

# 2

## ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS. SISTEMA PERIÓDICO

### SOLUCIONES A LAS CUESTIONES DE INICIACIÓN

1. **Las propiedades químicas de los elementos dependen de: a) su número atómico; b) su masa atómica; c) la configuración electrónica de la capa de valencia; d) la configuración electrónica de la capa más interna.**

Dependen de la configuración electrónica de la capa de valencia. La respuesta correcta es la *c*).

2. **¿Por qué los elementos químicos se ordenan en función de su número atómico y no de su masa atómica? ¿Por qué las tierras raras se colocan en filas aparte?**

Porque el número atómico permite ordenar los elementos en función de su número de protones, que, a su vez, está relacionado con el número de electrones de cada elemento. La configuración electrónica permite justificar las propiedades parecidas de un mismo grupo de elementos.

En principio, no existe una razón científica para explicar la colocación de las tierras raras en filas externas a la Tabla Periódica. El motivo es que así se evita una Tabla Periódica excesivamente larga.

3. **Tenemos los elementos X, Y y Z, consecutivos en el Sistema Periódico. Entonces podemos deducir que: a) son muy parecidos entre sí; b) no pueden parecerse en nada, ya que son elementos químicos diferentes; c) pueden presentar ciertas analogías; d) las tres respuestas anteriores son incorrectas.**

En principio, la respuesta correcta es la *d*). Las respuestas *a*), *b*) y *c*) pueden ser ciertas en algunos casos y rotundamente falsas en otros. Pensemos que F, Ne y Na son elementos consecutivos, y, sin embargo, sus propiedades son totalmente distintas.

# 2

## ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS. SISTEMA PERIÓDICO

### SOLUCIONES A LAS ACTIVIDADES PROPUESTAS EN EL INTERIOR DE LA UNIDAD

1. Justifica cuál o cuáles de las siguientes combinaciones de valores de números cuánticos, listados en el orden  $n, l, m_l$ , están permitidas para un orbital: (2, 2, 0); (2, 1, 1); (3, 1, 3).

(2, 2, 0): no permitida;  $l$  tiene que ser menor que  $n$ .

(2, 1, 1): permitida, ya que no viola ningún principio.

(3, 1, 3): no permitida, ya que  $|m_l|$  no puede ser mayor que  $l$ .

2. ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos pueden describir un electrón?

(0, 0, 0,  $-1/2$ ); (1, 1, 0,  $+1/2$ ); (2, 1, 1,  $-1/2$ ); (4, 5, 0,  $+1/2$ )

(0, 0, 0,  $-1/2$ ): no aceptable, porque  $n$  no puede ser nulo.

(1, 1, 0,  $+1/2$ ): aceptable.

(2, 1, 1,  $-1/2$ ): aceptable.

(4, 5, 0,  $+1/2$ ): no aceptable, porque  $l$  es mayor que  $n$ .

3. ¿Qué orbital es más estable, un  $2s$  o un  $2p$ ? Considera dos casos, *a)* para el átomo de hidrógeno, y *b)* para cualquier átomo polielectrónico. Justifica tus respuestas.

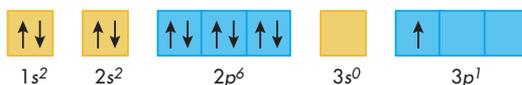
*a)* En el hidrógeno, los dos orbitales tienen la misma energía; es decir, son igual de estables.

*b)* En un átomo polielectrónico, el orbital  $2s$  es más estable; es decir, tiene menor energía.

