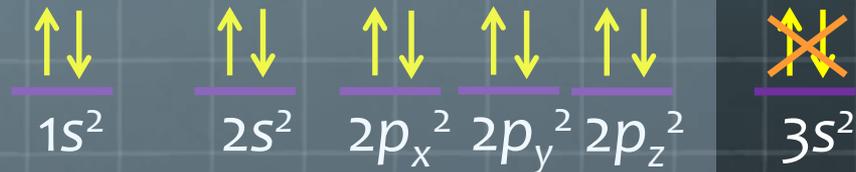
${}^{10}\text{Ne}$



${}^{11}\text{Na}^+$



${}^{12}\text{Mg}^{2+}$



${}^{13}\text{Al}^{3+}$

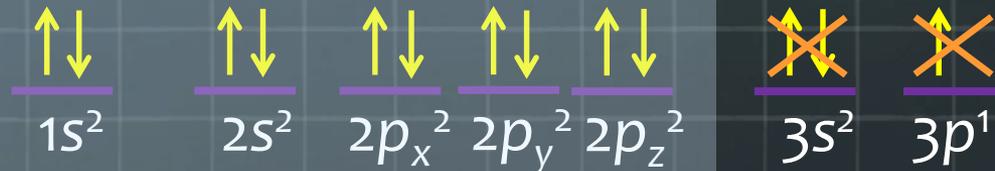


TABLA PERIÓDICA

Presenta a los elementos ordenados por número atómico creciente, y agrupados en **periodos**, correspondientes al llenado de capas (sentido horizontal en la TP).

La consecuencia es que verticalmente se encuentran elementos que tienen propiedades químicas similares al poseer la misma configuración electrónica relativa. A esta organización en sentido vertical se les denomina **grupos**, y van del 1 al 18 en una TP convencional (2 electrones s + 6 p + 10 d = 18).



Los **bloques** se refieren al llenado de subcapas

TABLA PERIÓDICA

Grupos principales

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	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
5	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
6	55 Cs	56 Ba	* 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
7	87 Fr	88 Ra	□ Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
	* Lantánidos		57 La	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	
	□ Actínidos		89 Ac	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	

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles

TABLA PERIÓDICA

Versión larga

1	1 H																	2 He														
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne														
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
4	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				
5	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				
6	55 Cs	56 Ba	57 La	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	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
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	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	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

Alkali metals	Alkaline earth metals	Lanthanides	Actinides	Transition metals
Poor metals	Metalloids	Nonmetals	Halogens	Noble gases

State at standard temperature and pressure

Atomic number in red: gas

Atomic number in blue: liquid

solid border: at least one isotope is older than the Earth (Primordial elements)

dashed border: at least one isotope naturally arise from decay of other chemical elements and no isotopes are older than the earth

dotted border: only artificially made isotopes (synthetic elements)

CARGA NUCLEAR EFECTIVA DE UN ÁTOMO (Z_{eff} o Z^*)

Es la carga real que mantiene a un electrón unido al núcleo, es decir, la carga positiva que 'siente' un electrón dado, en función de su **entorno electrostático**. Para un electrón situado en un nivel externo, Z^* es siempre **menor** que la carga nuclear.

¿Por qué?

CARGA NUCLEAR EFECTIVA DE UN ÁTOMO (Z_{eff} o Z^*)

Es la carga real que mantiene a un electrón unido al núcleo, es decir, la carga positiva que ‘siente’ un electrón dado, en función de su **entorno electrostático**. Para un electrón situado en un nivel externo, Z^* es siempre **menor** que la carga nuclear.

¿Por qué?

Existen dos contribuciones al **entorno electrostático** de cada electrón: una componente atractiva, que consiste en la **carga nuclear** formal (Z), y una repulsiva, conformada por la contribución del resto de electrones, denominada **apantallamiento** o efecto pantalla (a). Se denomina así porque ‘apantalla’ o suaviza el efecto de la carga nuclear.

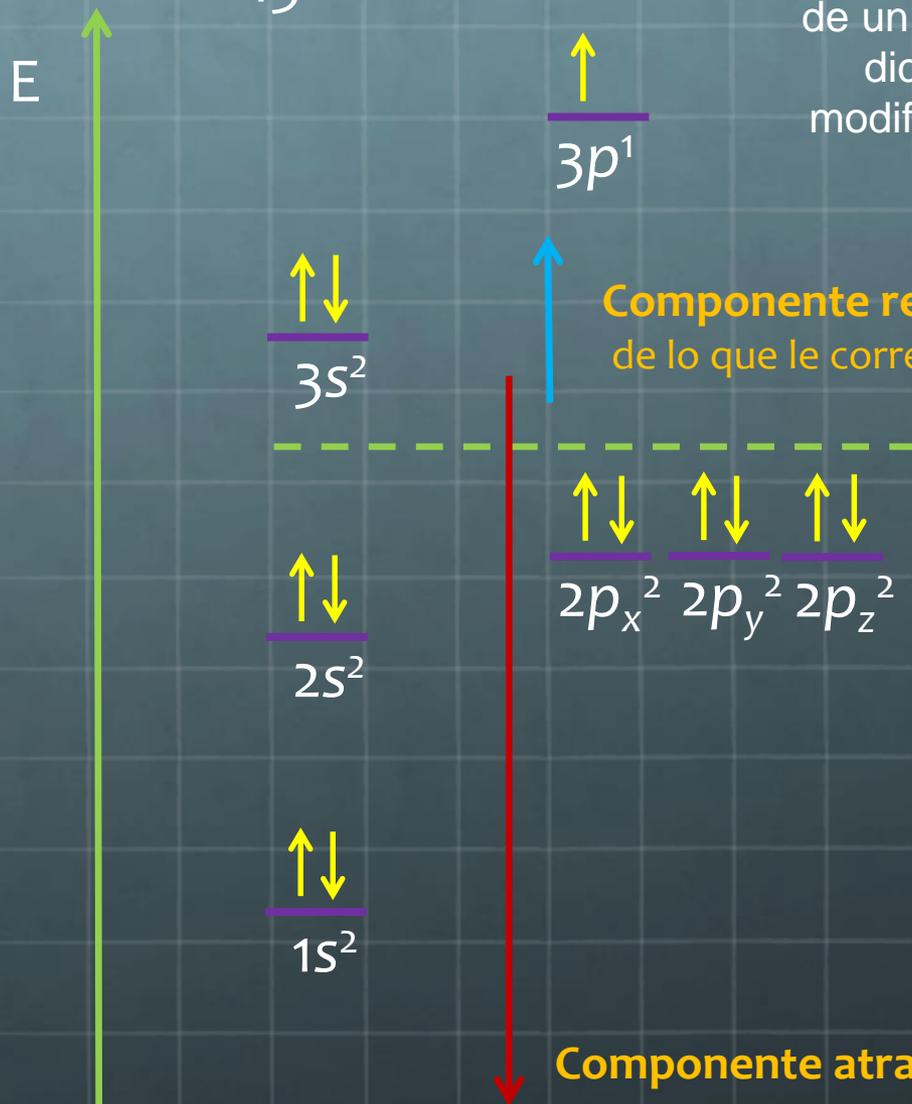
$$Z^* = Z - a$$

Componente *atractiva*

Componente *repulsiva*

$^{27}_{13}\text{Al}$

La carga nuclear (Z) tiende a retener a un electrón confinado a una distancia dada, pero la presencia de un mayor o menor apantallamiento hacen que dicho electrón esté más lejos o más cerca, modificando así (en ocasiones drásticamente) el volumen atómico.



Componente repulsiva (a): electrón menos retenido de lo que le correspondería por su carga nuclear

Apantallamiento producido por los niveles inferiores (capas internas)

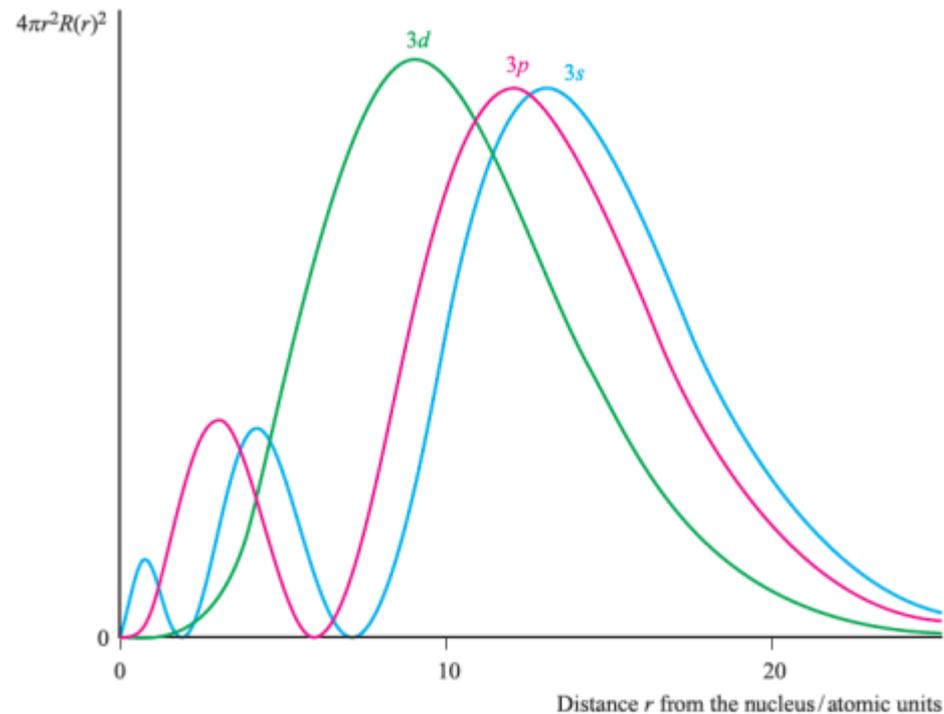
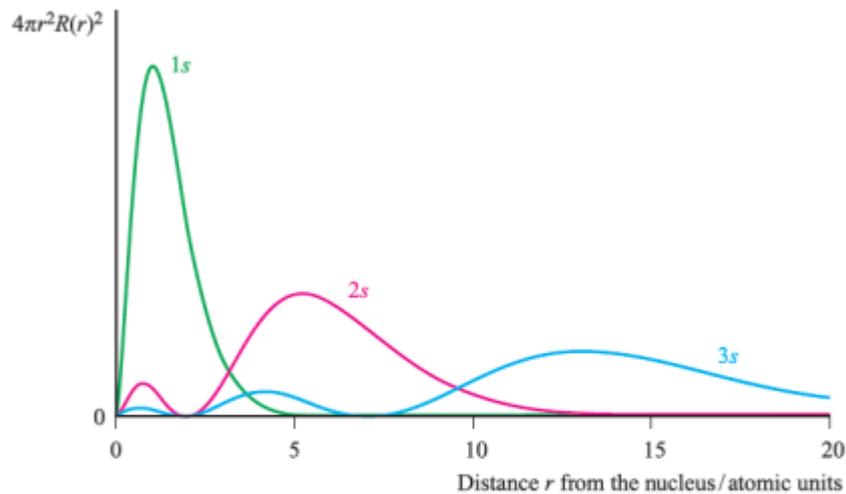
Componente atractiva (Z)



