

**SI TODOS AYUDAMOS CONSEGUIREMOS UN MUNDO MEJOR.
COLABORA, COMO PUEDAS, CON UNA ONG.**

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- a) Determina la fórmula empírica de un compuesto gaseoso formado únicamente por boro y flúor sabiendo que en su composición contiene un 22,1 % de boro.

b) Si 0,0866 g de este gas, medidos en condiciones normales de presión y temperatura, ocupan un volumen de 19,88 mL, ¿cuál será su fórmula molecular?

c) Dibuja la estructura de Lewis para esta molécula.

Solución:

a) En una molécula los subíndices de los átomos indica el número de ellos que hay en la molécula, o lo que es lo mismo, el número de moles de átomos que hay en un mol de moléculas. Por ello, hay que conocer los moles de boro y flúor que se consiguen, multiplicando sus gramos por la relación de equivalencia o factor de conversión mol-gramos:

$$22,1 \text{ g B} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos B}}{10,8 \text{ g B}} \cong 2, \text{ moles átomos B}; \quad 77,9 \text{ g F} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos F}}{19 \text{ g F}} \cong 4 \text{ moles átomos F}.$$

Al ser los números obtenidos enteros, la fórmula empírica del compuesto es B_2F_4 .

b) Para determinar la fórmula molecular se obtiene la masa molar del compuesto de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = \frac{a}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{a \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,0866 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 0,01988 \text{ L}} = 97,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica $(\text{B}_2\text{F}_4)_n$, y su masa molar es n veces mayor, es decir: $M[(\text{B}_2\text{F}_4)_n] = n \cdot M(\text{B}_2\text{F}_4)$.

Como la masa molar de la fórmula empírica es $M(\text{B}_2\text{F}_4) = 97,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la de la fórmula molecular es $M[(\text{B}_2\text{F}_4)_n] = 97,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, el valor de n se obtiene a partir de la relación anterior despejando n, sustituyendo las variables por sus valores y operando:

$$M[(\text{B}_2\text{F}_4)_n] = n \cdot M(\text{B}_2\text{F}_4) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{B}_2\text{F}_4)_n]}{M(\text{B}_2\text{F}_4)} = \frac{97,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{97,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.$$

La fórmula molecular del compuesto es, por tanto, B_2F_4 .

c) La estructura de Lewis para la molécula es:



Resultado: a) B_2F_4 ; b) B_2F_4 .

PROBLEMA 2.- Cuando se alcanza el siguiente equilibrio: $2 \text{ CO (g)} \rightleftharpoons \text{C (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$, a la temperatura de 600 K y presión de 2 atm, la fase gaseosa contiene 0,05 moles de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ por cada mol de CO (g) .

a) Calcula las presiones parciales de cada uno de los gases presentes en el equilibrio.

b) Determina el valor de K_c y K_p del equilibrio a esa temperatura.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Si en el equilibrio hay 0,05 moles de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ por cada mol de CO (g) , suponiendo que en el equilibrio hay n_o moles de CO (g) de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ habrá $n_o \cdot 0,05$ moles:



Moles en el equilibrio: n_o $n_o \cdot 0,05$

siendo los moles totales en el equilibrio: $n_t = n_o + n_o \cdot 0,05 = n_o \cdot (1 + 0,05)$.

La fracción molar de cada gas en el equilibrio es: $\chi_{\text{CO}} = \frac{n_o}{n_o \cdot (1 + 0,05)} = \frac{1}{1,05} = 0,952$ y

$$\chi_{CO_2} = \frac{n_o \cdot 0,05}{n_o \cdot (1+0,05)} = \frac{0,05}{1,05} = 0,476 \text{ y su presión parcial: } P_{CO} = \chi_{CO} \cdot P = 0,952 \cdot 2 = 1,904 \text{ atm y}$$

$$P_{CO_2} = \chi_{CO_2} \cdot P = 0,0476 \cdot 2 = 0,095 \text{ atm.}$$

b) Llevando los valores de las presiones parciales a la constante de equilibrio K_p y operando, sale el valor: $K_p = \frac{P_{CO_2}}{P_{CO}^2} = \frac{0,095}{1,904^2} = 0,026$, y de la relación entre las K_c y K_p se obtiene el valor de K_c :

$$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} = 0,026 \cdot (0,082 \cdot 600)^1 = 1,279.$$

Resultado: a) P_p (CO) = 1,904 atm; P_p (CO₂) = 0,095 atm; b) K_p = 0,026; K_c = 1,279.

