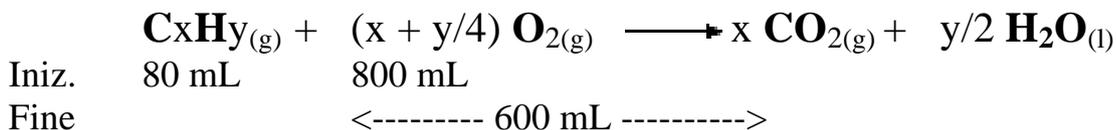


Esercizio 1)

La reazione può essere scritta e bilanciata utilizzando x e y come coefficienti dell'idrocarburo incognito. La combustione è completa, questo significa che l'idrocarburo scompare e rimangono a contribuire al volume solo gli eventuali prodotti gassosi (solo CO_2) e l'eccesso rimanente del comburente ossigeno



eliminando CO_2 resta solo ossigeno

200 mL

pertanto il volume di CO_2 sarà il complemento a 600:

400 mL

la reazione pertanto sarà avvenuta tra

	react	80 mL	600 mL	
--	-------	-------	--------	--

Il rapporto dei volumi, a parità di T e P, equivale al rapporto tra le moli reagite e formate. Dividendo il volume di CO_2 per quello dell'idrocarburo, in base alla stechiometria di reazione si otterrà il coefficiente x :

$$\frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{C}_x\text{H}_y}} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{C}_x\text{H}_y}} = x = \frac{400}{80} = 5$$

Dividendo il volume di O_2 per quello dell'idrocarburo si otterrà il coefficiente dell'ossigeno ($x + y/4$);

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{C}_x\text{H}_y}} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{C}_x\text{H}_y}} = x + \frac{y}{4} = \frac{600}{80} = 7.5$$

$$x + \frac{y}{4} = 7.5$$

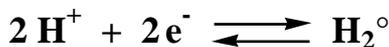
da cui $y = 10$

Esercizio 2)

La forza elettromotrice di una pila vale

$$\Delta E_{pila} = E_{catodo} - E_{anodo}$$

Nel nostro caso abbiamo una pila a concentrazione costituita da due elettrodi ad idrogeno. Per tali elettrodi



essendo nullo il potenziale standard e, se la pressione del gas è quella standard:

$$E_{H^+/H_2} = E_{H^+/H_2}^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{(H_2^\circ)}{(H^+)^2} = -\frac{RT}{F} \ln \frac{1}{(H^+)}$$

invertendo il segno

$$E_{H^+/H_2} = +\frac{RT}{F} \ln(H^+)$$

Dall'espressione precedente deduciamo che l'elettrodo che fungerà da catodo è quello con la concentrazione di H^+ maggiore (la pila è scritta secondo la convenzione anodo a sinistra – catodo a destra).



La differenza di potenziale della pila sarà

$$\Delta E_{pila} = E_{cat} - E_{an} =$$

$$\Delta E_{pila} = \left(\frac{RT}{F} \ln(H^+)_{cat} \right) - \left(\frac{RT}{F} \ln(H^+)_{an} \right)$$

ricordando che RT/F , in unità fondamentali vale $8.314 \cdot 298.15 / 96487 = 0.02569 \text{ V}$

$$\Delta E_{pila} = 0.02569 \cdot \ln(H^+)_{cat} - 0.02569 \cdot \ln(H^+)_{an}$$

$$\ln(H^+)_{an=right} = \frac{\Delta E_{pila} + 0.02569 \cdot \ln(H^+)_{an=left}}{0.02569}$$

$$\ln(H^+)_{an=right} = \frac{0.21 + 0.02569 \cdot \ln(10^{-7})}{0.02569} = \frac{0.21 - 0.4141}{0.02569} = -7.94$$

pertanto

$$(H^+)_{an=right} = \exp(-7.94) = 3.562 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

Pertanto la costante di dissociazione dell'acido sarà:

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{Ca - [H_3O^+]} = \frac{[3.562 \times 10^{-4}]^2}{0.1 - 3.562 \times 10^{-4}} = 1.27 \times 10^{-6}$$

Esercizio 3)

Bilanciamo la reazione di combustione del metanolo:



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{reaz}} &= H^\circ_{\text{CO}_2, g} + 2 H^\circ_{\text{H}_2\text{O}, l} - H^\circ_{\text{CH}_3\text{OH}, l} - 2 H^\circ_{\text{O}_2, g} = \\ &= -393.5 - 2 \times 285.8 + 238.7 - 0 = \\ &= -726.4 \text{ kJ per mole di metanolo} \end{aligned}$$

Quello calcolato è il calore sviluppato dalla combustione di una mole di metanolo tenendo anche conto del calore di condensazione dell'acqua.

Il calore necessario per scaldare un certo numero di moli di sostanza da T_1 a T_2 è dato da

$$q_{\text{necessario}} = n.\text{moli} \int_{T_1}^{T_2} C_{p,m} dT$$

Nel nostro caso il calore specifico dell'acqua viene considerato costante, pertanto il calore necessario per scaldare un litro di acqua da 20 a 40 °C, alla pressione di una atmosfera sarà dato da:

$$q_{\text{necessario}} = n.\text{moli} \times C_p \times \Delta T = 55.55 \times 75.3 \times 20 = 83658 \text{ J} = 83.7 \text{ kJ}$$

il calore specifico è stato espresso in $\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$ e la massa in moli. Si poteva esprimere la massa in grammi ma era necessario esprimere C_p in $\text{J K}^{-1} \text{g}^{-1}$ per ottenere lo stesso risultato in Joule:

$$q_{\text{necessario}} = \text{grammi} \times C_p \times \Delta T = 1000 \times 4.184 \times 20 = 83680 \text{ J} = 83.7 \text{ kJ}$$

Se una mole di metano produce 726.4 kJ, quante moli saranno necessarie a produrre 83.7 kJ ?

