## OPCIÓN A

**PROBLEMA 2.- Una mezcla que contiene 10 moles de dióxido de azufre, $SO_2$, y 90 moles de oxígeno se pone en contacto con un catalizador produciéndose la reacción:**

**$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrows 2\ SO_3\ (g)$. El 90 % del $SO_2$ se transforma en $SO_3$ a 575 ºC. Calcula la constante de equilibrio, $K_p$, de la reacción si la presión total es de 1 atm.**

Solución:

Los moles iniciales y en el equilibrio de las especies de la ecuación química, teniendo presente que por cada 2 moles de $SO_2$ reaccionan 1 mol de $O_2$, son:

| | $2\ SO_2\ (g)$ | $+\ O_2\ (g)$ | $\leftrightarrows\ 2\ SO_3\ (g)$ |
|---|---|---|---|
| Moles iniciales: | 10 | 90 | 0 |
| Moles en el equilibrio: | $10 - 0{,}9 \cdot 10$ | $90 - \frac{1}{2} \cdot 0{,}9 \cdot 10$ | $10 \cdot 0{,}9$ |
| | 1 mol | 85,5 moles | 9 moles |

Las fracciones molares de cada sustancia en el equilibrio son:

$$\chi_{SO_2} = \frac{moles\ SO_2}{moles\ totales} = \frac{1\ \cancel{mol}}{95{,}5\ \cancel{moles}} = 0{,}011; \quad \chi_{O_2} = \frac{85{,}5\ \cancel{moles}}{95{,}5\ \cancel{moles}} = 0{,}895; \quad \chi_{SO_3} = \frac{9\ \cancel{moles}}{95{,}5\ \cancel{moles}} = 0{,}094, \text{ y}$$

las presiones parciales: $P_p = \chi \cdot P_t$: $P_{SO_2} = 0{,}011 \cdot 1$ atm = 0,011 atm; $P_{O_2} = 0{,}895 \cdot 1$ atm = 0,895 atm; $P_{SO_3} = 0{,}094 \cdot 1$ atm = 0,094 atm.

Sustituyendo estas presiones parciales en la expresión de $K_p$:

$$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \cdot P_{O_2}} = \frac{0{,}094^2\ \cancel{atm^2}}{0{,}011^2\ \cancel{atm^2} \cdot 0{,}895\ atm} = 81{,}59\ atm^{-1}.$$

**Resultado: $K_p = 81{,}59\ atm^{-1}$.**

**CUESTIÓN 1.- a) ¿Qué son las proteínas, consideradas como compuestos químicos?**
**b) La insulina es un oligopolímero natural de masa molecular aproximada 6500. Indica el número de monómeros que constituye la molécula de insulina, suponiendo que el monómero que da lugar a esta proteína es el ácido 2-amino pentanoico.**

Solución:

a) Son macromoléculas de elevado peso molecular, formadas por polimerización de aminoácidos que pueden ser α o β, según lleven el grupo amino, $-NH_2$ unido al carbono más próximo al grupo carboxilo, o en el siguiente.

b) Si el monómero constituyente de la insulina es el 2-amino-pentanoico, $C_4H_8NH_2COOH$, su masa molecular es 117, siendo el número de monómeros que forman parte de la molécula de insulina:

$$\text{nº monómeros} = \frac{6500}{117} = 55{,}56 \cong 56 \text{ monómeros.}$$

**CUESTIÓN 3.- a) Determina si, en condiciones estándar, es posible oxidar el ión ferroso mediante ácido nítrico, que se reduciría hasta óxido nítrico, NO.**
**b) Ajusta el proceso redox por el método del ión-electrón.**
**DATOS: $E^o\ [Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)] = 0{,}77$ V; $E^o\ [NO_3^-(aq)/NO(aq)] = 0{,}96$ V.**

Solución:

a) Para comprobar si el proceso de oxidación del ión ferroso, $Fe^{2+}$, por ácido nítrico es posible, se escriben las semirreacciones iónicas correspondientes, con los respectivos valores de sus potenciales de reducción estándar, y se calcula la fuerza electromotriz de la reacción global. Si es positiva la reacción propuesta es espontánea, y si es negativa no lo es (reacción imposible en las condiciones dadas).

Por ser el ácido nítrico el que posee un mayor potencial de reducción estándar, es el que sufre la reducción, obligando al ión $Fe^{2+}$ a oxidarse a $Fe^{3+}$. Las semirreacciones de oxido-reducción iónicas son:

www.yoquieroaprobar.es

$Fe^{2+} - 1\ e^- \rightarrow Fe^{3+}$ $E^o = -0{,}77$ V (signo cambiado por ser oxidación)

$NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$ $E^o = 0{,}96$ V.

El potencial de la reacción global es la suma de los potenciales de reducción estándar, siendo su valor 0,19 V que por ser positivo indica que la reacción es espontánea, o lo que es lo mismo, el ácido nítrico oxida al ión $Fe^{2+}$ a ión $Fe^{3+}$.

b) Usando las semirreacciones anteriores, multiplicando la primera por 3 y sumándolas para eliminar los electrones intercambiados, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$$\begin{array}{l} 3\ Fe^{2+} - 3\ e^- \rightarrow 3\ Fe^{3+} \\ NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O \\ \hline 3\ Fe^{2+} + NO_3^- + 4\ H^+ \rightarrow 3\ Fe^{3+} + NO + 2\ H_2O. \end{array}$$

## OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.- El hiperóxido de potasio ($KO_2$) se utiliza para purificar el aire en espacios cerrados. Si se combina con el dióxido de carbono libera oxígeno según la reacción:**

$$4\ KO_2\ (s) + 2\ CO_2\ (g) \rightarrow 2\ K_2CO_3\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

