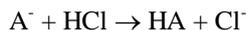


Soluzioni dell'esame di Chimica Generale del 17 Settembre 2014

Esercizio 1



$n(HA)/n(A^-) = 80/20 = 4.0$ siamo nella regione della soluzione tampone quindi $[H^+] = K_a \times n(HA)/n(A^-)$

pH = 4.40

occorrono 80 mL di HCl

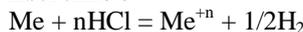
Esercizio 2

$K_p = p(CO_2)$

$n(CO_2) = n(CaO) = 6.00/CaO = 0.107$ $p(CO_2) = nRT/V = 0.878 \text{ atm} = K_p$

$g(CaCO_3) = 60.0 - 6.00 \times CaCO_3/CaO = 49.3 \text{ g}$

Esercizio 3



$n(H_2) = PV/RT = 2.30 \times 10^{-2}$ eq(Me) = $2 \times n(H_2) = 4.60 \times 10^{-2}$ **PE(Me) = $1.50/4.60 \times 10^{-2} = 32.6$**

PM = PE \times n se n = 2 **il metallo è lo Zn**; non ci sono metalli che abbiano PM = 32.6, 97.8, 130.8, etc

Esercizio 4

$K_w = [H^+] \times [OH^-]$

A 25°C $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

A 40°C $[H^+] = [OH^-] = 10^{-6.77}$ $K_w = 2.88 \times 10^{-14}$

Applicando l'equazione di Van't Hoff: $\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$ **$\Delta H^\circ = 54.7 \text{ kJ/mole}$**

Esercizio 5

$\frac{v_0}{v_1} = \left(\frac{[A]_0}{[A]_1} \right)^n$ $2.67/0.297 = 3^n$ n = 2 reazione del secondo ordine

$2.67 = k (0.3)^2$ k = $29.7 \text{ L mol}^{-1} \text{ minuti}^{-1}$

$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$ $1/0.100 = 1/0.300 + 29.7 t$ **t = 0.224 minuti = 13.5 secondi**

Esercizio 6

AgCl comincia a precipitare quando $[Ag^+] = K_{ps}/[Cl^-] = 1.77 \times 10^{-9}$

Ag_2CrO_4 comincia a precipitare quando $[Ag^+] = \sqrt{2K_{ps}/CrO_4} = 4.73 \times 10^{-6}$

Quindi **precipita prima AgCl**, mentre quando inizia a precipitare Ag_2CrO_4 $[Cl^-] = K_{ps}/[Ag^+]$

$[Cl^-] = 1.12 \times 10^{-10}/4.73 \times 10^{-6} = 3.74 \times 10^{-5}$, cioè Cl^- è precipitato quasi totalmente e con esso anche Ag^+ , per cui la quantità di Ag_2CrO_4 precipitata è trascurabile ed il precipitato è costituito (approssimativamente) solo da 0.1 moli di AgCl pari a **14.3g**.

Dato che (approssimativamente) $[CrO_4^{2-}] = 0.05M$, all'equilibrio **$[Ag^+] = 4.73 \times 10^{-6}$**

Esercizio 8

$n(Cu) = 2.53/Cu = 3.98 \times 10^{-2}$ eq(Cu) = $2 \times n(Cu) =$

La corrente che ha attraversato la cella è $7.96 \times 10^{-2} F = 7.68 \times 10^3 \text{ coulomb}$

t = 3.07×10^3 secondi

All'anodo $H_2O \rightarrow 1/2O_2 + 2H^+ + 2e$

Quindi si sviluppano **1.99×10^{-2} moli di ossigeno**

Esercizio 9

A. Data la seguente reazione endotermica: $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ indicare da che parte si sposta l'equilibrio se:

si aumenta la temperatura. **destra**

si dimezza il volume del recipiente di reazione **sinistra**

si aggiunge CaO **invariato**

si rimuove CO_2 **sinistra**

si introduce ossigeno **invariato**

B. Indicare se i valori di ΔH° , ΔS° e ΔG° di questi processi sono negativi, nulli o positivi:

		ΔH°	ΔS°	ΔG°
a	$H_2O_{liq} \rightarrow H_2O_{gas}$ T = 100°C	+	+	0
b	$H_2O_{liq} \rightarrow H_2O_{gas}$ T = 50°C	+	+	+
c	$H_2O_{liq} \rightarrow H_2O_{sol}$ T = 0°C	-	-	0
d	$H_2O_{liq} \rightarrow H_2O_{sol}$ T = 50°C	-	-	+
e	$H_2O_{sol} \rightarrow H_2O_{gas}$ T = 0°C	+	+	+