OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- Se disuelven 3 g de ácido acético (CH_3COOH) en 500 mL de agua. Calcula:

a) El grado de disociación.

b) El pH de la disolución resultante.

DATOS: A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u; K_a (CH_3COOH) = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

a) La concentración de la disolución es: $M = \frac{moles}{Litros} = \frac{\frac{3\ g}{60\ g \cdot mol^{-1}}}{0,5\ L} = 0,1$ M.

Si el grado de disociación del ácido es α, tanto por uno de moles disociados, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:

	CH_3COOH (aq) + H_2O (l)	⇄	CH_3COO^- (aq) + H_3O^+ (aq)
Concentraciones iniciales:	0,1		0 0
Concentraciones en el equilibrio:	$0,1 \cdot (1 - \alpha)$		$0,1 \cdot \alpha$ $0,1 \cdot \alpha$

Sustituyendo estas concentraciones en la constante de acidez del ácido:

$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \cdot \alpha^2}{0,1 \cdot (1-\alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} = 0,0134$, que expresado en tanto por ciento es 1,34 %.

b) El pH de la disolución se halla calculando el menos logaritmo de la concentración de H_3O^+:

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1,34 \cdot 10^{-3} = 3 - 0,13 = 2,87$.

Resultado: a) α = 1,34 %; b) pH = 2,87.

CUESTIÓN 3.- Se construye una pila con electrodos de Hg y Cu, unidos por un puente salino que contiene KCl.

a) Escribe las semirreacciones y la ecuación global.

b) Cuál será el ánodo y cuál el cátodo.

c) Calcula la fuerza electromotriz de la pila.

d) Escribe la notación de la pila.

DATOS: E^o (Hg^{2+}/Hg) = 0,85 V; E^o (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V;

Solución:

a) Las semirreacciones que se producen en el proceso redox es:

Semirreacción de oxidación: $Cu - 2\ e^- \rightarrow Cu^{2+}$;

Semirreacción de reducción: $Hg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Hg$.

Sumando las semirreacciones para eliminar los electrones intercambiados, aparece la ecuación global.

$Cu - 2\ e^- \rightarrow Cu^{2+}$;

$Hg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Hg$.

$Cu^{2+} + Hg \rightarrow Cu + Hg^{2+}$.

b) En toda reacción redox, el electrodo del par con potencial estándar de reducción más negativo o menos positivo, es el que actúa de ánodo efectuando la semirreacción de oxidación, mientras que el electrodo perteneciente al par con `potencial estándar de reducción menos negativo o más positivo, es el que actúa de cátodo provocando la semirreacción de reducción.

c) La fuerza electromotriz de la pila se obtiene de la expresión:

$E^o_{pila} = E^o_{cátodo} - E^o_{ánodo} = 0,85\ V - 0,34\ V = 0,51\ V$.

d) La notación de la pila es: Cu (s) ⎸ Cu^{2+} (ac) 1 M ⎹⎹ Hg^{2+} (ac) 1 M ⎸ Hg (s).

PROBLEMA 2.- a) Calcula el calor de formación del ácido metanoico (HCOOH), a partir de los siguientes calores de reacción:

www.yoquieroaprobar.es

Entalpía de formación del CO [$\Delta H^o_f = -110{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$].
Entalpía de formación del H_2O [$\Delta H^o_f = -285{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$].
Entalpía de combustión del CO [$\Delta H^o_c = -283{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$].
Entalpía de combustión del HCOOH [$\Delta H^o_c = -259{,}6\ kJ \cdot mol^{-1}$].

b) Calcula la cantidad de calor que se desprende cuando se obtiene un kilogramo de ácido metanoico.

DATOS: A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u.

Solución:

Las ecuaciones correspondientes a la formación del CO y H_2O, y las correspondientes a la combustión del CO y HCOOH son:

$C + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO$ $\qquad \Delta H^o_f = -110{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ $\qquad \Delta H^o_f = -285{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$ $\qquad \Delta H^o_c = -283{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$

$HCOOH + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ $\qquad \Delta H^o_c = -259{,}6\ kJ \cdot mol^{-1}$

Invirtiendo la ecuación de combustión del HCOOH, cambiando el signo a su entalpía, y sumando todas las ecuaciones, ley de Hess, se obtiene la ecuación de obtención del HCOOH con el valor de su entalpía:

$C + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO$ $\qquad \Delta H^o_f = -110{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$

$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ $\qquad \Delta H^o_f = -285{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$ $\qquad \Delta H^o_c = -283{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CO_2 + H_2O \rightarrow HCOOH + \frac{1}{2}O_2$ $\qquad \Delta H^o_c = 259{,}6\ kJ \cdot mol^{-1}$

$C + H_2 + O_2 \rightarrow HCOOH$ $\qquad \Delta H^o_f = -419{,}3\ kJ \cdot mol^{-1}$.

b) La obtención de un mol de ácido metanoico (46 g) desprenden 419,3 kJ, luego .a obtención de 1.000 g desprenderán $1.000\ g \cdot \frac{-419{,}3\ kJ}{46\ g} = -9.115{,}22$ kJ.

