

2,14 Problemas resueltos de «Estructura atómica»

1) Calcula: a) las energías de los estados del átomo de Hidrógeno con $n = 2$ y $n = 3$; b) la longitud de onda de un fotón emitido por el átomo cuando un electrón realiza una transición entre estos dos estados. Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Js; $c = 3 \cdot 10^8$ m s $^{-1}$; $R_H = 109.737$ cm $^{-1}$. [a) $E_2 = -3,4$ eV; $E_3 = -1,51$ eV; b) 656 nm (rojo)]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \\ c = 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \\ R_H = 109.577,81 \frac{1}{\text{cm}} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} \Delta E_{\text{absorbida}} = E_2 - E_1 = h\nu = hc \frac{1}{\lambda} = hcR_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \\ \Delta E_{\text{emitida}} = E_1 - E_2 = -h\nu = -hc \frac{1}{\lambda} = -hcR_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \end{array} \right.$$

$$\Delta E_{\text{absorbida}} = E_2 - E_1 = hcR_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] = -hcR_H \frac{1}{n_2^2} - \left(-hcR_H \frac{1}{n_1^2} \right) \left\{ \begin{array}{l} E_2 = -hcR_H \frac{1}{n_2^2} \\ E_1 = -hcR_H \frac{1}{n_1^2} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} E_2 = -6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \times 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \times 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \times \frac{1}{2^2} = -5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -3,4 \text{ eV} \\ E_3 = -6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \times 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \times 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \times \frac{1}{3^2} = -2,42 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -1,51 \text{ eV} \end{array} \right.$$

$$\tilde{\nu}_{\text{emitida}} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] = 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 1521914 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda_{\text{emitida}} = \frac{1}{\tilde{\nu}_{\text{emitida}}} = 6,57 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 657 \text{ nm}$$

2) Una serie de líneas en el espectro del átomo de hidrógeno se encuentra en las longitudes de onda 657 nm, 486,7 nm, 434,5 nm y 410,6 nm. a) ¿Cuál es la longitud de onda de la línea siguiente de la serie?. b) ¿Cuál es la energía requerida para ionizar el átomo de hidrógeno cuando está en el estado inferior para esta transición?. Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Js; $c = 3 \cdot 10^8$ ms $^{-1}$; $R_H = 109.677,581$ cm $^{-1}$. [a) 397,5 nm para $n_2=7$; b) 3,40 eV].

Respuesta:

Las longitudes de onda corresponden al espectro visible luego corresponden a la serie de Balmer.

$$\tilde{\nu}_{\text{emitida}} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right] (n > 2) \left\{ \begin{array}{l} \tilde{\nu}_{\text{emitida}} = 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 1521914 \text{ m}^{-1} \\ \lambda_{\text{emitida}} = \frac{1}{\tilde{\nu}_{\text{emitida}}} = 6,57 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 657 \text{ nm} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \tilde{\nu}_{\text{emitida}} = 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{7^2} \right] = 2515817,1 \text{ m}^{-1} \\ \lambda_{\text{emitida}} = \frac{1}{\tilde{\nu}_{\text{emitida}}} = 3,975 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 397,5 \text{ nm} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta E_{\text{abs}} = E_f - E_i = -hcR_H \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right] \\ \Delta E_{\text{ioniz}} = E_{\infty} - E_i = -0 + hcR_H \frac{1}{2^2} \\ \Delta E_{\text{ioniz}} = hcR_H \frac{1}{2^2} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \\ c = 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \\ R_H = 109.577,81 \frac{1}{\text{cm}} \end{array} \right.$$

$$\Delta E_{\text{ioniz}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \times 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \times 10957781 \frac{1}{\text{m}} \times \frac{1}{2^2} = 5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,4 \text{ eV}$$

3) Usa la fórmula de Rydberg para el átomo de hidrógeno y calcula la longitud de onda correspondiente a la transición electrónica desde $n = 6$ hasta $n = 2$. Posteriormente determina la energía correspondiente a dicha longitud de onda. Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$; $R_H = 109.677,581 \text{ cm}^{-1}$. [410,7 nm; 3,03 eV]

Respuesta:

$$\tilde{\nu}_{\text{emitida}} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > n_1)$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \tilde{\nu}_{\text{emitida}} = 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right] = 2435062,4 \text{ m}^{-1} \\ \lambda_{\text{emitida}} = \frac{1}{\tilde{\nu}_{\text{emitida}}} = 4,107 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 410,7 \text{ nm} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta E_{\text{emitida}} = E_2 - E_6 = -h\nu = -hc\tilde{\nu}_{\text{emitida}} = -hcR_H \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right] \\ \Delta E_{\text{emitida}} = -6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \times 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \times 2435062,4 \text{ m}^{-1} \\ \Delta E_{\text{emitida}} = -4,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,02 \text{ eV} \end{array} \right.$$

