

## OPCIÓN A

**PROBLEMA 1.- Se puede producir gas cloro haciendo uso de la siguiente reacción:**



a): Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción utilizando el método del ión-electrón. Indica el nombre del oxidante y del reductor.

b): Ajusta la ecuación molecular.

c): Calcula los moles de  $\text{Cl}_2$  que se producirán si se consumen totalmente 18,25 g de HCl.

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5 u; H = 1,0 u.

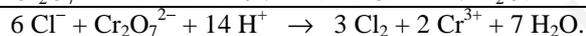
Solución:

a) La ecuación iónica redox es:  $\text{Cl}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cr}^{3+}$ .

Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 y sumándolas para eliminar los electrones intercambiados, se obtiene la reacción iónica ajustada:



b) Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, teniendo presente que los 14  $\text{H}^+$  pertenecen a los  $\text{Cl}^-$ , queda esta ajustada:



c) Los moles correspondientes a los gramos de HCl consumidos en la reacción son:

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{18,25 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ moles HCl, y si por cada 14 moles de HCl se obtienen 3}$$

moles de  $\text{Cl}_2$ , según indica la estequiometría de la reacción, los moles de HCl consumidos producirán:

$$\frac{0,5 \text{ moles HCl} \cdot 3 \text{ moles Cl}_2}{14 \text{ moles HCl}} = 0,107 \text{ moles Cl}_2$$

**Resultado: c) 0,197 moles.**

**PROBLEMA 2.- En un recipiente de 10,0 litros se introduce una mezcla de 4,0 moles de nitrógeno y 12,0 mol de hidrógeno. Se eleva la temperatura hasta 1000 K estableciéndose el equilibrio:**

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ . En ese instante, se observa que hay 0,8 moles de amoníaco en la mezcla gaseosa. Calcula:

a) La constante de concentraciones  $K_c$

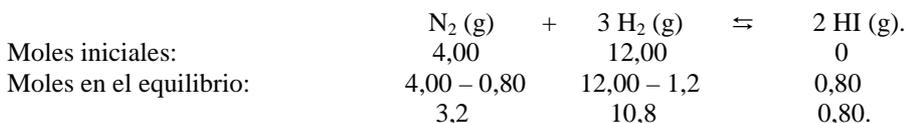
b) La constante de presiones  $K_p$  y la presión total de la mezcla gaseosa en equilibrio.

c) Las presiones parciales de los componentes en el equilibrio.

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

Solución:

a) La estequiometría de la reacción indica que por cada mol de  $\text{N}_2(\text{g})$  se producen 2 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$ , mientras que por cada 3 moles de  $\text{H}_2(\text{g})$  se obtienen 2 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$ . Luego, si en el equilibrio aparecen 0,8 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$ , ello indica que de  $\text{N}_2(\text{g})$  se han consumido 0,8 moles, mientras que de  $\text{H}_2(\text{g})$  se han gastados  $\frac{0,8 \cdot 3}{2} = 1,2$  moles de  $\text{H}_2(\text{g})$ , siendo los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies:



Las concentraciones de estas especies en el equilibrio, siendo el volumen del recipiente 10 L son:

$$[N_2] = \frac{3,2 \text{ moles}}{10,0 L} = 0,32 \text{ M}; \quad [H_2] = \frac{10,8 \text{ moles}}{10 L} = 1,08 \text{ M} \quad [NH_3] = \frac{0,8 \text{ moles}}{10 L} = 0,08 \text{ M, y}$$

sustituyéndolas en la constante de equilibrio  $K_c$  sale:  $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{0,08^2}{0,32 \cdot 1,08^3} = 1,59 \cdot 10^{-2}$ .

b) La expresión que relaciona  $K_p$  y  $K_c$  es:  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ , y como  $\Delta n$  (moles de productos de reacción menos moles de reactivos) vale cero, ( $2 - 4 = -2$ ):

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{-2} = \frac{K_c}{(R \cdot T)^2} = \frac{1,59 \cdot 10^{-2}}{(0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 K)^2} = 2,36 \cdot 10^{-6}$$

Los moles totales en el equilibrio es la suma de los moles de cada uno de los gases, es decir:  $n_t = 3,2 + 10,8 + 0,8 = 14,8$  moles.

Despejando de la ecuación de los gases ideales la presión, sustituyendo valores y operando se obtiene para la presión total el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{14,8 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 K}{10 L} = 121,36 \text{ atm.}$$

c) Conocidos los moles de cada gas en el equilibrio, despejando la presión de cada gas de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo valores y operando, se determina la presión parcial de cada gas en el equilibrio. Las presiones parciales son:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{N_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3,2 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 K}{10 L} = 26,24 \text{ atm.}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{H_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{10,8 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 K}{10 L} = 88,56 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{NH_3} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,8 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.000 K}{10 L} = 6,56 \text{ atm.}$$

**Resultado:** a)  $K_c = 1,59 \cdot 10^{-2}$ ; b)  $K_p = 121,36$ ; c)  $P_p(N_2) = 26,24 \text{ atm}$ ;  $P_p(H_2) = 88,56 \text{ atm}$ ;  $P_p(NH_3) = 6,56 \text{ atm}$ .

