

2

Sistema periódico

PRESENTACIÓN

- Hacia la mitad del siglo XIX los químicos habían descubierto un gran número de elementos y determinado sus masas atómicas relativas y muchas de sus propiedades, por lo que necesitaban una clasificación que agrupase juntos los elementos similares. Esta clasificación les ayudaría a concentrarse en las similitudes y diferencias existentes entre los elementos conocidos y a predecir las propiedades de elementos todavía por descubrir. La tabla periódica es un medio para organizar la química y se basa en las configuraciones electrónicas de los elementos. Su estudio ya se ha comenzado en cursos anteriores, aunque no con tanto detalle. Utilizaremos la tabla como marco para examinar algunas propiedades de los elementos: radios atómicos, energías de ionización, afinidades electrónicas. Estas propiedades nos van a ser útiles en el estudio del enlace químico; además, la tabla periódica en sí misma es una guía imprescindible en el estudio posterior de otros contenidos.
- A los alumnos les cuesta especialmente el estudio de la variación periódica de las propiedades físico-químicas de los elementos, tanto a lo largo de un grupo como de un periodo, y la ubicación de los mismos en un lugar concreto de la tabla utilizando la configuración electrónica, ya que confunden el nivel de llenado de un elemento con el periodo al que pertenece.

OBJETIVOS

- Relacionar la configuración electrónica de los elementos con su colocación en el sistema periódico.
- Conocer la evolución histórica del sistema periódico.
- Estudiar la ley periódica de Mendeleiev como eje fundamental de su tabla periódica.
- Conocer la ley de Moseley y el sistema periódico actual.
- Conocer nombres, símbolos y propiedades más importantes de los elementos de los tres primeros periodos y el primer periodo de los metales de transición.
- Manejar el sistema periódico, extraer toda la información que proporciona y utilizarla en el estudio de las propiedades de los distintos elementos.
- Valorar la necesidad de los científicos de proponer modelos y construir teorías, y de la función que estas tienen en el avance de la ciencia.

CONTENIDOS

Conceptos

- Historia del sistema periódico. Tríadas de Döbereiner. Octavas de Newlands. Tabla de Meyer y Mendeleiev. Ley periódica.
- Sistema periódico actual. El número atómico como base de la ley periódica. Tabla periódica y su relación con las configuraciones electrónicas de los elementos.
- Apantallamiento y carga nuclear efectiva. Variación a lo largo de la tabla periódica.
- Propiedades periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.
- Las propiedades físico-químicas y la posición en la tabla periódica. Estudio descriptivo de los grupos de la tabla periódica.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Conocimiento de los elementos de los tres primeros periodos.
- Conocimiento de los elementos de los grupos representativos y el primer periodo de transición.
- Deducción de las propiedades de los elementos a través de su situación en la tabla periódica.
- Colocación de los elementos en la tabla periódica según su configuración electrónica.
- Cálculo de la carga nuclear efectiva.
- Aplicación del concepto de carga nuclear efectiva al estudio de las propiedades periódicas.
- Ordenación de distintos elementos de la tabla periódica según su EI , AE y EN .
- Ordenación de distintos elementos según su tamaño (radio iónico y radio atómico).

Actitudes

- Observación de la aplicación del método científico en la evolución de las leyes periódicas.
- Reconocimiento de la visión dinámica de la investigación en química a partir de las aportaciones de teorías y modelos sucesivos que mejoran y complementan los anteriores.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación para la igualdad entre los sexos

Hacer hincapié en la figura de la química Marie Curie como la primera mujer que descubrió un elemento químico, por lo que recibió su segundo premio Nobel. Es interesante estudiar su biografía y entender cómo pudo compaginar su vida personal con la profesional gracias al valor que su marido concedió a su trabajo y a la ayuda familiar recibida por los dos en el cuidado de sus hijas.

2. Educación del consumidor

Se puede hacer reflexionar al alumno sobre la presencia de los elementos químicos de la tabla en nuestra sociedad, y concretamente en nuestras compras a través de un pequeño estudio de la composición de los alimentos, ropas, calzado, etc.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Predecir por su configuración electrónica la posición de un elemento en la tabla periódica.
2. Justificar la posición de los elementos en la tabla periódica en función de su estructura electrónica.
3. Describir la evolución histórica de la clasificación periódica.
4. Explicar la ley periódica de Mendeleiev.
5. Conocer el sistema periódico actual.
6. Conocer la posición, el nombre, el símbolo y las propiedades de los elementos de los tres primeros periodos y el primer periodo de los metales de transición.
7. Relacionar las propiedades periódicas de los elementos con su posición en la tabla.
8. Conocer los conceptos de *EI*, *AE*, *EN*, radio atómico e iónico y su variación a lo largo de un periodo y un grupo.
9. Comprender la evolución histórica del sistema periódico dentro de la función que en la evolución de la ciencia cumplen las modificaciones que llevan a la sustitución de una teoría por otra.

1. Justifica por qué el segundo y tercer periodo poseen 8 elementos, y el cuarto y quinto, 18 elementos.

En el segundo y tercer periodo se sitúan los elementos que introducen sus últimos electrones en los orbitales 2s; 2p y 3s; 3p, respectivamente. Por tanto, en estos periodos existen 8 elementos:

- Dos elementos situados en los grupos 1 y 2 ($2s^1$ y $2s^2$; $3s^1$ y $3s^2$).
- Seis elementos en los grupos 13 al 18 ($2p^1$ a $2p^6$; $3p^1$ a $3p^6$).

En el cuarto periodo se sitúan los elementos que introducen sus últimos electrones en los orbitales 4s, 3d y 4p. Por tanto, en este periodo existen 18 elementos:

- Dos elementos en los grupos 1 y 2 ($4s^1$ y $4s^2$).
- Diez elementos en los grupos 3 al 12 ($3d^1$ a $3d^{10}$).
- Seis elementos en los grupos 13 al 18 ($4p^1$ a $4p^6$).