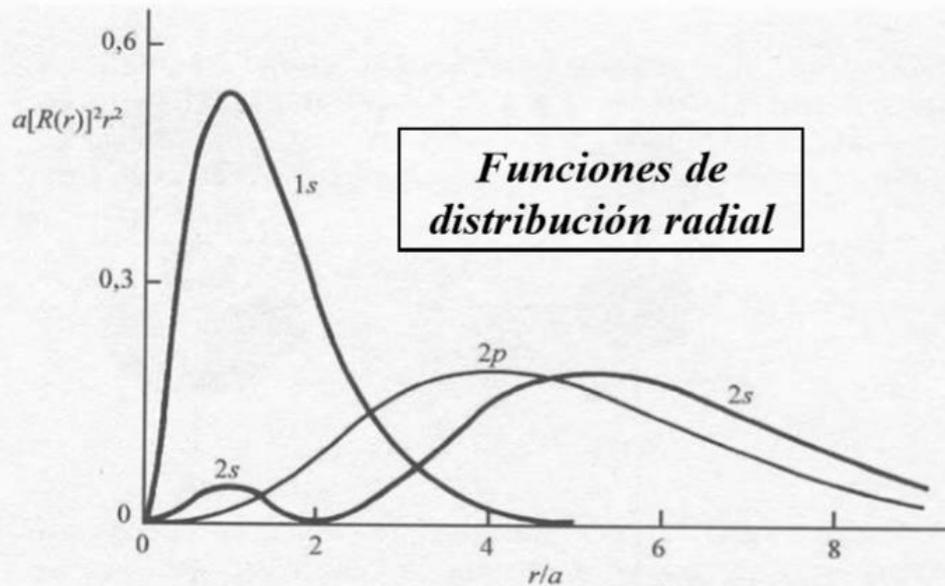
NÚCLEO: 13 protones y 14 neutrones

FUNCIONES DE DISTRIBUCIÓN RADIAL DE DIFERENTES ORBITALES

Todo orbital atómico puede separarse en una componente radial (que define su extensión) y otra angular (que define su forma). El número de nodos totales es $n - 1$. De estos, $n - l - 1$ son radiales y el resto angulares.



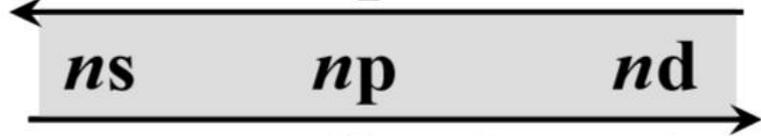
Los orbitales ns penetran más en el núcleo por lo que sufren menos apantallamiento y presentan una mayor carga nuclear efectiva y una menor energía.



CUESTIÓN:

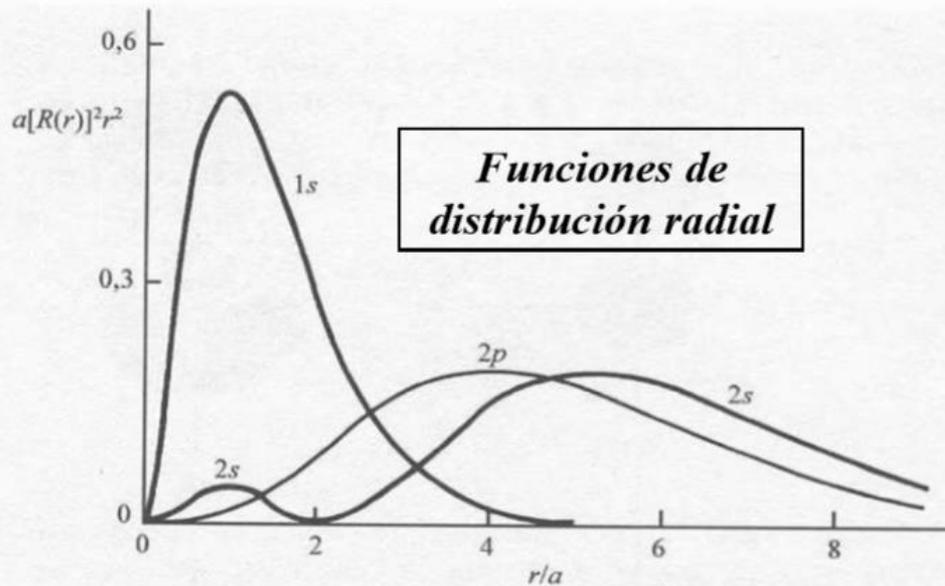
¿El átomo de Litio es $1s^2 2s^1$ o $1s^2 2p^1$?

+ carácter penetrante -



- apantallamiento +

- energía del orbital +

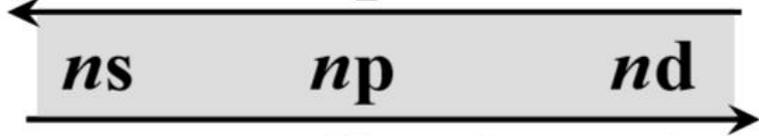


CUESTIÓN:

¿El átomo de Litio es $1s^2 2s^1$ o $1s^2 2p^1$?

Dado que el orbital 2s penetra más en el núcleo, su apantallamiento y su energía serán menores, por lo que el electrón irá al orbital s.

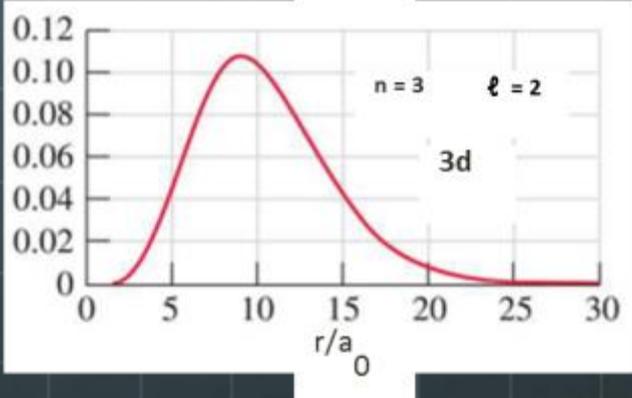
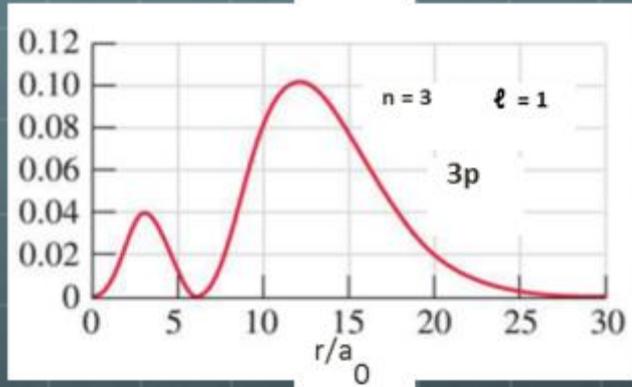
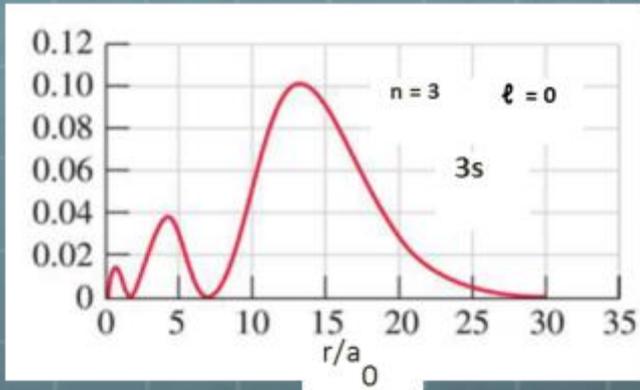
+ carácter penetrante -



- apantallamiento +

- energía del orbital +

Para el caso del nivel $n = 3$



Por tanto, los orbitales s son más penetrantes que los p, por lo que los p están más apantallados y, por tanto, más altos en energía (se llenan antes los s ya que la carga nuclear efectiva es mayor para ns –electrones más atraídos– que para np). A su vez, los p, penetran más que los d y estos más que los f. Hay irregularidades que están contempladas en el diagrama de Moeller.

Así, una forma de ver que los orbitales 4s se llenan antes que los 3d (por tanto, más apantallados) es seguir las [Reglas de Slater](#), que otorgan valores numéricos cualitativos a las diferentes contribuciones al apantallamiento .

REGLAS DE SLATER. Los orbitales se ordenan por números cuánticos en grupos: 1s / 2s y 2p / 3s y 3p / 3d / 4s y 4p / 4d / 4f, etc.

1. No existe contribución por parte de capas superiores a la considerada.
2. A un electrón del mismo grupo le corresponde 0,35 por cada uno, excepto el orbital 1s, que vale 0,3 si estamos situados en él.
3. Si un electrón está en ns o np, los electrones de las capas inferiores contribuyen con 0,85 (grupo anterior) y 1 (resto). Si está en nd o nf, se toma 1 para todos los demás electrones.

CUESTIONES

1. Calcular la Z_{eff} para cada grupo orbital en el hierro ($Z = 26$) de configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
2. Prediga el llenado preferente en ${}_{19}^{31}\text{K}$: ¿ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ o $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$?

CUESTIONES

1. Calcular la Z_{eff} para cada grupo orbital en el hierro ($Z = 26$) de configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
2. Prediga el llenado preferente en ${}^{31}_{19}\text{K}$: ¿ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ o $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$?

1. $4s$: $a = 0,35 \times 1$ (el otro electrón s)
 $+ 0,85 \times 14$ (electrones de la capa 3)
 $+ 1 \times 10$ (electrones de las otras capas) = 22.25

$$\rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 26 - 22.25 = 3.75$$

$3d$: $a = 0,35 \times 5$ (los otros electrones d)
 $+ 1 \times 18$ (el resto de electrones) = 19.75

$$\rightarrow Z_{\text{eff}}(3d) = 26 - 19.75 = 6.25$$

$3s, 3p$: $a = 0,35 \times 7$ (los otros electrones del grupo)
 $+ 0,85 \times 8$ (electrones de la capa anterior)
 $+ 1 \times 2$ (el resto de electrones) = 11.25

$$\rightarrow Z_{\text{eff}}(3s, 3p) = 26 - 11.25 = 14.75$$

$2s, 2p$: $a = 0,35 \times 7$ (los otros electrones del grupo)
 $+ 0,85 \times 2$ (electrones de la capa anterior) = 4.15

$$\rightarrow Z_{\text{eff}}(2s, 2p) = 26 - 4.15 = 21.85$$

$1s$: $a = 0,30 \times 1$ (el otro electrón del grupo) = 0.30

$$\rightarrow Z_{\text{eff}}(1s) = 26 - 0.30 = 25.70$$

2. $4s$: $a = 0,85 \times 8 + 1 \times 10 = 16.80 \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 2.20$

$3d$: $a = 1 \times 18 = 18 \rightarrow Z_{\text{eff}} = 1$

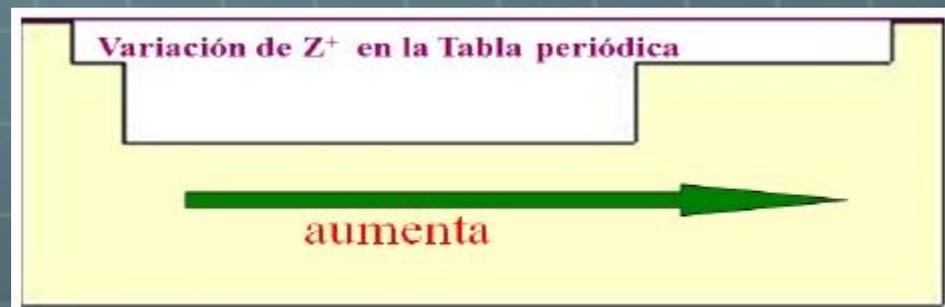
VARIACIÓN DE Z^* EN LA TABLA PERIÓDICA

En un mismo grupo varía poco

ya que aunque aumenta bastante la carga nuclear, al bajar también lo hace el apantallamiento, de tal forma que, en la práctica, terminan contrarrestándose.

