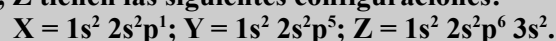


# TEMA 2.- Estructura atómica. Sistema periódico. Propiedades periódicas

## CUESTIONES

11.- Los átomos neutros X, Y, Z tienen las siguientes configuraciones:

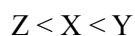


a) Indique el grupo y el período en el que se encuentran. b) Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad. c) ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

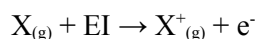
a) Para indicar el grupo y el periodo en que se encuentra cada elemento consideramos sus respectivas configuraciones electrónicas externas:

- La configuración electrónica externa del elemento X es  $2s^2 p^1$ ; pertenece al grupo 13 (térreos o boroideos) y tiene dos niveles de energía, por lo que se encontrará en el 2º periodo.
- La configuración electrónica externa del elemento Y es  $2s^2 p^5$ ; pertenece al grupo 17 (halógenos) y tiene dos niveles de energía, por lo que se encontrará en el 2º periodo.
- La configuración electrónica externa del elemento Z es  $3s^2$ ; pertenece al grupo 2 (alcalinotérreos) y tiene tres niveles de energía, por lo que se encontrará en el 3º periodo.

b) La electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones que comparten cuando se unen con otro elemento. Está directamente relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica, de manera que en la tabla periódica aumenta hacia la derecha en un periodo (pues aumenta el nº atómico y con mayor fuerza serán atraídos dichos electrones) y en un grupo aumenta hacia arriba (pues al haber menor nº de niveles de energía los electrones estarán más cerca del núcleo y, por tanto, serán más fuertemente atraídos por él). Así pues, si los ordenamos de menor a mayor electronegatividad tendremos:



c) La energía de ionización (EI) es la energía que se necesita para arrancar un electrón a un átomo en estado gaseoso:



En un periodo, aumenta hacia la derecha porque al aumentar el nº atómico, aumentará la carga nuclear, de manera que los electrones serán más fuertemente atraídos precisándose más energía para arrancarlos. En un grupo aumenta hacia arriba porque, al disminuir el nº de niveles de energía, los electrones se situarán más cerca del núcleo, siendo más fuertemente atraídos por él y necesitándose más energía para arrancarlos. Por tanto, el elemento con mayor energía de ionización será el Y.

**12.- 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.**

a) Las combinaciones de números cuánticos que no son permitidas son las siguientes:

- (2, 3, 0) → no es permitida porque si el nº cuántico principal vale 2, el nº cuántico secundario o azimutal sólo puede valer 0 ó 1 (subniveles de energía en el nivel  $n = 2$ ).
- (3, 3, 2) → no es permitida porque si el nº cuántico principal vale 3, entonces el nº cuántico secundario o azimutal sólo puede valer 0, 1 ó 2 (subniveles de energía del nivel  $n = 3$ ).
- (2, -1, 1) → no es permitida porque si el nº cuántico principal vale 2, el nº cuántico secundario o azimutal sólo puede valer 0 ó 1 (subniveles de energía en el nivel  $n = 2$ ), nunca puede ser negativo.

b) Los orbitales cuyos números cuánticos son permitidos son los siguientes:

- (3, 2, 0) → corresponden a un orbital 3d, pues  $n = 3$  y  $l = 2$ .
- (3, 0, 0) → corresponden a un orbital 3s, pues  $n = 3$  y  $l = 0$ .
- (4, 2, 0) → corresponden a un orbital 4d, pues  $n = 4$  y  $l = 2$ .

**13.- 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.**

a) Sabemos que todos los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen propiedades físico-químicas similares; como dichas propiedades vienen determinadas por ellos electrones de valencia, deducimos que los elementos de un mismo grupo tendrán la misma configuración electrónica externa. Así, tendremos:

- 1) Se trata de un elemento del grupo 1 (alcalinos).
- 2) Se trata de un elemento del grupo 16 (anfígenos).
- 3) Se trata de un elemento del grupo 18 (gases nobles).

b) Dos elementos del grupo 1 (alcalinos) son el litio (Li) y el sodio (Na).

Dos elementos del grupo 16 (anfígenos) son el oxígeno (O) y el azufre (S).

Dos elementos del grupo 18 (gases nobles) son el neón (en) y el argón (Ar).

c) Los elementos químicos alcanzan mayor estabilidad (y por tanto, menor energía) cuando completan todos sus orbitales, esto es, cuando adquieren configuración electrónica externa de gas noble:

- 1) Los alcalinos alcanzarán más estabilidad si pierden su electrón más externo, por lo que su estado de oxidación más estable será  $X^+$ .
- 2) Los anfígenos alcanzarán mayor estabilidad si ganan dos electrones, por lo que su estado de oxidación más estable será  $X^{2-}$ .
- 3) Los gases nobles son los elementos más estables, por lo que ni pierden ni ganan electrones.

**14.- 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.**

a) De acuerdo con el principio de mínima energía o “aufbau”, los electrones van llenando los orbitales en orden energético creciente; así pues, tendremos:

- A (Z = 19):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- B (Z = 31):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
- C (Z = 36):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

b) Un electrón desapareado es aquel que se encuentra en un orbital semilleno, es decir, en un orbital que contiene un único electrón. Recordemos que, de acuerdo con la regla de máxima multiplicidad de Hund, los electrones situados en orbitales de la misma energía se colocan lo más separados (o desapareados) que puedan. Por tanto, el elemento A tendrá un electrón desapareado en el orbital 4s y el elemento B tendrá un electrón desapareado en un orbital 4p. El elemento C no tiene electrones desapareados al tener completos todos sus orbitales (se trata de un gas noble).

c) Los números cuánticos del electrón desapareado del elemento A serán (4, 0, 0, 1/2); los números cuánticos del electrón desapareado del elemento B pueden ser (4, 1, -1, 1/2), (4, 1, 0, 1/2) ó (4, 1, 1, 1/2).

**15.- Dadas las especies: Cl<sup>-</sup> (Z = 17), K<sup>+</sup> (Z = 19) y Ar (Z = 18):**

- a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.**
- b) Justifique cuál tendrá un radio mayor.**

a) De acuerdo con el principio de mínima energía o “aufbau”, los electrones van llenando los orbitales en orden energético creciente; además, debemos tener en cuenta que el anión Cl<sup>-</sup> tiene 18 e<sup>-</sup> en su corteza y el catión K<sup>+</sup>, también. Así pues, tendremos:

- Cl<sup>-</sup> (Z = 17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- K<sup>+</sup> (Z = 19):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- Ar (Z = 18):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) El radio de un átomo (ya sea neutro o se trate de un ión) nos da idea del tamaño de dicho átomo (supuesto éste esférico). Depende del n° de niveles de energía y del n° atómico de la especie química. Como podemos observar fácilmente, las tres especies anteriores son isoelectrónicas, por lo que sus cortezas tienen igual número de niveles de energía; sin embargo, el anión cloruro tiene un menor n° atómico que los demás: al tener menos protones en su núcleo, atraerá con menor fuerza que los demás a los 18 electrones que hay en su corteza, por lo que su tamaño (o radio) será mayor.

**16.- 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.**

a) De acuerdo con el principio de mínima energía o “aufbau”, los electrones van llenando los orbitales en orden energético creciente; así pues, tendremos:

- A (Z = 33):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- B (Z = 35):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- C (Z = 37):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

b) Para indicar el grupo y el periodo en que se encuentra cada elemento consideramos sus respectivas configuraciones electrónicas externas:

- La configuración electrónica externa del elemento A es  $4s^2 4p^3$ ; pertenece al grupo 15 (nitrogenoides) y tiene cuatro niveles de energía, por lo que se encontrará en el 4º periodo.

- La configuración electrónica externa del elemento B es  $4s^2 4p^5$ ; pertenece al grupo 17 (halógenos) y tiene cuatro niveles de energía, por lo que se encontrará en el 4º periodo.
- La configuración electrónica externa del elemento C es  $5s^1$ ; pertenece al grupo 1 (alcalinos) y tiene cinco niveles de energía, por lo que se encontrará en el 5º periodo.

c) Los metales son elementos que tienen baja energía de ionización, baja afinidad electrónica y baja electro-negatividad; tienen, por tanto, tendencia a perder los electrones de su nivel de energía más externo, y se encuentran en la zona central e izquierda de la tabla periódica. Por tanto, el elemento con mayor carácter metálico será el C.

