

a) y b) Se trata de incidir en las diferentes caras que tiene la actuación del hombre sobre la naturaleza y sus ciclos, por ejemplo, evidenciar el buen y mal uso de la energía nuclear.

2> Investiga y elabora un eje cronológico con los hechos más importantes de la historia nuclear.

Solución:

Se puede acudir al texto para elaborar dicha cronología.

Experiencia de laboratorio

Cuestiones

A. Solubilidad en las reacciones de halogenuros con iones metálicos

1> Describe lo que acontece en ambos casos.

Solución:

Respuesta abierta

2> Explica lo sucedido y escribe la reacción química que tiene lugar.

Solución:

Respuesta abierta

B. Afinidad electrónica competitiva

1> Observa lo que sucede en cada tubo anotando el color que aparece.

Solución:

Respuesta abierta

2> Explica lo que ha sucedido y describe la reacción química que ha tenido lugar.

Solución:

Respuesta abierta

3> ¿Qué conclusiones obtienes sobre la reactividad de cada uno de estos elementos?

Solución:

Respuesta abierta.

Problemas propuestos

1> Indica las diferencias existentes entre rayos catódicos y canales.

Solución:

Si en un tubo de descargas eléctricas encerramos un gas a muy baja presión, y conectándolo a muy alto voltaje se pueden observar

los rayos catódicos, que:

- Están formados por partículas negativas que se propagan en línea recta hacia el electrodo positivo —el ánodo—.
- Tienen masa apreciable, es decir, son partículas con energía cinética.
- Tienen naturaleza eléctrica.
- Estas partículas son siempre idénticas, independientemente del material con el que se experimente. Por ello, se concretó que debían ser componentes básicos de cualquier átomo, llamado electrones.

los rayos canales, que:

- Están formados por partículas positivas que se propagan en línea recta hacia el electrodo negativo —el cátodo—.
- Tienen masa apreciable, es decir, son partículas con energía cinética.
- Tienen naturaleza eléctrica.
- A diferencia de lo ocurrido en los experimentos con rayos catódicos, la masa y la carga de esas partículas dependen del gas encerrado en el tubo.
- Los rayos canales son iones positivos del gas encerrado en dicho tubo.

2> Razona en cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento:

- Estructura atómica.**
- Número de electrones externos.**
- Masa nuclear.**
- Suma de protones y neutrones.**

Solución:

Pueden ser diferentes en las cuatro opciones.

3> Observando la experiencia de Rutherford, puedes decir que:

- Los electrones se mueven en un espacio pequeño del átomo.**
- Las partes cargadas positivamente de cada átomo son extremadamente pequeñas.**
- Las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven a ciertas velocidades.**
- El diámetro de un protón es aproximadamente igual al del núcleo.**

Solución:

a) y b)

4> Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:

- Ar ($Z = 18$, $A = 40$)**
- Sb ($Z = 51$, $A = 122$)**
- Cl^- ($Z = 17$, $A = 35$)**
- Fe^{3+} ($Z = 26$, $A = 56$)**

Solución:

- El Argón (Ar) tendrá 18 protones y 18 electrones por ser un átomo neutro con $Z = 18$, y neutrones tendrá $40 - 18 = 22$.
- El antimonio (Sb) tendrá 51 protones y 51 electrones por ser un átomo neutro con $Z = 51$, y 71 neutrones puesto que $n = (A - \text{protones}) = 122 - 51 = 71$.
- El ión cloruro (Cl^-) tendrá 17 protones por ser $Z = 17$, mientras que su carga indica que ha ganado 1 electrón, así que tendrá 18, mientras que sus neutrones serán $35 - 17 = 18$.
- El ión férrico (Fe^{3+}) tendrá 26 protones por ser $Z = 26$, mientras que su carga indica que ha perdido 3 electrones, así que tendrá 23, mientras que sus neutrones serán $56 - 26 = 30$.

5> Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.**
- El ion $^{39}\text{K}^+$ tiene el mismo número de protones que el átomo ^{40}Ar .**
- El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.**

Solución:

- a) Falso, si son átomos neutros del mismo elemento siempre tendrán los mismos electrones.
 b) Falso, tendrán el mismo número de electrones.
 c) Falso, tendrán el mismo número de electrones.

6> El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50,0 y 51,0 uma.

- a) Determina el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos.
 b) Calcula la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica, que aparece en la tabla periódica, del vanadio es igual a 50,94 uma.

Solución:

a) $Z = 23$, es decir que ambos isótopos tendrán 23 protones.

$A = 50$, este isótopo tendrá $50 - 23 = 27$ neutrones.

$A = 51$, este isótopo tendrá $51 - 23 = 28$ neutrones.

b) En este caso basta con aplicar la fórmula matemática para calcular las masas de los isótopos:

$$\text{Masa atómica} = \frac{A_1(\%)_1 + A_2(\%)_2 + A_3(\%)_3}{100}$$

$$50,94 = \frac{50 \cdot X + 51 \cdot (100 - X)}{100}$$

despejando queda 6% para el isótopo 50 uma y 94% para el isótopo de 51 uma.

7> Sabiendo que los números atómicos del neón y del sodio son 10 y 11, respectivamente, razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- a) El número de electrones de los iones Na^+ es igual al de los átomos neutros del gas neón.
 b) El número de protones de los iones $^{23}\text{Na}^+$ es igual al de los átomos ^{20}Ne .
 c) Los iones Na^+ y los átomos de gas neón no son isótopos.

Solución:

a) Cierto, ya que al perder un electrón el ión sodio tendrá los mismos que el neón, es decir 10 electrones.

b) Falso, los protones son diferentes para elementos diferentes.

c) Cierto, se trata de elementos distintos.

8> Decimos que los espectros atómicos son discontinuos, mientras que el espectro de luz visible es continuo, ¿puedes explicar qué significan ambas cosas?

Solución:

Cuando la luz solar pasa a través del prisma de un espectroscopio se descompone, y aparece lo que llamamos espectro. Cada color del espectro corresponde a una frecuencia determinada. Así, la luz solar presenta un espectro con todos los colores, que denominamos espectro continuo, pues los límites de dichos colores no son nítidos y forman un todo ininterrumpido.

Si trabajamos con sustancias gaseosas excitadas comprobamos que cada átomo solo emite o absorbe radiación de determinadas frecuencias, que en los diagramas aparecen como una serie de líneas cuyo valor puede ser medido mediante una escala superpuesta en ellos a tal efecto. Se trata en este caso de espectros discontinuos.

9> Calcula la longitud de onda de los siguientes tipos de radiación electromagnética: radiación microondas de frecuencia $2,00 \cdot 10^{11}$ Hz, luz verde de $5,50 \cdot 10^{14}$ Hz, luz violeta de $6,80 \cdot 10^{14}$ Hz y rayos X de $3,00 \cdot 10^{18}$ Hz.

Solución:

Para calcular la longitud de onda recurrimos a la ecuación $\lambda = c / \nu$.

$$\lambda_{\text{microondas}} = \frac{2,9979 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{2,0 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{verde}} = \frac{2,9979 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{5,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 5,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{violeta}} = \frac{2,9979 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{6,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 4,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{Rayos X}} = \frac{2,9979 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{3,0 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1}} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

10> El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5 890 Å. Calcula en eV la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce.

Solución:

$$\lambda = c / \nu \Rightarrow 5890 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / \nu \Rightarrow \nu = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h\nu \Rightarrow E = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 5,09 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 33,7 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

$$\text{De donde } E = 33,7 \cdot 10^{-20} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 2,11 \text{ eV}$$

11> Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado natural son capaces de absorber radiación ultravioleta de 1 216 Å. ¿A qué transición electrónica corresponde esta absorción?

