

2

Sistema periódico

PARA COMENZAR (página 39)

▪ Escoge alguno de los elementos en la tabla periódica e investiga el origen de su nombre.

El platino (Pt) es blanquecino y de aspecto muy parecido a la plata. Cuando en 1748 el español Antonio de Ulloa lo descubrió en una expedición por Sudamérica lo llamó «platina», que quiere decir «parecido a la plata».

Otros ejemplos son:

Vanadio (V): en honor a Vanadis, diosa escandinava de la belleza.

Circonio (Zr): porque proviene principalmente del mineral semiprecioso circón.

Cromo (Cr): debido a que sus compuestos son de colores vivos, se le puso este nombre usando el vocablo griego *χρῶμος* (*khromos*), que significa color.

Hafnio (Hf): del latín *Hafnia*, que es como los antiguos romanos llamaban a la ciudad de Copenhage (Dinamarca).

Podemos encontrar más información sobre la procedencia del nombre de los elementos químicos en estos enlaces:

<http://resolviendolaincognita.blogspot.com.es/2008/06/de-dnde-vienen-los-nombres-de-los.html>

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/ies_boabdil/departamentos/nombquim.htm

▪ Hay elementos conocidos desde la antigüedad y otros, la mayoría, descubiertos en los siglos XIX y XX. Investiga y ordena los elementos por fecha de descubrimiento.

En el siguiente enlace encontramos una tabla con los elementos químicos ordenados por la fecha de descubrimiento, desde la prehistoria hasta la actualidad:

<http://www.lenntech.es/tabla-peiodica/ano-de-descubrimiento.htm>

Podemos observar que entre los primeros elementos descubiertos están el carbono (C), el azufre (S) o el hierro (Fe). Y los últimos son el ununpentio (Uup), el ununseptio (Uus) y el ununoctio (Uuo). En total se conocen hoy en día 118 elementos químicos.

PRACTICA (página 40)

1. Considera los elementos Be, O, Cd y Ar.

a) Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos anteriores.

b) ¿Cuántos electrones desapareados presentan cada uno de esos átomos?

c) Escribe las configuraciones electrónicas de los iones más estables que puedan formar.

a) Escribe la configuración electrónica de cada átomo:

- Be ($Z = 4$): $1s^2 2s^2$.
- O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$.
- Cd ($Z = 48$): $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$.
- Ar ($Z = 18$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

b) A partir de las configuraciones electrónicas anteriores, determina el número de electrones desapareados que presenta cada uno de los átomos:

- Be: **0**, están todos apareados en orbitales tipo s.

- O: en su configuración electrónica del subnivel menos energético encontramos la distribución $2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Hay **2** electrones desapareados.
 - Cd: con todos los subniveles más externos completos hay **0** electrones desapareados.
 - Ar: con todos los subniveles más externos completos hay **0** electrones desapareados.
- c) Las configuraciones electrónicas de los iones más estables a los que pueden dar lugar son las siguientes:
- Be ($Z = 4$): $1s^2 2s^2$. Puede perder los dos electrones más externos, así consigue configuración electrónica de gas noble. Quedaría Be^{2+} ($Z = 4$): **$1s^2$** .
 - O ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$. Puede ganar dos electrones que se alojan en el subnivel más externo, así consigue configuración electrónica de gas noble. Quedaría O^{2-} ($Z = 8$): **$1s^2 2s^2 2p^6$** .
 - Cd ($Z = 48$): $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$. Puede perder los dos electrones más externos, así consigue configuración electrónica de gas noble. Quedaría Cd^{2+} ($Z = 48$): **$[\text{Kr}] 4d^{10}$** .
 - Ar ($Z = 18$): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Es un gas noble, con la capa más externa ya estable no toma ni gana electrones, **no forma iones**.

ACTIVIDAD (página 44)

2. Comenta brevemente la organización del sistema periódico actual.

El sistema periódico actual está formado por 7 filas o periodos y 18 columnas o grupos. En total, recoge 118 elementos químicos.

A la izquierda encontramos los metales, y a la derecha los no metales, separados por una serie de elementos «frontera», que son los metaloides o semimetales. El grupo 18, situado más a la derecha, corresponde con los gases nobles.

ACTIVIDADES (página 46)

3. ¿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).