En el quinto periodo se sitúan los elementos que introducen sus últimos electrones en los orbitales 5s, 4d y 5p.

Por tanto, en este periodo existen 18 elementos:

- Dos elementos en los grupos 1 y 2 ($5s^1$ y $5s^2$).
- Diez elementos en los grupos 3 al 12 ($4d^1$ a $4d^{10}$).
- Seis elementos en los grupos 13 al 18 ($5p^1$ a $5p^6$).

2. ¿A qué grupo pertenece el elemento X cuya especie X^{2-} tiene 8 electrones en el nivel de valencia?

Al poseer 8 electrones en su capa de valencia cuando se encuentra con dos cargas negativas, nos indica que en estado neutro presenta 6 electrones en dicha capa, lo cual se corresponde con los elementos del grupo 16 (O, S, Se, Te, Po).

3. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^22s^22p^63s^23p^6$.

a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?

b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

c) Razona si el elemento X posee electrones desapareados.

(Andalucía, 2007)

- a) El ion presenta 18 electrones; al tener tres cargas negativas el ion habrá captado tres electrones, luego en su estado neutro tendría 15 electrones, $Z = 15$. Este número atómico se corresponde con el fósforo (P).
- b) En su estado neutro, el elemento presenta 5 electrones en su capa de valencia y en el nivel 3 ($1s^22s^22p^63s^23p^3$); por tanto, pertenecerá al grupo 15, tercer periodo.

- c) Dada su configuración, y según la regla de la máxima multiplicidad de Hund: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$. Vemos que posee tres electrones desapareados.

4. Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de $_{13}\text{Al}$ y $_{14}\text{Si}$.

En primer lugar obtenemos la configuración electrónica del Al:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

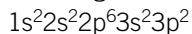
Los electrones del kernel son: $1s^2 2s^2 2p^6$; en total, 10 electrones.
 Su apantallamiento será: $10 \cdot 1 = 10$.

Los electrones $3s^2$ ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar y que simbolizamos como: $a(3s^2)$.

La carga nuclear efectiva será:

$$Z^* = Z - a = 13 - 10 - a(3s^2) \rightarrow Z^* = 3 - a(3s^2)$$

En primer lugar obtenemos la configuración electrónica del Si:



Los electrones del kernel son: $1s^2 2s^2 2p^6$; en total, 10 electrones.
 Su apantallamiento será: $10 \cdot 1 = 10$.

Los electrones $3s^2 3p^1$ ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar y que simbolizamos como: $a(3s^2 3p^1)$.

La carga nuclear efectiva será:

$$Z^* = Z - a = 14 - 10 - a(3s^2 3p^1) \rightarrow Z^* = 4 - a(3s^2 3p^1)$$

5. Calcula la carga nuclear efectiva de $_8\text{O}$ y $_{16}\text{S}$.

En primer lugar obtenemos la configuración electrónica del O:
 $1s^2 2s^2 2p^4$.

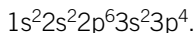
Los electrones del kernel son: $1s^2$; en total, 2 electrones.
 Su apantallamiento será: $2 \cdot 1 = 2$.

Los electrones $2s^2 2p^3$ ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar y que simbolizamos como: $a(2s^2 2p^3)$.

La carga nuclear efectiva será:

$$Z^* = Z - a = 8 - 2 - a(2s^2 2p^3) \rightarrow Z^* = 6 - a(2s^2 2p^3)$$

Ahora obtenemos la configuración electrónica del S:



Los electrones del kernel son: $1s^2 2s^2 2p^6$; en total, 10 electrones.
 Su apantallamiento será: $10 \cdot 1 = 10$.

Los electrones $3s^2 3p^3$ ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar y que simbolizamos como: $a(3s^2 3p^3)$.

La carga nuclear efectiva será:

$$Z^* = Z - a = 16 - 10 - a(3s^2 3p^3) \rightarrow Z^* = 6 - a(3s^2 3p^3)$$

6. Estudia cómo variará la carga nuclear efectiva de: Na y S; C y Sn; Ge y Br.

Na y S son ambos elementos del tercer periodo. Dentro de un mismo periodo, el kernel es el mismo, y se va añadiendo un electrón más con un apantallamiento menor que 1, frente a un aumento del número atómico, Z , en una unidad. El efecto final será un aumento progresivo de la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo al movernos hacia la izquierda del periodo.

Por tanto, $Z^*(S) > Z^*(Na)$.

C y Sn son elementos del grupo 14. Dentro de un mismo grupo, como la configuración electrónica de la capa de valencia es la misma, aumentarán en la misma medida Z y el apantallamiento, de tal manera que la carga nuclear efectiva no variará.

Por tanto, $Z^*(C) = Z^*(Sn)$.

Br y Ge son elementos del cuarto periodo. Como ya hemos visto, la carga nuclear efectiva aumenta hacia la izquierda del periodo; luego, $Z^*(Br) > Z^*(Ge)$.

7. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^2np^3 ; ns^2np^5 ; ns^2np^6 .

Identificar el grupo del sistema periódico al que corresponda cada una de ellas.

Para $n = 3$ escribir la configuración electrónica completa del elemento resultante en cada uno de los tres casos y nómbralo.

Indicar, razonando brevemente la respuesta, el orden esperado para sus radios atómicos.

(Aragón, 2008)

- ns^2np^3 , al poseer 5 electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 15; ns^2np^5 , al poseer 7 electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 17; ns^2np^6 , al poseer 8 electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 18.
- $1s^22s^22p^63s^23p^3$. Elemento del grupo 15, situado en el tercer periodo; es el fósforo, P.

