

Tema 4: Clasificación Periódica de los elementos químicos

- 4.1 Introducción
- 4.2 Descripción de la Tabla Periódica
- 4.3 Base electrónica de la clasificación periódica
- 4.4 Propiedades periódicas

AJ1.13-21, PHH10, W6, S8, C8

4.1 Introducción

Propuesto originalmente por Mendeleiev en 1871

“Al ordenar los elementos según su masa atómica creciente ciertas propiedades recurren de forma periódica”

El sistema periódico fue elaborado originalmente a partir de las propiedades químicas de los elementos y de sus masas atómicas. Sin embargo es posible “entenderlo” teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los átomos

4.2 Descripción de la Tabla Periódica

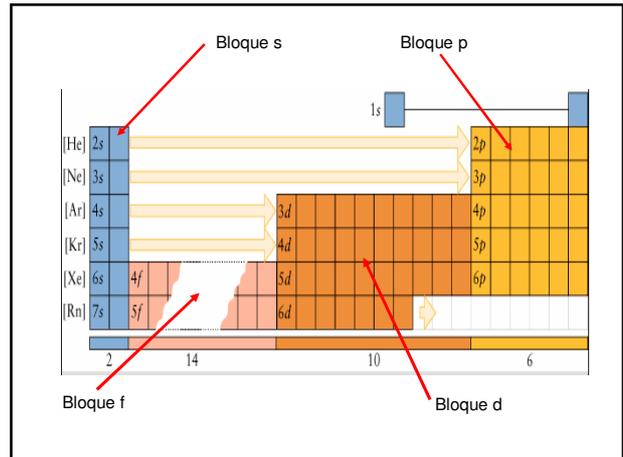
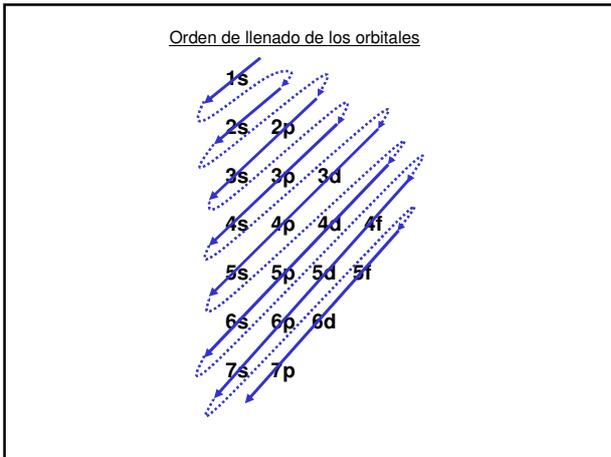
Posición de los elementos metaloides en la tabla periódica. A veces otros elementos como Be, B, Bi, At se incluyen dentro de este grupo.

4.3 Base electrónica de la clasificación periódica

Estructura de la tabla periódica



- Todos los elementos de un mismo período (fila) tienen el mismo valor del número cuántico **n** en su capa de valencia
- Todos los elementos de un mismo grupo (columna) tienen en su capa de valencia el mismo número de electrones en orbitales con el mismo valor del número cuántico **l**



Ejemplos: configuraciones electrónicas a partir de la tabla periódica

He (Z=2) periodo 1, bloque s → $1s^2$

O (Z=8) periodo 2, bloque p → $[\text{He}]2s^2 2p^4$

Zr (Z=40) periodo 5, bloque d → $[\text{Kr}]5s^2 4d^2$
 Gas noble del periodo anterior

Excepciones

En los elementos de transición no existen las configuraciones $ns^2 (n-1)d^4$ (para Cr, ni para Mo, aunque sí para W), ni $ns^2 (n-1)d^9$ (para Cu, Ag y Au)

La subcapa d “medio llena” o llena es más estable

↓

Cr: ~~$[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$~~ Cr: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

Cu: ~~$[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$~~ Cu: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$

Gases nobles: configuración de “capa cerrada”

Los gases nobles se caracterizan por tener una configuración electrónica en la que todas las subcapas con electrones están completas (“capa cerrada”)

