

## Química 2º de Bachillerato. Cuestiones del Tema 2

1.- 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)  $n = 2$ ;  $s = +\frac{1}{2}$ .

b)  $n = 3$ ;  $l = 2$ .

c)  $n = 4$ ;  $l = 3$ ;  $m = -2$ .

a)  $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$ : orbital 2s;  $(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$ : orbital 2p;  $(2, 1, 0, +\frac{1}{2})$ : orbital 2p;  $(2, 1, 1, +\frac{1}{2})$ : orbital 2p. En total 4 electrones.

b)  $(3, 2, -2, \pm\frac{1}{2})$ ;  $(3, 2, -1, \pm\frac{1}{2})$ ;  $(3, 2, 0, \pm\frac{1}{2})$ ;  $(3, 2, 1, \pm\frac{1}{2})$ ;  $(3, 2, 2, \pm\frac{1}{2})$ . Todos ellos estarían en orbitales 3d y en total pueden albergar 10 electrones.

c)  $(4, 3, -2, \pm\frac{1}{2})$ : orbital 4f. En total 2 electrones.

2.- Un átomo X en estado excitado presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ .

a) ¿De qué elemento se trata?

b) Indique los números cuánticos de cada uno de los electrones desapareados de X en su estado fundamental.

a) Como tiene 9 electrones se tratará del Flúor.

b) En su estado fundamental solo tiene un electrón desapareado por lo que una posible combinación de números cuánticos puede ser:  $(2, 1, 1, +\frac{1}{2})$

3.- 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.

a) Be:  $1s^2 2s^2$ ; O:  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; Zn:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ; Ar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

b) Be: ninguno; O: dos; Zn: ninguno; Ar: ninguno.

c)  $\text{Be}^{2+}$ :  $1s^2$ ;  $\text{O}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{Zn}^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ ; Ar: Es estable al tener su última capa completa.

4.- 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.

a) El principio de exclusión de Pauli dice que en un orbital no puede haber 2 electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Por tanto cumplirán dicho principio las configuraciones 3 y 4.

b)  $1s^2 2s^2 2p^5$  debe ganar un electrón para conseguir la configuración electrónica de gas noble, luego su estado de oxidación será 1-

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  debe perder un electrón para conseguir la configuración electrónica de gas noble, luego su estado de oxidación será 1+

5.- 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.

a) Protones: 9; Electrones: 10; Neutrones  $19 - 9 = 10$ .

b)  $1s^2 2s^2 2p^6$

c)  $(2, 1, 1, + \frac{1}{2})$

6.- Para el ión  $\text{Sr}^{2+}$  ( $Z=38$ ) del isótopo cuyo número másico es 88:

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.

a) Protones: 38; Neutrones:  $88 - 38 = 50$ ; Electrones: 36

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

c)  $(4, 1, 0, + \frac{1}{2})$

7.- a) Razone si para un electrón son compatibles las siguientes series de números cuánticos:

1)  $(0, 0, 0, - \frac{1}{2})$ ; 2)  $(1, 1, 0, + \frac{1}{2})$ ; 3)  $(2, 1, -1, - \frac{1}{2})$ ; 4)  $(3, 2, 1, + \frac{1}{2})$ ; 5)  $(4, 0, 0, - \frac{1}{2})$

b) Indique a qué tipo de orbital pertenece cada una de las series compatibles del apartado anterior.

c) Ordene los orbitales anteriores por orden creciente de energía.

a) 1) No es posible ya que  $n$  no puede ser cero; 2) No es posible ya que si  $n = 1$ , el único valor que puede tomar  $l$  es cero.

b) 3)  $(2, 1, -1, - \frac{1}{2})$ : Orbital 2p; 4)  $(3, 2, 1, + \frac{1}{2})$ : Orbital 3d; 5)  $(4, 0, 0, - \frac{1}{2})$ : Orbital 4s.

c)  $2p < 4s < 3d$

8.- Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón.

a)  $(2, 0, 3, - \frac{1}{2})$  b)  $(2, 0, 0, \frac{1}{2})$  c)  $(2, 1, -1, 1)$  d)  $(1, 0, 0, - \frac{1}{2})$  e)  $(4, 1, 1, \frac{1}{2})$  e)  $(3, 2, 0, - \frac{1}{2})$

a) Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.

b) Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que sí son permitidas.

c) Ordene dichos orbitales según su valor creciente de energía.

a) a) si  $l = 0$ ,  $m = 0$ ; c)  $s$  solo puede valer  $\pm \frac{1}{2}$ .

b)  $(2, 0, 0, \frac{1}{2})$ : orbital 2s;  $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$ : orbital 1s;  $(4, 1, 1, \frac{1}{2})$ : orbital 4p;  $(3, 2, 0, - \frac{1}{2})$ : orbital 3d

c)  $1s < 2s < 4p < 3d$ .

9.- 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.

a) Verdadero ya que si es 2p  $n = 2$ , los posibles valores de  $l$  son 0 y 1, para  $ml = 1$  los posibles valores de  $m$  son 1, 0 y  $-1$  y los posibles valores de  $s$  son  $\pm \frac{1}{2}$ .

b) Verdadero ya que se encontraría en el grupo 14.

c) Verdadero ya que si está en el grupo 2 su configuración electrónica de su capa de valencia será  $ns^2$ , por lo que para conseguir la configuración electrónica estable debe perder dos electrones.

10.- Tres elementos A, B y C tienen de número atómico 17, 20 y 28 respectivamente.

a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.

b) Escriba, para cada uno, los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador.

c) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?

a) A ( $Z = 17$ ):  $\text{Cl} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ; B ( $Z = 20$ ):  $\text{Ca} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ; C ( $Z = 28$ ):  $\text{Ni} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

b) Cl:  $(3, 1, 1, + \frac{1}{2})$ ; Ca:  $(4, 0, 0, + \frac{1}{2})$ ; Ni:  $(4, 0, 0, + \frac{1}{2})$

c) Cl : 7; Ca: 2; Ni : 2.

11.- Tres elementos A, B y C tienen de número atómico 12, 25 y 35 respectivamente.

- a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.
- b) Escriba, para cada uno, los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador.
- c) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?

- a)  $Z = 12$ : Mg;  $Z = 25$ : Mn;  $Z = 35$ : Br.
- b)  $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$ ;  $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ ;  $(4, 1, 1, \frac{1}{2})$
- c) Mg: 2 electrones de valencia; Mn: 2 electrones de valencia; Br: 7 electrones de valencia.

- 12.- 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.

- a)  $S^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  $Fe^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^6$
- b) Catión:  $Ca^{2+}$ ; Anión:  $Cl^-$
- c) Al arrancarle el primer electrón, el que le queda en el orbital 4s estará más fuertemente retenido por el núcleo.

13.- Sean los iones:  $Cl^-$  y  $K^+$ . Justifique:

- a) Si son o no especies isoelectrónicas.
- b)Cuál de ellos posee menor radio iónico.
- c)Cuál de los correspondientes átomos posee mayor energía de ionización.

- a)  $Cl^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  $K^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , luego son isoelectrónicos.
- b) Ambos tienen los mismos electrones, pero el  $K^+$  tiene dos protones más (19) por lo que atraerán con mayor fuerza a los electrones y el radio iónico será menor.
- c) Posee mayor energía de ionización el Cl ya que al estar en el tercer período tiene sus electrones más cerca del núcleo por lo que estarán más fuertemente atraídos por el mismo (los electrones de la capa de valencia del K están en el nivel de energía  $n = 4$ ).

