

Università di Udine
-Sede di Pordenone-

C.d.L in Ingegneria Meccanica
a.a. 2006/2007

Esercizi risolti di Chimica

I. Soluzioni e Diluizioni

- 1) Una soluzione di HNO_3 al 27% in peso ha una densità di 1.16 g/mL. Calcolare molarità (M) e molalità (m) della soluzione.

$$\text{PM}_{\text{HNO}_3} = 63.02 \text{ g/mole}$$

$$g_{\text{HNO}_3} \text{ in 1 L} = 1160 \cdot \frac{27}{100} = 313 \text{ g}$$

$$M = \frac{313}{63.02} = 4.97$$

$$g_{\text{HNO}_3} \text{ per 1000g di H}_2\text{O} = \frac{27}{63} \cdot 1000 = 370 \text{ g}$$

$$m = \frac{370}{63.02} = 5.87$$

- 2) Calcolare la molalità di una soluzione ottenuta miscelando uguali volumi di soluzioni di HNO_3 , rispettivamente 4.60 molale (densità 1.13g/mL) e 4.60 molale (densità 1.15 g/mL).

$$\text{PM}_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol.}$$

Indichiamo con V il volume espresso in mL di ognuna delle due soluzioni. La massa di un volume V della prima soluzione è:

$$1.13 \quad (\text{g/mL}) \cdot V(\text{mL}) = 1.13 V \text{ (g)}$$

Poiché tale soluzione è 4.60 molale contiene:

$$4.60 \left(\frac{\text{moli}_{\text{HNO}_3}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}} \right) \cdot 63 \left(\frac{\text{g}_{\text{HNO}_3}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}} \right) = 290 \frac{\text{g}_{\text{H}_2\text{O}}}{\text{Kg}_{\text{HNO}_3}}$$

ossia:

$$1000 \left(\frac{\text{g}_{\text{H}_2\text{O}}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}} \right) + 290 \left(\frac{\text{g}_{\text{HNO}_3}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}} \right) = 1290 \frac{\text{g}_{(\text{H}_2\text{O}+\text{HNO}_3)}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Nel volume V di soluzione di massa pari a 1.13 V sono quindi contenuti:

$$\frac{290 \left(\frac{\text{g}_{\text{HNO}_3}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}} \right)}{1290 \left(\frac{\text{g}_{\text{H}_2\text{O}} + \text{g}_{\text{HNO}_3}}{\text{Kg}_{\text{H}_2\text{O}}} \right)} \cdot 1.13 \cdot V (\text{g}_{\text{H}_2\text{O}} + \text{g}_{\text{HNO}_3}) = 0.254V (\text{g}_{\text{HNO}_3})$$

$$1.13V - 0.254V = 0.876V \text{ g di H}_2\text{O}$$

La massa di un volume V della seconda soluzione corrisponde a:

$$1.15 \text{ (g/mL)} \cdot V(\text{mL}) = 1.15 \cdot V \text{ g di H}_2\text{O}$$

poichè è 4.60 molare contiene una quantità di HNO₃ pari a:

$$4.60 \left(\frac{\text{moli}}{\text{L}} \right) \cdot 63 \left(\frac{\text{g}}{\text{mole}} \right) \cdot V(\text{mL}) \cdot 10^{-3} \left(\frac{1}{\text{mL}} \right) = 0.290 \cdot V \text{ g di HNO}_3$$

La massa di H₂O contenuta nel volume V di questa soluzione è data da:

$$1.15 \cdot V \text{ (gH}_2\text{O + g HNO}_3) - 0.290 \cdot V(\text{g HNO}_3) = 0.860 V \text{ g H}_2\text{O}$$

dopo mescolamento dei due volumi ho una massa totale di HNO₃ pari a:

$$0.254 \cdot (\text{g HNO}_3) + 0.290 \cdot V (\text{g HNO}_3) = 0.544 \cdot V \text{ g HNO}_3$$

e una massa di acqua totale pari a:

$$0.876 \cdot V (\text{g di H}_2\text{O}) + 0.860 \cdot V (\text{g di H}_2\text{O}) = 1.736 \cdot V \text{ g di H}_2\text{O}$$

La molalità della soluzione finale è:

$$m = \frac{0.544 \cdot V(\text{g}) \cdot 1000(\text{g / Kg})}{63(\text{g / mole}) \cdot 1.74 \cdot V(\text{g})} = 4.96 \text{ moli/Kg}$$

- 3) Una soluzione di NaOH è 1.1M Calcolare il volume di H₂O che deve essere aggiunto a 700mL di soluzione per ottenere una soluzione 0.35M.

$$\text{moliNaOH} = 1.1 \cdot 0.7 = 0.77 \text{ moli}$$

$$V = \frac{0.77}{0.35} = 2.2 \text{ L}$$

Ammettendo che i volumi possano essere additivi il volume d'H₂O da aggiungere è 1.5L.

