

Soluzioni dell'esame di Chimica Generale del 15 Giugno 2016

Esercizio 1

La concentrazione totale M nella soluzione del sale di un acido debole è data da:

$$M = [K^+] + [A^-] + [OH^-] + [HA] = 2 \times C_{KA} + [H^+] \text{ perché } [OH^-] = [HA] \text{ e } [A^-] = C_{KA} - [OH^-]$$

$$\text{Nella soluzione di } KA_1 \quad M_1 = 0.2000 + [OH^-] + 0.2000 = 0.4000 + [OH^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_w/K_a \times C_{KA}} = 1.4 \times 10^{-3} \quad M_1 = 0.4014$$

Dato che la pressione osmotica è proporzionale alla concentrazione M, nella soluzione di HA₂, M₂ = M₁/2 = 0.2007

$$M_2 = 0.2007 = C_{HA} + [H^+] \quad [H^+] = 4.3 \times 10^{-3} \quad \text{Ka di HA}_2 = 9.4 \times 10^{-5}$$

Soluzione di KA₁: pH = 11.15

Soluzione di HA₂: pH = 2.37

Esercizio 2

$$V = 10.00L$$

Per calcolare ΔG° dalla relazione $\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$ occorre che la K sia nelle unità di misura usate per definire lo stato standard, quindi serve la K_p e non la K_c

$$p(H_2) = nRT/V = 1.906 \text{ atm} \quad p(CH_4) = 0.602 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{CH_4}}{p_{H_2}^2} \quad n(CH_4) = 0.0576 \quad n(H_2) = 0.2976 \quad -2 \times 0.0576 = 0.1824$$

$$\mathbf{K_p = 0.166}$$

$$\mathbf{\Delta G^\circ, 19.0 \text{ kJ/mole}}$$

Esercizio 3

Precipita prima tutto lo ioduro, poi il bromuro:

a) AgBr comincia a precipitare quando $[Ag^+] = K_{ps}(AgBr)/[Br^-]$

Dato che AgI è precipitato quasi completamente, significa che sono state aggiunte circa 0.020 moli di AgNO₃ corrispondenti a 0.020/0.25 = **0.080 L** di soluzione quindi:

$$[Br^-] = 0.020/0.280 = 7.1 \times 10^{-2} \quad [Ag^+] = 6.3 \times 10^{-12} \quad [I^-] = 1.3 \times 10^{-5}$$

b) AgI comincia a precipitare immediatamente quindi **[Br⁻] = 0.10 M**

c) **V = 0.080L**

d) In teoria AgI inizia a precipitare quando $[Ag^+] = K_{ps}(AgI)/[I^-] = 8.3 \times 10^{-17}/0.10 = 8.3 \times 10^{-16}$, che corrispondono a $8.3 \times 10^{-16} \times 0.20 = 1.7 \times 10^{-16}$ moli e a $1.7 \times 10^{-16}/0.25 = 6.6 \times 10^{-16}$ L di soluzione di AgNO₃. In pratica **la precipitazione inizia con la prima goccia.**

Esercizio 4

$$n(Ag) = (2.400 \times 0.600) / Ag = 1.335 \times 10^{-2}$$

$$n(Cu) = (2.400 \times 0.600) / Cu = 1.511 \times 10^{-2}$$

Si riduce prima Ag⁺ (E più elevato)

$$\text{Faraday di corrente: } i \times T = 6.00 \times 5.5 \times 60 = 1980 \text{ coulomb} = 2.052 \times 10^{-2} F$$

Ag⁺ si riduce completamente

$$\text{Cu}^{2+} \text{ si riduce parzialmente: se ne riducono } (2.052 - 1.335) \times 10^{-2} = 7.17 \times 10^{-3} \text{ equivalenti} = 3.59 \times 10^{-3} \text{ moli}$$

$$\text{Al catodo si sono depositi } 1.335 \times 10^{-2} \times Ag = \mathbf{1.44 \text{ g di Ag}} \text{ e } 3.59 \times 10^{-3} \times Cu = \mathbf{0.228 \text{ g di Cu}}$$

Alla fine dell'elettrolisi **[Cu²⁺] = 1.153 × 10⁻²** che, applicando la legge di Nerst corrisponde ad un potenziale E = 0.277V

