

- 13.8 Clasifica cada uno de los siguientes elementos como metal, no metal, gas noble o semimetal: Ne, W, As, O, Mg y Nd.

A partir de su posición en la tabla periódica, vemos que el W, Mg y Nd son metales (están a la izquierda de la línea escalonada que separa a los metales de los no metales); el O es un no metal (ya que se encuentra a la derecha de dicha línea); el As es un semimetal (es un elemento adyacente a la línea); y, finalmente, el Ne es un gas noble (se encuentra en la última columna de la tabla).

- 13.9 El elemento 117 aún no se ha descubierto. Teniendo en cuenta su posición en la tabla, ¿puedes predecir si será más o menos reactivo que el yodo?

En la tabla periódica, el elemento de $Z = 117$ se sitúa en el grupo 17 (halógenos), y en el período 7, es decir, inmediatamente debajo del astato. En un grupo de no metales, como son los halógenos, la reactividad disminuye al aumentar el número atómico. Por tanto, el elemento 117 se espera que sea menos reactivo que el yodo, ya que ambos pertenecen al mismo grupo pero aquel se encuentra más abajo en la tabla periódica que este.

- 13.10 A pesar de la baja reactividad de los gases nobles, se conocen compuestos del xenón con el flúor. Sin embargo, no se conoce ningún compuesto de helio ni de neón. Explica la diferencia.

El flúor es el no metal más reactivo, ya que es el más electronegativo de todos, y tiene una tendencia tan alta a atraer hacia sí los electrones de otros átomos, que es capaz de reaccionar hasta con el xenón, a pesar de ser este un gas noble y poseer una configuración electrónica muy estable. El helio y el neón son mucho más inertes que el xenón, debido a que por tener un tamaño atómico muy pequeño, atraen con mucha fuerza a sus electrones de valencia, de modo que ni siquiera el flúor es capaz de reaccionar con ellos.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

LA TABLA PERIÓDICA. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y PERIODICIDAD

- 13.11 El renio, Re, fue el último elemento estable descubierto. Su configuración electrónica es $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^5 6s^2$.

a) ¿A qué grupo y período pertenece este elemento?

b) Indica si pertenece a un bloque representativo, uno de transición d o uno de transición f.

a) Pertenece al período sexto, ya que la capa más externa es la 6.^a ($n = 6$). El grupo al que pertenece un elemento del período n -ésimo viene dado por el número que resulta de sumar los electrones en la capa n (de valencia) más los electrones en los orbitales $(n - 1)d$. Por lo tanto, el Re pertenece al grupo 7, ya que posee 2 electrones en 6s y 5 electrones en 5d.

b) La configuración electrónica de los elementos de transición del n -ésimo período es $[\text{G.N.}] (n - 2)f^{14} (n - 1)d^x ns^2$, donde $x = 1$ a 10 y $[\text{G.N.}]$ representa la configuración electrónica del gas noble correspondiente al período $(n - 1)$. El Re pertenece, pues, a los elementos de transición (bloque d).

- 13.12 Con respecto al séptimo período de la tabla periódica, indica cuál será el número atómico del elemento:

a) Con el que se completa la capa 6d.

b) Más parecido al plomo.

c) Que es un miembro de los gases nobles.

a) El subnivel nd se completa con los elementos del grupo 12, que para los períodos 4, 5 y 6 son, respectivamente, Zn, Cd y Hg. Por tanto, el subnivel 6d se completa en el elemento del grupo 12 situado debajo del mercurio, es decir, el elemento de número atómico $Z = 112$, cuyo nombre provisional es ununbium.

b) La similitud de propiedades químicas se presenta entre los elementos que pertenecen a un mismo grupo. Por tanto, el elemento del período séptimo más parecido al plomo será el que se sitúa debajo de él en la tabla periódica, es decir, el elemento de número atómico $Z = 114$, cuyo nombre provisional es ununquadio.

c) Los gases nobles son los elementos del grupo 18. Por tanto, el elemento del período séptimo que es un miembro de los gases nobles será el que se sitúa debajo del radón, en el grupo 18 de la tabla periódica, es decir, el elemento de número atómico $Z = 118$, cuyo nombre provisional es ununoctio.

- 13.13 El niobio, Nb, se utiliza en implantes quirúrgicos, porque no reacciona con los tejidos humanos. Teniendo en cuenta su posición en la tabla periódica:

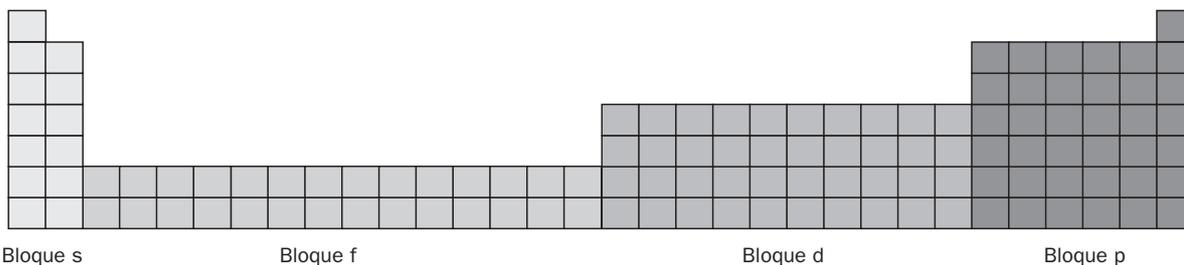
a) ¿Qué configuración electrónica se espera que tenga en su estado fundamental?

b) Indica a qué bloque y a qué grupo pertenece.

a) El niobio pertenece al grupo 5 y al quinto período. El gas noble del cuarto período es el kriptón, de modo que la configuración electrónica del Nb es: $[\text{Kr}] 4d^3 5s^2$. Sin embargo, la configuración observada para el Nb es $[\text{Kr}] 4d^4 5s^1$.

b) El grupo al que pertenece un elemento del período n -ésimo viene dado por el número que resulta de sumar los electrones en la capa n (de valencia) más los electrones en los orbitales $(n - 1)d$. El niobio pertenece, pues, al grupo 5 (ya que es un elemento del período quinto y posee 3 electrones en los orbitales 4d y 2 electrones en el orbital 5s).

