

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas más externas:

a) ns^1 ; b) $ns^2 np^1$; c) $ns^2 np^3$; d) $ns^2 np^6$.

Indica dos elementos de los grupos anteriores y razona cuáles serán los estados de oxidación más estables de esos elementos.

Solución:

a) La configuración electrónica " ns^1 " corresponde a los elementos del grupo 1, los alcalinos, que por poder perder únicamente este electrón, su estado de oxidación estable es +1, transformándose en cationes monovalentes. Pertenecen a este grupo el litio, Li, y el potasio, K.

b) Los elementos con esta configuración electrónica pertenecen al grupo 13, los boroideos. Tienen tendencia a perder los 3 electrones más externos, transformándose en un catión tripositivo, siendo su estado de oxidación más estable + 3. Son ejemplos el boro, B, y el aluminio, Al.

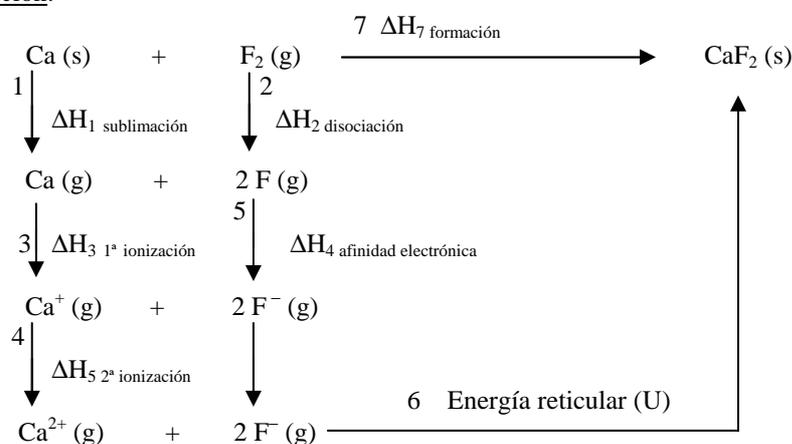
c) A esta configuración corresponden los elementos de grupo 15, los nitrogenoideos, los cuales, pueden perder un número variable de electrones dando lugar a diferentes iones positivos. Sus estados de oxidación más estables son + 3 y + 5 dando iones tri y penta positivos. También pueden aceptar 3 electrones para conseguir configuración electrónica estable de gas noble, en cuyo caso, su número de oxidación sería - 3. Como ejemplos pueden considerarse el nitrógeno, N, y el fósforo, P.

d) Los gases nobles son los que presentan esta configuración, y están ubicados en el grupo 18 de la tabla periódica. Pertenecen a este grupo el neón, Ne, y el xenón, Xe. Debido a la estabilidad de la configuración electrónica son muy resistentes a la formación de iones.

CUESTIÓN 2.- Calcula la energía de red del $CaCl_2$ a partir de los siguientes datos:

$\Delta H_f (CaCl_2) = -796 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{sub}} (Ca) = 178 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{disoc}} (Cl_2) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{1^\circ \text{ ioniz}} (Ca) = 590 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{2^\circ \text{ ioniz}} (Ca) = 1146 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{afin. elec}} (Cl) = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:



La energía reticular se obtiene despejándola de la ecuación:

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{7f} &= \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + U \Rightarrow U = \Delta H_{7f} - (\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5) \\
 \Rightarrow U &= -796 - 178 - 244 - 590 - 1146 + 349 = -2605 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.
 \end{aligned}$$

Resultado: $-2605 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

PROBLEMA 1.- Una muestra de 0,560 g que contenía bromuro de sodio y bromuro de potasio se trató con nitrato de plata acuoso recuperándose todo el bromuro como 0,970 g de bromuro de plata.

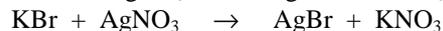
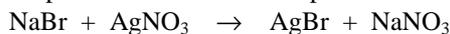
- ¿Cuál es la fracción de bromuro potásico en la muestra original?
- ¿Qué volumen de disolución 1 M de nitrato de plata es necesario preparar para precipitar todo el bromo de la muestra?

DATOS: $A_r (\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r (\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r (\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r (\text{Br}) = 80 \text{ u}$; $A_r (\text{Ag}) = 108 \text{ u}$.

Solución:

$M(\text{NaBr}) = 103 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{KBr}) = 119 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{AgBr}) = 188 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Las reacciones de precipitación del bromuro de plata con cada bromuro de la mezcla son:



Siendo “x” los gramos de bromuro de sodio e “y” los gramos de bromuro de potasio, los gramos de precipitado que se obtiene son:

$$x \frac{\text{g NaBr}}{\text{g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{188 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 1,825 \cdot x \text{ g de AgBr};$$

$$y \frac{\text{g KBr}}{\text{g KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol KBr}} \cdot \frac{188 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 1,580 \cdot y \text{ g de AgBr}.$$

La suma de los gramos de bromuros de sodio y potasio se igualan a los gramos de mezcla, y los gramos de bromuros de plata también se suman y se igualan a los gramos precipitados, obteniéndose un sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas:

$$\text{Gramos totales de bromuros de sodio y potasio:} \quad x + y = 0,56$$

$$\text{Gramos totales de bromuro de plata:} \quad 1,825 \cdot x + 1,580 \cdot y = 0,97$$

Resolviendo el sistema por el método de reducción, se multiplica la primera ecuación por 1,825, se cambia de signo a la segunda y se suman, resultando:

$$1,825 \cdot x + 1,825 \cdot y = 1,825 \cdot 0,56 \rightarrow 1,825 \cdot x + 1,825 \cdot y = 1,022$$

$$1,825 \cdot x + 1,580 \cdot y = 0,97 \rightarrow \frac{-1,825 \cdot x - 1,580 \cdot y = -0,97}{0,245 \cdot y = 0,052}$$

siendo el valor de “y”: $y = \frac{0,052}{0,245} = 0,21 \text{ g de KBr}$, y el de la “x”: $x = 0,56 - 0,21 = 0,35 \text{ g NaBr}$.

