

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD

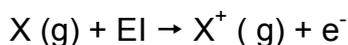
46 Propiedades periódicas de los elementos químicos: volumen atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica. (Sevilla, 1992.)

---oo0oo---

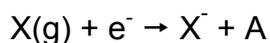
* **Volumen atómico:** El volumen de un átomo considerado esférico de radio el radio atómico (R) : $V = \frac{4}{3} \pi R^3$.

Radio atómico (R) : La mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos idénticos unidos.

* **Potencial de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



* **Afinidad electrónica (A):** Energía involucrada cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ión negativo:



47 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) $1s^2 2s^2 2p^1$;
- b) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$;
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$,

indica cuáles corresponden a átomos en su estado fundamental, cuáles a estados excitados y cuáles son imposibles. Razona la respuesta. (La Rioja, 1993.)

---oo0oo---

a) Se corresponde con un estado fundamental ya que los e^- se han distribuido en niveles crecientes de energía sin saltarse ninguno ni violar ninguna de las restricciones en cuanto al orden de llenado y valores de los números cuánticos.

b) Estado excitado ya que uno de los electrones de 3s debería ocupar el nivel 2p de menor energía y que admite otro e^- .

c) Estado fundamental.

d) Estado fundamental.



48 Describe brevemente la variación de las propiedades periódicas de los elementos. De forma cualitativa, aplícala a tres elementos del grupo de los alcalinos (I A) y del grupo de los halógenos (VII B). (Málaga, 1993.)

---oo0oo---

Como las estructuras electrónicas representativas tienen cierta periodicidad, las propiedades de los elementos que se basen en esas configuraciones electrónicas se repetirán con cierta periodicidad y tendrán variaciones regulares predecibles cualitativamente en grupos y períodos.

En el ejercicio 46 se definieron las tres propiedades periódicas fundamentales, aquí diremos cómo varían:

☛ **Radio atómico (R):** $\begin{cases} \text{Grupo :} \downarrow \\ \text{Período :} \leftarrow \end{cases}$

☛ **Potencial de ionización (EI):** $\begin{cases} \text{Grupo :} \uparrow \\ \text{Período :} \rightarrow \end{cases}$

☛ **Afinidad electrónica (AE):** $\begin{cases} \text{Grupo :} \downarrow \\ \text{Período :} \rightarrow \end{cases}$

Si lo aplicamos a los alcalinos: $\begin{cases} R_{\text{Li}} < R_{\text{Na}} < R_{\text{K}} \\ EI_{\text{Li}} > EI_{\text{Na}} > EI_{\text{K}} \\ AE_{\text{Li}} > AE_{\text{Na}} > AE_{\text{K}} \end{cases}$

Y a los halógenos: $\begin{cases} R_{\text{F}} < R_{\text{Cl}} < R_{\text{Br}} \\ EI_{\text{F}} > EI_{\text{Cl}} > EI_{\text{Br}} \\ AE_{\text{F}} > AE_{\text{Cl}} > AE_{\text{Br}} \end{cases}$

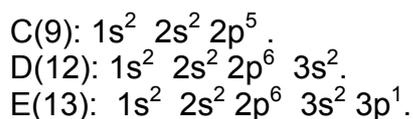
49 Conocido el número de electrones de los elementos A(2), B(11), C(9), D(12) y E(13), justifica el elemento que:

- a) corresponde a un gas noble;
- b) es el más electronegativo;
- c) es un metal alcalino;
- d) presenta valencia 3;
- e) puede formar un nitrato cuya fórmula es $X(\text{NO}_3)_2$ (Navarra, 1993.)

---oo0oo---

Hallamos las configuraciones electrónicas de esos elementos, que nos servirán para contestar las preguntas planteadas:

A(2): $1s^2$.
 B(11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.



- a) El elemento que corresponde a un gas noble es el A que tiene dos electrones, el He.
- b) El más electronegativo sería el elemento C cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^5$. Tiene en su última capa $7 e^-$ y tiene mucha tendencia a ganar un electrón para completar su octeto y adquirir la configuración estable del gas noble posterior.
- c) Un metal alcalino será el B cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ que es la característica de los alcalinos con un único electrón en su capa de valencia.
- d) Presenta valencia 3 el elemento E cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ya que al tener $3 e^-$ en su capa de valencia tiene tendencia a perderlos y actuar con valencia 3.
- e) La valencia de X en el nitrato es X^{2+} y según las configuraciones electrónicas sólo el D tiene dos electrones en su capa de valencia.



50

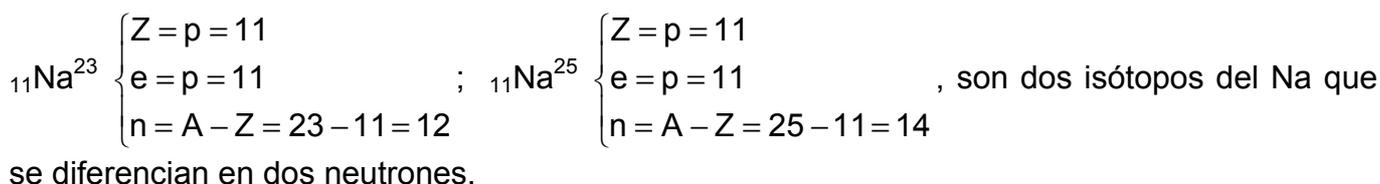
- a) Define número atómico y número másico y explica la diferencia entre los dos nucleidos siguientes: ${}_{11}\text{Na}^{23}$ y ${}_{11}\text{Na}^{25}$;
- b) indica el grupo y el periodo de la tabla periódica a los cuales pertenecen los elementos de número atómico 16 y 20. ¿Qué carga llevan los iones presentes en el sólido cristalino formado por la reacción entre estos dos elementos? (Cataluña, 1993.)

---oo0oo---

a)

☼ **Número atómico(Z):** Número de protones que hay en el núcleo,. Si el átomo es neutro coincide con el número de e^- de la corteza.

☼ **Número másico(A):** Suma del número de protones y neutrones del núcleo.



b) Las estructuras electrónicas son:



El $Z = 16$ forma iones del tipo X^{2-} al captar los dos electrones del nivel $4s$ que cede el alcalinotérreo que forma iones del tipo M^{2+} quedando así los octetos de ambos elementos completos.



5 1 En relación a la colocación de los elementos en la tabla, indica:

- a) ¿qué grupos son los que sólo tienen electrones de valencia en orbitales s ?
- b) ¿cómo varía la electronegatividad en los elementos no metálicos?
- c) ¿dónde se sitúan los elementos lantánidos y actínidos?
- d) ¿qué características poseen los elementos de transición (o del bloque d) con respecto a sus estados de oxidación? (Madrid, 1994.)



- a) Tienen electrones de valencia en orbitales s los grupos IA y IIA (alcalinos y alcalinotérreos).
- b) En los elementos no metálicos la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo a arriba ya que cuanto más a la izquierda y más arriba más tendencia tienen a captar electrones por ser la fuerza nuclear positiva más potente.
- c) Se van rellenando los orbitales $5f$ y $4f$, los situamos separados del resto de los elementos fundamentales y de transición, algunos autores los nombran de "transición interna".
- d) Los elementos de transición (caracterizados por la configuración electrónica $ns^2 (n-1)d^x$) tienen tendencia a perder los $2 e^- ns^2$ luego tendrán valencia $+2$ y formar cationes del tipo M^{2+} , pero también pueden tener estados de oxidación superiores a consecuencia de la pérdida de los electrones del nivel $(n-1) d^x$, como $+3, +4, +6, +7$.



5 2 Los elementos A, B, C y D tienen los números atómicos 13, 17, 19 y 35. Indica:

- a) sus notaciones y configuraciones electrónicas;
- b) ¿cuáles pertenecen al mismo grupo y cuáles pertenecen al mismo período de la tabla periódica?
- c) ¿cuáles se pueden combinar entre sí formando compuestos iónicos? Justifica la respuesta. (Cataluña, 1994.)



- a)
 - $_{13}A : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 - $_{17}B : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
 - $_{19}C : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
 - $_{35}D : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

b) Al tercer período pertenecen el A y B. El C y D al cuarto período. Son halógenos B y D, A es un térreo y C un alcalino.

- c) Los compuestos iónicos posibles son C^+B^- , C^+D^- , $A^{3+}B_3^-$ y $A^{3+}D_3^-$.