Crece al moverse a lo largo de un período (izda. a dcha.)

ya que la variación en la carga nuclear es más importante en este caso que el valor del apantallamiento



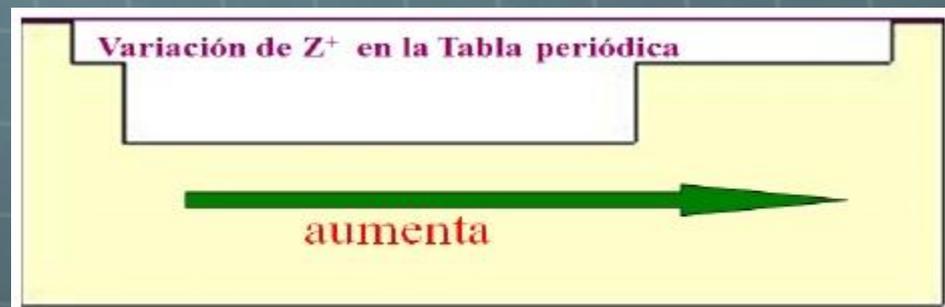
VARIACIÓN DE Z^* EN LA TABLA PERIÓDICA

En un mismo grupo varía poco

ya que aunque aumenta bastante la carga nuclear, al bajar también lo hace el apantallamiento, de tal forma que, en la práctica, terminan contrarrestándose.

Crece al moverse a lo largo de un período (izda. a dcha.)

ya que la variación en la carga nuclear es más importante en este caso que el valor del apantallamiento

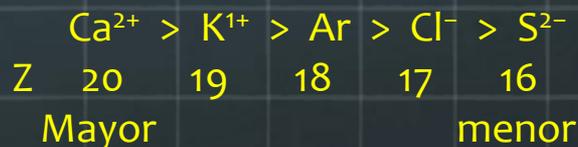


ESPECIES ISOELECTRÓNICAS

Las especies isoelectrónicas, al tener el mismo número de electrones, presentan, por tanto, el mismo efecto de pantalla.

La carga nuclear efectiva (CNE) de estas especies depende así exclusivamente de la carga nuclear: a mayor carga nuclear mayor es la carga nuclear efectiva .

Por ejemplo, el orden de la carga nuclear efectiva de las siguientes especies isoelectrónicas sería:



La atracción que sufren los electrones de valencia no sólo dependen de la carga nuclear efectiva, sino también de la distancia del e^- al núcleo (ley de Coulomb). Por ello, la reactividad de los átomos dependerá de ambos factores.

Así, los metales serán tanto más reactivos cuanto menor Z^* y mayor distancia al núcleo, es decir, cuando pierdan los e^- con mayor facilidad.

Ejemplo: El e^- 4s-del K es más reactivo que el 3s del Na.



Sin embargo, los no-metales serán más reactivos a mayor Z^* y menor distancia al núcleo, es decir, cuando los e^- que entran sean más atraídos.

Ejemplo: El e^- que capture el F será más atraído que el que capture el O o el Cl.

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Hay numerosas propiedades que presentan una variación gradual al moverse a lo largo de un periodo, y que repiten el mismo tipo de variación en los periodos sucesivos. A estas propiedades se les denomina propiedades periódicas y dependen de dos factores principales:

- La configuración electrónica
- La carga nuclear y carga nuclear efectiva

Las más relevantes

- **Radio atómico:** Identifica la distancia que existe entre el núcleo y el orbital con electrones más externo de un átomo
- **Energía de ionización:** Es la energía (siempre positiva) que se debe de suministrar a un átomo X , en estado gaseoso, para extraer un electrón y convertirlo en un ión positivo (catión) X^+



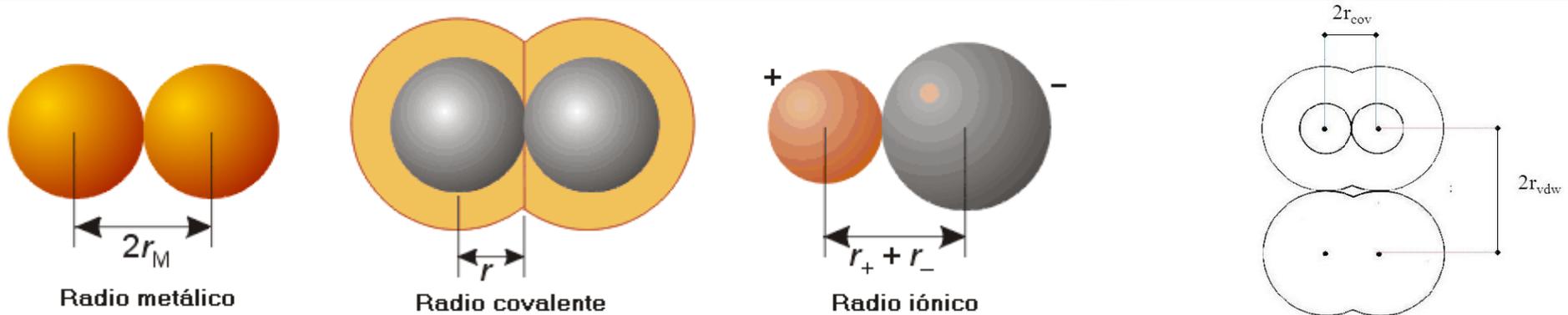
- **Afinidad electrónica:** Es la energía intercambiada, generalmente liberada (puede ser negativa o positiva), cuando un átomo X , en estado gaseoso, gana un electrón y se convierte en un ión negativo (anión) X^-



- **Electronegatividad:** Informa acerca de la capacidad de los átomos de un elemento para atraer hacia sí el par de electrones que comparte con otros átomos en un enlace. Lo contrario alude al concepto de **carácter metálico** ('*electropositividad*').

Radios atómicos

Diferentes propiedades físicas, como la densidad, o los puntos de fusión y ebullición, están relacionadas con el tamaño de los átomos. Pero esta es una propiedad difícil de cuantificar, por lo que se suele calcular de forma relativa.



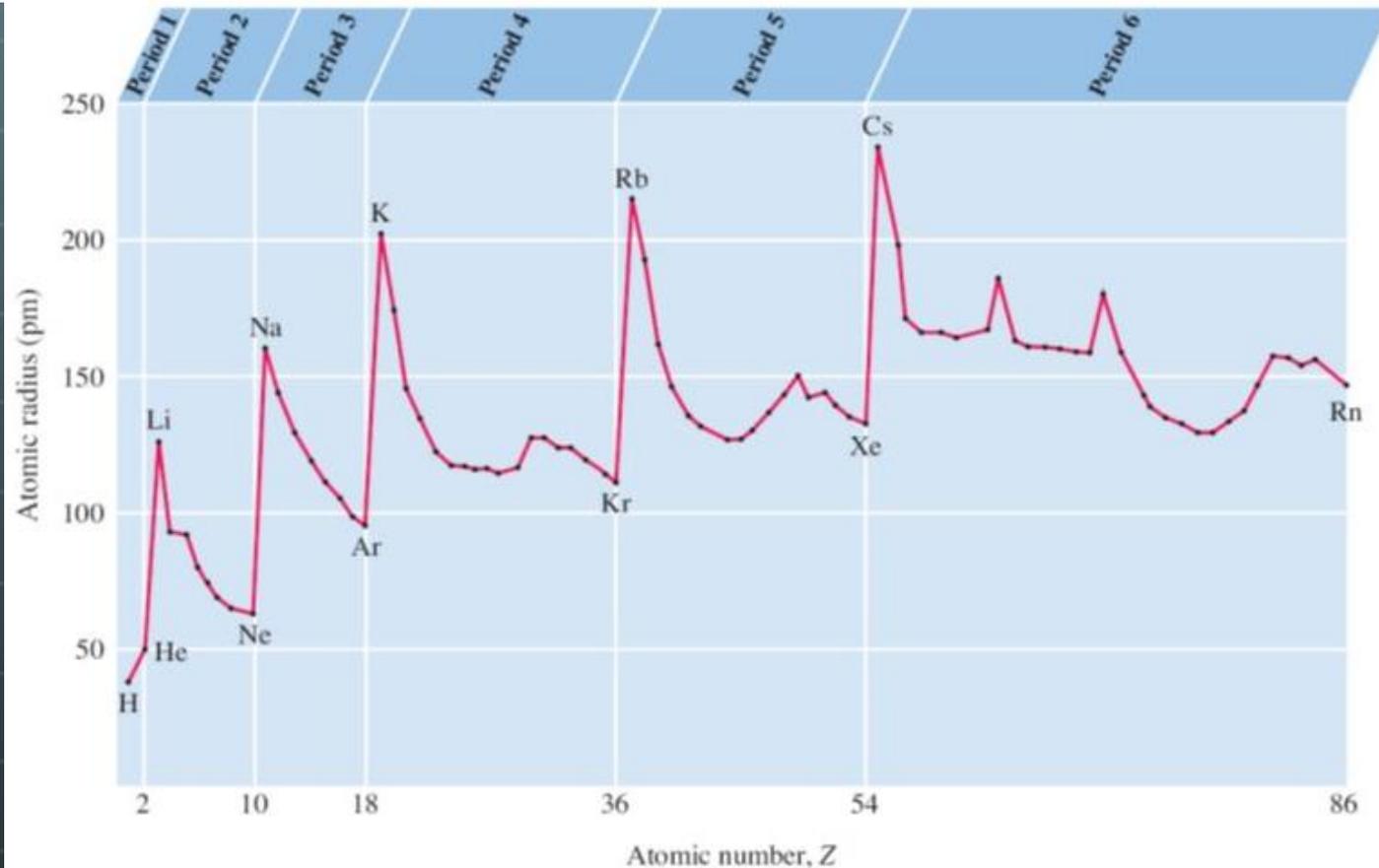
Comparación del radio covalente, r_{cov} , y el de van der Waals, r_{vdw} .

- el **radio metálico** es la mitad de la distancia entre núcleos de átomos vecinos en el seno de un metal (empaquetamiento metálico).
- se denomina **radio covalente** a la mitad de la distancia entre dos átomos iguales que forman un enlace covalente.
- el **radio iónico** es la distancia entre el centro del núcleo del ión y el electrón estable más alejado del mismo.
- el **radio de Van der Waals** es la mitad de la distancia entre los núcleos más cercanos entre dos moléculas distintas.

