

UNA ONG ESPERA TU RESPUESTA, ATIÉNDELA PARA QUE PUEDA AYUDAR A OTROS

OPCIÓN A:

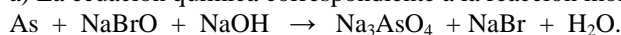
PROBLEMA 1.- El arsénico (As) reacciona con el hipobromito de sodio (oxobromato (I) de sodio), en presencia de hidróxido de sodio, para dar arseniato de sodio (tetraoxoarseniato (V) de sodio), bromuro de sodio y agua.

- Ajusta esta reacción por el método del ión-electrón.
- Calcula los gramos de bromuro de sodio que se obtienen cuando reaccionan 4 g de arsénico y 35 g de hipobromito de sodio.

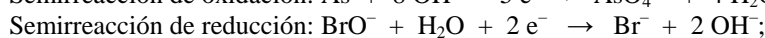
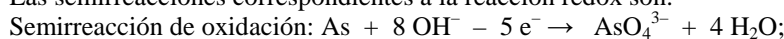
DATOS: $A_r(\text{As}) = 74,9 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{Br}) = 79,9 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

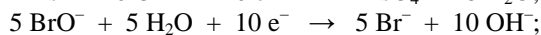
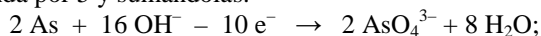
a) La ecuación química correspondiente a la reacción molecular es:



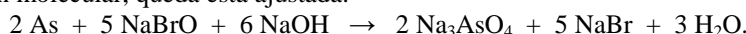
Las semirreacciones correspondientes a la reacción redox son:



Los electrones que se intercambian se eliminan, multiplicando la primera semirreacción por 2 y la segunda por 5 y sumándolas:



$2 \text{As} + 5 \text{BrO}^- + 6 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{AsO}_4^{3-} + 5 \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$, y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, queda esta ajustada:



b) La estequiometría de la reacción indica que 2 moles de As reaccionan con 5 moles de NaBrO para producir 5 moles de NaBr. Los moles de As y NaBrO que se utilizan en la reacción son:

$$\text{Moles As: } n = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{4 \text{ g}}{74,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0534 \text{ moles};$$

$$\text{Moles NaBrO: } n' = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{35 \text{ g}}{118,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,294 \text{ moles}.$$

El reactivo As es el limitante por encontrarse en menor número de moles que el NaBrO, luego, los moles de NaBr que se obtienen son los mismos de NaBrO que reaccionan con el As:

$$0,0534 \text{ moles As} \cdot \frac{5 \text{ moles NaBr}}{2 \text{ moles As}} = 0,134 \text{ moles, a los que corresponden la masa:}$$

$$0,134 \text{ moles} \cdot 102,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 13,79 \text{ g NaBr}.$$

Resultado: b) 13,79 g NaBr.

PROBLEMA 2.- Se introduce en un recipiente de 2,5 L de volumen 32 g de SO₂ y 16 g de O₂. Al calentarlo a 1000 K se alcanza el siguiente equilibrio: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$. Al analizar la mezcla en equilibrio se encuentran 0,15 moles de SO₂. Calcula:

- Los gramos de SO₃ que se han formado cuando se alcanza el equilibrio.
- El valor de K_c y de K_p .
- Justifica hacia donde se desplazará el equilibrio si se reduce el volumen del recipiente a la mitad sin variar la temperatura.

DATOS: $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

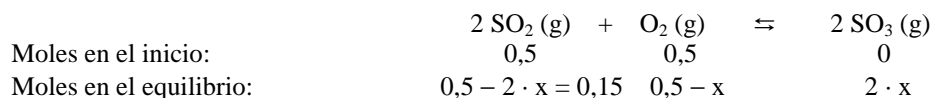
Solución:

a) Los moles de SO₂ y de O₂ que se introducen en el reactor son:

$$n(\text{SO}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{32 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5; \quad n(\text{O}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5$$

La estequiometría de la ecuación química indica que dos moles de SO₂ reaccionan con 1 mol de O₂ para producir dos moles de SO₃, por lo que llamando x a los moles de O₂ que reaccionan, de SO₂

reaccionarán $2 \cdot x$ moles y se formarán $2 \cdot x$ moles de SO_3 . Luego, si una vez alcanzado el equilibrio existen 0,15 moles de SO_2 , como se ha introducido 0,5 moles y han reaccionado $2 \cdot x$ moles, los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



