

## SISTEMA PERIÓDICO PROPIEDADES PERIÓDICAS

IES La Magdalena.  
Avilés. Asturias

A lo largo del siglo XVIII se había descubierto una buena cantidad de nuevos elementos (N, H, O, Cl, Co, Pt, Ni, Mn, W, Mo, U, Ti y Cr) y la tendencia continuó en la primera década del siglo siguiente gracias, en buena parte, al uso de la corriente eléctrica en la electrolisis (K, Na, Mg, Sr, Ba, Ca, B, Pd, Rh, Ce, Os, Ir, Nb, Ta, Se, Si, Zr, Th, Be), de tal manera que hacia 1830 se conocían cincuenta y cinco elementos y rápidamente empezaron los intentos para encontrar regularidades que permitieran clasificarlos.

### Las triadas de Döbereiner

Uno de los primeros intentos de clasificación se debe al químico alemán **J. W. Döbereiner (1780-1849)** quien en la década de 1820 observó que si algunos elementos con propiedades químicas parecidas (ver tabla) se agrupaban en grupos de tres y se ordenaban según su masa atómica creciente, la masa atómica del elemento central era, muy aproximadamente, la media de los otros dos.

Triada I		Triada II		Triada III	
Cl		Ca		S	
35,46		40,08		32,07	
Br	$\frac{35,46 + 126,91}{2} = 81,19$	Sr	$\frac{40,08 + 137,36}{2} = 88,72$	Se	$\frac{32,06 + 127,61}{2} = 79,84$
79,92		87,63		78,96	
I		Ba		Te	
126,91		137,36		127,61	

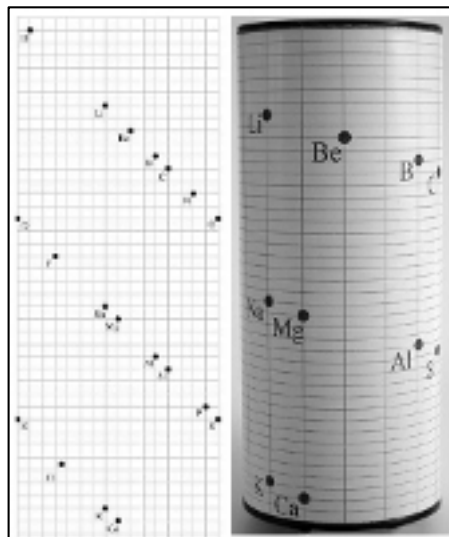
Dado que en aquel tiempo no se daba gran importancia a las masa atómicas (muchas de ellas eran incorrectas) y, dado que Döbereiner, no pudo encontrar más triadas (posteriormente, con el descubrimiento de nuevos elementos, se encontraron muchas más), su intento pronto cayó en el olvido.

### Chancourtois y la Hélice Telúrica

Un intento bastante curioso de clasificación se debió a **A.E.B. Chancourtois (1820 - 1886)** quien en 1862 al situar los elementos de acuerdo a su peso atómico creciente sobre líneas con una inclinación de  $45^\circ$  (ver fotografía) y arrollar posteriormente la hoja para formar un cilindro, observó que se obtenía una disposición en hélice y los elementos con propiedades químicas similares aparecían dispuestos en columnas verticales.

Como el elemento Te quedaba en el centro de la hélice, el invento fue bautizado con el pomposo nombre de **Hélice Telúrica**.

La clasificación de Chancourtois tiene cierto interés ya que en ella, y por primera vez, aparece el concepto de periodicidad. A pesar de esto el trabajo pasó bastante desapercibido.



**Las octavas de Newlands**

En 1865 **J.A.R. Newlands (1837-1898)** siguiendo el método de Döbereiner ordenó los elementos conocidos de acuerdo con su peso atómico creciente en columnas de siete (ver tabla), observando que el octavo elemento repetía las propiedades del anterior (de un modo parecido a como sucede en la escala musical).

Aunque Newlands invirtió el orden de algunos elementos (Te y I, por ejemplo) para colocarlos en la fila en la que se situaban los elementos químicamente análogos, la clasificación tuvo poco éxito. Los químicos alegaban que aunque había coincidencias en las propiedades químicas de algunos elementos, en otros casos (por ejemplo: O, S, Fe, Se... etc) la similitud en el comportamiento químico era inexistente.