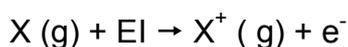


5 3 Justifica razonadamente:

- a) si es mayor la primera o la segunda energía de ionización del átomo de magnesio;
- b) si es mayor la primera o la segunda afinidad electrónica del oxígeno. (Murcia, 1993.)

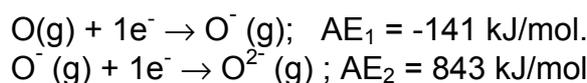
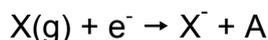
---oo0oo---

a) Potencial o energía de ionización (EI): Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



Una vez que el Mg ha perdido su primer e^- , se forma el catión Mg^+ que dispone de otro electrón en su nivel 3s más fuertemente retenido por el exceso de carga positiva del núcleo, para arrancárselo se necesitará emplear más energía que para arrancar el primero, luego el 2º potencial de ionización será mayor que el primero.

b) Afinidad electrónica (A): Energía involucrada cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ión negativo (anión):



En la 1ª el O desprende energía (proceso exotérmico) pero al captar un e^- ha de vencer las fuerzas repulsivas de los electrones ya existentes en esa capa y se necesita comunicarle energía (proceso endotérmico) y en mayor cantidad que el valor absoluto de la que cede en la primera ionización.



5 4 Dadas las configuraciones que corresponden a átomos neutros: A: $1s^2 2s^2 2p^3$; B : $1s^2 2s^2 2p^5$; C: $1s^2 2s^2 2p^6$; D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; E : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$:

a) ordénalas de forma que aumente gradualmente el primer potencial de ionización, indicando la configuración electrónica de cada átomo ionizado;

b) indica el elemento cuyo segundo potencial de ionización es el más elevado e indica la configuración electrónica del átomo doblemente ionizado;

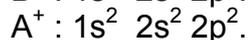
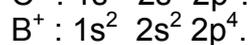
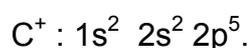
c) indica el elemento con mayor afinidad electrónica;

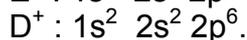
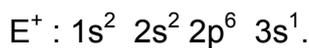
d) indica el elemento más electronegativo;

e) indica los elementos que presentan carácter metálico y ordénalos de mayor a menor. (Galicia, 1993.)

---oo0oo---

a) $EI_C > EI_B > EI_A > EI_E > EI_D$





b) El elemento con mayor AE es el D que adquiere estructura de gas noble al perder su primer electrón, su 2ª AE será el más elevado de los 5. $D^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^5$.

c) El de mayor AE es el B.

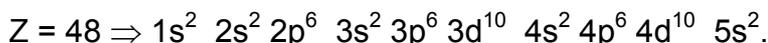
d) El más electronegativo es también el B.

e) El carácter metálico varía: $D > E > A > B > C$.



55 Indica la configuración electrónica, la posición en el sistema periódico y el carácter metálico y oxidante del átomo ${}_{48}X^{112}$. (Navarra, 1993.)

---oo0oo---



Pertenece al 5º período (capa de valencia 5), grupo IIB de los elementos de transición. Tiene carácter metálico ya que su tendencia es a perder los dos e^- del nivel 5s (electropositivo) y comportarse como reductor.



56 Indica razonadamente el número de elementos del cuarto periodo del sistema periódico. (Madrid, 1994.)

---oo0oo---

Los números cuánticos nos dirán los electrones que pueden colocarse:

$$n = 4; \left\{ \begin{array}{l} l = 0; m = 0; s = \pm 1/2 \rightarrow 2 \\ l = 1; \left\{ \begin{array}{l} m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \rightarrow 6 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \\ l = 2; \left\{ \begin{array}{l} m = -2; s = \pm 1/2 \\ m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \rightarrow 10 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \\ m = 2; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \\ l = 3; \left\{ \begin{array}{l} m = -3; s = \pm 1/2 \\ m = -2; s = \pm 1/2 \\ m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \rightarrow 14 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \\ m = 2; s = \pm 1/2 \\ m = 3; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \end{array} \right.$$

En total $2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 2 \cdot 16 = 32 e^-$.



57 Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:

- a) sus estructuras electrónicas;
- b) su grupo y periodo;
- c) ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?;
- d) ¿cuál tiene menor potencial de ionización? (Madrid, 1994.)

---oo0oo---

- a) $Z = 19 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
 $Z = 35 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
 $Z = 54 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$.

- b) $Z = 19 \Rightarrow$ Período 4, grupo IA de los alcalinos (capa de valencia $4s^1$).
 $Z = 35 \Rightarrow$ Período 4, grupo VIIA de los halógenos (capa de valencia $4s^2 4p^5$).
 $Z = 54 \Rightarrow$ Período 5, grupo VIIIA de los gases nobles (capa de valencia $5s^2 5p^6$).

c) La mayor afinidad electrónica la presenta el $Z = 35$ que tiene mucha tendencia a ganar el electrón que le falta para completar su octeto.

d) El mayor PI lo tiene el $Z = 19$ cuyo único electrón en $4s$ es fácil de arrancar comunicando poca energía, para convertirse en el catión monopositivo isoelectrónico con el gas noble anterior.



58 Escribe la configuración en estado fundamental de:

- a) un elemento con tres electrones en un orbital p;
 - b) un elemento de transición;
 - c) un alcalinotérreo;
 - d) un elemento del grupo 18.
- ¿Cuáles tienen electrones desapareados? (Madrid, 1994.)

---oo0oo---

- a) np^3 .
- b) $ns^2 (n-1)d^x$ ($x = 1, 2, 3, \dots, 10$).
- c) ns^2 .
- d) Gases nobles $\Rightarrow ns^2 np^6$ (excepto el helio que es $1s^2$), octeto completo.

Están desapareados los que tienen un número impar de electrones: np^3 y de transición con d^{2x+1} (impares).



59 Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones: F (Z = 9), S²⁻ (Z =16), Rb⁺ (Z = 37), Xe (Z = 54) y Ba²⁺ (Z = 56). Justifica brevemente su fundamento teórico. (Madrid, 1993.)

---oo0oo---

F (Z = 9): 1s² 2s² 2p⁵.
 S²⁻ (Z = 16): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ (2 e⁻ de más que ha captado).
 Rb⁺ (Z = 37): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ (1 e⁻ menos).
 Xe (Z = 54): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 5s² 5p⁶.
 Ba²⁺ (Z = 56): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 5s² 5p⁶ (ya que al perder dos e⁻ es isoelectrónico con el anterior).

Fundamento teórico:

☛ **Principio de exclusión de Pauli:** En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

☛ **Regla de Hund** (máxima multiplicidad): Mientras sea posible, los electrones se colocan en solitario en los orbitales de cada subnivel, evitando formar parejas en el mismo orbital.

☛ **Principio de construcción:** Los electrones de un átomo se colocan siempre ocupando los orbitales de menor energía.

☛ **Regla de Madelung:** La energía de un orbital depende de los tres números cuánticos que lo definen: n, l y m, si bien en ausencia de campos magnéticos externos sólo dependen de n y l. Tiene menor energía el orbital que posee un valor de n + l menor y, a igualdad de n + l, tiene menor energía el que tiene el valor de n menor.



60

a) Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno, argón, magnesio, hierro, ion hierro (II) e ion hierro (III);

b) indica e identifica los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones del apartado a). (Alicante, 1994.)

---oo0oo---

a) N : 1s² 2s² 2p³.
 Ar: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶.
 Mg: 1s² 2s² 2p⁶ 3s².
 Fe: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁶ 4s².
 Fe²⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁶.
 Fe³⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁵.

b) N: 2p³

↑	↑	↑
---	---	---

 Ar: Ninguno.
 Mg: Ninguno.
 Fe: 4e⁻ 3d⁶

↑↓	↑	↑	↑	↑
----	---	---	---	---

 Fe²⁺: 4e⁻ 3d⁶

↑↓	↑	↑	↑	↑
----	---	---	---	---

 Fe³⁺: 5e⁻ 3d⁵

↑	↑	↑	↑	↑
---	---	---	---	---



6 1 Dados ${}_9\text{A}^{19}$ y ${}_{26}\text{B}^{56}$, indica:

- a) cuántos protones y neutrones tienen sus núcleos;
- b) su número atómico y su configuración electrónica;
- c) un isótopo de cada uno de ellos. (Almería, 1994.)