En el equilibrio: $0,5 - 2 \cdot x = 0,15 \Rightarrow x = \frac{0,5 - 0,15}{2} = 0,175 \text{ moles}$, siendo los moles de SO_3 :

$2 \cdot 0,175 \text{ moles} = 0,350 \text{ moles}$, a los que corresponden la masa $0,350 \text{ moles} \cdot 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28 \text{ g}$.

b) Los moles de cada gas en el equilibrio son:

$\text{SO}_2 = 0,15 \text{ moles}$; $\text{O}_2 = 0,5 - 0,175 = 0,325 \text{ moles}$; $\text{SO}_3 = 0,350 \text{ moles}$.

La concentración en el equilibrio de cada especie es:

$$[\text{SO}_2] = \frac{0,15 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,06 \text{ M}; \quad [\text{O}_2] = \frac{0,325 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,13 \text{ M}; \quad [\text{SO}_3] = \frac{0,350 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,14 \text{ M}.$$

Sustituyendo estos valores en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,14^2 \text{ M}^2}{0,06^2 \text{ M}^2 \cdot 0,13 \text{ M}} = 41,88 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}; \text{ y de la relación } K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n}, \text{ siendo}$$

$$\Delta n = 2 - 3 = -1, \text{ resulta para } K_p: \quad K_p = \frac{41,88 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1273 \text{ K}} = 0,4 \text{ atm}^{-1}.$$

Resultado: a) $\text{SO}_3 = 28 \text{ g}$; b) $K_c = 41,88 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_p = 0,4 \text{ atm}$.

CUESTIÓN 3.- Justifica mediante la teoría de Brönsted-Lowry cuáles de las siguientes especies: OH^- , NH_4^+ y H_2O , pueden actuar:

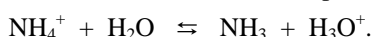
a) Como ácido.

b) Como base.

Solución:

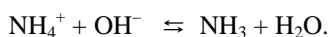
Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa cede un protón al agua, mientras que base es la sustancia que en disolución acuosa acepta un protón del agua. Si una sustancia es capaz de ceder o aceptar un protón del agua, es decir, puede actuar como ácido y como base, es un anfótero.

a) El NH_4^+ es una especie que en disolución cede un protón al agua por lo que actúa como ácido:



También el agua actúa como ácido al ceder un protón: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.

b) El OH^- es una especie que actúa como base al aceptar un protón. La reversibilidad del siguiente equilibrio expuesto en el apartado anterior lo pone de manifiesto, es decir:



OPCIÓN B:

PROBLEMA 1.- Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del eteno y del etano son $-1.386,1$ y $-1.539,9 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente, y que la entalpía estándar de formación del agua es $-285,8 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

a) **Escribe las reacciones correspondientes a los procesos citados y a la hidrogenación del eteno para dar etano.**

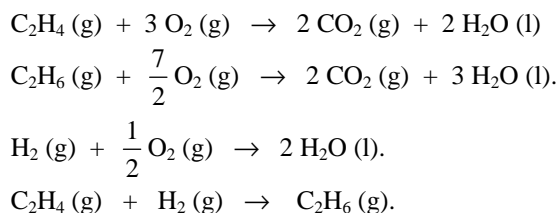
b) **Calcula la entalpía estándar de hidrogenación del eteno.**

c) **Calcula la energía que se desprenderá al obtener $4,89 \text{ L}$ de CO_2 , medidos a 760 mm de Hg de presión y 25°C de temperatura, mediante la combustión del etano.**