4) Cuando el H está a temperatura relativamente baja su electrón está en el primer nivel de energía. A esto se le conoce como estado fundamental. a) ¿Cuál es la mayor longitud de onda de la radiación que puede ser absorbida por el hidrógeno en estas condiciones y el valor de la energía correspondiente?; b) calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno. [a) 121,7 nm y 10,2 eV; b) 13,6 eV]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{aligned} \Delta E_{\text{absorbida}} &= E_f - E_i = h\nu = hc \frac{1}{\lambda_{\text{absorbida}}} = hc\tilde{\nu}_{\text{absorbida}} \\ \tilde{\nu}_{\text{absorbida(mínima)}} &= \frac{1}{\lambda_{\text{absorbida(máxima)}}} = R_H \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right] \end{aligned} \right.$$

$$\left\{ \begin{aligned} \tilde{\nu}_{\text{(mínima)}} &= \frac{1}{\lambda_{\text{(máxima)}}} = 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right] = 8218335,8 \text{ m}^{-1} \\ \lambda_{\text{(máxima)}} &= 1,217 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 121,7 \text{ nm} \end{aligned} \right.$$

$$\left\{ \begin{aligned} \Delta E_{\text{absorbida}} &= hc\tilde{\nu} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \times 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \times 8218335,8 \text{ m}^{-1} \\ \Delta E_{\text{absorbida}} &= 1,634 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 10,21 \text{ eV} \end{aligned} \right.$$

$$\left\{ \begin{aligned} \Delta E_{\text{ionización}} &= \Delta E_{\text{absorbida(máxima)}} = h\nu = hc\tilde{\nu}_{\text{absorbida(máxima)}} \\ \tilde{\nu}_{\text{absorbida(máxima)}} &= R_H \left[\frac{1}{1^2} - 0 \right] \\ \Delta E_{\text{ionización}} &= hcR_H = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js} \times 3,0 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \times 10.957.781 \text{ m}^{-1} \\ \Delta E_{\text{ionización}} &= 2,178 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV} \end{aligned} \right.$$

5) Calcula la longitud de onda de la línea del espectro emitida por el átomo de hidrógeno cuando el electrón realiza la transición entre los estados $n = 4$ y $n = 2$. [486,7 nm (azul)]

Respuesta:

$$\tilde{\nu}_{\text{emitida}} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > n_1)$$

$$\left\{ \begin{aligned} \tilde{\nu}_{\text{emitida}} &= 109.577,81 \frac{1}{10^{-2} \text{ m}} \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right] = 2054583,9 \text{ m}^{-1} \\ \lambda_{\text{emitida}} &= \frac{1}{\tilde{\nu}_{\text{emitida}}} = 4,867 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486,7 \text{ nm} \end{aligned} \right.$$

6) Un cuerpo, de masa 50 g, y un electrón, de masa $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, llevan una velocidad de 300 m/s cada uno, con una incertidumbre del 0,01%. ¿Cuál será la exactitud fundamental con que se podrá determinar la posición de cada uno, si la posición y la velocidad se miden simultáneamente? [1,93 mm para el electrón y 3×10^{-32} m para el cuerpo]

Respuesta:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{\hbar}{2} \begin{cases} p_{\text{electrón}} = m_{\text{electrón}} v = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \times 300 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 2,73 \cdot 10^{-28} \text{ kg m s}^{-1} \\ \Delta p_{x(e)} = 2,73 \cdot 10^{-28} \text{ kg m s}^{-1} \times \frac{0,01}{100} = 2,73 \cdot 10^{-32} \text{ kg m s}^{-1} \\ \Delta x_{(e)} \geq \frac{h}{4\pi \times \Delta p_{x(e)}} = 1,93 \cdot 10^{-3} \text{ m} \end{cases}$$

$$\begin{cases} p_{\text{objeto}} = m_{\text{objeto}} v = 0,050 \text{ kg} \times 300 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 15 \text{ kg m s}^{-1} \\ \Delta p_{x(\text{ob})} = 15 \text{ kg m s}^{-1} \times \frac{0,01}{100} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ kg m s}^{-1} \\ \Delta x_{(\text{ob})} \geq \frac{h}{4\pi \times \Delta p_{x(e)}} = 3,52 \cdot 10^{-32} \text{ m} \end{cases}$$

7) Escribe los valores para el número cuántico magnético de las siguientes subcapas: a) $l = 0$; b) $5s$; c) $l = 3$; d) $4f$. [a) $m = 0$; b) $m = 0$; c) $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$; d) $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$]

Respuesta:

Los valores de m_l son $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$. Siendo $l = 0$ (s), 1 (p), 2 (d), 3 (d).

a) $m = 0$; b) $m = 0$; c) $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$; d) $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$

8) ¿Cuál de las series de números cuánticos son incorrectos y por qué?: a) $n = 3; l = 2; m = 0; s = +\frac{1}{2}$; b) $n = 2; l = 2; m = -1; s = -\frac{1}{2}$; c) $n = 6; l = 2; m = -2; s = +\frac{1}{2}$. [Es incorrecta la serie b) $n = 2; l = 2; m = -1; s = -\frac{1}{2}$].

