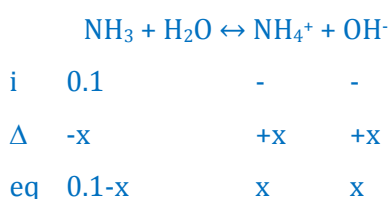


Prova Scritta del Corso di Chimica Generale ed Inorganica
Corso di Laurea in Tecniche Erboristiche
Anno Accademico 2012/2013 - 14 Gennaio 2013

Esercizio 1: Calcolare il pH di 30.0 ml di una soluzione di NH_3 0.100 M, ed il pH dopo l'aggiunta di 20.0 ml di NH_4Cl 0.500 M.

$$[K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}]$$



Si deve risolvere l'equazione di secondo grado:

$$K_b = \frac{x^2}{(0.1 - x)}$$

Con l'approssimazione si ottiene $x = 0.001342$.

Essendo tal numero maggiore dell'1% di 0.1 si deve risolvere l'equazione di secondo grado che dà come risultato $x = 0.001333$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1.333 \cdot 10^{-3} = 7,50 \cdot 10^{-12}$$

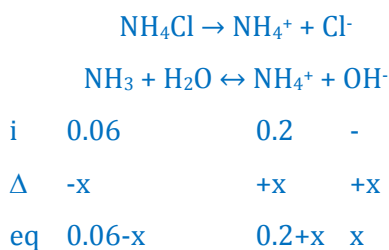
$$\text{pH} = 11.12$$

per quanto riguarda il secondo punto si deve considerare la diluizione che avviene in seguito alla miscelazione delle due soluzioni:

$$V_{\text{tot}} = 20 + 30 = 50 \text{ mL}$$

$$[\text{NH}_3] = 0.1 \cdot 30 / 50 = 0.06 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.5 \cdot 20 / 50 = 0.2 \text{ M}$$



Si deve risolvere l'equazione di secondo grado:

$$K_b = \frac{x(0.2 + x)}{(0.06 - x)}$$

Approssimando si ottiene $x = 5.4 \cdot 10^{-6}$

In questo caso l'approssimazione è possibile per cui si può procedere al calcolo del pH:

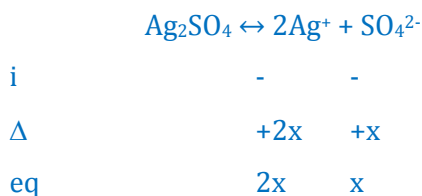
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 5.4 \cdot 10^{-6} = 1.786 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = 8.75$$

Esercizio 2: Calcolare la solubilità di Ag_2SO_4 in acqua pura, e dopo l'aggiunta di 10.500 g di AgNO_3 a 2.200 litri di soluzione satura di Ag_2SO_4 .

$$[K_{ps}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1.5 \cdot 10^{-5}]$$

In acqua pura:

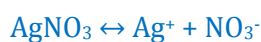


Si deve risolvere l'equazione:

$$K_{ps} = (2x)^2 x = 4x^3$$

$$x = \text{solubilità} = 1.554 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

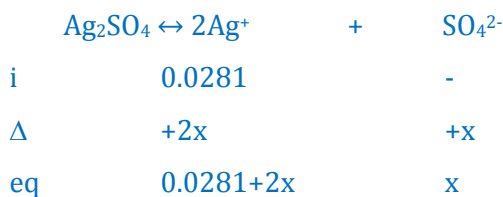
In seguito all'aggiunta di 10.5 g di AgNO_3 (molto solubile):



Si avrà in soluzione una concentrazione di ioni Ag^+ pari a:

$$\text{moli Ag}^+ = 10.5 / \text{PM AgNO}_3 = 10.5 / 169.87 = 0,0618 \text{ mol}$$

$$[\text{Ag}^+] = 0.0618 / 2.2 = 0,0281 \text{ M}$$



Si deve risolvere l'equazione:

$$K_{ps} = (0.0281 + 2x)^2 x$$

approssimando si ottiene $x = 1.90 \cdot 10^{-2}$ che non è trascurabile.

Si deve risolvere l'equazione in modo completo, ottenendo $x = \text{solubilità} = 7.832 \cdot 10^{-3}$

Questa seconda parte dell'esercizio non è stata valutata a causa di un errore di trascrizione nel testo (i 10.5g sarebbero dovuti essere 105g per cui l'approssimazione sarebbe stata possibile e si sarebbe potuto evitare di risolvere l'equazione di terzo grado).

Esercizio 3: Calcolare la concentrazione che deve avere lo ione ClO_2^- , affinché l'elettrodo relativo alla coppia $\text{ClO}_{2(\text{g})}/\text{ClO}_{2(\text{aq})}^-$ assuma un potenziale pari a 1.13 V, sapendo che la pressione della specie gassosa vale 1.2 atm.

$$[E^\circ_{\text{ClO}_{2(\text{g})}/\text{ClO}_{2(\text{aq})}^-} = 1.15 \text{ V}]$$

La coppia redox coinvolta è la seguente:



L'equazione di Nerst relativa alla coppia è la seguente:

$$E = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \frac{p\text{ClO}_2}{[\text{ClO}_2^-]}$$

Di questa equazione l'unica incognita è la concentrazione di ione clorito

$$1.13 = 1.15 + \frac{0.059}{1} \log \frac{1.2}{[\text{ClO}_2^-]}$$

Esplicitando si ricava $[\text{ClO}_2^-] = \mathbf{2.619 \text{ M}}$

Esercizio 4: Scrivere le formule brute dei seguenti composti:

azoto	N_2
idrossido di cadmio	$\text{Cd}(\text{OH})_2$
perclorato di bario	$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
ossido di zolfo (VI)	SO_3
ortofosfato di ammonio	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
nitrate di zinco	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Esercizio 5: Determinare all'interno delle seguenti coppie di atomi/ioni quale presenta il raggio minore:

Mg/Sr	Mg
Br^-/Br	Br
Fe/Fe ²⁺	Fe ²⁺

Indicare la geometria (lineare, planare, tetraedrica, ...) attorno all'atomo centrale nelle seguenti molecole:

CO_2	lineare	SO_2	lineare piegata, planare	SO_3	planare
---------------	---------	---------------	--------------------------	---------------	---------