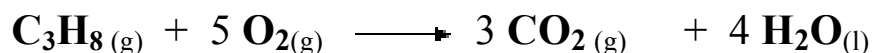


Esercizio 1)

La reazione chimica da considerare è la combustione del propano



Dai dati forniti, le moli di propano sono

$$n.\text{mol}(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{m(\text{g})}{PM} = \frac{4.4}{44} = 0.1 \text{ mol}$$

Le moli di ossigeno utilizzate sono 5/1 delle moli di propano

$$n.\text{mol}(\text{O}_2) = n.\text{mol}(\text{C}_3\text{H}_8) \times 5 = 0.1 \times 5 = 0.5 \text{ mol}$$

a queste moli corrisponde una massa di ossigeno pari a

$$m(\text{g})\text{O}_2 = n.\text{mol}(\text{O}_2) \times PM = 0.5 \times 32 = 16 \text{ g}$$

Esercizio 2)

Descriviamo lo schema tenendo conto delle moli inizialmente presenti, di quelle che si dissociano (reagiscono), di quelle che si formano. Tra parentesi formalizziamo la situazione ad equilibrio raggiunto:

| | | | | | |
|--------|--------------------------|----------------------|--------------------------|---|-------------------------|
| | $\text{PCl}_5(\text{g})$ | \rightleftharpoons | $\text{PCl}_3(\text{g})$ | + | $\text{Cl}_2(\text{g})$ |
| Iniz. | 2 | | - | | - |
| React | x | | - | | - |
| Form. | - | | x | | x |
| Equil. | (2-x) | | (x) | | (x) |

La costante di equilibrio della reazione sarà descritta dal quoziente all'equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{n\text{PCl}_3 \cdot n\text{Cl}_2}{n\text{PCl}_5 \cdot V} = \frac{(x) \cdot (x)}{(2-x) \cdot V}$$

$$0.0224 = \frac{x^2}{(2-x) \cdot 5} = \frac{x^2}{10-5x}$$

$$0.224 - 0.112x = x^2$$

$$x^2 + 0.112x - 0.224 = 0 \quad x_1 = \mathbf{0.4206}; \quad x_2 = -0.533 \text{ (non valido)}$$

pertanto la composizione in moli all'equilibrio sarà

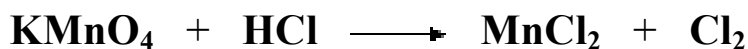
| | | | | | |
|--------|--------------------------|----------------------|--------------------------|---|-------------------------|
| | $\text{PCl}_5(\text{g})$ | \rightleftharpoons | $\text{PCl}_3(\text{g})$ | + | $\text{Cl}_2(\text{g})$ |
| Equil. | 1.579 | | 0.421 | | 0.421 |

mentre il grado di dissociazione vale

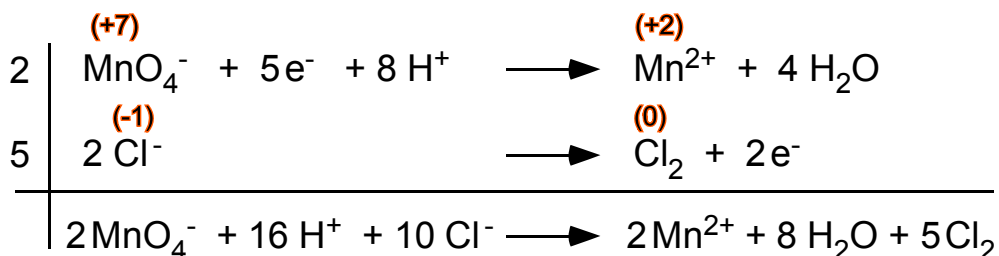
$$\alpha = \frac{n.\text{mol dissociate}}{n.\text{mol iniziali}} = \frac{0.421}{2} = 0.21$$

Esercizio 3)

Lo schema grezzo della reazione da bilanciare è il seguente



Bilanciamo con il metodo ionico/elettronico:



L'esercizio richiede di calcolare la quantità di cloro che si può teoricamente formare da una quantità nota di KMnO_4 . Ragioniamo per moli:

Il numero di moli di KMnO_4 risulta

$$n.mol(\text{KMnO}_4) = \frac{m(g)}{PM} = \frac{5}{158} = 0.0316 \text{ mol}$$

pertanto il numero di moli di cloro saranno

$$n.mol(\text{Cl}_2) = n.mol(\text{KMnO}_4) \times \frac{5}{2} = 0.0316 \times \frac{5}{2} = 0.079 \text{ mol}$$

infine dall'equazione di stato dei gas ideali ricaviamo il volume di cloro nelle condizioni specificate dal testo del problema

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0.079 \times 0.0821 \times 273.15}{1} = 1.77 \text{ Litri}$$

Ragioniamo per equivalenti. Il numero di equivalenti di KMnO_4 (e di tutti gli altri reagenti e prodotti) risulta