4. La configuración electrónica del ion X^{3-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

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

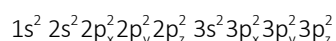
b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

c) Razona si este ion posee electrones desapareados.

a) El ion presenta 18 electrones; al tener tres cargas negativas el ion habrá captado tres electrones, luego en su estado neutro tiene 15 electrones. Su número atómico es **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. La configuración electrónica de la corteza del elemento neutro es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Por tanto, pertenece al **grupo 15** y al **periodo 3**.

c) Vista la configuración expuesta en el enunciado, la distribución detallada de los electrones en cada orbital es:



Vemos que el ion X **no tiene electrones desapareados**.

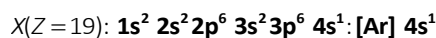
5. Dado el elemento Z = 19.

a) Escribe la configuración electrónica en estado fundamental.

b) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?

c) Indica a qué grupo y periodo pertenece.

a) Escribimos la configuración electrónica del elemento en su estado fundamental:



b) A un subnivel 4s le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 0$. Como m_l solo puede tomar el valor 0, tenemos las siguientes combinaciones posibles en su estado fundamental:

$$(4, 0, 0, +1/2) \quad (4, 0, 0, -1/2)$$

Este resultado no expresa que haya dos electrones con estos números cuánticos. Expresa que hay un electrón solo, y estas combinaciones de números cuánticos son las dos posibilidades para ese electrón.

c) Al ser el último nivel de llenado el nivel 4, se trata de un elemento del **periodo 4**. Su configuración del nivel de valencia es $4s^1$, luego se trata de un elemento del **grupo 1**.

ACTIVIDADES (página 48)

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

- En primer lugar calcula la configuración electrónica del aluminio, 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 es: $10 \cdot 1 = 10$.

Los dos electrones del subnivel 3s ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar.

Usaremos para el valor de este apantallamiento el símbolo a_{3s} . Su apantallamiento es: $2 \cdot a_{3s} = 2a_{3s}$.

La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo del aluminio obedece a la expresión es:

$$Z^* = Z - a = 13 - (10 + 2a_{3s}) = 3 - 2a_{3s}$$

- A continuación calcula la configuración electrónica del silicio, Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

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

Los dos electrones del subnivel 3s ejercen un apantallamiento menor que 1, que no podemos cuantificar.

Usaremos para el valor de este apantallamiento el símbolo a_{3s} . Su apantallamiento es: $2 \cdot a_{3s} = 2a_{3s}$.

El único electrón del subnivel 3p que ejerce un apantallamiento (sobre el último electrón) menor que 1, que no podemos cuantificar. Usaremos para el valor de este apantallamiento el símbolo a_{3p} .

Su apantallamiento es: $1 \cdot a_{3p} = a_{3p}$.

La carga nuclear efectiva será:

$$Z^* = Z - a = 14 - (10 + 2a_{3s} + a_{3p}) = 4 - 2a_{3s} - a_{3p}$$

7. 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. Tienen en común el apantallamiento del kernel. Al avanzar en el periodo se va añadiendo un electrón más, cada uno de ellos con un apantallamiento menor que 1. El efecto final será un aumento progresivo de la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo al movernos hacia la derecha del periodo.

$$Z^*(\text{S}) > Z^*(\text{Na})$$

- 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.

$$Z^*(\text{C}) = Z^*(\text{Sn})$$

- Br y Ge son elementos del cuarto periodo. La carga nuclear efectiva aumenta hacia la izquierda del periodo.

$$Z^*(\text{Br}) > Z^*(\text{Ge})$$

ACTIVIDADES (página 50)

8. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^2np^3 ; ns^2np^5 ; ns^2np^6 , identifica el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas. Indica, razonando la respuesta, el orden esperado para sus radios atómicos.

ns^2np^3 posee 5 electrones en la capa de valencia. Por tanto, se trata del **grupo 15**.

ns^2np^5 posee 7 electrones en la capa de valencia. Por tanto, se trata del **grupo 17**.

ns^2np^6 tiene 8 electrones en la capa de valencia. Por tanto, se trata del **grupo 18**.

En los elementos que pertenecen a un mismo periodo (n) 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. Así tenemos que:

$$\text{radio}(ns^2np^3) < \text{radio}(ns^2np^5) < \text{radio}(ns^2np^6)$$

9. Responde en tu cuaderno.

a) Justifica cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.

b) Explica qué son especies isoelectrónicas y agrupa las siguientes según esta categoría: Cl^- , N^{3-} , Al^{3+} , K^+ , Mg^{2+} .

- a) En el caso de los cationes, al perder electrones, habrá un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que la carga nuclear efectiva en los cationes será mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hará que el catión tenga un menor tamaño. Así, el tamaño de un átomo será mayor respecto a su catión.