A questo potenziale corrisponde, sempre applicando la legge di nerst, **[Ag⁺] = 1.50 × 10⁻⁹**

Esercizio 5

Dalla prima e seconda riga di dati si ricava che l'ordine di reazione rispetto a B è uno e dalla prima e terza riga che è uno anche rispetto ad A

a) In totale la reazione è del **secondo ordine: v = k[A][B]**.

b) $k = 3.00 \text{ L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{sec}^{-1}$

c) Per una reazione del secondo ordine (del primo ordine rispetto ad A e del primo ordine rispetto a B) del tipo: $nA + mB \rightarrow \text{prodotti}$, l'equazione cinetica è:

$$k \times t = \frac{1}{[A]_0 \times m - [B]_0 \times n} \times \ln \frac{[B]_0 \times ([A]_0 - nx)}{[A]_0 \times ([B]_0 - mx)}, \text{ quindi nel nostro caso:}$$

$$3 * t = \frac{1}{2 * 0,70 - 1 * 0,30} * \ln \frac{0,30 * 0,56}{0,70 * 0,02} \quad t = \mathbf{0.80 \text{ sec}}$$

$$d) 3 * 5 = \frac{1}{2 * 0,70 - 1 * 0,30} * \ln \frac{0,30 * (0,70 - x)}{0,70 * (0,30 - 2x)} \quad x = \mathbf{0.15}$$

La [B] è quindi praticamente 0.00

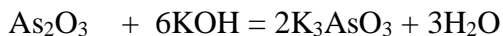
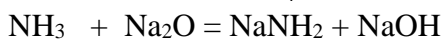
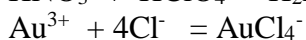
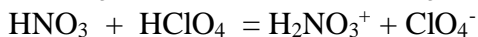
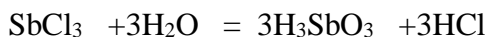
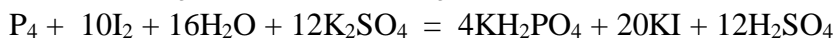
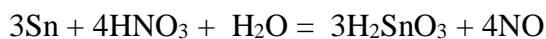
Esercizio 6

- Avviene la reazione $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$
- $K_c = 1/K_w = 10^{14}$
- Si usa l'equazione di van't Hoff: dato che $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0\text{M}$ e che le quantità che reagiscono sono 1.00 moli, $\Delta H^\circ = -55.8 \text{ kJ/mole}$

$$\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \quad \ln \frac{10^{14}}{K_2} = \frac{55.8}{8.3144 \times 10^{-3}} \left(\frac{1}{373} - \frac{1}{298} \right) \quad K_2 = \mathbf{1.1 \times 10^{12}}$$

$$d) K_w(100^\circ\text{C}) = 1/K_2 = 9.3 \times 10^{-13} \quad \mathbf{pH = 6.02}$$

Esercizio 7



Esercizio 8

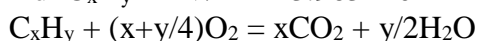
B. Gli orbitali molecolari leganti sono più simili agli orbitali atomici di F che hanno energia più bassa e quindi hanno una densità di carica spostata verso F; per gli orbitali antileganti accade il contrario, ma gli orbitali leganti contengono più elettroni di quelli antileganti e conseguentemente la densità elettronica totale è più elevata sul F.

Esercizio 9

- KBr legame ionico
- $\text{C}_{(\text{grafite})}$ legame covalente (solido covalente reticolare)
- N_2 van der Waals
- CH_3OH legame ad idrogeno
- CO interazioni dipolo-dipolo
- CO_2 van der Waals
- HCl interazioni dipolo-dipolo
- SiO_2 legame covalente (solido covalente reticolare)
- Na legame metallico
- CuSO_4 legame ionico

Esercizio 10

$$n \text{ di } \text{C}_x\text{H}_y = PV/RT = 3.963 \times 10^{-2} \quad PM = m/N = 2.300/3.963 \times 10^{-2} = 58.0$$



$$n \text{ di } \text{CO}_2 = n \text{ di } \text{BaCO}_3 = 31.3/\text{BaCO}_3 = 0.1586$$

$$x = 0.1586/3.963 \times 10^{-2} = 4$$