<b>Ley de las Octavas (1864)</b>															
1	H	8	F	15	Cl	22	Co, Ni	29	Br	36	Pd	42	I	50	Pt, Ir
2	Li	9	Na	16	K	23	Cu	30	Rb	37	Ag	44	Cs	51	Os
3	G	10	Mg	17	Ca	25	Zn	31	Sr	38	Cd	45	Ba, V	52	Hg
4	B	11	Al	19	Cr	24	Y	33	Ce, La	40	U	46	Ta	53	Tl
5	C	12	Si	18	Ti	26	In	32	Zr	39	Sn	47	W	54	Pb
6	N	13	P	20	Mn	27	As	34	Di, Mo	41	Sb	48	Nb	55	Bi
7	O	14	S	21	Fe	28	Se	35	Ro, Ru	43	Te	49	Au	56	Th

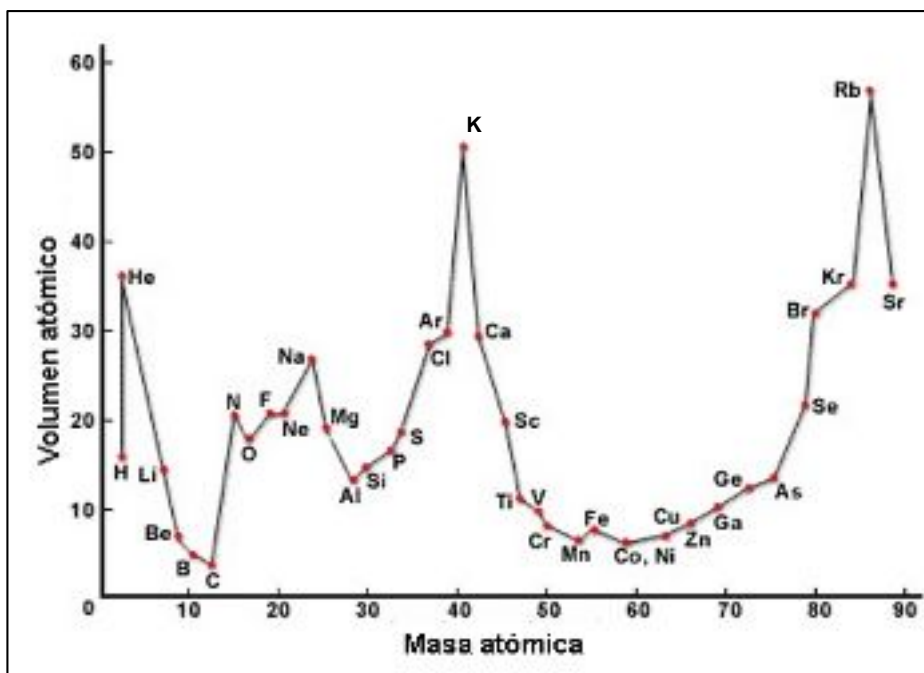
G= Glucino (actual Be). Di= Didimio (mezcla de Pr y Nd)

**Meyer y los volúmenes atómicos**

**J.L.Meyer (1830 - 1895)**

tuvo la idea de representar los volúmenes atómicos de los elementos conocidos frente a su masa atómica. La gráfica resultante muestra una clara periodicidad con valores máximos para los alcalinos que después descienden hasta alcanzar valores mínimos, para volver a crecer nuevamente hasta otro máximo repitiendo la tendencia.

La gráfica de Meyer deja entrever la existencia de un periodo con solo dos elementos (H y He), los actuales periodos cortos (Li- Ne y Na-Ar) y el primer periodo largo (del K al Kr).



El descubrimiento de Meyer llegó un poco tarde, ya que el trabajo fue publicado en 1870, unos meses después de la tabla periódica de **D.I. Mendeleiev** (marzo de 1869)

### La Ley Periódica de Mendeléiev

**D. I. Mendeléiev** <sup>(1)</sup> (1834-1907) presentó la primera versión de su **tabla periódica** en marzo de 1869 (ver figura). En ella los elementos químicos conocidos hasta entonces (63) se ordenaban en columnas verticales **según su peso atómico creciente** (aunque también concedía mucha importancia a la **valencia**, o capacidad de combinación). La ordenación propuesta permitía observar que los elementos con propiedades químicas análogas quedaban dispuestos en filas horizontales (las tablas periódicas actuales están invertidas respecto a la original: los elementos químicamente similares se sitúan en columnas verticales). Observando la tabla es fácil darse cuenta de que las propiedades químicas de los elementos se repiten, hecho que llevó a Mendeléiev a enunciar lo que él llamó Ley Periódica de los Elementos Químicos:

**"Las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos"**

La tabla presentaba algunas conclusiones notables:

- Siete elementos van marcados con un signo de interrogación para indicar que el peso atómico que se les otorga debía de ser incorrecto, **ya que sus propiedades químicas no son las correspondientes al lugar que ocupan**. Considerando esto, Mendeléiev altera el orden creciente de los pesos atómicos en las parejas: Te (128?) - I (127), Hg (200) - Au (197?) y Bi (210?) - (Tl 204).
- **Se incluyen cuatro elementos aún desconocidos**, a los que asigna los pesos atómicos de 45 (eka-boro), 68 (eka-aluminio), 70 (eka-silicio) y 180, de los cuales predice con gran precisión muchas de sus propiedades físico-químicas.
- Curiosamente coloca juntos al Ni y al Co, al considerar que tienen las mismas propiedades e idéntico peso atómico. Sin embargo, rodio (Rh) y rutenio (Ru), son situados en lugares diferentes pese a tener el mismo peso atómico (104,4)

**Tabla periódica original de Mendeléiev (1869)**

I	II	III	IV	V	VI
			Tl = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 9,4	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197 ?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	Bi = 210 ?
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128 ?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118 ?		