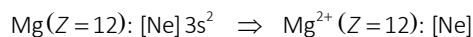
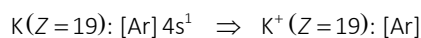
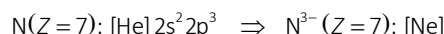
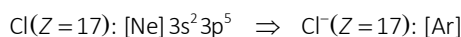
$$\text{radio}(\text{átomo}) > \text{radio}(\text{catión})$$

En el caso de los aniones se produce el efecto contrario. Aumentan los electrones. Por tanto, para un mismo número atómico el apantallamiento es mayor. Como tenemos más electrones en la corteza que protones en el núcleo, la carga nuclear efectiva disminuye; el resultado es que aumenta el radio. Así, el tamaño de un átomo será menor respecto a su anión.

$$\text{radio}(\text{átomo}) < \text{radio}(\text{anión})$$

- b) Las especies isoelectrónicas son aquellos átomos, iones o moléculas que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia.

Escribe la configuración electrónica de las especies dadas y comprueba cuáles de ellas son isoelectrónicas:



El Cl^- y el K^+ forman una pareja de especies isoelectrónicas. A su vez, el N^{3-} y el Mg^{2+} forman otra pareja de especies isoelectrónicas.

ACTIVIDAD (página 52)

10. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Justifica por qué la primera energía de ionización disminuye al bajar en un grupo de la tabla periódica.

b) Ordena de mayor a menor la energía de ionización de los elementos, flúor, neón y sodio.

- a) Al bajar en un grupo de la tabla periódica, aunque se incrementa la carga nuclear esta está apantallada por más capas de electrones, conservando la carga nuclear efectiva. Además, el electrón más externo va situándose en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo.

Por tanto, con la misma carga y mayor distancia disminuye la fuerza atractiva núcleo-electrón. Se necesita aplicar menos cantidad de energía para extraer un electrón. Es por eso que la energía de ionización disminuye.

b) Localiza los tres elementos en la tabla periódica:

- El flúor se encuentra en el periodo 2 y en el grupo 17.
- El neón, en el periodo 2 y en el grupo 18.
- El sodio, en el periodo 3 y en el grupo 1.

El flúor y el neón son dos elementos que se encuentran en el mismo periodo, se diferencian en los grupos 17 y 18. Es decir, el flúor tiene su capa de valencia casi llena y el neón llena. Además, la carga nuclear efectiva para el neón es mayor que para el flúor. Y no solo eso, el tamaño del átomo es menor en el neón que en el flúor.

Esto indica que en el neón, el último electrón se encuentra con menos apantallamiento que en el flúor. Por eso necesita aplicar más cantidad de energía para arrancar el último electrón al neón que al flúor.

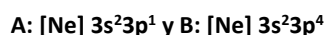
En el sodio, al ser del periodo 3, el último electrón se encuentra más alejado del núcleo que en los otros dos elementos, por lo que su energía de ionización es la de menor valor.

Luego, el orden de mayor a menor valor de la energía de ionización de los elementos propuestos es el siguiente:



ACTIVIDAD (página 55)

11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de dos elementos:



a) Justifica qué elemento presenta mayor valor de electronegatividad.

b) Predice el carácter metálico o no metálico de cada elemento.

a) Ambos elementos pertenecen al periodo 3 del sistema periódico. El elemento A se encuentra en el grupo 13 y el B en el grupo 16.

En un mismo periodo, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha, el elemento B presenta mayor electronegatividad que A.

b) El elemento A tendrá tendencia a perder un electrón quedando con la configuración electrónica A^+ : $[\text{Ne}] 3s^2$ (incluso puede perder tres electrones y quedar A^{3+} : $[\text{Ne}]$). Da lugar con cierta facilidad a un ion positivo. Por tanto, se trata de un elemento metálico.

Sin embargo, el elemento B tenderá a aceptar dos electrones, quedando con la configuración electrónica B^{2-} : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Da lugar a un ion negativo; por tanto, es un elemento no metálico.

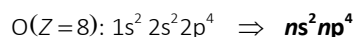
ACTIVIDADES FINALES (página 65)

Sistema periódico actual

12. Un elemento químico con propiedades semejantes al oxígeno.

¿Qué configuración electrónica tiene en su nivel de valencia?