---oo0oo---

$$\text{a) } {}_9\text{A}^{19} \begin{cases} p = Z = 9 \\ n = A - Z = 19 - 9 = 10 \end{cases} \quad {}_{26}\text{B}^{56} \begin{cases} p = Z = 26 \\ n = A - Z = 56 - 26 = 30 \end{cases}$$

b) ${}_9\text{A}^{19}$, $Z = 9$; configuración: $1s^2 2s^2 2p^5$.

${}_{26}\text{B}^{56}$, $Z = 26$; configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

c) Isótopos: $\begin{cases} {}_9\text{A}^{20} \text{ (11 neutrones)} \\ {}_{26}\text{B}^{54} \text{ (28 neutrones)} \end{cases}$.



6 2 Dados los elementos A, B y C de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente, indica:

- a) su configuración electrónica;
- b) el número de electrones en su capa de valencia;
- c) la naturaleza de los enlaces de los compuestos A-C, C-C y B-B. (Almería, 1994.)

---oo0oo---

a) A: $Z = 11 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
 B: $Z = 13 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 C: $Z = 17 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

b) Número de electrones en su capa de valencia: $\begin{cases} \text{A} \rightarrow 3s^1 \Rightarrow 1e^- \\ \text{B} \rightarrow 3s^2 3p^1 \Rightarrow 3e^- \\ \text{C} \rightarrow 3s^2 3p^5 \Rightarrow 7e^- \end{cases}$

c) A – C, enlace iónico ($\text{A}^+ \text{C}^-$).
 C – C, enlace covalente puro.
 B – B, enlace metálico.



6 3 Explica cómo varía el radio atómico de los metales alcalinos. Razona la respuesta. (Balears, 1994.)

---oo0oo---

Radio atómico (R) : La mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos idénticos unidos.

Al aumentar el Z, los electrones se colocan en niveles cada vez más altos, más lejos del núcleo y la carga eléctrica de los demás electrones, más internos, los repele produciendo un progresivo aumento del radio al bajar en el grupo.



- 6 4 Tres elementos tienen números atómicos iguales a 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:
- sus estructuras electrónicas;
 - grupo y periodo al que pertenecen;
 - cuál es el de mayor afinidad electrónica;
 - cuál es el de menor potencial de ionización. (Madrid, 1994.)

---oo0oo---

- a) $Z = 19 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
 $Z = 35 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
 $Z = 54 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$.

b) $Z = 19$: Cuarto período, grupo IA de los alcalinos ya que la estructura de su capa de valencia es $4s^1$.

$Z = 35$: Cuarto período, grupo VIIA de los halógenos ya que la estructura de su capa de valencia es $4s^2 4p^5$.

$Z = 54$: Quinto período grupo VIIIA de los gases nobles ya que la estructura de su capa de valencia es $5s^2 5p^6$

c) Al $Z = 54$ hay que comunicarle más energía para que capte un e^- pues es un gas noble de configuración estable.

d) El de menor Potencial de Ionización es el $Z = 19$ que es el que más fácilmente pierde su electrón $4s$ para adquirir la configuración estable del gas noble anterior.



- 6 5 Ordena los siguientes átomos e iones según el orden creciente de sus tamaños: Ar, S^{2-} , K^+ , Cl^- , Li^+ . (Cádiz, 1994.)

---oo0oo---



- 6 6 Define el principio de exclusión de Pauli. (Cádiz, 1994.)

---oo0oo---

Principio de exclusión de Pauli: En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.



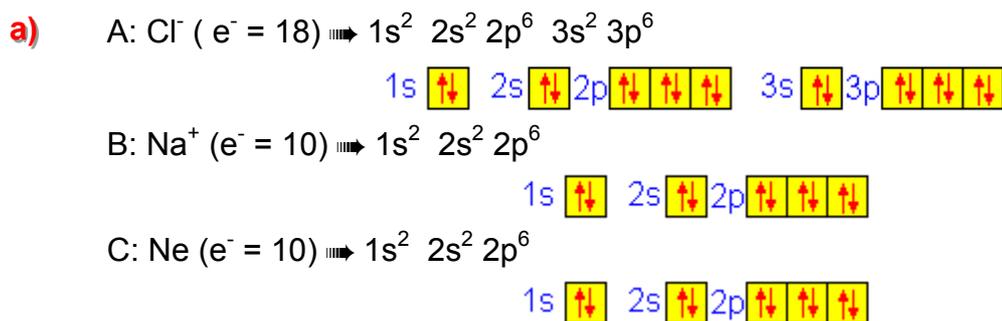
- 6 7 Dados A ion cloruro, B: ion sodio, y C: neón;

a) escribe su configuración electrónica en esquema de celdas y flechas para la capa de valencia;

b) justifica cuál tendrá un radio mayor;

c) razona a cuál de ellos será más fácil arrancarle un electrón. Datos: $Z_{Cl} = 17$; $Z_{Na} = 11$; $Z_{Ne} = 10$. (Castellón, 1994.)

---oo0oo---



b) El de mayor radio será el Cl^- que además de tener ocupada un nivel más externo (capa 3), ha captado un e^- con lo que, al disminuir la fuerza atractiva del núcleo, la nube electrónica se expande.

c) Los tres tienen estructura de gas noble (octeto completo), pero el electrón que está más débilmente atraído o retenido es el que ha captado el cloro, para formar el anión cloruro, luego será el que tendrá más facilidad para arrancárselo (habrá que aplicar menos energía).



6 8 Identifica los siguientes elementos a partir de sus configuraciones electrónicas:

- a) $1s^2 2s^1$.
- b) $1s^2 2s^2 2p^3$.
- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
- d) $[\text{Ar}] 4s^2$. (Castilla-La Mancha, 1994.)

---oo0oo---

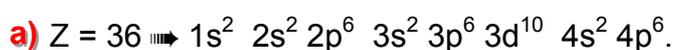
- a) Li b) N c) Al d) Ca



6 9 Considera el elemento cuyo Z es igual a 36.

- a) ¿Cuál es su configuración electrónica?
- b) ¿cuál es su situación en el sistema periódico?
- c) ¿ qué tipos de enlace puede presentar en sus uniones?;
- d) compara k. su electronegatividad con la de los elementos bromo y cesio. (Extremadura, 1994.)

---oo0oo---



b) $4s^2 4p^6 \rightarrow 4^\circ$ período, grupo VIIIA de los gases nobles (Kr).

c) Tiene poca tendencia a reaccionar, puede, en ciertas condiciones, formar derivados fluorados del tipo KrF_2 , KrF_4 , KrF_6 y derivados de estos con enlaces covalentes fundamentalmente.

d) Es poco electronegativo pues tiene escasa tendencia a captar electrones, en cualquier caso es menos electronegativo que el Br y más que el Cs.



70 Enuncia el principio de exclusión de Pauli. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d? ¿Y en los 5p? Razona la respuesta. (Madrid, 1995.)

---oo0oo---

Principio de exclusión de Pauli: En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Los orbitales d tienen $l = 2$, luego $m = \{-2, -1, 0, 1, 2\}$ y, para cada valor de m , dos orbitales $s = \pm \frac{1}{2}$, total $10 e^-$.

Los orbitales p tienen $l = 1$, luego $m = \{-1, 0, 1\}$ y, para cada valor de m , dos orbitales $s = \pm \frac{1}{2}$, total $6 e^-$.



71 Dados los elementos A, B, C y D de números atómicos 9, 11, 17 y 20, respectivamente:

a) escribe su configuración electrónica;

b) razona el tipo de enlace que se dará en: A-A, C-D;

c) ¿qué estequiometría presentarán los dos compuestos anteriores? Razona la respuesta. (Granada, 1994.)

---oo0oo---

- a) A: $Z = 9 \implies 1s^2 2s^2 2p^5$.
 B: $Z = 11 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
 C: $Z = 17 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
 D: $Z = 20 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.



b) Como A tiene $7e^-$ en su capa de valencia, tendrá un enlace covalente puro:

C tiene $7 e^-$ en su capa de valencia y D 2 en su nivel $4s$ luego uno tiene tendencia a captar $1e^-$ (electronegativo) y el otro a ceder los dos de su capa de valencia (electropositivo), luego se unirán mediante enlace iónico.

c) Por las razones expuestas en el apartado anterior su estequiometría será A_2 y DC_2 .