PROBLEMA 3.- Para oxidar zinc a zinc (II) se utiliza una disolución que contiene el ión dicromato en medio ácido, con lo que el dicromato se reduce a cromo (III).

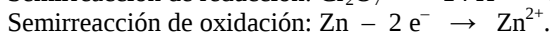
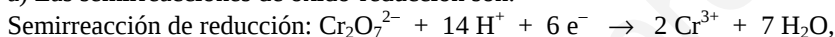
a) Ajusta por el método del ión-electrón la reacción de oxidación-reducción en su forma iónica e indica que especie actúa como agente oxidante y cuál como agente reductor.

b) Calcula el voltaje que se obtendría al formar una pila con un electrodo Zn/Zn²⁺ y un electrodo Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺, ambos en condiciones estándar.

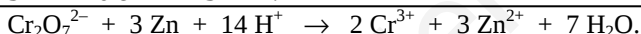
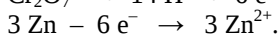
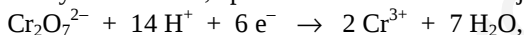
DATOS: E^0 (Zn/Zn²⁺) = -0,76 V; E^0 (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺) = 1,232 V.

Solución:

a) Las semirreacciones de oxido-reducción son:



Multiplicando por 3 la semirreacción de oxidación para igualar los electrones que se intercambian y sumándolas, aparece la ecuación iónica ajustada.



Agente o especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra, y esto lo realiza el Cr₂O₇²⁻ que oxida al Zn a Zn²⁺ y se reduce a Cr³⁺, mientras que el agente o especie reductora es la que reduce a otra, y es el Zn el que reduce al Cr₂O₇²⁻ a Cr³⁺ y él se oxida a Zn²⁺.

b) En la pila formada el ánodo lo constituiría el Zn y el cátodo el cromo, siendo el voltaje de la pila: $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 1,232 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,992 \text{ V}$.

Resultado: b) $E^0_{\text{pila}} = 1,992 \text{ V}$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 3.- a) A partir de los datos de energía media de enlace de la tabla, determina el valor de la entalpía de hidrogenación del etino a etano: $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$.

Enlace	$E_{\text{media}} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
C - C	347
C $\equiv$ C	830
C - H	415
H - H	436

b) ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica?

c) Explica de forma razonada si ese valor de entalpía de reacción será más o menos preciso que el que puede obtenerse a partir de las entalpías de formación de productos y reactivos.

Solución:

a) La entalpía de la reacción se obtiene de la expresión:

$$\Delta H^0_r = \sum m \cdot \Delta H^0_{\text{enlaces rotos}} - \sum n \cdot \Delta H^0_{\text{enlaces formados}}.$$

En la reacción se rompen dos enlaces C - H, un enlace triple C $\equiv$ C y un enlace simple H - H, y se forman un enlace sencillo C - C y seis enlaces C - H, luego, la entalpía de reacción es:

$$\Delta H^{\circ}_r = 2 \cdot \Delta H_{C-H} + \Delta H_{C \equiv C} + \Delta H_{H-H} - \Delta H_{C-H} - 6 \cdot \Delta H_{C-H} = 2 \cdot 415 + 830 + 436 - 347 - 6 \cdot 415 = -741 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Por ser el valor obtenido negativo, la reacción es exotérmica, es decir, desprende energía.

c) En una reacción química el proceso transcurre rompiéndose y formándose enlaces, por lo que la determinación de la entalpía de reacción, a partir de las energías media de enlace, parece ser más precisa que la que se obtiene a partir de las entalpías estándar de formación de productos y reactivos que, por convenio, se ha asignado a cada sustancia un valor constante, al no ser posible conocer realmente la entalpía de una sustancia determinada.

PROBLEMA 1.- a) Sabiendo que a 25 °C la máxima cantidad de sulfato de calcio que puede disolverse en 300 mL de agua son 0,32 g, determina el valor del producto de solubilidad de dicha sal a esa temperatura. Considera que la densidad de la disolución es 1 g · mL⁻¹.

b) ¿Se formará precipitado al mezclar 100 mL de disolución 0,1 M de cloruro de calcio con 100 mL de disolución 0,1 M de sulfato de sodio?
DATOS: A_r (Ca) = 40 u; A_r (O) = 16 u; A_r (S) = 32 u.