He (Z=2)	→ $1s^2$	→ Capa n=1 completa
Ne (Z=10)	→ $[\text{He}]2s^2 2p^6$	→ Capa n=2 completa
Ar (Z=18)	→ $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	→ Subcapas 3s y 3p completas
Kr (Z=36)	→ $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$	→ Subcapas 3d, 4s y 4p completas
Xe (Z=54)	→ $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$	→ Subcapas 4d, 5s y 5p completas
Rn (Z=86)	→ $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	→ Subcapas 4f, 5d, 6s y 6p completas

“capa cerrada” y estabilidad química: formación de iones y reactividad

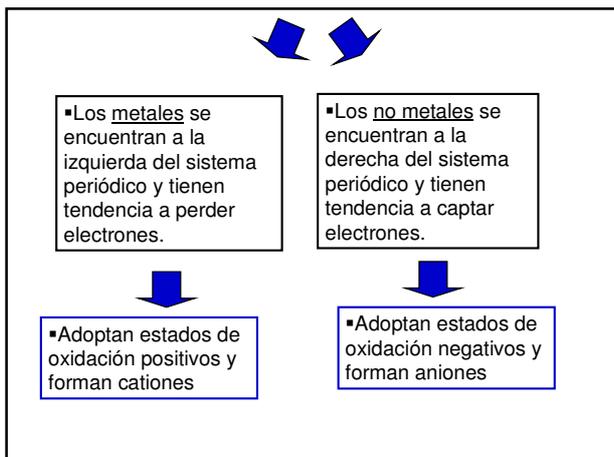
⇒ Una configuración electrónica de “capa cerrada” es un indicativo de fuerte estabilidad química:

↓

Los gases nobles son elementos muy estables y no reaccionan normalmente con otros elementos. El estado de oxidación en el que se encuentran es 0

⇒ El resto de los elementos reaccionan de forma que tienden a adoptar una configuración de capa cerrada correspondiente al gas noble más cercano en el sistema periódico

↓



Formación de cationes:

Se eliminan electrones en el orden **np, ns, (n-1)d**

Na: [Ne] 3s¹ → Na⁺: [Ne]
 Ca: [Ar] 4s² → Ca²⁺: [Ar] (= [Ne] 3s² 3p⁶)
 Fe: [Ar] 4s² 3d⁶ → Fe³⁺: [Ar] 3d⁵
 Fe: [Ar] 4s² 3d⁶ → Fe²⁺: [Ar] 3d⁶

Formación de aniones:

Se añaden electrones hasta conseguir configuración de capa cerrada

N: [He] 2s² 2p³ → N³⁻: [He] 2s² 2p⁶
 O: [He] 2s² 2p⁴ → O²⁻: [He] 2s² 2p⁶
 Cl: [Ne] 3s² 3p⁵ → Cl⁻: [Ne] 3s² 3p⁶

4.4 Propiedades periódicas

- Radio atómico:** la mitad de la distancia entre dos átomos enlazados
- Radio iónico:** la medida del tamaño de un ión en un sólido iónico
- Energía de ionización:** energía necesaria para sustraer electrones al átomo
- Afinidad electrónica:** energía adquirida o desprendida cuando se añade un electrón a un átomo
- Electronegatividad:** medida de la tendencia de un átomo a captar o ceder electrones

Las propiedades atómicas muestran una variación **periódica** a lo largo del sistema periódico



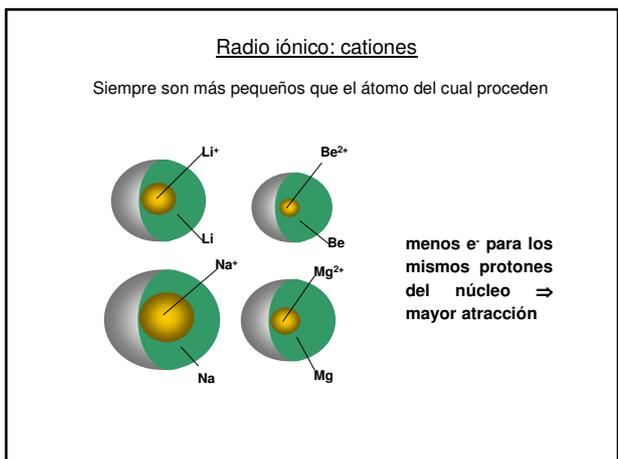
Variación de los radios atómicos en una serie de elementos de transición