Elementos con idéntica masa atómica

Orden alterado

Masa atómicas consideradas incorrectas

Elementos no descubiertos

El Didimio era considerado como un elemento. Posteriormente se demostró que era una mezcla de Pr y Nd

<sup>(1)</sup> Biografía de D.I. Mendeléiev en **FisQuiWeb**: <http://bit.ly/16mUfMA>

Lo más sorprendente de la tabla periódica tal vez fuera su capacidad para predecir, no solo la existencia de elementos aún no descubiertos (eka-boro, eka-silicio y eka-aluminio), sino de establecer con una precisión asombrosa la mayor parte de sus propiedades (ver tabla).

También es importante el hecho de que Mendeleiev altere el orden establecido por el peso atómico (Te- I) para situar los elementos en el lugar que les corresponde de acuerdo con sus propiedades químicas, dando prioridad a estas frente a la masa atómica.

***Esto implica el reconocimiento (no explícito) de que la ley periódica no era tal, y que la periodicidad en las propiedades podría obedecer a otra causa aún desconocida.***

Comparación entre las propiedades predichas para el Eka-silicio (1871) y las encontradas para el Germanio (1886)		
	Eka-silicio	Germanio
Masa atómica	72	72,61
Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	5,5	5,35
T. fusión (°C)	Alto	947
Color	Gris	Gris
Óxido	EsO <sub>2</sub> Refractario d =4,7 g/cm <sup>3</sup> Débilmente básico	GeO <sub>2</sub> Refractario d =4,7 g/cm <sup>3</sup> Débilmente básico
Cloruro	EsCl <sub>4</sub> T. ebul. <100 <sup>0</sup> C d =1,9 g/cm <sup>3</sup>	GeCl <sub>4</sub> T. ebul.: 83,1 <sup>0</sup> C d =1,88 g/cm <sup>3</sup>

### La actual clasificación periódica

La tabla periódica actual data de 1944 e incorpora elementos desconocidos en la época de Mendeléiev (gases nobles, lantánidos y actínidos) y es atribuida a **Seaborg** (1912-1999).

- **Ordena los elementos de acuerdo con su número atómico.**

***Las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico, Z (Moseley, 1913).*** El número atómico coincide con el número de protones del núcleo y, para átomos neutros, con el de electrones de la corteza. ***Como el comportamiento químico de un átomo depende de la disposición de los electrones en la capa más externa (capa de valencia), todos los elementos de un grupo tienen propiedades químicas comunes al tener una configuración electrónica similar en su capa de valencia.***

- ***La periodicidad en las propiedades químicas se debe, por tanto, a la repetición de las estructuras electrónicas de la capa de valencia.***
- Tanto los lantánidos como los actínidos se consideran incluidos en las casillas 57 y 89, respectivamente.
- El primer elemento, el hidrógeno, aunque tiene una estructura en su capa de valencia similar a la de los alcalinos, su comportamiento químico no se parece en nada al de estos metales. Su ubicación en la tabla es problemática.
- Los elementos del primer grupo de transición (grupo 3) tienen la configuración (n-1)d<sup>1</sup> ns<sup>2</sup>, pero debido a que la energía de los orbitales "d" y "f" es muy parecida, tienen esa configuración tanto La y Ac como Lu y Lr, razón por la que este grupo está integrado en unas tablas por **Sc, Y, La y Ac** y, en otras, por **Sc, Y, Lu y Lr**.



**H.G.J. Moseley (1887-1915)**

***Introdujo el concepto de número atómico (Z) al que identificó con el número de cargas positivas del núcleo.***

***Dedujo que las propiedades de los elementos dependían de Z.***

Murió a los 28 años en la batalla de Gallipoli (Turquía).

**Configuración de la última capa** (n es el número de la última capa, coincide con el número del periodo):

- **Alcalinos:**  $ns^1$
- **Alcalino-térreos:**  $ns^2$
- **Grupo del B:**  $ns^2p^1$
- **Grupo del C:**  $ns^2p^2$
- **Pnictógenos:**  $ns^2p^3$
- **Calcógenos:**  $ns^2p^4$
- **Halógenos:**  $ns^2p^5$
- **Gases nobles:**  $ns^2p^6$  (excepto He)

Una línea quebrada separa, aproximadamente, los **metales** (que se sitúan a la izquierda de la línea) y los **no metales** (a la derecha).

Los gases (trama vertical) se concentran a la derecha del S.P

1	H																	He
2	Li	Be																Ne
3																		Ar
4			Sc															Kr
5			Y															Xe
6			La(Lu)															Rn
7			Ac(Lr)															

La constitución del grupo 3 es problemática. La presencia de orbitales "d" y "f" de energía muy parecida hace que dos elementos de los periodos 6 y 7 presenten la estructura electrónica propia del grupo.

- Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con ocho electrones en su última capa:  $ns^2p^6$  (excepto el He que tiene dos).
- Todos los elementos tiende a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.
- Los elementos, como los halógenos o calcógenos, a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones transformándose en iones con carga negativa. **Se dice que son muy electronegativos. En general los no metales son elementos electronegativos y tienden a captar electrones para dar iones negativos.**
- Los elementos, como los alcalinos o alcalinotérreos, que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente, les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar en iones con carga positiva. **Se dice que son muy poco electronegativos. En general los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.**
- Los metales tienen **energías de ionización bajas** (cuesta muy poco arrancarles un electrón), la razón es bastante sencilla: si tienden a ceder electrones bastará con comunicarles muy poca energía para que los cedan.
- Los no metales, sin embargo, muestran **energías de ionización elevadas**: si lo que quieren es captar electrones mostrarán muy poca tendencia a cederlos. Por tanto, habrá que comunicarles mucha energía para arrancárselos.

**Ejemplo 1** (Oviedo. 2012-2013)

Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones: X (Z= 35), X<sup>-</sup>; Y (Z= 38), Y<sup>2+</sup>. Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a los que pertenece cada uno de los elementos.

**Solución:**

**X (Z=35):**  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$ . Halógeno ( $ns^2 p^5$ ) situado en el cuarto periodo (n última capa igual a 4). Se trata del bromo (Br).

**Br<sup>-</sup>:**  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6$ . Anión. Formado al adquirir un electrón. Configuración especialmente estable (gas noble  $ns^2 p^6$ ).

**Y (Z=38):**  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5 5 s^2$ . Alcalinotérreo ( $ns^2$ ) situado en el quinto periodo (n última capa igual a 5). Se trata del bromo (Sr).

**Sr<sup>2+</sup>:**  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6$ . Cation. Formado al perder dos electrones. Configuración especialmente estable (gas noble  $ns^2 p^6$ ).

**Propiedades periódicas. Energía de ionización**

**Se define la (primera) energía de ionización (algunas veces se le llama potencial de ionización) como la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, y en estado gaseoso, para arrancar el electrón más débilmente retenido:**  $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$

Rigurosamente deberíamos de hablar de primera energía de ionización cuando se arranca el primer electrón, segunda energía de ionización cuando arrancamos el segundo (siempre mayor ya que hay que extraer una carga negativa de un átomo con carga positiva), tercera energía de ionización para el tercero... etc.

**La energía de ionización dependerá de la fuerza con que el electrón esté ligado al núcleo y ésta aumentará si la carga del núcleo es grande y la distancia pequeña.**

**Teniendo en cuenta que cuando nos desplazamos hacia la derecha en un periodo los electrones de la capa de valencia se sitúan a la misma distancia del núcleo, mientras que el número de protones crece, la energía de ionización crecerá hacia la derecha.**

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I (kJ/mol)	520,2	899,5	800,6	1086,5	1402,3	1313,9	1681,0	2060,7

Como se observa en la tabla la tendencia es a crecer hacia la derecha. Se observan valores anormalmente altos para el Be y el N que se pueden explicar por la especial estabilidad de la configuración  $2s^2$  (con el nivel s lleno) para el Be y  $2s^2 p^3$  (con el nivel p semilleno) para el N. Observar la gran energía de ionización del Ne debido a la gran estabilidad de la estructura  $2s^2 p^6$ .

**Si descendemos en un grupo la distancia al núcleo aumenta (a medida que descendemos aumenta el número de capas), mientras que la carga nuclear no aumenta significativamente (a pesar de que lo hace el número de protones) debido a que los electrones situados en órbitas inferiores "apantallan"<sup>(1)</sup> en gran medida la carga del núcleo, haciendo que la carga efectiva ( $Z^*$ ) sobre los electrones más externos ( $Z^* = Z - \sigma$ ) sea menor de la esperada. La energía de ionización, por tanto, disminuye a medida que se desciende en un grupo.**

Elemento	E.I (kJ/mol)
Li	520,2
Na	495,8
K	418,8
Rb	403,0

<sup>(1)</sup> El apantallamiento de los electrones queda recogido en la constante de pantalla:  $\sigma$

**Considerando la variación en conjunto diremos que los elementos con una energía de ionización elevada se situarán en la parte superior derecha de la tabla periódica y los que tienen una energía de ionización más baja lo harán en la parte inferior izquierda de la tabla.**

**De manera general los no metales tienen energías de ionización elevadas mientras que los metales muestran energías de ionización bajas.**