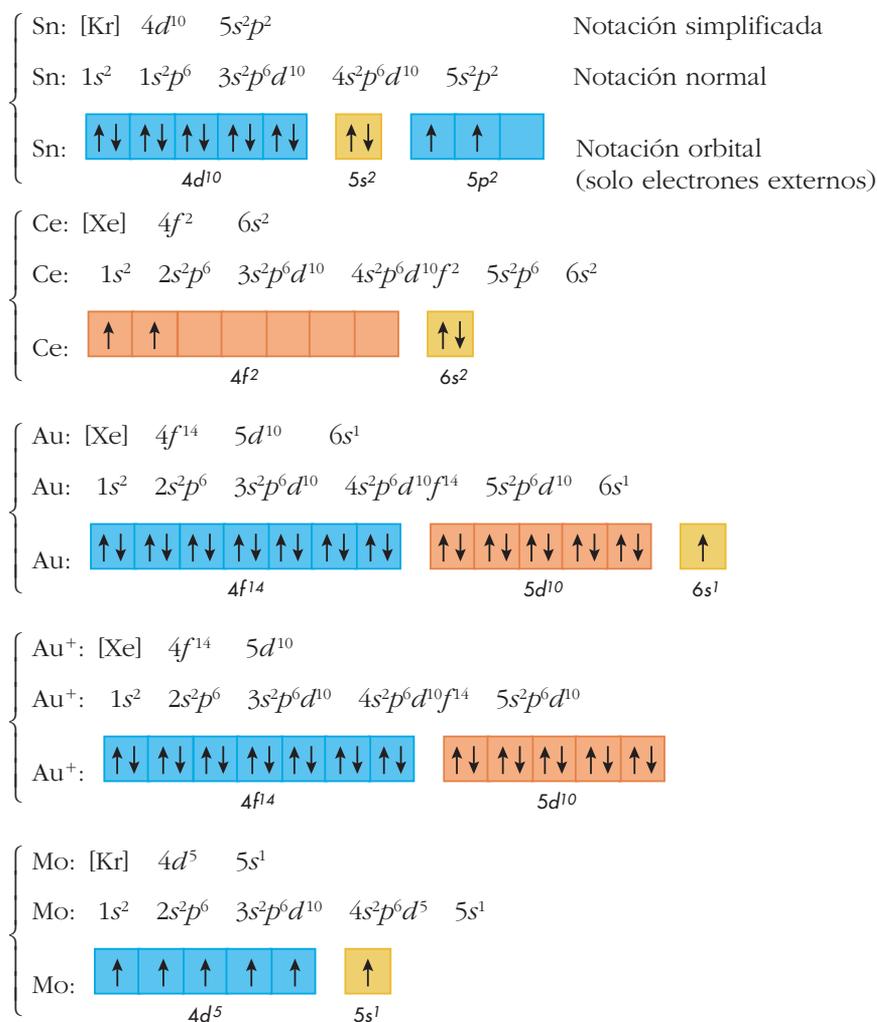
4. ¿Por qué los orbitales  $d$  no aparecen hasta el tercer nivel energético y los  $f$  hasta el cuarto?

En los orbitales  $d$ ,  $l = 2$ , lo cual solo es posible si  $n \geq 3$  (tercer nivel). En los orbitales  $f$ ,  $l = 3$ , lo que exige  $n \geq 4$  (cuarto nivel).

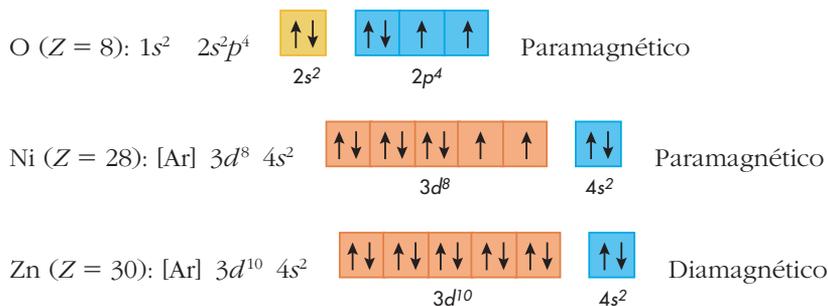
5. Escribe con notación orbital la configuración electrónica del átomo de sodio en su primer estado excitado.