$1s^22s^22p^63s^23p^5$. Elemento del grupo 17, situado en el tercer periodo; es el cloro, Cl.

$1s^22s^22p^63s^23p^6$. Elemento del grupo 18, situado en el tercer periodo; es el argón, Ar.
- En los elementos que pertenecen a un mismo periodo se incorporan electrones al mismo nivel de energía y la carga nuclear efectiva va aumentando, ejerciendo una mayor atracción sobre dichos electrones de la capa de valencia y logrando una disminución del radio atómico. Por tanto, radio (P) < radio (Cl) < radio (Ar).

8. **¿Cómo serán los tamaños del protón, H^+ , y del hidruro, H^- , en comparación con el del átomo de H? Razone su respuesta.**

(Castilla-La Mancha, 2006)

La Z^* en los cationes es mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hace que el catión tenga un menor tamaño. Por el contrario, en los aniones disminuye Z^* y aumenta el tamaño del radio. Por tanto, el tamaño de las especies será:
radio (H^+) < radio (H) < radio H^- .

9. **Un elemento químico A presenta propiedades semejantes al oxígeno. ¿Qué configuración electrónica tendrá en su nivel de valencia?**

Si presenta propiedades semejantes, se tratará de un elemento de su mismo grupo; es decir, del grupo 16, con seis electrones en la capa de valencia y, por tanto, su configuración en esta capa será: ns^2np^4 .

10. **Entre las alternativas que se muestran abajo, indica las que contienen afirmaciones exclusivamente correctas sobre los elementos cuyas configuraciones electrónicas se muestran a continuación.**

Elemento	Configuración electrónica
A	$1s^22s^22p^63s^1$
B	$1s^22s^22p^4$
C	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
D	$1s^22s^22p^63s^23p^6$
E	$1s^22s^22p^63s^23p^5$

- a) El elemento C es un gas noble y el elemento B es un halógeno.
 b) Los elementos A y C se sitúan, respectivamente, en el tercer y cuarto periodos.
 c) El elemento E es un anfígeno y se sitúa en el quinto periodo.
 d) El elemento B es un halógeno del segundo periodo, y el elemento D se sitúa en el sexto periodo.
 e) El elemento A es un metal alcalinotérreo.
- a) Falsa. La configuración del elemento C corresponde a un alcalinotérreo, Ca, y la del B, a un elemento del grupo 16, O.
 b) Verdadera. El último nivel del elemento A (Na) es el nivel tres; por tanto, se encontrará en el tercer periodo. El último nivel del elemento C (Ca) es el nivel cuatro; por tanto, se encuentra en el cuarto periodo.

Sistema periódico

- c) Falsa. La configuración de E es la de un halógeno del tercer periodo, Cl.
- d) Falsa. Ya hemos visto que B pertenece al grupo 16, aunque sí se encuentra en el segundo periodo. Además, D llena el nivel 3; por tanto, se encuentra en el tercer periodo. D es un gas noble, Ar.
- e) Verdadera. La configuración de A se corresponde con la de un alcalino, con un electrón en la capa de valencia, Na.

11. Las vitaminas A, C y E poseen propiedades antioxidantes, por eso son importantes por su acción antirradicales libres. La vitamina E, por ejemplo, cuando interacciona con el selenio, origina una potente acción inhibitoria de los radicales libres. En relación con el selenio podemos afirmar que:

- a) Se encuentra en el tercer periodo de la tabla periódica.
- b) Posee cuatro electrones en el nivel más externo.
- c) Presenta un acentuado carácter metálico.
- d) Posee tendencia a formar iones de carga positiva.
- e) Presenta seis electrones en su nivel más externo.

El selenio es un elemento del grupo 16 y cuarto periodo. Su configuración de la capa de valencia será: $4s^24p^4$. Tendrá, por tanto, tendencia a captar dos electrones y formar aniones, presentando carácter no metálico. Según esto, la afirmación correcta será la e).

12. Un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones. ¿A qué grupo corresponderá la configuración electrónica del ion formado?

Los elementos del grupo 2 son alcalinotérreos con una configuración en su capa de valencia ns^2 ; al perder dos electrones, adquirirán la configuración del gas noble anterior $(n-1)s^2p^6$. El ion formado tendrá una configuración como la de los elementos del grupo 18.

13. Relacione configuraciones electrónicas con la ordenación periódica de los elementos.

(P. Asturias, 2006)

Según vimos en la teoría, la posición de los elementos dentro de la tabla está relacionada con sus configuraciones electrónicas.

- Grupo 1: configuración ns^1 .
- Grupo 2: configuración ns^2 .
- Grupo 3 al 12: configuración $(n-1)d^1$ a $(n-1)d^{10}$.
- Grupos 13 a 18: configuración ns^2np^1 a ns^2np^6 .

- 14. Sean los elementos A y B cuyos números atómicos son 5 y 17. Escribe su configuración electrónica e identificalos.**

(Castilla-La Mancha, 2007)

A: $1s^2 2s^2 2p^1$. Elemento del grupo 13, segundo periodo; se trata del boro, B.

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Elemento del grupo 17, tercer periodo; se trata del cloro, Cl.

- 15. La configuración electrónica del Zn es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.**

Indicar:

- 1) Su número atómico.**
- 2) El periodo en el que se encuentra.**
- 3) Su valencia iónica.**
- 4) El nombre del grupo de metales al que pertenece.**

(Extremadura, 2006)

- 1) Al tratarse de un elemento neutro su número atómico se puede igualar al número de electrones; contando estos, $Z = 30$.
- 2) Su último nivel de llenado es el cuatro, luego pertenecerá al cuarto periodo.
- 3) Tendrá tendencia a perder los dos electrones del nivel $4s^2$, lo que le conferirá una estabilidad adicional. Su valencia iónica será, por tanto, +2.
- 4) Dada la configuración de la capa de valencia, $3d^{10} 4s^2$, se trata de un elemento del grupo 12, que se corresponde con los metales de transición.

