

de $T \cdot \Delta S$, la reacción es espontánea, pues se cumple que $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$, es decir, para $\Delta H - T \cdot \Delta S = 0$

$$\Rightarrow \Delta H = T \cdot \Delta S \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{629,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,558 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.128,14 \text{ K}.$$

Resultado: 1.128,14 K.

PROBLEMA 3.- La combustión de 0,5 g del compuesto orgánico 2,2,3-trimetilbutano (C_7H_{16}) produjo 650 mL de CO_2 medidos a 0° y 1 atm de presión.

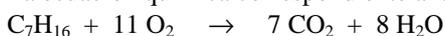
- Calcula el rendimiento de la reacción.
- Calcula el número de moléculas de C_7H_{16} contenidas en los 0,5 g del compuesto.

Solución:

$M(CO_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(C_7H_{16}) = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Los moles que se queman son: $n(C_7H_{16}) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{0,5 \text{ g}}{100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,005 \text{ moles}$

La ecuación química correspondiente a la combustión del 2,2,3-trimetilbutano es:



Se obtienen los moles de CO_2 que se producen en la combustión despejándolo de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las demás variables por sus valores y operando:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,650 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,029 \text{ moles de } CO_2.$$

De la estequiometría de la combustión se deduce que 1 mol de C_7H_{16} produce 7 moles de CO_2 , por lo que los moles que se obtienen para un rendimiento del 100% es: $0,005 \cdot 7 = 0,035 \text{ moles}$, luego, al haberse obtenido 0,029 moles, el rendimiento de la reacción es: $r\% = \frac{0,029 \text{ moles}}{0,035 \text{ moles}} \cdot 100 = 82,85 \%$.

b) Como 1 mol de compuesto contiene siempre el número de Avogadro de moléculas, $6,023 \cdot 10^{23}$, cuando se conoce el número de moles, el número de moléculas se obtiene multiplicando los moles por la relación de equivalencia (factor de conversión) número de Avogadro (N_A)—mol:

$$0,005 \text{ moles } C_7H_{16} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_7H_{16}}{1 \text{ mol } C_7H_{16}} = 3,012 \cdot 10^{21} \text{ moléculas } C_7H_{16}.$$

Resultado: a) 82,85 %; b) $3,012 \cdot 10^{21}$.

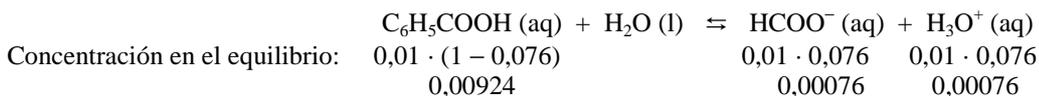
OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Si una disolución acuosa de ácido benzoico (C_6H_5COOH) de concentración 0,01 M está ionizada al 7,6 % calcula:

- La constante de ionización de dicho ácido.
- El pH de dicha disolución.
- La concentración de ácido benzoico sin ionizar que se halla presente en el equilibrio.

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: $K_a = \frac{[C_6H_5COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{0,00076^2}{0,00924} = 6,25 \cdot 10^{-5}$.

b) El pH es: $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (7,6 \cdot 10^{-4}) = 4 - \log 7,6 = 4 - 0,88 = 3,12$.

c) La concentración de ácido sin ionizar es: $[C_6H_5COOH] = 9,24 \cdot 10^{-3} M$.

Resultado: a) $K_a = 6,25 \cdot 10^{-5}$; b) $pH = 3,12$; c) $[C_6H_5COOH] = 9,24 \cdot 10^{-3} M$.

PROBLEMA 2.- En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 55,2 g de N_2O_4 a $75,2^\circ C$, descomponiéndose de acuerdo con la siguiente reacción: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$; sabiendo que en el equilibrio la presión total del recipiente es de 1.520 mm de Hg, calcula:

a) El número de moles de cada sustancia en el equilibrio.

b) El valor de K_p a $75,2^\circ C$.

c) Indica razonadamente como afectará a la concentración de N_2O_4 una disminución del volumen del sistema.

DATOS: $A_r(N) = 14 u$; $A_r(O) = 16 u$; $R = 0,082 atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

Solución:

$M(N_2O_4) = 92 g \cdot mol^{-1}$; $M(NO_2) = 46 g \cdot mol^{-1}$; $P_t = 2 atm$.

a) Los moles de N_2O_4 que se introducen en el reactor son: $n = \frac{55,2g}{92g \cdot mol^{-1}} = 0,6$ moles.

Siendo "x" los moles de N_2O_4 que se disocian, los moles al inicio y en el equilibrio son:

	$N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
Moles iniciales:	0,6		0
Moles en el equilibrio:	$0,6 - x$		$2 \cdot x$

Los moles totales en el equilibrio es: $n_t = 0,6 - x + 2 \cdot x = 0,6 + x$, y llevando este valor a la ecuación de estado de los gases ideales, despejando x y operando, sale el valor:

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow x = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} - 0,6 = \frac{\frac{1.520}{760} atm \cdot 10 L}{0,082 atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 348,2 K} - 0,6 = 0,1 \text{ moles, por lo que,}$$

en el equilibrio, los moles de N_2O_4 son $0,6 - 0,1 = 0,5$, moles y los de NO_2 son $2 \cdot 0,1 = 0,2$ moles.

c) La fracción molar de cada especie en el equilibrio es: $\chi_{N_2O_4} = \frac{0,5}{0,7} = 0,71$;

$\chi_{NO_2} = \frac{0,2}{0,7} = 0,29$, y sus presiones parciales: $P_{N_2O_4} = \chi_{N_2O_4} \cdot P_t = 0,71 \cdot 2 atm = 1,42 atm$;

$P_{NO_2} = \chi_{NO_2} \cdot P_t = 0,29 \cdot 2 atm = 0,58 atm$, y llevando estos valores a la constante de equilibrio K_p y

operando, sale el valor: $K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{0,58^2 atm^2}{1,42 atm} = 0,24$.

c) Al disminuir el volumen se incrementa la concentración molar de los gases, reaccionando el sistema para disminuir el número de moléculas por unidad de volumen, desplazando el equilibrio hacia donde hay un menor número de moles, hacia la izquierda, lo que provoca un aumento de la concentración del N_2O_4 .

Resultado: a) 0,5 moles N_2O_4 y 0,2 moles NO_2 ; b) $K_p = 0,24$.

CUESTIÓN 1.- Ajusta la siguiente reacción de oxidación-reducción por el método del ión-electrón: $K_2Cr_2O_7 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$.

Solución:

a) Las semirreacciones de oxido-reducción ajustadas atómica y electrónicamente son:

Semirreacción de oxidación: $H_2O_2 - 2 e^- \rightarrow O_2 + 2 H^+$

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

Sumando ambas semirreacciones, después de multiplicar la primera por 3 se obtiene la ecuación iónica ajustada:

