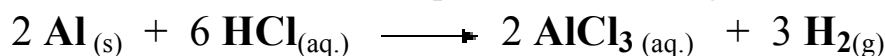


**Esercizio 1)**

La reazione chimica da considerare è quella tra l'alluminio e l'acido cloridrico. Il metallo nobile, come afferma il testo del problema, non reagisce con HCl.



I dati forniti riguardano l'idrogeno e ci permettono di calcolarne le moli sfruttando l'equazione di stato (usare p in atm, V in Litri, R in L atm mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>)

$$n.mol(\text{H}_2) = \frac{p \times V}{R \times T} = \frac{750 \cdot 6.81}{760 \cdot 0.0821 \cdot 173.15} = 0.3 \text{ mol}$$

La stechiometria di reazione ci dice che

$$n.mol(\text{Al}) = \frac{2}{3} \times n.mol(\text{H}_2) = \frac{2}{3} \times 0.3 = 0.2 \text{ mol}$$

Pertanto la massa di alluminio sarà

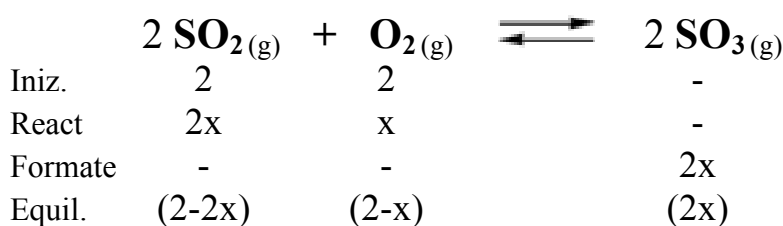
$$m(g)\text{Al} = n.mol \times PM = 0.2 \cdot 26.98 = 5.4 \text{ g}$$

Quindi, tenendo conto della massa totale del campione

$$\% \text{Al} = \frac{m(g)\text{Al}}{m(g)\text{campione}} \times 100 = \frac{5.4}{10} \times 100 = 54 \%$$

**Esercizio 2)**

Scriviamo lo schema della reazione, bilanciamola e descriviamo la reazione tenendo conto delle moli inizialmente presenti, di quelle che reagiscono, di quelle che si formano. Tra parentesi formalizziamo la situazione ad equilibrio raggiunto (la reazione procederà verso destra a causa dell'iniziale assenza di SO<sub>3</sub>):



Il testo del problema ci fornisce le moli di SO<sub>3</sub> ad equilibrio raggiunto, pertanto

$$n\text{SO}_3 = 2x = 1.8 \text{ mol} \quad \text{ovvero} \quad x = \frac{1.8}{2} = 0.9 \text{ mol}$$

pertanto:  $n\text{SO}_2 = 2 - 2x = 0.2 \text{ mol}$ ;  $n\text{O}_2 = 2 - x = 1.1 \text{ mol}$ ;

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

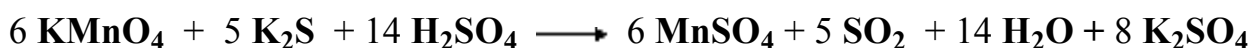
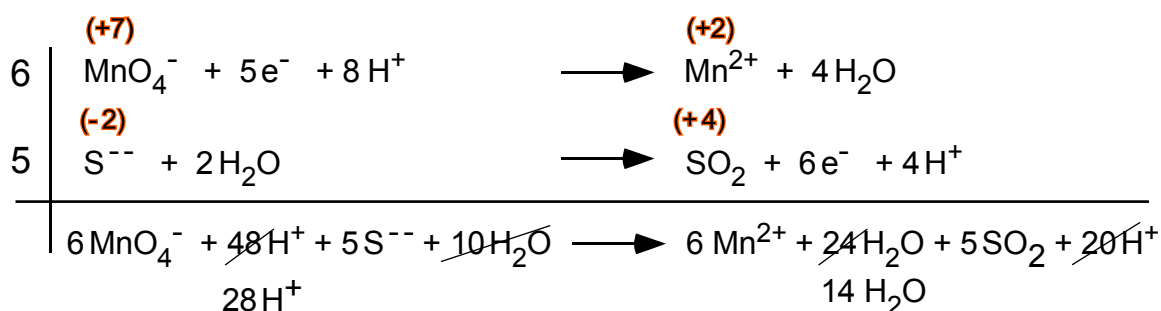
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{n\text{SO}_3^2 \cdot V_{(L)}}{n\text{SO}_2^2 \cdot n\text{O}_2} = \frac{1.8^2 \cdot 2}{0.2^2 \cdot 1.1} = 147.3$$

**Esercizio 3)**

Lo schema grezzo della reazione da bilanciare è il seguente:



Bilanciamo con il metodo ionico/elettronico:



L'esercizio richiede di calcolare il volume contenente la quantità di permanganato di potassio teoricamente necessario a ossidare 2.5 g solfuro. Ragioniamo per moli:

Il numero di moli di solfuro di potassio fornito risulta:

$$n.mol(K_2S) = \frac{m(g)}{PM} = \frac{2.5}{110.27} = 0.0227 \text{ mol}$$

il numero di moli di permanganato necessari saranno

$$n.mol(KMnO_4) = n.mol(K_2S) \times \frac{6}{5} = 0.0227 \times \frac{6}{5} = 0.0272 \text{ mol}$$

Per il calcolo del volume dobbiamo usare la conc. Molare della soluzione di  $KMnO_4$