Respuesta:

Los valores de $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ Siendo los de l puede tener los valores $0, 1, \dots$ hasta $(n-1)$. Los valores de m_l $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$. Y los valores de s son $\pm \frac{1}{2}$.

Es incorrecta la serie b) $n = 2; l = 2; m = -1; s = -\frac{1}{2}$, ya que l puede ser hasta $n-1$.

9) Escribe las configuraciones electrónicas de: Na, Mg, Sc, P, V, Hg, Cu, Cr, Ni^{2+} , Pb^{2+} , Zn^{2+} , N^{3-} , Se^{2-} y I.

Respuesta:

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; Sc: $[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$; P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; V: $[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$; Hg: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$; Cu: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$; Cr: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$;

Ni^{2+} : $[\text{Ar}] 3d^8$; Pb^{2+} : $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$; Zn^{2+} : $[\text{Ar}] 3d^{10}$; N^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6$; Se^{2-} : $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$; I: $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$.

10) Predice las configuraciones electrónicas de: Si, B, C, In^+ , In^{3+} , Cu^+ , Cu^{2+} , O^{2-} ; P^{3-} .

Respuesta:

Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^2$; In⁺: [Kr] $4d^{10} 5s^2$; In³⁺: [Kr] $4d^{10}$; Cu⁺: [Ar] $3d^{10}$; Cu²⁺: [Ar] $3d^9$; O²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$; P³⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

11) Explica cuál de los siguientes pares tiene mayor radio iónico: a) Mg²⁺ y Ca²⁺; b) O²⁻ y F⁻; c) Mg²⁺ y Al³⁺; d) O²⁻ y S²⁻; e) Cl y Cl⁻; f) O²⁻ y N³⁻. [Ca²⁺; O²⁻; Mg²⁺; S²⁻; Cl⁻; N³⁻]

Respuesta:

Mg²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$; Ca²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

⁸O²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$; ⁹F⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$.

¹²Mg²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$; ¹³Al³⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$.

⁸O²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$; ¹⁶S²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Cl⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

⁸O²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$; ⁷N³⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$

12) Explica la razón de la pequeña disminución en la energía de ionización entre el átomo de N, 1400 kJ/mol, y el átomo de O, 1310 kJ/mol.

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1s^2 2s^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1 \\ \text{O: } 1s^2 2s^2 (2p_x)^2 (2p_y)^1 (2p_z)^1 \end{array} \right.$$

La **configuración electrónica** del N es de subcapa semillena que por ser más estable presenta una energía de ionización relativamente alta.

La energía de ionización del N es mayor que la del O porque la configuración electrónica del N es más estable que la del O. Así el N tiene la subcapa p semillena, con todos los electrones desapareados e igual espín, sin embargo el O tiene dos electrones en un mismo orbital p.

13) Explica por qué hay una disminución en la afinidad electrónica entre los átomos de C (122 kJ/mol) y N (-7 kJ/mol)

Respuesta:

$$\left\{ \text{N: } 1s^2 2s^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1 \right\} \quad \left\{ \text{C: } 1s^2 2s^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 \right\}$$

La **configuración electrónica** del N es de subcapa semillena que por ser más estable presenta una afinidad electrónica menor. Las configuraciones electrónicas de los dos elementos son:

$$\left\{ \text{C} = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0 \right\} \quad \left\{ \text{N} = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1 \right\}$$

El N tiene una configuración electrónica más estable y tiene menor tendencia a captar un electrón.

14) a) Analiza las aportaciones del tercer postulado del modelo atómico de Bohr. b) Analiza el significado físico y sus valores de los cuatro números cuánticos en el modelo mecánico-cuántico.

Respuesta:

a) Explica con gran detalle los resultados experimentales del espectro del átomo de Hidrógeno. En primer lugar, obtiene teóricamente la constante de Rydberg, R_H , que es un resultado experimental. En segundo lugar, interpreta las líneas del espectro como saltos del electrón desde una órbita a otra.

b) El número cuántico principal n determina la energía de un electrón en un átomo de hidrógeno exactamente igual que en el modelo de Bohr y puede tomar los valores 1, 2, 3, 4, ... hasta el infinito. Para $n = 1$ hay sólo un orbital, para $n = 2$ hay cuatro orbitales y en general *hay n^2 orbitales para cada valor de n . Todos los orbitales con el mismo valor de n están en la misma capa del átomo.* Los cuatro orbitales con $n = 2$ pertenecen a la misma capa, los nueve orbitales con $n = 3$ pertenecen a otra capa, y así sucesivamente. El *número cuántico principal* n también nos determina la distancia promedio del electrón al núcleo. Hay que recordar que no podemos determinar la posición del electrón, pero podemos hablar de la distancia promedio desde el núcleo. El hecho importante es que la distancia promedio de un electrón al núcleo se incrementa cuando lo hace n . Así, cuando el electrón está en un orbital de la capa de energía menor ($n = 1$) su distancia promedio desde el núcleo es menor que cuando ocupa cualquiera de los orbitales de la capa con $n = 2$.