Solución:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{1216 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow n_2 = 2$$

12> La energía necesaria para ionizar el átomo de sodio es 498,07 kJ mol⁻¹. Calcula la frecuencia de la radiación capaz de efectuar dicha ionización. Determina si esta pertenece al espectro visible, al infrarrojo o al ultravioleta, sabiendo que la longitud de onda de la luz visible en el vacío está comprendida entre 3 900 y 7 800 Å.

Solución:

$$E = h\nu \Rightarrow 498,07 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \Rightarrow \nu = 1,25 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (UV)}$$

13> El electrón del átomo de hidrógeno pasa del estado fundamental de energía $E_1 = -13,6$ eV al $n = 3$. Indica la energía de este nivel.

Solución:

Aplicando la ecuación de Rydberg :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right), \text{ en donde } n_1 = 1 \text{ y } n_2 = 3.$$

Reemplazando queda:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 9,75 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1} \Rightarrow \lambda = 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\text{La frecuencia será } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{La energía de esta radiación es: } \Delta E = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 12,1 \text{ eV}$$

es decir, la diferencia de energía entre los niveles es de 12,1 eV.

El átomo ha absorbido 12,1 eV, y se cumple que:

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{nivel de llegada}} - E_{\text{nivel de partida}} \Rightarrow 12,1 \text{ eV} = E_3 - (-13,6 \text{ eV}) \Rightarrow E_3 = -1,5 \text{ eV}.$$

14> Se observa que se producen tres rayas espectrales cuando un electrón pasa de un determinado nivel al estado fundamental. ¿Podrías decir cuál es el nivel de partida? ¿Cuántas rayas se producirían si el electrón estuviese inicialmente en el nivel 5?

Solución:

Si hay tres rayas cuyas transiciones posibles serían:

- de $n = 3$ directamente a $n = 1$ (una raya).
- de $n = 3$ a $n = 2$, y posteriormente de éste a $n = 1$ (dos rayas).

Así que el nivel de partida es el $n = 3$.

Si el nivel de partida fuera $n = 5$ existirán:

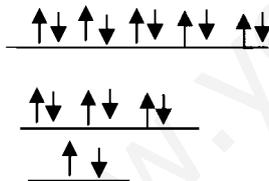
- de $n = 5$ directamente a $n = 1$ (una raya).
- de $n = 5$ a $n = 2$, y posteriormente de éste a $n = 1$ (dos rayas).
- de $n = 5$ a $n = 3$, posteriormente de éste a $n = 2$, y de éste a $n = 1$ (tres rayas).
- de $n = 5$ a $n = 4$, de éste a $n = 3$, luego a $n = 2$ y por último a $n = 1$ (cuatro rayas).

En total 10 rayas en el espectro.

15> ¿Cuántos electrones caben en los orbitales del nivel $n = 3$? Dibuja el diagrama del nivel con sus subniveles, indicando además la colocación de los posibles electrones.

Solución:

$n = 3$ tendremos 3s con 2 e ; 3p con 6 electrones ; 3d con 10 electrones. Total 18 electrones



16> La ecuación $E_i = -13,6 \text{ eV}/n^2$ permite calcular la energía de los distintos niveles en el átomo de hidrógeno. Dibuja un diagrama de niveles energéticos que incluya los cinco primeros.

Solución:

$$E_1 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{2^2} = -3,4 \text{ eV}$$

$$E_3 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{3^2} = -1,5 \text{ eV}$$

$$E_4 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{4^2} = -0,85 \text{ eV}$$

$$E_5 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{5^2} = -0,54 \text{ eV}$$

17> Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más bajo que tenga:

- Un electrón *d*.
- Dos electrones *p*.
- Diez electrones *d*.
- Un orbital *s* completo.

Solución:

- Escandio (Sc), $Z = 21$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
- Carbono (C), $Z = 6$, $1s^2 2s^2 2p^2$
- Cinc (Zn), $Z = 30$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
- Helio (He), $Z = 2$, $1s^2$.

18> Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies: S^{2-} , Ca^{2+} , F^- y Al.

