

TESTO A

- 1) Calcolare la solubilità del Hg_2Cl_2 in una soluzione che è stata acidificata fino a un $\text{pH} = 1$ con HCl .
($K_{\text{ps}} \text{Hg}_2\text{Cl}_2 = 1,1 \cdot 10^{-18}$)

HCl è un acido forte, quindi totalmente dissociato in acqua



Il $\text{pH} = 1$ significa $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol/L}$

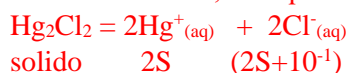
Essendo l'acido completamente dissociato

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Quindi la solubilità di Hg_2Cl_2 va calcolata in una soluzione contenente $[\text{Cl}^-] = 10^{-1} \text{ mol/L}$

$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 = 2\text{Hg}^+_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ scriviamo espressione prodotto solubilità $K_{\text{ps}} = [\text{Hg}^+]^2[\text{Cl}^-]^2$ da cui:

Dalla tabella ICE, all'equilibrio avrò



posso trascurare il $2S$ derivante dalla dissociazione del sale in sarà di sicuro quanto molto più piccolo di 10^{-1}

e quindi:

$$K_{\text{ps}} = (2S)^2(10^{-1})^2 = 4S^2 \cdot 0,01$$

Si calcola quindi S , che rappresenta quanto sale è passato in soluzione:

$$S = \sqrt{(1,1 \cdot 10^{-18}/0,04)} = 5,24 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

- 2) Calcolare la pressione osmotica a 20°C di una soluzione di nitrato di bario al 1,25% in peso.
(densità della soluzione = 1,15 kg/L)

La formula del nitrato di bario è: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ quindi si dissocerà in $\text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ e dunque $i = 3$
 $\Pi = iMRT = 3 \cdot M \cdot (0,082) \cdot (293)$

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

1 L di soluzione, avrò che la massa della soluzione è: $m = d \cdot V = 1,15 \text{ kg}$ ovvero 1150 g. In questi 1150g ci saranno: $g(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 1150 \cdot 0,0125 = 14,37 \text{ g}$ che corrispondono a $14,37 \text{ g/MM}(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 137,5/261,3 = 0,055 \text{ mol}$

E quindi la molarità sarà 0,055 mol/L, avendo appunto considerato 1L di soluzione

$$\Pi = iMRT = 3 \cdot 0,055 \cdot (0,082) \cdot (293) = 3,97 \text{ atm}$$

- 3) Il solfuro di rame (CuS) può reagire con acido nitrico per formare zolfo secondo la reazione:



Calcolare quanti grammi di zolfo si formano facendo reagire 2,34 g di CuS con un eccesso di ioni NO_3^-

Dopo bilanciamento la reazione risulta:



Quindi per ogni mole di CuS si forma 1 mole di zolfo.

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

$$\text{mol}(\text{CuS}) = 2,34 \text{ g}/95,6 \text{ g/mol} = 0,0245 \text{ mol}$$
 che sono anche le moli di S che si formano

$$\text{Da cui i grammi di zolfo} = (0,0245 \text{ mol}) \cdot (32,1 \text{ g/mol}) = 0,786 \text{ g}$$

- 4) Ad una soluzione di 50 mL di HCl con molarità 0,035 mol/L vengono aggiunti 0,54 g di Na_3PO_4 , e la soluzione viene poi portata al volume di 1L aggiungendo acqua. Calcolare il pH della soluzione finale. (Per l'acido fosforico: $K_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 4,4 \cdot 10^{-13}$)

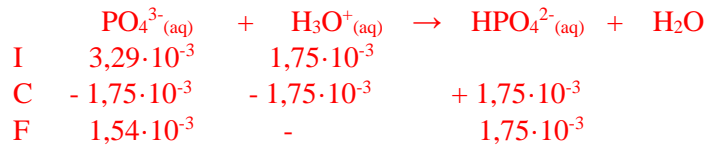
Calcolo le moli di H_3O^+ presenti nei 50mL di soluzione:

$$\text{mol}(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,05 \cdot 0,035 = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

calcolo le moli corrispondenti a 0,54 g di fosfato di sodio:

$\text{mol}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 3,29 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ che rappresentano anche le moli dello ione fosfato visto che il sale si scioglie completamente

PO_4^{3-} è la base coniugata dell'acido HPO_4^{2-} e quindi reagirà completamente con le moli di H_3O^+ secondo una reazione acido base per formare l'acido coniugato 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 :

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

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 comunque calcolabili dividendo per il volume di 50mL), posso usare direttamente le moli (infatti il volume si semplifica al denominatore e numeratore essendo lo stesso):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{a3} \cdot \frac{1,75 \cdot 10^{-3}}{1,54 \cdot 10^{-3}} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$
 da cui si ricava il $\text{pH} = 12,3$

Aggiunta di acqua non cambia il pH

- 5) Prevedere la geometria della molecola SOF_4 , e descriverne i legami con la teoria del legame di valenza.