- 4) Quale volume di acqua si deve aggiungere a 100g di una soluzione di KOH al 30% (d=1.29 g/mL) per avere una soluzione 1M?

$$\frac{100}{1.29} = 77.5 \text{ mL}$$

In 77.5 mL ossia 100g di soluzione ci sono 30g di KOH

$$M = \frac{30}{77.5 \cdot 10^{-3}} = 6.9 \text{ moli/L}$$

Detto x il volume da aggiungere ho:

$$77.5 \cdot 10^{-3} \cdot 6.9 = (77.5 + x) \cdot 10^{-3} \cdot 1$$

$$x = 457 \text{ mL}$$

- 5) Una soluzione è ottenuta sciogliendo 61.9g di H_3PO_4 in 500g di H_2O . La densità della soluzione è 1.16 g/mL. Calcolare molarità e molalità della soluzione. Calcolare molarità della soluzione ottenuta aggiungendo 10mL della soluzione di partenza a 20 mL di una soluzione 0.5M di H_3PO_4 .

$$PM_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ g/mole}$$

$$m = \frac{\frac{61.9}{98}}{500 \cdot 10^{-3}} = 1.26 \text{ moli/Kg}$$

La massa complessiva della soluzione è 561.9g e la densità 1.16 g/mL, $V = m/d = 484.4 \text{ mL}$

$$M = \frac{0.63}{484.4 \cdot 10^{-3}} = 1.3006 \text{ moli/L}$$

$$0.01 \text{ L} \cdot 1.3006 = 0.013006 \text{ moli in 10mL della prima soluzione}$$

$$0.5 \cdot 0.02 = 0.01 \text{ moli in 20mL della seconda soluzione}$$

$$V_{\text{totale}} = 0.03 \text{ L}$$

$$M = \frac{0.02306}{0.03} = 0.768 \text{ moli/L}$$

- 6) 10mL (V_1) di una soluzione 0.1M (C_1) di HCl vengono aggiunti a 20mL (V_2) di una soluzione 0.2M (C_2) in HCl, qual' è la concentrazione molare finale in HCl?

Si deve calcolare il numero di moli di HCl nelle due soluzioni

$$C_{\text{fin}} = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_{\text{fin}}} = \frac{0.1 \text{ M} \cdot 0.01 \text{ L} + 0.2 \text{ M} \cdot 0.02 \text{ L}}{0.03 \text{ L}} = 0.167 \text{ M}$$

- 7) 1.5g di KCl vengono sciolti in 50mL d'acqua. Poi vengono aggiunti altri 35mL d'acqua. Calcolare la concentrazione molare prima e dopo la diluizione.

Si deve calcolare il numero n di moli di KCl in 1.5g.

$$n = \frac{g}{PM_{\text{KCl}}} = \frac{1.5 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mole}} = 0.0201 \text{ moli KCl}$$

$$C_1 = \frac{0.0201g}{0.05L} = 0.402M$$

Dopo la diluizione le moli di sale devono essere le stesse e si può ricavare la concentrazione dalla formula:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2} = \frac{0.402M \cdot 0.05L}{0.05L + 0.035L} = 0.236M$$

- 8) 15mL (V_1) di una soluzione di H_2SO_4 al 19.2% (C_1) in peso ($d = 1.132g/mL$) sono addizionati a 35mL (V_2) di H_2SO_4 0.195M (C_2) e si diluisce con H_2O fino a 80mL totali. Calcolare la molarità della soluzione ottenuta.

$$C = \frac{n_{H_2SO_4}}{V} = \frac{n_{1H_2SO_4} + n_{2H_2SO_4}}{V} = \frac{\frac{g_{H_2SO_4}}{PM_{H_2SO_4}} + C_2V_{2H_2SO_4}}{V} = \frac{\frac{0.01 \cdot \%_{H_2SO_4} \cdot V_1 \cdot 1000 \cdot d}{PM_{H_2SO_4}} + C_2V_{2H_2SO_4}}{V}$$

$$C = \frac{\frac{0.01 \cdot 19.2 \cdot 0.015L \cdot 1132g/L}{98.1g/mole} + 0.195M \cdot 0.035L}{0.08L} = 0.5M$$

