

2. Sistema Periódico de los elementos

ACTIVIDADES (pág. 35)

- La Tabla Periódica consta de 18 grupos porque corresponde a los electrones que caben en los subniveles *s*, *p* y *d* juntos: $2 + 6 + 10 = 18$.

El número del período en el que está un átomo coincide con el último nivel en el que posee electrones según su configuración electrónica fundamental. Como el átomo de mayor número atómico es el de $Z = 112$, con 7 períodos es suficiente para colocar todos sus electrones.

Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades semejantes porque su configuración electrónica externa es igual.

- P ($Z = 15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 - Período: 3
 - Grupo: 15
- Sr ($Z = 38$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
 - Período: 5
 - Grupo: 2
- Sb ($Z = 51$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
 - Período: 5
 - Grupo: 15
- Ag ($Z = 47$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$
 - Período: 5
 - Grupo: 11
- Ti ($Z = 22$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
 - Período: 4
 - Grupo: 4
- Mn ($Z = 25$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
 - Período: 4
 - Grupo: 7
- Zr ($Z = 40$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$
 - Período: 5
 - Grupo: 4
- Cd ($Z = 48$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
 - Período: 5
 - Grupo: 12
- Ni ($Z = 28$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 - Período: 4
 - Grupo: 10
- Br ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
 - Período: 4
 - Grupo: 17
- Cs ($Z = 55$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$
 - Período: 6
 - Grupo: 1

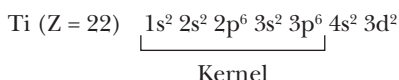
- Posee mayor radio atómico la plata, porque tiene un nivel más de electrones que el cobre.
- Dentro de un mismo grupo presentan mayor electronegatividad los átomos más pequeños, es decir, con menor radio atómico.

Entre el O y el Se, el de menor radio atómico es el oxígeno y, por tanto, es el más electronegativo.

2. SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL (pág. 41)

- Be ($Z = 4$) $1s^2 2s^2$. Un electrón del subnivel 2s.
Kernel
- V ($Z = 23$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.
Kernel
Un electrón del subnivel 3d.
- Cl ($Z = 17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
Kernel
Un electrón del subnivel 3p.
- Sr ($Z = 38$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$.
Kernel
Un electrón del subnivel 5s.
- Kr ($Z = 36$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.
Kernel
Un electrón del subnivel 4p.
- Fe ($Z = 26$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.
Kernel
Un electrón del subnivel 3d.
- Cd ($Z = 48$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$.
Kernel
Un electrón del subnivel 4d.
- Cs ($Z = 55$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$.
Kernel
Un electrón del subnivel 6s.
- Pb ($Z = 82$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$.
Kernel

Un electrón del subnivel 6p.



Un electrón del subnivel 3d.

- 2.
- | | |
|--|--|
| Be ... 2s ² | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 2</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 2</div> </div> |
| V ... 4s ² 3d ³ | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 4</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 5</div> </div> |
| Cl ... 3s ² 3p ⁵ | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 3</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 17</div> </div> |
| Sr ... 5s ² | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 5</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 2</div> </div> |
| Kr ... 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 4</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 18</div> </div> |
| Fe ... 4s ² 3d ⁶ | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 4</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 8</div> </div> |
| Cd ... 5s ² 4d ¹⁰ | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 5</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 12</div> </div> |
| Cs ... 6s ¹ | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 6</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 1</div> </div> |
| Pb ... 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ² | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 6</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 14</div> </div> |
| Ti ... 4s ² 3d ² | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">[</div> <div style="margin-right: 5px;">Período: 4</div> </div> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 3em; margin-right: 5px;">]</div> <div style="margin-right: 5px;">Grupo: 4</div> </div> |

3. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan la misma configuración electrónica en su último nivel, es decir, de los electrones de valencia, y esto les confiere grandes similitudes en sus propiedades químicas.

4. Los elementos que pertenecen a un mismo período tienen electrones de valencia en el mismo nivel energético, de manera que un elemento posee un electrón más que el elemento anterior pero en el mismo nivel de energía.

5. El *kernel* de gas noble es el conjunto de electrones de un átomo que se encuentran en los niveles energéticos más internos y que ya formaban parte de la configuración electrónica completa del gas noble con que terminaba el período anterior al átomo del cual hablamos.