- 13.20 Dibuja un esquema de una tabla periódica que incluya todos los elementos en su cuerpo principal. ¿Qué número de grupos tendría esa tabla?



Tendría 32 grupos, ya que los períodos 6.^o y 7.^o contienen ambos 32 elementos. Ello se debe a que a lo largo del período sexto se van llenando los orbitales 6s, 4f, 5d y 6p, lo que supone un total de 32 electrones: 2 en el orbital 6s, 14 en los orbitales 4f, 10 en los orbitales 5d y 6 en los orbitales 6p. De modo similar, a lo largo del período van llenándose los orbitales 7s, 5f, 6d y 7p, lo que supone también un total de 32 electrones.

- 13.21 Los científicos han especulado que existen todavía elementos superpesados desconocidos que pueden ser moderadamente estables. De hecho, en 1976 se creía, de forma errónea, que el elemento 126 había sido descubierto en una mica.
- Escribe su configuración electrónica esperada e indica a qué período pertenecería.
 - Discute si pertenecería a un bloque representativo, uno de transición d, uno de transición f o uno nuevo.
 - Razona cuántos elementos podría haber teóricamente en el período de dicho elemento.
- De acuerdo con el orden de llenado de los orbitales, la configuración electrónica esperada para el elemento de $Z = 126$ es: $[\text{Rn}] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6 8s^2 5g^6$, donde $[\text{Rn}]$ representa la configuración electrónica del gas noble radón. Escrita más abreviadamente, la configuración electrónica esperada para el elemento $Z = 126$ es $[\text{Uuo}] 8s^2 5g^6$, donde $[\text{Uuo}]$ denota la configuración electrónica del gas noble correspondiente al séptimo período, cuyo nombre provisional es ununocio.
 - El último electrón se alojaría en orbitales 5g, de modo que el elemento pertenecería a un nuevo bloque (bloque g).
 - 50 elementos, ya que a lo largo de dicho período se llena el orbital 8s (2 electrones), los nueve orbitales 5g (18 electrones), los 7 orbitales 6f (14 electrones), los cinco orbitales 7d (10 electrones) y, finalmente, los tres orbitales 8p (6 electrones).

VARIACIÓN PERIÓDICA DEL TAMAÑO ATÓMICO

- 13.22 Teniendo en cuenta solamente su posición en la tabla periódica, escribe los siguientes átomos por orden creciente de su radio atómico: C, Li y Be.

Los tres elementos dados pertenecen al mismo período de la tabla periódica (segundo período). El tamaño atómico disminuye al avanzar a lo largo de un período, es decir, dentro de un período el tamaño decrece al aumentar el número atómico. En consecuencia, dispuestos por orden creciente del valor del radio atómico, quedan: $\text{C} (Z = 6) < \text{Be} (Z = 4) < \text{Li} (Z = 3)$.

- 13.23 Cuatro elementos tienen los siguientes radios atómicos: 180 pm, 154 pm, 144 pm y 141 pm. Los elementos, ordenados al azar, son In, Sn, Tl y Pb. ¿Qué elemento tiene el radio de 141 pm? ¿A cuál le corresponde el radio de 180 pm?

El tamaño atómico crece al descender dentro de un grupo y decrece al avanzar a lo largo de un período. En consecuencia, el radio atómico es tanto mayor cuanto más abajo y más a la izquierda se encuentre el elemento en la tabla periódica. De los cuatro elementos dados, el que se localiza más abajo y a la izquierda en el sistema periódico es el talio (Tl); en consecuencia, el radio de 180 pm (el mayor valor de los cuatro) debe corresponder a este.

- 13.24 Los radios del litio y sus iones positivos son: Li (135 pm), Li^+ (60 pm) y Li^{2+} (18 pm).

- Explica por qué los radios decrecen del Li al Li^{2+} .
 - ¿Cómo será el radio del Be^{2+} comparado con el del Li^+ ?
- El átomo de litio y los iones Li^+ y Li^{2+} poseen todos la misma carga nuclear: 3 cargas positivas, debidas a los tres protones del núcleo, ya que su número atómico es $Z = 3$. Pero, mientras que el átomo de litio tiene también 3 electrones en su corteza, el ion Li^+ solo tiene 2, y el ion Li^{2+} , uno. La repulsión entre los electrones de la corteza es tanto mayor cuantos más electrones posea, por eso, para una misma carga nuclear, mayor es el tamaño de la nube electrónica, con lo que, de las tres especies dadas, la de mayor radio es el átomo de litio, después el ion Li^+ y, finalmente, el ion Li^{2+} .
 - El Be^{2+} y el Li^+ son especies isoelectrónicas, ya que ambos iones tienen dos electrones. Entre especies isoelectrónicas el tamaño decrece al aumentar la carga nuclear, ya que la nube electrónica es atraída con más fuerza por el núcleo. Por tanto, el radio del ion Be^{2+} ($Z = 4$) es menor que el del ion Li^+ ($Z = 3$).

13.25 La mayoría de los metales de transición pueden formar más de un ion positivo monoatómico. Por ejemplo, el cobre forma los iones Cu^+ y Cu^{2+} , y el estaño los iones Sn^{2+} y Sn^{4+} . Indica, razonadamente, qué ion es el más pequeño en cada una de estas parejas.

Los iones Cu^+ y Cu^{2+} tienen la misma carga nuclear, pero el Cu^+ tiene un electrón más que el Cu^{2+} . Por tanto, la repulsión entre los electrones de la corteza es mayor en el Cu^+ y su radio es, pues, mayor que el del Cu^{2+} . Análogamente, los iones Sn^{2+} y Sn^{4+} tienen la misma carga nuclear, pero el Sn^{2+} tiene dos electrones más que el Sn^{4+} . Por tanto, la repulsión entre los electrones de la corteza es mayor en el Sn^{2+} y, en consecuencia, el radio del Sn^{2+} es mayor que el del Sn^{4+} . En general, entre cationes de un mismo metal, el radio es tanto mayor cuanto menor sea su carga positiva.

13.26 Razona qué ion es más pequeño en cada uno de los siguientes pares:

- a) Rb^+ , Cs^+ ;
- b) Au^+ , Au^{3+} ;
- c) S^{2-} , O^{2-} .