El número cuántico acimutal o del momento angular l especifica la magnitud del *momento angular L del electrón* y, además, es un índice que agrupa los orbitales de una capa en diferentes series llamadas subcapas. *Todos los orbitales de una capa que tienen el mismo valor de l pertenecen a la misma subcapa.* Para una capa de número cuántico principal n , el número cuántico azimutal l puede tener los valores 0, 1, ..., hasta $(n-1)$, dando *n valores en total.* Este rango de valores para l significa que hay sólo una subcapa de la capa $n = 1$ con valor $l = 0$, dos subcapas de la capa $n = 2$ de valores $l = 0$ y $l = 1$, y así sucesivamente. Las subcapas se denominan por letras usando la siguiente correspondencia: con $l = 0$ se llama s, con $l = 1$ se llama p, con $l = 2$ se llama d, con $l = 3$ se llama f.

El número cuántico magnético m_l especifica la *componente z del momento angular orbital* de un electrón y el orbital individual en una subcapa. $L_z = m_l \hbar$. Una subcapa con el número cuántico azimutal l posee $(2l+1)$ orbitales individuales, cada orbital corresponde a uno de los valores permitidos de m_l que son 0, ± 1 , ± 2 , ..., $\pm l$. Por ejemplo, los orbitales que hay en la subcapa p, de cualquier capa y que tienen de número cuántico azimutal $l=1$, son tres y tienen de número cuántico magnético 0, +1, -1. Que se denominan p_z , p_x y p_y . El número cuántico m_l se llama magnético porque la energía del átomo de hidrógeno en un campo magnético depende de m_l . En ausencia del campo magnético, cada nivel de energía está degenerado $2l+1$ veces. En presencia de un campo magnético, estos niveles se separan, y las energías dependen del valor particular de m (efecto Zeeman).

El número cuántico espín del electrón m_s o s especifica el momento angular interno del electrón. Uhlenbeck y Goudmist propusieron que el electrón se comporta como una pequeña esfera rotando sobre su eje y esta propiedad se llama espín del electrón. Las componentes del momento angular de espín sobre el eje z son $\frac{1}{2} \hbar$. Este cuarto número cuántico puede tomar dos valores $\pm \frac{1}{2}$ en unidades atómicas.

15) Especifica los electrones desapareados, si los tuviera, en la capa de valencia de: Be ; N ; F ; Mg^{2+} ; S ; Sc^+ ; Cu^+ ; Ar ; Ag^+ ; I.

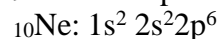
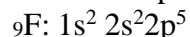
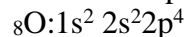
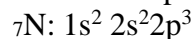
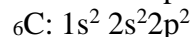
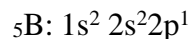
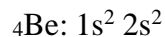
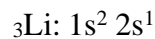
Solución: [0, 3, 1, 0, 2, 2, 0, 0, 0]

16) Tomando como ejemplo los elementos del 2º período, analiza cómo varían el radio atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.

Solución:

Las propiedades periódicas se explican en base a las configuraciones electrónicas, que son periódicas.

Los elementos químicos del 2º período, con su número atómico (carga nuclear) y las configuraciones electrónicas



Los elementos del 2º período tienen sus electrones de valencia en la capa segunda, con el mismo número cuántico principal n.

Radio atómico: El radio atómico decrece a lo largo del período, desde el Li hasta Ne disminuye el radio atómico. El radio atómico disminuye porque los átomos de un período tienen los electrones más externos en el mismo nivel de número cuántico n y la carga nuclear es cada vez mayor con lo que se produce una contracción volumétrica.

Energía de ionización: La energía de ionización aumenta desde el Li hasta el Ne, ya que los electrones de la segunda capa aumentan su energía. *Al aumentar la carga nuclear efectiva aumenta la energía del orbital y por tanto la energía de ionización.* También es importante considerar el **tipo de orbital** donde se encuentra el electrón que va a ser arrancado, es decir si es un electrón perteneciente a un orbital s o a un orbital p, ya que el poder de penetración en las proximidades del núcleo es menor en un orbital p.