No tiene ninguna relación con los electrones de valencia. Los electrones de valencia de un átomo en concreto no forman parte del kernel, ya que estos electrones, los del kernel, ya aparecen en el período anterior.

6. Porque en los elementos del *tercer período* solamente se llenan los orbitales 3s y 3p, donde cabe un total de 8 electrones (2 + 6).

En cambio, en el *cuarto período* se llenan los orbitales 4s, 3d y 4p, que en total son 18 electrones (2 + 10 + 6).

7. Su *número atómico*, ya que es el responsable del número de electrones que tiene el átomo neutro. Según el número de electrones, la configuración electrónica termina de una manera característica, responsable de las propiedades químicas del elemento.

8. En el quinto período han de llenarse los orbitales 5s, 4d y 5p, que en total son 18 electrones (2 + 10 + 6).

Como cada elemento tiene un electrón más en su estructura, hay un total de 18 elementos.

9. a) C (Z = 6) 1s² 2s² 2p²

b) V (Z = 23) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d³

c) Ar (Z = 18) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

d) Be (Z = 4) 1s² 2s²

10. n = 3 → Indica que pertenece al período 4.

l = 2 → Indica que el electrón se encuentra en un subnivel d.

m_l = 0 → Indica que es el tercer orbital del subnivel d. Grupo 10.

m_s = $\frac{1}{2}$ → Indica que es el segundo electrón del tercer orbital.

No corresponde a un elemento representativo porque no pertenece a los grupos especiales: alcalinos (grupo 1), alcalinotérreos (grupo 2), calcógenos (grupo 16), halógenos (grupo 17) y gases nobles (grupo 18).

Pertenece al período 4 porque los orbitales 3d se llenan en este período, aunque n sea 3.

3. CARGA NUCLEAR EFECTIVA Y APANTALLAMIENTO (pág. 43)

11. a) K (Z = 19) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹

$$Z^* = Z - a = 19 - a(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) = 1$$

$$\text{Ca } (Z = 20) \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

$$Z^* = Z - a = 20 - a(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) - a(4s^1) = 2 - a(4s^1)$$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Ca.

b) Be (Z = 4) 1s² 2s²

$$Z^* = Z - a = 4 - a(1s^2) - a(2s^1) = 2 - a(2s^1)$$

$$\text{B } (Z = 5) \quad 1s^2 2s^2 2p^1$$

$$Z^* = Z - a = 5 - a(1s^2) - a(2s^2) = 3 - a(2s^2)$$

$$\text{C } (Z = 6) \quad 1s^2 2s^2 2p^2$$

$$Z^* = Z - a = 6 - a(1s^2) - a(2s^2 2p^1) = 4 - a(2s^2 2p^1)$$

La carga nuclear efectiva es mayor cuanto mayor es el número atómico. En este caso, la del C.

12. La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo

aumenta al incrementarse el número atómico de los elementos del período 2.

Todos los elementos del período 2 tienen el mismo kernel: $1s^2$, de manera que al calcular la carga nuclear efectiva:

$$Z^* = Z - a = Z - a(1s^2) - a(2s\dots)$$

Al aumentar Z , los electrones que tienen un apantallamiento de 1 no varían. Por tanto, Z^* aumenta.

13. La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo no varía al aumentar el número atómico de los elementos del grupo 2.

Todos los elementos del grupo tienen el electrón más externo en el mismo subnivel, aunque en un nivel superior cada vez, de manera que los electrones que forman parte del kernel aumentan al igual que aumenta Z , y así la carga nuclear efectiva es siempre la misma:

$$Z^* = Z - a = Z - a(ns^2 np^6) - a[(n+1)s^2]$$

14. a) Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$$Z^* = Z - a = 11 - a(1s^2 2s^2 2p^6) = 1$$

$$\text{Ca} (Z = 20): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

$$Z^* = Z - a = 20 - a(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6) - a(4s^1) = 2 - a(4s^1)$$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Ca.