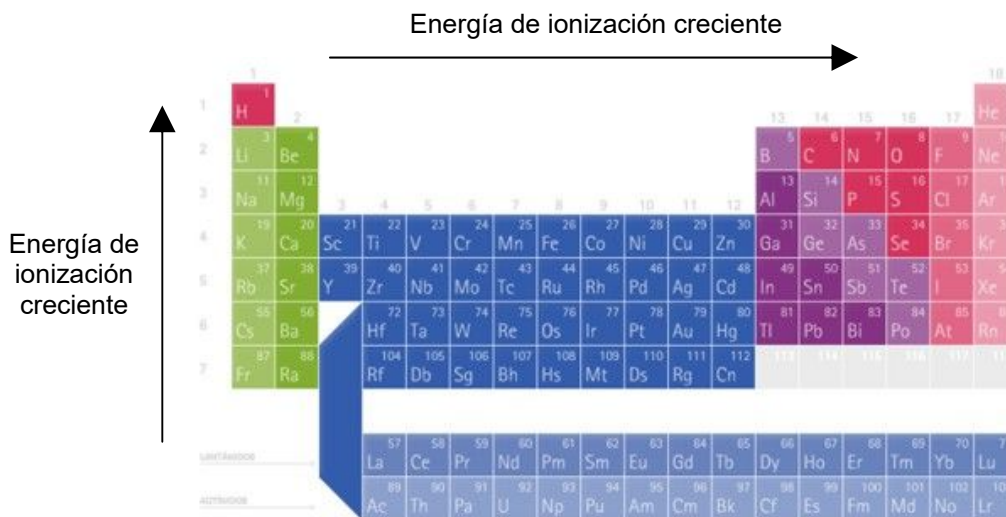


Tabla: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

**Ejemplo 2** (Oviedo. 2010-2011)

Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos: X (Z= 7) e Y (Z= 33). Indique el grupo y periodo de la tabla periódica a los que pertenece cada uno de los elementos. A partir de esas configuraciones electrónicas, indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más bajo de la primera energía de ionización.

**Solución:**

**X (Z=7):**  $1s^2 2s^2 p^3$ . Pnictógeno ( $ns^2 p^3$ ) situado en el segundo periodo (n última capa igual a 2). Se trata del nitrógeno (N).

**Y (Z=33):**  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^3$ . Pnictógeno ( $ns^2 p^3$ ) situado en el cuarto periodo (n última capa igual a 4). Se trata del arsénico (As).

Presentarán un valor más bajo de la primera energía de ionización el elemento cuyo electrón esté más débilmente unido al núcleo. Según la ley de Coulomb:

$$F = k \frac{(Z^* e) e}{r^2}$$

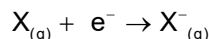
La fuerza de atracción del núcleo sobre un electrón es tanto mayor cuanto mayor sea el la carga efectiva ( $Z^*$ ) y menor la distancia al núcleo (r).

- Es evidente que la distancia al núcleo es mayor para los electrones situados en la capa de valencia del As (cuatro capas) que para los del N (dos capas).
- La carga efectiva,  $Z^*$  no aumenta mucho para el As respecto del N, ya que los electrones internos apantallan la carga nuclear. Además, en este caso, hay electrones "d", cuyo efecto de pantalla es elevado.

En resumen, los electrones de la capa de valencia del As estarán más débilmente atraídos por el núcleo siendo su energía de ionización más baja que para el N.

### Propiedades periódicas. Afinidad electrónica

**Se define la afinidad electrónica (AE) como la variación de energía (generalmente despendida) que tiene lugar cuando un elemento, en estado gaseoso, capta un electrón:**



Como generalmente se desprende energía el signo de la AE es negativo (el átomo libera energía). Si hay que suministrar energía el signo será positivo.

La variación de la afinidad electrónica en el sistema periódico será idéntica a la mostrada al hablar de la energía de ionización:

- Si un elemento tiende a captar electrones (**afinidad electrónica alta**) no tenderá a cederlos, debiendo de comunicar una gran energía para lograrlo (**energía de ionización alta**).
- Si un elemento tiende a ceder electrones habrá que comunicarle poca energía (**energía de ionización baja**) y no tenderá a captarlos (**afinidad electrónica baja**).