**a) Calcula la masa de $KO_2$ que reacciona con 50 L de $CO_2$ en condiciones normales.**

**b) Calcula el número de moléculas de oxígeno que se producen.**

**DATOS: $A_r$ (K) = 39 u; $A_r$ (O) = 16 u; $A_r$ (C) = 12 u.**

Solución:

M ($KO_2$) = 71 g · mol$^{-1}$; M ($CO_2$) = 44 g · mol$^{-1}$.

a) Los litros de dióxido de carbono se pasan a moles, a los que aplicándoles las correspondientes relaciones de equivalencia se obtiene la masa de $KO_2$. Como en condiciones normales 1 mol de cualquier gas ocupan un volumen de 22,4 L, los moles que corresponden a 50 L de $CO_2$ son:

$n = 50\,\cancel{L} \cdot \frac{1\,mol}{22{,}4\,\cancel{L}} = 2{,}23\,moles$, que multiplicados por la relación molar $KO_2$–$CO_2$ (4 a 2) y por la relación de equivalencia gramos–mol de $KO_2$, se obtiene la masa:

$$2{,}23\,\cancel{moles\ CO_2} \cdot \frac{4\,\cancel{moles\ KO_2}}{2\,\cancel{moles\ CO_2}} \cdot \frac{71\,g\ KO_2}{1\,\cancel{mol\ KO_2}} = 316{,}66\ g\ KO_2.$$

b) Multiplicando los moles de $CO_2$ por la relación molar $O_2$–$CO_2$ y por la relación de equivalencia $N_A$–mol, se obtiene el número de moléculas de $O_2$ que se desprenden de la reacción:

$$2{,}23\,\cancel{moles\ CO_2} \cdot \frac{3\,\cancel{moles\ O_2}}{2\,\cancel{moles\ CO_2}} \cdot \frac{6{,}023 \cdot 10^{23}\ moléculas O_2}{1\,\cancel{mol\ O_2}} = 2{,}015 \cdot 10^{24}\ moléculas\ de\ O_2.$$

**Resultado: a) 316,66 g $KO_2$; b) 2,015 ·$10^{24}$ moléculas $O_2$.**

**CUESTIÓN 1.- a) Se tiene un matraz, A, de 1,5 L, que contiene gas neón a 600 mm Hg de presión, y otro matraz, B, de 500 mL, que contiene gas helio a 1,2 atm. Se conectan y se espera el tiempo necesario para que se produzca la difusión total de los dos gases. La operación tiene lugar a una temperatura constante de 25 ºC. Calcula la presión parcial, expresada en unidades del sistema internacional, del gas helio en cada recipiente al final de la difusión.**

**b) ¿Qué ocurre con la entropía del sistema?**

**c) ¿Qué reacción tiene lugar entre los dos gases al mezclarse?**

**DATOS: R = 0,082 atm · L · mol$^{-1}$ · K$^{-1}$.**

Solución:

a) Según Dalton, la presión de un gas en una mezcla, presión parcial del gas, es la misma que la que ejercería si él solo ocupase todo el volumen.

Al mezclarse ambos gases ocuparían un volumen de 2 L, siendo la presión de cada uno de ellos, ocupando dicho volumen, su presión parcial.

Puede considerarse el caso de un gas que pasa, a temperatura constante, de unas condiciones de presión y volumen a otra, pudiendo aplicarse la ley de Boyle-Mariotte, es decir, $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$, resultando para el gas helio la presión parcial:

www.yoquieroaprobar.es

Para el Helio: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \Rightarrow \quad P_2 = \dfrac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \dfrac{1{,}2\ atm \cdot 0{,}5\ \cancel{L}}{2\ \cancel{L}} = 0{,}3\ atm.$

b) Por ser dos gases que se mezclan, la entropía del sistema permanece constante, pues no hay aumento ni disminución de desorden.

c) Al ser el helio y el neón gases nobles, no se produce reacción entre ellos.

El apartado a) también puede resolverse de la siguiente forma:

Primero se calculan los moles del gas helio en su recipiente, y después se obtiene su presión ocupando todo el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \ \Rightarrow \ n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1{,}2\ \cancel{atm} \cdot 0{,}5\ \cancel{L}}{0{,}082\ \cancel{atm \cdot L} \cdot mol^{-1} \cdot \cancel{K}^{-1} \cdot 298\ \cancel{K}} = 0{,}0246\ moles\ de\ He.$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \ \Rightarrow \ P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0{,}0246\ \cancel{moles} \cdot 0{,}082\ atm \cdot \cancel{L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}} \cdot 298\ \cancel{K}}{2\ \cancel{L}} = 0{,}3\ atm.$$

**Resultado: a) 0,3 atm en cada recipiente.**

**CUESTIÓN 2.- Para el orbital 3s de un átomo:**

**a) Indica el valor de los números cuánticos n, l, y m de los electrones situados en el mismo.**

**b) Señala si hay un cuarto número cuántico y qué valores puede tener.**

**c) ¿En qué principio se basa la afirmación de que no pueden coexistir más de dos electrones en un orbital atómico?**

Solución:

a) Los números cuánticos para cada electrón son: **n** = 3; **l** = 0; $\mathbf{m_l}$ = 0.

b) Para que un electrón quede perfectamente descrito o representado en el átomo falta un cuarto número cuántico, el de espín $\mathbf{m_s}$, cuyos valores son 1/2 para uno de los electrones y –1/2 para el otro.

c) Se basa en el principio de exclusión de Pauli, que dice: “en un orbital no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.

www.yoquieroaprobar.es