Radios atómicos

1A		2A		3A		4A		5A		6A		7A		8, 9, 10, 11, 12			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 1.00794	He 4.00260	Li 6.941	Be 9.01218	B 10.811	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	Ne 20.180	Na 22.990	Mg 24.305	Al 26.982	Si 28.086	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	Ar 39.948
K 39.098	Ca 40.078	Sc 44.956	Ti 47.88	V 50.942	Cr 51.996	Mn 54.938	Fe 55.845	Co 58.933	Ni 58.693	Cu 63.546	Zn 65.39	Ga 69.723	Ge 72.64	As 74.922	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.80
Rb 85.468	Sr 87.62	Y 88.906	Zr 91.224	Nb 92.906	Mo 95.94	Tc 98	Ru 101.07	Rh 101.07	Pd 106.42	Ag 107.868	Cd 112.411	In 114.818	Sn 118.710	Sb 121.757	Te 127.6	I 126.905	Xe 131.29
Cs 132.905	Ba 137.327	La 138.905	Hf 178.49	Ta 180.948	W 183.84	Re 186.207	Os 190.23	Ir 192.22	Pt 195.084	Au 196.967	Hg 200.59	Tl 204.383	Pb 207.2	Bi 208.98	Po 209	At 210	Rn 222
Fr 223	Ra 226	Ac 227	Rf 261	Db 262	Sg 263	Bh 264	Hs 265	Mt 266	Ds 271	Rg 272	Cn 285	Fl 286	Mc 287	Lr 260	Ts 288	Og 289	
*Lanthanide series		Ce 140.12	Pr 140.908	Nd 144.24	Pm 145	Sm 150.36	Eu 151.965	Gd 157.25	Tb 158.925	Dy 162.50	Ho 164.930	Er 167.26	Tm 168.934	Yb 173.054	Lu 174.967		
*Actinide series		Th 232.038	Pa 231.036	U 238.029	Np 237.048	Pu 244	Am 243	Cm 247	Bk 247	Cf 251	Es 252	Fm 257	Md 258	No 259	Lr 260		

- A tener en cuenta:
1. Llenado de capas (vertical-grupos)
 2. Carga nuclear efectiva (horizontal-periodos)



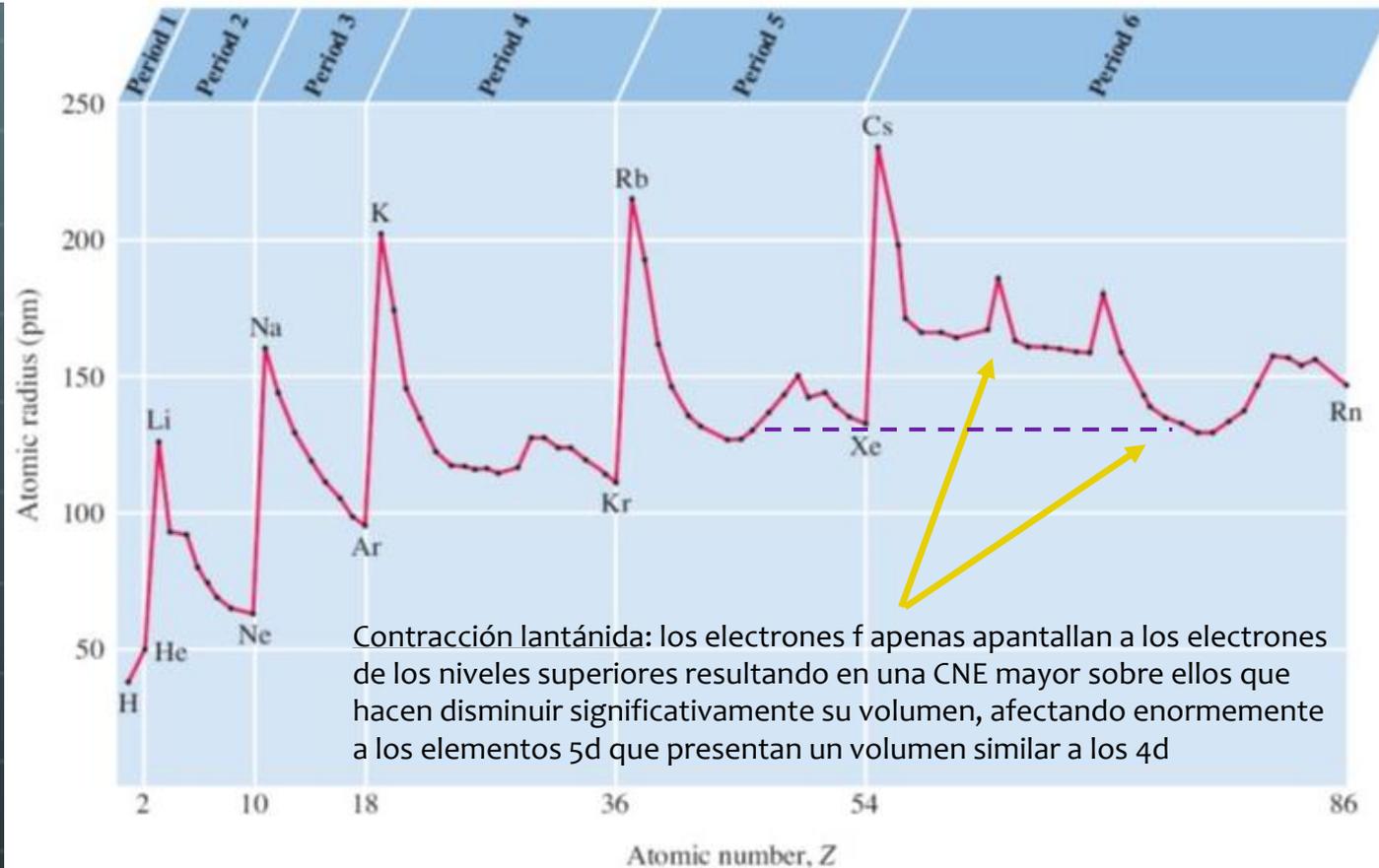
Radiois atómicos

1A		2A		3A		4A		5A		6A		7A		8, 9, 10, 11, 12			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 1.00794	He	Li 6.941	Be 9.012182	B 10.811	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	Ne 20.180	Na 22.990	Mg 24.305	Al 26.982	Si 28.086	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	Ar 39.948
K 39.098	Ca 40.078	Sc	Ti 47.88	V 50.942	Cr 51.996	Mn 54.938	Fe 55.845	Co 58.933	Ni 58.69	Cu 63.546	Zn 65.38	Ga 69.723	Ge 72.64	As 74.922	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.80
Rb 85.468	Sr 87.62	Y 88.906	Zr 91.224	Nb 92.906	Mo 95.94	Tc	Ru 101.07	Rh 101.07	Pd 106.32	Ag 107.868	Cd 112.411	In 114.818	Sn 118.710	Sb 121.757	Te 127.46	I 126.905	Xe 131.29
Cs 132.905	Ba 137.327	La	Hf 178.49	Ta 180.948	W 183.84	Re 186.207	Os 190.23	Ir 192.22	Pt 195.08	Au 196.967	Hg 200.59	Tl 204.383	Pb 207.2	Bi 208.98	Po	At	Rn 222
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Lanthanide series		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
140.127	140.908	144.24	144.913	150.36	151.965	157.25	162.50	164.930	167.26	168.934	173.04	174.967			

Actinide series		88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
232.0377	231.036	238.0289	237.0437	244	243	247	247	251	252	257	259	262	261	263	261

- A tener en cuenta:
1. Llenado de capas (vertical-grupos)
 2. Carga nuclear efectiva (horizontal-periodos)

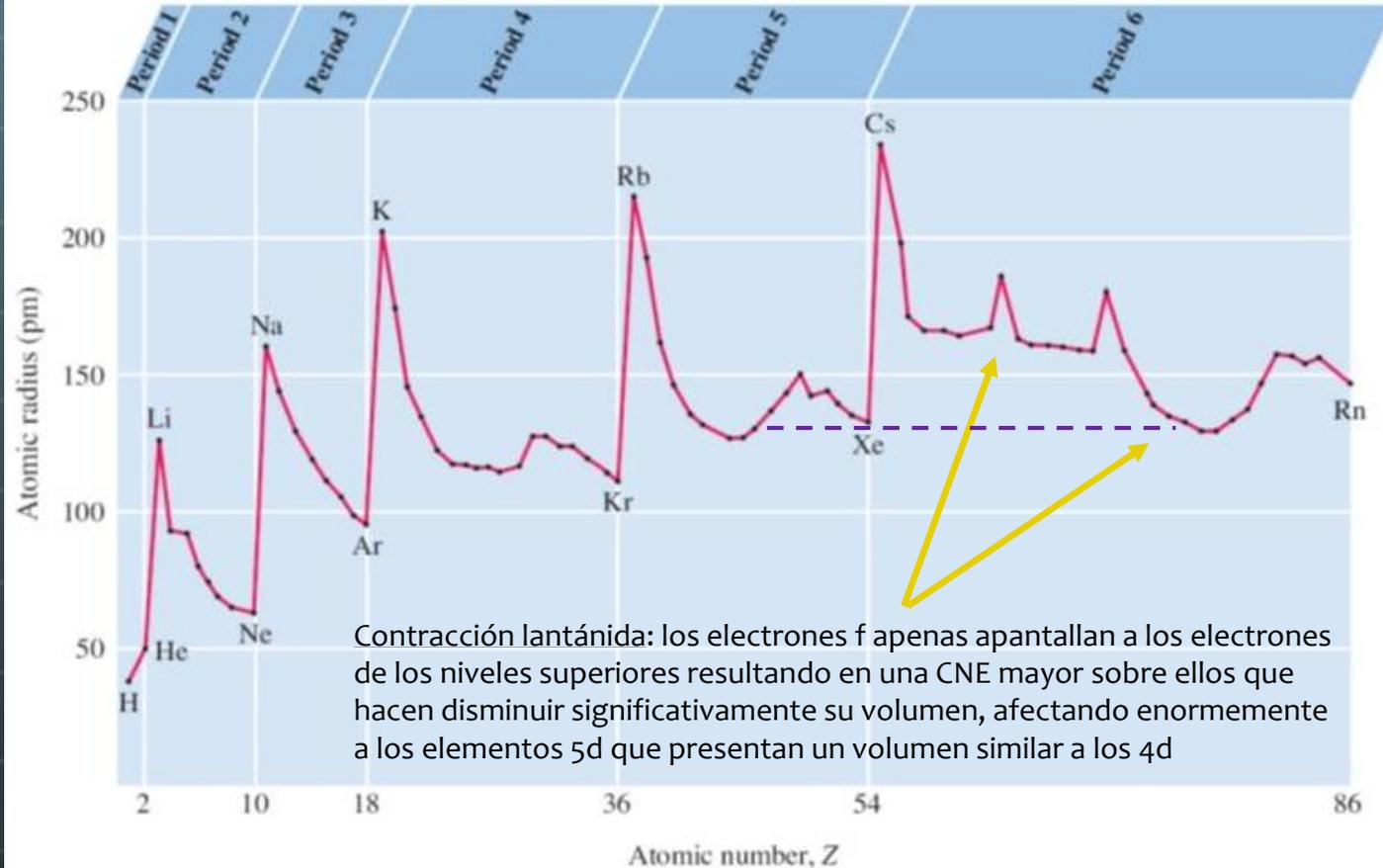


Contracción lantánida: los electrones f apenas apantallan a los electrones de los niveles superiores resultando en una CNE mayor sobre ellos que hacen disminuir significativamente su volumen, afectando enormemente a los elementos 5d que presentan un volumen similar a los 4d

