

Esercizio 1)

La reazione chimica da considerare è la combustione della pirite



Dai dati forniti, le moli di pirite sono

$$n.\text{mol}(\text{FeS}_2) = \frac{m(\text{g})}{PM} = \frac{12}{112} = 0.107 \text{ mol}$$

Le moli di diossido di zolfo (anidride solforosa) teoricamente formate sono il doppio delle moli di pirite

$$n.\text{mol}(\text{SO}_2) = n.\text{mol}(\text{FeS}_2) \times 2 = 0.107 \times 2 = 0.214 \text{ mol}$$

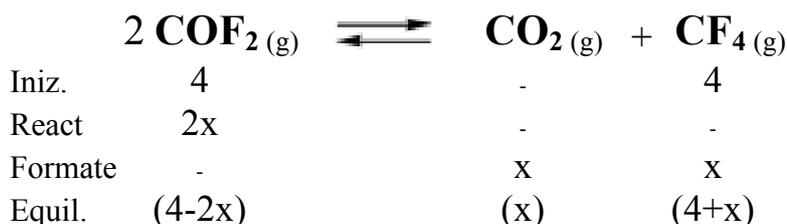
Il volume corrispondente si ricava dall'equazione di stato dei gas ideali

$$V(\text{SO}_2) = \frac{n.\text{mol}(\text{SO}_2) \times R \times T}{p} = \frac{0.214 \times 0.0821 \times 273.15}{1} = 4.8 \text{ L}$$

NOTA: se nel calcolo delle moli di FeS_2 ci si ferma alla prima cifra decimale (cioè 0.1 moli, il volume di SO_2 risulterà il 7% inferiore, pari 4.48 litri).

Esercizio 2)

Descriviamo la reazione 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 (si noti che questa reazione procederà verso destra a causa dell'iniziale assenza di CO_2):



Il COF_2 che reagisce è il 48% di quello inserito inizialmente, cioè:

$$2x = \frac{48}{100} \times 4 = 1.92 \text{ mol} \quad \text{ovvero} \quad x = \frac{1.92}{2} = 0.96 \text{ mol}$$

pertanto:

$$n\text{CO}_2 = x = 0.96 \text{ mol}; \quad n\text{CF}_4 = 4+x = 4.96 \text{ mol}; \quad n\text{COF}_2 = 4-2x = 2.08 \text{ mol}$$

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

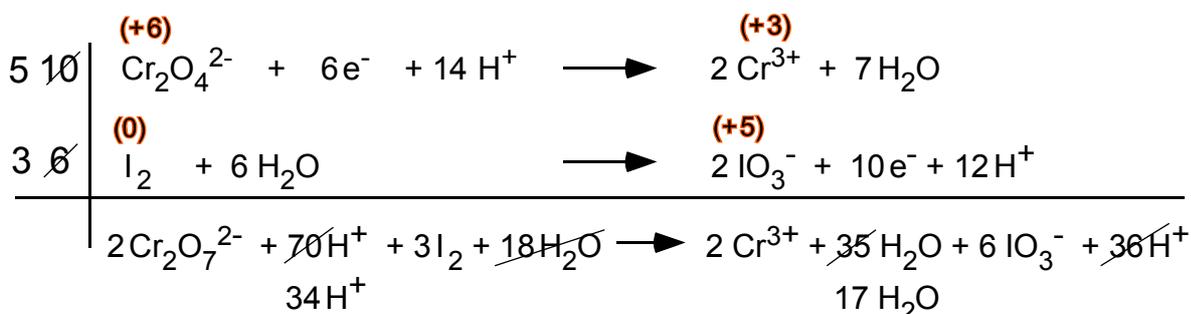
$$K_C = \frac{[\text{CO}_2][\text{CF}_4]}{[\text{COF}_2]^2} = \frac{n\text{CO}_2 \cdot n\text{CF}_4}{n\text{COF}_2^2} = \frac{0.96 \cdot 4.96}{2.08^2} = 1.1$$

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 dicromato di potassio teoricamente necessario a ossidare 2 g di iodio. Ragioniamo per moli:

Il numero di moli di iodio risulta

$$n.mol(\text{I}_2) = \frac{m(g)}{PM} = \frac{2}{253,8} = 7,88 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

il numero di moli di dicromato necessari saranno

$$n.mol(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n.mol(\text{I}_2) \times \frac{5}{3} = 7,88 \times 10^{-3} \times \frac{5}{3} = 0,0131 \text{ mol}$$

Per il calcolo del volume dobbiamo usare la conc. Molare della soluzione di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

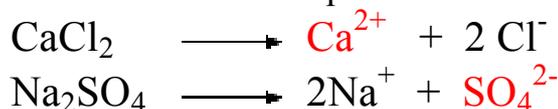
$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{N(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{n.elettroni} = \frac{0,12}{6} = 0,02 \text{ M}$$

pertanto il volume di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ necessario sarà

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{n.mol(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{0,0131}{0,02} = 0,655 \text{ Litri}$$

Esercizio 4)

Consideriamo i due sali completamente dissociati in soluzione



Il precipitato che si può formare è quello riferito alla costante di solubilità che ci viene fornita. Si formerà precipitato se il quoziente (prodotto di solubilità) supera il valore della costante di solubilità.