- a) El Rb y el Cs pertenecen ambos al grupo 1 (metales alcalinos). El ion Cs^+ es mayor que el Rb^+ ya que los electrones de valencia del Cs se encuentran en un nivel mayor ($n = 6$) que el Rb ($n = 5$).
- b) Los iones Au^+ y Au^{3+} tienen la misma carga nuclear, pero el Au^+ tiene dos electrones más que el Au^{3+} , por lo que la repulsión entre los electrones de la corteza es mayor en el Au^+ . El radio del Au^+ es, pues, mayor que el del Au^{3+} .
- c) El S y el O pertenecen ambos al grupo 16 de la tabla periódica. El ion S^{2-} es mayor que el O^{2-} ya que los electrones de valencia del S se encuentran en un nivel mayor ($n = 3$) que el O ($n = 2$).

13.27 Los iones Fe^{2+} y Fe^{3+} se encuentran en una variedad de proteínas, tales como la hemoglobina, la mioglobina y los citocromos. Razona cuál de estos iones es más pequeño.

Los iones Fe^{2+} y Fe^{3+} tienen la misma carga nuclear, pero el Fe^{2+} tiene un electrón más que el Fe^{3+} . Así, la repulsión entre los electrones de la corteza es mayor en el Fe^{2+} , siendo su radio mayor que el del Fe^{3+} (entre cationes de un mismo metal, el radio es mayor cuanto menor sea su carga positiva).

13.28 El corindón, Al_2O_3 , es incoloro. Sin embargo, cuando se sustituyen algunos iones Al^{3+} por iones Cr^{3+} adquiere un bello color verde y constituye la gema llamada rubí.

- a) ¿A qué es debido que dicha sustitución sea posible?
- b) ¿Sería posible sustituir el ion Al^{3+} por un ion Sc^{3+} ?

Busca en internet la información que necesites. www.e-sm.net/fq1bach42

- a) La sustitución de un ion Al^{3+} por un ion Cr^{3+} puede producirse gracias a que ambos iones tienen un tamaño similar. De lo contrario, tal sustitución, por razones geométricas, no sería posible.
- b) El radio del ion Al^{3+} es 0,50 Å, mientras que el del ion Sc^{3+} es 0,81 Å. El tamaño del Sc^{3+} es, pues, considerablemente mayor que el del Al^{3+} , por lo que la sustitución propuesta no sería posible.

13.29 El ion Tl^+ es un veneno insidioso, ya que se confunde con el ion esencial K^+ , debido a que ambos tienen la misma carga iónica y un tamaño similar. Dado que el potasio pertenece al 4.º período, mientras que el talio pertenece al 6.º, responde:

- a) ¿Cómo pueden tener los iones Tl^+ y K^+ tamaños similares?
- b) ¿Esperas que el ion Tl^{3+} tenga un tamaño similar al del ion K^+ ?

- a) El talio pertenece al sexto período, mientras que el potasio pertenece al cuarto período. Por tanto, el talio posee dos capas electrónicas más que el potasio, factor que contribuye a que su tamaño sea mayor que el del potasio. Sin embargo, el talio pertenece al grupo 13 y se encuentra más avanzado en su período que el potasio (grupo 1). Este segundo factor compensa parcialmente el del mayor número de capas, ya que el tamaño atómico disminuye al avanzar en el período. Así, el tamaño del talio es comparable al del potasio y, en consecuencia, el del ion Tl^+ es similar al del K^+ .
- b) Entre cationes de un mismo metal, el radio disminuye al aumentar su carga positiva, ya que cuanto mayor sea esta, menor es el número de electrones y, con ello, menor es la repulsión de la nube electrónica, mientras que la carga nuclear es la misma. Por tanto, el ion Tl^{3+} es considerablemente menor que el ion Tl^+ y, en consecuencia, será menor que el ion K^+ , ya que estos dos últimos iones tienen un tamaño similar.

- 13.30 Las sartenes antiadherentes llevan un recubrimiento de teflón, una sustancia fabricada a partir del compuesto de fórmula CF_4 . Predice el valor de la distancia del enlace carbono-flúor en el CF_4 , sabiendo que la distancia de enlace en la molécula de F_2 es de 128 pm y que el radio covalente de C es 77 pm.

El radio atómico (más concretamente el radio covalente) se define como la mitad de la distancia existente entre los núcleos de dos átomos unidos por un enlace covalente. Por tanto, el radio (covalente) del flúor es:

$$R(\text{F}) = \frac{1}{2} \cdot 128 \text{ (pm)} = 64 \text{ pm}$$

La longitud de enlace es la suma de los radios atómicos de los átomos implicados en el enlace:

$$\text{Longitud enlace C-F} = 77 \text{ pm} + 64 \text{ pm} = 141 \text{ pm.}$$

- 13.31 La longitud de enlace en las moléculas de F_2 y Cl_2 son 1,28 Å y 1,98 Å, respectivamente.

a) Calcula los radios atómicos de estos dos elementos.

b) Predice la longitud del enlace Cl-F. (El valor observado de la longitud del enlace Cl-F es 1,64 Å.)

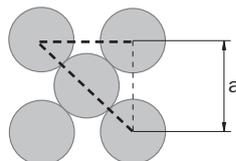
a) El radio atómico (más concretamente el radio covalente) se define como la mitad de la distancia existente entre los núcleos de dos átomos unidos por un enlace covalente. Por tanto, el radio (covalente) del flúor y del cloro, respectivamente, resulta:

$$R(\text{F}) = \frac{1}{2} \cdot 1,28 \text{ (Å)} = 0,64 \text{ Å} \qquad R(\text{Cl}) = \frac{1}{2} \cdot 1,98 \text{ (Å)} = 0,99 \text{ Å}$$

b) La longitud de enlace es la suma de los radios atómicos de los átomos implicados:

$$d_{\text{enlace}}(\text{Cl-F}) = 0,99 \text{ Å} + 0,64 \text{ Å} = 1,63 \text{ Å}$$

- 13.32 Los átomos de níquel en un cristal metálico se disponen como muestra el dibujo. Sabiendo que "a" vale 3,5238 Å, calcula el radio atómico del níquel.