14.- La configuración electrónica del ion  $X^{2+}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
  - b) ¿A qué grupo y período pertenece ese elemento?
  - c) Razone si el elemento X posee electrones desapareados.
- a) Como es un ion divalente positivo, quiere decir que tiene dos electrones menos que protones. Como tiene 18 electrones tendrá 20 protones ( $Z = 20$ ) y se tratará del Ca.
  - b) Su configuración electrónica será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Como  $n = 4$  estará en el cuarto período y como en el orbital s tiene 2 electrones estará en el grupo 2.
  - c) Como en un orbital s caben dos electrones, no tendrá electrones desapareados.

15.- 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 período que ocupan en la tabla periódica.
  - c) El orden creciente de electronegatividad.
- a) A ( $Z = 9$ ):  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; B ( $Z = 12$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; C ( $Z = 14$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .
  - b) A: Grupo 17 (ya que hay 5 electrones en el orbital p), Período 2 (ya que el valor de n de la capa más externa es 2); B: Grupo 2 (ya que hay 2 electrones en el orbital s), Período 3 (ya que el valor de n de la capa más externa es 3); C: Grupo 14 (ya que hay 2 electrones en el orbital p), Período 3 (ya que el valor de n de la capa más externa es 3).
  - c)  $B < C < A$ . B es un metal del grupo 2 y del tercer período y C es un no metal del grupo 14 y del tercer período pero tiene mayor número de electrones en la capa de valencia y mayor número de protones en el

núcleo que atraen más a sus electrones y a los que comparta ese elemento. Por su parte A está en el segundo período donde la distancia es menor y la atracción mayor.

16.- Dados los elementos A ( $Z = 17$ ), B ( $Z = 19$ ), C ( $Z = 35$ ) y D ( $Z = 11$ ), indique razonadamente:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Identifíquelos y diga grupo y período que ocupan en la tabla periódica.
- Razone qué elemento entre B y C tendrá menor energía de ionización.

a) A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ; B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 4p^5$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;

b) A: Cl. Grupo 17; Período 3; B: K. Grupo 1; Período 4; C: Br. Grupo 17; Período 4; D: Grupo 1; Período 3.

c) Los dos tienen sus electrones de valencia en el mismo nivel de energía por lo que la distancia al núcleo será semejante, pero B tiene 19 protones y C tiene 35 protones que atraerán más a estos electrones y será más difícil arrancárselos.

17.- 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:

- Es un gas noble.
- Es el más electronegativo.
- Pertenece al grupo 1 del Sistema Periódico

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

- Será un gas noble A ya que tiene su capa de valencia completa.
- El más electronegativo (excepción hecha de A) será C ya que se encuentra en el segundo período donde la distancia es menor que en B, D y E (que están en el tercero) y la atracción del núcleo por sus electrones y los que comparta será también mayor.
- Pertenece al grupo 1 el elemento B ya que tiene 1 electrón en su orbital s más externo.

18.- a) Escriba la configuración electrónica del rubidio.

b) Indique el conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental.

c) Justifique cuántos electrones desapareados hay en el ion  $Fe^{3+}$  en estado gaseoso en su estado fundamental.

a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 4p^6 d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

b)  $(6,0,0,+1/2)$  y  $(6,0,0,-1/2)$

c) La configuración electrónica del Fe es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^6 4s^2$ . Al quitar dos electrones de las capas más externas ( $Fe^{3+}$ ) queda  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^6$  que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, ocuparán el máximo número de orbitales posible y como los orbitales d aparecen en grupos de 5, tendrá 4 electrones desapareados.

19.- 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:  $Cl^-$ ;  $N^{3-}$ ;  $Al^{3+}$ ;  $K^+$ ;  $Mg^{2+}$ .

a) El radio de un ion positivo, catión, es menor que el de su elemento. Al ser menor el número de electrones, la carga nuclear efectiva es mayor, con la consiguiente contracción de la nube electrónica.

El radio de un ion negativo, anión, es mayor que el de su elemento. Al aumentar el número de electrones, se produce una mayor repulsión entre estos, con la consiguiente expansión de la nube electrónica.

Dentro de un mismo período, los radios catiónicos disminuyen hacia la derecha, ya que así aumenta Z. Sin embargo, los radios aniónicos, salvo para aniones isoelectrónicos, aumentan. En un mismo grupo tanto los radios catiónicos como los aniónicos aumentan hacia abajo, ya que, en ese sentido, se van añadiendo una capa electrónica más.

**b)** Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones. Como las configuraciones de las especies dadas son:  $\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  $\text{N}^{3-}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{Al}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  $\text{Mg}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ , serán isoelectrónicas:  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  por un lado y  $\text{Cl}^-$  y  $\text{K}^+$  por otro.

**20.- 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.

**a)** Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

**b)** El primer electrón del Na está menos retenido por el núcleo que el primero del magnesio ya que los dos se encuentran en el mismo período, pero el número de protones en el núcleo del Mg es mayor y, en consecuencia, la fuerza de atracción sobre el electrón del magnesio será también mayor.

**c)** Al arrancarle el primer electrón al Na le quitamos una capa y el número de protones no se modifica, por lo que la atracción por el siguiente electrón será mayor.

**21.-** Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

**a)** Escriba las configuraciones electrónicas de  $\text{A}^{2+}$  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.

**a)**  $\text{A}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 4p^6 d^{10} 5s^1$ .

**b)** Los tres tienen los electrones de la capa de valencia en el mismo nivel de energía, pero el número de protones es menor en A por lo que estos electrones estarán menos atraídos y su radio será mayor.

**c)** El de mayor energía de ionización es el C, ya que dentro de los que están en el tercer período con los electrones más cerca del núcleo es el que tiene mayor número de electrones en la capa de valencias, será en el que están más atraídos por tener la mayor carga positiva en el núcleo.

**22.-** Razone para la pareja de átomos K y O:

**a)** El elemento de mayor radio.

**b)** El elemento de mayor energía de ionización.

**c)** El elemento de mayor electronegatividad.

Las configuraciones electrónicas son K:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  y O:  $1s^2 2s^2 2p^4$

**a)** El de mayor radio es el K, ya que es el que tiene mayor número de capas electrónicas.

**b)** El de mayor energía de ionización es el O ya que al estar los electrones de valencia más cerca del núcleo estarán más fuertemente retenidos y será más difícil arrancarlos.

**c)** El de mayor electronegatividad es el O ya que la electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente y cuanto mayor sea su carga nuclear y menor su radio, más electronegativo será el elemento.

**23.-** 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.

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^3$ .

### P.A.U. 2016

24. Sean los elementos X e Y de número atómico 38 y 35.

- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b) Razone cuáles serán sus iones más estables.
- c) Justifique cuál de estos iones tiene mayor radio.

a) X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ ; Y:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ .

b) X tiene tendencia a perder dos electrones para conseguir su configuración electrónica estable:  $X^{2+}$ . Y tiene tendencia a ganar un electrón para conseguir su configuración electrónica estable:  $Y^-$ .

c) Los dos son isoelectrónicos, pero X tiene 38 protones que atraerán con mayor fuerza a los electrones que Y que solo tiene 35, por lo que el radio de  $Y^-$  será mayor.