Salvo algunas excepciones, los radios atómicos de los elementos de transición tienden a ser aproximadamente iguales a lo largo del periodo:

los e⁻ adicionales se sitúan en una capa electrónica interna, contribuyendo al apantallamiento del núcleo con respecto a los e⁻ externos. El n^o de e⁻ en la capa externa tiende a permanecer constante

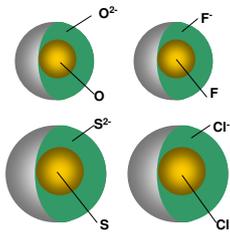
Mn: [Ar] 3d⁵4s² Fe: [Ar] 3d⁶4s² Co: [Ar] 3d⁷4s²
 $Z_{ef} \approx 2$ $Z_{ef} \approx 2$ $Z_{ef} \approx 2$

el núcleo atrae a los e⁻ de la capa externa con una fuerza aproximadamente igual a lo largo de la serie de transición.



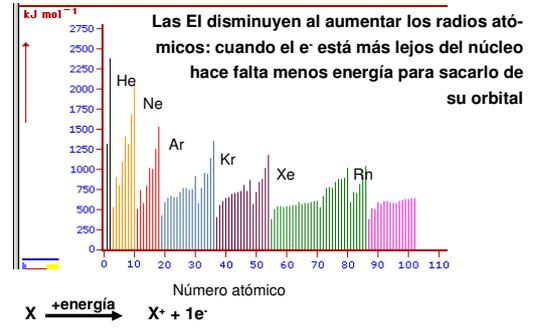
Radio iónico: aniones

Siempre son más grandes que el átomo del cual proceden



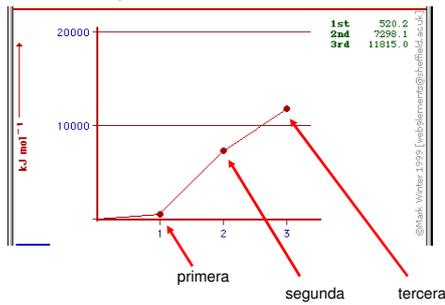
más e⁻ para los mismos protones del núcleo ⇒ menor atracción

Energía de ionización



Energías de ionización sucesivas

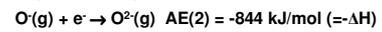
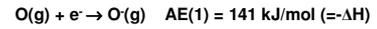
Energía de ionización del litio



Afinidad electrónica

Energía intercambiada cuando se añade un electrón a un átomo en estado gaseoso

La primera afinidad electrónica es casi siempre positiva (se desprende energía) pero la segunda puede ser positiva o negativa



La AE "tiende" a disminuir al bajar en un mismo grupo y "tiende" a aumentar (en valor absoluto) al ir hacia la derecha en el sistema periódico

Una tendencia fuerte a ganar un electrón, significa una gran "afinidad" por el electrón, como sucede con el F y el Cl, y se traduce en un alto valor de AE.

Afinidad electrónica

		Group																							
													H +73												18 He -48
		1	2	13	14	15	16	17					18												
2		Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N -7	O +141 -844	F +328					Ne -116												
3		Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200 -532	Cl +349					Ar -96												
4		K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325					Kr -96												
5		Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295					Xe -77												
6		Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270					Rn -68												

Afinidad electrónica (kJ·mol⁻¹)

- >300
- 200-300
- 100-200
- 0-100
- 100-0
- <-100

Electronegatividad

$\chi = (EI + AE) / 2 = \text{Tendencia de un átomo a atraer electrones}$

Átomos muy electronegativos: altas afinidades electrónicas y altas energías de ionización

Átomos poco electronegativos: bajas afinidades electrónicas y bajas energías de ionización



Los metales son poco electronegativos, los no metales son muy electronegativos

Tema 4