Radiois atómicos

1A		2A		3A		4A		5A		6A		7A		8, 9, 10, 11, 12			
1 H 1.00794	2 He	3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180	11 Na 22.990	12 Mg 24.305	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.88	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98.906	44 Ru 101.07	45 Rh 101.07	46 Pd 106.32	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.6	53 I 126.905	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 La 138.905	58 Ce 140.12	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm 144.913	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.5	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.054	71 Lu 174.967	
87 Fr 223.028	88 Ra 226.025	89 Ac 227.038	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu 244.041	95 Am 243.061	96 Cm 247.070	97 Bk 247.070	98 Cf 251.08	99 Es 252.083	100 Fm 257.10	101 Md 258.10	102 No 259.10	103 Lr 260.10	

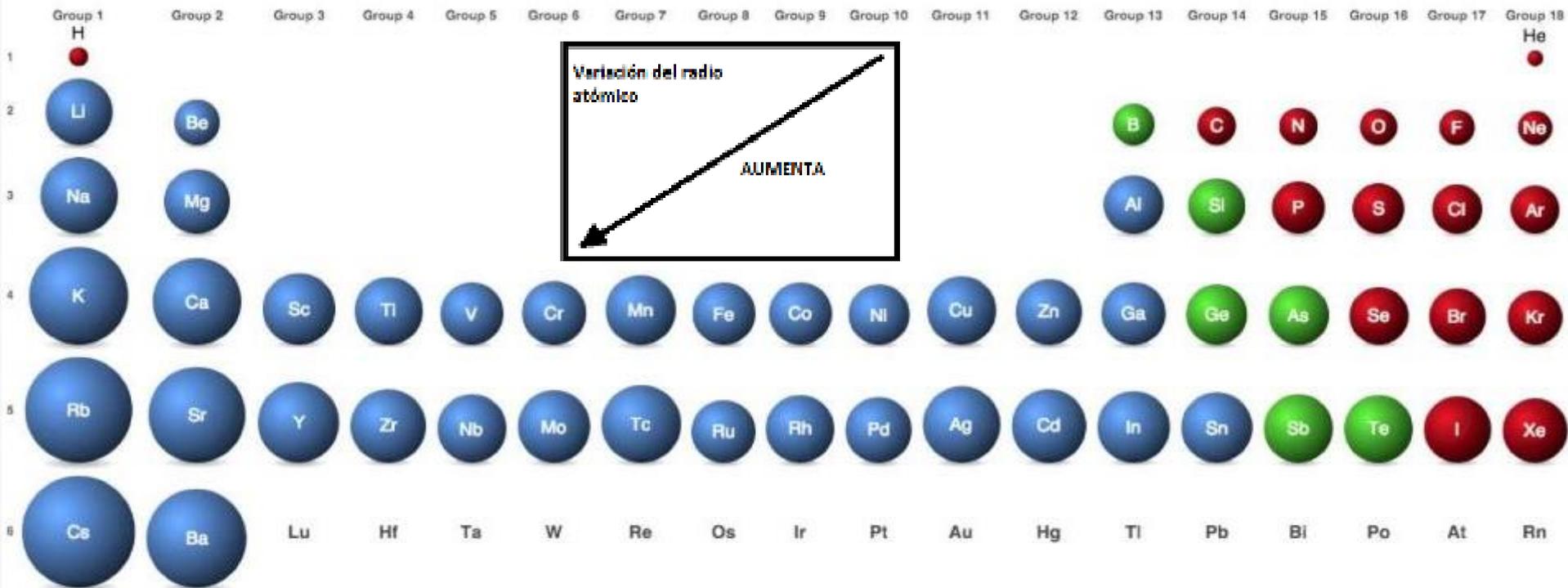
- A tener en cuenta:
1. Llenado de capas (vertical-grupos)
 2. Carga nuclear efectiva (horizontal-periodos)



Contracción lantánida: los electrones f apenas apantallan a los electrones de los niveles superiores resultando en una CNE mayor sobre ellos que hacen disminuir significativamente su volumen, afectando enormemente a los elementos 5d que presentan un volumen similar a los 4d

Radios atómicos

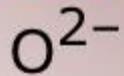
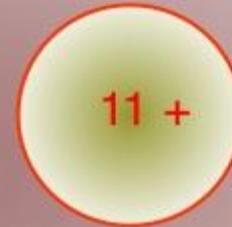
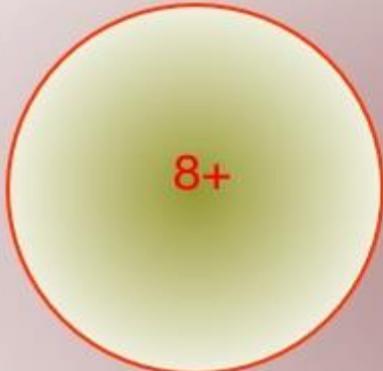
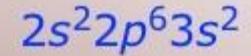
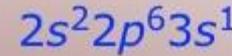
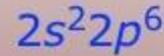
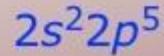
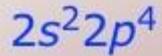
Periodic Trends: Atomic Radii



Radioes atómicas

Especies isoelectrónicas: el radio atómico solo depende de la carga nuclear

Electron configurations of the neutral atoms:



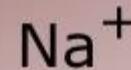
Óxido(2-)



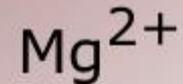
Fluoruro(1-)



Neón

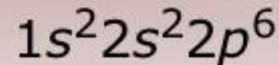


Sodio(1+)



Magnesio(2+)

Isoelectronic series: all these species have ten electrons:



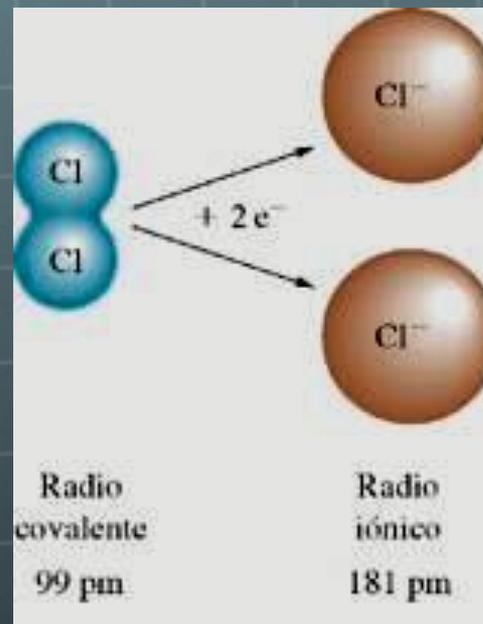
Radio*s* ión*ic*os

Cuando se forman aniones y/o cationes a partir de un átomo el radio atómico varía sensiblemente debido, no solo al aumento o disminución de las capas electrónicas, sino a la repulsión y/a la atracción, respectivamente, que los electrones experimentan con respecto al núcleo debido a la carga neta que se crea

Radios iónicos

Los radios iónicos de los aniones son mayores que los radios atómicos de los átomos de los que proceden.

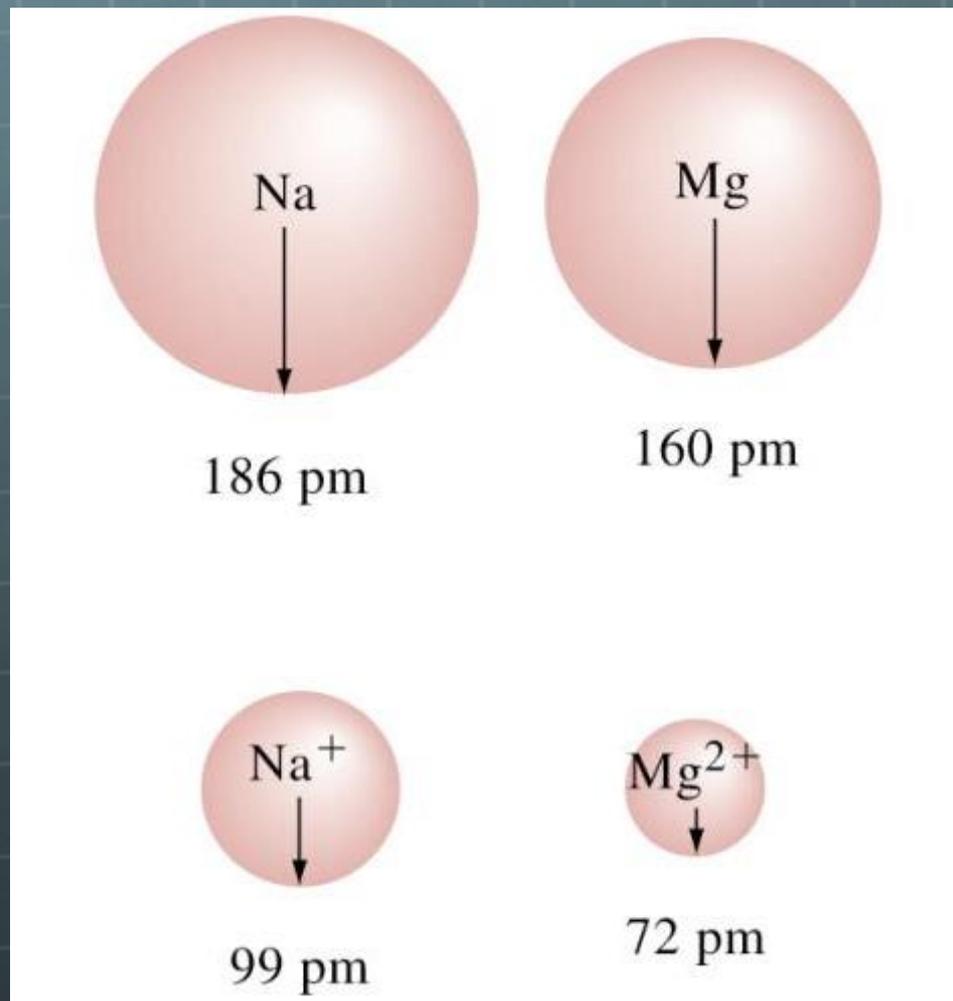
Los radios iónicos de los aniones isoelectrónicos son tanto mayores cuanto más negativa sea su carga ($O^{2-} > F^-$)

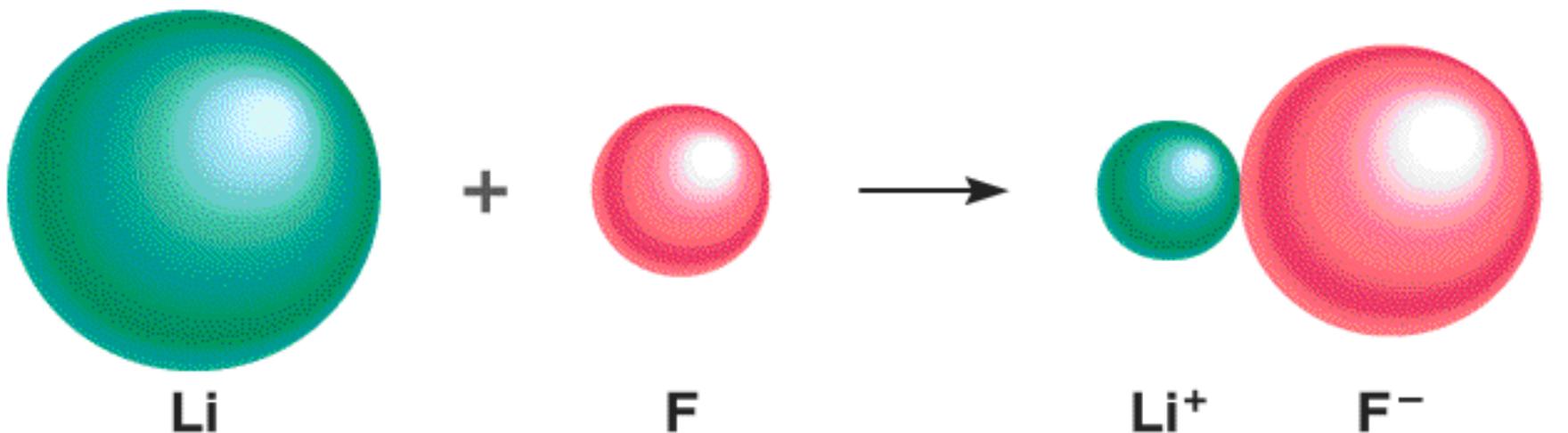


Radios iónicos

Los radios iónicos de los cationes son menores que los radios atómicos de los átomos de los que proceden.