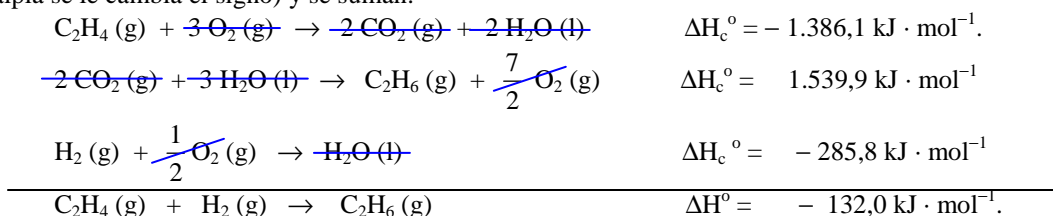
DATOS: $\text{R} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Las reacciones de los procesos indicados de combustión e hidrogenación son:



b) La reacción de hidrogenación del eteno se obtiene aplicando la ley de Hess a las reacciones de combustión del apartado anterior, con sus entalpías incluidas. Para ello, se invierte la segunda (a la entalpía se le cambia el signo) y se suman:



c) De la ecuación de estado de los gases ideales, despejando los moles, sustituyendo las variables por sus valores y operando se obtienen los moles de CO₂ que se obtienen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 4,89 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,2 \text{ moles.}$$

La energía que se desprende en la obtención de los 0,2 moles de CO₂ es:

$$-1.539,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,2 \text{ moles} = -307,98 \text{ kJ.}$$

Resultado: b) $\Delta H^\circ = -132,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; c) $Q = -307,98 \text{ kJ}$.

PROBLEMA 2.- El ácido hipocloroso (oxoclorato (I) de hidrógeno) se empezó a utilizar en la primera guerra mundial como desinfectante. Si se considera 200 mL de disolución que contienen 2,1 gramos de este ácido y sabiendo que el pOH de dicha disolución es 9,9, calcula:

- El porcentaje de ionización del ácido hipocloroso.
- La constante de acidez de dicho ácido.
- La concentración de todas las especies en la disolución.

Datos: $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) La concentración molar de la disolución del ácido HClO es:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{\frac{2,1\text{g}}{52,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,2 \text{ L}} = 0,2 \text{ M.}$$

Si el pOH de la disolución es 9,9, su pH sera: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 9,9 = 4,1$.

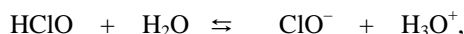
El equilibrio de ionización de la disolución del ácido es: $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, en el que la concentración de iones oxonios es $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,1} = 10^{0,9} \cdot 10^{-5} = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, que es también la concentración de iones hipoclorito.

Los moles de ión oxonio que contiene la disolución son:

$n(\text{H}_3\text{O}^+) = M \cdot V = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,2 \text{ L} = 1,588 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$, que son los que se han ionizado del ácido en la disolución. Luego, dividiendo estos moles por los iniciales de ácido y multiplicando por 100 se obtiene el grado de ionización del ácido:

$$\alpha = \frac{1,588 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{\frac{2,1 \text{ g}}{52,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \cdot 100 = 0,0397 \%$$

b) La concentración de las distintas especies en el equilibrio es:



Concentración equilibrio: $0,2 - 7,94 \cdot 10^{-5}$ $7,94 \cdot 10^{-5}$ $7,94 \cdot 10^{-5}$ que llevadas a la constante de equilibrio K_a y operando se obtiene su valor:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} = \frac{(7,94 \cdot 10^{-5})^2}{0,2 - 7,94 \cdot 10^{-5}} = 3,15 \cdot 10^{-8}.$$

c) La concentración de las distintas especies en el equilibrio es:

$$[HClO] = 0,1999 \text{ M}; \quad [H_3O^+] = [ClO^-] = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

Resultado: a) $\alpha = 0,0397 \%$; b) $K_a = 3,15 \cdot 10^{-8}$; c) $[HClO] = 0,1999 \text{ M}$; $[H_3O^+] = [ClO^-] = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

CUESTIÓN 1.- Sean los siguientes compuestos: CH₄, BCl₃, H₂O y NH₃. Asocia a cada uno de estos compuestos, justificándolo según la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV), los siguientes ángulos de enlace: 105°, 107°, 109,5° y 120°.

Solución:

La teoría RPECV dice: “los pares de electrones enlazantes y libres que rodean al átomo central, se orientan en el espacio, alejándose entre sí lo suficiente, para conseguir que sean mínimas sus repulsiones, dependiendo de la orientación adquirida la geometría de la molécula”.

Para la molécula CH₄, de geometría tetraédrica regular, el ángulo de enlace es 109,5°.

En la molécula BCl₃, de geometría plana trigonal, su ángulo es de 120°.

La molécula de H₂O es angular, siendo su ángulo de 105°.

La molécula de NH₃ es piramidal trigonal con un ángulo de enlace de 107°.