25. a) Explique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos (listados en el orden n, l, m, m) son imposibles para un electrón en un átomo:

(4,2,0,+½) (3,3,2,-½) (2,0,1,+½) (4,1,1,-½)

b) Indique los orbitales donde se sitúan electrones que corresponden los que están permitidos.

c) Justifique cuál de estos orbitales tiene mayor energía.

a) (3,3,2,-½): No es posible si  $n = 3$ ,  $l < 3$ ; (2,0,1,+½): No es posible, si  $l = 0 \rightarrow m = 0$ .

b) (4,2,0,+½): 4d; (4,1,1,-½): 4p

c) 4d ( $n + l = 4 + 2 = 6$ )

26. Sean los iones  $S^{2-}$  y  $Ca^{2+}$ . Justifique:

a) Si son o no especies isoelectrónicas.

b)Cuál de ellos posee menor radio iónico.

c)Cuál de los correspondientes átomos neutros posee mayor energía de ionización.

a) Si son isoelectrónicas.  $S^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y  $Ca^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Tendrá menor radio el ion  $Ca^{2+}$  ya que las dos tienen el mismo número de electrones pero el Ca tiene 20 protones por lo que los electrones estarán más fuertemente retenidos.

c) Poseerá más energía de ionización el S ya que tiene los electrones de valencia en el tercer nivel de energía mientras que el Ca los tiene en el cuarto y por tanto la atracción del núcleo por el último electrón será mayor cuanto menor sea la distancia y más difícil será arrancárselo.

27. Sean los iones  $S^{2-}$  y  $Ca^{2+}$ . Justifique:

a) Si son o no especies isoelectrónicas.

b)Cuál de ellos posee menor radio iónico.

c)Cuál de los correspondientes átomos neutros posee mayor energía de ionización.

a) Si son isoelectrónicas.  $S^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y  $Ca^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Tendrá menor radio el ion  $Ca^{2+}$  ya que las dos tienen el mismo número de electrones pero el Ca tiene 20 protones por lo que los electrones estarán más fuertemente retenidos.

c) Poseerá más energía de ionización el S ya que tiene los electrones de valencia en el tercer nivel de energía mientras que el Ca los tiene en el cuarto y por tanto la atracción del núcleo por el último electrón será mayor cuanto menor sea la distancia y más difícil será arrancárselo.

**28.** Razone para la siguiente pareja de átomos Mg y S:

a) El elemento de mayor radio.

b) El elemento de mayor energía de ionización.

c) El elemento de mayor electronegatividad.

a) Mg. Los dos elementos están en el mismo período (tercero), pero el Mg tiene 12 protones y el S tiene 16 protones por lo que atraerán con más fuerza a los electrones.

b) S. Al estar los dos elementos en el tercer período con los electrones más cerca del núcleo, es el que tiene mayor número de electrones en la capa de valencia, será en el que están más atraídos por tener la mayor carga positiva en el núcleo.

c) S. Al tener 6 electrones en la capa de valencia será el que tenga más tendencia a atraer sobre sí al par de electrones que comparte con otro átomo con el que forme un enlace covalente. (El núcleo del S tiene más protones que el del Mg y éstos atraen más fuertemente a los electrones de la capa de valencia y a los compartidos en el enlace).

**29. a)** Indique, justificadamente, los valores posibles para cada uno de los números cuánticos que faltan en las siguientes combinaciones: (3, ?, 2); (?, 1, 1); (4, 1, ?).

b) Escriba una combinación posible de números cuánticos n, l y m para un orbital del subnivel 5d.

c) Indique, justificando la respuesta, el número de electrones desapareados que presentan en estado fundamental los átomos de Mn y As.

a) (3,?,2):  $l = 2$ ; (?, 1, 1):  $n \geq 2$ ; (4, 1, ?):  $m = 1, 0, -1$ .

b) (5, 2, [-2, -1, 0, 1, 2])

c) Mn:  $[\text{Ar}]3d^54s^2$  Tiene 5 electrones desapareados; As:  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$  Tiene 3 electrones desapareados.

## PEBAU 2017

**30.** Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

A:  $1s^22s^22p^63s^23p^6$  B:  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$  C:  $1s^22s^22p^63s^2$ .

La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es:  $419 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $735 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $1527 \text{ kJ mol}^{-1}$ , y los radios atómicos son 97, 160 y 235 pm.

a) Indique de qué elementos se tratan los elementos A, B y C.

b) Relacione, de forma justificada, cada valor de energía con cada elemento.

c) Asigne, de forma justificada, a cada elemento el valor del radio correspondiente.

a) Partiendo de la relación que existe entre la posición en el Sistema Periódico y la configuración electrónica:

A:  $1s^22s^22p^63s^23p^6$  (Argón); B:  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$  (Potasio); C:  $1s^22s^22p^63s^2$  (Magnesio)

b) Al descender en un grupo, se intensifica el efecto pantalla, el electrón a arrancar está cada vez más alejado del núcleo, por lo que se necesita menos energía para arrancar el electrón de valencia. El elemento B (potasio), al tener  $4s^1$ , tiene el electrón diferenciador más alejado por tanto tendrá la menor E. Ionización,  $419 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Al avanzar en un período, aumenta la carga nuclear y, por tanto,

la Energía de Ionización. Además, el elemento A posee configuración de gas noble, lo que hace que su EI sea mayor,  $1527 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Consiguientemente, el Argón tendría la mayor,  $1527 \text{ kJ mol}^{-1}$ , el Magnesio,  $735 \text{ kJ mol}^{-1}$  y el Potasio la menor  $419 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

c) Al descender en un grupo, los electrones entran cada vez en capas de mayor valor de  $n$ , por lo que irá aumentando su distancia al núcleo, aumenta el efecto pantalla y el radio atómico es mayor. Al avanzar en un período, al aumentar la carga del núcleo que ejerce más atracción sobre los electrones del mismo nivel, el radio atómico es menor. Consiguientemente, el Potasio, nivel 4, tendrá el mayor radio, 235 pm. El Argón,  $n=3$ , tendría el menor, 97 pm, y el Magnesio ( $n=3$ ), 160 pm.

31. Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones

a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.

b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos.

c) Indique, razonadamente, cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

a) X:  $Z = 34$ ;  $A = 34 + 44 = 78$

Y:  $Z = 19$ ;  $A = 19 + 20 = 39$

b) X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$  (4, 1, -1,  $\pm 1/2$ ); (4, 1, 0,  $\pm 1/2$ ); (4, 1, 1,  $\pm 1/2$ )

Y:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  (4, 0, 0,  $\pm 1/2$ )

c)  $X^{2-}$  e  $Y^+$ . La formación de los iones viene determinada por la estabilidad que confiere una configuración de capa cerrada (configuración del gas noble más cercano).

$X^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$        $Y^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

32. A y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) A tiene mayor primera energía de ionización que Q.

b) Q tiene menor afinidad electrónica que A.

c) A tiene mayor radio atómico que Q.

a) Falso. Los dos tienen sus electrones de valencia en el mismo nivel de energía al estar en el mismo período por lo que la distancia al núcleo será semejante, pero A tiene menos protones que Q por lo que, en el átomo A estarán menos atraídos los electrones y será más fácil arrancárselos.

b) Falso. Justificación en base a la carga nuclear efectiva: Al avanzar en un período aumenta la carga nuclear efectiva y, por tanto, la afinidad electrónica.

c) Verdadero. Los dos tienen los electrones de la capa de valencia en el mismo nivel de energía, pero el número de protones es menor en A por lo que estos electrones estarán menos atraídos y su radio será mayor.

