

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Para la siguiente reacción en equilibrio: $4\text{HCl (g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O (g)} + 2 \text{Cl}_2 \text{(g)}$; ($\Delta H < 0$). Justifica razonadamente cual es el efecto sobre la concentración del HCl en el equilibrio en los siguientes casos:

- Aumentar la concentración de O_2 .**
- Disminuir la concentración de H_2O .**
- Aumentar el volumen.**
- Reducir la temperatura.**
- Añadir un gas inerte como He.**
- Introducir un catalizador.**

Solución:

a) Al aumentar la concentración de O_2 (g) el sistema contrarresta la alteración que se produce consumiendo O_2 (g) y HCl (g) para formar H_2O (g) y Cl_2 (g) hasta conseguir un nuevo estado de equilibrio; es decir, el sistema evoluciona desplazándose hacia la derecha consumiendo HCl (g).

b) La disminución de la concentración de agua la contrarresta el sistema consumiendo HCl (g) y O_2 (g), para producir H_2O (g) y Cl_2 (g) hasta conseguir un nuevo estado de equilibrio; es decir, el sistema evoluciona desplazándose hacia la derecha consumiendo HCl (g).

c) Si se aumenta el volumen, se incrementa la capacidad del reactor, el sistema contrarresta la alteración producida desplazándose hacia donde aparece un mayor número de moles, hacia la izquierda, produciendo HCl (g).

d) Si se reduce la temperatura, se retira calor del sistema, por ser la reacción exotérmica ésta evoluciona en el sentido en el que se desprende calor, es decir, en el sentido exotérmico que es en el que esta escrita la reacción. Esto provoca una disminución de la concentración de HCl.

e) La adición de un gas inerte no altera el equilibrio, pues aunque aumenta la presión total del sistema, se produce una disminución de la fracción molar de cada gas, manteniéndose constante la presión parcial de estos y sus concentraciones. En consecuencia, la concentración de HCl no se ve afectada.

f) Un catalizador disminuye la energía de activación de las reacciones directa e inversa, aumenta sus velocidades y provoca que se alcance el equilibrio con más rapidez, pero no afecta para nada al equilibrio, permaneciendo constante la concentración de HCl.

CUESTIÓN 2.- Justifica razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. En la reacción: $2 \text{AgNO}_3 \text{(aq)} + \text{Fe (s)} \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2 \text{(aq)} + 2 \text{Ag (s)}$.

- Los cationes Ag^+ actúan como reductores.**
- Los aniones NO_3^- actúan como oxidantes.**
- El Fe (s) es el oxidante**
- El Fe (s) se ha oxidado a Fe^{2+} .**
- Los cationes Ag^+ se han reducido a Ag (s).**

Solución:

a) Falsa. Una especie reductora es la que se oxida y una especie oxidante es la que se reduce. Como el catión Ag^+ se reduce, no puede actuar como reductor sino como oxidante.

b) Falsa. El anión NO_3^- permanece inalterado en la reacción lo que indica que ni es oxidante ni reductor, pues el número de oxidación del nitrógeno (+ 5) permanece inalterado.

c) Falsa. El hierro metálico se oxida a hierro (II), lo que pone de manifiesto que al oxidarse actúa como reductor.

d) Verdadera. Al pasar el hierro metálico, con número de oxidación 0, a hierro (II), con número de oxidación + 2, pone de manifiesto que ha sufrido una oxidación.

e) Verdadera. El catión plata, con número de oxidación + 1, pasa a plata metálica, con número de oxidación 0, lo que indica que ha sufrido una reducción.

PROBLEMA 2.- Se desean preparar 200 mL de ácido clorhídrico, HCl, 0,4 M a partir de un ácido comercial de 1,18 g/mL de densidad y una riqueza del 36,2 % en peso. Calcula:

- Molaridad del ácido comercial.
- ¿Cuántos mililitros de ácido comercial se necesitan?
- Calcula el pH que se obtiene al añadir 15 mL de hidróxido de sodio 0,15 M a 5 mL de ácido clorhídrico 0,4 M.
- ¿Cuántos mL de hidróxido de sodio 0,15 M neutralizan a 5 mL de ácido clorhídrico 0,4 M?