- b) O ($Z = 8$) $1s^2 2s^2 2p^4$

$$Z^* = Z - a = 8 - a(1s^2) - a(2s^2 2p^3)$$

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

$$\text{Cl} (Z = 17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$Z^* = Z - a = 17 - a(1s^2 2s^2 2p^6) - a(3s^2 3p^4)$$

$$Z^* = 7 - a(3s^2 3p^4)$$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Cl.

4. PROPIEDADES PERIÓDICAS (págs. 46, 49 y 53)

15. $\left. \begin{array}{l} \text{Na}^+ (Z = 11) \\ \text{Mg}^{2+} (Z = 12) \\ \text{Al}^{3+} (Z = 13) \end{array} \right\}$ Son isoelectrónicos con Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Pero a mayor número atómico, como el electrón más externo ocupa el mismo nivel en los tres, y porque pertenecen al mismo período, menor será el tamaño del catión.

La carga nuclear efectiva será mayor cuanto mayor sea Z , porque el apantallamiento es el mismo para los 3 cationes.

$$\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$$

16. $\left. \begin{array}{l} \text{N}^{3-} (Z = 7) \\ \text{O}^{2-} (Z = 8) \\ \text{F}^- (Z = 9) \end{array} \right\}$ Son isoelectrónicos con Ne $1s^2 2s^2 2p^6$.

El último electrón ocupa el mismo lugar en los tres y el apantallamiento es el mismo; por tanto, la carga nuclear efectiva será mayor cuanto mayor sea Z , esto es para el F. El tamaño será menor a medida que aumente la carga nuclear efectiva.

$$\text{N}^{3-} > \text{O}^{2-} > \text{F}^-$$

17. a) $\text{Fe}^{2+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Porque adquiere configuración de capa semillena, más estable.

$$\text{Fe}^{3+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$$

Porque adquiere configuración de capa semillena.

- b) Como Z es igual para ambos cationes, y el último nivel ocupado en Fe^{2+} es el 4, el tamaño de Fe^{2+} será mayor.

18. a) $\left. \begin{array}{l} \text{K}^+ (Z = 19) \\ \text{Cl}^- (Z = 17) \end{array} \right\} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Ambos tienen el mismo apantallamiento para el electrón más externo; por tanto, el de mayor número atómico presentará mayor carga nuclear efectiva y su tamaño será menor:

$$\text{Cl}^- > \text{K}^+$$

- b) $\left. \begin{array}{l} \text{Mg}^{2+} (Z = 12) \\ \text{O}^{2-} (Z = 8) \end{array} \right\} 1s^2 2s^2 2p^6$

A mayor carga nuclear, menor tamaño, puesto que son isoelectrónicos y el electrón más externo tiene el mismo apantallamiento.

$$\text{O}^{2-} > \text{Mg}^{2+}$$

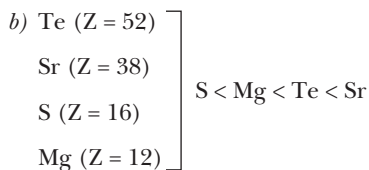
19. *Radio atómico*: El radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí.

Radio iónico: El radio iónico es el radio que presenta un anión o un catión cuando se encuentran formando compuestos iónicos.

20. a) Si un átomo neutro se transforma en *anión*, el número atómico no varía, pero se añade un electrón a su estructura, de manera que se incrementa el número de electrones totales y aumenta el apantallamiento sobre el electrón más externo. En consecuencia, la carga nuclear efectiva disminuye y el tamaño aumenta.

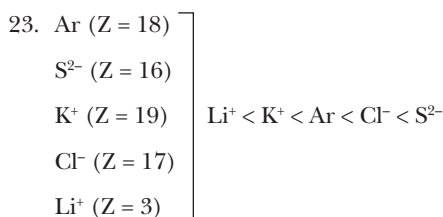
- b) Si un átomo neutro se transforma en *catión*, el número atómico no varía, pero disminuye el número de electrones en su estructura, de manera que el apantallamiento sobre el electrón más externo disminuye. La carga nuclear efectiva aumenta y el tamaño disminuye.