33. Explique la veracidad o falsedad de los siguientes enunciados:

a) Para  $n = 2$ , hay 5 orbitales d.

b) En el orbital 3p el número cuántico  $n$  vale 1.

c) El número máximo de electrones con la combinación de números cuánticos  $n = 4$  y  $m = -2$  es cuatro.

a) Falso para  $n=2$  no es posible un valor de  $l = 2$ . Por tanto no hay orbitales d.



b) Falso porque en el orbital 3p,  $n = 3$

c) Verdadero. Las cuatro posibles combinaciones son:

$$(4,3,-2,+1/2), (4,3,-2,-1/2), (4,2,-2,+1/2) \text{ y } (4,2,-2,-1/2).$$

34. Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón:

$$\text{I) } (1, 0, 2, -\frac{1}{2}); \text{ II) } (5, 0, 0, \frac{1}{2}); \text{ III) } (3, 2, -2, -\frac{1}{2}); \text{ IV) } (0, 0, 0, \frac{1}{2})$$

a) Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.

b) Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que si son permitidas.

c) Ordene, razonadamente, dichos orbitales según su valor de energía creciente.

a) No están permitidas: I)  $(1, 0, 2, -\frac{1}{2})$  ya que si  $l = 0$ ,  $m$  solo puede valer 0 y IV)  $(0, 0, 0, \frac{1}{2})$  porque  $n$  es un número entero a partir de 1.

b) II)  $(5, 0, 0, \frac{1}{2})$ : Orbital 5s; III)  $(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$ : Orbital 3d; V)  $(4, 1, 0, \frac{1}{2})$ : Orbital 4p.

c) Para ordenar dichos orbitales en orden de energía creciente, debemos tener en cuenta la suma  $n + l$  de tal forma que cuanto mayor sea esta suma, mayor será la energía del orbital. En nuestro caso: Orbital 5s:  $5 + 0 = 5$ ; Orbital 3d:  $3 + 2 = 5$ ; Orbital 4p:  $4 + 1 = 5$ . Como en este caso la suma  $n + l$  es la misma tendrá mayor energía el que tenga mayor valor de  $n$ . Por tanto el orden de energía creciente será:  $3d < 4p < 5s$ .

35. Dados los elementos A ( $Z=9$ ), y B ( $Z=25$ ):

a) Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos neutros en estado fundamental e indicar justificadamente el grupo y el periodo de cada uno de los elementos

b) Justifique el carácter metálico o no metálico de cada uno de ellos en base a una propiedad periódica.

c) Justifique el ion más estable de los elementos A y B.

a) A ( $Z=9$ )  $1s^2 2s^2 2p^5$  Periodo 2 ( $n=2$ ) y grupo 17 (7 electrones- de valencia).

B ( $Z=25$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$  Periodo 4 ( $n=4$ ) y grupo 7 ( $n^\circ$  electrones de orbital d y s).

b) A es no metal por la tendencia a ganar electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble (estable). B es metal por la tendencia a perder electrones para adquirir la configuración electrónica de gas noble (estable).

c) Admitiendo que el número de oxidación más probable es aquel que alcanza un elemento químico cuando adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo (cediendo o tomando electrones) en el caso de A el ion más estable será  $A^-$ . En el caso de los metales perderá los electrones más externos, B que perderá los electrones del orbital 4s, el ión más estable será por tanto  $B^{2+}$ . (A necesita ganar 1 electrón y B perder 2 electrones).

36. Dados los elementos A ( $Z=19$ ) y B ( $Z=36$ )

a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos en estado fundamental indicando justificadamente el grupo y periodo al que pertenecen en el sistema periódico.

b) Justifique si los siguientes números cuánticos podrían corresponder al electrón diferenciador de alguno de ellos, indicando a cuál:  $(5,1,-1, +\frac{1}{2})$ ,  $(4,0,0, -\frac{1}{2})$  y  $(4,1,3, +\frac{1}{2})$ .

c) Justifique cuál de los dos elementos presenta menos reactividad química.

a) A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Este elemento se encuentra en el periodo 4, al ser el nivel de mayor energía que se utiliza, y en el grupo 1 al acabar su configuración electrónica en  $s^1$ .

Para el grupo, suma de electrones  $n(sp)$  y  $(n-1)(d)$ .

Se trata de un elemento alcalino.

B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ . Este elemento se encuentra en el periodo 4, al ser el nivel de mayor energía que se utiliza, y en el grupo 18 al acabar su configuración electrónica en  $p^6$ .

Para el grupo, suma de electrones  $n(sp)$  y  $(n-1)(d)$ .

Se trata de un gas noble.

**b)** Teniendo en cuenta que los números cuánticos están dispuestos de la manera  $(n, l, m, s)$  tendremos que:

**(5, 1, -1, +½)**: Correspondería a un electrón de nivel 5 ya que  $n=5$  y orbital p al ser  $l=2$ , por lo que no se correspondería con ningún elemento de los anteriores

**(4, 0, 0, -½)**: Correspondería a un electrón situado en un orbital 4s ( $n=4$  y  $l=0$ ), por lo que podría ser el electrón diferenciador del elemento A

**(4, 1, 3, +½)**: Esta configuración electrónica es imposible, ya que el número cuántico  $m$  no puede ser mayor que el  $l$ .

**c)** El elemento de menor reactividad química es el B, que es un gas noble y tiene estructura de capa llena lo que le confiere mucha estabilidad al átomo y por tanto, muy poca reactividad.

**37. a)** Justifique cuál de las siguientes especies,  $Li^+$  y He, tiene mayor radio.

**b)** Razone cuál de los siguientes elementos, O y N, tiene mayor afinidad electrónica.

**c)** Justifique cuál de los siguientes elementos, Na y Cl, tiene mayor energía de ionización.

**a)** El radio atómico es la distancia que separa el núcleo del átomo de su electrón más periférico. Ambas especies son isoelectrónicas. El  $Li^+$  ( $Z=3$ ) tiene mayor carga nuclear efectiva que el He ( $Z=2$ ), por lo que los electrones son más atraídos por el núcleo y el radio del  $Li^+$  es menor.

**b)** Justificación en base a la carga nuclear efectiva: Al avanzar en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva y, por tanto, la afinidad electrónica. Por tanto el O tiene una afinidad electrónica mayor.

**c)** La energía de ionización es:  $X(g) + EI \rightarrow X^+ + e^-$

Ambos elementos pertenecen al periodo 3, Cl ( $Z=17$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ) y Na ( $Z=11$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ). Al aumentar la carga nuclear se eleva la atracción electrostática del núcleo sobre la nube electrónica y hace que sea necesaria más energía para arrancar el electrón. (El efecto pantalla y la capa de valencia no varían y no influyen en la variación de EI en este caso. Por tanto mayor PI del Cl).

**38.** Para un átomo en su estado fundamental, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

**a)** El número máximo de electrones con un número cuántico  $n=3$  es 14.

**b)** Si en el subnivel 3p se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado.

**c)** En el subnivel 4s puede haber dos electrones como máximo.

**a)** Falso, sería 18 ya que en el nivel 3 solo caben 18 electrones  $3s^2 3p^6 3d^{10}$

**b)** Falso, ya que corresponderían al mismo valor de  $n=3$  y de  $l=1$ . Según el principio de Hund, los electrones tenderán a ocupar distintos valores de  $ml$  (1, 0, -1) y sus espines serán paralelos. En orbitales degenerados, los electrones tienden a estar lo más desapareados posible

**c)** Verdadero, ya que en un orbital 4s pueden alojarse uno o dos electrones.

## PEVAU 2018

**39.** Justifique por qué:

**a)** El radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un período de la Tabla Periódica.

- b)** El radio atómico aumenta al incrementarse el número atómico en un grupo de la Tabla Periódica.  
**c)** El volumen del ion  $\text{Na}^+$  es menor que el del átomo de Ne.

