

FACOLTÀ DI FARMACIA E MEDICINA

Prova scritta di Chimica Generale ed Inorganica 19 Gennaio 2023

SOLUZIONI COMPITO 2

Quesito 1. Una soluzione acquosa A contenente H_2CO_3 e NaHCO_3 presenta un pH di 6,05. Calcolare la concentrazione delle due specie in soluzione sapendo che la concentrazione complessiva corrisponde a 0,50 M.

Calcolare inoltre il pH della soluzione ottenuta mescolando 1 L di A con 425 mL di una soluzione 0,8 M di NaOH. Considerare additivi i volumi.

(H_2CO_3 : $K_{a1} = 4,3 \times 10^{-7}$; $K_{a2} = 5,6 \times 10^{-11}$).

Svolgimento:

Ci troviamo di fronte ad una soluzione tampone, da cui la formula:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6,10} = 8,91 \times 10^{-7} = 4,3 \times 10^{-7} \times [\text{H}_2\text{CO}_3]/[\text{NaHCO}_3]$$

Considerato che:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{NaHCO}_3] = 0,50 \text{ M} \Rightarrow [\text{NaHCO}_3] = 0,5 \text{ M} - [\text{H}_2\text{CO}_3]$$

Possiamo trovare le concentrazioni delle due specie:

$$4,3 \times 10^{-7} \times [\text{H}_2\text{CO}_3]/[\text{NaHCO}_3] = 4,3 \times 10^{-7} \times [\text{H}_2\text{CO}_3]/(0,5 \text{ M} - [\text{H}_2\text{CO}_3]) = 8,91 \times 10^{-7}$$

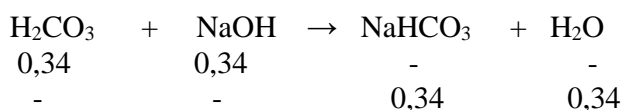
$$1,32 \times 10^{-6} [\text{H}_2\text{CO}_3] = 4,45 \times 10^{-7} \Rightarrow \underline{[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,34 \text{ M}}$$

$$\underline{[\text{NaHCO}_3] = 0,5 \text{ M} - [\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,16 \text{ M}}$$

Al fine di calcolare il pH della soluzione miscelata troviamo le moli di H_2CO_3 e NaOH nelle soluzioni che vengono mescolate in quanto l'acido forte reagirà con il sale:

$$n \text{ H}_2\text{CO}_3 = 1 \text{ L} \times 0,34 \text{ M} = 0,34 \text{ mol}$$

$$n \text{ NaOH} = 0,425 \text{ L} \times 0,8 \text{ M} = 0,34 \text{ mol}$$



Il totale di moli di NaHCO_3 nella soluzione miscelata sarà quindi:

$$n \text{ NaHCO}_3 = 0,34 + [\text{NaHCO}_3]_i \times 1 \text{ L} = 0,50 \text{ mol}$$

Possiamo ora trovare il pH della soluzione finale contenente il solo anfolita NaHCO_3 :

$$pH = -\log\sqrt{4,3 \times 10^{-7} \times 5,6 \times 10^{-11}} = 8,3$$

Quesito 2. Una soluzione acquosa A contiene acido nitrico 2,5 m ed ha una densità pari a 1,130 g mL⁻¹. Calcolare la frazione molare, la percentuale in peso e la molarità dell'acido nitrico nella soluzione A. Calcolare, inoltre, quale volume di tale soluzione occorre prelevare, e diluire, per ottenere 75,0 mL di una soluzione B alla concentrazione finale M_B = 0,35 M. Determinare infine il punto di ebollizione della soluzione B a pressione atmosferica.

(Pesi atomici (u.m.a.): H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0. K_{eb} H₂O = 0,512 °C Kg mol⁻¹)

Svolgimento:

In 1 Kg di H₂O sono sciolte 2,5 moli di HNO₃ pari a

$$g_{HNO_3} = n \cdot PM = 2,5 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g mol}^{-1} = 157,5 \text{ g}$$

$$X_{HNO_3} = \frac{n_{HNO_3}}{n_{HNO_3} + n_{H_2O}} = \frac{n_{HNO_3}}{n_{HNO_3} + \frac{g_{H_2O}}{PM_{H_2O}}} = \frac{2,5 \text{ mol}}{2,5 \text{ mol} + \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}}} = \mathbf{0,043}$$

$$\%_{HNO_3} = \frac{g_{HNO_3}}{g_{HNO_3} + g_{H_2O}} 100 = \frac{157,5 \text{ g}}{157,5 \text{ g} + 1000 \text{ g}} 100 = \mathbf{13,6 \%}$$

$$M_{HNO_3} = \frac{n_{HNO_3}}{V} = \frac{n_{HNO_3}}{\left(\frac{g_{HNO_3} + g_{H_2O}}{d}\right)} = \frac{2,5 \text{ mol}}{\left(\frac{157,5 \text{ g} + 1000 \text{ g}}{1130 \text{ g L}^{-1}}\right)} = \mathbf{2,4 \text{ mol L}^{-1}}$$

Diluizione:

$$(M \cdot V)_A = (M \cdot V)_B$$

$$V_A = \frac{(M \cdot V)_B}{M_A} = \frac{(0,35 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,075 \text{ L})}{2,4 \text{ mol L}^{-1}} = \mathbf{0,011 \text{ L}}$$

Punto ebollizione soluzione B:

$$\Delta T = K_{eb} \cdot m \cdot \nu = 0,512 \text{ °C Kg mol}^{-1} \cdot 2,5 \text{ mol} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot 2 = 2,6$$

$$T_{eb} = 100 + 2,6 = 102,6 \text{ °C}$$

Quesito 3. Una pila a concentrazione è costituita da due elettrodi metallici di rame immersi rispettivamente nelle soluzioni acquose: A) 0.10 M di CuNO_3 , e B) 0.01 M di CuNO_3 , entrambe del volume di 1.00 L.

Nella soluzione B, si aggiungono nella soluzione B 10 mL di una soluzione 1.00 M di bromuro di potassio KBr.

Si chiede di:

- 1) calcolare la f.e.m. prima e dopo l'aggiunta sapendo che $K_{ps}(\text{CuBr}) = 5.0 \times 10^{-9}$;
- 2) scrivere le polarità dei due semielementi e le reazioni elettrodeiche che in essi avvengono prima e dopo l'aggiunta.

prima dell'aggiunta:

$$[\text{Cu}^+]_A = 0.1 \text{ M}; [\text{Cu}^+]_B = 0.01 \text{ M}$$

$$\text{f.e.m.} = E_c - E_a = 0.0591 \log ([\text{Cu}^+]_A / [\text{Cu}^+]_B) = 0.0591 \log (10) = \mathbf{0.0591 \text{ V}}$$

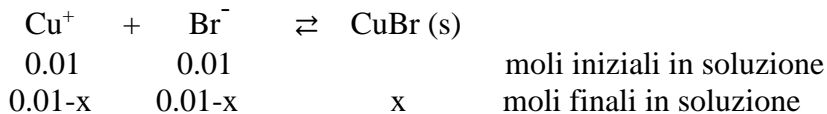
Catodo (-) = soluzione A, dove avviene la riduzione $\text{Cu}^+ + e^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Anodo (+) = soluzione B, dove avviene l'ossidazione $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^+ + e^-$

dopo dell'aggiunta nella soluzione B:

$$V_{\text{tot}} = 1.00 + 0.010 = 1.010 \text{ L}$$

$$\text{moli iniziali: } n(\text{Cu}^+) = 0.01 \text{ mol}; \quad n(\text{Br}^-) = 0.01 \times 1.00 = 0.01 \text{ mol}$$



si forma una **soluzione satura di CuBr**:

$$(0.01-x)^2 / (1.010)^2 = K_{ps} \implies (0.01-x) / (1.010) = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{5 \cdot 10^{-9}} = 7.071 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Cu}^+]_B = (0.01-x) / (1.010) = 7.071 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$[\text{Cu}^+]_A = 0.10 \text{ M}$ (la soluzione è rimasta inalterata)

quindi

$$\text{f.e.m.} = E_c - E_a = 0.0591 \log ([\text{Cu}^+]_A / [\text{Cu}^+]_B) = 0.0591 \log (0.10 / 7.071 \times 10^{-5}) = \mathbf{0.186 \text{ V}}$$

le polarità sono cambiate:

Catodo (-) = soluzione A, dove avviene la riduzione $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag(s)}$

Anodo (+) = soluzione B, dove avviene l'ossidazione $\text{Ag(s)} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$