Solución:

- S^{2-} ($Z = 16$) por tanto 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 Ca^{2+} ($Z = 20$) por tanto 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 F^- ($Z = 9$) por tanto 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$.
 Al ($Z = 13$) por tanto 13 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

19> Se observa que en el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea que se corresponde a una absorción energética de $4,60 \cdot 10^{-19}$ J. Se pide:

- Longitud de onda de la radiación absorbida correspondiente a la transición asociada a esta línea.
- Si el nivel superior de dicha transición es $n = 5$, ¿cuál es el número cuántico del nivel inferior?

Solución:

$$\Delta E = hc/\lambda \Rightarrow 4,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/\lambda ; \lambda = 4,32 \cdot 10^{-7} \text{ m.}$$

Aplicando la ecuación empírica propuesta por Rydberg: $1/\lambda = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$, queda:

$$1/434 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 109 677,58 \cdot 10^2 \text{ m}^{-1} (1/n^2 - 1/5^2) \Rightarrow n = 2.$$

20> Se observa que al absorber radiación electromagnética de tipo ultravioleta y de longitud de onda $1,03 \cdot 10^{-7}$ m el electrón del átomo de hidrógeno pasa del nivel energético $E_1 = -13,6$ eV a un nivel superior. Indica cuál será este y calcula su energía.

Solución:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow n_2 = 3 \text{ m}$$

$$\Delta E = hc / \lambda \Rightarrow \Delta E = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 19,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{De donde } \Delta E = 19,3 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 12,1 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E_3 - E_1 ; 12,1 \text{ eV} = E_3 - (-13,6 \text{ eV}) ; E_3 = -1,5 \text{ eV}$$

21> De las siguientes configuraciones electrónicas, di cuáles corresponden a estados fundamentales o excitados y a qué elementos químicos (átomos neutros):

- $1s^2 1p^6 2p^3$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Solución:

c) y d) estado fundamental ; a) y b) estados excitados.

a) como tiene 11 electrones es el Sodio.

b) como tiene 17 electrones es el Cloro.

c) como tiene 46 electrones es el Paladio.

d) como tiene 18 electrones es el Argón.

22> ¿Cuántos electrones contiene un átomo cuyas tres primeras capas estén totalmente ocupadas?

Solución:

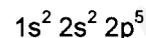
$$2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18 \text{ electrones}$$

23> Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

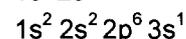
- | | |
|---|--------------------------|
| a) $1s^2 2s^2 2p^5$ | b) $1s^2 2s^1$ |
| c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | d) $1s^2 2s^2 2p^6$ |
| e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ | f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ |

Agrúpalas de tal manera que, en cada grupo que propongamos, los elementos que representan las configuraciones tengan propiedades químicas similares. Para cada grupo propuesto, explica alguna de estas propiedades.

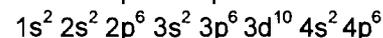
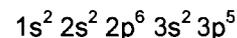
Solución:



Estos dos elementos tienen siete electrones en su última capa, se trata de anfígenos.



Estos dos elementos tienen un electrón en su última capa, se trata de alcalinos.



Estos dos elementos tienen ocho electrones en su última capa, se trata de gases inertes.

24> Los números atómicos de tres elementos A, B y C son, respectivamente, $Z - 1$, Z y $Z + 1$. Sabiendo que el elemento B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo (argón), responde razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿En qué grupo de la tabla periódica se encuentran los elementos A y C? ¿Cuál de estos dos elementos presenta una energía de ionización mayor?

b) ¿En qué periodo se encuentran los elementos A y C? ¿Cuál de estos elementos presenta un radio atómico mayor?

Solución:

a) Si el elemento B (Z) es el argón, el A (Z-1) es el cloro, grupo de los anfígenos (el 17) y el C (Z+1) es el potasio, grupo de los alcalinos (el 1). El de mayor energía de ionización es el A porque está más a la derecha y más arriba en el SP.

b) El A está en el tercer periodo y el C en el cuarto. Mayor radio atómico lo tiene el C, más abajo y a la izquierda en el Sistema Periódico.

25> Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenecen. Indica el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.

- a) $ns^2 np^4$ b) ns^2
c) $ns^2 np^1$ d) $ns^2 np^5$

Solución:

a) Se trata del oxígeno, Z= 8, periodo segundo grupo 16.

b) Se trata del helio, Z= 2, periodo primero grupo 18.

c) Se trata del boro, Z= 5 periodo segundo grupo 13.

d) Se trata del flúor, Z= 9, periodo segundo grupo 17.

26> Dado el elemento A (Z = 17) justifica cuál o cuáles de los siguientes elementos, B (Z = 19), C (Z = 35) y D (Z = 11):

a) Se encuentran en su mismo periodo.

b) Se encuentran en su mismo grupo.

c) Son más electronegativos.

d) Tienen menor energía de ionización.

Solución:

a) Se encuentran en su mismo periodo el elemento Z = 11.

b) Se encuentran en su mismo grupo el elemento Z = 35.

c) Ninguno es más electronegativo que el Z = 17.

d) Tienen menor energía de ionización el Z = 19 y el Z = 35.

27> Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na:

a) Indica su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.

b) Determina sus números atómicos y escribe sus configuraciones electrónicas.

c) Ordena razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.

d) Ordena razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

Solución:

a) F (grupo 17 periodo 2º), P (grupo 15 periodo 3º), Cl (grupo 17 periodo 3º), y Na (grupo 1 periodo 3º).

b) F (Z = 9) $1s^2 2s^2 2p^5$; P (Z = 15) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Cl (Z = 17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Na (Z = 11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

c) F < Cl < P < Na.

d) F tiene mayor energía de ionización por estar más arriba en el Sistema Periódico, luego viene el Cl que está en el periodo siguiente, luego el P mismo periodo pero más a la izquierda y por último el Na que está en el mismo periodo pero con la menor carga nuclear.

28> Dada la siguiente tabla de puntos de fusión y ebullición de distintas sustancias:

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cloruro de sodio	800	1 413
Tetracloruro de carbono	-23	77
Dióxido de silicio	>1 700	>2 200
Agua	0	100

Justifica y relaciona estas propiedades con el tipo de enlace químico de cada sustancia.

Solución:

Cloruro de sodio: altos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por metal y no metal, su enlace debe ser iónico.

Tetracloruro de carbono: bajos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por dos no metales, su enlace debe ser covalente.

Dióxido de silicio: altos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por dos no metales, su enlace debe ser covalente tipo red molecular.

Agua: bajos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por dos no metales, su enlace debe ser covalente.

29> Considerando las sustancias Br_2 , SiO_2 , Fe , HF y NaBr , justifica en función de sus enlaces:

a) Si son o no solubles en agua.

b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

Solución:

$\text{Br}_2 \Rightarrow$ Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

$\text{SiO}_2 \Rightarrow$ Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

$\text{Fe} \Rightarrow$ Enlace metálico, no soluble en agua pero conduce la corriente eléctrica.

$\text{HF} \Rightarrow$ Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

$\text{NaBr} \Rightarrow$ Enlace iónico, soluble en agua y conduce la corriente eléctrica.

30> Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 y H_2O , indica el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. Ordena los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifica las respuestas.

Solución:

$\text{CaF}_2 \Rightarrow$ Enlace iónico, unión de metal con no metal.

$\text{CO}_2 \Rightarrow$ Enlace covalente, unión de dos no metales.

$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ Enlace covalente, unión de dos no metales.

El menor punto de ebullición los tienen los compuestos covalentes pues en los iónicos es preciso romper las redes cristalinas para fundirlos primero y evaporarlos después. Entre los covalentes aquellos que tengan fuerzas intermoleculares tendrán mayores puntos de ebullición, como es el caso del agua.

Así que el orden de menor a mayor punto de ebullición será: CO_2 , H_2O y CaF_2 .