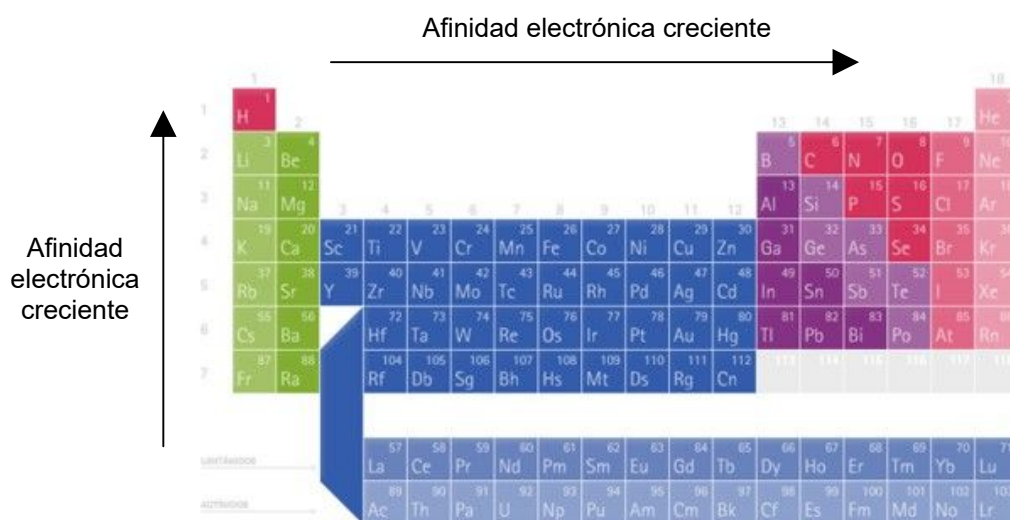


Tabla: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

#### Ejemplo 3 (Oviedo. 2010-2011)

Para los elementos X (Z= 4) e Y (Z= 8), escriba las configuraciones electrónicas respectivas e indique, de forma razonada, el que presenta el valor más negativo de la afinidad electrónica.

#### Solución:

**X (Z=4):**  $1s^2 2s^2$ . Alcalino térreo ( $ns^2$ ) situado en el segundo periodo (n última capa igual a 2). Se trata del berilio (Be).

**Y (Z=8):**  $1s^2 2s^2 p^4$ . Calcógeno ( $ns^2 p^4$ ) situado en el segundo periodo (n última capa igual a 2). Se trata del oxígeno (O).

Se define la afinidad electrónica (AE) como la variación de energía (generalmente despendida) que tiene lugar cuando un elemento, en estado gaseoso, capta un electrón. Es evidente que entre un metal como el Be y un no metal como el O la afinidad electrónica será más negativa para este último, ya que el oxígeno trata de captar electrones para obtener la configuración de gas noble (configuración más estable, más baja en energía) y al captar un electrón desprenderá energía.

El Be no sólo **no** trata de captar electrones, sino que su tendencia es a perderlos. Captar un electrón lo aleja de la configuración de gas noble, por tanto, en este caso, la afinidad electrónica probablemente sea positiva (hay que comunicar energía para que capte un electrón).



## Propiedades periódicas. Electronegatividad

**La electronegatividad mide la tendencia de los elementos a captar electrones.**

Podríamos dar una definición operativa de la electronegatividad como **suma conceptual (no algebraica) de la energía de ionización y la afinidad electrónica**. Por "suma conceptual" se quiere dar a atender lo siguiente:

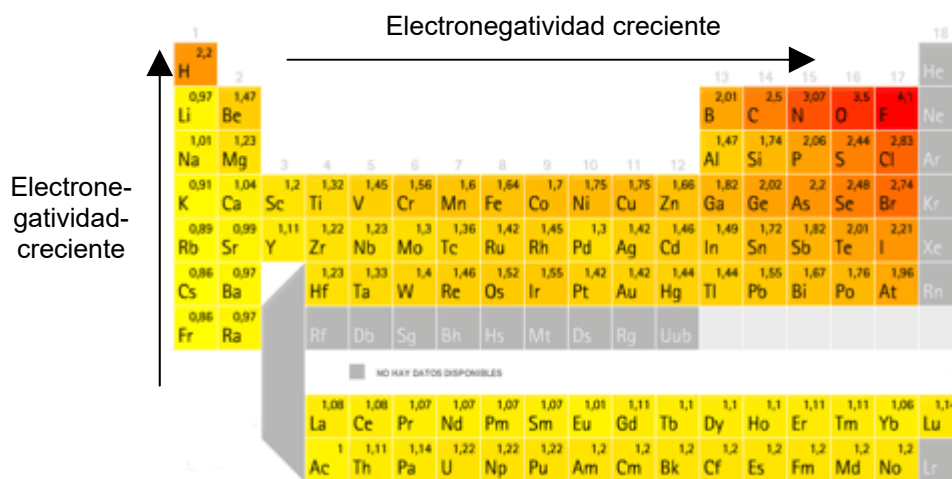
- Energía de ionización **alta** y afinidad electrónica **alta** = Electronegatividad **alta**.
- Energía de ionización **baja** y afinidad electrónica **baja** = Electronegatividad **baja**.

Por tanto:

- **Electronegatividades altas indican gran apetencia por los electrones**. Los no metales son muy electronegativos.
- **Una electronegatividad baja indica tendencia a perder electrones**. Los metales tienen electronegatividades bajas.