72 En la misma columna del sistema periódico se encuentran, dispuestos por orden creciente de número atómico: cloro, bromo, yodo. El número atómico del cloro es 17.

a) Escribe la configuración electrónica de los tres elementos;

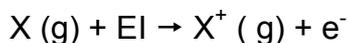
b) define el potencial de ionización de un elemento químico y asigna, razonadamente, cada uno de los tres valores siguientes a cada uno de los tres elementos anteriores: $10,4 eV$; $11,8 eV$; $13,0 eV$;

c) define afinidad electrónica de un elemento químico y atribuye a los tres elementos anteriores los valores: $3,06$; $3,36$ y $3,61 eV$. (Huelva, 1994.)

---oo0oo---

- a) Cl: $Z = 17 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
 Br: $Z = 35 (17 + 18) \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
 I: $Z = 54 (35 + 18) \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

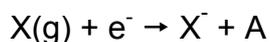
b) **Potencial o energía de ionización (PI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



El Potencial de Ionización disminuye a medida que bajamos en el grupo ya que los electrones se van colocando en niveles más alejados de la fuerza de atracción nuclear y los de las capas más internas realizan un acción de apantallamiento sobre los e^- externos, luego:

$$PI_{Cl} = 13,0 \text{ eV} > PI_{Br} = 11,8 \text{ eV} > PI_I = 10,4 \text{ eV}$$

c) **Afinidad electrónica (A):** Energía involucrada cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ión negativo (anión):



A medida que aumenta el número atómico la afinidad electrónica disminuye ya que disminuye la tendencia a captar electrones por ser menos fuerte la atracción nuclear, luego:

$$AE_{Cl} = 3,66 > AE_{Br} = 3,36 > AE_I = 3,06$$



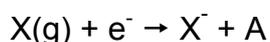
7 3

a) ¿Cómo definirías la afinidad electrónica? Describe el concepto mediante una ecuación. Sugiere una razón que explique la disminución en los valores de la afinidad electrónica al pasar del Li al Be;

b) justifica la pequeña disminución correspondiente a la energía de ionización entre el nitrógeno (1 400 kJ/mol) y el oxígeno (1 310 kJ/mol), y entre el Be (900 kJ/mol) y el B (799 kJ/mol). (Las Palmas, 1994.)

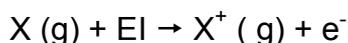
---oo0oo---

a) **Afinidad electrónica (A):** Energía involucrada cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ión negativo (anión):

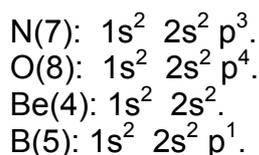


Al pasar del Li al Be se añade un protón más al núcleo y un electrón en la corteza, pero en el mismo nivel energético 2s, luego la carga nuclear efectiva sobre los e^- aumenta, luego para captar un e^- adicional hay que aplicar menos energía.

b) **Potencial o energía de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



Nos basamos en sus estructuras electrónicas:



N – O : En ambos elementos el e⁻ a arrancar pertenece al nivel 2p pero en el caso del O(que tiene 4) la repulsión eléctrica entre e⁻ es mayor que en el N que sólo tiene 3 e⁻ en ese nivel.

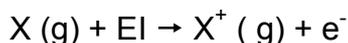
Be – B : El e⁻ a arrancar en el B está en el nivel 2p que tiene un valor energético superior y por tanto necesita menos energía para ser quitado.



7 4 ¿Cómo varía el potencial de ionización en la tabla periódica de los elementos? (Málaga, 1994.)

---oo0oo---

Potencial o energía de ionización (EI): Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



Potencial de ionización (EI): $\left\{ \begin{array}{l} \text{Grupo :} \uparrow \\ \text{Período :} \rightarrow \end{array} \right.$

El Potencial de Ionización disminuye a medida que bajamos en el grupo ya que los electrones se van colocando en niveles más alejados de la fuerza de atracción nuclear y los de las capas más internas realizan un acción de apantallamiento sobre los e⁻ externos y aumenta en un período ya que la fuerza de atracción nuclear aumenta a medida que crece el número atómico



7 5 Indica, en cada caso, el elemento que corresponde a la característica reseñada:

- a) su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
- b) es el alcalino de mayor tamaño;
- c) es el elemento del grupo del nitrógeno con mayor energía de ionización;
- d) es el elemento cuyo ión positivo posee la configuración [Kr]4d⁶. (Murcia, 1994.)

---oo0oo---

- a) Pertenece al tercer período (n = 3) grupo VIA (6 electrones en su capa más externa), es el azufre (S).
- b) El alcalino de mayor tamaño es el Francio(Fr).
- c) El nitrógeno es el elemento del grupo de los nitrogenoideos con mayor energía de ionización.
- d) El Tc de configuración [Kr] 4d⁶ 5s¹ al perder el e⁻ de 5s forma el ión Tc⁺ de configuración [Kr] 4d⁶.



76 Dados dos elementos, uno con $Z = 35$ y otro con una configuración $4s^2$ para su electrón de mayor energía, indica su posición en la clasificación periódica, sus valencias más probables y cuál de ellos tiene mayor potencial de ionización y mayor radio atómico. (País Vasco, 1994.)

---oo0oo---

* $Z = 35 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

Como su última capa es $n = 4$ pertenece al 4º período y como, en ella hay 7 e⁻, pertenece al grupo VIIA de los halógenos. Las valencias más probables son $\pm 1, +3, +5$ y $+7$ pues puede ganar un e⁻ para completar su octeto o perder 1, 3, 5 o 7.

* Elemento de configuración $4s^2$: Período 4($n = 4$) grupo IIA de los alcalinotérreos (2 e⁻ en su capa más externa): Valencia +2.

El de mayor Potencia de Ionización será el $Z = 35$ que tiene tendencia a captar y no a ceder e⁻ como el otro y el de mayor radio es el $4s^2$ pues al irse incluyendo e⁻ en la capa 4 se va contrayendo la nube electrónica por efecto del aumento de la carga nuclear positiva.



77 Enuncia el principio de máxima multiplicidad de Hund. Explica algún ejemplo. (Zaragoza, 1994.)

---oo0oo---

Regla de Hund (máxima multiplicidad): Mientras sea posible, los electrones se colocan en solitario en los orbitales de cada subnivel, evitando formar parejas en el mismo orbital.

Lo que indican que los electrones tienden, si pueden, a tener los e⁻ de un mismo orbital desapareados.

Por ejemplo el carbono con $Z = 6$ tiene una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$, pues bien los dos electrones del orbital 2p no se colocan apareados sino desapareados:



78 Identifica cada una de las configuraciones electrónicas con sus elementos correspondientes:

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

Razona los estados de oxidación más estables de dichos elementos. (Madrid, 1995.)

---oo0oo---

- a) $Z = 7 \Rightarrow$ N
- b) $Z = 6 \Rightarrow$ C
- c) $Z = 15 \Rightarrow$ P
- d) $Z = 8 \Rightarrow$ O.

* El N tiene 5 e⁻ en su capa de valencia, puede: i) ganar o compartir 3e⁻, valencia -3, ii) Perder o compartir 1, 2, 3, 4 o 5 , valencias +1, +2, +3, +4, +5.

☛ El C tiene 4 e⁻ en su capa de valencia, puede: i) compartir 4e⁻, valencia ± 4, ii) Ganar 2 valencia -2.

☛ El P tiene 5 e⁻ en su capa de valencia, valencias +1, +3, +5.

☛ El O tiene 6 e⁻ en su capa de valencia, tiene tendencia a completar su octete con los dos e⁻ que le faltan, valencia -2.



7 9 Dados los elementos de número atómico 19, 20, 3 y 35:

a) escribe sus configuraciones electrónicas;

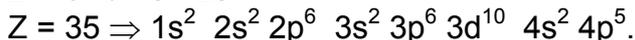
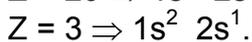
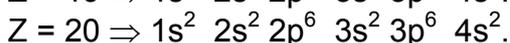
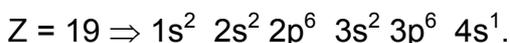
b) define energía de ionización y compara la de los elementos 3 y 19;

c) define electroafinidad y compara la de los elementos 20 y 35;

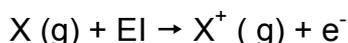
d) compara el radio atómico de los elementos 3 y 19. (Cataluña, 1995.)