II. I gas

- 1) Calcolare la quantità in grammi di Cl_2 che occupa un volume di 682mL alla temperatura di $38.2^\circ C$ e alla pressione di 435 torr. Quale sarebbe la pressione del gas se contemporaneamente la temperatura (centigrada) triplica e il volume è dimezzato?

$$PM_{Cl_2} = 70.90 \text{ g/mole}$$

$$w = PM \cdot \frac{PV}{RT} = 70.90 \cdot \frac{\left(\frac{435}{760}\right) \cdot 0.682}{0.082 \cdot 311.36} = 1.083 \text{ g di } Cl_2$$

$$T_{finale} = 387.7 \text{ K}$$

$$n_{Cl_2} = 0.0153 \text{ moli}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.0153 \cdot 0.082 \cdot 387.7}{0.341} = 1.426 \text{ atm finale}$$

- 2) Un contenitore del volume di 2L viene riempito di N₂ a 22°C e 740 torr. Si aggiungono poi 2L di He e 2L di Ne misurati a 22°C e 740torr. La temperatura resta costante. Calcolare la pressione totale esercitata dal miscuglio di gas.

$$n_{N_2} = \frac{2 \cdot \frac{740}{760}}{0.082 \cdot 295.13} = 0.0804 \text{ moli}$$

Per la legge di Avogadro $n_{N_2} = n_{He} = n_{Ne}$ pertanto il numero di moli presenti è $3 \cdot 0.0804 = 0.2412$ moli totali di gas.

Dall'equazione di stato dei gas ideali si ha:

$$P = \frac{n_{tot} RT}{V} = 2.922 \text{ atm}$$

Più semplicemente:

$$P = 3 \cdot 740 = 2220 \text{ torr} = 2.922 \text{ atm}$$

- 3) Un miscuglio di gas ha la seguente composizione in volume: SO₂ 40%, N₂ 20%, O₂ 30%, H₂O 10%. Calcolare la composizione in peso.

$$PM_{SO_2} = 64.06 \text{ g/mole}$$

$$PM_{N_2} = 28.0 \text{ g/mole}$$

$$PM_{O_2} = 32.0 \text{ g/mole}$$

$$PM_{H_2O} = 18.0 \text{ g/mole}$$

Poiché la composizione percentuale in volume coincide con la composizione percentuale in moli 1 mole di gas contiene 0.40 moli di SO₂ cioè:

$$0.40 \cdot PM_{SO_2} = 25.62 \text{ g SO}_2$$

$$0.20 \cdot PM_{N_2} = 5.6 \text{ g N}_2$$

$$0.30 \cdot PM_{O_2} = 9.6 \text{ g O}_2$$

$$0.10 \cdot PM_{H_2O} = 1.8 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$(25.62+5.6+9.6+1.8)/1 = 42.62 \text{ g peso molecolare medio della miscela.}$$

Si ricava facilmente la composizione in peso:

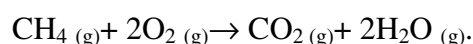
$$\frac{25.62}{42.62} \cdot 100 = 60.10\% \text{ SO}_2 \text{ in peso}$$

$$\frac{5.6}{42.62} \cdot 100 = 13.15\% \text{ N}_2 \text{ in peso}$$

$$\frac{9.6}{42.62} \cdot 100 = 22.53\% \text{ O}_2 \text{ in peso}$$

$$\frac{1.8}{42.62} \cdot 100 = 4.22\% \text{ H}_2\text{O in peso}$$

- 4) In un recipiente è contenuta una miscela di N_2 , O_2 e CH_4 (metano). La miscela esercita alla temperatura di $32.5^\circ C$ una pressione di 5.12 atm. Sapendo che la composizione in peso della miscela è $N_2=50.5\%$, $O_2 = 22.9\%$ e $CH_4 = 26.6\%$, calcolare la composizione percentuale in volume della miscela e le pressioni parziali dei tre gas espresse in torr. 100g della miscela vengono riscaldati a $300^\circ C$, tutto l'ossigeno reagisce con CH_4 secondo la reazione:



Calcolare la pressione totale nel recipiente a fine reazione.

$$PM_{N_2} = 28 \text{ g/mole}; PM_{O_2} = 32 \text{ g/mole}; PM_{CH_4} = 16 \text{ g/mole}$$

Se considero 100g di miscela:

$$n_{N_2} = \frac{50.5}{28} = 1.803 \text{ moli}$$

$$n_{O_2} = \frac{22.9}{32} = 0.716 \text{ moli}$$

$$n_{CH_4} = \frac{26.6}{16} = 1.659 \text{ moli}$$

Il numero totale di moli è 4.178.