Los radios iónicos de los cationes isoelectrónicos son tanto menores cuanto mayor sea su carga positiva ($\text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$)

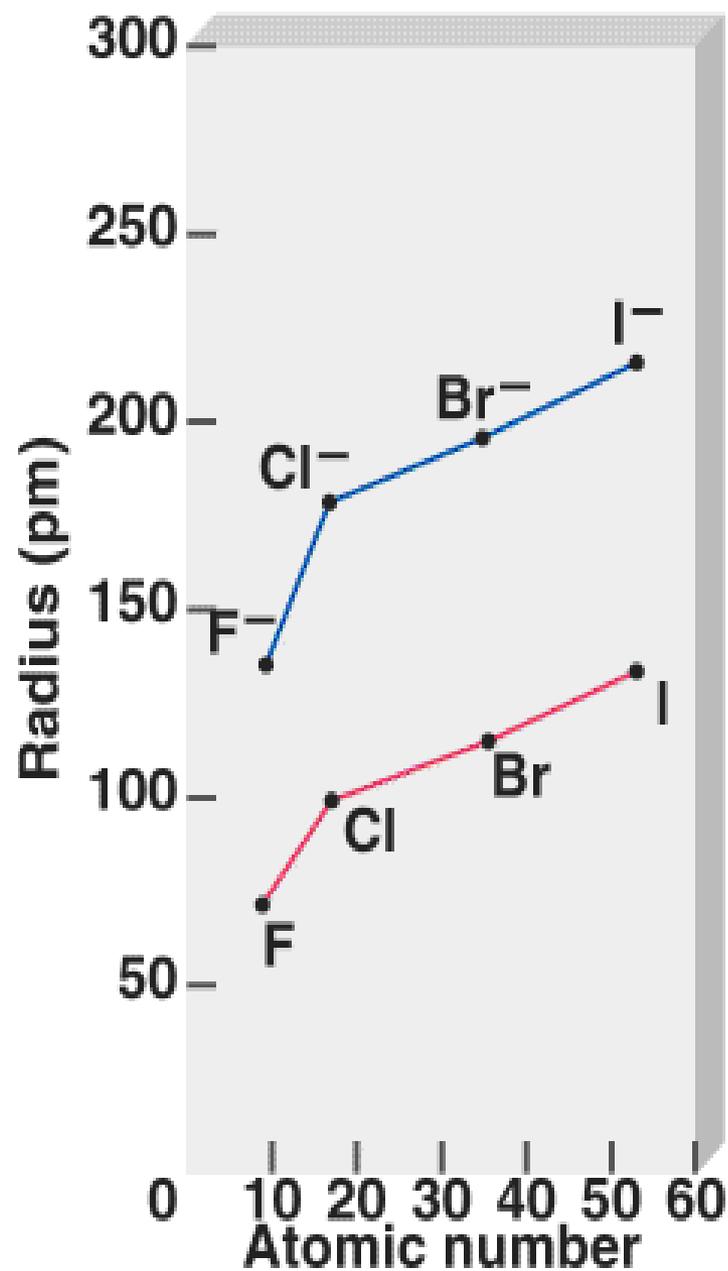
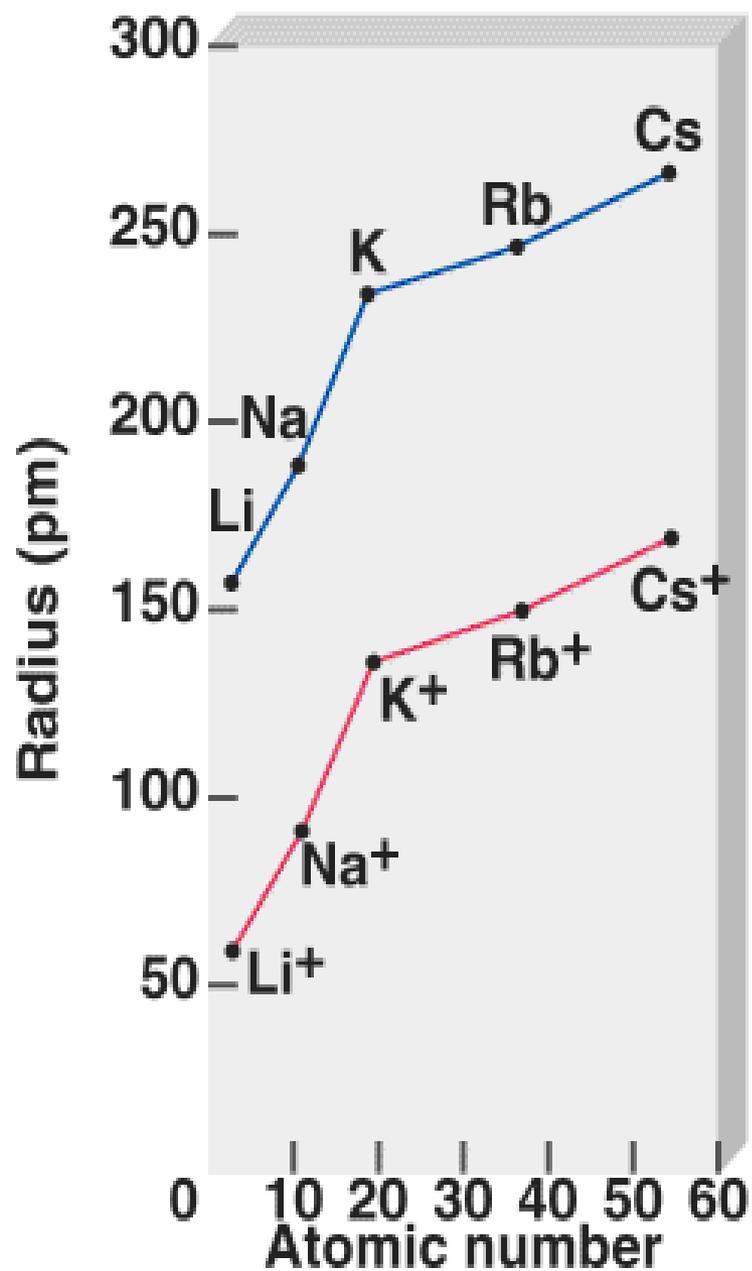




Cation is always **smaller** than atom from which it is formed.

Anion is always **larger** than atom from which it is formed.

Comparison of Atomic Radii with Ionic Radii



Energía de ionización (E_i) (potencial de ionización)

“Es la energía necesaria para extraer un e^- de un átomo gaseoso y formar un catión”

- a) Es siempre positiva (proceso endotérmico).
- b) Se habla de 1ª E_i (E_{i1}), 2ª E_i (E_{i2}), ... según se trate del primer, segundo, ... e^- extraído.
- c) La E_i aumenta hacia arriba en los grupos (al costar cada vez más trabajo arrancar un e^-) y hacia la derecha en los periodos (por aumentar Z_{eff} y disminuir el radio).
- d) La E_i de los gases nobles, al igual que la 2ª E_i en los metales alcalinos (y otros ejemplos), es muy elevada debido a una configuración e_{ca} especialmente estable al tener capas llenas (máxima carga nuclear e inexistencia de electrones desapareados).