---oo0oo---

a) Configuraciones electrónicas:

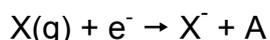


b) **Potencial o energía de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



Ambos elementos tienen 1 e⁻ en su última capa en el nivel s pero en el Z = 19 en la cuarta y el Z = 3 en la segunda, luego ese electrón está fuertemente retenido (ya fuerza de atracción electrostática disminuye con el cuadrado del radio. Además el electrón en 4s¹ está más apantallado por los electrones internos. Estas dos razones hacen que se necesite menos energía para arrancar el electrón de Z = 19 y por tanto EI(Z = 19) < EI(Z = 3).

c) **Afinidad electrónica (A):** Energía involucrada cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ión negativo (anión):



El Z = 35 tendrá una A negativa y menor en valor absoluto que el Z = 20 ya que tiene tendencia a captar e⁻, luego al captar un e⁻ se desprenderá energía, sin embargo el Z = 20 que tiene 2e⁻ en 4s fácilmente cedibles para que capte un e⁻ es necesario suministrar energía, aunque no tanto en valor absoluto como para el Z = 35, pues entra en un nivel energético inferior.

d) Z = 19 al tener 4 capas luego su radio atómico será mayor que el Z = 3 que sólo tiene 2.



80 Define el concepto de electronegatividad. Explica su variación en la tabla periódica. Comenta alguna aplicación de este concepto. (Madrid, 1995.)

---oo0oo---

La electronegatividad es una medida de la atracción de un átomo sobre el par de electrones mediante los cuales está enlazado con otro átomo

En un grupo disminuye a medida que aumenta el número atómico y en un período aumenta de izquierda a derecha (con excepción de los gases nobles).

Se usa para estudiar el enlace entre átomos y el carácter metálico de los elementos.



81 Explica las características de la tabla periódica en términos de la configuración electrónica., ¿Qué entiendes por «propiedades periódicas»? Elige dos propiedades periódicas, defínelas y explica su variación a lo largo de un grupo y de un periodo. (Sevilla, 1995.)

---oo0oo---

En la tabla periódica los elementos se ordenan según su número atómico y muestran cómo las propiedades físicas y químicas se repiten o evolucionan periódicamente. La tabla está organizada en periodos o filas y grupos o columnas.

✿ Un periodo o fila está formado por todos los elementos cuyo nivel energético superior es el mismo: en sus configuraciones electrónicas el número cuántico principal mayor es el mismo para todos ellos. Hay siete periodos en la tabla. No todos tienen el mismo número de elementos porque no puede haber el mismo número de orbitales en todos los niveles energéticos. El primer periodo sólo tiene dos elementos, el segundo y el tercero tienen ocho, el cuarto y el quinto tienen 18 y el sexto tiene 32. El séptimo contiene los últimos elementos descubiertos y no está completo, pero podría tener 32.

✿ Un grupo, familia o columna está integrado por elementos que presentan una configuración electrónica similar en su nivel más alto. Los elementos de un grupo presentan el mismo número de electrones en el mismo tipo de orbitales, por más que estos sean de niveles diferentes. Se dice que su notación electrónica «acaba igual». Este final es característico del grupo y explica la semejanza entre sus propiedades químicas. Se acostumbra a considerar 18 grupos en la tabla periódica, que antiguamente se dividían en ocho grupos A y ocho grupos B (uno de los cuales era triple). En la actualidad se numeran simplemente del 1 al 18, además de las llamadas tierras raras.

ELEMENTOS NORMALES

Los **elementos normales**, también llamados, a veces, representativos o tipo, son aquellos que tienen una configuración electrónica con el último electrón (electrón diferencia dar) en orbitales s o en orbitales p.

Los elementos cuya notación es ns^1 forman la familia de los metales **alcalinos** y los que poseen por notación característica ns^2 forman la familia de los **alcalinotérreos**. Ambos grupos son elementos de características metálicas muy acusadas, si se exceptúa el hidrógeno, cuya notación es $1s^1$, pero que no puede entenderse como un metal alcalino, por lo que a menudo se le sitúa separado de dicho grupo, en una posición independiente en la tabla periódica.

Entre los elementos cuya notación característica es $ns^2 np^x$ (con valores de $x = 1, 2, \dots, 6$) figuran los 22 no metales de la tabla periódica (incluido el hidrógeno). A diferencia de los metales, son elementos con más tendencia a ganar electrones que a perderlos, si bien este carácter no metálico decrece a medida que se desciende por los grupos y también es menor cuanto más a la izquierda de la tabla se sitúe un elemento. Tanto es así que solo pueden considerarse no metales los elementos situados por encima de una línea diagonal en zigzag que va desde el boro hasta el astato. Los grupos cuya notación característica acaba en orbitales p reciben los nombres de **boroideos** ($ns^2 np^1$), **carbonoideos** ($ns^2 np^2$), **nitrogenoideos** ($ns^2 np^3$), **anfígenos** ($ns^2 np^4$), **halógenos** ($ns^2 np^5$) y **gases nobles** ($ns^2 np^6$).

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Los **elementos de transición**, también denominados de transición simple, son 10 grupos formados por aquellos elementos cuya configuración electrónica acaba en orbitales $ns^2 (n - 1)d^x$ (con $x = 1, 2 \dots 10$).

Son todos ellos metales. Entre ellos figuran algunos de los metales más conocidos (hierro, cobre, cinc, plata, oro, mercurio, etcétera).

ELEMENTOS DE DOBLE TRANSICIÓN

Los elementos de doble transición, también llamados de **transición interna** o tierras raras, son aquellos cuya configuración electrónica acaba o puede acabar (aunque en ocasiones no sea la de menor energía) en orbitales $ns^2 (n - 2)f^x$.

Sus propiedades son tan extraordinariamente similares que, aunque no se dispongan en columna como corresponde a un grupo, se consideran como dos grupos o familias: la de los **lantánidos** (formada por el La y los 13 elementos siguientes) y la de los **actínidos** (formada por el Ac y los 13 elementos siguientes).

Se llaman propiedades periódicas pues se repiten para elementos de los mismos grupos. Como ya se ha indicado, los elementos de un grupo tienen una configuración electrónica similar. Esto hace que propiedades físicas y químicas se similares se puedan explicar a partir de su posición en la tabla periódica. Ejemplos de este tipo de propiedades son, el radio atómico, el Potencial de Ionización, la Afinidad Electrónica, las valencias, la electronegatividad, la acidez, el potencial redox, la solubilidad, el carácter metálico, etcétera.

A lo largo del tema hemos visto (en varias ocasiones) qué son y cómo varían las primeras, aquí vamos a citar otras.

Número de oxidación

El número de oxidación es una consecuencia directa de la configuración electrónica y, por tanto, de la situación de un elemento en la tabla. Es natural que los elementos de un mismo grupo compartan el número de oxidación y que este evolucione a lo largo de los periodos.

Por ejemplo:

☛ Todos los elementos del primer grupo, de configuraciones ns^1 , tienen tendencia a perder el último electrón, convirtiéndose en cationes monovalentes, M^+ , y, por tanto, presentan número de oxidación + 1.

☼ Todos los elementos del segundo grupo, de configuración ns^2 , tienen tendencia a perder dos electrones. Tienen número de oxidación +2.

☼ Los elementos del decimosexto grupo (a excepción del polonio, que tiene carácter metálico) tienden a ganar los dos electrones que les faltan en su configuración ($ns^2 np^4$) para tenerla completa. Tienen número de oxidación -2.

☼ Todos los elementos del decimoséptimo grupo, con configuración $ns^2 np^5$, tienden a ganar el electrón que les falta para tener la notación electrónica completa y, por tanto, presentan número de oxidación -1.

También hay que tener en cuenta el valor de la electronegatividad a la hora de justificar los posibles estados de oxidación que presenta un elemento. Esta es la causa de que elementos como el aluminio, el plomo o el polonio tengan carácter metálico y no presenten los mismos números de oxidación que otros elementos de su grupo.

Acidez

Tanto la solubilidad como la fuerza ácida de algunas moléculas dependen de la polaridad de los enlaces que, a su vez, depende de la diferencia de electronegatividades y del tamaño de los átomos, por eso, no es difícil relacionar estas propiedades con la posición de los elementos en la tabla.

En un período los ácidos del tipo H_nX , aumentan su acidez de derecha a izquierda.
 En un grupo el carácter ácido aumenta a medida que se desciende por él.