Si può ora ricavare il volume del recipiente.

$$V = \frac{4.178 \cdot 0.082 \cdot 305.5}{5.12} = 20.44 \text{ L}$$

Tenendo presente la proporzionalità tra i volumi di gas e moli ivi contenute:

$$\%V_{N_2} = \frac{1.803}{4.178} \cdot 100 = 43.15\%$$

$$\%V_{O_2} = \frac{0.716}{4.178} \cdot 100 = 17.14\%$$

$$\%V_{CH_4} = \frac{1.659}{4.178} \cdot 100 = 39.71\%$$

$$p_{N_2} = 0.4315 \cdot 5.12 \cdot 760 = 1679 \text{ torr}$$

$$p_{O_2} = 0.1714 \cdot 5.12 \cdot 760 = 667 \text{ torr}$$

$$p_{CH_4} = 0.3971 \cdot 5.12 \cdot 760 = 1545 \text{ torr}$$

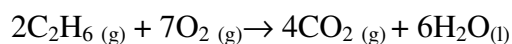
0.716 moli di O_2 reagiscono con $0.716/2 = 0.358$ moli di metano e danno 0.358 moli di CO_2 e 0.716 moli di H_2O . Dopo la reazione sono presenti in fase gassosa:

$$\begin{aligned}
n_{\text{N}_2} &= 1.803 \text{ moli} \\
n_{\text{O}_2} &= 0 \text{ moli} \\
n_{\text{CH}_4} &= 1.659 - 0.358 = 1.301 \text{ moli} \\
n_{\text{CO}_2} &= 0.358 \text{ moli} \\
n_{\text{H}_2\text{O}} &= 0.716 \text{ moli}
\end{aligned}$$

$$n_{\text{tot}} = 1.803 + 1.301 + 0.358 + 0.716 = 4.178 \text{ moli totali dopo la reazione}$$

$$P = \frac{4.178 \cdot 0.082 \cdot 573}{20.44} = 9.6 \text{ atm}$$

- 5) Calcolare le moli e il volume di ossigeno necessari a bruciare 10L di etano, misurati a c.n. secondo la reazione:



Se dopo la reazione vengono prodotti 15g di H₂O qual era la pressione parziale dei componenti della miscela iniziale a c.n.?

In 10L di etano a c.n. (essendo che una mole di un qualsiasi gas a c.n. occupa 22.4L) sono contenute:

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{10}{22.4} = 0.446 \text{ moli}$$

Dalla reazione risulta che:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{7}{2} n_{\text{C}_2\text{H}_6}$$

$$n_{\text{O}_2} = 1.561$$

$$V_{\text{O}_2} = 1.561 \cdot 22.414 = 35 \text{ L}$$

Dopo la reazione si ottengono 15g d'acqua.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{15}{18} = 0.833 \text{ moli H}_2\text{O prodotte}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{2}{6} n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.277 \text{ moli}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{7}{6} n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.971 \text{ moli}$$

$$n_{\text{tot}} = 0.277 + 0.971 = 1.248 \text{ moli totali di gas}$$

Dette x_{O_2} e $x_{\text{C}_2\text{H}_6}$ le frazioni molari dell'ossigeno e dell'etano ho:

$$x_{O_2} = \frac{0.971}{1.248} = 0.778$$

$$x_{C_2H_6} = \frac{0.277}{1.248} = 0.221$$

Per cui le pressioni parziali dei due gas a c.n. ($P_{tot}=1\text{atm}$, $T=0^\circ\text{C}$) sono:

$$P_{O_2} = 0.778 \cdot 1 = 0.778 \text{ atm e } P_{C_2H_6} = 0.221 \cdot 1 = 0.221 \text{ atm}$$