21. a) $\left. \begin{array}{l} \text{Mn} (Z = 25) \\ \text{Co} (Z = 27) \\ \text{Ca} (Z = 20) \\ \text{Ba} (Z = 56) \end{array} \right\} \text{Co} < \text{Mn} < \text{Ca} < \text{Ba}$



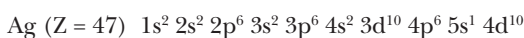
22. Na y K: La carga nuclear efectiva es la misma para los dos porque pertenecen al mismo grupo. Pero el de mayor número atómico (el K) presenta más niveles ocupados, y por tanto, su radio atómico es mayor.

Na y S: El número de niveles ocupados es el mismo para ambos, pero al incrementarse el número atómico, aumentan la carga nuclear efectiva y la atracción entre el electrón y el núcleo y, por tanto, disminuye el radio. El de mayor radio atómico es el Na.



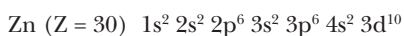
24. $\text{O}^{2-} < \text{S}^{2-} < \text{Se}^{2-} < \text{Te}^{2-}$

25. Rb (Z = 37) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$



Ambos pertenecen al mismo período. Al incrementarse el número atómico, aumenta la atracción nuclear sobre el electrón más externo (el $5s^1$) y, por tanto, aumentará la energía de ionización. Será mayor la energía de ionización para Ag.

26. Cu (Z = 29) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$



Ambos pertenecen al mismo período. Al incrementarse el número atómico, aumenta la atracción nuclear sobre el electrón más externo y aumenta la energía de ionización.

La energía de ionización será mayor para el Zn.

Comprobación: $I(\text{Cu}) = 745 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$I(\text{Zn}) = 905 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

27. P (Z = 15): $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ S (Z = 16) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$



Presentará mayor diferencia la pareja S – Cl, ya que el P posee una especial estabilidad al tener una configuración de capa semillena np^3 , que provoca una energía de ionización superior a la tendencia esperada.

Así, la diferencia entre P y S es menor:

$$\left. \begin{array}{l} I(\text{P}) = 1\,012 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ I(\text{S}) = 999,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{array} \right\} \Delta I = 12,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Cl}) = 1\,251 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \Delta I = 251,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

28. No existe, ya que arrancar un segundo electrón siempre implica que ha disminuido el apantallamiento sobre el electrón más externo y, por tanto, la carga nuclear efectiva aumenta y se requiere mayor energía que para arrancar el primer electrón.

29. Datos:

$$I_1(\text{K}) = 419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_1(\text{Ca}) = 590 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

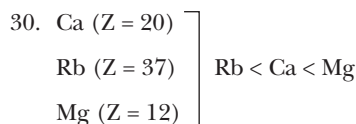
$$I_2(\text{K}) = 3\,052 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad I_2(\text{Ca}) = 1\,145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La *primera energía de ionización* es superior para el Ca, debido a que el número atómico del Ca es mayor y, por tanto, también la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo.

La *segunda energía de ionización* es superior para el K, y la diferencia con la del Ca es de más del doble.

Esto es debido a que la configuración electrónica de K^+ es especialmente estable: $\text{K}^+ : [\text{Ar}]$, ya que es la de gas noble, y por ello se necesita mucha energía para arrancarle un segundo electrón.

En cambio, Ca^+ tiene una configuración con un electrón desapareado: $\text{Ca}^+ : [\text{Ar}] 3s^1$, y arrancarle un electrón supondría adquirir configuración electrónica de gas noble, y por ello no es tan elevada.



Cuanto mayor es el número atómico en un grupo, menor es la energía de ionización porque aumenta el radio. Por tanto, entre Mg y Ca tendrá mayor energía de ionización el Mg.

El Rb, por otra parte, tiene mayor radio atómico y su energía de ionización será menor. Además, se encuentra más a la izquierda de la tabla, lo que supone una atracción nuclear menor porque la carga nuclear efectiva también es menor.

31. $I_2(\text{Na}) = 4\,560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $I_2(\text{Mg}) = 1\,450 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

La *segunda energía de ionización* corresponde a la necesaria para arrancar un electrón de los iones Na^+ (con estructura electrónica $[\text{Ne}]$) y Mg^+ (con estructura electrónica $[\text{Ne}] 3s^1$)

El Na^+ tiene configuración electrónica de gas noble, especialmente estable. Por eso, para arrancarle un electrón hay que aportar mucha energía.