Como la energía de ionización y afinidad electrónica varían en el mismo sentido podemos afirmar que:

- **En un periodo la electronegatividad aumenta hacia la derecha.**
- **En un grupo los elementos más electronegativos son los situados más arriba, y la electronegatividad disminuye a medida que se desciende.**
- **En conjunto, por tanto, la electronegatividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha. Los elementos más electronegativos son los situados en el ángulo superior derecho de la tabla.**



Fuente: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

La electronegatividad no es medible experimentalmente (como la energía de ionización o la afinidad) sino que hay que calcularla indirectamente a partir de otras propiedades atómicas o moleculares. La escala de electronegatividad más usada es la propuesta por Pauling, en ella el elemento más electronegativo es el flúor.

### Propiedades periódicas. Tamaño de los átomos

El tamaño de un átomo viene condicionado por tres factores:

- **El número de capas que posea.** Los átomos que tengan más capas tendrán, lógicamente, un tamaño superior a aquellos otros que posean pocas capas.
- **El número de electrones situado en la última capa o capa de valencia.** La existencia de muchos electrones en la última capa hace que aumente el tamaño del átomo, ya que los electrones, al ser cargas negativas, se repelen y tienden a separarse unos de otros.
- **La carga efectiva ( $Z^*$ ) del núcleo.** Un electrón situado a determinada distancia del núcleo estará más fuertemente atraído por éste (tendiendo a situarse a menor distancia) si la carga nuclear efectiva es grande.

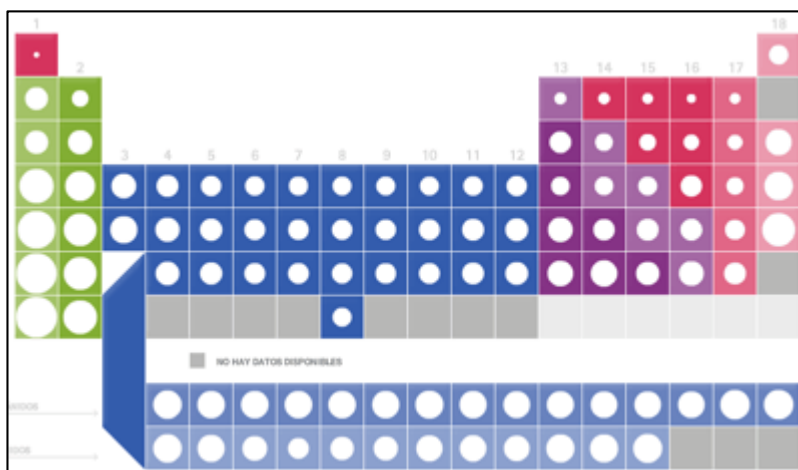
Si nos situamos en un grupo, los átomos tendrán mayor número de capas a medida que descendemos. **Los elementos más pequeños estarán situados en la parte superior y los más voluminosos en la parte de abajo del sistema periódico.**

En un periodo todos los elementos tienen igual número de capas (aunque los elementos de transición colocan los electrones en el nivel "d" de la penúltima capa, este se encuentra muy cerca de la última). **En los periodos cortos a medida que vamos hacia la derecha, la carga nuclear efectiva aumenta con lo que se produce una disminución del tamaño de los átomos**, ya que el efecto de repulsión entre los electrones no es grande.

En los periodos largos la tendencia es mucho más irregular.

**En el cuarto periodo se sigue la tendencia de disminuir el tamaño de izquierda a derecha**

En los periodos quinto y sexto, y hasta la mitad del mismo, la tendencia es a disminuir el tamaño debido al aumento de carga nuclear efectiva. A partir de la mitad, y debido a la gran concentración de electrones, el efecto de repulsión se hace más importante, los electrones tienden a alejarse y el tamaño crece hasta el final del bloque "d". Una vez iniciado el bloque "p" se produce una contracción de los átomos hasta presentar valores mínimos en los halógenos.



Radios atómicos.

Fuente: Merck. <http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES>

En resumen, en los periodos largos **los átomos más pequeños se encuentran situados hacia la mitad periodo y al final del mismo.**

#### Tamaño de los iones

**Comparados con los átomos neutros los iones con carga negativa (aniones) son bastante más grandes.** La razón está clara, a igualdad de carga efectiva del núcleo, al situar una carga negativa más en la capa aumentarán las repulsiones entre los electrones, provocando un aumento del radio del anión.

**Los iones con carga positiva (cationes) serán, sin embargo, bastante más pequeños que los átomos neutros.** La pérdida de una carga negativa implica que las repulsiones entre los electrones restantes se relajan y el radio del ión disminuye respecto del átomo neutro.