En el dibujo podemos ver un triángulo rectángulo cuyos catetos son ambos igual al parámetro "a", y cuya hipotenusa es "4r", donde r es el radio atómico del níquel. Aplicando el teorema de Pitágoras a dicho triángulo, y despejando el valor de r, obtenemos:

$$a^2 + a^2 = (4r)^2 \Rightarrow 2a^2 = (4r)^2 \Rightarrow \sqrt{2}a = 4r \Rightarrow r = \frac{\sqrt{2}}{4}a = 1,246 \text{ Å}$$

VARIACIÓN PERIÓDICA DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN Y LA AFINIDAD ELECTRÓNICA

- 13.33 La primera energía de ionización del átomo de oxígeno es 1310 kJ mol^{-1} . A partir de su posición en la tabla periódica, deduce cuál de los dos valores siguientes puede ser la energía de ionización del selenio:

a) 941 kJ mol^{-1} .

b) 1400 kJ mol^{-1} .

En general, la energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica. Por tanto, dado que el selenio está más abajo que el oxígeno, ambos en el grupo 16, la energía de ionización del Se debe ser menor que la del oxígeno (1310 kJ mol^{-1}). Por ello, cabe esperar que de los dos valores dados, sea 941 kJ mol^{-1} el que corresponda a la primera energía de ionización del selenio, pues solo él es inferior al valor de la energía de ionización del oxígeno.

- 13.34. Ordena los elementos siguientes según el valor creciente de la primera energía de ionización: Ar, N, Cl, Al.

Primera energía de ionización es la mínima energía que hay que suministrar a un átomo neutro y en su estado fundamental, de un elemento en estado gaseoso, para arrancarle el electrón más externo.

En los elementos de un mismo grupo el potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir, de arriba abajo. En un mismo período, aumenta con el número atómico, es decir, de izquierda a derecha, pues aumenta la carga nuclear y, con ella, la atracción electrostática. Sin embargo, el aumento no es continuo, pues en el caso del nitrógeno se obtienen valores más altos de lo que podía esperarse debido a la estabilidad relativa que presenta la configuración s^2p^3 .

La energía de ionización más elevada corresponde a los gases nobles, ya que su configuración electrónica es la más estable, y por tanto habrá que proporcionar más energía para arrancar los electrones. Así pues, el orden creciente de EI es: EI (Al) < EI (Cl) < EI (N) < EI (Ar).

- 13.35 Sabiendo que la primera energía de ionización del magnesio es $E_{I_1} = 738,1 \text{ kJ}$ y teniendo en cuenta el siguiente proceso:



Calcula la segunda energía de ionización del magnesio.

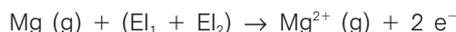
La primera energía de ionización del magnesio es la energía que se debe suministrar para arrancar un electrón de un átomo de magnesio en estado gaseoso:



La segunda energía de ionización del magnesio, E_{I_2} , es la energía que se debe suministrar para arrancar un electrón de un ion Mg^{+} en estado gaseoso:



La suma de los dos procesos anteriores corresponde a la expulsión de dos electrones de un átomo de magnesio gaseoso para formar un ion Mg^{2+} (g):



Comparando con el dato que suministra la ecuación del enunciado, tenemos:

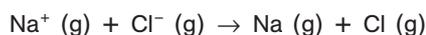
$$E_{I_1} + E_{I_2} = 2188,1 \text{ kJ mol}^{-1} \Rightarrow E_{I_2} = 2188,1 - E_{I_1} = 2188,1 - 738,1 = 1450 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- 13.36 Explica por qué la segunda afinidad electrónica de un átomo es siempre positiva, esto es, corresponde a un proceso en el que se absorbe energía.

La segunda afinidad electrónica de un elemento, AE_2 , es la energía puesta en juego cuando un ion mononegativo de dicho elemento, en estado gaseoso, gana un electrón para transformarse en un anión dinegativo: $X^{-} \text{ (g)} + \text{e}^{-} + AE_2 \rightarrow X^{2-} \text{ (g)}$.

La captura de un electrón por parte de una especie cargada negativamente es un proceso energéticamente desfavorable, que requiere un aporte de energía para vencer la repulsión entre cargas eléctricas del mismo signo. Por ello, la segunda (y sucesivas) AE de un elemento son siempre positivas.

- 13.37 Cuando se calienta cloruro de sodio en una llama, esta toma un color amarillo asociado con el espectro de emisión de los átomos de sodio que se forman:



Razona si en el transcurso del proceso anterior se desprende o se absorbe energía.

Datos: $E_{I_1} \text{ (Na)} = 495,8 \text{ kJ mol}^{-1}$. $AE \text{ (Cl)} = -349,0 \text{ kJ mol}^{-1}$.

La primera energía de ionización, E_{I_1} , es la energía que hay que suministrar para que un átomo en estado gaseoso pierda un electrón y se transforme en un ion monopositivo gaseoso. Por tanto, de acuerdo con el dato $E_{I_1} \text{ (Na)} = 495,8 \text{ kJ mol}^{-1}$, tenemos: $\text{Na (g)} + 495,8 \text{ kJ} \rightarrow \text{Na}^{+} \text{ (g)} + \text{e}^{-}$.

Escrito este proceso en sentido inverso:



La afinidad electrónica es la energía puesta en juego cuando un átomo gaseoso gana un electrón para transformarse en un ion mononegativo gaseoso. El valor negativo de la AE del cloro, significa que en dicho proceso se desprende energía: $\text{Cl (g)} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cl}^{-} \text{ (g)} + 349,0 \text{ kJ}$.

Escrito este proceso en sentido inverso:



Sumando los procesos (1) y (2), obtenemos: $\text{Na}^{+} \text{ (g)} + \text{Cl}^{-} \text{ (g)} + 349,0 \text{ kJ} \rightarrow \text{Na (g)} + \text{Cl (g)} + 495,8 \text{ kJ}$.

Que, simplificando, resulta: $\text{Na}^{+} \text{ (g)} + \text{Cl}^{-} \text{ (g)} + 349,0 \text{ kJ} \rightarrow \text{Na (g)} + \text{Cl (g)} + 146,8 \text{ kJ}$.