**CUESTIÓN 2.- Escribe las fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos:**

(a) HCN; (b)  $HCO_3^-$ ; (c)  $NH_4^+$ ; (d) HCl.

Solución:

Los ácidos ceden un protón al agua convirtiéndose en sus bases conjugadas.

a) La base conjugada del ácido HCN es:  $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^-$  (base conjugada) +  $H_3O^+$ .

b) La del ácido  $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-}$  (base conjugada) +  $H_3O^+$ .

c) El  $NH_4^+$  es el ácido conjugado de la base  $NH_3$ , que a su vez, es la base conjugada del ácido  $NH_4^+$ :  $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3$  (base conjugada) +  $H_3O^+$ .

d) Para el ácido HCl su base conjugada es:  $HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^-$  (base conjugada) +  $H_3O^+$ .

## OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.- El ácido fluorhídrico, HF, se encuentra disociado el 0,5% en una disolución cuya concentración es 0,3 M. Calcula:**

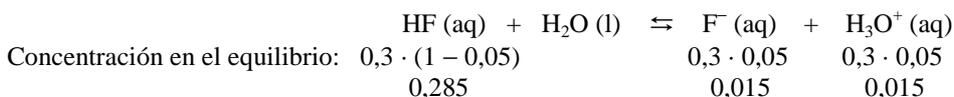
a) La constante de disociación del ácido.

b) El pH de la disolución.

c) La concentración molar de todos los iones presentes en la disolución.

Solución:

a) Las concentraciones en el equilibrio de las especies que lo forman son:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante ácida,  $K_a$ , del ácido y operando sale para  $K_a$  el valor:  $K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{0,015 \cdot 0,015}{0,285} = 7,89 \cdot 10^{-4}$ .

b) El pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,5 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 1,5 = 2 - 0,18 = 1,82$ .

c) La concentración de los iones en el equilibrio son las obtenidas en el apartado a), estas:  $[\text{HF}] = 0,285 \text{ M}$ ;  $[\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,015 \text{ M}$ .

**Resultado: a)  $K_a = 7,89 \cdot 10^{-4}$ ; b)  $\text{pH} = 1,82$ ; c)  $[\text{HF}] = 0,285 \text{ M}$ ;  $[\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,015 \text{ M}$ .**

**CUESTIÓN 3.- Justifica la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones acerca de la velocidad de una reacción:**

- Se modifica cuando se adiciona un catalizador.
- Su valor numérico es constante durante todo el tiempo que dura la reacción.
- Su valor numérico aumenta al hacerlo la temperatura a la que se realiza la reacción.
- Sus unidades pueden ser  $\text{mol} \cdot \text{s} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Solución:

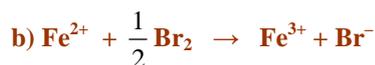
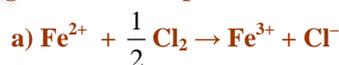
a) Verdadero. De la ecuación de Arrhenius,  $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , se deduce que al disminuir la energía de activación  $E_a$ , aumenta  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , aumenta  $k$  y se incrementa el valor de la velocidad de reacción, debido a que es mucho mayor el número de moléculas con energía igual o superior a  $E_a$  para formar el complejo activado.

b) Falsa. La velocidad es función de la concentración, y al ir variando esta durante la reacción, ello pone de manifiesto que la velocidad disminuye desde el comienzo de la reacción hasta el final donde su valor es 0.

c) Verdadero. Un análisis sobre la ecuación de Arrhenius,  $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , pone de manifiesto que la temperatura modifica el valor de  $k$  y, por tanto, también el de la velocidad de reacción. En efecto, si aumenta la temperatura la potencia  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$  incrementa su valor y, en consecuencia, aumenta el valor de  $k$  y también el de la velocidad de reacción.

d) Falso. Sus unidades son  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**CUESTIÓN 5.-Indica razonadamente si los siguientes procesos de oxidación-reducción pueden tener lugar de forma espontánea:**



**DATOS:  $E_o(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = -0,77 \text{ V}$ ;  $E_o(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E_o(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 0,54 \text{ V}$ .**

Solución:

Los dos son espontáneos, pues el potencial de los mismos es positivo. Se advierte que el potencial de oxidación del  $\text{Fe}^{2+}$  cambia de signo negativo a positivo.

$$E^\circ_a = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 1,36 + 0,77 = 2,13 \text{ V}; \quad E^\circ_b = 0,54 + 0,77 = 1,31 \text{ v.}$$