**6. Escribe con notación normal, simplificada y orbital la configuración electrónica de las siguientes especies: Sn; Ce; Au; Au<sup>+</sup>; Mo.**



**7. Deduce si los átomos de oxígeno, níquel y cinc son diamagnéticos o paramagnéticos.**



Los átomos de O y Ni tienen electrones desapareados. Los de Zn, no.

**8. A la vista de la figura 16 y sin utilizar datos de números atómicos, escribe la configuración electrónica del estado fundamental de: Mg; Ag; Se; Pb.**

Mg: [Ne]  $3s^2$ ; Ag: [Kr]  $4d^{10} 5s^1$ ; Se: [Ar]  $3d^{10} 4s^2 p^4$ ; Pb: [Xe]  $4f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} 6s^2 p^2$

**9. Escribe tres ejemplos de elementos: a) representativos; b) gases nobles; c) de transición; d) de transición interna.**

a) Potasio, fósforo y helio. b) Neón, argón y xenón. c) Titanio, plata y mercurio. d) Cerio, uranio y plutonio.

**10. Ordena de mayor a menor los radios atómicos de: Rb; Sr; I, Cs.**

$$r(\text{Cs}) > r(\text{Rb}) > r(\text{Sr}) > r(\text{I})$$

**11. De los iones más estables que forman los elementos de la actividad anterior, ¿cuál es previsible que tenga el mayor radio?**

Los iones más estables son  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{I}^-$  y  $\text{Cs}^+$ . Los radios iónicos se ordenan según:

$$r(\text{Sr}^{2+}) < r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+) < r(\text{I}^-)$$

**12. ¿Por qué en la tabla 9 no aparecen valores de determinadas energías de ionización? Por ejemplo, la 3.ª energía de ionización para el átomo de He.**

No aparecen ciertas energías de ionización porque corresponderían a procesos imposibles, puesto que se trata de espacios que ya han perdido todos sus electrones.

**13. Ordena, razonadamente, de menor a mayor, los siguientes elementos en cuanto al valor de su energía de ionización: F; Ca; Cl; He.**

$E_i(\text{Ca}) < E_i(\text{Cl}) < E_i(\text{F}) < E_i(\text{He})$ . La razón de este orden es la tendencia que muestra la figura 20 del texto.

**14. A la vista de los valores de la tabla 9, justifica por qué el mayor valor de la 1.ª energía de ionización corresponde al helio.**

En el helio concurren tres factores que aumentan la energía de ionización: es un gas noble, el electrón que se va a arrancar es de la 1.ª capa, y el otro electrón apantalla muy poco la carga nuclear.

**15. Dados los elementos Mg, Na, Ne, O y F, ordénarlos de mayor a menor en cuanto a su: a) energía de ionización; b) carácter metálico; c) radio atómico.**

a)  $E_i(\text{Na}) < E_i(\text{Mg}) < E_i(\text{O}) < E_i(\text{F}) < E_i(\text{Ne})$

b) Carácter metálico:  $\text{F} < \text{O} < \text{Mg} < \text{Na}$  (el neón no cuenta)

c)  $r(\text{Ne}) < r(\text{F}) < r(\text{O}) < r(\text{Mg}) < r(\text{Na})$

**16. Con los elementos del ejercicio anterior, obtén cinco especies isoelectrónicas, iónicas o neutras, y ordénalas en función de su radio.**

Son especies isoelectrónicas:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$  y Ne. El radio decrece según el valor de la carga nuclear:

$$r(\text{O}^{2-}) > r(\text{F}^-) > r(\text{Ne}) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$$

## 2

# ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS. SISTEMA PERIÓDICO

## SOLUCIONES A LAS ACTIVIDADES DE FINAL DE UNIDAD

### Números cuánticos y orbitales atómicos

1. **¿Qué son los números cuánticos? ¿Cuántos números cuánticos son necesarios para describir cualquier orbital atómico? ¿Y para describir un electrón?**

Los números cuánticos son números enteros o semienteros que definen la función de onda propia de cada electrón. Para describir un orbital atómico, son necesarios tres, y para un electrón atómico se necesitan cuatro: los tres orbitales y el espín.