Por tanto, en el transcurso de este proceso se desprende energía; concretamente, 146,8 kJ por cada mol de iones Na^{+} (g) que reaccionan con otro mol de iones Cl^{-} (g).

- 13.38 En la tabla siguiente se recogen las energías de ionización sucesivas (en kJ mol^{-1}) del sodio, magnesio, aluminio y silicio, representados por las letras A, B, C y D. Identifica cada letra con el elemento correspondiente.

	E_{I_1}	E_{I_2}	E_{I_3}	E_{I_4}
A	577	1816	2744	11 600
B	786	1577	3228	4354
C	496	4456	6912	9543
D	738	1451	7733	10540

Hay que buscar el primer gran salto en los valores de la EI, que ocurre después de que se hayan eliminado todos los electrones de valencia. Luego, recurrimos a la tabla periódica para encontrar el elemento con este número de valencia en razón del grupo en que se encuentra.

En el elemento A, el salto excepcionalmente grande ocurre al pasar de la E_{I_3} a la E_{I_4} . Por tanto, dicho elemento tiene $3e^-$ de valencia, así que se encuentra en el grupo 13 y se trata del Al.

En el elemento C, el salto excepcionalmente grande ocurre al pasar de la E_{I_1} a la E_{I_2} . Por tanto, dicho elemento tiene $1e^-$ de valencia, así que se encuentra en el grupo 1 y se trata del Na.

En el elemento D, el salto excepcionalmente grande ocurre al pasar de la E_{I_2} a la E_{I_3} . Por tanto, dicho elemento tiene $2e^-$ de valencia, así que se encuentra en el grupo 2 y se trata del Mg.

Por exclusión, el silicio (Si) debe ser el elemento B. Dado que tiene $4e^-$ electrones de valencia, el salto brusco debe producirse al pasar de la E_{I_4} a la E_{I_5} .

- 13.39 Calcula el número máximo de iones Rb^+ (g) que pueden obtenerse por cada julio de energía absorbida por una muestra gaseosa de átomos de rubidio.

Datos: $E_{I_1}(\text{Rb}) = 403,0 \text{ kJ mol}^{-1}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

La primera energía de ionización, E_{I_1} , es la energía que hay que suministrar para que un átomo en estado gaseoso pierda un electrón y se transforme en un ion monopositivo gaseoso. Por tanto, de acuerdo con el dato $E_{I_1}(\text{Rb}) = 403,0 \text{ kJ mol}^{-1}$, se requieren $403,0 \text{ kJ}$ para ionizar un mol de átomos gaseosos de rubidio. Los átomos ionizados por cada julio de energía resultan:

$$1,000 \text{ (J)} \cdot \frac{1 \text{ (kJ)}}{10^3 \text{ (J)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol)}}{403,0 \text{ (J)}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ (átomos)}}{1 \text{ (mol)}} = 1,494 \cdot 10^5 \text{ (átomos)}$$

Por tanto, a partir de 1 J de energía se pueden ionizar $1,494 \cdot 10^{18}$ átomos de rubidio en estado gaseoso, formándose $1,494 \cdot 10^{18}$ iones Rb^+ (g).

- 13.40 La primera energía de ionización del helio es 2370 kJ mol^{-1} , la más alta de todos los elementos.

- a) Define la energía de ionización y razona por qué su valor es tan alto para el He.
b) ¿Qué elemento esperas que tenga el valor más alto de la segunda energía de ionización? ¿Por qué?

a) Se denomina primera energía de ionización (E_{I_1}) a la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso: $X(\text{g}) + E_{I_1} \rightarrow X^+(\text{g}) + e^-$

Por tanto, cuanto más fuertemente esté unido dicho electrón al núcleo, mayor será la energía de ionización. El pequeño tamaño del He, que solo posee una capa electrónica, lo hace ser el átomo que atrae a su electrón más externo con más fuerza, por lo que su energía de ionización es la más alta.

b) La segunda energía de ionización (E_{I_2}) es la energía necesaria para arrancar un electrón de un ion gaseoso monopositivo: $X^+(\text{g}) + E_{I_2} \rightarrow X^{2+}(\text{g}) + e^-$

Es de esperar, pues, que el valor de la E_{I_2} más alto corresponda al elemento cuyo ion monopositivo, X^+ , tenga la configuración electrónica: $1s^2$, ya que según se ha visto, es la que atrae a su electrón más externo con más fuerza. Por tanto, el elemento con mayor valor de la segunda E_{I_2} debe ser el Li, pues la configuración electrónica del ion Li^+ es $1s^2$.

- 13.41 Utilizando únicamente una tabla de valores de la energía de ionización de los elementos, determina la afinidad electrónica del ion gaseoso Na^+ (g).

La E_{I_1} (Na) corresponde a la energía absorbida en el proceso: $\text{Na}(\text{g}) + E_{I_1}(\text{Na}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + e^-$

La AE (Na^+) es la energía puesta en juego en el proceso: $\text{Na}^+(\text{g}) + e^- \rightarrow \text{Na}(\text{g}) + \text{AE}(\text{Na}^+)$

Estos procesos son mutuamente inversos, de modo que: $\text{AE}(\text{Na}^+) = -E_{I_1}(\text{Na}) = -496 \text{ kJ mol}^{-1}$

El signo indica que en el proceso de captura de un e^- por un ion Na^+ (g), se desprende energía.

- 13.42 La longitud de onda máxima de la luz que puede expulsar un electrón de un ion gaseoso Li^- para poder conducir a la formación de un átomo neutro de litio es 2000 nm. Calcula la afinidad electrónica del litio en kJ mol^{-1} .

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$.