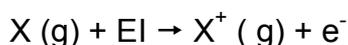
82 La energía de ionización del litio es 517,4 kJ/mol.

a) Define energía de ionización;

b) calcula la longitud de onda máxima de una radiación capaz de ionizar átomos de litio en estado fundamental. Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J s; $N_A = 6 \cdot 10^{23}$; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s. (Cataluña, 1995.)



a) **Potencial o energía de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



b) $517,4 \cdot 10^3 \frac{J}{mol} \cdot \frac{1 mol}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 8,59 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} \Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{8,59 \cdot 10^{-19}} = 2,315 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

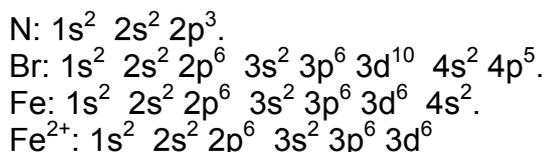


8 3

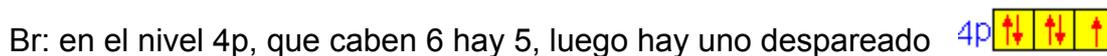
- a) Escribe las configuraciones electrónicas en estado fundamental de: nitrógeno, bromo, hierro e ion hierro (II), e indica cuántos electrones desapareados habrá en cada uno de ellos.
 b) si arrancamos un electrón a cada una de las siguientes especies: He, Li⁺, Be²⁺, ¿la energía para realizar el proceso será la misma en los tres casos?
 c) ¿la energía del orbital atómico 4s es menor que la del orbital atómico 3d en todos los elementos químicos?
 Razona las respuestas. (Alicante, 1996.)

---oo0oo---

a) Configuraciones electrónicas:



Electrones desapareados:



Fe²⁺: Lo mismo que el átomo de Fe ya que se han perdido los electrones de 4s que estaban apareados.

b) Aunque las especies son isoelectrónicas, no tienen el mismo número de protones en núcleo: el He tiene 2, el Li⁺ tiene 3 y el Be²⁺ tiene 4. Como la fuerza de atracción electrostática nuclear es directamente proporcional a la carga, esta será mayor en el Be²⁺, después en el Li⁺ y por último en el He y, por tanto:

$$PI \text{ del Be}^{2+} > PI \text{ del Li}^+ > PI \text{ del He}$$

- c) En el 4s $n = 4$ y $\ell = 0$, luego $n + \ell = 4 + 0 = 4$
 En el 3d $n = 3$ y $\ell = 2$, luego $n + \ell = 3 + 2 = 5$
 Tiene menor energía el de menor $n + \ell$ es decir el electrón en 4s.



8 4 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas:

- a) ns¹ ;
 b) ns² np¹
 c) ns² np³ .
 d) ns² np⁶.

Identifica dos elementos de cada uno de los grupos anteriores y razona cuáles serán sus estados de oxidación más estables. (Madrid, 1996.)

---oo0oo---

- a) ns^1 es la de los Alcalinos (Li, Na, K, ...) que tienen un e^- en su capa de valencia, su estado de oxidación es + 1, al perder el electrón de ns .
- b) $ns^2 np^1$ se corresponde con el grupo de los Térreos o Boreideos (B, Al, Ga, ...) con 3 e^- en su capa de valencia, su estado de oxidación es + 3.
- c) $ns^2 np^3$ se corresponde con el grupo de los Nitrogenoideos (N, P, As, ...) con 5 e^- en su capa de valencia, sus estados de oxidación son $\pm 1, \pm 3$ y + 5.
- d) $ns^2 np^6$ se corresponde con el grupo de los Gases nobles, excepto el He que tiene $1s^2$, (Ne, Ar, Kr, ...) con 8 e^- en su capa de valencia, reaccionan difícilmente pues son muy estables.



85 El átomo de iodo tiene 53 electrones y su número másico es 127. ¿Cuántos protones y neutrones tiene? ¿Cuál es su número atómico? (Valencia, 1996.)

---oo0oo---

Como el átomo es neutro $e^- = p^+ = 53 = Z$ y $n = A - Z = 127 - 53 = 74$.

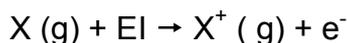


86

- a) Define el concepto de energía de ionización de un elemento.
- b) explica cómo varía esta propiedad en un grupo y en un periodo de la tabla periódica.
- c) dados los elementos F, Ne y Na, ordénalos de mayor a menor energía de ionización. (Andalucía, 1996.)

---oo0oo---

a) **Potencial o energía de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



b) El Potencial de Ionización disminuye a medida que bajamos en el grupo ya que los electrones se van colocando en niveles más alejados de la fuerza de atracción nuclear y los de las capas más internas realizan un acción de apantallamiento sobre los e^- externos y aumenta en un período ya que la fuerza de atracción nuclear aumenta a medida que crece el número atómico

c) Las configuraciones electrónicas son:

F: $1s^2 2s^2 2p^5$.

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

El orden sería: EI del Ne > EI del F > EI del Na



87 Escribe la configuración electrónica con el esquema de celdas y flechas para la capa de valencia de:

- a) el elemento alcalino del IV periodo;
 - b) el tercer elemento de la primera serie de transición.
- ¿Cuál de ellos tiene un radio atómico mayor? Razónalo. (Castellón, 1996.)

---oo0oo---

a) El elemento alcalino del período cuarto es el K (Z = 19) que tiene en su capa de valencia la configuración $4s^1$ 4s 

b) El tercer elemento de la serie de transición es el V (Z = 23) y su configuración en las capas de valencia es $3d^3$ $4s^2$ 3d  4s 

El mayor radio atómico es K ya que los 5 protones adicionales que se añaden hasta el V contraen la nube electrónica.



88 Dados dos elementos, uno con Z = 35 y otro cuyos electrones de mayor energía poseen una configuración $4s^2$:

- a) indica su posición en el sistema periódico y sus valencias más probables.
- b) explica cuál de ellos tiene mayor potencial de ionización y mayor radio atómico. (Castilla-La Mancha, 1996.)

---oo0oo---

Igual que el ejercicio nº 76 ver este ejercicio



89 Escribe la configuración electrónica de los elementos con Z = 30 y Z = 35. Sitúalos en la tabla periódica y razona qué tipo de enlace formarán consigo mismos y entre ellos. (La Rioja, 1996.)

---oo0oo---

Z = 30 $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ \rightarrow Como la capa de valencia es la nº 4 pertenece al 4º período y como tiene 2 e⁻ en ella es un Alcalinotérreo del grupo IIA.

Z = 35 $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 5p^5$ \rightarrow Como la capa de valencia es la nº 4 pertenece al 4º período y como tiene 7 e⁻ en ella es un Halógeno del grupo VIIA.

Enlace	Z = 30	Z = 35
Z = 30	Metálico	Iónico
Z = 35	Iónico	Covalente



9 0 Identifica los elementos a los que corresponde cada una de las siguientes configuraciones electrónicas: $[\text{Kr}]5s^2$, $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$, $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$, $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^4$. Indica el periodo al que pertenece cada uno. (Murcia, 1996.)

---oo0oo---

- ☛ $[\text{Kr}] 5s^2 \Rightarrow Z = 38$, es el Sr y pertenece al 5 período.
- ☛ $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 \Rightarrow Z = 30$, es el Zn y pertenece al 4 período.
- ☛ $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1 \Rightarrow Z = 31$, es el Alk y pertenece al 3 período.
- ☛ $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4 \Rightarrow Z = 34$, es el Se y pertenece al 4 período.



9 1

- a) Indica el número de protones, neutrones y electrones que hay en un átomo neutro del isótopo 17 del oxígeno ($Z = 8$).
 - b) ¿en qué especie se convertiría si se añadiese un neutrón a su núcleo?
 - c) ¿y si se eliminase un electrón de su corteza?
 - d) ¿y si se añadiese un protón más a su núcleo?
- (Navarra, 1996.)

---oo0oo---

- a) Protones = $p^+ = Z = 8 =$ electrones (es neutro) = e^- , neutrones = $n = A - Z = 17 - 8 = 9$.
- b) Si añadimos un neutrón a su núcleo seguiría siendo oxígeno (no varía Z), se convertiría en el isótopo 18 del Oxígeno.
- c) Si quitamos un e^- sería un anión del oxígeno el $^{17}\text{O}_8^-$
- d) Si añadimos un protón sería el isóbaro $^{18}\text{F}_9^+$.