2. **¿En qué nivel energético aparecen por vez primera los orbitales  $d$ ? ¿Y los  $f$ ? ¿Cuántos puede haber de cada tipo? Justifica las respuestas.**

Hay cinco orbitales  $d$  que aparecen cuando  $n$  vale, al menos, 3. Corresponden a los cinco posibles valores de  $m_l$  cuando  $l = 2$ . Los siete orbitales  $f$  aparecen cuando  $n \geq 4$ , y se deben a los siete valores de  $m_l$  cuando  $l = 3$ .

3. **A partir de la regla  $n + l$ , ordena de menor a mayor energía los siguientes orbitales de un átomo polielectrónico:  $2s$ ,  $2p$ ,  $3s$ ,  $3d$ ,  $4s$ ,  $6f$ .**

$$2s < 2p < 3s < 4s < 3d < 6f$$

4. **Propón una combinación válida de números cuánticos para los orbitales  $2s$ ,  $2p$  y  $4d$ .**

$$2s: (1, 0, 0) \quad 2p: (1, 1, -1) \quad 4d: (4, 2, 1)$$

Solo se facilitan los números cuánticos orbitales. Si se trata de un electrón en el orbital, hay que indicar, además,  $m_s$ .

5. **¿Cuántos orbitales  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$  puede haber en un nivel energético dado? ¿Dónde hay más orbitales, en el tercer nivel o en el cuarto?**

El número total de orbitales viene dado por  $n^2$ . Ahora bien, en la práctica, solo se ocupan hasta los  $f$ . Por tanto, para  $n > 4$  sigue habiendo 16 orbitales útiles. En el cuarto hay más orbitales que en el tercero, ya que para  $n = 4$ ,  $l = 0, 1, 2$  y  $3$ ; es decir, aparecen los  $f$  que no están en el tercer nivel.

6. **Para un determinado átomo se tienen las siguientes combinaciones de los números cuánticos para cuatro de sus electrones:  $(3, 1, 0, -1/2)$ ,  $(4, 0, 0, -1/2)$ ,  $(3, 2, 0, -1/2)$ ,  $(4, 1, 0, -1/2)$ .**

a) **¿Qué orbital ocupa cada electrón?**

b) **Ordena los orbitales obtenidos en orden creciente a su energía.**

$$a) (3, 0, 1, -1/2) = 3p; (4, 0, 0, -1/2) = 4s; (3, 2, 0, -1/2) = 3d; (4, 1, 0, -1/2) = 4p$$

b)  $(3, 0, 1, -1/2) < (4, 0, 0, -1/2) < (3, 2, 0, -1/2) < (4, 1, 0, -1/2)$

7. ¿Cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos, listados en el orden  $n, l, m_l$  y  $m_s$ , son posibles para un electrón:  $(3, 0, 1, +1/2)$ ,  $(3, 1, 1, +1/2)$ ,  $(0, 1, 0, -1/2)$ ,  $(3, 0, 0, 0)$ ?

$(3, 0, 1, +1/2)$ : aceptable

$(3, 1, 1, +1/2)$ : aceptable

$(0, 1, 0, -1/2)$ : no aceptable ( $n = 0$ )

$(3, 0, 0, 0)$ : no aceptable ( $m_s = 0$ )

8. Dados los átomos C, F, Na, Al, propón para cada uno de ellos una posible combinación válida de números cuánticos para su electrón diferenciador.

En todos ellos se cumple el principio de construcción progresiva; es decir, la configuración electrónica es la del elemento anterior, añadiéndole un electrón.