Resultado: a) $\Delta H^o_f = -419{,}3\ kJ \cdot mol^{-1}$; b) – 9.115,22 kJ.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Formula y nombra:

a) Dos isómeros de función de fórmula C_3H_6O.
b) Dos isómeros geométricos de fórmula C_4H_8.
c) Completa las siguientes reacciones indicando de qué tipo son:

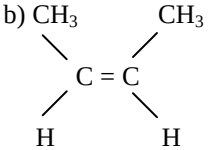
$CH_3 - CH = CH - CH_3 + Br_2 \rightarrow$

$CH_3 - CH_2 - CH_2OH + CH_3 - CH_2 - CH_2 - CO\,OH$ (medio ácido) $\rightarrow$ $+ H_2O$

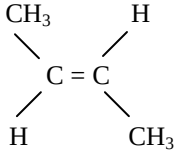
Solución:

a) $CH_3 - CH_2 - CHO$; propanal; $CH_3 - CO - CH_3$ Propanona.

b)



cis-buteno;



Trans-buteno

www.yoquieroaprobar.es

c) $CH_3 – CH = CH – CH_3$ + Br_2 → $CH_3 – CHBr – CHBr – CH_3$ 2,3-dibromobutano. Esta es una reacción de adición a un doble enlace.

$CH_3 – CH_2 – CH_2OH$ + $CH_3 – CH_2 – CH_2 –COOH$ (H^+) → $C_3H_7COOCH_2CH_2CH_3$ + H_2O.

Propanol ácido butanoico butanoato de propilo.

La reacción es de saponificación o de esterificación.

PROBLEMA 1.- Se introducen 0,2 moles de pentacloruro de antimonio ($SbCl_5$) en un recipiente de 0,5 L y se calientan a 585 ºC dejando que se alcance el equilibrio: $SbCl_5$ (g) ⇆ $SbCl_3$ (g) + Cl_2 (g). Para esta reacción a la temperatura de 585 ºC, K_c vale 8,52. Calcula:

a) El grado de disociación.

b) La concentración de las especies presentes en el equilibrio.

c) La presión de la mezcla gaseosa.

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

Solución:

a) Los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies, siendo "x" los moles de SO_2Cl_2 que se descomponen, son:

	$SbCl_5$ (g)	⇆	$SbCl_3$ (g) +	Cl_2 (g)
Moles iniciales:	0,2		0	0
Moles en el equilibrio:	0,2 – x		x	x

La concentración de las distintas especies en el equilibrio es: $[SbCl_5] = \frac{(0,2-x)moles}{0,5\ L}$;

$[SbCl_3] = [Cl_2] = \frac{x\ moles}{0,5\ L}$, y llevándolas a la constante de equilibrio y resolviendo la ecuación de segundo grado que aparece se obtiene el valor en el que se disocia el $SbCl_5$:

$$K_c = \frac{[SbCl_3]\cdot[Cl_2]}{[SbCl_5]} \Rightarrow 8,52 = \frac{\frac{x^2}{0,5^2}M}{\frac{0,2-x}{0,5}M} \Rightarrow 2\cdot x^2 + 8,52\cdot x - 1,7 = 0,$$

que resuelta produce dos soluciones, una negativa que se desprecia por carecer de sentido, y otra positiva que es la solución real: x = 0,19 moles. Luego, el coeficiente de disociación del pentacloruro de antimonio es:

$$\alpha\ \% = \frac{0,19}{0,2}\cdot 100 = 95,48\ \%.$$

b) La concentración de las especies en el equilibrio es: $[SbCl_5] = \frac{0,2-0,19\ moles}{0,5\ L} = 0,02$ M;

$[SbCl_3] = [Cl_2] = \frac{0,19\ moles}{0,5\ L} = 0,38$ M.

c) Los moles totales en el equilibrio son: 0,01 + 0,19 + 0,19 = 0,39 moles, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales después de despejar la presión, sustituir las demás variables por sus valores y operando, se obtiene el valor:

$$P = \frac{n\cdot R\cdot T}{V} = \frac{0,39\ moles\cdot 0,082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}\cdot 858\ K}{0,5\ L} = 54,88 atm.$$

Resultado: a) α = 95,48 %; b) [$SbCl_5$] = 0,02 M; [$SbCl_3$] = [Cl_2] = 0,38 M; c) P = 54,88 atm.

CUESTIÓN 3.- Ajusta por el método del ión-electrón, la siguiente reacción:

$K_2Cr_2O_7$ + $SnCl_2$ + HCl → $SnCl_4$ + $CrCl_3$ + KCl + H_2O.

a) ¿Cuál es la especie oxidante y cuál es la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

b) Ajusta la reacción iónica y la reacción global.

c) Nombra los siguientes compuestos de la reacción: $K_2Cr_2O_7$, $SnCl_2$, $SnCl_4$ y $CrCl_3$.

www.yoquieroaprobar.es

Solución:

a) La especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra, y en este caso es el dicromato de potasio, mientras que la especie reductora es la que produce la reducción de otra, el cloruro de estaño (II) en este caso.

b) Las semirreacciones de oxido-reducción que producen son:

Semirreacción de oxidación: $Zn^{2+} - 2\ e^- \rightarrow Zn^{4+}$;

Semirreacción de oxidación: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$.

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 para igualar los electrones y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$3\ Zn^{2+} - 6\ e^- \rightarrow 3\ Zn^{4+}$;

$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$.

$Cr_2O_7^{2-} + 3\ Zn^{2+} + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ Zn^{4+} + 7\ H_2O$.

Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, queda esta ajustada:

$K_2Cr_2O_7 + 3\ SnCl_2 + 14\ HCl \rightarrow 3\ SnCl_4 + 2\ CrCl_3 + 2\ KCl + 7\ H_2O$.

c) $K_2Cr_2O_7$ dicromato de potasio; $SnCl_2$ cloruro de estaño (II); $SnCl_4$ cloruro de estaño (IV); $CrCl_3$ cloruro de cromo (III).

www.yoquieroaprobar.es