La energía de un fotón de 2000 nm de longitud de onda es:

$$E = h\nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ (Js)} \cdot 2,998 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{2000 \cdot 10^{-9} \text{ (m)}} = 9,932 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

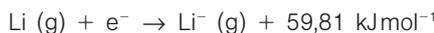
Por tanto, se requieren $9,932 \cdot 10^{-20} \text{ J}$ para arrancar un e^- de un ion Li^- (g). La energía necesaria para expulsar un e^- de un mol de iones Li^- (g), resulta:

$$E = \frac{9,932 \cdot 10^{-20} \text{ (J)}}{1 \text{ (átomo)}} \cdot \frac{1 \text{ (kJ)}}{10^3 \text{ (J)}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ (iones)}}{1 \text{ (mol)}} = 59,81 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Este resultado puede expresarse como:



Si escribimos este proceso en sentido inverso, tenemos:



Dado que la AE es la energía puesta en juego cuando un átomo gaseoso gana un electrón para transformarse en un ion mononegativo gaseoso, tenemos que:

$$\text{AE (Li)} = -59,81 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Así pues, el proceso de captura de un e^- por parte de un átomo de Li (g) viene acompañado de desprendimiento de energía.

- 13.43 Un ion hidrogenoide es el que solo contiene un electrón. La energía del electrón único en un ion hidrogenoide está dada por:

$$E_n = -2,18 \cdot 10^{-18} Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n^2}\right) \text{ J}$$

donde n es el número cuántico principal y Z es el número atómico del elemento. Calcula la energía de ionización (en eV ion^{-1} y en kJ mol^{-1}) de los iones He^+ (g) y Li^{2+} .

Datos: $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ eV ion}^{-1} = 96,46 \text{ kJ mol}^{-1}$.

La energía necesaria para pasar el e^- más externo desde la capa donde se encuentra, $n = 1$, (para un átomo hidrogenoide) hasta la capa $n = \infty$ (correspondiente a una distancia infinita del núcleo) es la EI (un e^- es arrancado del átomo). El ion He^+ es un ion hidrogenoide, ya que posee un solo e^- , con $Z = 2$. Sustituyendo valores en la ecuación anterior:

$$E_1 = -(2,18 \cdot 10^{-18}) \cdot 2^2 \cdot \left(\frac{1}{1^2}\right) = -8,72 \cdot 10^{-18} \text{ J} \quad E_\infty = -(2,18 \cdot 10^{-18}) \cdot 2^2 \cdot \left(\frac{1}{\infty^2}\right) = 0 \text{ J}$$

Por tanto: $\text{EI (He}^+) = 0 - (-8,72 \cdot 10^{-18}) = 8,72 \cdot 10^{-18} \text{ J}$. Expresada en eV ion^{-1} y kJ mol^{-1} , resulta:

$$E = \frac{8,72 \cdot 10^{-18} \text{ (J)}}{1 \text{ (ion)}} \cdot \frac{1 \text{ (kJ)}}{10^3 \text{ (J)}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ (iones)}}{1 \text{ (mol)}} = 5,25 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E = \frac{5,25 \cdot 10^3 \text{ (kJ)}}{1 \text{ (mol)}} \cdot \frac{1 \text{ (eV ion}^{-1}\text{)}}{96,46 \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}} = 54,4 \text{ eV ion}^{-1}$$

Para el ion Li^{2+} , que también es ion hidrogenoide, con $Z = 3$, encontramos:

$$E_1 = -(2,18 \cdot 10^{-18}) \cdot 3^2 \cdot \left(\frac{1}{1^2}\right) = -1,96 \cdot 10^{-17} \text{ J} \quad E_\infty = -(2,18 \cdot 10^{-18}) \cdot 3^2 \cdot \left(\frac{1}{\infty^2}\right) = 0 \text{ J}$$

Por tanto: $\text{EI (Li}^{2+}) = 0 - (-1,96 \cdot 10^{-17}) = 1,96 \cdot 10^{-17} \text{ J}$. Expresada en eV ion^{-1} y kJ mol^{-1} , resulta:

$$E = \frac{1,96 \cdot 10^{-17} \text{ (J)}}{1 \text{ (ion)}} \cdot \frac{1 \text{ (kJ)}}{10^3 \text{ (J)}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ (iones)}}{1 \text{ (mol)}} = 1,18 \cdot 10^4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E = \frac{1,18 \cdot 10^4 \text{ (kJ)}}{1 \text{ (mol)}} \cdot \frac{1 \text{ (eV ion}^{-1}\text{)}}{96,46 \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}} = 122 \text{ eV ion}^{-1}$$

ELECTRONEGATIVIDAD. TENDENCIAS EN LA REACTIVIDAD

- 13.44 El selenio se utiliza en las máquinas fotocopadoras, ya que su conductividad aumenta en presencia de luz.
- Compara su electronegatividad con la del bromo.
 - ¿Esperas que el selenio sea más o menos reactivo que el azufre?

- La electronegatividad aumenta al avanzar a lo largo de un período hasta llegar al grupo de los halógenos. Por tanto, el bromo debe ser más electronegativo que el selenio, ya que ambos se encuentran en el mismo período (el cuarto), estando el Br un puesto más avanzado en el mismo. De hecho, se espera que el bromo sea el elemento más electronegativo de su período.
- Entre los no metales, la reactividad crece al avanzar a lo largo del período, es decir, al aumentar la electronegatividad. En consecuencia, esperamos que el selenio sea menos reactivo que el bromo, previsión corroborada experimentalmente.

- 13.45 El flúor, el más electronegativo de todos los elementos, es capaz de reaccionar con el xenón. Sin embargo, a pesar de su gran reactividad, el flúor no reacciona con el neón. ¿Cómo se explica la diferencia entre el Xe y el Ne?

El neón es mucho más inerte que el xenón, debido a que, por tener un tamaño atómico muy pequeño, atrae con mucha fuerza a sus electrones de valencia, de modo que ni siquiera el flúor es capaz de reaccionar con él, aunque sí lo hace con el xenón e incluso (aunque con menos facilidad) con el kriptón.

- 13.46 El estroncio metálico reacciona con el agua formando hidrógeno, un gas inflamable. Sin embargo, el berilio, que pertenece al mismo grupo, no se ve afectado por el agua.

- Explica el diferente comportamiento del Be y el Sr.
- ¿Esperas que el bario reaccione con el agua? ¿Y el cesio? ¿Por qué?