C: electrón diferenciador  $2p = (2, 1, 0, -1/2)$

F: electrón diferenciador  $2p = (2, 1, 1, -1/2)$

Na: electrón diferenciador  $3s = (3, 0, 0, -1/2)$

Al: electrón diferenciador  $3p = (3, 1, -1, -1/2)$

9. Escribe una posible combinación de números cuánticos para: a) un orbital 1s; b) un electrón 1s; c) un orbital 4f; d) un electrón 4f.

a)  $(1, 0, 0)$ ; b)  $(1, 0, 0, -1/2)$ ; c)  $(4, 3, 0)$ ; d)  $(4, 3, 0, -1/2)$

10. Escribe los números cuánticos de cada uno de los electrones del átomo de N.

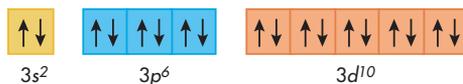
La configuración electrónica del N es:  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Los números cuánticos de todos sus electrones son:

$(1, 0, 0, -1/2)$ ,  $(1, 0, 0, 1/2)$ ,  $(2, 0, 0, -1/2)$ ,  $(2, 0, 0, 1/2)$ ,  $(2, 1, -1, -1/2)$ ,  $(2, 1, 0, -1/2)$  y  $(2, 1, -1, -1/2)$ .

Se observa que los  $3e^-$  del subnivel  $2p$  tienen los espines paralelos.

11. ¿Cuántos electrones pueden ocupar los orbitales del tercer nivel energético? Indica la solución en forma de diagrama.

En el tercer nivel electrónico ( $n = 3$ ) pueden alojarse, a lo sumo,  $18e^-$  ( $2n^2$ ):  $3s^2 3p^6 3d^{10}$ . En forma de diagrama será:



NOTA: Se supone que el enunciado de la actividad se refiere a un diagrama orbital.

12. ¿En qué se diferencian los orbitales  $2p_x$ ,  $2p_y$  y  $2p_z$ ? Explica brevemente qué les ocurre a estos orbitales cuando se encuentran en presencia de un campo magnético.

Estos orbitales se diferencian en su orientación espacial y, por tanto, en el número cuántico  $m_l$ . En ausencia de campo magnético, los tres están degenerados; es decir, poseen la misma energía, pero, en presencia de un campo magnético externo se desdoblan; cada uno adquiere una energía diferente.

### Configuraciones electrónicas

- 13. Un isótopo de yodo,  $Z = 53$ , tiene 127 de número másico: a) ¿cuántas partículas subatómicas tiene y cómo se distribuyen en el átomo?. b) Escribe la configuración electrónica del estado fundamental para un átomo de dicho isótopo.**

a) En el núcleo tiene  $53p^+$  y  $127 - 53 = 74 n$ . En la corteza tiene  $53e^-$ , si el átomo es neutro. b) La configuración electrónica en el estado fundamental es:



- 14. ¿Por qué en un orbital atómico no puede haber más de dos electrones? Enuncia el principio en el que se basa este supuesto.**

Si en un orbital hubiera  $3e^-$ , dos de ellos tendrían los cuatro números cuánticos idénticos. Esto sería una violación del principio de exclusión de Pauli, que dice: "En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales".

- 15. ¿Qué queremos decir cuando hablamos de la capa de valencia de un átomo? ¿Cuántos electrones tiene la capa de valencia de: a) boro; b) aluminio; c) un halógeno; d) sodio?**

La capa de valencia agrupa a los electrones más externos del átomo; es decir, a los de mayor energía. Son los responsables de las propiedades químicas de los elementos.

a) En el boro hay 3. b) En el aluminio también hay 3. c) En un halógeno hay 7. d) En el sodio hay un electrón de valencia.

- 16. Escribe las configuraciones electrónicas del estado fundamental de las siguientes especies: Al,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ , Ag, Zn,  $\text{Cd}^{2+}$ , Br,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  y Rb.**

Al:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$ ,  $\text{Al}^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 p^6$ ,  $\text{S}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$ , Ag:  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$ , Zn:  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ :  $[\text{Kr}] 4d^{10}$ , Br:  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 p^5$ ,  $\text{Cu}^+$ :  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ :  $[\text{Ar}] 3d^9$  y Rb:  $[\text{Kr}] 5s^1$ .