En cambio, arrancar un electrón del Mg^+ supone darle configuración de gas noble y por eso su energía de ionización es menor.

32. La *segunda afinidad electrónica* es siempre positiva porque, aunque el anión puede ser estable con 2 cargas negativas, hay un factor que supera esta estabilidad y que son las repulsiones creadas por el hecho de añadir elec-

trones adicionales a su estructura. Por tanto, no hay tendencia a adquirir un segundo electrón.

33. Los *elementos del grupo 17* tienen mayor tendencia a formar aniones (X^-) porque con ello adquieren una configuración de gas noble que les proporciona una estabilidad mayor que a los del *grupo 16*, que, al formar aniones (X^{2-}), también adquieren configuración de gas noble, pero el hecho de añadir dos electrones a la estructura provoca muchas repulsiones y no es favorable.

La afinidad electrónica para los elementos del grupo 17 es negativa (favorable) y para los del grupo 16 es positiva (desfavorable).

34. a) $At < I < Br < Cl < F$ A menor radio, mayor electronegatividad.
 b) $K < Li < C < I < F$ En un mismo grupo, a menor radio, y en un mismo período, a mayor número atómico, encontramos mayor electronegatividad.
35. Al movernos hacia la derecha, es decir, del Al al Cl, la *electronegatividad* aumenta porque, al incrementarse el número atómico, disminuye el radio y aumenta la capacidad del átomo para atraer un electrón.

Además, se observa una diferencia mayor entre el S y el Cl debido a la estabilidad que adquiere el Cl cuando gana un electrón, ya que su configuración electrónica es de gas noble.

36. a) *La electronegatividad del Ca es baja porque atrae débilmente a los electrones del enlace químico.*
 b) *El Ca atrae débilmente a los electrones del enlace químico porque su electronegatividad es baja.*

La afirmación más correcta es la a porque la electronegatividad se define a partir del comportamiento del átomo en el enlace con respecto al otro átomo. Por tanto, según su comportamiento, tendrá una u otra electronegatividad.

37. a) Los *no metales* tienen mayor número de electrones en la última capa.
 b) Tienen mayor energía de ionización los *no metales*, mientras que los *metales* forman cationes con más facilidad.
 c) Los *metales* tienen menor tendencia a aceptar electrones y, por tanto, su afinidad electrónica es positiva; los *no metales* tienen elevada tendencia y menor afinidad electrónica (más negativa).
 d) Los *metales* tienen electronegatividades bajas y los *no metales*, elevadas.

38. a) $Na > Al > Si > S > Cl$
 metálico no metálico
- b) $Pb > H > Se > I > F$
 metálico no metálico

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 56 y 57)

39. Na ($Z = 11$) Grupo: 1
 Período: 3
- Mg ($Z = 12$) Grupo: 2
 Período: 3
- K ($Z = 19$) Grupo: 1
 Período: 4

Se parecerán más en sus propiedades químicas el Na y el K porque pertenecen al mismo grupo, de manera que sus electrones de valencia, responsables de dichas propiedades, presentan la misma configuración electrónica.

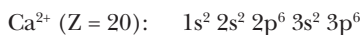
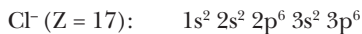
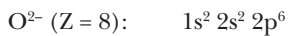
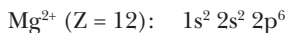
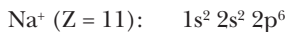
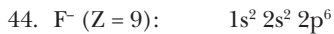
En cambio, el Mg, del mismo período que el Na, sólo tiene electrones hasta el nivel de energía, $n = 3$, pero tiene un electrón más que el Na, llamado electrón diferenciador, que le confiere otras propiedades químicas.