Para que un elemento tenga propiedades semejantes a las de oxígeno debe poseer la misma estructura electrónica de su nivel de valencia. Por tanto:



13. 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	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
E	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- 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 alcalino.
- a) **Falsa.** La configuración del elemento C corresponde a un alcalinotérreo, en particular el Ca. La del B, a un elemento del grupo 16, en particular el O.
- b) **Verdadera.** El último nivel del elemento A (Na) es el nivel tres como indica el último electrón en $3s^1$; por tanto, se encontrará en el tercer periodo. El último nivel del elemento C (Ca) es el nivel cuatro como indica el último electrón en $4s^2$; por tanto, se encuentra en el cuarto periodo.
- c) **Falsa.** La configuración de E es la de un halógeno ($ns^2 np^5$) del tercer periodo, en particular es el Cl.
- d) **Falsa.** Ya hemos visto que B, aunque sí se encuentra en el segundo periodo, pertenece al grupo 16. Además, D llena el nivel 3 ($3s^2 3p^6$); por tanto, se encuentra en el tercer periodo no en el sexto. D es un gas noble, se trata del Ar.
- e) **Verdadera.** La configuración de A se corresponde con la de un alcalino, con un electrón en la capa de valencia ($3s^1$), en particular es el Na.

14. 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 inhibidora 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) Tiene seis electrones en su nivel más externo.

El selenio es un elemento del grupo 16 y periodo 4. Su configuración de la capa de valencia será: $4s^2 4p^4$. Tendrá, por tanto, tendencia a captar dos electrones y formar aniones Se^{2-} , presentando carácter no metálico. Según esto, la afirmación correcta será la afirmación **e**).

15. Un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones. ¿A qué grupo corresponderá la configuración electrónica del ion formado? Escribe la configuración electrónica de la capa más externa del ion.

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 $(n-1)s^2(n-1)p^6$.

El ion formado tendrá una configuración como la de los elementos del **grupo 18**, es decir: $(n-1)s^2(n-1)p^6$.

16. Relaciona configuraciones electrónicas con la ordenación periódica de los elementos en la tabla periódica.

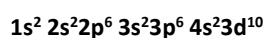
La posición de los elementos dentro de la tabla está relacionada con sus configuraciones electrónicas.

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

17. Sean los elementos A y B cuyos números atómicos son 5 y 17. Escribe su configuración electrónica e identifícalos.

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**.

18. La configuración electrónica del cinc es:


Indica:

- a) Su número atómico.
 - b) El periodo en el que se encuentra.
 - c) La carga del catión más probable.
 - d) El nombre del grupo de metales al que pertenece.
- a) Al tratarse de un elemento neutro su número atómico se puede igualar al número de electrones. Suma el número de electrones indicado por los exponentes: $Z = 30$.
 - b) Su último nivel de llenado es el cuatro; luego, pertenecerá al **periodo 4**.
 - c) Tendrá tendencia a perder los dos electrones del nivel $4s^2$ dando lugar a un catión, lo que le conferirá una estabilidad adicional. Su carga será, por tanto, **2+**.
 - d) Dada la configuración de la capa de valencia, $4s^2 3d^{10}$, se trata de un elemento del **grupo 12**, que se corresponde con los **metales de transición**.

19. 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.

- a) La configuración de este elemento en el estado fundamental es: **[Kr] $5s^2 4d^5$** . Se trata de un elemento del grupo 7 y periodo 5. Es el **tecnecio, Tc**.
- b) El cuarto gas noble es el **kriptón, Kr**, y su configuración electrónica es: **[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: **[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: **[Xe] $5d^{10} 6s^2 6p^1$** .

Propiedades periódicas

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

- Ambas especies tienen el mismo número de electrones.
 - Ambas especies tienen el mismo número de protones.
 - El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.
- a) **Verdadera.** El Ne es un gas noble del segundo periodo, su configuración es $1s^2 2s^2 2p^6$, con 10 electrones. El O es un elemento del grupo 16, segundo periodo, su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^4$. El O^{2-} ha ganado 2 electrones, siendo su configuración: $1s^2 2s^2 2p^6$, también con 10 electrones.
- b) **Falsa.** Al ser elementos diferentes presentan distinto número atómico y diferente número de protones. 10 protones tiene el Ne y 8 protones tiene 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 $\text{radio}(\text{Ne}) < \text{radio}(\text{O})$. Además, los aniones son más grandes que sus elementos neutros de partida, por lo que el radio de O^{2-} será aún mayor que el del Ne:

$$\text{radio}(\text{Ne}) \ll \text{radio}(\text{O}^{2-})$$

25. Las tres primeras energías de ionización de un elemento químico son 738, 1450 y 7730 kJ/mol.

Sabiendo que se trata de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica, indica razonadamente a qué grupo pertenece y su configuración electrónica.