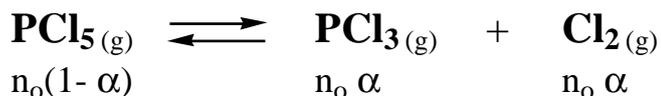
$$moli_{\text{necessarie}} = \frac{q_{\text{necessario}}}{|\Delta H^\circ_{\text{combustione}}|} = \frac{83.7}{726.4} = 0.115 \text{ mol}$$

Queste moli corrispondono a grammi

$$\text{massa(g) metanolo} = n.\text{moli} \times \text{PM} = 0.115 \times 32 = 3.68 \text{ g}$$

Nota la densità del metanolo sarà:

$$V_{\text{mL}} = \frac{\text{massa}_{(g)}}{d} = \frac{3.68}{0.729} = 4.65 \text{ mL di metanolo}$$

Esercizio 4)

Per la miscela di gas ideale, vale l'equazione di stato con "n_t" pari al numero di moli complessive (quelle iniziali n₀ incrementate dall'avvenuta dissociazione):

$$PV = n RT$$

$$PV = n_t RT$$

$$PV = n_0(1+\alpha) RT$$

$$(1+\alpha) = \frac{PV}{n_0 RT}$$

$$\alpha = \frac{PV}{n_0 RT} - 1$$

$$\alpha = \frac{PV}{n_0 RT} - 1 = \frac{0.803 \times 1}{0.01 \times 0.0821 \times 523.15} - 1 = 1.869 - 1 = 0.869$$

Siamo ora in grado di calcolare la frazione molare delle specie presenti in miscela:

$$\chi_{(\text{PCl}_5)} = \frac{n_{(\text{PCl}_5)}}{n_t} = \frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)} = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}$$

$$\chi_{(\text{PCl}_3)} = \chi_{(\text{Cl}_2)} = \frac{n_{(\text{PCl}_3)}}{n_t} = \frac{n_0(\alpha)}{n_0(1+\alpha)} = \frac{\alpha}{(1+\alpha)}$$

segue che

$$Kp = \frac{P_{(\text{PCl}_3)} \cdot P_{(\text{Cl}_2)}}{P_{(\text{PCl}_5)}} = \frac{P \cdot \chi_{(\text{PCl}_3)} \cdot P \cdot \chi_{(\text{Cl}_2)}}{P \cdot \chi_{(\text{PCl}_5)}} = P \cdot \frac{\chi_{(\text{PCl}_3)} \cdot \chi_{(\text{Cl}_2)}}{\chi_{(\text{PCl}_5)}} = P \frac{\alpha}{(1+\alpha)} \frac{\alpha}{(1+\alpha)} \frac{(1+\alpha)}{(1-\alpha)}$$

semplificando e sostituendo i valori

$$Kp = P \frac{\alpha^2}{(1+\alpha)(1-\alpha)} = 0.803 \times \frac{0.869^2}{1.869 \times 0.131} = 0.803 \times 3.084 = 2.48 \text{ atm}$$

Esercizio 5)

Il numero di equivalenti di argento depositati al catodo è pari a

$$n_{eq} Ag = \frac{massa(g)}{PE} = \frac{5.4}{107.9} = 0.05 \text{ eq. (per Ag: PE = PM e } n_{eq} = n_{mol})$$

La reazione di ossidazione dell'acqua è

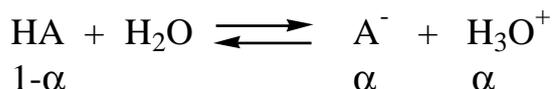


Il numero di equivalenti di ossigeno formato sarà uguale a quelli di argento (ma attenzione al numero di moli)

$$n_{eq} Ag = n_{eq} O_2$$

$$n_{moli} O_2 = \frac{n_{eq}}{ne^-} = \frac{0.05}{4} = 0.0125 \text{ mol}$$

$$V_{O_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{0.0125 \times 0.0821 \times 298.15}{1} = 0.306 \text{ Litri}$$

Esercizio 6)

Per un elettrolita debole 1:1 la pressione osmotica vale

$$\pi = i M R T = (1 + \alpha) M R T$$

da cui

$$\alpha = \frac{\pi}{M R T} - 1 = \frac{0.269}{0.01 \times 0.0821 \times 298.15} - 1 = 0.0989$$

pertanto

$$K_a = \frac{C_0 \alpha^2}{1 - \alpha} - 1 = \frac{0.01 \times (0.0989)^2}{1 - 0.0989} = 1.08 \times 10^{-4}$$

Per la soluzione 0.1 molare si potrà ricavare il nuovo grado di dissociazione sfruttando la stessa formula precedente ma risolvendo rispetto ad α ;

$$K_a - K_a \alpha = C_0 \alpha^2$$

$$C_0 \alpha^2 + K_a \alpha - K_a = 0$$

$$\begin{array}{l} 0.1\alpha^2 + 1.08 \times 10^{-4} \alpha - 1.08 \times 10^{-4} = 0 \\ \alpha_1 = + 0.0323 \\ \alpha_2 = - 0.0334 \text{ (impossibile)} \end{array}$$

Il valore della pressione osmotica per la soluzione 0.1 M dell'acido debole sarà

$$\pi = (1 + \alpha) M R T = (1 + 0.0323) \times 0.1 \times 0.0821 \times 298.15 = 2.53 \text{ atm}$$