### 17.- Indique:

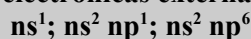
- Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario  $l$ , que corresponden al nivel cuántico  $n = 4$ .
- A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.
- Si existe algún subnivel de  $n = 5$  con energía menor que algún subnivel de  $n = 4$ , diga cuál.

a) En el nivel energético  $n = 4$  existen 4 subniveles energéticos, dados por el número cuántico secundario o azimutal, que son 0, 1, 2 y 3. Éstos se corresponden con los orbitales s, p, d y f.

b) Si  $l = 0$ , se trata de un orbital s; si  $l = 1$ , se trata de un orbital p; si  $l = 2$  se trata de un orbital d y si  $l = 3$ , se tratará de un orbital f.

c) La energía de un orbital viene determinada por la suma de sus dos primeros números cuánticos,  $n + l$ . Por ejemplo, el orbital 5s tiene menor energía que el orbital 4d, aunque se encuentre en un nivel energético superior.

### 18.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:



- Identifique el grupo del sistema periódico al que pertenece cada una de ellas.
- Para el caso de  $n = 4$ , escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de los grupos y nómbralo.

a) Sabemos que todos los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen propiedades físico-químicas similares; como dichas propiedades vienen determinadas por ellos electrones de valencia, deducimos que los elementos de un mismo grupo tendrán la misma configuración electrónica externa. Así, tendremos:

- Se trata de un elemento del grupo 1 (alcalinos).
- Se trata de un elemento del grupo 13 (térreos o boroideos).
- Se trata de un elemento del grupo 18 (gases nobles).

b) Si  $n = 4$  tendremos las siguientes configuraciones electrónicas:

- A ( $Z = 19$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  → es un alcalino que se encuentra en el 4º periodo (potasio, K).
- B ( $Z = 31$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$  → es un térreo que se encuentra en el 4º periodo (galio, Ga).
- C ( $Z = 36$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$  → es un gas noble que se encuentra en el 4º periodo (kriptón, Kr).

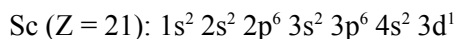
### 19.- La configuración electrónica del ión $X^{3+}$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

- ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?

**c) Razone si posee electrones desapareados el elemento X.**

a) Observamos en la configuración electrónica que nos dan que el catión (que ha perdido 3 electrones) tiene 18 electrones; así pues, el número atómico de X será 21, y se tratará del escandio (Sc).

b) La configuración electrónica del escandio (en estado neutro) será:



Su configuración electrónica externa es  $4s^2 3d^1$ , por lo que se tratará de un metal de transición (elemento tipo d) que se encuentra en el grupo 3. Posee 4 niveles de energía, por lo que se encontrará en el 4º periodo.

c) Como puede observarse en la configuración electrónica, el escandio posee un electrón desapareado (o solitario) en uno de los cinco orbitales 3d.

**20.- 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.

a) De acuerdo con el principio de mínima energía o “aufbau”, los electrones van llenando los orbitales en orden energético creciente; así pues, tendremos:

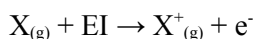
- A ( $Z = 2$ ):  $1s^2$
- B ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- C ( $Z = 17$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- D ( $Z = 25$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

De acuerdo con la regla de máxima multiplicidad de Hund, los electrones situados en orbitales de la misma energía se colocan lo más separados (o desapareados) que puedan. Así pues, tendremos:

- A no tiene electrones desapareados, pues su único orbital está lleno.
- B tiene un electrón desapareado en el orbital 3s.
- C tiene un electrón desapareado en uno de los tres orbitales 3p.
- D tiene 5 electrones desapareados, uno en cada uno de los cinco orbitales 3d. Observar que el elemento D es bastante estable al tratarse de un metal de transición y tener semilleno el penúltimo nivel de energía.

b) El radio nos da idea del tamaño del átomo, supuesto éste esférico. Depende en primer lugar del número de niveles de energía, de manera que el elemento D será el de mayor radio al tener cuatro niveles de energía.

c) La energía de ionización (EI) es la energía que se necesita para arrancar un electrón a un átomo en estado gaseoso:



En un grupo aumenta hacia arriba porque, al disminuir el nº de niveles de energía, los electrones se situarán más cerca del núcleo, siendo más fuertemente atraídos por él y necesiándose más energía para arrancarlos. En un periodo, aumenta hacia la derecha porque al aumentar el nº atómico, aumentará la carga nuclear, de manera que los electrones serán más fuertemente atraídos precisándose más energía para arrancarlos. Los elementos B y C se encuentran en el mismo periodo, por lo que el de mayor energía de ionización será el C.