Solución:

a) La concentración de la disolución es:

$$M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{\frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}}}{V} = \frac{\frac{0,32 \text{ g}}{136 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,3 \text{ L}} = 0,0078 \text{ M}, \text{ que es la solubilidad del sulfato de calcio, y}$$

como el equilibrio de solubilidad es: $\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, resulta que el producto de solubilidad de la sal es: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot S = S^2 = 0,0078^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2} = 6,1 \cdot 10^{-5} \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}$.

Utilizando la densidad también se obtiene el valor de la concentración:

$$\frac{0,32 \text{ g CaSO}_4}{300 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{136 \text{ g CaSO}_4} = 0,0078 \text{ M}.$$

b) Tanto la base, por ser muy fuerte, como la sal se encuentran totalmente ionizadas.

Para conocer las concentraciones de los distintos iones en la disolución que se forma al mezclar ambas disoluciones se determinan sus moles, se dividen por el volumen total de la nueva disolución y se halla el producto iónico Q, que se compara con el producto de solubilidad obtenido y así se conoce si se produce o no precipitación.

$$\text{Moles de CaCl}_2: n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ moles de Ca}^{2+}.$$

$$\text{Moles de Na}_2\text{SO}_4: n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ moles de SO}_4^{2-}.$$

El equilibrio de ionización del CaSO₄ es: $\text{CaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.

Las concentraciones de los iones SO₄²⁻ y Ca²⁺ en la nueva disolución son:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,01 \text{ moles}}{0,2 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}; \quad [\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,01 \text{ moles}}{0,2 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}.$$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión del producto iónico del CaSO₄ y operando:

$Q = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,05^2 \text{ M}^2 = 0,0025 \text{ M}^2$ que es mucho mayor que K_{ps}, lo que pone de manifiesto que se produce precipitación.

Resultado: a) K_{ps} = 6,1 · 10⁻⁵ M²; b) Hay precipitado.

PROBLEMA 2.- El hidróxido de potasio contenido en 5 g de una muestra de este hidróxido del 67 % de pureza, se disuelve en agua para obtener 400 mL de disolución de hidróxido de potásico.

a) Calcula el pH de la disolución resultante.

b) Si esta disolución se diluye hasta un volumen de 3 L, ¿cuál será el pH de la disolución diluida?

c) Determina el volumen de ácido clorhídrico 0,1 M necesario para neutralizar 15 mL de una disolución de hidróxido potásico 0,15 M.

DATOS: A_r (H) = 1 u; A_r (K) = 39 u; A_r (O) = 16 u.

Solución:

a) La masa de hidróxido puro que se disuelve es: $5 \text{ g mezcla} \cdot \frac{67 \text{ g KOH puro}}{100 \text{ g mezcla}} = 3,35 \text{ g}$, a los

que corresponden los moles: $n(\text{KOH}) = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{3,35 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,06 \text{ moles}$, que al disolverse hasta

0,4 L de disolución, proporciona a ésta la concentración molar:

$$M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,06 \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} = 0,15 \text{ M}.$$

Por ser una base fuerte se encuentra totalmente ionizada, siendo la concentración de iones OH^- en la disolución: $[\text{OH}^-] = 0,15 \text{ M}$, su $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,15 = 0,82$, y el pH de la disolución: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,82 = 13,18$.

b) Si se diluye la disolución se mantiene constante el número de moles de base disuelto, por lo que la concentración de la nueva disolución será, aplicando la definición de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,06 \text{ moles}}{3 \text{ L}} = 0,02 \text{ M}, \text{ y procediendo igual que en el apartado anterior:}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,02 \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,02 = 1,69 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,69 = 12,31.$$

c) Entre la base y el ácido se produce la siguiente reacción de neutralización:

$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, en la que su estequiometría es 1 a 1, siendo los moles de ácido que reaccionan los mismos que los de base.

Moles de KOH que reaccionan: $n(\text{KOH}) = 0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,0025 \text{ moles}$, que son los que reaccionan de HCl, por lo que, aplicando la definición de molaridad, despejando el volumen, sustituyendo valores y operando sale:

$$M = \frac{\text{moles}}{V} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,0025 \text{ moles}}{0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0225 \text{ L} = 22,5 \text{ mL HCl}.$$

Resultado: a) pH = 13,18; b) pH = 12,31; c) V = 22,5 mL.