- Entre los metales, la reactividad aumenta al descender en un grupo. Por dicha razón, el estroncio (situado en el quinto período del grupo 2) es más reactivo que el berilio (situado en el segundo período del mismo grupo 2). Así, el Sr reacciona rápidamente con el agua, mientras que el Be no se ve afectado.
- El Ba (situado en el 6.º período del grupo 2) debe ser más reactivo que el Sr, ya que está situado debajo de él en su mismo grupo. Por tanto, cabe esperar que el bario reaccione también con el agua e, incluso, con mayor rapidez que el Sr. La reactividad entre los metales crece al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un período. Es decir, un metal es tanto más reactivo cuanto más abajo y más a la izquierda se sitúe en la tabla periódica. Por tanto, el cesio (situado en el 6.º período del grupo 1) es un metal más reactivo que el estroncio, ya que se encuentra más abajo y más a la izquierda que este en la tabla periódica. En consecuencia, esperamos que el cesio reaccione, muy rápidamente, con el agua.

- 13.47 Los gases nobles no son, como se pensaba antes, totalmente inertes. Así, el xenón es capaz de reaccionar con el flúor, aunque no lo hace con el yodo. ¿Por qué?

Entre los no metales, la reactividad disminuye al descender en un grupo. Por dicha razón, el yodo (situado en el período 5.º del grupo 17) es bastante menos reactivo que el flúor (situado en el período 2 del mismo grupo 17). Esto explica que el xenón, un gas noble, no reaccione con el yodo, y sí lo haga con el flúor, el más reactivo de todos los elementos no metálicos.

- 13.48 El químico Robert S. Mulliken propuso una definición distinta para la electronegatividad (EN) de un elemento, dada por:

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

donde EI es la primera energía de ionización y AE es la afinidad electrónica del elemento. A partir de esta ecuación, determina los valores de la EN para el O, F y Cl. Compara dichos valores con los de la escala de Pauling y discute los resultados.

Datos: EI (kJ mol⁻¹): F (1681), O (1314) y Cl (1251).
 AE (kJ mol⁻¹): F (-328), O (-141) y Cl (-365).
 EN (Pauling): F (4), O (3,5) y Cl (3).

Sustituyendo los valores de las energías de ionización y de las afinidades electrónicas correspondientes:

$$EN(O) = \frac{1314 + |-141|}{2} = \frac{1314 + 141}{2} = 727,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$EN(F) = \frac{1681 + |-328|}{2} = \frac{1681 + 328}{2} = 1004,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$EN(Cl) = \frac{1251 + |-365|}{2} = \frac{1251 + 365}{2} = 808 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como se ve, en la escala de Mulliken el cloro es más electronegativo que el oxígeno, mientras que en la escala de Pauling ocurre al revés. Por tanto, el paso de una escala a otra no puede hacerse con un simple factor de conversión. La electronegatividad que mide la escala de Mulliken y la que mide la escala de Pauling no es exactamente lo mismo. La electronegatividad, a diferencia de la energía de ionización o la afinidad electrónica, es una magnitud cuyos valores están definidos con cierta arbitrariedad.

PROBLEMAS GENERALES

- 13.49 El ex-espía ruso Alexander Litvinenko fue envenenado con polonio-210, una de las sustancias más letales conocidas, debido a la intensa radiación α que emite. Teniendo en cuenta la posición del polonio en la tabla periódica:
- Escribe su configuración electrónica fundamental.
 - Compara su radio atómico con el del selenio.
 - Razona si tendrá un carácter metálico mayor o menor que el del telurio.
 - Compara su electronegatividad con la del yodo.
- El Po ($Z = 84$), posee 30 e^- más que el Xe ($Z = 54$), que es el gas noble anterior inmediato. De esos 30 e^- , dos deben asignarse al orbital 6s; catorce, a los orbitales 4f; diez, a los orbitales 5d; y cuatro, a los orbitales 6p. Así, la configuración electrónica del Po es: $[\text{Xe}] 4f^7 5d^{10} 6s^2 6p^4$.
 - El radio atómico aumenta al descender en el grupo. Por tanto, el radio atómico del Po será mayor que el del Se, ya que aquel se encuentra dos períodos debajo de este en su mismo grupo.
 - El carácter metálico aumenta al descender en el grupo. Así, el del Po será mayor que el del Te.
 - La electronegatividad aumenta al avanzar a lo largo de un período y al ascender en un grupo. Por tanto, el yodo será más electronegativo que el polonio, ya que el primero está situado más a la derecha y más arriba en la tabla periódica.
- 13.50 Mendeleev predijo en 1869 las propiedades del germanio (Ge), al cual llamó “eka-silicio”, mucho antes de su descubrimiento en 1886. Utiliza la tabla periódica para determinar lo siguiente para el germanio ($Z = 32$):
- ¿Es un metal, un metaloide o un no metal?
 - ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
 - Indica su configuración electrónica.
 - ¿Es más o menos metálico que su precursor, el Si?
- En la tabla periódica, el germanio se sitúa en una casilla adyacente a la línea quebrada que separa los metales de los no metales. En consecuencia, el Ge es un metaloide o semimetal.
 - Dado que se encuentra en el grupo 14, el germanio posee 4 electrones de valencia.
 - El Ge ($Z = 32$), posee 14 electrones más que el Ar ($Z = 18$), que es el gas noble anterior inmediato. De esos 14 electrones, dos deben asignarse al orbital 4s, otros diez llenan los orbitales 3d, y los dos electrones restantes se alojan en los orbitales 4p. Por tanto, la configuración electrónica del germanio es: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^2$.
 - Dado que el carácter metálico aumenta al descender en un grupo dado, es de esperar que el germanio tenga un mayor carácter metálico que el silicio.
- 13.51 Los miembros del grupo 16 se denominan calcógenos, palabra que deriva de términos griegos que significan ‘formador de bronce’, ya que se encuentran en los minerales de cobre y este es un componente del bronce. Razona qué elemento de los calcógenos posee:
- El radio más pequeño.
 - La energía de ionización menor.
 - La mayor electronegatividad.
- El radio atómico aumenta al descender en el grupo; por tanto, el elemento de radio menor será el oxígeno, ya que es el que se encuentra más arriba en su grupo.
 - La energía de ionización disminuye al descender en el grupo. En consecuencia, el polonio es el elemento con menor energía de ionización, ya que es el que se encuentra más abajo en el grupo.
 - La electronegatividad crece al ascender en el grupo. Por tanto, el oxígeno es el elemento más electronegativo del grupo 16.
- 13.52 Consultando la tabla periódica, nombra y escribe el símbolo del elemento que tiene las características siguientes:
- Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
 - Tiene la energía de ionización más baja del grupo 2.
 - Su ion de carga 2+ tiene la configuración electrónica $[\text{Ar}] 3d^5$.
 - Es el halógeno con el radio atómico más pequeño.
 - Es el más electronegativo del tercer período.
- El número atómico del elemento dado es $Z = 2 + 2 + 6 + 2 + 4 = 16$. Se trata, pues, del azufre, S.
 - La energía de ionización disminuye al descender en un grupo. Así, la energía de ionización más baja del grupo 2 corresponde al Ra.
 - Dado que el número atómico del Ar es 18, el ion dado tiene $18 + 5 = 23$ electrones. Por tanto, el núcleo de dicho ion dipositivo tiene 25 protones. Es decir, el número atómico del elemento al que corresponde el ion es $Z = 25$, de modo que se trata del manganeso, Mn.
 - En un grupo, el tamaño atómico aumenta al descender en el mismo. Por lo tanto, el halógeno con menor radio atómico es el flúor, ya que es el que se encuentra más arriba en su grupo.
 - En un período, la electronegatividad aumenta con el número atómico (es decir, al avanzar a lo largo del período) hasta llegar al grupo de los halógenos. Por tanto, el elemento más electronegativo del tercer período es el cloro.