Afinidad electrónica: Los átomos que tienen mayor afinidad electrónica son los que adquieren una configuración electrónica más estable. Por ejemplo, el F tiene una afinidad electrónica alta puesto que el ion fluoruro tiene una configuración más estable con la capa completa. $2s^2 2p^6$. Los átomos con subniveles completos y los de subniveles semicompletos tienen valores bajos de afinidad electrónica, por ejemplo el Be ($2s^2$) y el N ($2s^2 2p^3$) ya que poseen configuraciones más estables.

Energía de ionización	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
kJ/mol		-60	+48	-27	-122	+7	-141	-328	+116

Electronegatividad: La electronegatividad de un elemento es una medida de la fuerza de sus átomos de atraer electrones cuando son parte de un compuesto. Un elemento con electronegatividad alta tiene una capacidad muy alta de atraer los electrones en un enlace, por lo que serán más electronegativos los que tengan alta energía de ionización y alta afinidad electrónica. Aunque el concepto es cualitativo la escala cuantitativa de electronegatividades propuesta por **Mulliken es**: $\chi = \frac{1}{2}(EI + AE)$. Por ello en el segundo período la electronegatividad aumenta hacia la derecha, es decir, desde el Li hasta el F (el de mayor electronegatividad). El Ne tiene afinidad electrónica cero.

17) La configuración electrónica general para los elementos del grupo 13 es $ns^2 np^1$. Escribe la configuración electrónica general para los elementos de los grupos 2 y 18.

Solución: $[ns^2; ns^2 np^6]$

18) Escribe las configuraciones electrónicas fundamentales, a partir del gas noble anterior, de los siguientes átomos: Zn^{2+} , Se^{2-} , I, Y, P.

Solución: $[\text{Ar}3d^{10}$, $\text{Ar}3d^{10}4s^24p^6$, $\text{Kr}4d^{10}5s^25p^6$, $\text{Kr}4d^15s^2$, $\text{Ne}3s^23p^3$]

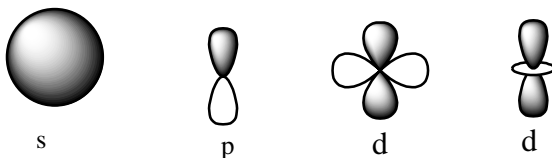
19) Analiza el modelo mecánico-cuántico en los átomos polielectrónicos: números cuánticos, tipos de orbitales y representación y sus niveles de energía.

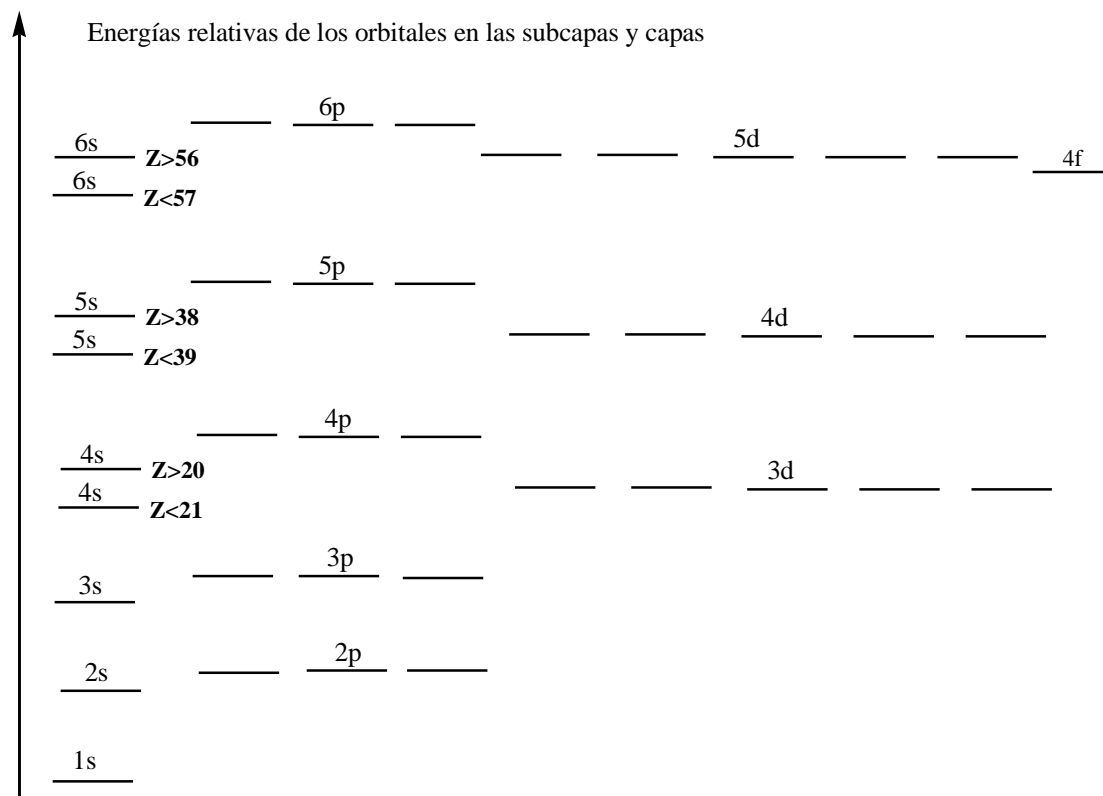
Solución: En los átomos poli-electrónicos se considera que los electrones ocupan orbitales como en el átomo de hidrógeno pero con diferentes energías. Los núcleos de los átomos poli-electrónicos tienen una carga mayor y atraen a los electrones con más fuerza y hace que disminuya la energía. Sin embargo, existen repulsiones entre los electrones que contribuye a aumentar su energía.