40. a) Todas las configuraciones electrónicas de un *grupo* tienen la misma disposición de los electrones de valencia. Es decir, los electrones del último nivel energético, independientemente de cuál sea éste, presentan la misma distribución en los orbitales correspondientes.
 b) Todas las configuraciones electrónicas de un *período* presentan el mismo nivel energético para los electrones de valencia, con la diferencia de que cada configuración electrónica contiene un electrón más que ocupa ese nivel.
41. a) Grupos 1 y 2.
 b) Más electronegativos cuanto más a la derecha de la tabla y, entre ellos, cuanto más hacia arriba.
 c) En los períodos 6 y 7, y entre los grupos 2 y 3.
42. 6 electrones: C ($Z = 6$) y B^- ($Z = 5$)
 18 electrones: Cl^- ($Z = 17$) y Ar ($Z = 18$)
 23 electrones: Mn^{2+} ($Z = 25$) y Fe^{3+} ($Z = 26$)
 30 electrones: Zn ($Z = 30$) y Ge^{2+} ($Z = 32$)

43. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$

Suponemos que la configuración corresponde a un átomo neutro:

- a) Correcta. Si el átomo es neutro, el número de electrones debe ser igual al de protones. Como tiene 19 electrones, tendrá 19 protones y el número atómico será 19.
 b) Incorrecta, porque hay un electrón excitado en un nivel de energía superior al que le corresponde.
 c) Correcta.
 d) Correcta. Según su configuración electrónica, pertenece al grupo 1 (metales alcalinos).
 e) Correcta, porque el último nivel energético ocupado es $n = 5$.



45. Si pertenece al sexto período: $n = 6$

Si es el primer elemento del período, significa que su configuración electrónica acaba en s^1 .

Así, la configuración electrónica deberá terminar en $6s^1$:



Contamos el número de electrones: 55. Como es neutro, el número de electrones debe coincidir con el de protones en el núcleo.

$$Z = 55$$

46. La diferencia entre los elementos correlativos de un mismo período es un electrón más que el elemento anterior, pero siempre en el mismo nivel.

Este electrón, llamado diferenciador, es el responsable de que las propiedades químicas varíen de un elemento a otro, ya que toda la reactividad de los elementos viene determinada por la disposición de sus elementos de valencia.

47. Na ($Z = 11$)

P ($Z = 15$)

Cl ($Z = 17$)

Al ($Z = 13$)

Mg ($Z = 12$)

Todos ellos pertenecen al mismo período y, al incrementarse el número atómico, aumenta la carga nuclear efectiva. La intensidad de la atracción aumenta y disminuye el radio.



48. N^{3-} ($Z = 7$)

F^- ($Z = 9$)

Na^+ ($Z = 11$)

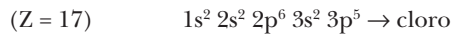
Mg^{2+} ($Z = 12$)

O^{2-} ($Z = 8$)

Todos ellos son isoelectrónicos, de manera que no varía el apantallamiento sobre el electrón más externo. Cuanto mayor sea el número atómico, mayor será la intensidad de atracción y menor será el tamaño de la especie química:



49. ($Z = 11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ sodio



Ambos pertenecen al tercer período porque el electrón más externo se encuentra en el nivel 3.

El de $Z = 11$ tiene 1 electrón de valencia, por tanto, pertenece al grupo 1.

El de $Z = 17$ tiene 7 electrones de valencia, y el último subnivel ocupado es un p, por lo que le falta un solo electrón para estar completo; por tanto, pertenece al grupo 17.

50. Ion X^{3+}

Será un átomo de Co que tiene orbitales $3d^7$ y, al perder 3 electrones, queda $3d^4$, donde los 4 electrones se encuentran desapareados.

51. a) 1.^a) Representativo 4.^a) Representativo

2.^a) Representativo 5.^a) De transición

3.^a) Representativo 6.^a) De transición interna

b) 1.^a) Grupo 15

2.^a) Grupo 14

3.^a) Alcalinos

4.^a) Gas noble

c) 1.^a) Período 3

4.^a) Período 4

2.^a) Período 2

5.^a) Período 6

3.^a) Período 2

6.^a) Período 6

52. a) 1.^a) Na, K

2.^a) B, Al

3.^a) N, P

4.^a) Ne, Ar

b) 1.^a) Pérdida de 1 electrón: +1

2.^a) Pérdida de 3 electrones: +3

Para alcanzar la configuración electrónica del gas noble del período anterior.

3.^a) Pérdida de 3 ó 5 electrones: +3, +5

Ganar 3 electrones: -3

Para alcanzar la configuración electrónica del gas noble del período anterior o del posterior.