- 16. Escribe la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:**

- a) El elemento de número atómico 43.**
- b) El cuarto gas noble.**
- c) El elemento del tercer periodo con mayor radio atómico.**
- d) El elemento del grupo 13 de mayor carácter metálico.**

Indica en cada caso el símbolo y el nombre del elemento.

(R. Murcia, 2007)

- a) La configuración de este elemento será: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^5$. Se trata de un elemento del grupo 7, periodo 5. Es el tecnecio, Tc.
- b) El cuarto gas noble es el kriptón, Kr, y su configuración electrónica será: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
- c) El radio disminuye al avanzar en el periodo, luego el de mayor radio atómico será el primer elemento del periodo, es decir, el sodio, Na. Su configuración electrónica es: $[\text{Ne}] 3s^1$.

- d) El carácter metálico aumenta al bajar en el grupo; el de mayor carácter metálico será el último elemento del grupo 13, es decir, el talio, Tl. Su configuración electrónica es: $[\text{Xe}] 5d^{10}6s^26p^1$.

- 17. Describa la configuración electrónica de los elementos aluminio, cobre, fósforo y potasio en su estado fundamental. Indique su ubicación en el sistema periódico (grupo y periodo) y los electrones de valencia de cada uno de ellos.**

Datos: números atómicos: Al = 13; Cu = 29; P = 15; K = 19.

(C. F. Navarra, 2008)

Al: $[\text{Ne}] 3s^23p^1$. Dada su configuración de la capa de valencia con tres electrones en ella, se encuentra en el grupo 13. Llena el nivel 3, por lo que es un elemento del tercer periodo.

Cu: $[\text{Ar}] 4s^13d^{10}$. Se trata de una de las excepciones; el presentar el subnivel 3d completo le confiere una estabilidad adicional que hace que promocione un electrón del subnivel 4s al 3d. El ser una excepción y que presente un subnivel $3d^{10}$ no debe confundirnos, ya que pertenece al grupo 11. Al ser su último nivel el $4s^1$, pertenece al cuarto periodo y presenta un electrón en su capa de valencia.

P: $[\text{Ne}] 3s^23p^3$. Dada su configuración de la capa de valencia con cinco electrones en ella, se encuentra en el grupo 15. Llena el nivel 3, por lo que es un elemento del tercer periodo.

K: $[\text{Ar}] 4s^1$. Dada su configuración de la capa de valencia con un electrón en ella, se encuentra en el grupo 1, el de los alcalinos. Llena el nivel 4, por lo que es un elemento del cuarto periodo.

- 18. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifique el grupo de la tabla periódica al que pertenece. Indique el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.**

a) ns^2np^4

c) ns^2np^1

b) ns^2

d) ns^2np^5

(C. Madrid, 2007)

- a) Al tener seis electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 16. El primer elemento de este grupo es el oxígeno, O, que se encuentra en el segundo periodo. Su configuración electrónica será: $1s^22s^22p^4$, luego $Z = 8$.
- b) Al tener dos electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 2. El primer elemento de este grupo es el berilio, Be, que se encuentra en el segundo periodo. Su configuración electrónica será: $1s^22s^2$, luego $Z = 4$.

- c) Al tener tres electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 13. El primer elemento de este grupo es el boro, B, que se encuentra en el segundo periodo. Su configuración electrónica será: $1s^2 2s^2 2p^1$, luego $Z = 5$.
- d) Al tener siete electrones en la capa de valencia, se trata del grupo 17. El primer elemento de este grupo es el flúor, F, que se encuentra en el segundo periodo. Su configuración electrónica será: $1s^2 2s^2 2p^5$, luego $Z = 9$.

19. Justificar la influencia de la carga nuclear sobre el radio de un ion y comparar los radios.

(P. Asturias, 2007)

En el caso de los cationes, al perder electrones habrá un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que Z^* en los cationes será mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hará que el catión tenga un menor tamaño. En los aniones se produce el efecto contrario; aumentan los electrones, con lo que aumenta el apantallamiento para un mismo número atómico, disminuye Z^* y aumenta el tamaño del radio. Por tanto, $r(\text{catión}) < r(\text{neutro}) < r(\text{anión})$.

20. Justificar la diferencia de tamaño atómico en función de la carga nuclear efectiva.

(P. Asturias, 2006)

En los elementos que pertenecen a un mismo periodo se incorporan electrones al mismo nivel de energía, pero la carga nuclear efectiva va aumentando a lo largo del periodo, por lo que ejerce una mayor atracción sobre dichos electrones de la capa de valencia y logra una disminución del radio atómico. Por tanto, los radios atómicos de un periodo disminuyen de izquierda a derecha.

En elementos pertenecientes a un mismo grupo, la carga nuclear efectiva no varía, pero sí cambia el número de niveles de llenado, por lo que irá aumentando el radio atómico a lo largo del grupo. Por tanto, los radios atómicos de un grupo aumentan de arriba abajo.

21. Dadas las especies químicas Ne y O^{2-} , razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Ambas especies poseen el mismo número de electrones.
 b) Ambas especies poseen el mismo número de protones.
 c) El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.

(Andalucía, 2007)

- a) Verdadera. El Ne es un gas noble del segundo periodo, luego su configuración será $1s^2 2s^2 2p^6$, con 10 electrones. El O es un elemento del grupo 16, segundo periodo, y su configuración electrónica será: $1s^2 2s^2 2p^4$. El O^{2-} ha ganado dos electrones, siendo su configuración: $1s^2 2s^2 2p^6$, también con 10 electrones.
- b) Falsa. Al ser elementos diferentes presentan diferente número atómico y diferente número de protones; 10 el Ne y 8 el O^{2-} .
- c) Verdadera. Por un lado, ambos elementos se encuentran en el mismo periodo y en un periodo el radio disminuye de izquierda a derecha, luego $r(\text{Ne}) < r(\text{O})$. Además, los aniones son más grandes que sus elementos neutros de partida, por lo que el radio de O^{2-} será todavía mayor que el de Ne. $r(\text{Ne}) \ll r(O^{2-})$.

22. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente, 8, 9 y 11.

- a) Razone cuál de los tres elementos tendrá un radio atómico mayor.**
b) Razone si el radio del ion fluoruro será mayor o menor que el radio atómico del flúor.

(Cataluña, 2008)

- a) Por sus configuraciones electrónicas: Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$), O ($1s^2 2s^2 2p^4$) y F ($1s^2 2s^2 2p^5$), vemos que O y F se encuentran en el segundo periodo y el Na es el primer elemento del tercer periodo. El radio aumenta en el grupo de arriba abajo y disminuye en el periodo de izquierda a derecha. El Na se encuentra más abajo y más a la izquierda; por tanto, será el elemento con mayor radio atómico.
- b) En los aniones aumentan los electrones de la capa de valencia, aumentando el apantallamiento para un mismo número atómico, disminuyendo Z^* y aumentando el tamaño del radio. Por tanto, el radio del ion fluoruro será mayor que el radio atómico del flúor.

23. Los siguientes iones: O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} , tienen todos 10 electrones.

- a) Explicar cuántos protones tiene cada uno.**
b) Explicar cuál tiene el mayor y cuál el menor radio iónico.
c) Explicar cuál de los átomos correspondientes (O, F, Na, Mg) tiene el mayor radio atómico.
d) Explicar cuál de los mismos átomos tiene el menor radio atómico.

(País Vasco, 2006)

- a) O^{2-} ha captado dos electrones; si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 8 y, por tanto, 8 protones en el núcleo, al igual que O^{2-} .

F^- ha captado un electrón, por lo que el átomo del que procede tendría 9 y, por tanto, 9 protones en el núcleo, al igual que F^- .

Na^+ ha perdido un electrón, por lo que el átomo del que procede tendría 11 y, por tanto, 11 protones en el núcleo, al igual que Na^+ .

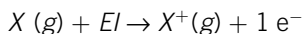
Mg^{2+} ha perdido dos electrones, por lo que el átomo del que procede tendría 12 y, por tanto, 12 protones en el núcleo, al igual que Mg^{2+} .

- b) Los aniones presentan mayor radio atómico que los átomos neutros de los que proceden; el O^{2-} , con dos cargas negativas, será el que mayor radio presente. Por otro lado, los cationes ven reducido su radio por una mayor atracción del núcleo, luego el Mg^{2+} , con dos cargas positivas, presentará el menor radio.
- c) O y F se encuentran en el segundo periodo, y Na y Mg, en el tercer periodo. El radio atómico disminuye de izquierda a derecha en el periodo y aumenta de arriba abajo en el grupo. El Na, más a la izquierda y más abajo, será el que tenga mayor radio atómico.
- d) Por el mismo razonamiento anterior, el flúor, más a la derecha y más arriba, será el que presente menor radio atómico.

24. Definir correctamente el concepto de primera energía de ionización y señalar la influencia que sobre ella ejerce el diferente nivel energético del electrón extraído.

(P. Asturias, 2007)

Definimos primera energía de ionización, EI , como la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X, en estado gaseoso, y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo, X^+ , también en estado gaseoso fundamental.



La diferencia de nivel hace referencia a la variación de energía de ionización dentro de un grupo. En un grupo, el radio atómico va aumentando y la carga nuclear efectiva permanece constante, por lo que los electrones estarán cada vez menos atraídos y habrá que suministrar menos energía para arrancarlos. La energía de ionización de un grupo disminuye de arriba abajo.

25. Las tres primeras energías de ionización de un elemento químico son 738, 1450 y 7730 kJ · mol⁻¹. Sabiendo que se trata de un elemento perteneciente al tercer periodo del sistema periódico, indicar razonadamente a qué grupo pertenece y su configuración electrónica.

(Castilla-La Mancha, 2007)

Sistema periódico

Observamos un aumento importante entre la segunda energía de ionización y la tercera, lo que nos hace pensar en un elemento del segundo grupo. Al encontrarse en el tercer periodo su configuración será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Al ir arrancando electrones irá pasando a:

1. $X (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2) + E_1 \rightarrow X^+ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) + 1 e^-$
2. $X^+ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) + E_2 \rightarrow X^{2+} (1s^2 2s^2 2p^6) + 1 e^-$
3. $X^{2+} (1s^2 2s^2 2p^6) + E_3 \rightarrow X^{3+} (1s^2 2s^2 2p^5) + 1 e^-$

Al pasar de 2 a 3 pierde la estructura de gas noble, lo que justifica el aumento tan elevado de E_2 a E_3 .

26. Indicar razonadamente:

a) Qué tienen en común los siguientes átomos e iones:

Na^+ , Ne , F^- y O^{2-} .

b)Cuál es el orden de sus valores de potencial de ionización.

Datos: números atómicos: $Na = 11$; $Ne = 10$; $F = 9$; $O = 8$.

(Castilla-La Mancha, 2007)

- a) Todos son elementos isoelectrónicos, con el mismo número de electrones.
- Na^+ ha perdido un electrón, luego tendrá 10.
 - Ne tiene $Z = 10$, luego tendrá 10 electrones.
 - F^- ha ganado un electrón, luego tendrá 10.
 - O^{2-} ha ganado dos electrones, luego tendrá también 10 electrones.
- b) O , F y Ne son elementos del segundo periodo y el Na es el primer elemento del tercer periodo. El potencial o energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo y disminuye de arriba abajo en el grupo. Por otro lado, todos ellos presentan la estructura de gas noble, por lo que será difícil arrancarles un electrón. Otra variable a tener en cuenta es la especial dificultad que presentará el Na^+ , con carga positiva, a dejarse arrancar un segundo electrón. Teniendo todos estos factores en cuenta, el orden será: $O^{2-} < F^- < Ne < Na^+$.