DATOS: $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) La concentración molar de 1 L de la disolución comercial es:

$$1,18 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{36,2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 11,7 \text{ M}$$

b) Se calculan los moles de HCl disueltos en la disolución a preparar, que son los moles que ha de contener el volumen de la disolución de ácido comercial que se tome.

Los moles contenidos en la disolución a preparar son:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,4 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,08 \text{ moles}$, que son los que se encuentran disueltos en el volumen a tomar de la disolución comercial.

El volumen de la disolución comercial que contiene los 0,08 moles es:

$$V = \frac{n \text{ moles}}{\text{Molaridad}} = \frac{0,08 \text{ moles}}{11,7 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,00684 \text{ L} = 6,84 \text{ mL}$$

c) Se produce una reacción de neutralización cuyo pH sería 7, si coinciden los moles de ácido y base mezclados, y mayor o menor de 7 si hay exceso de base o de ácido.

Moles de base que se mezclan: $n \text{ NaOH} = M \cdot V = 0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,00225 \text{ moles}$;

Moles de ácido que se mezclan: $n \text{ HCl} = M \cdot V = 0,4 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,005 \text{ L} = 0,002 \text{ moles}$.

Al haber mayor número de moles de base que de ácido, el pH de la disolución que se obtiene ha de ser mayor de 7. En efecto, los moles de base que sobran son $0,00225 - 0,002 = 0,00025 \text{ moles}$, que se hallan disueltos en un volumen $V = 0,015 \text{ L} + 0,005 \text{ L} = 0,020 \text{ L}$, siendo la concentración de la disolución formada:

$$M = \frac{n \text{ moles}}{V \text{ litros}} = \frac{0,00025 \text{ moles NaOH}}{0,020 \text{ L}} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$
, que es la concentración de iones OH^-

por tratarse de una base muy fuerte y, por tanto, totalmente ionizada.

$$\text{pOH} = -\log 1,25 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 1,25 = 2 - 0,1 = 1,9$$
, y el pH: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,9 = 12,1$.

d) Al encontrarse disueltos en los 5 mL de HCl 0,002 moles, estos son los moles de NaOH que

han de estar disueltos en el volumen: $V = \frac{n}{M} = \frac{0,002 \text{ moles}}{0,15 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0133 \text{ L} = 13,3 \text{ mL}$.

Resultado: a) 11,7 M; b) V = 6,84 mL; c) pH = 12,1; d) V = 13,3 mL.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- a) Clasifica las siguientes reacciones orgánicas, justificando la respuesta:



b) **Formula:** 1) Dos isómeros de posición de fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$;

2) Dos isómeros de función de fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

3) Dos isómeros geométricos de fórmula C_4H_8 .

Solución: .

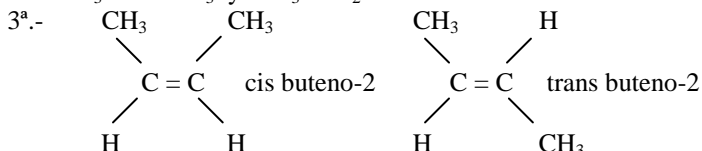
a) 1ª.- Es una reacción de adición por romperse el doble enlace carbono-carbono, y unirse a cada uno de los átomos de carbono un átomo de hidrógeno.

2ª.- Es una reacción de sustitución por reemplazarse el átomo de bromo, unido al carbono 1, por el grupo hidroxilo.

3ª.- Es una reacción de eliminación por perder los carbonos contiguos, 2 y 3, el grupo hidroxilo y un átomo de hidrógeno, respectivamente, para formar entre ellos un enlace π .

b) 1.- $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ y $\text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CH}_3$.

