



1. Dados los conjuntos de números cuánticos:

$(2, 1, 2, 1/2)$ ,  $(5, 1, 1, -1/2)$ ,  $(3, 1, -1, 1/2)$ ,  $(1, 0, 0, 1)$ ,  $(3, 2, -2, 1/2)$ ,  $(4, 2, -1, 1/2)$ ,  $(2, 2, 1, -1/2)$

a. Razone cuáles no son permitidos.

b. Indique en qué tipo de orbital se situarían cada uno de los electrones permitidos.

c. Ordénelos según su energía creciente

a. No están permitidos:

-  $(2, 1, 2, 1/2)$ . Si el número cuántico secundario vale 1, el magnético sólo puede valer  $-1$ ,  $0$  o  $1$ .

-  $(1, 0, 0, 1)$ . El número cuántico de spin vale  $1/2$  o  $-1/2$ .

-  $(2, 2, 1, -1/2)$ . El número cuántico secundario ( $l$ ) ha de ser menor que el principal ( $n$ ).

b. Según sus números cuánticos:

-  $(5, 1, 1, -1/2)$  se trata de un electrón en un orbital 5p ( $n = 5, l = 1$ )

-  $(3, 1, -1, 1/2)$  se trata de un electrón en un orbital 3p ( $n = 3, l = 1$ )

-  $(3, 2, -2, 1/2)$  se trata de un electrón en un orbital 3d ( $n = 3, l = 2$ )

-  $(4, 2, -1, 1/2)$  se trata de un electrón en un orbital 4d ( $n = 4, l = 2$ )

c. Dado que la energía viene dada por la suma de  $n + l$  y si el resultado es el mismo, es de menor energía el que posee menor  $n$ :

$$E_{(3,1,-1,1/2)} < E_{(3,2,-2,1/2)} < E_{(4,2,-1,1/2)} < E_{(5,1,1,-1/2)}, \text{ o sea: } E_{3p} < E_{3d} < E_{4d} < E_{5p}$$

2. Dados los siguientes elementos: Rb, F, Se y Zn:

a. Escriba sus configuraciones electrónicas orbitales.

b. Ordénelos según su potencial de ionización creciente.

c. Ordénelos según su electronegatividad creciente.

d. Razone cuál será la electrovalencia y covalencia de cada uno.

a. La configuración orbital exige apreciar el desapareamiento electrónico:

Rb:  $[\text{Kr}]5s^1$ ; F:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ ; Se:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^1 4p_z^1$ ; Zn:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$

b. La energía de ionización (energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso) depende de tres factores: radio atómico, estructura electrónica y apantallamiento electrónico. Éste último factor influye poco en estos elementos ya que poseen pocos electrones en su estructura atómica.

Los radios atómicos de cada elemento son:  $r_{\text{Rb}} = 248 \text{ pm} > r_{\text{Zn}} = 139 \text{ pm} > r_{\text{Se}} = 116 \text{ pm} > r_{\text{F}} = 71 \text{ pm}$ . Según la estructura electrónica de cada uno, el flúor tendrá tendencia a ganar un electrón y el selenio a ganar dos electrones y no perderlos, al contrario que el rubidio que, para conseguir una distribución de gas noble tendrá tendencia a perder un electrón. El cinc, para conseguir una distribución mucho más estable, tendrá tendencia a perder dos electrones. El orden creciente de potencial de ionización será, por tanto:

$$PI_{\text{Rb}} < PI_{\text{Zn}} < PI_{\text{Se}} < PI_{\text{F}}$$

Concretamente, en eV/átomo:  $PI_{\text{Rb}} = 4,19 < PI_{\text{Zn}} = 9,42 < PI_{\text{Se}} = 9,82 < PI_{\text{F}} = 17,43$ .

c. La electronegatividad mide de la tendencia de los átomos para atraer los electrones de otro, en un enlace covalente. Será mayor cuanto más pequeño sea el átomo ya que de esta forma su núcleo se encuentra más cerca de los electrones del otro átomo. Por esta razón el orden creciente de electronegatividades será:  $\epsilon_{\text{Rb}} < \epsilon_{\text{Zn}} < \epsilon_{\text{Se}} < \epsilon_{\text{F}}$ . Concretamente, las electronegatividades de estos elementos son:  $\epsilon_{\text{Rb}}: 0,8$ ,  $\epsilon_{\text{Zn}}: 1,6$ ,  $\epsilon_{\text{Se}}: 2,4$ ;  $\epsilon_{\text{F}}: 4,0$ .