- 13.53 Algunos elementos del segundo período se parecen al elemento que se encuentra en la siguiente columna a la derecha y en la siguiente fila inferior (relaciones diagonales). Por ejemplo, el Li es similar en muchos aspectos al Mg; y el Be, al Al. Esto se atribuye a la similitud en la densidad de carga de los iones estables que forman. Calcula la densidad de carga para el Li^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} y Al^{3+} en $\text{C} \text{ \AA}^{-3}$.

Datos: Radios iónicos (en \AA): Li^+ (0,60), Be^{2+} (0,27), Mg^{2+} (0,65), Al^{3+} (0,53).

La densidad de carga se obtiene dividiendo la carga del ion por su volumen:

$$\text{Li}^+ = \frac{q}{V} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C)}}{\frac{4}{3} \pi (0,60)^3 (\text{\AA})^3} = 1,8 \cdot 10^{-19} \text{ C } \text{\AA}^{-3}$$

$$\text{Be}^{2+} = \frac{q}{V} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C)}}{\frac{4}{3} \pi (0,27)^3 (\text{\AA})^3} = 3,9 \cdot 10^{-18} \text{ C } \text{\AA}^{-3}$$

$$\text{Mg}^{2+} = \frac{q}{V} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C)}}{\frac{4}{3} \pi (0,65)^3 (\text{\AA})^3} = 2,8 \cdot 10^{-19} \text{ C } \text{\AA}^{-3}$$

$$\text{Al}^{3+} = \frac{q}{V} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C)}}{\frac{4}{3} \pi (0,53)^3 (\text{\AA})^3} = 7,7 \cdot 10^{-19} \text{ C } \text{\AA}^{-3}$$

Vemos que los iones Li^+ y Mg^{2+} tienen densidades de carga muy parecidas entre sí, y bastante inferiores a la del ion Al^{3+} . La densidad de carga de este último se acerca más a la del ion Be^{2+} , cuyo valor es el más alto de todos.

- 13.57 En el planeta Iota de la galaxia Andrómeda se han estudiado todos los elementos estables. Las energías de ionización de algunos de ellos se muestran en la tabla. (Las unidades que utilizan los químicos de Iota son desconocidas en la Tierra, por lo que no se indican.) Las comunicaciones limitadas con los iotenses indican que los átomos de Ligerio son los más abundantes y sencillos del universo.

Nombre	E_i	Nombre	E_i
Ligerio	164	Combustio	164,2
Reflectio	72,2	Inertio	260
Agresivio	210	Desinfectio	156,4
Blandio	62	Memorio	126,5

- Indica los nombres terrestres de estos elementos y razona cuál es el más electronegativo.
- ¿Cuál de ellos tiene el mayor radio atómico?
- Compara la afinidad electrónica del reflectio con la del combustio.
- Utiliza los datos de energía de ionización que aparecen en la red: www.e-sm.net/fq1bach43

- El átomo de hidrógeno es el más sencillo y abundante en el universo. Por tanto, identificamos al elemento Ligerio con el hidrógeno. Su primera energía de ionización es $1312,06 \text{ kJ mol}^{-1}$, valor que se corresponde con 164 unidades del planeta Iota.

Por tanto, el factor de conversión de las unidades de la tabla dada, a kJ mol^{-1} es:

$$\frac{1312,02 \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}}{164 \text{ (unidades Iota)}}$$

Utilizándolo, las energías de ionización en kJ mol^{-1} de los elementos de la tabla resultan:

Reflectio: $577,6 \text{ kJ mol}^{-1}$; agresivio: 1680 kJ mol^{-1} ; blandio: 496 kJ mol^{-1} ; combustio: $1313,6 \text{ kJ mol}^{-1}$; inertio: 2080 kJ mol^{-1} ; desinfectio: $1251,2 \text{ kJ mol}^{-1}$; memoria: 1012 kJ mol^{-1}

Consultando con la tabla de valores de la E_i de los elementos, podemos identificar:

Reflectio: aluminio. Agresivio: flúor. Blandio: sodio. Combustio: oxígeno. Inertio: neón. Desinfectio: cloro. Memoria: fósforo

- El tamaño atómico crece al descender en un grupo y disminuye al avanzar a lo largo de un período. Por tanto, de los elementos de la tabla dada, el blandio (sodio) es el que tiene mayor radio atómico.
- En líneas generales, la afinidad electrónica (en valor absoluto) crece al avanzar a lo largo de un período y al ascender en un grupo. El combustio (oxígeno) se encuentra en el grupo 16 y en segundo período, mientras que el reflectio (aluminio) pertenece al grupo 13 y tercer período. En consecuencia, la afinidad electrónica del combustio será mayor (con el convenio termodinámico, más negativa) que la del reflectio (aluminio), ya que el O está más a la derecha y más arriba en la tabla periódica que el Al.