4.^a) Ya tiene configuración de gas noble, luego su estado de oxidación más probable es 0.

53. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^3$

g) $1s^2 2s^2 2p^5$ h) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

d) $1s^2 2s^2$ f) $1s^2 2s^2 2p^6$

54. H ($Z = 1$)

F ($Z = 9$)

Cl ($Z = 17$)

Br ($Z = 35$)

I ($Z = 53$)

Todos los elementos combinados con el H pertenecen al mismo período, y a medida que se incrementa el número atómico, aumenta el nivel del electrón más externo, de manera que aumenta el tamaño.

Por tanto: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$

55. CsI LiF RbBr

Como pertenecen al mismo período, el orden creciente de los radios iónicos de los cationes es:



Por la misma razón anterior, el orden creciente de los radios iónicos de los aniones es:



Por tanto, el orden creciente de las distancias será:



56. Mg y Cl

Tendrá mayor energía de ionización el Cl, ya que los dos pertenecen al mismo período y, a mayor número atómico, el radio se hace menor y la carga nuclear sobre el electrón más externo es mayor.

$$I(\text{Mg}) = 738,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Cl}) = 1\,251 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Mg y Ca

Tendrá mayor energía de ionización el Mg, ya que los dos pertenecen al mismo grupo, y a mayor número atómico disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo, al aumentar el radio atómico y no variar la carga nuclear efectiva sobre él.

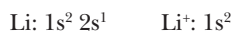
$$I(\text{Mg}) = 738,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Ca}) = 589,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

57. $I_1(\text{Li}) = 520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$I_2(\text{Li}) = 7\,300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Las estructuras electrónicas de las especies Li y Li^+ son, respectivamente, las siguientes:



La segunda energía de ionización consiste en arrancar un electrón al ion Li^+ , que tiene una configuración de gas noble, especialmente estable, y por ello es tan elevada:

58. H: $1s^1$ He^+ : $1s^1$ Li^{2+} : $1s^1$

a) Tendrá mayor radio la que presente menor carga nuclear efectiva. Como el apantallamiento es el mismo para los tres, tendrá menor carga nuclear efectiva el de menor número atómico, es decir, el H.

b) Tendrá mayor energía de ionización el que presente mayor carga nuclear efectiva sobre el electrón, esto es, el de mayor número atómico. En este caso, el Li^{2+} .

59. F ($Z = 9$) Ne ($Z = 10$) Na ($Z = 11$)

a) $\text{Ne} < \text{F} < \text{Na}$

El de menor radio atómico será el Ne, que tiene configuración de gas noble. Le sigue el F, de menor número atómico que el Na.

b) $\text{Na} < \text{F} < \text{Ne}$

$$\text{Comprobación:} \quad I(\text{Na}) = 495,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{F}) = 1\,680 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I(\text{Ne}) = 2\,080 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

c) $\text{F} < \text{Ne} < \text{Na}$

$$\text{Comprobación:} \quad I_2(\text{F}) = 3\,370 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I_2(\text{Ne}) = 3\,950 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$I_2(\text{Na}) = 4\,560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

60. Especies: Cl^- Na^+ Ne

a) Cl^- : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ No tiene electrones desapareados.

Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ No tiene electrones desapareados.

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ No tiene electrones desapareados.

b) Tendrá un radio mayor el Cl^- , ya que tiene electrones hasta el nivel 3 y los otros sólo hasta el segundo nivel.

c) El Cl^- tendrá menor energía de ionización por tener el radio mayor. De manera que la carga nuclear efectiva sobre el electrón no varía y, si el radio es mayor, disminuye la atracción nuclear.

61. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Elemento del tercer período y grupo 16 \Rightarrow el azufre.

b) El francio, Fr, porque tiene electrones hasta el nivel 7.

c) El nitrógeno, N, porque tiene el menor radio de todo el grupo, y como la carga nuclear efectiva es la misma para todo el grupo, si el radio es menor, la atracción nuclear es mayor y, también, la energía de ionización.

d) El rutenio, Ru, cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^7$, ya que su ion dipositivo habrá perdido dos electrones y quedará con la estructura $[\text{Kr}] 4d^6$.

