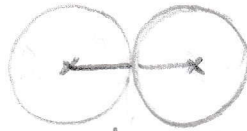


Propiedades periódicas de los elementos

Aquellas propiedades de los elementos químicos que podemos estudiar en relación con el lugar que ocupan en el sistema periódico.

1. EL tamaño de los átomos

Actualmente, se mide el radio de los átomos como la mitad de la distancia que separa dos átomos del mismo elemento unidos mediante un enlace sencillo.



De los datos obtenidos, resulta que el radio atómico

- Grupos aumenta al aumentar el número atómico
- Períodos disminuye al aumentar el número atómico.

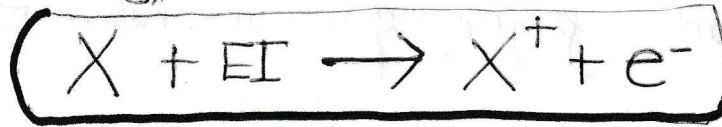
Para entenderlo, vemos la ce. del nivel de valencia de los elementos de un grupo (1) y de un período (2).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1s ¹	1s ²	2s ¹	2s ²	2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
3s ¹	3s ²	3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶	4s ¹	4s ²
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
5s ¹	5s ²	5s ² 4d ¹	5s ² 4d ²	5s ² 4d ³	5s ² 4d ⁴	5s ² 4d ⁵	5s ² 4d ⁶	5s ² 4d ⁷	5s ² 4d ⁸
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
6s ¹	6s ²	6s ² 4f ¹	6s ² 4f ²	6s ² 4f ³	6s ² 4f ⁴	6s ² 4f ⁵	6s ² 4f ⁶	6s ² 4f ⁷	6s ² 4f ⁷ 5d ¹

- En un grupo, a medida que aumenta el n° atómico (Z), aumenta el número del nivel de valencia. En consecuencia los E_o valencia están cada vez más alejados del núcleo y el tamaño del átomo es cada vez mayor.
- En un período los E_o valencia se sitúan en orbitales del mismo nivel. Pero a medida que aumenta el n° atómico (Z) aumenta el n° protones del núcleo, y con ello, la atracción que ese núcleo ejerce sobre los e⁻ del nivel de valencia, lo que hace que se aproximen y disminuya el tamaño de los átomos.

2. La energía de ionización. (EI) $\uparrow \rightarrow$

Es la energía que hay que suministrar a un átomo aislado (en estado gaseoso) para arrancar $1e^-$ de su nivel de valencia. Se mide en KJ/mol .



Mide la tendencia de un elemento a perder $1e^-$ y convertirse en un ión positivo.

- Grupos disminuye al aumentar el n° atómico.
- Períodos aumenta al aumentar el n° atómico.

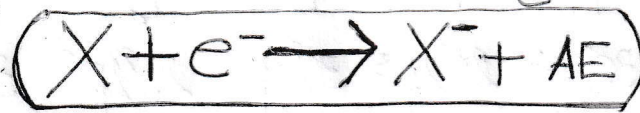
Para entenderlo, estudiaremos la CE del nivel de valencia de un grupo y de un período:

1 H $1s^1$									
3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$		
11 Na $3s^1$									
19 K $4s^1$									
37 Rb $5s^1$									
55 Cs $6s^1$									

- En un grupo, a medida que aumenta Z , aumenta el n° del nivel de valencia. En consecuencia, los e^- de valencia están cada vez más alejados del núcleo y es más fácil arrancarlos (se requiere menos energía).
- En un período, los e^- de valencia están situados en orbitales del mismo nivel. Pero a medida que aumenta Z , aumenta el n° protones del núcleo y, con ello la atracción que ese núcleo ejerce sobre los e^- de valencia, por lo que se requiere más energía para poder arrancarlos.

3. La afinidad electrónica (AE) $\uparrow \rightarrow$

Mínima energía que desprende un átomo en estado gaseoso, cuando capta $1e^-$. Se mide en KJ/mol .



Mide la tendencia de un elemento a ganar $1e^-$ y convertirse en ion negativo.

Estudiaremos la variación de la AE en aquellos elementos que tienen tendencia a ganar e^- y convertirse en iones negativos. De los datos resulta:

- **Períodos**, aumenta al aumentar el n.º atómico (Z)
- **Grupos**, disminuye al aumentar el n.º atómico (Z), con la excepción del Flúor.

Z	7	8	9
	N (-7)	O (-14)	F (-328)
	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$
			17
			Cl (-349)
			$3s^2 3p^5$
			35
			Br (-325)
			$4s^2 4p^5$
			53
			I (-295)
			$5s^2 5p^5$
			85
			At (-270)
			$6s^2 6p^5$

- En los últimos elementos del período a medida que aumenta el n.º atómico (Z) aumenta la tendencia a captar $1e^-$, ya que el átomo está más próximo a alcanzar la ce. de gas noble.
- En un grupo a medida que aumenta el n.º atómico (Z) el nivel de valencia en la que se introduciría el nuevo e^- está más alejado. En consecuencia, menor es la atracción que el núcleo ejerce sobre el nuevo e^- y menor será la AE.

4. Electronegatividad (EN) $\uparrow \rightarrow$

Mide la tendencia que tiene un átomo a atraer sobre sí el par de e^- de un enlace.

La EI mide la tendencia de un elemento a perder $1e^-$ y convertirse en un ión positivo.

La AE mide la tendencia de un elemento a ganar $1e^-$ y convertirse en un ión negativo.

Pero la mayoría de los elementos, cuando se combinan con otros, no ganan ni pierden e^- , sino que los comparten.

Ver Esta relacionada con las 2 props. anteriores, ya que cuanto mayor sea la tendencia de un elemento a ganar e^- (mayor AE) más dificultad tendrá a perderlos (mayor EI) y al revés.

Mulliken, estableció la 1ª escala de electronegatividades a partir de la expresión

$$EN = \frac{EI + AE}{2}$$

Pauling, estableció una escala de electronegatividades estudiando cómo se distribuyen los e^- de enlace en muchas parejas de elementos. Encontró que el elemento más electronegativo era el F, al que le asignó una electronegatividad de 4.

* El concepto de diferencia de electronegatividad entre dos elementos es imp. cuando estudiemos los distintos tipos de enlace. Cuanta más diferencia de electronegatividad exista entre 2 elementos, más posible es que formen iones al combinarse y den lugar a un compuesto iónico.

Si la diferencia de electronegatividades es pequeña o nula, es más posible q. no se formen iones y el compuesto se establezca compartiendo e^- , (enlace covalente).

5. El carácter metálico.

- Los metales son elementos que tienen una baja electronegatividad. En consecuencia, tienen tendencia a ceder e^- y a formar iones positivos.
- Los no metales son los que tienen una alta electronegatividad. En consecuencia, tienen tendencia a aceptar e^- y a formar iones negativos.

El carácter metálico de los elems., varía de forma opuesta a como varía la electronegatividad.

- En cada grupo, el carácter metálico aumenta a medida que aumenta el número atómico.
- En cada período, el carácter metálico disminuye a medida que aumenta el número atómico.