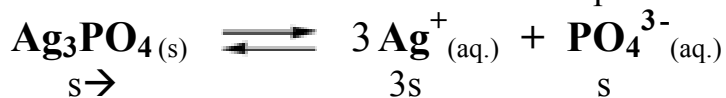
$$n.eq(\text{KMnO}_4) = \frac{m(g)}{PE} = \frac{m(g)}{PM} \times n.elettroni = \frac{5}{158} \times 5 = 0.1582 \text{ eq}$$

$$n.mol(\text{Cl}_2) = \frac{n.eq}{n.elettroni} = \frac{0.1582}{2} = 0.079 \text{ mol}$$

Segue il calcolo del volume come in precedenza.

Esercizio 4)

Si tratta di un equilibrio di solubilità. Quando abbiamo a che fare con un equilibrio di solubilità, la prima cosa da fare è quella di scrivere l'equilibrio in questione, magari relazionandolo nei termini di solubilità espressa in moli per litro.



In effetti, ci serve proprio la solubilità. In considerazione del fatto che è nota la costante di solubilità, ricaviamo la relazione esistente tra K_s e la solubilità (s);

$$K_s = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] = (3s)^3 (s) = 27s^4$$

da cui

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} = \sqrt[4]{\frac{1.8 \times 10^{-18}}{27}} = 1.607 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Essendo la "solubilità" una concentrazione molare con la seguente espressione

$$s = \frac{m(g) \text{ di soluto disciolto}}{PM_{\text{soluto}} \times V_{(L)}}$$

Risulta semplice ricavare la massa in grammi di soluto che si scioglie nel volume V

$$m(g) \text{ di soluto disciolto} = s \times PM_{\text{soluto}} \times V_{(L)}$$

Fare attenzione nel sostituire i valori, infatti 1 m^3 di solvente corrisponde a 1000 litri:

$$m(g) = 1.607 \times 10^{-5} \times 418.7 \times 1000 = 6.73 \text{ g si solubilizzano per ogni m}^3.$$

Esercizio 5)

Il testo del problema fa chiaramente capire che si deve studiare la reazione tra l'acido nitrico (acido forte) e la base ammoniacca (base debole). La prima cosa da fare è di calcolare le moli delle specie reagenti. Per quanto riguarda l'ammoniaca basta ricorrere alla formula inversa della concentrazione molare:

$$n.mol(\text{NH}_3) = M \times V_{(L)} = 0.2 \times 0.2 = 0.04 \text{ mol} = 40 \text{ mmol}$$

Per quanto riguarda l'acido nitrico i dati forniti ci consentono di determinare immediatamente la massa dell'acido dalla formula inversa della percentuale

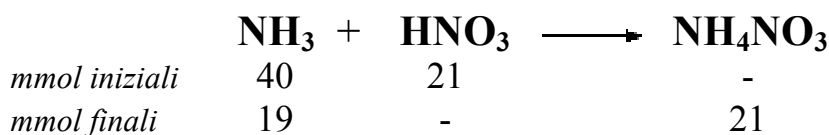
$$\% \text{HNO}_3 = \frac{\text{massa HNO}_3}{\text{massa soluz. di HNO}_3} \times 100$$

$$\text{massa HNO}_3 = \frac{\% \text{HNO}_3 \times \text{massa soluz. di HNO}_3}{100} = \frac{60 \times 2.2}{100} = 1.32 \text{ g}$$

Pertanto le moli di acido nitrico sono

$$n.mol(HNO_3) = \frac{m(g) \text{ di } HNO_3}{PM(HNO_3)} = \frac{1.32}{63} = 0.021 \text{ mol} = 21 \text{ mmol}$$

La reazione procede con il completo consumo del reagente in difetto (HNO_3) e la formazione del sale (nitrato di ammonio, completamente dissociato in soluzione):



Sono contemporaneamente presenti in soluzione una base debole (NH_3) e il suo acido coniugato (NH_4^+) in quantità paragonabili, pertanto la soluzione va trattata come un sistema tampone. Possiamo utilizzare la formulazione base verso acido coniugato:

$$[OH^-] = K_b \times \frac{n.mol \text{ base}}{n.mol \text{ acido}(con.)} = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{19 \times 10^{-3}}{21 \times 10^{-3}} = 1.63 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

pertanto

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1.63 \times 10^{-5}) = 4.79$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4.79 = 9.21$$

In alternativa possiamo utilizzare la formulazione acido verso base coniugata

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{n.mol \text{ acido}}{n.mol \text{ base}(con.)}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{K_b} \times \frac{n.mol \text{ acido}}{n.mol \text{ base}(con.)} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} \times \frac{21 \times 10^{-3}}{19 \times 10^{-3}} = 6.14 \times 10^{-10} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(6.14 \times 10^{-10}) = 9.21$$