2ª.- $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ y $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$.



CUESTIÓN 3.- a) Formula las siguientes sustancias químicas:

Hidruro de cobre (II); Hidróxido de calcio; Peryodato de sodio; Ácido permangánico; 2-aminopentano; metilbutiléter; Ácido 2,3-dimetilpentanodioico; Metilbenceno.

b) Nombra las siguientes especies químicas:

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; Na_2O_2 ; H_2CO_3 ; N_2O_5 ; $\text{CH}_3\text{-CH=CH-COO-CH}_3$; $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CHO}$; $\text{CH}\equiv\text{C-CH=CH-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$; $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$.

Solución:

a) CuH_2 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; NaIO_4 ; HMnO_4 ; $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; $\text{HOOCCH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{COOH}$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$.

b) Nitrato de hierro (II); Peróxido de sodio; Ácido carbónico; Óxido de nitrógeno (V); 2-butenato de metilo; 2-hidroxibutanal o 2-ol-butanal; 3-hepten-1,6-diino; 4-cloro-butanol

PROBLEMA 1.- En un recipiente cerrado de 400 mL, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 2,032 g de yodo y 1,280 g de bromo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio:

$\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$. Calcula:

a) Las concentraciones molares y la presión total en el equilibrio.

b) K_p para el equilibrio a 150 °C.

DATOS: $K_c(150\text{ °C}) = 280$; $R = 0,081 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r(\text{Br}) = 79,9 \text{ u}$; $A_r(\text{I}) = 126,9 \text{ u}$.

Solución:

$M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Br}_2) = 159,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Los moles de yodo y bromo que se introducen en el reactor son:

$$n(\text{I}_2) = \frac{a \text{ gramos}}{M(\text{I}_2)} = \frac{2,032 \text{ g}}{253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles}; \quad n(\text{Br}_2) = \frac{a \text{ gramos}}{M(\text{Br}_2)} = \frac{1,280 \text{ g}}{159,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles}.$$

Los moles al inicio y en el equilibrio, siendo "x" los moles de cada reactivo que reaccionan, son:



Las concentraciones de las distintas especies en el equilibrio son:

$$[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = \frac{n \text{ moles}}{V \text{ litros}} = \frac{0,008 - x \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} M; \quad [\text{IBr}] = \frac{n \text{ moles}}{V \text{ litros}} = \frac{2 \cdot x \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} M;$$

Sustituyendo estos valores en la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[IBr]^2}{[I_2] \cdot [Br_2]} \Rightarrow 280 = \frac{\left(\frac{2 \cdot x}{0,4}\right)^2}{\left(\frac{0,008 - x}{0,4}\right)^2} = \frac{4 \cdot x^2}{(0,008 - x)^2} \Rightarrow 276 \cdot x^2 - 4,48 \cdot x + 0,01792 = 0, \text{ que}$$

resuelta produce los valores: $x_1 = 0,009$ moles que no es válida por ser un valor superior al introducido, y $x_2 = 0,007146$ moles que es la solución válida. Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[I_2] = [Br_2] = \frac{(0,008 - 0,007146) \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \quad [IBr] = \frac{2 \cdot 0,007146 \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} = 0,036 \text{ M}.$$

Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = 0,000854 + 0,000854 + 0,0143 = 0,016$ moles, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, despejando la presión y operando:

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,016 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{0,4 \text{ L}} = 1,387 \text{ atm}.$$

b) De la relación entre las constantes de equilibrio, siendo $\Delta n = 2 - 2 = 0$, se obtiene el valor de K_p : $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 280 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K})^0 = 280 \text{ atm}.$

Resultado: a) $[I_2] = [Br_2] = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[IBr] = 0,036 \text{ M}$; $P = 1,387 \text{ atm}$; b) $K_p = 280 \text{ atm}.$