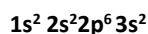
La relación entre primera y segunda energía de ionización es aproximadamente el doble:

$$\frac{E_2}{E_1} = \frac{1450 \text{ kJ/mol}}{738 \text{ kJ/mol}} = 1,965 \approx 2$$

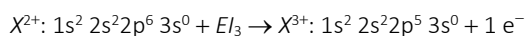
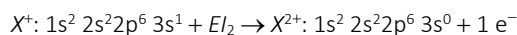
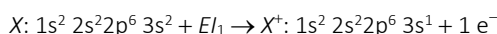
Observa el aumento importante entre la segunda energía de ionización y la tercera:

$$\frac{E_3}{E_2} = \frac{7730 \text{ kJ/mol}}{1450 \text{ kJ/mol}} = 5,331 > 5$$

Esto hace pensar en un elemento del **segundo grupo** (alcalinotérreos). Al encontrarse en el tercer periodo su configuración es:



Las sucesivas extracciones de electrones son:



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

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

- Explica cuántos protones tiene cada uno.
- Explica cuál tiene el mayor y cuál el menor radio iónico.
- Explica cuál de las especies químicas neutras correspondientes (O, F, Na, Mg) tiene el mayor radio atómico.
- Explica cuál de los mismos átomos neutros anteriores tiene el menor radio atómico.

a) O^{2-} ha captado dos electrones. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 8 electrones. Por tanto, **8 protones** en el núcleo.

F^- ha captado un electrón. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 9 electrones. Por tanto, **9 protones** en el núcleo.

Na^+ ha perdido un electrón. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 11 electrones. Por tanto, **11 protones** en el núcleo.

Mg^{2+} ha perdido dos electrones. Si el ion tiene 10, el átomo neutro del que procede tendría 12 electrones. Por tanto, **12 protones** en el núcleo.

b) Para ordenar en tamaño debemos atender varios criterios:

- Con los átomos neutros. A menor carga nuclear efectiva mayor atracción, lo que supone menor tamaño. Al avanzar en el mismo periodo la carga nuclear efectiva disminuye:

$$\text{radio(O)} > \text{radio(F)}$$

$$\text{radio(Na)} > \text{radio(Mg)}$$

- Los aniones presentan mayor radio que los átomos neutros de los que proceden. El O^{2-} incorpora 2 electrones con 8 protones en el núcleo. El F^- incorpora 1 electrón con 9 protones en el núcleo. Esto acentúa la diferencia entre ambas especies:

$$\text{radio}(O^{2-}) \gg \text{radio}(F^-)$$

- Los cationes al perder electrones de la capa de valencia ven reducido su radio por una mayor atracción del núcleo. El Na^+ pierde 1 electrón con 11 protones en el núcleo. El Mg^{2+} pierde 2 electrones con 12 protones en el núcleo. Esto acentúa la diferencia entre ambas especies:

$$\text{radio}(Na^+) \gg \text{radio}(Mg^{2+})$$

- Todas las especies a comparar son isoelectrónicas con 10 electrones en la corteza. El núcleo con mayor número de protones retendrá los 10 electrones de su corteza con mayor eficacia reduciendo el tamaño. El que menos protones tiene es el oxígeno, el que más el magnesio. Por eso:

$$\text{radio}(O^{2-}) \gg \text{radio}(Mg^{2+})$$

El mayor radio corresponde al **óxido, O^{2-}** , y el menor radio al **magnesio(II), Mg^{2+}** .

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, pues la carga nuclear efectiva aumenta en el periodo. Y aumenta de arriba abajo en el grupo, pues la cantidad de capas del kernel es cada vez mayor y esto apantalla la atracción del núcleo.

El sodio está más a la izquierda y más abajo. Es el **sodio, Na**, el que tiene mayor radio atómico.

d) Por el mismo razonamiento anterior. El **flúor, F**, más a la derecha y más arriba, será el que presente menor radio atómico.

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

a) Razona cuál de los tres elementos tendrá un radio atómico mayor.

b) Razona si el radio del ion fluoruro será mayor o menor que el radio atómico del flúor.

a) O y F se encuentran en el segundo periodo, y Na, en el tercer periodo. El radio atómico disminuye de izquierda a derecha en el periodo pues la carga nuclear efectiva aumenta en el periodo. Y aumenta de arriba abajo en el grupo, pues la cantidad de capas del kernel es cada vez mayor y esto apantalla la atracción del núcleo.

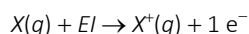
El sodio está más a la izquierda y más abajo. Es el **sodio, Na**, el que tiene mayor radio atómico.