La energía menor de un átomo no se obtiene colocando todos los electrones en el orbital de menor energía $1s$. Esta configuración está prohibida por un principio fundamental de la naturaleza descubierto por Pauli en 1925: “No puede haber más de dos electrones en un orbital y si hay dos electrones en un orbital sus espines deben ser distintos”. Los espines de los electrones en un mismo orbital deben estar apareados. Como un orbital atómico se designa con tres números cuánticos (n , l y m_l) y los dos estados de espín se especifican con el tercer número cuántico m_s , otra forma de expresar el principio para átomos es: “No pueden tener los mismos números cuánticos dos electrones en un átomo”.

El principio de Pauli es una consecuencia del principio de incertidumbre, ya que para que dos electrones puedan estar en un mismo orbital y se puedan distinguir han de tener número cuántico de espín distinto. Es decir, dos electrones con el mismo espín tienen una probabilidad cero de encontrarse en el mismo orbital.

Orbitales atómicos





20) Especifica los electrones desapareados, si los tuviera, de: K; Ti; Br; Ca^{2+} ; Se; K^{1+} ; Zn^{2+} ; Ne; Ba^{2+} ; Br^{1-} .

Solución: [1, 2, 1, 0, 2, 0, 0, 0, 0, 0]

21) Analiza los factores de los que depende el radio atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.

22) La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento es $3s^2p^5$. a) Justifique si se trata de un metal o un no-metal. b) Indique, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización. c) Indique, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización.

23) Escriba la configuración electrónica de los iones magnesio Mg^{2+} ($Z = 12$) y sulfuro S^{2-} ($Z = 16$). Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio. Justifique cuál de los dos elementos, Mg ó S, tendrá mayor energía de ionización.

Preguntas de estructura atómica

1.- a) Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al ($Z=13$), Na^+ ($Z=11$), O^{2-} ($Z=8$). b) ¿Cuáles son isoelectrónicos? c) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

2.- Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos. b) ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifique las respuestas.

3.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros: A ($1s^2 2s^2 2p^2$); B ($1s^2 2s^2 2p^5$); C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$); D ($1s^2 2s^2 2p^4$). Indique razonadamente: a) El grupo y periodo al que pertenece cada elemento. b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización. c) El elemento de mayor y el de menor radio atómico.

- 4.-** Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones: $X=1s^22s^2p^1$; $Y=1s^22s^2p^5$; $Z=1s^22s^2p^63s^2$. **a)** Indique el grupo y el periodo en el que se encuentran. **b)** Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad. **c)** ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?
- 5.-** Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m): (3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0). Indique: **a)** Cuáles no son permitidos y por qué. **b)** Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.
- 6.- a)** Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: $Na^+(Z=11)$ y $F^-(Z = 9)$. **b)** Justifique que el ion Na^+ tiene menor radio que el ion F^- . **c)** Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.
- 7.-** Dados los elementos A (Z=13), B (Z=9) y C (Z=19). **a)** Escriba sus configuraciones electrónicas. **b)** Ordénelos de menor a mayor electronegatividad. **c)** Razone cuál tiene mayor volumen.
- 8.- a)** Defina afinidad electrónica. **b)** ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?. **c)** ¿Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?
- 9.- a)** ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?. **b)** ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?. **c)** Defina el concepto de electronegatividad.
- 10.-** Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20. **a)** Escriba sus configuraciones electrónicas. **b)** Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen. **c)** ¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.
- 11.-** Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado: a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$.
- 12.- a)** Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: (4,2,0,+1/2); (3,3,2, -1/2); (2,0,1,+1/2); (3,2,-2,-1/2); (2,0,0,-1/2). **b)** De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón. **c)** Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
- 13.-** Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique: **a)** El grupo y el periodo al que pertenecen. **b)** Cuáles son metales. **c)** El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
- 14.-** Dado el elemento de $Z = 19$: **a)** Escriba su configuración electrónica. **b)** Indique a qué grupo y periodo pertenece. **c)** ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
- 15.-** Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: 1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$. **a)** Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas. **b)** Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores. **c)** Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
- 16.- a)** Defina el concepto de energía de ionización de un elemento. **b)** Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica. **c)** Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.
- 17.- a)** Escriba las configuraciones electrónicas del cloro (Z = 17) y del potasio (Z = 19). **b)** ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores? **c)** ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

18.- Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36. **a)** Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos. **b)** Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados. **c)** Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.