31> En función del tipo de enlace, explica por qué:

a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .

b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .

c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

Solución:

a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 porque las fuerzas puente de hidrógeno que mantienen unidas a sus moléculas son mayores en el amoníaco ya que por ser el nitrógeno un elemento más electronegativo el dipolo que origina es mayor.

- b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 porque se trata de un compuesto iónico que tiene sus iones colocados en forma de red cristalina y es precisa mucha energía para romperla y así fundir el compuesto.
- c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble porque carece de las cargas iónicas necesarias para interactuar con las de las moléculas de agua y así disolverse, cosa que sí ocurre con el KCl.

32> Contesta:

a) Un átomo A tiene como configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. ¿Cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?

b) Justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones:

- A se encuentra en su estado fundamental.
- A pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- A está en el quinto periodo del sistema periódico.
- A formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

Solución:

a) $5, 0, 0, +\frac{1}{2}$ o $5, 0, 0, -\frac{1}{2}$.

b) Falso, existen orbitales libres antes del último ocupado.

Cierto, en los metales alcalinos la configuración de último nivel es s^1 , si este átomo estuviera en estado fundamental su configuración sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Falso, está en el cuarto periodo.

Falso, los compuestos que formará serán iónicos por ser un metal.

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

a) Deduce la situación de dicho elemento en la tabla periódica.

b) Escribe los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.

c) Deduce cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.

d) Deduce los estados de oxidación más probables de este elemento.

Solución:

a) Periodo cuarto, grupo 15.

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

c) Al tener llenas los orbitales anteriores: $2 + 8 + 18 = 28$ electrones, y con los cinco que tiene en la capa cuarta, Total = 33 electrones, es decir tendrá también 33 protones.

d) Perdiendo 5 electrones obtiene configuración estable de capas llenas.

Perdiendo 3 electrones obtiene configuración estable de último orbital lleno.

Ganando 3 electrones obtiene configuración estable de capas llenas.

Por ello, sus estados serán $\pm 3, 5$.

34> Las configuraciones electrónicas: $A = 1s^2 2s^2 p^6 3s^1$; $B = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$ y $C = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ corresponden a átomos neutros. Indica las fórmulas y justifica el tipo predominante de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:

a) A y C

b) B y C

c) C y C

Solución:

A es un metal alcalino que puede perder 1 electrón al combinarse con un no metal.

B es un semimetal que puede ganar o perder electrones según con quien se combine.

C es un no metal que puede ganar 1 electrón cuando se combina con metales o semimetales y compartir 1 electrón al combinarse con no metales.

- Unión de A con C, enlace iónico, fórmula AC.
- Unión de B con C, enlace iónico, aquí B pierde sus tres electrones, fórmula BC₃.
- Unión de C con C, enlace covalente, dos átomos de C comparten 1 electrón, fórmula C₂.

35> El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indica:

- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
- El grupo y periodo al que pertenece cada uno.
- El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

Solución:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
- Ambos período tercero, grupos 2 y 17 respectivamente.
- Magnesio (Mg) y Cloro (Cl), pueden formar el MgCl₂.
- Enlace iónico. Propiedades ver en el libro.

36> Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- Indica los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- Ordena los elementos por orden creciente de radio atómico y justifica la respuesta.
- Ordena los elementos por orden creciente de su potencial de ionización y justifica la respuesta.
- Escribe la configuración electrónica de las especies Na⁺, Mg²⁺, Si y Cl⁻.

Solución:

- Na (Z = 11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, luego su electrón más externo será (3, 0, 0, +½) ó (3, 0, 0, -½).
- En el Sistema Periódico aumenta al descender en un grupo y disminuye al aumentar la carga nuclear en los periodos, luego Na > Mg > Si > Cl.
- Las energías de ionización en el Sistema Periódico aumentan a medida que nos desplazamos hacia la derecha y disminuyen al bajar en los grupos, luego Na < Mg < Si < Cl.
- Na⁺ ($1s^2 2s^2 2p^6$), Mg²⁺ ($1s^2 2s^2 2p^6$), Si ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$), Cl⁻ ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$).