

TESTO A

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

$\text{HCl}$  è un acido forte, quindi totalmente dissociato in acqua



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

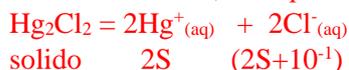
Essendo l'acido completamente dissociato

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

Quindi la solubilità di  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  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  $20^\circ\text{C}$  di una soluzione di nitrato di bario al 1,25% in peso.  
(densità della soluzione =  $1,15 \text{ kg/L}$ )

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  $1150 \text{ g}$ . In questi  $1150 \text{ g}$  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  $0,055 \text{ mol/L}$ , avendo appunto considerato  $1 \text{ L}$  di soluzione

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

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



Calcolare quanti grammi di zolfo si formano facendo reagire  $2,34 \text{ g}$  di  $\text{CuS}$  con un eccesso di ioni  $\text{NO}_3^-$

Dopo bilanciamento la reazione risulta:



Quindi per ogni mole di  $\text{CuS}$  si forma 1 mole di zolfo.

Essendo  $\text{CuS}$  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  $\text{S}$  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  $50 \text{ mL}$  di  $\text{HCl}$  con molarità  $0,035 \text{ mol/L}$  vengono aggiunti  $0,54 \text{ g}$  di  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , e la soluzione viene poi portata al volume di  $1 \text{ L}$  aggiungendo acqua. Calcolare il  $\text{pH}$  della soluzione finale. (Per l'acido fosforico:  $K_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ,  $K_{a3} = 4,4 \cdot 10^{-13}$ )

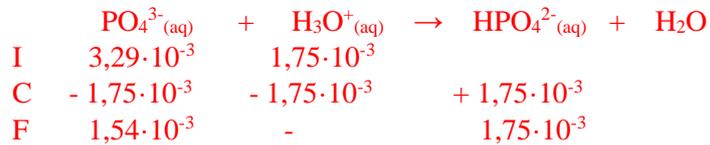
Calcolo le moli di  $\text{H}_3\text{O}^+$  presenti nei  $50 \text{ mL}$  di soluzione:

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

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

$\text{PO}_4^{3-}$  è la base coniugata dell'acido  $\text{HPO}_4^{2-}$  e quindi reagirà completamente con le moli di  $\text{H}_3\text{O}^+$  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  $\text{H}_3\text{O}^+$  può essere calcolata dalla legge dell'azione di massa relativa alla terza dissociazione di  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

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

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):

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

Aggiunta di acqua non cambia il pH

- 5) Prevedere la geometria della molecola  $\text{SOF}_4$ , e descriverne i legami con la teoria del legame di valenza.