Energía de ionización

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

Ejemplo



$$E_{i1} = +738 \text{ kJ/mol}$$

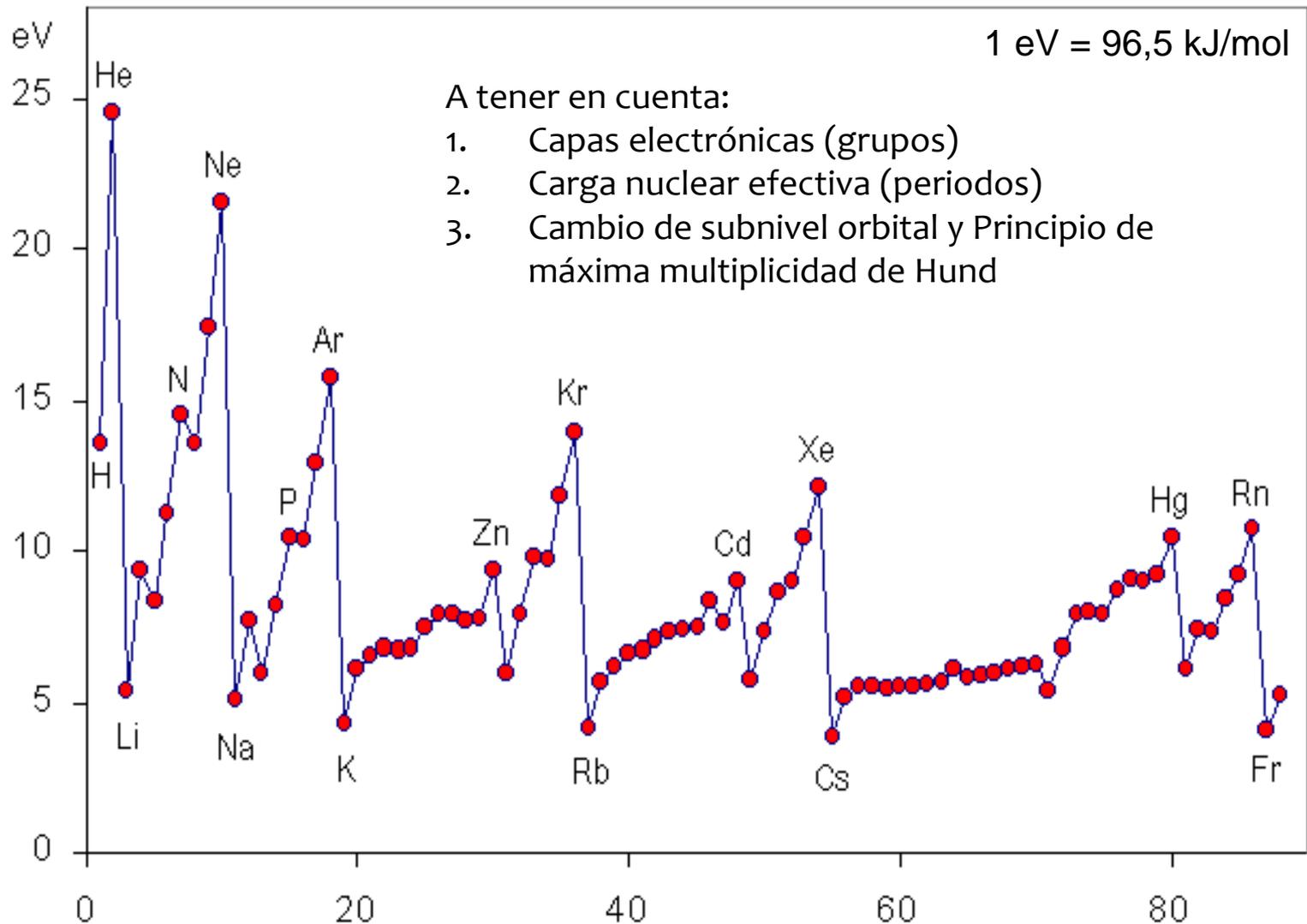


$$E_{i2} = +1451 \text{ kJ/mol}$$



$$E_{i3} = +7730 \text{ kJ/mol!!}$$

Primera energía de ionización



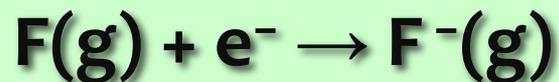
Afinidad electrónica (A_E)

“Es la energía intercambiada cuando un átomo gaseoso captura un e^- y forma un anión”.

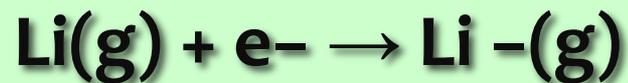
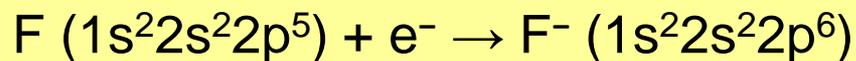
- a) Puede ser positiva o negativa, aunque suele ser negativa (proceso exotérmico). La 2ª A_E , en cambio, suele ser positiva. También lo es la 1ª de los gases nobles y algunos metales alcalinotérreos.
- b) Crece (más negativa) hacia la derecha de la tabla (es mayor en los halógenos al ir hacia una capa llena) y, en un mismo grupo, hacia arriba por aumentar la electronegatividad.

Afinidad electrónica

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



$$A_E = -328 \text{ kJ/mol}$$



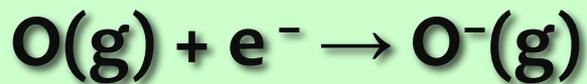
$$A_E = -59,6 \text{ kJ/mol}$$

Afinidades electrónicas de los elementos de los grupos principales

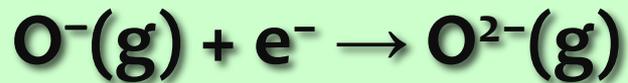
Anomalía en el grupo 15
↓

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

Afinidades electrónicas de un segundo electrón



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



$$\text{AE} = +744 \text{ kJ/mol}$$

Paralelamente a lo que sucedía con el segundo potencial de ionización, tratar de introducir una segunda carga negativa a la ya presente supone un cambio energético significativo, lo que hace que la segunda afinidad electrónica sea positiva.

Electronegatividad (χ) y carácter metálico

- a) Son conceptos opuestos y, por tanto, a mayor χ menor carácter metálico y viceversa.
- b) χ mide la tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente.
- c) χ es un compendio entre E_i y A_E .
- d) Pauling estableció una escala de electronegatividades entre 0.7 (Fr) y 4 (F).
- e) χ aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos.

Electronegatividad (χ) y carácter metálico

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				

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	

low

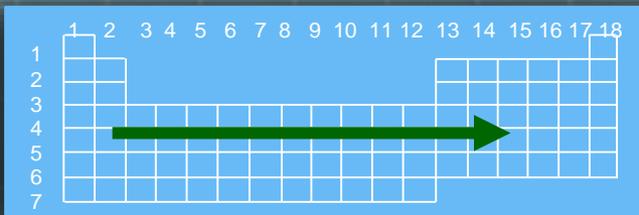
medium

high

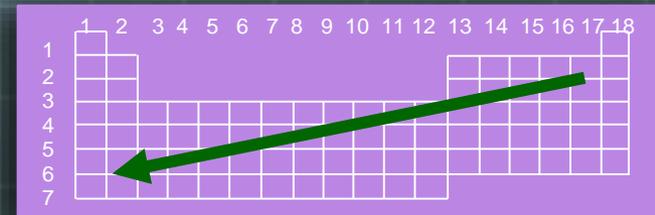


Propiedades periódicas de los elementos

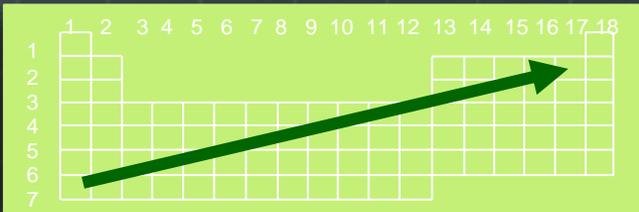
- **Carga nuclear efectiva**



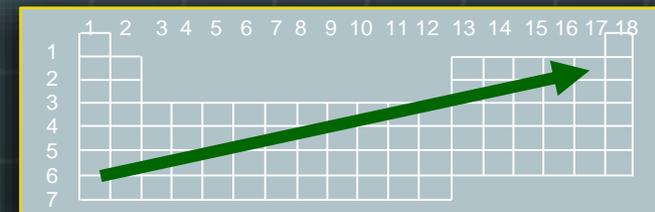
- **Radio atómico**



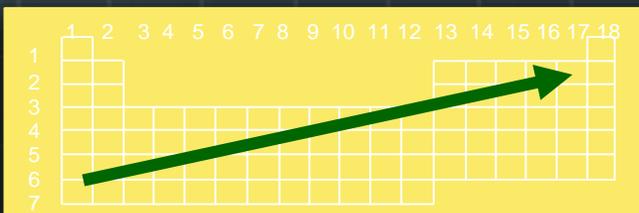
- **Energía de ionización**



- **Afinidad electrónica**



- **Electronegatividad**



Las flechas indican el sentido del aumento en el sentido en el que está definida la propiedad

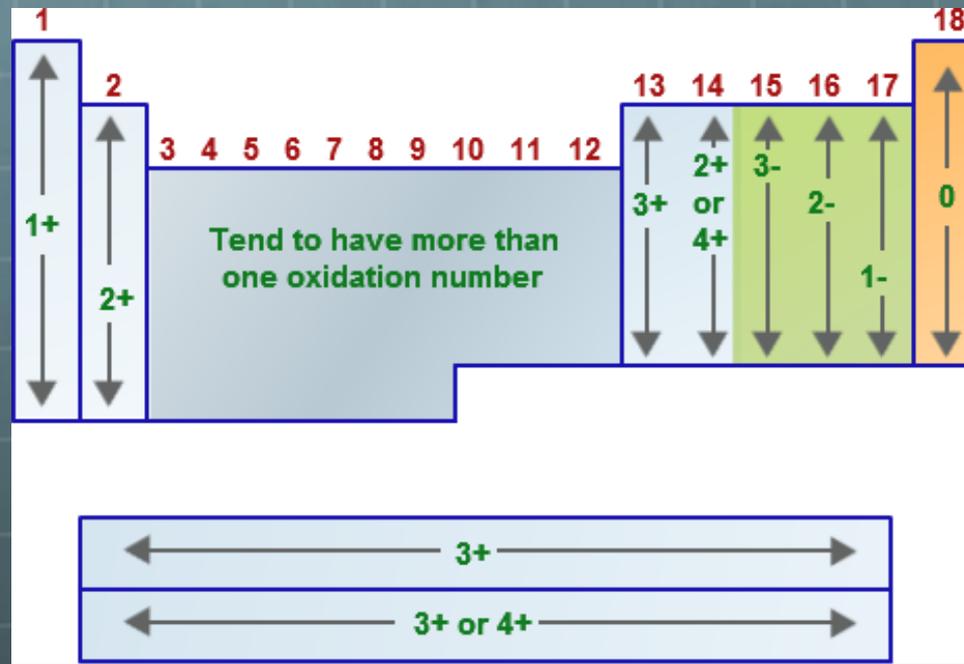
Estados de oxidación

Se puede definir el estado de oxidación de un elemento como el número de electrones que pierde (+) o gana (-) cuando se transforma en un ión ...

... o en el caso de estructuras covalentes como el que perdería o ganaría si considerásemos los enlaces, en los que un átomo en particular está involucrado, como iónicos.

El estado de oxidación de los elementos en su estado natural son cero.

Estados de oxidación



Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
			(+1)					+1	
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3		
	+4	+4	(+4)	+4	(+4)	(+4)	+4		
		+5	(+5)	(+5)	(+5)				
			+6	+6	(+6)				
				+7					

Entre paréntesis, estados de oxidación poco comunes

Propiedades magnéticas

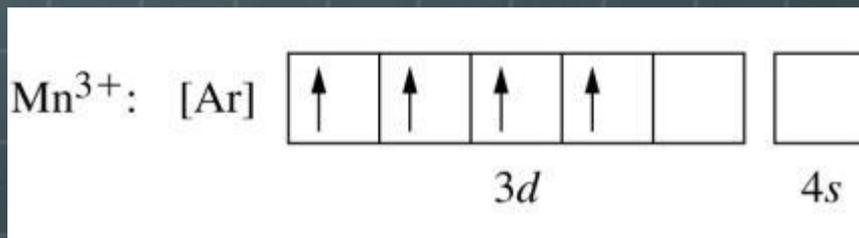
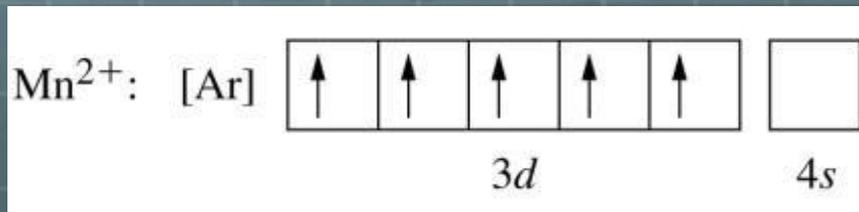
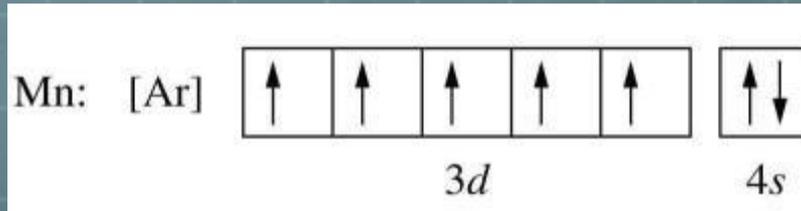
Átomos o iones diamagnéticos:

- Todos los electrones están apareados.
- Una especie diamagnética es débilmente repelida por un campo magnético externo.