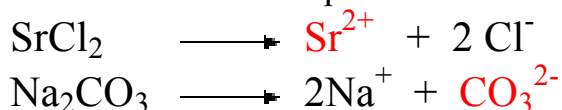
$$M(KMnO_4) = \frac{N(KMnO_4)}{n.elettroni} = \frac{0.1}{5} = 0.02 \text{ M}$$

pertanto il volume di  $K_2Cr_2O_7$  necessario sarà

$$V(KMnO_4) = \frac{n.mol(KMnO_4)}{M(KMnO_4)} = \frac{0.0272}{0.02} = 1.36 \text{ Litri}$$

**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:



$$K_s = [\text{Sr}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

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

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

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{30 \cdot 2 \times 10^{-4}}{50} = 1.2 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{20 \times 3 \times 10^{-3}}{50} = 1.2 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{Sr}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 1.2 \times 10^{-4} \times 1.2 \times 10^{-3} = 1.44 \times 10^{-7} > K_{ps} \text{ (precipita)}$$

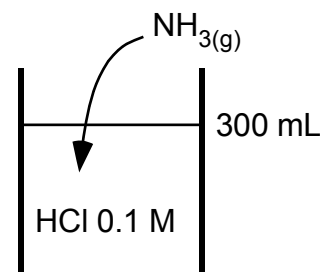
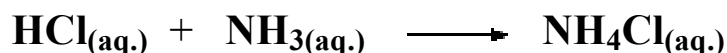
**Esercizio 5)**

La soluzione di HCl 0.1 molare presenta un pH pari a 1 (HCl reagisce completamente con l'acqua) e contiene 30 millimoli di HCl:

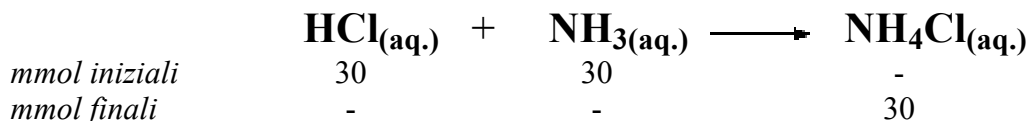
$$n.\text{mol}(\text{HCl}) = M \times V(L) = 0.1 \cdot 0.3 = 0.03 \text{ mol} = 30 \text{ mmol}$$

La figura accanto illustra schematicamente il processo.

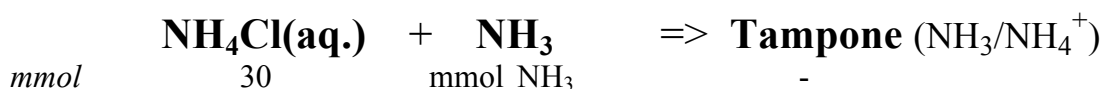
Aggiungendo  $\text{NH}_3$  gassosa alla soluzione dell'acido avverrà la seguente reazione:



Si consumerà, pertanto, tanto HCl quanta ammoniaca si aggiunge e la soluzione assumerà un pH sempre maggiore. Il nostro compito è stabilire quanta NH<sub>3</sub> si deve aggiungere per arrivare al pH richiesto. Se per ipotesi aggiungiamo un numero di moli di NH<sub>3</sub> pari a quelle di HCl presenti nella soluzione, che cosa avverrà?



Dallo schema si evince che avremmo in soluzione solo il cloruro di ammonio, sale che, contenente l'acido coniugato della base ammoniaca, produrrebbe un pH acido (ancora minore di 7) e siccome dobbiamo arrivare al valore di pH = 9.26 (basico), **le moli di NH<sub>3</sub> da aggiungere dovranno essere in quantità maggiore a quelle di HCl presenti**. La prima quantità di moli di NH<sub>3</sub> uguale alle moli di HCl formerà il sale (30 mmol di NH<sub>4</sub>Cl) e, poi, l'ammoniaca in eccesso sarà regolarmente solubilizzata semplicemente come ammoniaca. Avremo pertanto una quantità di ammoniaca (mmol\_NH<sub>3</sub>) che, insieme al sale formerà un tampone  
Riproduciamo lo schema:



Il pH della soluzione è quello del sistema tampone (ammoniaca/ammonio):

$$[OH^-] = Kb \times \frac{n.mol\ base}{n.mol\ acido(con.)} = Kb \times \frac{n.mol\_NH_3}{n.mol\_NH_4^+} \quad (1)$$

Nella precedente equazione (1), l'unica vera incognita è proprio il numero di moli di NH<sub>3</sub>, infatti [OH<sup>-</sup>] è il valore definito dal valore di pH che il problema chiede di ottenere.

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9.26 = 4.74$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4.77} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Pertanto dall'equazione (1) possiamo ottenere l'eccesso di moli di ammoniaca

$$n.mol\_NH_3 = \frac{[OH^-] \cdot n.mol\_NH_4^+}{Kb} = \frac{1.82 \times 10^{-5} \cdot 30 \times 10^{-3}}{1.8 \times 10^{-5}} = 30.33 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Il numero di moli di ammoniaca globalmente da aggiungere sono:

$$n.mol(NH_3) = n.mol\ per\ salificare\ HCl + \text{eccesso tampone} = 60.33 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Il volume di NH<sub>3</sub> gassosa globalmente da aggiungere sarà pertanto

$$V(NH_3) = \frac{n.mol(NH_3) \cdot R \cdot T}{p} = \frac{60.33 \times 10^{-3} \times 0.0821 \times 273.15}{1} = 1.353 \text{ L}$$