62. a) *El radio atómico del As es mayor que el del P.*

Es debido a que el último electrón del As se encuentra en el nivel 4, mientras que el del P se encuentra en el 3. Por tanto, a más niveles ocupados, mayor es el radio.

b) *La energía de ionización del Sr es mayor que la del Rb.*

Los dos pertenecen al mismo período y, a mayor número atómico, menor es el radio y mayor es la atracción nuclear. En consecuencia, debe aumentar la energía de ionización.

63. *Los halógenos tienen afinidad electrónica alta y energías de ionización bajas.*

Los halógenos tienen afinidades electrónicas bajas porque presentan elevada tendencia a formar iones.

Sin embargo, tienen energías de ionización altas porque dentro de su período son los que presentan menor radio. Por tanto, la atracción nuclear es alta sobre el electrón más externo.

64. *La electronegatividad del flúor es elevada porque forma aniones fluoruro con facilidad.*

La electronegatividad del flúor es elevada porque tiene gran tendencia a atraer los electrones del enlace que esté formando con otro átomo, pero no porque forme iones fluoruro con facilidad.

65. O y S: El O es más electronegativo porque es más pequeño que el S y la atracción nuclear también es mayor. Por lo tanto, presentará mayor tendencia a atraer los electrones de otro átomo en un enlace.

O y P: El O es más electronegativo porque es más pequeño que el P y, aunque este último tenga mayor número atómico, la atracción nuclear es mayor en el O.

66. Z = 19 Z = 35 Z = 54

a) Z = 19: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Z = 35: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Z = 54: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

b) Z = 19 Período 4 y grupo 1 ($n = 4$ y $4s^1$)

Z = 35 Período 4 y grupo 17 ($n = 4$ y $4p^5$)

Z = 54 Período 5 y grupo 18 ($n = 5$ y $5p^6$)

c) Presenta mayor afinidad electrónica el de Z = 35 porque adquirir un electrón implica conseguir configuración electrónica de gas noble.

d) Presenta menor energía de ionización el de Z = 19 porque arrancarle un electrón da lugar a una estructura electrónica también de gas noble; por tanto, aunque habrá que aportar energía, ésta será la menor de los tres casos.

67. Z = 36

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

b) Pertenece al período 4 porque el último nivel ocupado es $n = 4$. Pertenece al grupo 18 porque tiene configuración de capa llena.

c) Br: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Cs: $[\text{Xe}] 6s^1$

Su electronegatividad no puede compararse porque el elemento de número atómico 36 es un gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, y estos elementos carecen de valor de electronegatividad dada su mínima tendencia a formar enlaces.

68. a) $\text{Al} < \text{Ga} < \text{In} < \text{B}$

b) $\text{Na} < \text{Mg} < \text{S} < \text{Cl}$

c) $\text{Bi} < \text{Sb} < \text{P} < \text{N}$

d) $\text{Ba} < \text{Sc} < \text{Si} < \text{Se} < \text{F}$

69. Si (Z = 14) Ge (Z = 32)

a) Pertenecen al mismo grupo y el germanio tiene un nivel más ocupado que el silicio. Por tanto, el Ge tiene mayor radio, ya que la carga nuclear efectiva no varía dentro del grupo.

b) Siendo igual la carga nuclear efectiva, a mayor radio, menor es la energía de ionización. Por tanto, el Si tendrá mayor energía de ionización.

c) El Ge tendrá mayor carácter metálico por tener menor energía de ionización.

70. Ge (Z = 32) As (Z = 33)

a) Ambos pertenecen al mismo período y el mayor nivel ocupado es el mismo. Pero, a mayor número atómico, mayor es la carga nuclear efectiva y, entonces, el radio se hace menor. En consecuencia, tendrá mayor radio atómico el Ge.

b) El As tendrá mayor energía de ionización por tener un radio menor, ya que la atracción nuclear sobre el electrón será mayor.

c) El Ge presentará mayor carácter metálico por tener una energía de ionización menor.

71. a) $4.^a < 5.^a < 1.^a < 2.^a < 3.^a$

b) El de la 4.^a configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

c) El de la 2.^a: $1s^2 2s^2 2p^5$

d) El de la 2.^a: $1s^2 2s^2 2p^5$

e) 4.^a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

5.^a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

f) 4.^a: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$