27. Se tienen dos elementos, uno de $Z = 35$ y otro cuyos electrones de mayor energía poseen la configuración $4s^2$.

a) Indicar la posición de cada uno de ellos en el sistema periódico y la valencia covalente más probable de cada uno.

b) Justificar cuál tiene mayor potencial de ionización.

(Cantabria, 2006)

- a) La configuración del primero será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
Se trata de un elemento del grupo 17 situado en el cuarto periodo (Br). Tendrá tendencia a captar un electrón, luego su covalencia más probable será -1 . En el caso del otro elemento nos indican que los electrones de la capa de valencia (mayor energía) están en el subnivel $4s^2$; por tanto, se trata de un elemento del grupo 2, cuarto periodo (Ca). Tendrá tendencia a perder dos electrones, por lo que su covalencia más probable será $+2$.
- b) Ambos son elementos del cuarto periodo y la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha dentro de un mismo periodo, luego el de mayor energía de ionización será el elemento con $Z = 35$, situado más a la derecha.

28. La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es $3s^2 3p^5$.

- a) **Justificar si se trata de un metal o un no metal.**
- b) **Indicar, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización que A.**
- c) **Indicar, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización que A.**

(Andalucía, 2007)

- a) Tiene 7 electrones en la capa de valencia, por lo que pertenece al grupo 17, periodo 3, y tendrá tendencia a captar un electrón, formando aniones. Se tratará, por tanto, de un no metal.
- b) El potencial de ionización disminuye al bajar en el grupo. Un elemento del grupo 17, situado en el periodo 2 tendrá mayor potencial de ionización que él; es el caso del flúor.
- c) El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo, por lo que cualquier elemento del tercer periodo situado más a la izquierda que nuestro elemento tendrá menor potencial de ionización que él; por ejemplo, el azufre.

29. Escoger la respuesta acertada. En cuanto a la energía de ionización:

- a) **Aumenta a medida que aumenta el número atómico del elemento.**
- b) **Disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.**
- c) **En los metales alcalinos aumenta a medida que aumenta el número atómico del elemento.**
- d) **En los halógenos disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.**

(Cataluña, 2007)

La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo y disminuye de arriba abajo en el grupo. Siguiendo estas premisas, la respuesta acertada será la d).

30. Las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a átomos neutros cuyas configuraciones son: X: $1s^2 2s^2 2p^6$; Y: $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$.

Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- El elemento con la configuración Y pertenece al tercer periodo.
- El elemento con la configuración X es un gas noble.
- Las configuraciones X e Y pertenecen a un mismo elemento.
- La energía de ionización asociada a la configuración Y es más pequeña que la de la configuración X.

(Cataluña, 2008)

X es un elemento del grupo 18, gases nobles, del segundo periodo, y presenta su configuración en estado fundamental. En el caso de Y se trata del mismo elemento, pero con una configuración excitada. Por tanto, la afirmación incorrecta es la a), ya que Y, al igual que X, se encuentra en el segundo periodo. La d) es correcta, ya que al presentar Y una configuración excitada será más fácil arrancarle un electrón y, por tanto, la energía de ionización será menor.

31. Dados los elementos A ($Z = 20$) y B ($Z = 35$), responda a las siguientes cuestiones:

- Indique las configuraciones electrónicas de dichos elementos.
- Indique a qué grupo y periodo pertenecen.
- ¿Cuál de ellos tendrá mayor potencial de ionización?

(Canarias, 2007)

- Las configuraciones son: A: $[\text{Ar}]4s^2$ y B: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2 4p^5$.
- A, con dos elementos en la capa de valencia, pertenece al segundo grupo, cuarto periodo. B, con siete electrones en la última capa, pertenece al grupo 17, cuarto periodo.
- El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo, luego de los dos el de mayor potencial de ionización será el B.

32. La configuración electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$:

- ¿Se trata de un metal o de un no metal? ¿A qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece y cuál es su símbolo?
- Indique dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él dentro de su grupo.

(R. Murcia, 2005)

- Tiene 7 electrones en la capa de valencia, luego es un elemento del grupo 17, localizado en el quinto periodo; se trata, por tanto, del yodo, I. Es un no metal.

- b) Dentro de un grupo la energía de ionización disminuye al bajar en el grupo, luego cualquier elemento situado por encima de él tendrá mayor energía de ionización. Por ejemplo, Br y Cl.

33. Escriba la configuración electrónica de cada una de las especies en estado fundamental: Cl, P^{3-} , Al^{3+} . Ordene los elementos químicos P, Na, Si, Mg, S, Ar, Al, Cl, según su primera energía de ionización, razonando la respuesta.

Datos: números atómicos: P (15); Na (11); Si (14); Mg (12); S (16); Ar (18); Al (13); Cl (17).

(C. Valenciana, 2008)

- a) Cl; $Z = 17$: $[Ne] 3s^2 3p^5$. P^{3-} ; $Z = 15$, como ha ganado tres electrones su configuración será: $[Ar] (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$. Al^{3+} ; $Z = 13$, al perder tres electrones su configuración será: $[Ne] (1s^2 2s^2 2p^6)$.
- b) Se trata de los elementos del tercer periodo. La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo y el orden sería: $Na < Mg < Al < Si < P < S < Cl < Ar$. Sin embargo, hay que tener en cuenta dos excepciones en las parejas Mg/Al y P/S; donde al tener Mg y P configuraciones ns^2 y $ns^2 np^3$, respectivamente, que les confiere una estabilidad adicional, para arrancarles un electrón habrá que suministrar una energía extra. Por tanto, el orden será: $Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl < Ar$.