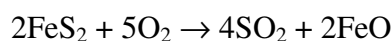
- 6) Quanti litri di diossido di zolfo si ottengono a 35°C e 740 torr bruciando 2Kg di pirite (FeS_2) al 75% se la resa è del 92%? ($2\text{FeS}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{SO}_2 + 2\text{FeO}$)

$$PM_{\text{FeS}_2} = 120 \text{ g/mole}$$

La massa effettiva di pirite è : $2000 \cdot 0.75 = 1500\text{g}$ a cui corrispondono:

$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{1500}{120} = 12.5 \text{ moli}$$

Dalla reazione:



Risulta:

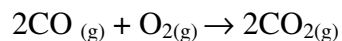
$$n_{\text{SO}_2} = 2n_{\text{FeS}_2} = 25.0 \text{ moli}$$

$$V_{\text{SO}_2} = \frac{25.0 \cdot 0.082 \cdot 308}{\frac{740}{760}} = 648.46 \text{ L}$$

Essendo la resa del 92%, il volume effettivo è:

$$V_{O_2} = \frac{92}{100} \cdot 648.46 = 596.6 \text{ L}$$

- 7) In un recipiente di 850mL inizialmente vuoto si miscelano 250mL di O_2 a 40°C e 15 atm e 500mL di CO a 30°C e 20atm. La miscela viene portata a 200°C . Calcolare la pressione totale e le pressioni parziali dei gas dopo il riscaldamento. Data la reazione:



Calcolare le frazioni molari dei gas e la pressione totale a reazione avvenuta $T=25^\circ\text{C}$.

$$n_{O_2} = \frac{15 \cdot 0.25}{0.082 \cdot 313} = 0.146 \text{ moli}$$

$$n_{CO} = \frac{20 \cdot 0.50}{0.082 \cdot 303} = 0.402 \text{ moli}$$

$$n_{\text{tot}} = 0.146 + 0.402 = 0.548 \text{ moli}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{0.146 \cdot 0.082 \cdot 473}{0.85} = 6.66 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{0.402 \cdot 0.082 \cdot 473}{0.85} = 18.34 \text{ atm}$$

La P totale nel recipiente è data dalla somma delle pressioni parziali dei componenti della miscela.

$$P_{\text{tot}} = 6.66 + 18.34 = 25 \text{ atm}$$

Nel recipiente ho un eccesso di CO, per cui a reazione avvenuta sono presenti nel recipiente:

$$n_{\text{O}_2} = 0$$

$$n_{\text{CO}} = 0.402 - 0.146 \cdot 2 = 0.11 \text{ moli}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0.292 \text{ moli}$$

$$x_{\text{CO}} = \frac{0.11}{0.402} = 0.274 \quad x_{\text{CO}_2} = \frac{0.292}{0.402} = 0.726$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{0.402 \cdot 0.082 \cdot 298}{0.85} = 11.56 \text{ atm}$$

- 8) Calcolare quanto pesano 25L d'acqua a 757torr alla $T=300^\circ\text{C}$ (in queste condizioni l'acqua è allo stato gassoso).

Si usa la legge dei gas ideali (n.b. 1 atm= 760 torr):

$$PV=nRT$$

$$P = \frac{757\text{torr}}{760\text{torr / atm}} = 0.996\text{atm}$$

$$T(\text{K}) = 273.15 + 300 = 573 \text{ K}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{25\text{L} \cdot 0.996\text{atm}}{0.082(\text{Latm / moleK}) \cdot 573\text{K}} = 0.53 \text{ moli H}_2\text{O}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 0.53 \cdot 18\text{g / mole} = 9.54\text{g}$$

- 9) Data la reazione di combustione dell'acetilene (C_2H_2): $2 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$, calcolare quante moli di CO_2 si formano per combustione di 1L di acetilene a 25°C e $P=1\text{atm}$. (n.b: la reazione va a completezza) e quante moli di O_2 occorrono per bruciare 20L di C_2H_2 a $T=25^\circ\text{C}$.

$$\text{a) } n_{\text{C}_2\text{H}_2} = n_{\text{CO}_2}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 2V_{\text{C}_2\text{H}_2} = 2\text{L}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1\text{atm} \cdot 2\text{L}}{0.082 \cdot 298.15\text{K}} = 0.0818 \text{ moli}$$

b) Le moli di O_2 consumate nella combustione stanno a quelle di acetilene come 5:2. Si ricorda che volumi di gas diversi a stesse T e P hanno lo stesso n° di molecole.