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:

$$\text{radio}(F^-) > \text{radio}(F)$$

28. Define correctamente el concepto de primera energía de ionización y señala la influencia que sobre ella ejerce el diferente nivel energético del electrón extraído.

La primera 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 y estado electrónico 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.

29. Indica razonadamente:

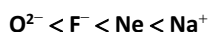
- a) **Qué tienen en común los siguientes átomos e iones: Na^+ , Ne , F^- y O^{2-} .**
 b) **Cuál es el orden de sus valores de potencial de ionización.**

Datos: Na (Z = 11), Ne (Z = 10), F (Z = 9), O (Z = 8).

- 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 (de menor a mayor) de sus valores de potencial de ionización será:



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

- a) **Indica la posición de cada uno de ellos en la tabla periódica y la valencia covalente más probable de cada uno.**
 b) **Justifica cuál tiene mayor potencial de ionización.**

- a) La configuración del primero es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Se trata de un elemento del **grupo 17** situado en el **periodo 4** (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, periodo 4** (Ca). Tendrá tendencia a perder dos electrones, por lo que su **covalencia más probable será +2**.

- b) Ambos son elementos del cuarto periodo. La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha dentro de un mismo periodo, el elemento con mayor energía de ionización es el **elemento con $Z = 35$** , situado más a la derecha.

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

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

- a) A: **$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$** ; B: **$[\text{He}] 2s^2 2p^5$** ; C: **$[\text{Ar}] 4s^1$** .

- b) A: Tiende a perder 3 electrones, formando el ion A^{3+} y adquiere la configuración del neón: **$1s^2 2s^2 2p^6$** .

B: Tiende a ganar 1 electrón, formando el ion B^- y adquiere la configuración del neón: **$1s^2 2s^2 2p^6$** .

C: Tiende a perder 1 electrón, formando el ion C^+ y adquiere la configuración del argón: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$** .

- 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 **menor electronegatividad**.

32. Las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a átomos neutros cuyas configuraciones son:



Indica 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.

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.

ACTIVIDADES FINALES (página 67)

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

- Justifica si se trata de un metal o un no metal.
 - Indica, razonadamente, un elemento que tenga mayor potencial de ionización que A.
 - Indica, razonadamente, un elemento que tenga menor potencial de ionización que A.
- El elemento 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**.
 - 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 **flúor**.
 - 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**.

34. Escoge la respuesta acertada en cuanto a la energía de ionización:

- Aumenta a medida que aumenta el número atómico del elemento.
- Disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.
- En los metales alcalinos aumenta a medida que aumenta el número atómico del elemento.
- En los halógenos disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.

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 es la d)**.

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

- Indica las configuraciones electrónicas de estos elementos.
 - Indica a qué grupo y periodo pertenecen.
 - ¿Cuál de ellos tendrá mayor potencial de ionización?
- Las configuraciones son: A: $[\text{Ar}] 4s^2$ y B: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
 - A, con 2 electrones en la capa de valencia, pertenece al **grupo 2, periodo 4**.
B, con 7 electrones en la última capa, pertenece al **grupo 17, periodo 4**.
 - El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo, luego de los dos elementos **el de mayor potencial de ionización es el B**.

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

- a) ¿Se trata de un metal o un no metal? ¿A qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece y cuál es su símbolo?
- b) Indica dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él dentro de su grupo.
- a) Tiene 7 electrones en la capa de valencia, luego es un elemento del **grupo 17**, localizado en el **periodo 5**. 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**.

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

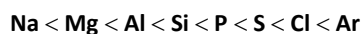
Datos: $\text{P}(Z = 15)$, $\text{Na}(Z = 11)$, $\text{Si}(Z = 14)$, $\text{Mg}(Z = 12)$, $\text{S}(Z = 16)$, $\text{Ar}(Z = 18)$, $\text{Al}(Z = 13)$, $\text{Cl}(Z = 17)$.

$\text{Cl}(Z = 17)$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

$\text{P}^{3-}(Z = 15)$, como ha ganado tres electrones su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

$\text{Al}^{3+}(Z = 13)$, al perder tres electrones su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6$.

La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el periodo. El motivo hay que buscarlo en la carga nuclear efectiva, que crece dentro del periodo. Al avanzar en el periodo hay mayor carga nuclear efectiva y los electrones son retenidos con mayor eficacia. El orden es:



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

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

a) **A:** $1s^2$; no presenta **ningún electrón desapareado**.

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; presenta **1 electrón desapareado**.

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$; presenta **1 electrón desapareado**.