La fracción de bromuro de potasio en la muestra es: $\frac{0,21}{0,56} = 0,375$ lo que equivale a $\frac{3}{8}$.

b) De los gramos de bromuros de sodio y potasio se hallan los moles necesarios de nitrato de plata para la precipitación de los correspondientes bromuros de plata. Estos moles son:

$$0,35 \frac{\text{g NaBr}}{\text{g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaBr}} = 0,0034 \text{ moles de AgNO}_3;$$

$$0,21 \frac{\text{g KBr}}{\text{g KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol KBr}} = 0,0018 \cdot x \text{ g de AgBr}.$$

siendo, $0,0034 + 0,0018 = 0,0052$ el número total de moles de nitrato de plata necesarios para precipitar todo el bromuro. De la definición de molaridad, despejando el volumen, sustituyendo las variables por sus valores y operando, resulta el valor:

$$M = \frac{n \text{ (moles)}}{V \text{ (litros)}} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,0052 \text{ moles AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0052 \text{ L o lo que es lo mismo, } 5,2 \text{ mL}.$$

Resultado: a) la fracción del KBr es $\frac{3}{8}$; b) 5,2 mL.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Calcula el pH y la concentración inicial de amoníaco de una disolución de amoníaco en agua si el grado de disociación es del 1 %.

DATOS: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

La concentración de las especies en el equilibrio son:



Concentración en el equilibrio: $C_o \cdot (1 - 0,01) = 0,99 \cdot C_o$ $0,01 \cdot C_o$ $0,01 \cdot C_o$

que sustituidas en la constante básica del NH_3 , produce para C_o , después de operar, el valor:

$$K_a = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,01^2 \cdot C_o^2}{0,99 \cdot C_o} \Rightarrow C_o = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,99}{0,01^2} = 0,178 \text{ M.}$$

La concentración de iones OH^- es: $[OH^-] = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, y como $[OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$, la concentración de protones hidratados es: $[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{1,78 \cdot 10^{-3}} = 5,62 \cdot 10^{-12} \text{ M}$.

El pH de la disolución es: $pH = -\log 5,62 \cdot 10^{-12} = 12 - \log 5,62 = 12 - 0,75 = 11,25$.

Resultado: a) pH = 11,25; b) $[NH_3] = 0,178 \text{ M}$.

PROBLEMA 3.- Un gramo de un compuesto gaseoso de carbono e hidrógeno da por combustión 3,30 g de dióxido de carbono y 0,899 g de agua. Sabiendo que la densidad de una muestra gaseosa del compuesto es de $1,78 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ en condiciones normales de temperatura y presión, indica si se trata de un hidrocarburo saturado o insaturado y escribe todos los isómeros posibles. DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

En la combustión del compuesto todo el carbono pasa a CO_2 y todo el hidrógeno a H_2O . Los gramos de carbono e hidrógeno se obtienen multiplicando las masas de CO_2 y H_2O , por las relaciones de equivalencia mol-gramos, número de moles de átomos-mol de moléculas de compuesto y gramos-mol:

$$3,30 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol átomos C}} = 0,9 \text{ g C};$$

$$0,899 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ moles átomos H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol átomos H}} = 0,1 \text{ g H}.$$

Los moles de cada elemento, si son números enteros, son los subíndices de la fórmula del compuesto, y si son decimales se dividen por el menor de ellos para convertirlos en entero:

$$C: 0,9 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,075 \text{ moles}; \quad H: 0,1 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,1 \text{ moles};$$

Dividiéndolos por el menor de ellos: C: $\frac{0,075}{0,075} = 1$; H: $\frac{0,1}{0,075} = 1,33$; y multiplicando por 3 para convertir el decimal en entero resulta: C = 3 y H = 4, siendo la fórmula empírica del compuesto:

La fórmula empírica del compuesto es: C_3H_4 .

La masa molar del compuesto se obtiene despejándola de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{M(\text{masa molar})} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot M = \frac{\text{gramos}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}, \text{ y sustituyendo valores:}$$

$$M = \frac{1,78 \text{ g } \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 39,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica $(C_3H_4)_n$, y su masa molar es n veces mayor, es decir: $M[(C_3H_4)_n] = n \cdot M(C_3H_4)$.

Como la masa molar de la fórmula empírica es $M(C_3H_4) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la de la fórmula molecular es $M(C_3H_4)_n = 39847 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, el valor de n se obtiene despejándolo de la relación anterior, sustituyendo las variables por sus valores y operando:

$$M[(C_3H_4)_n] = n \cdot M(C_3H_4) \Rightarrow n = \frac{M[(C_3H_4)_n]}{M(C_3H_4)} = \frac{39,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,995 \cong 1.$$

La fórmula molecular del compuesto es, por tanto, C_3H_4 , que corresponde a un hidrocarburo insaturado, siendo dos isómeros: $CH_2 = C = CH_2$ y $CH \equiv C - CH_3$.

Resultado: a) C_3H_4 .

CUESTIÓN 2.- Formula o nombra los siguientes compuestos:

a) Nitrato de litio; b) Hidróxido de calcio; c) Sulfato de plata; d) MnO_2 ; e) $Ca(HCO_3)_2$; f) H_2S .

Solución: C.

- a) LiNO_3 ; b) Ca(OH)_2 ; c) Ag_2SO_4 ; d) Óxido de manganeso (IV);
e) Hidrogenocarbonato de calcio; f) Sulfuro de hidrógeno.