$$V_{\text{O}_2} = \frac{5}{2} V_{\text{C}_2\text{H}_2} = 50 \text{ L}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1\text{atm} \cdot 50\text{L}}{0.082 \cdot 298.15\text{K}} = 2.045 \text{ moli}$$

- 10) L'aria è una miscela di gas e contiene il 20.95% in O_2 . Calcolare il volume d'aria in m^3 (a $T=25^\circ\text{C}$, $P=1\text{atm}$) necessario alla combustione di 1L di etere etilico (liquido, $d=0.713 \text{ g/mL}$, $\text{PM}=74.12\text{g/mole}$). La reazione che avviene è: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 (\text{l}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

$$1 \text{ L etere} = 713 \text{ g ,}$$

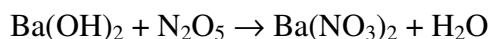
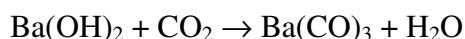
$$n_{\text{etere}} = \frac{713\text{g}}{74.12\text{g / mole}} = 9.62 \text{ moli}$$

Per bruciare 9.62 moli di etere servono $6 \cdot 9.62$ moli (57.7moli) di O_2 , poiché esso è al 20.95% in aria il volume necessario d'aria (V) è:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{57.7 \cdot 0.082 \cdot 298.15}{1} = 1410.66 \text{ L} = 1.41 \text{ m}^3$$

$$V = \frac{100}{20.95} \cdot V_{\text{O}_2} = 6.73 \text{ m}^3$$

- 11) 7.5mL di una miscela gassosa composta da CO_2 , N_2O_5 e C_2H_6 a 1 atm e $T = 298 \text{ K}$ vengono fatti gorgogliare attraverso una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ che assorbe quantitativamente CO_2 e N_2O_5 secondo le reazioni:



Il volume del gas residuo è 2.45mL alle stesse condizioni di T e P. Il BaCO_3 che si è formato è un prodotto insolubile che viene filtrato e il suo peso è di 31.4mg. Trovare la pressione parziale e la frazione molare dei singoli gas.

$$V_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2.45\text{mL (gas residuo)}$$

$$\text{PM}_{\text{BaCO}_3} = 197.34 \text{ g/mole}$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{BaCO}_3} = \frac{0.0314 \text{ g}}{197.34 \text{ g/mole}} = 0.000159 \text{ moli}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{0.000159 \text{ moli} \cdot 0.082 (\text{Latm/moliK}) \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 3.88 \text{ mL}$$

$$V_{\text{N}_2\text{O}_5} = 7.50 \text{ mL} - 2.45 \text{ mL} - 3.88 \text{ mL} = 1.17 \text{ mL}$$

Ho i V parziali dei tre gas e allora posso calcolare le P parziali e frazioni molari.

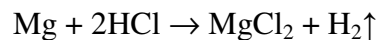
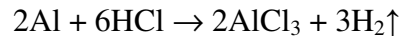
$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{2.45 \text{ mL}}{7.50 \text{ mL}} \cdot 1 \text{ atm} = 0.327 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{3.88 \text{ mL}}{7.50 \text{ mL}} \cdot 1 \text{ atm} = 0.517 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{1.17 \text{ mL}}{7.50 \text{ mL}} \cdot 1 \text{ atm} = 0.156 \text{ atm}$$

Dato che la P totale è 1 atm allora $x_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.327$, $x_{\text{CO}_2} = 0.517$, $x_{\text{N}_2\text{O}_5} = 0.156$.

- 12) Una lega di Al-Mg viene trattata con HCl. Dal trattamento di 4.2g si ottengono 3.99L di H₂ a c.n.. Calcolare la percentuale di Al nella lega date le reazioni:



$$n_{\text{H}_2} = \frac{3.99 \text{ L}}{22.41 \text{ L}} = 0.178 \text{ moli}$$

Data la quantità x di Al 4.2-x è la quantità di Mg. Dalla prima reazione $n_{\text{H}_2} = 3/2 n_{\text{Al}}$, mentre dalla seconda $n_{\text{H}_2} = n_{\text{Mg}}$.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{3}{2} n_{\text{Al}} + n_{\text{Mg}}$$

$$0.178 = \frac{3}{2} \frac{x}{PM_{\text{Al}}} + \frac{4.2-x}{PM_{\text{Mg}}}$$

Dati $PM_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mole}$ e $PM_{\text{Mg}} = 24.3 \text{ g/mole}$ ottengo $x = 0.36 \text{ g}$.

$$\% \text{Al} = \frac{0.36}{4.2} \cdot 100 = 8.6\% \text{ (Il Mg è il } 91.4\%)$$

- 13) Un volume di gas impiega 3 secondi ad effondere da un foro capillare, un identico volume d'aria impiega 2.54 s ($PM_{\text{aria}} = 29 \text{ g/mol}$). Qual è il PM del gas?