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 **5 electrones desapareados**.

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 es el elemento B.

c) En un periodo, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha. Por tanto, **el elemento de mayor energía de ionización es el elemento C.**

39. El número de electrones de los átomos neutros **A, B, C, D y E** es **2, 9, 11, 12 y 13**, respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

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

Para poder contestar necesitamos conocer las configuraciones electrónicas de todos ellos:

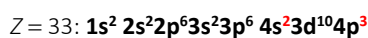
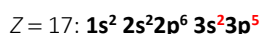
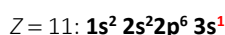
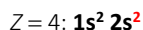
A: $1s^2$ **B:** $1s^2 2s^2 2p^5$ **C:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **D:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ **E:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

- a) La única configuración correspondiente a un gas noble es la del **elemento A**. Se trata del helio.
- b) La configuración de un elemento 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^2np^5 . Esta configuración la presenta el **elemento B**. Se trata del flúor.

40. Considera los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33:

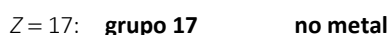
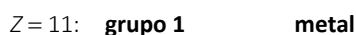
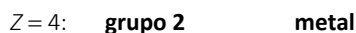
- a) **Escribe la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia.**
- b) **Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.**
- c) **¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?**

- a) Las configuraciones serán:



(Señalamos en color rojo los electrones de la capa de valencia).

- b) Los grupos y el carácter metálico, o no, son:

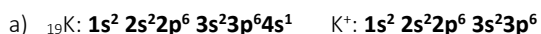


- c) El elemento más electronegativo será el halógeno; es decir, el **elemento con $Z = 17$** .

El menos electronegativo será el alcalino; esto es, el **elemento con $Z = 11$** .

41. Contesta en tu cuaderno:

- a) **Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos ${}_{19}\text{K}$ y ${}_{17}\text{Cl}$ y de sus iones K^+ y Cl^- .**
- b) **Justifica 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? Señala la causa principal por la que la primera energía de ionización del átomo de potasio es también menor que la del átomo de cloro.**



- 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 captar uno nuevo, por lo que se necesitará mucha energía para arrancarle un electrón.

ACTIVIDADES FINALES (página 68)

42. En las siguientes parejas de átomos o iones, basándote en las configuraciones electrónicas, explica cuál tiene:

- Mayor radio, K o K^+ .
- Mayor potencial de ionización, K o Rb.
- Mayor número de electrones, Cl^- o K^+ .
- Mayor electronegatividad, Cl o F.

Datos: F(Z = 9), Cl(Z = 17), K(Z = 19), Rb(Z = 37).

- 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 es el K.**
- 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 es el K.**
- 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. Por tanto, **ambos tienen el mismo número de electrones.**
- Son elementos del mismo grupo, y en un grupo la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico. **El de mayor electronegatividad es el F.**

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

A: $2s^2 2p^4$; B: $2s^2$; C: $3s^2 3p^2$; D: $3s^2 3p^5$

- Identifica el símbolo del elemento, el grupo y el periodo en la tabla periódica.
 - Indica los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos.
 - Justifica cuál tendrá mayor radio atómico, A o B.
 - Justifica cuál tendrá mayor electronegatividad, C o D.
- A: $2s^2 2p^4$, seis electrones en la capa de valencia. Es un elemento del **grupo 16** y se encuentra en el **periodo 2**. Se trata del **oxígeno, O**.
B: $2s^2$, dos electrones en la capa de valencia. Es un elemento del **grupo 2** y se encuentra en el **periodo 2**. Se trata del **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 **periodo 3**. Se trata del **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 **periodo 3**. Se trata del **cloro, Cl**.
 - 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**.
 - Ambos se encuentran en el segundo periodo. El radio disminuye de izquierda a derecha en el periodo. **El de mayor radio atómico es B.**
 - Ambos están en el tercer periodo. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en el periodo. **El de mayor electronegatividad es D.**

44. En la tabla periódica 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.

- Escribe la configuración electrónica de los tres elementos.
- Define el primer potencial de ionización de un elemento químico y asigna 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) Define qué es afinidad electrónica.

a) El cloro, con $Z = 17$, su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

El bromo, con $Z = 35$, su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.

El bromo, con $Z = 53$, su configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$.

b) La energía de ionización, EI , 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:

$$EI(\text{Cl}) = 13,1 \text{ eV} \qquad EI(\text{Br}) = 11,8 \text{ eV} \qquad EI(\text{I}) = 10,4 \text{ eV}$$

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.