### ¿Cómo medir el tamaño de los átomos?

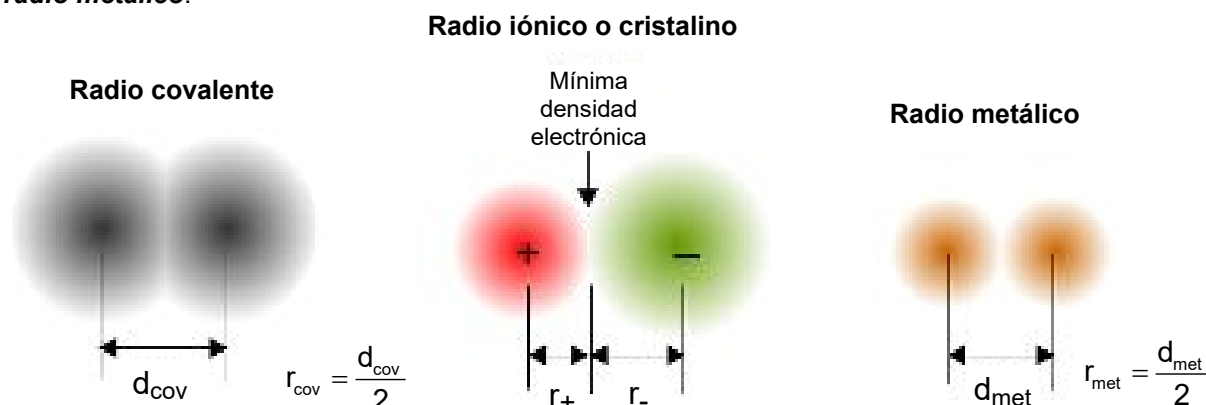
Medir el tamaño de un átomo no es tan sencillo, ya que según la mecánica cuántica los electrones periféricos no describen órbitas definidas alrededor del núcleo. Lo único que podemos decir es que hay una nube de carga negativa de tamaño indefinido situada alrededor del núcleo.

Ampliación

Una de las técnicas usadas para determinar el tamaño de los átomos es medir la distancia entre núcleos en moléculas covalentes homonucleares ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ...) y dividir dicha distancia por dos. Como en este caso los átomos están unidos por un enlace covalente hablamos de **radio covalente**. Para el caso del  $H_2$  la distancia entre los núcleos (distancia de enlace) es de 75 pm. Luego el radio covalente del átomo de H es 37 pm.

Para compuestos iónicos se detecta la región donde la probabilidad de encontrar al electrón entre ambos iones es mínima, definiéndose el radio del catión o del anión como la medida desde el núcleo respectivo hasta esa zona. Hablamos ahora de **radio iónico o cristalino**

De forma idéntica se procede en el caso de metales que forman redes tridimensionales. Hablamos entonces de **radio metálico**.



De todo lo dicho se deduce que **el radio atómico depende del entorno de dicho átomo** (de los átomos unidos a él y del tipo de enlace formado).

#### Ejemplo 4 (Oviedo. 2010-2011)

Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos: X ( $Z=9$ ) e Y ( $Z=4$ ) e indique el grupo y periodo de la tabla periódica a los que pertenece cada uno de los elementos. A partir de esas configuraciones electrónicas, indique, de forma razonada, el elemento que presenta el valor más bajo del radio atómico.

#### Solución:

**X ( $Z=9$ ):**  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Halógeno ( $ns^2 p^5$ ) situado en el segundo periodo (n última capa igual a 2). Se trata del flúor (F).

**X ( $Z=4$ ):**  $1s^2 2s^2$ . Alcalino térreo ( $ns^2$ ) situado en el segundo periodo (n última capa igual a 2). Se trata del berilio (Be).

Ambos elementos tienen dos capas (u orbitales). Por tanto, todos los electrones se situarán a la misma distancia del núcleo, pero el F tiene más cargas positivas en el núcleo ( $Z=9$ ). Como los electrones situados en la misma capa tienen un efecto de pantalla pequeño, la carga nuclear efectiva será mucho mayor en este caso, con lo cual los electrones estarán más fuertemente atraídos por el núcleo provocando un efecto de contracción del radio atómico. **El flúor, por tanto, tendrá un menor radio atómico que el Be.**

#### Ejemplo 5 (Oviedo. 2012-2013)

Ordene las siguientes especies de acuerdo con el valor creciente de los radios iónicos:  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $P^{3-}$ . Justifique la respuesta.

#### Solución:

Los tres iones propuestos son aniones, lo que implica que tendrán un volumen mayor que los átomos respectivos (al introducir nuevos electrones en la capa de valencia aumentan los efectos repulsivos entre ellos provocando un aumento de tamaño).

---

Los tres iones tienen configuración  $3s^2p^6$ , pero la carga nuclear efectiva es mayor en el cloro que en el azufre y en este mayor que en el fósforo, lo que provoca una contracción de tamaño al ir del fósforo al cloro. Por tanto:  $P^{3-} > S^{2-} > Cl^-$