19.- Dados los siguientes grupos de números cuánticos: A: (2, 2, 1, 1/2); B: (3, 2, 0, -1/2); C: (4, 2, 2, 0); D: (3, 1, 1, 1/2). **a)** Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón. **b)** Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.

20.- La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento: **a)** Pertenece al grupo de los alcalinos. **b)** Pertenece al periodo 5 del sistema periódico. **c)** Tiene carácter metálico.

21.- Dadas las especies: Cl^- ($Z = 17$), K^+ ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$): **a)** Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas. **b)** Justifique cuál tendrá un radio mayor.

22.- Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs. **a)** Defina Energía de ionización. **b)** Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados. **c)** Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

23.- Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34. **a)** Escriba la configuración electrónica de cada elemento. **b)** Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio. **c)** Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

24.- a) Escriba la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente. **b)** Indique el grupo y el periodo al que pertenecen. **c)** Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

25.- Indique: **a)** Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$. **b)** A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores. **c)** Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

26.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^1 ; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$. **a)** Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas. **b)** Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.

27.- Indique: **a)** Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$. **b)** A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores. **c)** Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

28.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^1 ; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$. **a)** Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas. **b)** Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.

29.- a) Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos: As ($Z = 33$) Cl ($Z = 17$) Ar ($Z = 18$). **b)** Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados.

30.- a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos: (0, 0, 0, -1/2); (1, 1, 0, +1/2); (2, 1, -1, +1/2); (3, 2, 1, -1/2). **b)** Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles. **c)** Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

- 31.-** Dadas las siguientes especies: Ar, Ca²⁺ y Cl⁻. **a)** Escriba sus configuraciones electrónicas. **b)** Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios. Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.
- 32.-** La configuración electrónica del ion X³⁺ es 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶. **a)** ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X? **b)** ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento? **c)** Razone si posee electrones desapareados el elemento X.
- 33.-** Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 2, 11, 17 y 25, respectivamente. **a)** Escriba, para cada uno de ellos, la configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados. **b)** Justifique qué elemento tiene mayor radio. **c)** Entre los elementos B y C, razone cuál tiene mayor energía de ionización.
- 34.-** Dadas las configuraciones electrónicas: A: 1s²3s¹; B: 1s²2s³; C: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵; D: 1s²2s²2p_x²2p_y⁰2p_z⁰. Indique razonadamente: **a)** La que no cumple el principio de exclusión de Pauli. **b)** La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund. **c)** La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
- 35.- a)** Escriba la configuración electrónica de los iones: Al³⁺ (Z = 13) y Cl⁻ (Z = 17). **b)** Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio. **c)** Razone cuál de los elementos correspondientes tendrá mayor energía de ionización.
- 36.-** Dados los conjuntos de números cuánticos: (2, 1, 2, 1/2); (3, 1, -1, 1/2); (2, 2, 1, -1/2); (3, 2, -2, 1/2). **a)** Razone cuáles no son permitidos. **b)** Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.
- 37.-** Dadas las especies químicas Ne y O²⁻, razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: **a)** Ambas especies poseen el mismo número de electrones. **b)** Ambas especies poseen el mismo número de protones. **c)** El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.
- 38.-** La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento A es 3s²p⁵. **a)** Justifique si se trata de un metal o un no metal. **b)** Indique, razonadamente, un elemento que posea mayor potencial de ionización que A. **c)** Indique, razonadamente, un elemento que posea menor potencial de ionización que A.
- 39.-** La configuración electrónica del ion X³⁻ es 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶. **a)** ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X? **b)** ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento? **c)** Razone si el elemento X posee electrones desapareados.
- 40.-** Para un átomo de número atómico Z = 50 y número másico A = 126: **a)** Indique el número de protones, neutrones y electrones que posee. **b)** Escriba su configuración electrónica. **c)** Indique el grupo y el periodo al que pertenece el elemento correspondiente.
- 41.-** El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indique, razonando la respuesta, cuál de ellos: **a)** Corresponde a un gas noble. **b)** Es un metal alcalino. **c)** Es el más electronegativo.
- 42.-** Para el ión Cl⁻ (Z=17) del isótopo cuyo número másico es 36: **a)** Indique el número de protones, electrones y neutrones. **b)** Escriba su configuración electrónica. **c)** Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.
- 43.-** El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente: A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20. Razone: **a)** ¿Cuál es el más electronegativo? **b)** ¿Cuál posee menor energía de ionización? **c)** ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?

44.- a) Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes: N^{3-} ($Z = 7$), Mg^{2+} ($Z = 12$), Cl^- ($Z = 17$), K ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$). **b)** Indique los que son isoelectrónicos. **c)** Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

45.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **a)** El neón y el O^{2-} tienen la misma configuración electrónica. **b)** El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno. **c)** El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.