**a)** Los radios atómicos disminuyen, por regla general, al avanzar a lo largo de un período. Esto es debido a que la carga nuclear aumenta regularmente, y el número de electrones crece en la misma proporción, pero éstos completan orbitales del mismo nivel energético. Como el núcleo cada vez tiene más protones, atrae a los electrones del mismo nivel con mayor fuerza y, en consecuencia, las nubes electrónicas se contraen.

**b)** Los radios atómicos aumentan al descender en un grupo. Esto es debido a que la carga nuclear y el número de electrones se incrementan, y aumentan tanto las atracciones núcleo-electrón como las repulsiones electrón-electrón. Los nuevos electrones se sitúan en niveles energéticos superiores, más alejados del núcleo. Por otra parte, los electrones de los niveles intermedios apantallan el efecto del núcleo y, por tanto, la atracción que ejerce éste sobre los electrones de valencia disminuye, es decir, los electrones internos ejercen un efecto de apantallamiento de la carga positiva del núcleo, por esta causa, los electrones más externos son atraídos con una fuerza menor.

**c)** Los dos son isoelectrónicos, pero  $\text{Na}^+$  tiene 11 protones que atraerán con mayor fuerza a los electrones que Ne que solo tiene 10, por lo que el radio de  $\text{Na}^+$  será menor y, por tanto, su volumen.

**40.** Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la Tabla Periódica, justifique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a)** El número atómico del ion  $\text{Na}^+$  es igual al del átomo de Ne.  
**b)** El número de electrones del ion  $\text{Na}^+$  es igual al del átomo de Ne.  
**c)** El radio del ion  $\text{Na}^+$  es menor que el del átomo de Ne.

**a)** Falso. El número atómico coincide con el número de protones que hay en el núcleo que, en el caso de  $\text{Na}^+$  es 11, mientras que en el Ne son 10.

**b)** Verdadero. Al formarse el ion  $\text{Na}^+$  el átomo de Na pierde un electrón con lo que se queda con 10.

**c)** Verdadero. Los dos son isoelectrónicos, pero  $\text{Na}^+$  tiene 11 protones que atraerán con mayor fuerza a los electrones que Ne que solo tiene 10, por lo que el radio de  $\text{Na}^+$  será menor.

**41.** Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a)** El ion  $\text{F}^-$  tiene mayor radio que el ion  $\text{Na}^+$ .  
**b)** La primera energía de ionización del Cs es mayor que la del K.  
**c)** Los elementos con  $Z = 11$  y  $Z = 17$  pertenecen al mismo período.

**a)** Las dos especies son isoelectrónicas.  $\text{F}^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$  y  $\text{Na}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$  pero el  $\text{F}^-$  tiene 9 protones mientras que el  $\text{Na}^+$  tiene 11 que estarán más fuertemente retenidos y su radio será menor que el del  $\text{F}^-$ .

**b)** Falso. Al descender en un grupo, se intensifica el efecto pantalla, el electrón a arrancar está cada vez más alejado del núcleo, por lo que se necesita menos energía para arrancar el electrón de valencia. El Cs, al tener  $5s^1$ , tiene el electrón diferenciador más alejado que el K ( $4s^1$ ) por tanto tendrá la menor energía ionización.

**c)** Verdadero. Na ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; Cl ( $Z = 17$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Por tanto los dos están en el tercer período.

**42.** 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 no son permitidas.

**b)** Justifique el estado de oxidación del ion más estable de los elementos cuya configuración sea correcta.

c) Identifique y sitúe en la Tabla Periódica los elementos cuya configuración sea correcta.

a) No están permitidas 1) ya que en el orbital  $p$  caben 6 electrones como máximo y 2) ya que en el orbital  $s$  caben 2 electrones como máximo.

b) El estado de oxidación más estable de 3) es  $-1$  ya que tiende a ganar un electrón para conseguir su configuración electrónica estable ( $2s^2 2p^6$ ) y el de 4) es  $+1$  ya que tiende a perder un electrón para conseguir su configuración electrónica estable ( $2s^2 2p^6$ ).

c) 3): Se trata del elemento situado en el segundo período y grupo 17 que es el flúor (F). 4): Se trata del elemento situado en tercer período y grupo 1 que es el sodio (Na).

43. Sean los elementos cuyas configuraciones electrónicas son  $A = 1s^2 2s^2$ ;  $B = 1s^2 2s^2 2p^1$ ;  $C = 1s^2 2s^2 2p^5$ . Justifique cuál de ellos tiene:

a) Menor radio.

b) Mayor energía de ionización.

c) Menor electronegatividad.

a) C. Los tres elementos están en el mismo período (segundo), pero C tiene 9 protones, B tiene 5 protones y A tiene 4 protones por lo que atraerán con más fuerza a los electrones. Como el núcleo cada vez tiene más protones, atrae a los electrones del mismo nivel con mayor fuerza y, en consecuencia, las nubes electrónicas se contraen.

b) C. Al estar los tres elementos en el segundo período con los electrones más cerca del núcleo, es el que tiene mayor número de electrones en la capa de valencia, será en el que están más atraídos por tener la mayor carga positiva en el núcleo.

c) A. Al tener C siete electrones en la capa de valencia será el que tenga más tendencia a atraer sobre sí al par de electrones que comparte con otro átomo con el que forme un enlace covalente. El núcleo del C tiene más protones que el del B y A y éstos atraen más fuertemente a los electrones de la capa de valencia y a los compartidos en el enlace.

44. La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es  $4s^2 4p^3$ . De acuerdo con este dato:

a) Deduzca, justificadamente, la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica.

b) Escriba una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador.

c) Indique, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento.

a) Este elemento se encuentra en el periodo 4, al ser el nivel de mayor energía que se utiliza, y en el grupo 15 al acabar su configuración electrónica en  $s^2 p^5$  (para el grupo, suma de electrones  $n(sp)$  y  $(n-1)(d)$ ).

b)  $(4, 1, 0, +\frac{1}{2})$

c) Puede ganar tres electrones y conseguir así la configuración electrónica de gas noble ( $4s^2 4p^6$ ) con lo que su estado de oxidación será  $3-$  o puede perder tres electrones con lo que el orbital  $3d$  se quedaría completo y el  $4s$  también y su estado de oxidación será  $3+$ .

45. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El número cuántico  $m$  para un electrón en el orbital  $3p$  puede tomar cualquier valor entre  $+3$  y  $-3$ .

b) El número de electrones con números cuánticos distintos que pueden existir en un subnivel con  $n = 2$  y  $\ell = 1$  es de 6.

c) Los valores de los números cuánticos  $n$ ,  $\ell$  y  $m$ , que pueden ser correctos para describir el orbital donde se encuentra el electrón diferenciador del elemento de número atómico 31, son  $(4, 1, -2)$ .

- a) Falso. Si el electrón se encuentra en el orbital 3p, el número cuántico  $\ell$  será 1 por lo que los posibles valores de  $m$  estarán comprendidos entre +1 y -1.
- b) Verdadero. Al ser  $\ell = 1$ , los posibles valores de  $m$  serán +1, 0 y -1 y a cada uno de ellos le corresponde un valor del número cuántico de spin de  $\pm \frac{1}{2}$ .
- c) Falso. Si  $\ell = 1$ ,  $m$  no puede ser -2. Por otra parte el elemento con número atómico 31 tiene de configuración electrónica en su capa de valencia  $3d^{10} 4s^2 4p^1$  y por tanto el orbital donde se encuentra su electrón diferenciador puede tener como conjunto de números cuánticos (4, 1, +1), (4, 1, 0) y (4, 1, -1).

46. Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía  $n = 2$ ?
- b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede encontrarse en el nivel de energía  $n = 3$ ?
- c) ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales  $3p_x$ ,  $3p_y$  y  $3p_z$ ?
- a) Con  $n = 2$  los posibles valores de  $\ell$  son 0, 1. Para  $\ell = 0$ ,  $m = 0$  (orbital s) y para  $\ell = 1$ ,  $m = +1, 0, -1$  (orbitales p). Por tanto en total habrá 4 orbitales.
- b) El número máximo de electrones para un determinado nivel viene dado por  $2n^2$ , por tanto:  $2 \cdot 3^2 = 18$ . También se puede razonar sabiendo que con  $n = 3$  los posibles valores de  $\ell$  son 0, 1, 2. Para  $\ell = 0$ ,  $m = 0$  (orbital s), para  $\ell = 1$ ,  $m = +1, 0, -1$  (orbitales p) y para  $\ell = 2$ ,  $m = +2, +1, 0, -1, -2$  (orbitales d). Por tanto en total habrá 9 orbitales. Como en cada orbital caben como máximo dos electrones que se diferencian en su número cuántico de spin (que puede tomar los valores  $\pm \frac{1}{2}$ , en total podrá haber como máximo 18 electrones.
- c) Los orbitales citados tienen la misma forma y la misma energía y se diferencian en su orientación en el espacio (dirigidos hacia los ejes X, Y, Z)

47. Sean los siguientes orbitales: 3p, 2s, 4p, 3d.

- a) Ordénelos justificadamente de forma creciente según su energía.
- b) Escriba una posible combinación de números cuánticos para cada orbital.
- c) Razone si el 3p y el 4p son exactamente iguales.
- a) Para ordenar dichos orbitales en orden de energía creciente, debemos tener en cuenta la suma  $n + \ell$  de tal forma que cuanto mayor sea esta suma, mayor será la energía del orbital. En nuestro caso: Orbital 3p:  $3 + 1 = 4$ ; Orbital 2s:  $2 + 0 = 2$ ; Orbital 4p:  $4 + 1 = 5$ ; Orbital 3d:  $3 + 2 = 5$ . Como los dos últimos casos la suma  $n + \ell$  es la misma tendrá mayor energía el que tenga mayor valor de  $n$ . Por tanto el orden de energía creciente será:  $2s < 3p < 3d < 4p$ .
- b) **3p:** (3, 1, 1); **2s:** (2, 0, 0); **4p:** (4, 1, -1); **3d:** (3, 2, 2).
- c) Son iguales en forma pero el volumen y la energía del orbital 4p es mayor que la del 3p.

## PEvAU 2019

48.- Para los siguientes grupos de números cuánticos: (4,2,0,+½); (3,3,2,-½); (2,0,1,+½); (2,0,0,-½).

- a) Indique cuáles son posibles y cuáles no para un electrón en un átomo.
- b) Para las combinaciones correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
- c) Ordene razonadamente los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
- a) Son posibles: (4,2,0,+½) y (2,0,0,-½); No son posibles: (3,3,2,-½) y (2,0,1,+½).
- b) Orbitales 4d y 2s respectivamente.

c)  $2s < 4d$ . Regla  $n + l$ :  $2s: 2 + 0 = 2$ ;  $4d: 4 + 2 = 6$

49.- Responda a las siguientes cuestiones, justificando la respuesta:

a) ¿Qué elemento, Mg o Na, tiene menor radio?

b) ¿Qué ion,  $K^+$  o  $Cl^-$ , posee mayor radio?

c) ¿Qué elemento, Na o S, posee mayor afinidad electrónica?

a) Mg. Los dos elementos están en el mismo período (tercero), pero Mg tiene 12 protones y Na tiene 11 protones por lo que atraerán con más fuerza a los electrones. Como el núcleo cada vez tiene más protones, atrae a los electrones del mismo nivel con mayor fuerza y, en consecuencia, las nubes electrónicas se contraen.

b)  $Cl^-$ . Las dos especies son isoelectrónicas.  $K^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y  $Cl^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  pero el  $Cl^-$  tiene 17 protones mientras que el  $K^+$  tiene 19 que estarán más fuertemente retenidos y su radio será menor que el del  $Cl^-$ .

c) S. La afinidad electrónica es:  $X(g) + e^- \rightarrow X^- + AE$ . Ambos elementos pertenecen al período 3; Na ( $Z=11$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) y S ( $Z=16$ ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ). En un período, al aumentar la carga nuclear (carga nuclear efectiva) se eleva la atracción electrostática del núcleo sobre el electrón que capta el átomo y se libera más energía (mayor AE). (El efecto pantalla y la capa de valencia no varían y no influyen en la variación de AE en este caso).

50.- Para el átomo de azufre:

a) Indique cuál es su configuración electrónica.

b) Escriba una de las combinaciones de los números cuánticos para los electrones de mayor energía.

c) Justifique la configuración electrónica de su ion más estable.

a) S ( $Z=16$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

b)  $(3,1,1,\pm\frac{1}{2})$ ;  $(3,1,0,\pm\frac{1}{2})$ ;  $(3,1,-1,\pm\frac{1}{2})$ .

c) Al tener 6 electrones en su capa de valencia tenderá a captar dos electrones para tener una configuración electrónica estable por lo que su ion más estable es:  $S^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

51. Dadas las siguientes especies: Al ( $Z = 13$ ),  $Na^+$  ( $Z = 11$ ),  $O^{2-}$  ( $Z = 8$ ). Indique razonadamente:

a) ¿Cuáles son isoelectrónicas?

b) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

c) La configuración electrónica de un ion estable del elemento Al.

Las configuraciones electrónicas de las especies citadas son: Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ;  $Na^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $O^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

a) Serán isoelectrónicas (mismo número de electrones)  $Na^+$  y  $O^{2-}$ .

b) Tendrá electrones desapareados Al ya que en un orbital 3p tiene un solo electrón.

c) Para conseguir la configuración estable el Al (con ocho electrones en su última capa) debe perder tres electrones por lo que la configuración pedida será:  $Al^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

52.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El átomo de un elemento alcalino tiene mayor radio que el del halógeno del mismo período.

b) A medida que aumenta el número atómico en los elementos alcalinos disminuye la primera energía de ionización.

c) En los elementos alcalinotérreos el radio iónico es menor que el atómico.

**a)** Verdadero. Los radios atómicos disminuyen, por regla general, al avanzar a lo largo de un período. Esto es debido a que la carga nuclear aumenta regularmente, y el número de electrones crece en la misma proporción, pero éstos completan orbitales del mismo nivel energético. Como el núcleo cada vez tiene más protones, atrae a los electrones del mismo nivel con mayor fuerza y, en consecuencia, las nubes electrónicas se contraen.

**b)** Verdadero. Al descender en un grupo, se intensifica el efecto pantalla, el electrón a arrancar está cada vez más alejado del núcleo, por lo que se necesita menos energía para arrancar el electrón de valencia.