Data la legge di Graham:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\frac{V_1}{t_1}}{\frac{V_2}{t_2}} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}}$$

(V = volume gas , t=tempo, d=densità)

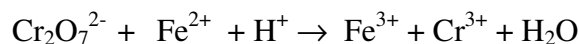
se abbiamo volumi uguali di gas, possiamo ottenere il peso molecolare riarrangiandola:

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{t_1^2}{t_2^2} = 1.38$$

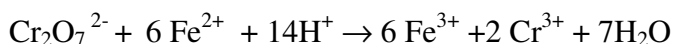
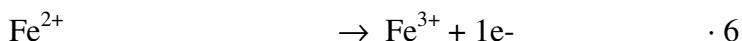
$$PM_x = 1.38 \cdot PM_{aria} = 39.9 \text{ (Argon)}$$

III. Bilanciamento reazioni

- 1) Calcolare quanti mL di una soluzione di 23.5g di $K_2Cr_2O_7$ per L ossidano 2.8g di $FeSO_4$ in ambiente acido. La reazione (da bilanciare) è:



Bilanciamento con il metodo delle semireazioni:



Moli $FeSO_4$ in 2.8g ($PM_{FeSO_4}=151.91\text{g/mole}$; $PM_{K_2Cr_2O_7}=294.2\text{g/mole}$):

$$n_{FeSO_4} = \frac{2.8}{151.91} = 0.01843 \text{ moli}$$

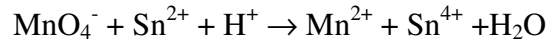
$$[Cr_2O_7^{2-}] = \frac{23.5}{294.2} = 0.08 \text{ moli/L}$$

Una mole di $K_2Cr_2O_7$ ossida 6 moli di $FeSO_4$. Se V è il volume di soluzione di $K_2Cr_2O_7$:

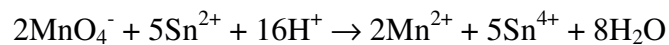
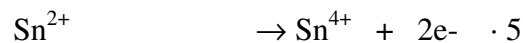
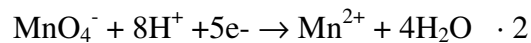
$$[Cr_2O_7^{2-}] \cdot V = \frac{n_{FeSO_4}}{6}$$

$$V = \frac{0.01843}{6 \cdot 0.08} = 0.038L = 38mL$$

- 2) 500mL di una soluzione contengono 15.8g di $KMnO_4$. L'aggiunta di 20 mL di tale soluzione a 10mL di una soluzione di $SnCl_2$ fa avvenire la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare la concentrazione Sn^{2+} di nella soluzione, ammettendo che lo stagno presente sia stato tutto ossidato.



$PM_{KMnO_4} = 158 \text{ g/mole}$

$$[MnO_4^-] = \frac{15.8}{0.5} = 0.2 \text{ moli/L}$$

in 20mL ho

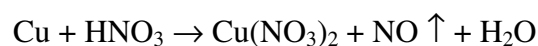
$$n_{MnO_4^-} = 0.2 \cdot 0.02 = 0.004 \text{ moli}$$

2 moli di MnO_4^- ossidano 5 moli di Sn^{2+} .

$$n_{Sn^{2+}} = 0.004 \cdot \frac{5}{2} = 0.01 \text{ moli presenti in 10mL}$$

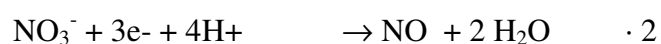
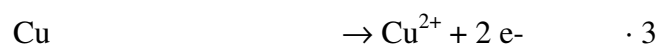
$$[Sn^{2+}] = \frac{0.01}{0.01} = 1 \text{ M}$$

- 3) Data la reazione (da bilanciare)

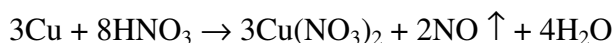


a) Se 4 g/atomi di Cu vengono posti a reagire con 16 moli di HNO_3 , quante moli di HNO_3 restano a fine reazione e quante moli di prodotti si ottengono?

b) Se 24g di Cu vengono messi a reagire con 12g di HNO_3 , quale reattivo e quanti g di esso restano?