d. Con la estructura electrónica se razona cuáles son serán sus iones probables según tienda a ganar o perder electrones para tener estructura de gas noble:

# Estructura electrónica

## Sistema periódico

Rb:  $[\text{Kr}]5s^1$ , tenderá a perder  $1 e^-$  con facilidad  $\Rightarrow$  V. I. más probable: +1

F:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ , tenderá a ganar  $1 e^-$  con facilidad  $\Rightarrow$  V. I. más probable: -1

Se:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^1 4p_z^1$ , tenderá a ganar  $2 e^-$  con facilidad  $\Rightarrow$  V. I. probable: -2

Zn:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$ , tenderá a perder  $2 e^-$  ( $4s^2$ ) con facilidad  $\Rightarrow$  V. I. más probable: +2

En la configuración electrónica se se aprecia cuántos electrones tiene o puede tener desapareados:

Rb:  $[\text{Kr}]5s^1$ , tiene 1 electrón desapareado  $\Rightarrow$  V. C.: 1

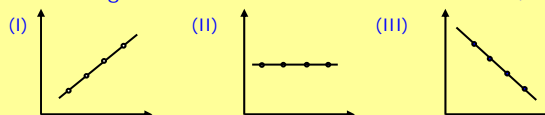
F:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ , sólo puede tener 1 electrón desapareado  $\Rightarrow$  V. C.: 1

Se:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p_x^2 4p_y^1 4p_z^1$ , tiene  $2 e^-$  desapareados, pero podría promocionar un o dos electrones del nivel  $4p$  al  $4d \Rightarrow$  V. C.: 2, 4 o 6.

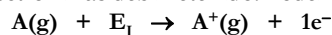
Zn:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$ , no tiene electrones desapareados, pero podría promocionar uno del nivel  $4s$  al  $4p \Rightarrow$  V. C.: 2.

3. Razone qué gráfica puede representar :

- El número de electrones de las especies Ne,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ .
- El radio atómico de los elementos F, Cl, Br e I.
- La energía de ionización de los elementos: Li, Na, K, Rb.



- Todas las especies son isoelectrónicas, las cuatro corresponden a la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Como no cambia con el número atómico, le corresponde la gráfica (II).
- El radio atómico aumenta al bajar en un grupo del sistema periódico ya que aumenta el último número cuántico principal. La gráfica correspondiente será la (I) ya que en ella aumenta el radio con el número atómico.
- El potencial de ionización o energía de ionización ( $E_I$ ) es la mínima energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido. Podemos expresarlo así:



El de mayor energía de ionización será el de menor radio ya que los electrones estarán más fuertemente atraídos por el núcleo. La gráfica correspondiente será por tanto la (III).

4.

- Escriba la configuración electrónica de los iones:  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{S}^{2-}$ .
- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.

a.  $\text{Mg}^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ .  $\text{S}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

b. El radio atómico aumenta del mayor número cuántico principal. En las tres especies es 3 pero a cuando nos desplazamos hacia la derecha en un período, el radio va disminuyendo ya que no aumenta el número cuántico principal y sin embargo sí aumenta la carga nuclear efectiva y, por tanto, la atracción de el núcleo y los electrones produciéndose una contracción. Pero al ionizarse el radio varía. En el caso de cationes, la ausencia de uno o varios electrones disminuye la fuerza eléctrica de repulsión mutua entre los electrones restantes, provocando el acercamiento de los mismos entre sí y al núcleo positivo del átomo del que resulta un radio iónico menor que el atómico. En el caso de los aniones, el fenómeno es el contrario, el exceso de carga eléctrica negativa obliga a los electrones a alejarse unos de otros para restablecer el equilibrio de fuerzas eléctricas, de modo que el radio iónico es mayor que el atómico. Esto hace que el radio del  $\text{S}^{2-}$  (0,184 nm) sea mayor de el del  $\text{Mg}^{2+}$ . (0,065 nm).

c. Tendrá mayor energía de ionización el azufre por ser el que menor radio atómico posee ( $r_{\text{Mg}} = 0,160$  nm;  $r_{\text{S}} = 0,104$  nm) y tener los electrones más atraídos por el núcleo. ( $E_{I,\text{Mg}} = 737,7$  kJ/mol;  $E_{I,\text{S}} = 999,6$  kJ/mol).