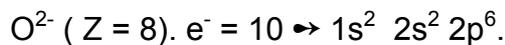
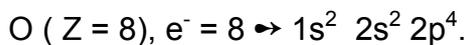


9 2 Enuncia los principios de exclusión de Pauli, el de máxima multiplicidad de Hund y el de construcción progresiva que regulan las configuraciones electrónicas de los elementos químicos. Aplícalos a los casos del oxígeno ($Z = 8$) y del ión óxido. (País Vasco, 1996.)

---oo0oo---

- ☛ **Principio de exclusión de Pauli:** En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.
- ☛ **Regla de Hund** (máxima multiplicidad): Mientras sea posible, los electrones se colocan en solitario en los orbitales de cada subnivel, evitando formar parejas en el mismo orbital.
- ☛ **Principio de construcción:** Los electrones de un átomo se colocan siempre ocupando los orbitales de menor energía.

☛ **Regla de Madelung:** La energía de un orbital depende de los tres números cuánticos que lo definen: n , l y m , si bien en ausencia de campos magnéticos externos sólo dependen de n y l . Tiene menor energía el orbital que posee un valor de $n + l$ menor y, a igualdad de $n + l$, tiene menor energía el que tiene el valor de n menor.



9 3 Un átomo neutro tiene 13 electrones.

a) Escribe su configuración electrónica, indicando de qué elemento se trata.

b) ¿A qué grupo y a qué periodo pertenece?

c) ¿Cuáles son los valores de los número cuánticos para los electrones de su última capa? (Zaragoza, 1996.)

---oo0oo---

a) y b) Configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, luego es del tercer período (electrones de valencia en $n = 3$) y del grupo de Térreos o Boroideos IIIA (3 e^- de valencia), es el Al ($Z = 13$)

c) $3s^2 \Rightarrow n = 3, l = 0, m = 0, s = \pm 1/2$

$3p^1 \Rightarrow n = 3, l = 1, m = -1, s = 1/2$



9 4 Dados tres elementos del sistema periódico A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente :

a) escribe su configuración electrónica;

b) indica el elemento cuyo primer potencial de ionización es mayor;

c) indica el tipo de enlace y dos propiedades características de los compuestos formados por lo elementos A y B.

(Cantabria, 1996.)

---oo0oo---

a) $Z_A = 8 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$.

$Z_B = 16 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

$Z_C = 19 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

b) El que tiene mayor PI es el A que tiene los electrones 2p más fuertemente retenidos al estar más cerca del núcleo.

c) Como el A y el B muy son de electronegatividad similar, el a más que el B, su enlace será covalente, covalente polar pues los electrones compartidos en el enlace serán más atraídos por A que por B.



95

- a) Escribe las configuraciones electrónicas de Mg ($Z = 12$) y del Al ($Z = 13$);
 b) basándote en ellas justifica si es de esperar la existencia de los iones Mg^{3+} o Al^{3+} algún compuesto sencillo. (Andalucía LOGSE, 1996.)

---oo0oo---

- a) $Mg(Z = 12) \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
 $Al(Z = 13) \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

b) Que el Mg pierda los 2 e^- de del nivel 3s es frecuente, forma el catión Mg^{2+} bastante estable, pero que ceda un e^- adicional del nivel 2p completo y forme Mg^{3+} es más difícil, no se conocen compuestos sencillos del Mg^{3+} .

El Al sí puede perder sus 3 e^- de la capa 3 y convertirse en el catión Al^{3+} , siempre que se enfrente a un elemento o compuesto con la electronegatividad necesaria.



96 La configuración electrónica de un átomo X es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas?:

- a) X se encuentra en su estado fundamental;
 b) X pertenece al grupo de los metales alcalinos;
 c) X pertenece al periodo V del sistema periódico;
 d) si el electrón pasara del orbital 5s al 6s, se emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión.
 (Valencia, LOGSE, 1996.)

---oo0oo---

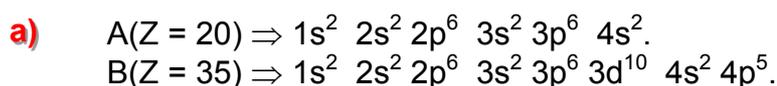
- a) X no puede encontrarse en su estado fundamental ya que el e^- del nivel 5s debería estar en el nivel inferior 4s.
 b) X sí es un alcalino pues su capa de valencia tiene un único e^- .
 c) No pertenece al 5 período ya que el e^- del nivel 5s está excitado y no en su nivel fundamental que debería ser 4s y pertenece al 4º período.
 d) Si para que el e^- pasase de un nivel inferior (5s) a otro superior (6s) necesitaría absorber energía, no emitirla, en el espectro de absorción daría lugar a una banda oscura.



97 Para los elementos químicos A y B de número atómico 20 y 35, respectivamente, indica, razonada mente:

- a) su configuración electrónica;
 b) su carácter metálico o no metálico;
 c) los iones más estables;
 d) la fórmula del compuesto formado por A y B;
 e) las propiedades de dicho compuesto.
 (Galicia, 1997.)

---oo0oo---



b) A tiene carácter metálico pues tiene tendencia a perder sus dos e⁻ de 4s para adquirir la estructura estable del gas noble anterior con su acteto completo. B, al contrario tiene tendencia a captar el e⁻ que le falta para completar su octeto, es por tanto electronegativo y no metálico.

c) Según lo dicho en el apartado anterior, los iones más estables serán B⁻ y A²⁺.

d) El compuesto iónico formado por A y B sería AB₂.

e) AB₂ sería un sólido iónico de estructura cristalina.



98 El elemento de número atómico 20 se combine fácilmente con el elemento de número atómico 17

a) Indica el nombre, la configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental y el grupo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de ellos;

b) explica el tipo de enlace y propiedades de compuesto que forman.

(Zaragoza, LOGSE, 1997.)



a) Z = 20: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, como la capa de valencia es n = 4 es del 4º período y, al tener 2 e⁻ en su capa de valencia pertenece al segundo grupo de los alcalinotérreos, es el Ca.
 Z = 17: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, como la capa de valencia es n = 3 es del 3º período y, al tener 7 e⁻ en su capa de valencia pertenece al grupo VIIA de los halógenos, es el Cl.

b) Como el Cl es muy electronegativo y tiene tendencia a ganar un e⁻ y el Ca, es, al contrario muy electropositivo con tendencia a perder sus dos e⁻ de 4s, forman los iones Cl⁻ y Ca²⁺ que se unen para formar un compuesto iónico el CaCl₂ que es un sólido iónico que se disuelve en agua, produciendo una disolución conductora de la electricidad.



99

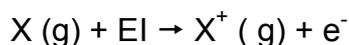
a) Define energía de ionización y escribe la ecuación que representa el proceso de ionización;

b) explica razonadamente por qué, para un mismo elemento, las sucesivas energías de ionización aumentan.

(Zaragoza, LOGSE, 1997.)



a) **Potencial o energía de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



El Potencial de Ionización disminuye a medida que bajamos en el grupo ya que los electrones se van colocando en niveles más alejados de la fuerza de atracción nuclear y los de las capas más internas realizan un acción de apantallamiento sobre los e⁻ externos y aumenta en un período ya que la fuerza de atracción nuclear aumenta a medida que crece el número atómico

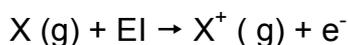
b) Las sucesivas energías de ionización de un mismo elemento aumentan porque la carga nuclear efectiva que soportan los sucesivos e^- que se van a arrancar se va incrementando al perderse los anteriores pues los protones siguen siendo los mismos. Además al contraerse la nube electrónica, la fuerza atractiva del núcleo (que crece con la disminución de r^2) se incrementa lo que hace que haya que comunicar energías cada vez mayores para arrancar los sucesivos electrones.



100 Define energía de ionización. Explica cómo depende de la carga nuclear y del tamaño de los átomos. (Zaragoza, 1997.)

---oo0oo---

Potencial o energía de ionización (EI): Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



A medida que la carga nuclear aumenta la fuerza de atracción electrostática aumenta y por tanto hay que comunicar mayor energía para arrancar un electrón.

A medida que aumenta el tamaño, los electrones están más lejos de la fuerza atractiva del núcleo y como es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, la energía para vencerla será menor.

El Potencial de Ionización disminuye a medida que bajamos en el grupo ya que los electrones se van colocando en niveles más alejados de la fuerza de atracción nuclear y los de las capas más internas realizan un acción de apantallamiento sobre los e^- externos y aumenta en un período ya que la fuerza de atracción nuclear aumenta a medida que crece el número atómico.