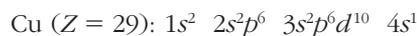
- 17. Razona si las siguientes configuraciones electrónicas, todas ellas para átomos neutros, corresponden al estado fundamental, a un estado excitado o si no son posibles: a)  $2s^1$ ; b)  $1s^3 2s^1 p^1$ ; c)  $1s^2 2s^1 p^1$ ; d)  $1s^2 2s^1 p^6 3s^2 d^2$ .**

a) Es un estado excitado del H. b) No es posible ( $3e^-$  en  $1s$ ). c) Es un estado excitado del Be. d) Es un estado excitado del Al.

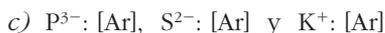
- 18. El ion dpositivo de un elemento dado tiene la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^9$ .**

**¿De qué elemento se trata? Escribe su configuración electrónica en el estado fundamental.**

Un átomo neutro tendrá  $27 + 2 = 29e^-$ ; por tanto, se trata del elemento cobre, Cu. La configuración electrónica del estado fundamental es:

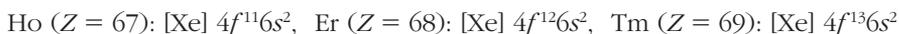
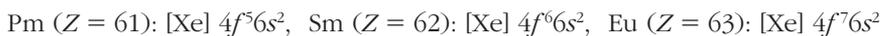
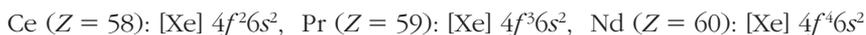


**19. Dados los elementos fósforo, azufre y potasio, escribe para cada uno de ellos la configuración electrónica en notación simplificada de: a) su estado fundamental; b) el primer estado excitado; c) el ion más estable.**



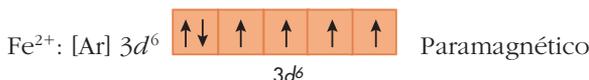
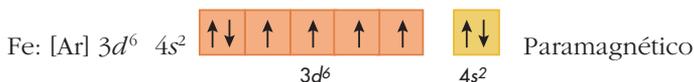
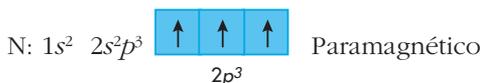
NOTA: La elección del primer excitado es difícil. En general, debe obtenerse a partir de los correspondientes espectros atómicos.

**20. Escribe la configuración electrónica de los elementos de la primera serie de transición interna. ¿A qué crees que es debido que todos los elementos de esta serie tengan sus propiedades químicas muy parecidas?**



Como los electrones internos de tipo  $f$  no contribuyen apreciablemente a las propiedades químicas, todos los elementos considerados se parecen químicamente entre sí.

**21. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies: N,  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ , Fe,  $\text{Fe}^{3+}$ . Indica cuáles de dichas especies son diamagnéticas y cuáles paramagnéticas.**



## Sistema Periódico

**22. A partir del Sistema Periódico, indica la valencia iónica más frecuente de los siguientes elementos: F, Cs, Cu, Ne, Al, Pb, S, Sr.**

F: -1; Cs: +1; Cu: +1 y +2; Ne: no tiene; Al: +3; Pb: +2 y +4; S: -2; Sr: +2

**23. Utilizando el Sistema Periódico, identifica:**

- a) Un elemento con propiedades químicas parecidas a las del estaño.**
- b) El halógeno del período tercero.**
- c) Un metal con configuración electrónica de la última capa  $6s^1$ .**
- d) El elemento del cuarto período que pertenece al grupo 17.**

a) Plomo, Pb. b) Cloro, Cl. c) Cesio, Cs. d) Bromo, Br.

**24. Los elementos X, Y, Z, al combinarse con el cloro, forman, respectivamente, los siguientes cloruros:  $XCl_3$ ,  $YCl_4$ ,  $ZCl$ . ¿En qué grupo o grupos del Sistema Periódico es posible encontrar los elementos citados?**

El elemento X puede ser un metal de transición, un metal de transición interna, un elemento del grupo 13 o un elemento del grupo 15. El elemento Y puede ser un metal de transición o del grupo 14. El elemento Z es un metal (alcalino o de transición) o un halógeno (grupo 17).

