

TESTO B

- 1) Calcolare la solubilità del BaSO_4 in una soluzione che è stata acidificata fino a un $\text{pH} = 2$ con H_2SO_4 (considerare l'acido solforico completamente dissociato per tutte e due le idrolisi) ($K_{\text{psBaSO}_4} = 1,1 \cdot 10^{-10}$)

H_2SO_4 è un acido forte, e dall'esercizio lo consideriamo totalmente dissociato in acqua



Il $\text{pH} = 2$ significa $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$ che provengono dalle due idrolisi e quindi sono il doppio della concentrazione degli ioni SO_4^{2-}

Essendo l'acido completamente dissociato

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1/2 [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Quindi la solubilità di BaSO_4 va calcolata in una soluzione contenente $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

$\text{BaSO}_{4(s)} = \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ scriviamo espressione prodotto solubilità $K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ da cui:

Dalla tabella ICE, all'equilibrio avrò



solido S ($S + 5 \cdot 10^{-3}$)

posso trascurare S derivante dalla dissociazione del sale per definire SO_4^{2-} in quanto molto più piccolo di $0,5 \cdot 10^{-2}$ e quindi:

$$K_{\text{ps}} = S \cdot 0,5 \cdot 10^{-2}$$

posso allora calcolare S, che rappresenta quanto sale è passato in soluzione:

$$S = (1,1 \cdot 10^{-10} / 0,5 \cdot 10^{-2}) = 2,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

- 2) Calcolare la pressione osmotica a 20°C di una soluzione di perclorato di magnesio al 1,15% in peso. (densità della soluzione = $1,08 \text{ g/mL}$)

La formula del perclorato di magnesio è: $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ quindi si dissocerà in $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{ClO}_4^{-}_{(\text{aq})}$ e dunque $i = 3$

$$\Pi = iMRT = 3 \cdot M \cdot (0,082) \cdot (293)$$

serve solo sapere il valore della molarità per risolvere. Se considero

1 L di soluzione, avrò che la massa della soluzione è: $m = d \cdot V = 1,08 \text{ kg}$ ovvero 1080 g . In questi

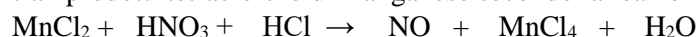
1080 g ci saranno: $g(\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2) = 1080 \cdot 0,0115 = 12,42 \text{ g}$ che corrispondono a

$$12,42 \text{ g} / \text{MM}(\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2) = 12,42 / 223,2 = 0,056 \text{ mol}$$

E quindi la molarità sarà $0,056 \text{ mol/L}$, avendo appunto considerato 1 L di soluzione

$$\Pi = iMRT = 3 \cdot 0,056 \cdot (0,082) \cdot (293) = 4,02 \text{ atm}$$

- 3) Il dicloruro di manganese può reagire con acido nitrico in ambiente acidificato con HCl per formare tra i prodotti tetracloruro di manganese secondo la reazione:



Calcolare quanti grammi di tetracloruro di manganese si potrebbero formare facendo reagire $8,13 \text{ g}$ di MnCl_2 con un eccesso di acido

Si bilancia la reazione:



Quindi per ogni mole di MnCl_2 si forma una mole di MnCl_4

Essendo MnCl_2 il reagente limitante, reagisce tutto e le moli che reagiscono sono:

$$\text{mol}(\text{MnCl}_2) = 8,13 \text{ g} / 125,8 \text{ g/mol} = 0,0646 \text{ mol}$$
 che sono anche le moli di MnCl_4 che si formano

$$\text{Da cui i grammi di } \text{MnCl}_4 = (0,0646 \text{ mol}) \cdot (196,9 \text{ g/mol}) = 12,7 \text{ g}$$

- 4) Ad una soluzione di 50 mL di KOH con molarità 0,035 mol/L vengono aggiunti 0,67 g di Na_2HPO_4 , e la soluzione viene poi portata al volume di 1L aggiungendo acqua. Calcolare il pH della soluzione finale. (Per l'acido fosforico: $K_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 4,4 \cdot 10^{-13}$)

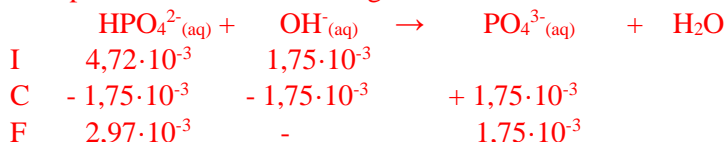
Calcolo le moli di OH^- presenti nei 50mL di soluzione:

$$\text{mol}(\text{OH}^-) = 0,05 \cdot 0,035 = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

calcolo le moli corrispondenti a 0,67 g di idrogenofosfato di sodio:

$$\text{mol}(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = \text{g}/\text{MM}(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 4,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{che rappresentano anche le moli dello ione idrogenofosfato visto che il sale si scioglie completamente}$$

HPO_4^{2-} è un acido e quindi reagirà completamente con le moli di OH^- secondo una reazione acido base per formare la base coniugata fino a esaurimento del reagente limitante:



Si forma quindi il tampone relativo all'equilibrio:



In cui la concentrazione di H_3O^+ può essere calcolata dalla legge dell'azione di massa relativa alla terza dissociazione di H_3PO_4 :

$$K_{a3} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \quad \text{e quindi } [\text{H}_3\text{O}^+] = K_{a3} \cdot \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$$

In cui le concentrazioni degli ioni fosfato e idrogenofosfato sono approssimabili a quelle raggiunte dopo la reazione acido-base. Al posto delle concentrazioni di tali ioni (che sono calcolabili dividendo per il volume di 50 mL), posso usare direttamente le moli (infatti il volume si semplifica al denominatore e numeratore essendo lo stesso):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{a3} \cdot \frac{2,97 \cdot 10^{-3}}{1,75 \cdot 10^{-3}} = 7,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L da cui si ricava il pH} = 12,1$$

Aggiunta di acqua non cambia il pH

- 5) Prevedere la geometria della molecola SF_4 , e descriverne i legami con la teoria del legame di valenza.