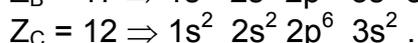
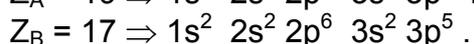
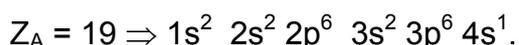
101 Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indica razonando las respuestas:

- a) la estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales;
- b) el tipo de enlace formado cuando se unen A y B y el que se forma cuando se unen entre sí átomos de C.

(Zaragoza, 1997.)

---oo0oo---

a) Estructuras electrónicas:



b) A que tiene en su capa de valencia 1 e^- tiene tendencia a perderlo, electropositivo, y formar el catión A^+ para alcanzar el octeto del gas noble anterior, por otro lado B es electronegativo, tiene 7 e^- en su capa de valencia y para completar el octeto tiene tendencia a ganar 1 e^- y formar el anión B^- , luego el enlace entre ellos sería iónico A^+B^- .

C también es electropositivo, tiene carácter metálico, al unirse consigo mismo lo hará con enlace metálico.



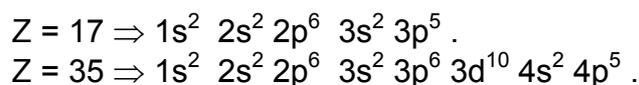
1 0 2 La afinidad electrónica y la electronegatividad miden la tendencia de un átomo a atraer electrones.

- a) Explica claramente en qué se diferencian;
- b) escribe la configuración electrónica de los átomos del elemento de número atómico 17. Compara su afinidad electrónica y electronegatividad con el elemento de número atómico 35. ¿Qué iones tienen tendencia a formar cada uno de ellos?
(País Vasco, LOGSE, 1997.)

---oo0oo---

a) Se diferencia en que la electronegatividad tiene en cuenta las dos magnitudes involucradas en la tendencia de los átomos a ganar (Afinidad electrónica) y a perder electrones (Energía de ionización) y es una medida de la atracción de un átomo sobre los electrones del enlace con otro átomo y no la energía necesaria para que capte un electrón que se mide con la Afinidad Electrónica.

b) Configuraciones electrónicas:



$$AE_{17} > AE_{35} \text{ y } E_{17} > E_{35}$$

Como ambos elementos tienen la estructura de un halógeno (7 e⁻ en su capa de valencia) tienen tendencia a captar 1e⁻ y formar los aniones mononegativos correspondientes X⁻.

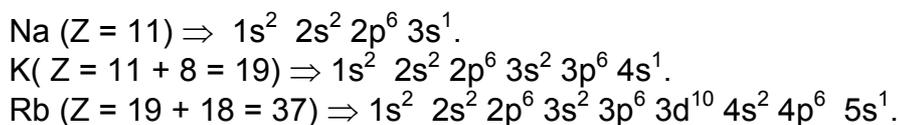


1 0 3 En una misma columna del sistema periódico se encuentran los siguientes elementos, ordenados por orden creciente de número atómico: sodio, potasio y rubidio. El número atómico del sodio es 11.

- a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de los tres elementos;
- b) indica cuál de ellos tiene mayor radio atómico y por qué;
- c) define energía de ionización y explica cuál de los tres tiene la mayor;
- d) explica cuál tiene mayor carácter metálico.
(País Vasco, 1997.)

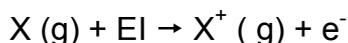
---oo0oo---

a) Configuraciones electrónicas:



b) Tiene mayor radio atómico el Rb pues su electrón de valencia está en la capa 5 más alejada que la 4 y la 3 de los otros dos.

c) **Potencial o energía de ionización (EI):** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:



A medida que la carga nuclear aumenta la fuerza de atracción electrostática aumenta y por tanto hay que comunicar mayor energía para arrancar un electrón.

A medida que aumenta el tamaño, los electrones están más lejos de la fuerza atractiva del núcleo y como es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, la energía para vencerla será menor.

El Potencial de Ionización disminuye a medida que bajamos en el grupo ya que los electrones se van colocando en niveles más alejados de la fuerza de atracción nuclear y los de las capas más internas realizan un acción de apantallamiento sobre los e^- externos. Luego $EI_{Na} > EI_K > EI_{Rb}$.

d) El carácter metálico mide la tendencia a ceder e^- y actuar como reductores. El átomo que más fácilmente cede sus electrones de ns^1 es el Rb que le tiene en la capa 5s más alejada del núcleo y apantallado por los e^- más internos.



1 0 4 Dados los elementos de números atómicos 16, 17, 19 y 34:

- a) escribe su configuración electrónica e indica el tipo de ion que tienen tendencia a formar;
 - b) explica cuál de ellos tiene mayor energía de ionización;
 - c) ¿cuál tiene mayor carácter metálico? ¿Por qué?;
 - d) ¿qué tipo de enlace se puede dar entre ellos?
- (País Vasco, 1997.)

---oo0oo---

a)
 $Z = 16 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Como tiene 6 e^- en su capa de valencia tiene tendencia a captar los dos e^- que le faltan para completar su octeto y se convierte en el anión X^{2-} .

$Z = 17 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Como tiene 7 e^- en su capa de valencia tiene tendencia a captar el e^- que le faltan para completar su octeto y se convierte en el anión X^- .

$Z = 19 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Como tiene 1 e^- en su capa de valencia tiene tendencia a perderlo para completar su octeto y se convierte en el catión X^+ .

$Z = 34 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Como tiene 6 e^- en su capa de valencia tiene tendencia a captar los dos e^- que le faltan para completar su octeto y se convierte en el anión X^{2-} .

b) El que tiene mayor energía de ionización es el $Z = 17$, que comparamos con los otros 3:

☀ Hay que comunicar más energía a la $Z = 17$ que al $Z = 16$ para separar un e^- pues la entrada de un protón adicional aumenta la carga nuclear efectiva en comparación con la entrada de un e^- más en el orbital $3p$ que está en el mismo nivel energético.

☀ Si lo comparamos con el $Z = 19$ no admite duda, ya este último tiene su único e^- en el nivel $4s$ que cede con más facilidad para adquirir la estructura estable del gas noble anterior con su octeto completo.

☀ Si lo comparamos con el $Z = 34$ sucede lo mismo que con $Z = 16$ pues pertenece a la misma familia, pero la diferencia es mayor pues aquí los electrones de valencia están en la capa 4.

c) El elemento con mayor carácter metálico es el $Z = 19$ ya que tiene su único e^- en el nivel $4s$ que cede con más facilidad para adquirir la estructura estable del gas noble anterior con su octeto completo.

d)

Enlace	Z = 16	Z = 17	Z = 19	Z = 34
Z = 16	Covalente	Covalente	Iónico	Covalente
Z = 17		Covalente	Iónico	Covalente
Z = 19			Metálico	Iónico
Z = 34				Covalente



1 0 5

a) Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son respectivamente 15, 17 y 19.

b) Indica, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.

c) ¿En qué grupo y periodo de la tabla periódica está situado cada elemento?
(Andalucía, 1997.)

---oo0oo---

a) Configuraciones electrónicas:

$Z = 15 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

$Z = 17 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

$Z = 19 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

b) La mayor E.I. la tiene el $Z = 17$ cuyos e^- de $3p$ más fuertemente unidos ya que hay dos protones más que en el $Z = 15$. El de menor E.I. es el $Z = 19$ que cede fácilmente su único e^- del nivel $4s$, luego el orden queda:

$$EI (Z = 17) > EI (Z = 15) > EI (Z = 19).$$

Como el carácter metálico es inverso a la E.I. el de mayor carácter metálico es el $Z = 19$.

c) Colocación en el sistema periódico:

$Z = 15 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; como la capa de valencia es $n = 3$ es del 3^{er} período y, al tener 5 e⁻ en su capa de valencia pertenece al quinto grupo de los nitrogenoideos, es el P.

$Z = 17 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; como la capa de valencia es $n = 3$ es del 3^{er} período y, al tener 7 e⁻ en su capa de valencia pertenece al quinto grupo de los halógenos, es el Cl.

$Z = 19 \Rightarrow$ c.e: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; como la capa de valencia es $n = 4$ es del 4^o período y, al tener 1 e⁻ en su capa de valencia pertenece al primer grupo de los alcalinos, es el K.