34. Dados los elementos A ($Z = 13$), B ($Z = 9$) y C ($Z = 19$).

- a) **Escriba sus configuraciones electrónicas utilizando la notación s, p, d.**
- b) **¿Cuál será la configuración electrónica del ion más estable de cada uno?**
- c) **Defina el concepto de electronegatividad e indica cuál de los elementos anteriores se espera que tenga el valor más alto y cuál el más bajo.**

(P. Asturias, 2005)

- a) A: $[Ne] 3s^2 3p^1$; B: $[He] 2s^2 2p^5$; C: $[Ar] 4s^1$.
- b) A: Tenderá a perder tres electrones, formando el ion A^{3+} y adquirirá la configuración del gas noble anterior: $[Ne] (1s^2 2s^2 2p^6)$.
B: Tenderá a ganar un electrón, formando el ion B^- y adquirirá la configuración del gas noble posterior: $[Ne] (1s^2 2s^2 2p^6)$.
C: Tenderá a perder un electrón, formando el ion C^+ y adquirirá la configuración del gas noble anterior: $[Ar] (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$.

- c) La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para competir por el par de electrones que comparte con otro átomo al que está unido. Los mayores valores de electronegatividad se encuentran en el grupo de los halógenos; el elemento B presenta la configuración de un halógeno y, por tanto, será el de mayor electronegatividad. Los valores menores se encuentran en los alcalinos de mayor número atómico; al ser el elemento C un alcalino, será el que presente un valor más bajo de electronegatividad.

35. El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indique, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- a) **Corresponde a un gas noble.**
 b) **Es un metal alcalino.**
 c) **Es el más electronegativo.**

(Andalucía, 2007)

Para poder contestar necesitamos conocer las configuraciones electrónicas de todos ellos: A ($1s^2$); B ($1s^22s^22p^5$); C ($1s^22s^22p^63s^1$); D ($1s^22s^22p^63s^2$) y E ($1s^22s^22p^63s^23p^1$).

- a) La única configuración correspondiente a un gas noble es la del elemento A. Se trata del helio.
 b) La configuración de alcalino (ns^1) es la del elemento C. Se trata del sodio.
 c) Los elementos más electronegativos son los halógenos, con una configuración en la capa de valencia $ns^2 np^5$. Esta configuración la presenta B. Se trata del flúor.

36. Considere los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33:

- a) **Escriba la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.**
 b) **Indique a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.**
 c) **¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?**

(C. Madrid, 2004)

- a) Las configuraciones serán: $Z = 4$: $1s^2\mathbf{2s^2}$; $Z = 11$: $1s^22s^22p^6\mathbf{3s^1}$; $Z = 17$: $1s^22s^22p^6\mathbf{3s^23p^5}$; $Z = 33$: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}\mathbf{4s^24p^3}$ (se señalan en negrita los electrones de la capa de valencia).
 b) Dadas las configuraciones de la capa de valencia, los elementos pertenecerán, respectivamente, a los grupos: G2 metal, G1 metal, G17 no metal, G15 semimetal.

- c) El más electronegativo será el halógeno; es decir, el elemento con $Z = 17$. El menos electronegativo será el alcalino; esto es, el elemento con $Z = 11$.

- 37.**
- a) **Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos $_{19}\text{K}$ y $_{17}\text{Cl}$ y de sus iones K^+ y Cl^- .**
- b) **Justifique la razón por la que el radio del ion K^+ (0,133 nm) es inferior al del ion Cl^- (0,181 nm).**
- c) **¿Qué se entiende por primera energía de ionización de un átomo? Señale la causa principal por la que la primera energía de ionización del átomo de potasio es también menor que la del átomo de cloro.**

(P. Asturias, 2007)

- a) $_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ y K^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ([Ar]).
 $_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- b) Los cationes, al perder electrones, tienen un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que Z^* en los cationes es mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hace que el catión tenga un menor tamaño. Por el contrario, en los aniones aumentan los electrones, aumenta el apantallamiento para un mismo número atómico, disminuye Z^* y aumenta el tamaño del radio. Por eso, pese a que el potasio en estado neutro, al estar más hacia la izquierda de la tabla y en un periodo mayor que el cloro, tiene mayor tamaño que este; en el caso de sus iones ocurre al contrario.
- c) Energía de ionización, E_I , es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X, en estado gaseoso, y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo, X^+ , también en estado gaseoso fundamental. El potasio, con un único electrón en su capa de valencia, tendrá mucha tendencia a cederlo para adquirir la configuración de gas noble, por lo que se necesitará poca energía para arrancarle dicho electrón. Sin embargo, el cloro, con siete electrones en la capa de valencia, no tendrá tendencia a cederlos, sino a captarlos, por lo que se necesitará mucha energía para arrancarle un electrón.

- 38. En las siguientes parejas de átomos o iones, basándose en las configuraciones electrónicas, explique cuál tiene:**

- a) **Mayor radio, K o K^+ .**
- b) **Mayor potencial de ionización, K o Rb.**
- c) **Mayor número de electrones, Cl^- o K^+ .**
- d) **Mayor electronegatividad, Cl o F.**

Datos: números atómicos: F = 9; Cl = 17; K = 19; Rb = 37.

(País Vasco, 2006)

- a) Según hemos visto en el ejercicio anterior, el tamaño de los cationes es siempre menor que el de sus átomos neutros. El de mayor radio será el K.
- b) Son elementos del mismo grupo. En un grupo, el potencial de ionización disminuye en el grupo, por lo que el de mayor potencial de ionización será el K.
- c) El Cl^- , con $Z = 17$, tiene un electrón de más, por lo que tendrá 18. El K^+ , con $Z = 19$, tiene un electrón menos y también tendrá 18 electrones.
- d) Son elementos del mismo grupo, y en un grupo la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico. El de mayor número atómico es el flúor.