Come sempre scriviamo l'equilibrio di solubilità per ben scrivere l'espressione del K_s che contiene il quoziente da determinare



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

pertanto dobbiamo calcolare le conc. degli ioni calcio e degli ioni solfato. Possiamo usare l'equazione tipica della diluizione:

$$C_2 = \frac{V_1 \times C_1}{V_2}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{20 \times 2 \times 10^{-4}}{50} = 8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{30 \times 3 \times 10^{-3}}{50} = 1.8 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 8 \times 10^{-5} \times 1.8 \times 10^{-3} = 1.44 \times 10^{-7} < K_{ps}$$

Il prodotto ionico risulta minore del K_s , pertanto non si verifica la precipitazione del solfato di calcio.

Esercizio 5)

La soluzione di ammoniaca 0.1 molare presenta certamente un pH basico. Anche se non richiesto dal problema, per semplice curiosità e per meglio capire quello che succede in soluzione, calcoliamo il pH iniziale, prima dell'aggiunta di HCl.

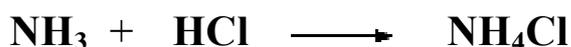
In virtù del fatto che la K_b è molto più piccola della conc. della base, possiamo utilizzare la formula ridotta:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times C_b} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.342 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.342 \times 10^{-3}) = 2.87$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2.87 = 11.13$$

Aggiungendo HCl alla soluzione avverrà la seguente reazione



Si consumerà tanta ammoniaca quanto HCl gassoso si aggiunge e la soluzione assumerà un pH sempre minore. Il nostro compito è stabilire quanto HCl si deve aggiungere per arrivare al pH richiesto.

Il numero di moli di ammoniaca inizialmente presenti in soluzione è

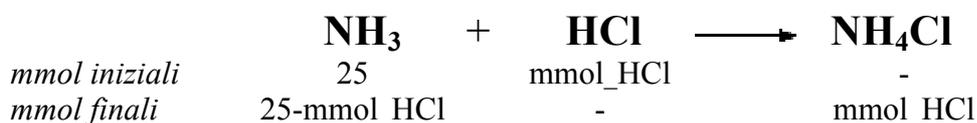
$$n.mol(NH_3) = M \times V_{(L)} = 0.1 \cdot 0.25 = 0.025 mol = 25 mmol$$

Se per ipotesi aggiungiamo un numero di moli di HCl pari a quelle di ammoniaca presente, che cosa succede?



Dallo schema si evince che avremmo in soluzione solo il sale che, contenente l'acido coniugato della base ammoniacca, produrrebbe un pH acido (minore di 7) e siccome dobbiamo fermarci al valore di pH=9.08 (ancora basico), **le moli di HCl da aggiungere dovranno essere in quantità inferiore a quelle di NH₃ presenti.**

La nostra incognita è il numero di moli di HCl, e, invece di chiamarla x, chiamiamola per il momento con il suo nome "numero di millimoli di HCl" (mmol_HCl). Riproduciamo lo schema:



Essendo il numero di millimoli di HCl inferiore a quello dell'ammoniaca, dallo schema si evince che saranno presenti contemporaneamente in soluzione una base debole e il suo acido coniugato (NH₃/NH₄⁺), pertanto il pH della soluzione è quello del sistema tampone (ammoniaca/ammonio):

$$[OH^-] = Kb \times \frac{n.mol\ base}{n.mol\ acido(con.)} = Kb \times \frac{25 - mmol_HCl}{mmol_HCl} \quad (1)$$

nella precedente equazione (1), l'unica vera incognita è proprio il numero di millimoli di HCl, infatti [OH⁻] è il valore definito dal valore di pH che il problema chiede di ottenere.

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9.08 = 4.92$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4.79} = 8.31 \times 10^{-3} mol\ dm^{-3}$$

Riscriviamo l'espressione del calcolo di [OH⁻] del tampone (eq.1) indicando, per semplicità, il numero di millimoli di HCl (mmol_HCl) con "x"

$$[OH^-] = Kb \times \frac{25 - x}{x}$$

con facili passaggi x

$$x = \frac{25 \times Kb}{[OH^-] + Kb} = \frac{25 \times 1.8 \times 10^{-5}}{1.2 \times 10^{-5} + 1.8 \times 10^{-5}} = 15 mmol\ di\ HCl$$

Il volume di HCl gassoso sarà pertanto

$$V(HCl) = \frac{n.mol(HCl) \times R \times T}{p} = \frac{0.015 \times 0.0821 \times 273.15 \times 760}{700} = 0.365 L$$