

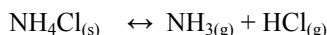
Esercizio 1) Si calcoli la molarità e la molalità di una soluzione acquosa C ottenuta mescolando 200 cc di una soluzione A di HCl (p.f. 36.46) 0.1 M avente una densità di 1.00 g/cc, con 100 cc di una soluzione B sempre di HCl al 38% in peso (su 100 grammi di soluzione 38 grammi sono di HCl), avente densità di 1.19 g/cc (si considerino additivi i volumi).

Esercizio 2) Si preparano due soluzioni, una di idrossido di magnesio $Mg(OH)_2$ (1) a concentrazione $1 \cdot 10^{-4}$ M e l'altra di acido acetico CH_3COOH (2) ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$) in concentrazione $4 \cdot 10^{-4}$ M. Si calcoli il pH, a $25^\circ C$, delle due soluzioni. Si calcoli inoltre il pH della soluzione (3) ottenuta mescolando alla stessa temperatura volumi uguali delle due soluzioni.

Esercizio 3) Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta aggiungendo 1,0 grammi di CH_3COONa a 100 ml di CH_3COOH 0,1 M (considerare invariato il volume della soluzione dopo l'aggiunta). $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Esercizio 4) A temperatura ambiente, una soluzione acquosa contiene disciolti 3,8 g di acido monoprotonico dicloroacetico $CHCl_2COOH$ e 0,59 g di idrossido di sodio NaOH in un volume totale di 12 litri. Tale acido ha una costante di equilibrio pari a $K_a = 3.32 \cdot 10^{-2}$. Calcolare il pH della soluzione.

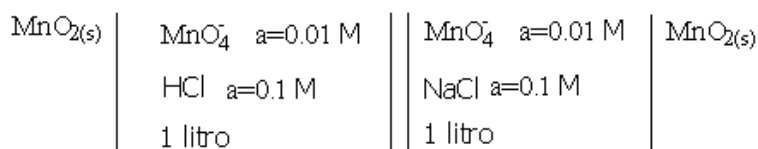
esercizio 5) Ad una certa temperatura 0.65 moli di $NH_{3(g)}$ e 0.45 moli di $HCl_{(g)}$ sono introdotti in un recipiente rigido del volume di un litro. Dopo che si è stabilito l'equilibrio:



La fase solida è separate da quella gassosa e ciascuna di esse è disciolta in un litro d'acqua a $25^\circ C$.

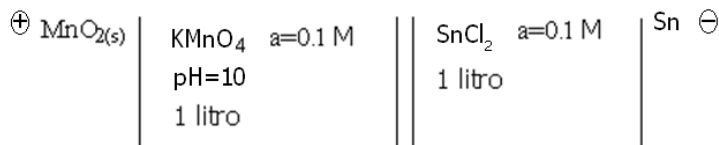
Sapendo che il pH della soluzione nella quale è stato disciolto il solido è pari a 4.98, calcolare il pH dell'altra soluzione (a $25^\circ C$ $pK_b=4.74$)

Esercizio 6) Si calcoli, a $25^\circ C$, la f.e.m. della pila:



Si determini inoltre la f.e.m. se alla soluzione dell'elettrodo di sinistra si aggiungono 0.1 moli di NaOH.

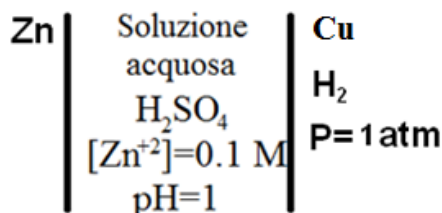
Esercizio 7) Si calcoli, a $25^\circ C$, la f.e.m. della pila:



Si determini inoltre la f.e.m. della pila dopo aver erogato una corrente costante pari a 5.36 A per 1 ora.

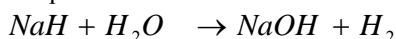
$$E_{Sn^{+2}/Sn}^{\circ} = -0.14 V \quad E_{MnO_4^-/MnO_2, OH^-}^{\circ} = 0.59 V$$

Esercizio 8) Data la seguente pila, a $25^\circ C$,



- Stabilire quali sono le reazioni elettrodiche che fanno funzionare la cella elettrochimica.
 - Definire la tipologia degli elettrodi.
 - Assegnare la polarità degli elettrodi.
 - Calcolare la f.e.m. a $25^\circ C$ della cella.
 - Calcolare la variazione di peso dell'elettrodo negativo dopo il passaggio di una corrente costante pari a 1 A per 1 ora.
- $$E_{Zn^{+2}/Zn}^{\circ} = -0.76 V \quad E_{Cu^{+2}/Cu}^{\circ} = 0.34 V$$

Esercizio 9) A $25^\circ C$, la reazione descritta dall'equazione:



presenta una variazione di energia libera standard $\Delta G_0 = -137 kJ$.

Si supponga che sia possibile costruire una pila alimentata da questa reazione.

Noto che il potenziale standard E° della coppia ossido-riduttiva $H_2O/(H_2; OH^-)$ ha il valore di -0,83 V,

- Calcolare il potenziale standard della coppia ossido-riduttiva H^+/H_2 .
- Scrivere le due semireazioni elettrodiche

Immaginando poi che la pila abbia funzionato per 12 ore esatte, erogando una corrente costante di 0,10 A,

- Calcolare il volume di idrogeno, misurato a $30^\circ C$ e 1,0 atm, che si produrrebbe.