**25. Indica, para cada uno de los siguientes elementos, si son representativos, de transición interna, metales, no metales o gases nobles: Ba, Na, S, O, K, Ca, Te, U, Co, Zn, Al, Ar.**

Ba: metal, representativo; Na: metal, representativo; S: no metal, representativo; O: no metal, representativo; K: metal, representativo; Ca: metal, representativo; Te: metaloide, representativo; U: metal de transición interna; Co: metal de transición; Zn: metal de transición; Al: metal, representativo; Ar: gas noble.

### Propiedades periódicas

**26. Razona la veracidad o la falsedad de las siguientes proposiciones:**

- a) Los isótopos 23 y 24 del sodio tienen propiedades químicas parecidas.**
- b) Las especies  $Na^+$  y Na del isótopo 23 del sodio tienen propiedades parecidas.**
- c) El isótopo 24 del sodio tiene mayor número másico que el isótopo 23, luego su radio atómico también será mayor.**

- a) Verdadero. Las propiedades químicas dependen de los electrones de valencia.
- b) Falso. Sus propiedades químicas son muy diferentes (sin embargo, sus propiedades nucleares son idénticas).
- c) Falso. El radio atómico depende de la corteza eléctrica. Como la carga del núcleo es igual y poseen los mismos electrones, los radios atómicos son iguales.

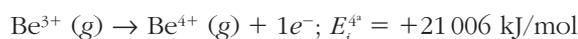
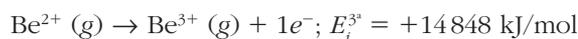
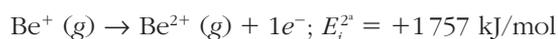
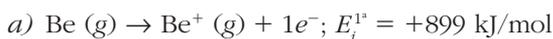
**27. ¿Por qué no se dispone de valores tabulados de radios covalentes para los gases nobles?**

Porque los gases nobles no forman, en general, compuestos covalentes. Recientemente, se han preparado algunos fluoruros y óxidos de Kr y Xe.

28. Las sucesivas energías de ionización para el Be,  $Z = 4$ , expresadas en kJ/mol, son: 899, 1 757, 14 848 y 21 006.

a) Escribe las ecuaciones químicas que representan los sucesivos procesos de ionización.

b) Justifica el salto energético tan brusco al pasar de la segunda a la tercera energía de ionización.



b) El  $\text{Be}^{2+}$  tiene configuración electrónica de gas noble; además, el siguiente electrón que se va a arrancar pertenece a una capa electrónica más interna que la de los dos primeros electrones eliminados.

29. Utilizando los datos necesarios de la tabla 9, calcula la energía necesaria para convertir 2,00 g de átomos de Li en estado gaseoso, en iones  $\text{Li}^+$ .

$$2,00 \text{ g de Li} \times \frac{1 \text{ mol de } E_i}{6,94 \text{ g de Li}} \times \frac{520 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de Li ionizado}} = 149,9 \text{ kJ}$$

30. Ordena las siguientes parejas de especies químicas de menor a mayor radio:  $\text{Li}$ ,  $\text{Li}^+$ ;  $\text{O}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ;  $\text{S}$ ,  $\text{S}^{2-}$ .

$$r(\text{Li}^+) < r(\text{Li}); r(\text{O}) < r(\text{O}^{2-}); r(\text{S}) < r(\text{S}^{2-})$$

31. Dados los elementos F, Na, Cs y Ne, justifica cuál de ellos tiene: a) mayor energía de ionización; b) mayor afinidad electrónica; c) mayor carácter metálico.

a) Ne, por ser el gas noble del segundo período. b) F, por ser el halógeno del segundo período. c) Cs, por ser el metal alcalino del sexto período.