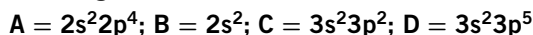
39. Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente.

- a) Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados.**
- b) Justifique qué elemento tiene mayor radio.**
- c) Entre los elementos B y C razone cuál tiene mayor energía de ionización.**

(Andalucía, 2006)

- a) A: $1s^2$; no presenta ningún electrón desapareado, pertenece al grupo 18. B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; presenta un electrón desapareado, pertenece al grupo 1. C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$; presenta un electrón desapareado, pertenece al grupo 17.
D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, los cinco electrones están repartidos entre los cinco orbitales d, por lo que presentará cinco electrones desapareados, pertenece al grupo 7.
- b) El elemento A se encuentra en el primer periodo y es de pequeño tamaño. B y C pertenecen al tercer periodo. El radio en un periodo disminuye de izquierda a derecha, por lo que el elemento con mayor radio de los dos será el B, que se encuentra en el grupo 1. D se encuentra en el cuarto periodo, pero en el grupo 7, lo que hace que tenga menor radio que B. El de mayor radio será el elemento B.
- c) En un periodo, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha. El elemento de mayor energía de ionización será, por tanto, el elemento C.

40. Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos:



- a) Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la tabla periódica.**

b) Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.

c) Justifique cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.

d) Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.

(C. Madrid, 2008)

- a) $A = 2s^2 2p^4$, seis electrones en la capa de valencia, es un elemento del grupo 16 y se encuentra en el segundo periodo; es el oxígeno, O.
 $B = 2s^2$, dos electrones en la capa de valencia, es un elemento del grupo 2 y se encuentra en el segundo periodo; es el berilio, Be.
 $C = 3s^2 3p^2$, cuatro electrones en la capa de valencia, es un elemento del grupo 14 y se encuentra en el tercer periodo; es el silicio, Si.
 $D = 3s^2 3p^5$, siete electrones en la capa de valencia, es un elemento del grupo 17 y se encuentra en el tercer periodo; es el cloro, Cl.
- b) A tenderá a ganar dos electrones, -2 .
 B tenderá a perder dos electrones, $+2$.
 C podrá ganar o perder cuatro electrones, ± 4 .
 D tenderá a captar un electrón, por lo que su estado más probable será -1 . Si se combina con un elemento más electronegativo será $+1$. Además, en las oxisales puede presentar estados de oxidación $+3$, $+5$ y $+7$.
- c) Ambos se encuentran en el segundo periodo. El radio disminuye de izquierda a derecha en el periodo. El de mayor radio atómico será B.
- d) Ambos están en el tercer periodo. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en el periodo. El de mayor electronegatividad será D.

41. En el sistema periódico se encuentran en la misma columna los elementos cloro, bromo y yodo colocados en orden creciente de su número atómico. Si el número atómico del cloro es 17.

a) Escriba la configuración electrónica de los tres elementos.

b) Defina el primer potencial de ionización de un elemento químico y asigne a cada uno de los tres elementos el potencial de ionización que pueda corresponderle de entre los siguientes: 10,4; 11,8 y 13,1 eV.

c) Defina qué es afinidad electrónica.

(Castilla y León, 2005)

- a) Si el cloro tiene $Z = 17$, su configuración será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. El siguiente, el bromo, tendrá la misma configuración de la capa de valencia, pero en el siguiente nivel; llenamos siguiendo las reglas de Aufbau: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Con el yodo sucederá lo mismo, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

- b) La energía de ionización, E_I , es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion, X^+ , también en estado gaseoso fundamental. La energía de ionización disminuye en el grupo al aumentar el número atómico; la mayor energía será la del cloro; luego, la del bromo, y por último, la del yodo. Cl (13,1 eV), Br (11,8 eV) y I (10,4 eV).
- c) Afinidad electrónica, AE , es la variación de energía que se produce cuando un átomo neutro, X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, adquiere un electrón y se transforma en un ion, X^- , también en estado gaseoso y fundamental.

42. **Responda a las siguientes cuestiones:**

- a) **Defina energía de ionización de un elemento.**
- b) **El litio, el sodio y el potasio son tres metales alcalinos de números atómicos 3, 11 y 19, respectivamente. Asigne, de manera razonada, a cada uno de estos metales uno de los siguientes valores posibles de energía de ionización: 100, 119 y 124 kcal/mol.**
- c) **Razone cómo varía la energía de ionización en un mismo periodo de la tabla periódica.**
- d) **Argumente si es cierta o falsa la siguiente afirmación: «Cualquier metal alcalino es más electropositivo que cualquier metal alcalinotérreo».**

(Cataluña, 2007)

- a) La energía de ionización, E_I , es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion, X^+ , también en estado gaseoso fundamental.
- b) Como antes, al ser elementos del mismo grupo, el de mayor energía de ionización será el litio; luego, el sodio, y por último, el potasio. Li (124 kcal/mol), Na (119 kcal/mol) y K (100 kcal/mol).
- c) Dentro del periodo el radio atómico disminuye hacia la derecha y la carga nuclear efectiva aumenta. Así, los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para arrancarlos al movernos hacia la derecha del periodo. Por tanto, la energía de ionización de un periodo aumenta de izquierda a derecha.
- d) Falsa. La electronegatividad disminuye de arriba abajo en el grupo y aumenta de izquierda a derecha en el periodo. En general, los alcalinos son menos electronegativos o más electropositivos que los alcalinotérreos. Pero si comparamos el primer alcalino, el litio, con el último alcalinotérreo, esto no será así. La $EN(\text{Li}) = 1$ y la $EN(\text{Ba}) = 0,9$. El Ba es más electropositivo que el litio.