45. Responde a las siguientes cuestiones en tu cuaderno:

a) El litio, el sodio y el potasio son tres metales alcalinos de números atómicos 3, 11 y 19, respectivamente. Asigna, de manera razonada, a cada uno de estos metales uno de los siguientes valores de energía de ionización: 100, 119 y 124 kcal/mol.

b) Razona cómo varía la energía de ionización en un mismo periodo de la tabla periódica.

c) Argumenta si es cierta o falsa la siguiente afirmación: «Cualquier metal alcalino es más electropositivo que cualquier metal alcalinotérreo».

a) La energía de ionización disminuye en el grupo al aumentar el número atómico. 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)

b) 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.

c) La afirmación es **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 electronegatividad del litio, Li, tiene un valor de 1; y la electronegatividad del bario, Ba, 0,9. Por tanto, el Ba es más electropositivo que el Li.

46. Dadas las energías de ionización de los primeros elementos alcalinos, que se recogen a continuación expresadas en kJ/mol, contesta en tu cuaderno razonadamente a las siguientes preguntas:

	1.ª EI	2.ª EI	3.ª EI	4.ª EI
Li	521	7294	11 819	—
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

a) ¿Por qué no existe un valor para la 4.ª EI del litio?

b) ¿Por qué disminuye la 1.ª EI al desplazarnos del litio al potasio?

c) ¿Por qué aumenta la energía de ionización al desplazarnos de la 1.ª EI a la 4.ª EI?

a) El litio en su corteza solo posee 3 electrones, y como la energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de la corteza de un átomo, si no hay electrones es imposible poder arrancarlos. Por tanto, no puede existir para el litio una 4.ª energía de ionización para el litio.

- b) Al descender en un grupo de la tabla periódica, el electrón más externo se va situando en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, por lo que la fuerza núcleo-electrón más externo va siendo cada vez menor y se necesita gastar menos energía para arrancarlo.

Así, la energía de ionización va disminuyendo al descender en el grupo de los alcalinos por ser menor la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo.

- c) La energía de ionización de un átomo va aumentando al pasar de la primera a las sucesivas energías de ionización, por ser mayor la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo.

Esto es debido a que al ir disminuyendo el número de electrones de la corteza, va disminuyendo el apantallamiento sobre este electrón y aumentando la fuerza atractiva núcleo-electrón a arrancar.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 70)

REFLEXIONA

1. Las armas químicas se usaron como una innovación militar de las que hubo que medir sus consecuencias y corregir *a posteriori*.

a) ¿Es posible prever todas las consecuencias de cualquier decisión tomada?

b) ¿Es el tiempo de guerra el contexto más adecuado para evaluar las consecuencias?

- a) Ante la aplicación de cualquier descubrimiento o innovación científica hay que ser prudentes y estudiar las posibles consecuencias que puede tener antes de ponerlo en práctica. Aunque no siempre es posible prever las consecuencias, dado que en el momento se desconocen sobre todo los efectos a largo plazo, sí que se puede hacer un balance de lo positivo y lo negativo que significaría su aplicación.
- b) Debemos evaluar las consecuencias en un contexto global. Esto es, tanto en lo social como en lo económico o medioambiental. En tiempo de guerra la posibilidad de adquirir ventaja sobre el enemigo suele llevar a tomar malas decisiones en este sentido.

OPINA

2. Visto el caso de Moseley, ¿qué opinión te merece el reclutamiento forzoso? ¿Y la decisión de excluir del servicio de armas a científicos destacados?

En el caso de Moseley, igual que en el de cualquier otro ciudadano, vemos claramente un efecto negativo en el reclutamiento forzoso, pues pone en peligro a todos.

Sin embargo, ¿por el hecho de ser científico de éxito se debe legislar estableciendo privilegios?, ¿somos todos iguales ante la ley? En los estados occidentales sí se toma la igualdad como derecho fundamental para cualquier otra legislación. Este debate está cerrado bajo la autoridad de estos estados.

3. ¿Son todos los descubrimientos científicos positivos para la humanidad?

Como acabamos de ver en este caso, no todos los descubrimientos científicos son positivos para la humanidad. Existen muchos ejemplos de aplicaciones negativas del conocimiento científico. Basta con pensar, por ejemplo, en el uso del conocimiento científico para el desarrollo de la bomba atómica, con consecuencias desastrosas para el medio ambiente y para la humanidad.

Pero la mayoría de las veces, los descubrimientos científicos se aplican en el desarrollo de productos y servicios que mejoran nuestra calidad de vida, y que podemos considerar, por tanto, positivos.