46.- Para un elemento de número atómico $Z = 20$, a partir de su configuración electrónica: **a)** Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo. **b)** Justifique la valencia más probable de ese elemento. **c)** Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

47.- Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: **a)** El número máximo de electrones con número cuántico $n = 3$ es 6. **b)** En un orbital $2p$ sólo puede haber 2 electrones. **c)** Si en los orbitales $3d$ se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

48.- Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones. a) $n = 2$; $s = +1/2$. b) $n = 3$; $l = 2$. c) $n = 4$; $l = 3$; $m = -2$.

49.- Dadas las moléculas PH_3 y Cl_2O : a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Establezca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indique la hibridación del átomo central.

50.- Dos elementos A y B tienen de número atómico 17 y 20, respectivamente. a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental. b) Indique el ion más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica. c) Justifique cuál tiene mayor radio iónico.

51.- a) Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión. **b)** Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría: Cl^- ; N^{3-} ; Al^{3+} ; K^+ ; Mg^{2+} .

52.- a) ¿Qué caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición? **b)** Indique la configuración electrónica del ion hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación. **c)** ¿Por qué existen siete clases de orbitales f?

53.- a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es 2.080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifique la elección. **b)** La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno? Razone la respuesta.

54.- a) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} y Fe^{2+} . **b)** Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con S^{2-} . **c)** Justifique por qué la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera.

55.- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de Na y Mg. **b)** Justifique por qué el valor de la primera energía de ionización es mayor para el magnesio que para el sodio. **c)** Justifique por qué el valor de la segunda energía de ionización es mayor para el átomo de sodio que para el de magnesio.

56.- El número de protones de los núcleos de cinco elementos es: A: 2 B: 11 C: 9 D: 12 E: 13. Justifique mediante la configuración electrónica, el elemento que: **a)** Es un gas noble. **b)** Es el más electronegativo. **c)** Pertenece al grupo 1 del Sistema Periódico.

57.- Un átomo X en estado excitado presenta la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$. **a)** ¿De qué elemento se trata? **b)** Indique los números cuánticos de cada uno de los electrones desapareados de X en su estado fundamental.

58.- Considere los elementos Be, O, Zn y Ar. **a)** Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos anteriores. **b)** ¿Cuántos electrones desapareados presentan cada uno de esos átomos? **c)** Escriba las configuraciones electrónicas de los iones más estables que puedan formar.

59.- Considere las siguientes configuraciones electrónicas: 1) $1s^2 2s^2 2p^7$ 2) $1s^2 2s^3$ 3) $1s^2 2s^2 2p^5$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. **a)** Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli. **b)** Justifique el estado de oxidación del ion más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

60.- Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 12, 14, 17 y 37, respectivamente. **a)** Escriba las configuraciones electrónicas de A^{2+} y D. **b)** Comparando los elementos A, B y C, razone cuál tiene mayor radio. **c)** Razone cuál de los cuatro elementos tiene mayor energía de ionización.

61.- Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de: **a)** El gas noble del tercer periodo. **b)** El elemento del cuarto periodo con mayor radio atómico. **c)** El elemento del grupo 15 con mayor electronegatividad.

62.- Indique razonadamente: **a)** Cómo evoluciona la primera energía de ionización en los elementos de un mismo periodo al aumentar el número atómico. **b)** Si el radio del ion cloruro será mayor o menor que el radio atómico del cloro. **c)** Que tienen en común el Na^+ y el O^{2-} .

63.- Para el ión fluoruro ($Z = 9$) del isótopo cuyo número másico es 19: **a)** Indique el número de protones, electrones y neutrones. **b)** Escriba su configuración electrónica. **c)** Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.

64.- Indique razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: **a)** Un electrón situado en un orbital 2p podría representarse por los siguientes números cuánticos (2, 1, 0, 1/2). **b)** Un elemento químico que presenta propiedades químicas semejantes al carbono tiene de configuración electrónica de su capa de valencia $ns^2 np^2$. **c)** Si un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones adquiere una configuración electrónica en su capa de valencia correspondiente al grupo 18.

65.- Indique razonadamente: **a)** La posición en el sistema periódico y el estado de oxidación más probable de un elemento cuyos electrones de mayor energía poseen la configuración $3s^2$. **b)** Si un elemento de configuración electrónica de su capa de valencia $4s^2 4p^5$ es un metal o no metal. **c)** Por qué en los halógenos la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.

66.- Dados los elementos A, B y C de números atómicos 9, 12 y 14, respectivamente, indique razonadamente: **a)** La configuración electrónica de cada uno de ellos. **b)** Grupo y periodo que ocupan en la tabla periódica. **c)** El orden creciente de electronegatividad.