**c)** Verdadero. El radio de un ion positivo, catión, es menor que el de su elemento. Al ser menor el número de electrones, la carga nuclear efectiva es mayor, con la consiguiente contracción de la nube electrónica.

**53.-** Sea el elemento X ( $Z=17$ ), justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

**a)** El electrón diferenciador se encuentra en un orbital s.

**b)**  $X^-$  y Ar son isoelectrónicos.

**c)** Puede existir un isótopo de dicho elemento con  $Z=16$ .

**a)** Falso. X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . El electrón diferenciador está en un orbital p,

**b)** Verdadero. Los dos tienen el mismo número de electrones:  $X^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y Ar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

**c)** Falso. Los isótopos de un elemento se caracterizan por tener el mismo número de protones y, en consecuencia, igual Z.

**54.-** Para el ion  $Cl^-$  ( $Z=17$ ) 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 del electrón diferenciador.

**a)** Protones: 17, electrones 18, neutrones 19.

**b)**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

**c)**  $(3,1,1,\pm\frac{1}{2}); (3,1,0,\pm\frac{1}{2}); (3,1,-1,\pm\frac{1}{2})$ .

**55.-** Conteste razonadamente:

**a)** ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, el de  $Z=13$  o el de  $Z=15$ ?

**b)** ¿Cuál es el orden creciente de las primeras energías de ionización de los elementos  $Z=13$ ,  $Z=15$  y  $Z=37$ ?

**c)** ¿Cuál es la configuración electrónica del ion más probable para el elemento de  $Z=37$ ?

**a)**  $Z=13$ . Los dos elementos están en el mismo período (tercero), pero Al tiene 13 protones y P tiene 15 protones. Como el núcleo tiene más protones, atrae a los electrones del mismo nivel con mayor fuerza y, en consecuencia, las nubes electrónicas se contraen.

**b)**  $Rb$  ( $Z=37$ ) <  $Al$  ( $Z=13$ ) <  $P$  ( $Z=15$ ). El Rb al estar en el período 5 tiene los electrones más alejados del núcleo y al estar menos fuertemente retenidos será más fácil arrancarlos. El Al y el P están en el mismo período, el que tiene mayor número de electrones en la capa de valencia, será en el que están más atraídos por tener la mayor carga positiva en el núcleo.

**c)**  $Rb^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

**56.-** Sea el elemento de  $Z=30$ :

**a)** Indique, en base a la configuración electrónica, el grupo y el período en el que se encuentra.

- b) Establezca una posible combinación de números cuánticos para el electrón diferenciador.  
c) Indique razonadamente cuál sería el ion más estable de este elemento.

a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ . Como  $n = 4$ , se encuentra en el período 4 y como  $s = 2$  y  $d = 10$  ( $2+10 = 12$ ) pertenece al grupo 12.

b)  $(4,0,0,\pm\frac{1}{2})$ .

c)  $Zn^{2+}$ . Perderá los dos electrones del nivel de energía más externo y quedará con el tercer nivel de energía completo.

## PEvAU 2020

57.- Sea un elemento químico de configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . Justifique si se puede afirmar que:

a) Es un metal.

b) Puede formar un catión monovalente estable.

c) Es más electronegativo que el elemento de número atómico 32.

Sol.: Falso; Verdadero; Verdadero.

58.- Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen el mismo número de electrones.

b) Dos elementos que pertenecen al mismo grupo del sistema periódico presentan propiedades químicas similares.

c) El ion  ${}_{19}^{39}K^+$  tiene el mismo número de protones que el átomo  ${}_{18}^{40}Ar$ .

Sol.: Verdadero; Verdadero; Falso

59.- Los iones  $X^+$  e  $Y^-$  tienen la misma configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . Indique, justificando la respuesta:

a) ¿Cuál es el número atómico de los elementos X e Y?

b) ¿Cuál de los dos iones tendrá mayor radio?

c) ¿Qué valor tienen los números cuánticos  $n$  y  $l$  del electrón que ha ganado el átomo Y para formar el ion  $Y^-$ ?

Sol.: 19 y 17;  $Y^-$ ;  $n=3$ ,  $l = 1$ .

60.- Explique razonadamente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

a) La primera energía de ionización del potasio es menor que la del litio.

b) El radio del ion  $Na^+$  es mayor que el radio del átomo neutro.

c) La segunda energía de ionización del potasio es menor que la primera.

Sol.: Verdadero; Falso; Falso.

61.- Dado el elemento de número atómico 20.

a) Escriba los números cuánticos para los electrones de la capa de valencia.

b) En base a los números cuánticos, explique cuántos orbitales hay en su subnivel 3p y cuántos electrones caben en él.

c) Justifique cuál será el ion más estable de este elemento.



**Sol.:** (4, 0, 0,  $\pm \frac{1}{2}$ ); 3 orbitales, 6 electrones;  $X^{2+}$ .

**62.-** Los números atómicos de varios elementos son  $Z(A) = 9$ ,  $Z(B) = 17$ ,  $Z(C) = 19$ ,  $Z(D) = 20$ . Justifique en base a su configuración electrónica:

- a) Cuál de ellos es un metal alcalino.
- b) Cuál es más electronegativo.
- c) Cuál es el de menor energía de ionización.

**Sol.:** C; A; C

**63.-** El ion  $X^{2-}$  tiene número másico 33 y 17 neutrones.

- a) Escriba la configuración electrónica del elemento X en su estado fundamental.
- b) Justifique por qué el  $X^{2-}$  es el ion más estable del elemento X.
- c) ¿De qué elemento se trata? Justifique su posición en el sistema periódico, basándose en su configuración electrónica.

**Sol.:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; ; S, período 3, grupo 16.

**64.-** Dados los elementos A, B y C de números atómicos 10, 11 y 12, respectivamente:

- a) Asigne razonadamente los valores siguientes, correspondientes a la primera energía de ionización, a cada uno de los tres elementos del enunciado: 496 kJ/mol, 738 kJ/mol, 2070 kJ/mol.
- b) Indique justificadamente el ion más probable que forman los elementos B y C.
- c) Justifique cuál de los tres elementos tendrá mayor radio.

**Sol.:** B, C, A;  $B^+$ ,  $C^{2+}$ ; B.

**65.-** Sean los elementos A y B cuyos números atómicos son  $Z(A) = 30$  y  $Z(B) = 35$ .

- a) Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de ambos elementos.
- b) Justifique cuál de los dos tiene mayor energía de ionización.
- c) En caso de que los elementos A y B se pudieran combinar para formar un compuesto estable y neutro, justifique cuál es la fórmula más probable para este compuesto.

**Sol.:**  $[Ar] 3d^{10} 4s^2$ ,  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ ; B ;  $AB_2$ .

**66.-** Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos electrones tiene el ion  ${}^{56}_{26}Fe^{2+}$ ? Escriba su configuración electrónica.
- b) ¿Cuál es la composición del núcleo de un anión de símbolo  $X^-$  que contiene 18 electrones y cuyo número másico es 35?
- c) ¿Cuál es el ion más estable que puede formar el elemento de número atómico 38?

**Sol.:** 24,  $[Ar] 3d^6$ ; 17 protones y 18 neutrones;  $X^{2+}$ .

**67.-** Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  e Y:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

- a) Indique razonadamente su posición (grupo y período) en el sistema periódico.
- b) Si los valores de las primeras energías de ionización son 496 y 1520 kJ/mol, justifica cuál será el valor asociado a cada elemento.
- c) Razone cuál de ellos tiene tendencia a formar enlace iónico.