Átomos o iones paramagnéticos:

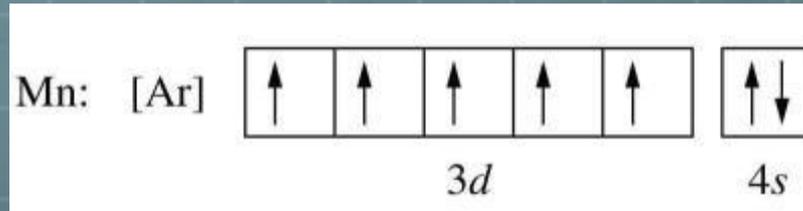
- La gran mayoría de los átomos neutros.
- Tienen electrones desapareados.
- Los electrones desapareados (cargas no compensadas en movimiento) inducen un campo magnético que hace que el átomo o ión sea débilmente atraído por un campo magnético externo.

Paramagnetismo

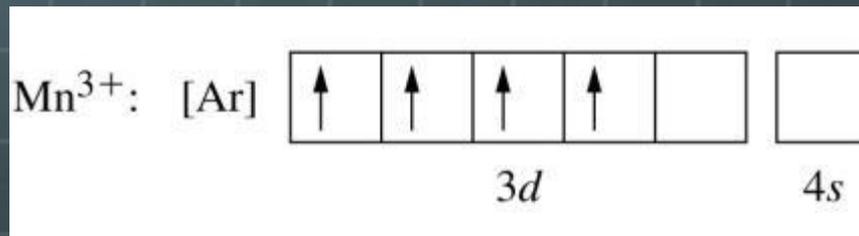
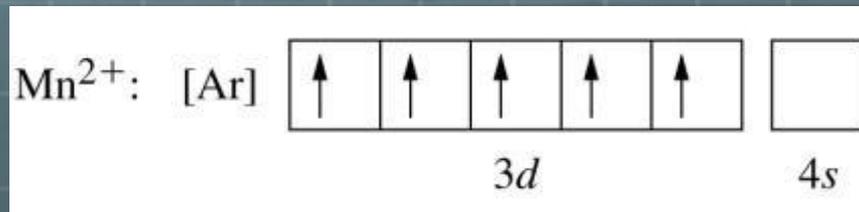


Momento magnético: $\mu = \mu_0 \sqrt{n(n+2)}$, con n = número de e^- desapareados
y μ_0 el magnetón de Bohr = $(e \cdot h) / (4\pi \cdot m \cdot c)$

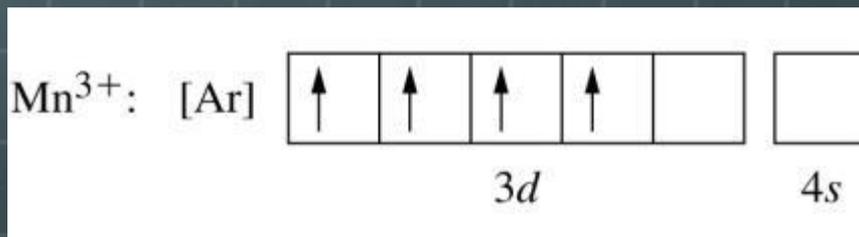
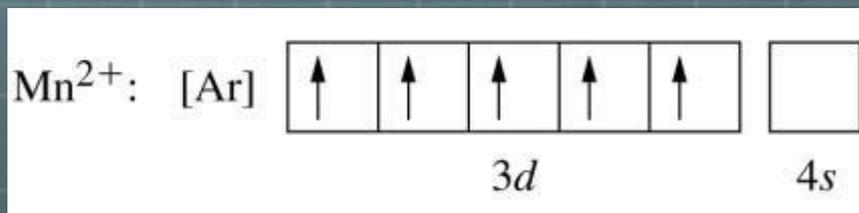
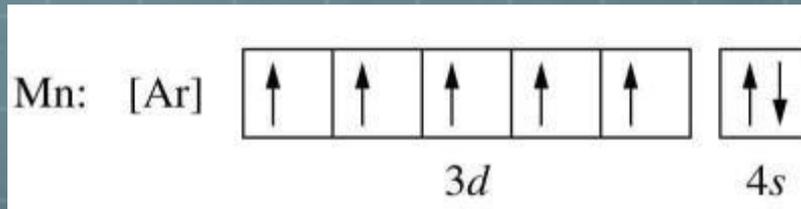
Más sobre C.N.E.



¿Por qué se pierden antes los electrones s en los metales de transición?



Más sobre C.N.E.

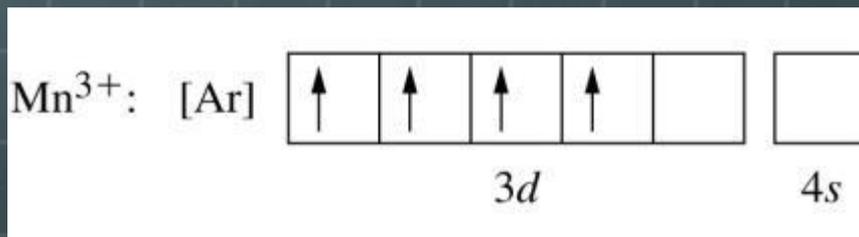
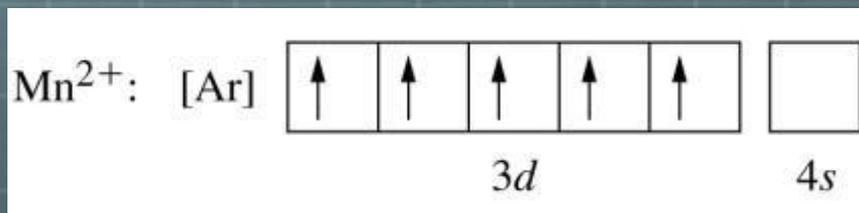
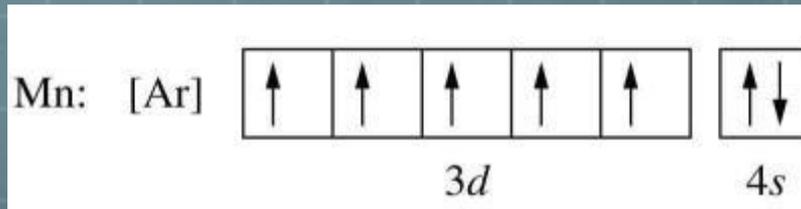


¿Por qué se pierden antes los electrones s en los metales de transición?

Calculamos Z_{eff} para $3d^5$ y para $4s^2$

$$\begin{aligned} 4s: & a = 0,35 \times 1 \text{ (el otro electrón s)} \\ & + 0,85 \times 13 \text{ (electrones de la capa 3)} \\ & + 1 \times 10 \text{ (electrones de las otras capas)} = 21.4 \\ \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) &= 25 - 21.4 = 3.6 \end{aligned}$$

Más sobre C.N.E.



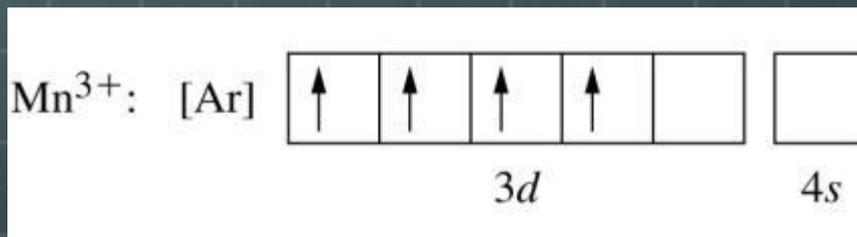
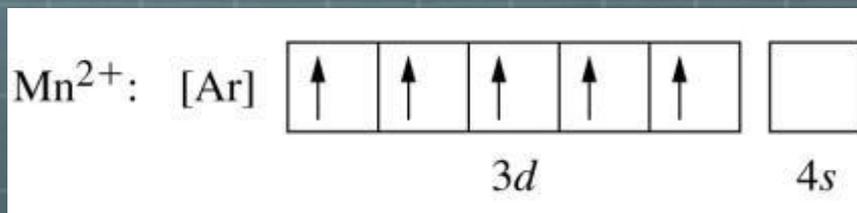
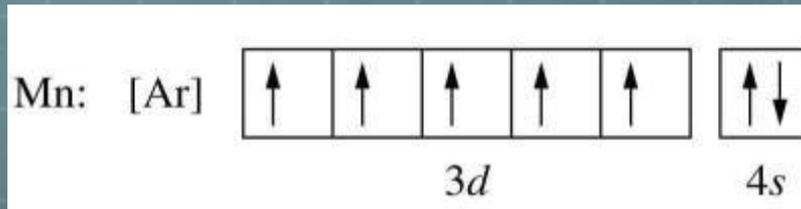
¿Por qué se pierden antes los electrones s en los metales de transición?

Calculamos Z_{eff} para $3d^5$ y para $4s^2$

$$4s: a = 0,35 \times 1 \text{ (el otro electrón s)} \\ + 0,85 \times 13 \text{ (electrones de la capa 3)} \\ + 1 \times 10 \text{ (electrones de las otras capas)} = 21.4 \\ \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 25 - 21.4 = 3.6$$

$$3d: a = 0,35 \times 4 \text{ (los otros electrones d)} \\ + 1 \times 18 \text{ (el resto de electrones)} = 19.4 \\ \rightarrow Z_{\text{eff}}(3d) = 25 - 19.4 = 5.6$$

Más sobre C.N.E.



¿Por qué se pierden antes los electrones s en los metales de transición?

Calculamos Z_{eff} para $3d^5$ y para $4s^2$

$$\begin{aligned} 4s: & a = 0,35 \times 1 \text{ (el otro electrón s)} \\ & + 0,85 \times 13 \text{ (electrones de la capa 3)} \\ & + 1 \times 10 \text{ (electrones de las otras capas)} = 21.4 \\ \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) &= 25 - 21.4 = 3.6 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 3d: & a = 0,35 \times 4 \text{ (los otros electrones d)} \\ & + 1 \times 18 \text{ (el resto de electrones)} = 19.4 \\ \rightarrow Z_{\text{eff}}(3d) &= 25 - 19.4 = 5.6 \end{aligned}$$

¡Electrones 3d más retenidos!

- 1) Determina en qué elemento de la serie 3d se requiere la misma energía para perder electrones s o d según las reglas de Slater.
- 2) Qué electrones se pierden en el caso de formarse el ión Pb²⁺

CUESTIONES ADICIONALES

1. ¿Qué elemento está situado en el tercer periodo y en el grupo 15? ¿Cuántos electrones tiene?
- 2.Cuál es la configuración electrónica del Se?
3. ¿A qué elemento químico corresponde la siguiente configuración electrónica?
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
¿Qué estados de oxidación pueden preverse para este elemento?
4. Prediga las propiedades periódicas que tendrán los elementos a la izquierda y a la derecha de uno de configuración ns^1 .
5. Ordene de menor a mayor las electronegatividades asociadas a los siguientes elementos químicos: Ba, N, Na, B, F, He
6. No olvide las propiedades especiales que adquieren los elementos con subcapas semillenas con respecto al siguiente elemento en el periodo.