32. Asigna, razonadamente, los siguientes valores de electronegatividad, según la escala de Pauling, 0,7 1,8 2,5 3,5, a los elementos O, C, Fe y Cs.

$$\text{O: } 3,5; \text{C: } 2,5; \text{Fe: } 1,8; \text{Cs: } 0,7$$

33. La afinidad electrónica del yodo es  $-295,9 \text{ kJ/mol}$ . ¿Qué significado tiene el signo menos? Calcula la energía que se desprende al ionizar 1,00 g de yodo en forma de gas monoatómico en su estado fundamental.

El signo negativo indica que el proceso de captación del electrón es exotérmico; es decir, que se desprende energía.

$$1,00 \text{ g de I (g)} \times \frac{1 \text{ mol de I (g)}}{126,9 \text{ g}} \times \frac{295,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de I (g)}} = 2,33 \text{ kJ}$$

## Generales a toda la unidad

34. El electrón diferenciador de un elemento dado tiene la siguiente combinación de números cuánticos:  $(4, 0, 0, -1/2)$ .

a) ¿Qué clase de elemento es?

b) ¿En qué grupo y período se encontrará?

c) Escribe la posible configuración electrónica de dicho elemento.

a) El electrón corresponde a un orbital  $4s$ . Por tanto, puede tratarse de K (metal alcalino) o de Ca (metal alcalinotérreo). En los otros apartados, supondremos que corresponde al K.

b) Pertenece al cuarto período ( $n = 4$ ) y al grupo 1 (o IA).

c) K ( $Z = 19$ ):  $[\text{Ar}] 4s^1$

35. Dados los elementos X e Y, de números atómicos 20 y 35, respectivamente, se pide para cada uno de ellos:

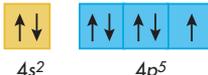
a) Sus configuraciones electrónicas, utilizando la notación orbital y la notación simplificada.

b) Una posible combinación de números cuánticos para su electrón diferenciador.

c) La valencia iónica más probable.

d) La clase de elemento que es: representativo, de transición, gas noble, etc.

a) X ( $Z = 20$ ):  $[\text{Ar}] 4s^2$ , 

Y ( $Z = 35$ ):  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , 

b) Para X,  $(4, 0, 0, 1/2)$ , y para Y,  $(4, 1, 0, 1/2)$

c) Para X,  $+2$ , y para Y,  $-1$

d) Ambos son representativos, X es un metal alcalinotérreo e Y es un halógeno.

36. Escribe para cada uno de los iones  $\text{F}^-$ ,  $\text{Ne}^+$  y  $\text{O}^{2-}$  la configuración electrónica de su estado fundamental. ¿Cuál de ellos presentará mayor radio iónico?

$\text{F}^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{Ne}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^5$ ;  $\text{O}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ . El  $\text{O}^{2-}$  tiene el mayor radio iónico, porque posee la menor carga nuclear y un número de electrones no inferior al de los otros iones.

37. Disponemos de la siguiente información de dos elementos X e Y. El elemento X tiene la misma configuración electrónica que la especie  $\text{Ar}^+$ . Por otro lado, Y es un elemento del tercer período cuyo ion más frecuente tiene carga  $+2$ .

a) Indica de qué elementos se trata.

**b) Justifica cuál de ellos tendrá mayor carácter metálico.**

**c) ¿Sería posible la existencia del ion  $\text{Ar}^+$  en un compuesto químico?**

- a) La configuración electrónica del argón ionizado es:  $\text{Ar}^+ : 1s^2 2s^2p^6 3s^2p^5$ . Por tanto, X es el cloro. Por otra parte, Y, el elemento del tercer período, cuyos iones tienen carga +2, es el magnesio.
- b) El magnesio tiene un carácter metálico mucho más acusado, pues está en el mismo período que el cloro, pero mucho más a la izquierda.
- c) No. La energía de ionización es tan alta que ningún proceso químico ordinario puede suministrarla. Los posibles compuestos no serían estables.