**Sol.:** X: (G:18, P:3) Y: (G:1, P:3); Y: 496, X: 1520; Y.

**68.-** Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con  $Z = 7$  y  $A = 14$ .

- a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.
- b) Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.
- c) Razone cuál es el número máximo de electrones para los que  $n = 2$ ,  $l = 0$  y  $m = 0$ .

**Sol.:**  $p = 7$ ,  $n = 7$ ,  $e = 7$ ;  $1s^2 2s^2 2p^3$ , 3; 2.

**69.-** Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
- b) En los elementos del grupo 2, el radio iónico es mayor que el radio atómico.
- c) En general, los elementos del grupo 1 tienen electronegatividad baja.

**Sol.:** F; F; V.

**70.-** Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Los electrones de un mismo orbital tienen el mismo número cuántico de spin.
- b) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.
- c) Los elementos del grupo de los halógenos tienen un electrón desapareado.

**Sol.:** F; F; V.

**71.-** Un átomo X tiene 34 protones y 44 neutrones. Otro átomo Y posee 19 protones y 20 neutrones,

- a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.
- b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos.
- c) Justifique cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

**Sol.:** X ( $Z = 34$ ,  $A = 78$ ), Y ( $Z = 19$ ,  $A = 39$ ); X ( $4, 1, 0, +1/2$ ), Y ( $4, 0, 0, +1/2$ );  $X^{2-}$  ( $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ ),  $Y^+$  ( $[Ar]$ )

**72.-** Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Todos los elementos del grupo 2 forman con facilidad cationes de carga variada,  $M^+$ ,  $M^{2+}$ ,  $M^{3+}$ .
- b) El berilio es el elemento de su grupo que tiene mayor facilidad para formar cationes  $M^{2+}$ .
- c) Los elementos del grupo de los halógenos tienen energías de ionización relativamente pequeñas.

**Sol.:** F; F; F.

**73.-** Dados los elementos de números atómicos 19, 25, 30 y 48. Indique razonadamente:

- a) ¿Cuál o cuáles presentan algún electrón desapareado?
- b) ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo?
- c) ¿Cuál podría dar un ion estable con carga +1?

**Sol.:** 19 y 25; 30 y 48; 19.

**74.-** Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.
- b) La afinidad electrónica del Fe es mayor que la del O.
- c) El As tiene mayor radio atómico que el Se.

**Sol.:** V; F; V.

**75.-** Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:



Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) La configuración de B corresponde a un átomo de Na.
- b) La configuración de B representa un átomo del tercer período.
- c) Las configuraciones de A y B corresponden a diferentes elementos.

**Sol.:** F; F; F.

**76.-** Indique razonadamente:

- a) Con qué elemento de la tabla periódica es isoelectrónico el catión más estable que forma el Mg.
- b) Entre los átomos de He y N, cuál tiene la energía de ionización más alta.
- c) Entre Cl y Cl<sup>-</sup>, que especie presenta mayor radio.

**Sol.:** Ne; He; Cl<sup>-</sup>.

**77.-** Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica, razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El número atómico del ion Na<sup>+</sup> es igual al del átomo de Ne.
- b) Los iones Na<sup>+</sup> y los átomos de Ne son isótopos.
- c) El número de electrones del ion Na<sup>+</sup> es igual al del átomo de Ne.

**Sol.:** F; F; V.

**78.-** Considerando los elementos Mg, Si y P, justifique:

- a)Cuál de ellos tiene mayor radio.
- b)Cuál tiene menor valor de la primera energía de ionización.
- c)Cuál tiene mayor afinidad electrónica.

**Sol.:** Mg; Mg; P.

## PEvAU 2022

**79.** Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con Z= 17 y A= 35.

- a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.
- b) Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.
- c) Indique una posible combinación de números cuánticos que pueda tener el electrón diferenciador de este átomo.

**Sol.:** 17, 18, 17; [Ne] 3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup>, 1; (3, 1,0, ½ )

**80.** Indique para el isótopo <sup>65</sup><sub>30</sub>Zn:

- a) El número de protones, electrones y neutrones que tiene.
- b) Un conjunto posible de números cuánticos para su electrón diferenciador.
- c) El ion más estable que puede formar.

**Sol.:** 30, 30, 35; (4, 0, 0, ½ ); Zn<sup>2+</sup>.

**81.** Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
- b) El B<sup>3+</sup> tiene un radio iónico mayor que el Be<sup>2+</sup>
- c) Los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen poca tendencia a ganar electrones.

**Sol.:** F; F; F.

- 82. a)** De acuerdo con los postulados del modelo atómico de Bohr, razone si cuando se produce una transición de un electrón de una órbita  $n$  a otra  $n+1$  se absorbe o se emite energía.
- b)** Justifique a qué grupo pertenece el elemento X si la especie  $X^{2-}$  tiene 8 electrones externos.
- c)** En el átomo con  $Z= 25$ , ¿es posible que exista un electrón definido como  $(3, 1, 0, -1/2)$ ? Justifique la respuesta.

**Sol.:** Absorbe; 16; Si.

**83.** Sean los elementos de número atómico 11 y 17:

- a)** Basándose en la configuración electrónica, justifique el grupo y periodo al que pertenece cada uno.
- b)** Razone si el primero tiene mayor energía de ionización.
- c)** Razone cuál de ellos tendrá mayor radio atómico.

**Sol.:** 11: G1 P3, 17: G17 P3; No; 11.

**84.** Sean los iones  $Mn^{2+}$  ( $Z= 25$ ) y  $Fe^{3+}$  ( $Z= 26$ ), justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a)** Ambos tienen el mismo número de electrones.
- b)** Ambos tienen la misma configuración electrónica.
- c)** Son isótopos entre sí.

**Sol.:** V; V; F.

**85.** Para el elemento del grupo 2 (alcalinotérreos) del segundo período y para el primer elemento del grupo 17 (halógenos):

- a)** Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b)** ¿Qué elemento de los dos indicados tiene menor energía de ionización? Razone la respuesta.
- c)** Justifique cuál de los dos elementos presenta mayor radio.

**Sol.:** Be:  $1s^2 2s^2$ ; F:  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; Be ; Be.

**86.** Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

- a)** Escriba la configuración electrónica de B y D.
- b)** Indique los iones más estables de A y C y escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- c)** Indique cuál o cuáles de los elementos tienen electrones desapareados en su estado fundamental.

**Sol.:**  $[Ne]3s^2 3p^2$ ,  $[Kr]5s^1$ ;  $A^{2+}$ ,  $C^-$ ; B, C, D.

**87.** Considerando los siguientes elementos Mg, Si y Cl, justifique:

- a)**Cuál de ellos tiene mayor radio.
- b)**Cuál de ellos tiene mayor tendencia a formar cationes.
- c)**Cuál presenta el mayor número de electrones desapareados.

**Sol.:** Mg; Mg; Si.

**88.** Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a)** Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
- b)** La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
- c)** El número másico es el número de neutrones presentes en el átomo.

**Sol.:** F; F; F.

**89. a)** Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos de número atómico  $Z= 7$  y  $Z= 33$ .

b) Identifique los elementos e indique el grupo y período de la tabla periódica al que pertenece cada uno de ellos.

c) Razone cuál de los dos elementos presenta el valor más bajo de la primera energía de ionización.

**Sol.:** [He]  $2s^2 2p^3$ , [Ar]  $3d^{10} 4s^2 4p^3$ ; N: G15 P2; As: G15 P4; As.

**Nota:** Las soluciones son solo orientativas. Pueden tener errores de transcripción y/o cálculo.