Per completare il bilanciamento della reazione devo aggiungere 6 NO₃⁻, che vanno a formare il Cu(NO₃)₂. Per cui:



$$\text{a) } n_{\text{HNO}_3} = \frac{8}{3} n_{\text{Cu}} = \frac{8}{3} \cdot 4 = 10.67 \text{ moli } n_{\text{HNO}_3} \text{ rimasto} = 16 - 10.67 = 5.33 \text{ moli}$$

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 4$$

$$n_{\text{NO}} = \frac{2}{3} n_{\text{Cu}} = 2.67 \text{ moli}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4}{3} n_{\text{Cu}} = 5.33 \text{ moli}$$

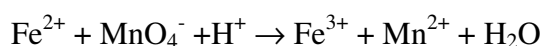
$$\text{b) } n_{\text{Cu}} = \frac{24}{63.5} = 0.378 \text{ moli}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{12}{63} = 0.19 \text{ moli (Cu in eccesso)}$$

$$n_{\text{Cu reagiti}} = \frac{3}{8} n_{\text{HNO}_3} = 0.071 \text{ moli } n_{\text{Cu}} \text{ in eccesso} = 0.307$$

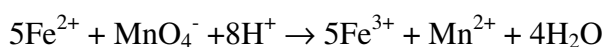
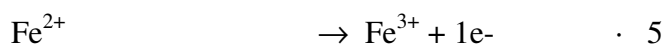
$$0.307 \cdot 63.5 = 19.51 \text{ g Cu rimasti.}$$

4) Bilanciare la reazione:



Calcolare quanti grammi di FeSO₄ sono necessari per la riduzione di una quantità di KMnO₄ tale da contenere 0.25g di Mn.

Bilancio con il metodo delle semireazioni:



In una mole di Mn è contenuta una mole di KMnO₄.

$$n_{\text{KMnO}_4} = n_{\text{Mn}} = \frac{0.25}{55} = 0.00455 \text{ moli}$$

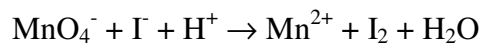
Dalla stechiometria della reazione risulta:

$$n_{\text{FeSO}_4} = 5n_{\text{KMnO}_4} = 0.02275 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{FeSO}_4} = 151.91 \text{ g/mole}$$

$$g_{\text{FeSO}_4} = 0.02275 \cdot PM_{\text{FeSO}_4} = 0.02275 \cdot 151.91 = 3.45 \text{ g}$$

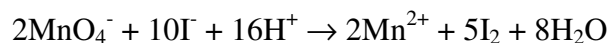
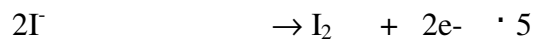
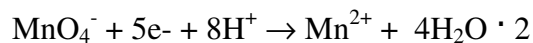
- 5) Una soluzione contiene KI, Na₂SO₄, e un altro materiale inerte. 0.35g della miscela vengono disciolti in H₂O e vengono aggiunti 5.6mL di una soluzione di 0.893g di KMnO₄ in 250mL in ambiente acido che reagisce stechiometricamente con il KI presente secondo la reazione (da bilanciare):



Un campione di 0.53g trattato con BaCl₂ (Na₂SO₄ + BaCl₂ → BaSO₄↓ + 2NaCl) diede 0.565g di BaSO₄.

Calcolare le % di K e Na nella miscela di partenza.

Il bilanciamento è:



$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{0.893}{158} = 0.0226$$

$$n_{\text{KI}} = 0.022 \cdot 5 \cdot 0.0056 = 0.000632 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{K}} = 39.1 \text{ g/mole}$$

$$m_{\text{K}^+} = 0.000632 \cdot PM_{\text{K}} = 0.0247 \text{ g}$$

$$\% \text{K} = \frac{0.0247}{0.35} \cdot 100 = 7.07\%$$

$$PM_{\text{BaSO}_4} = 233.4 \text{ g/mole}$$

$$n_{\text{BaSO}_4} = \frac{0.565}{233.4} = 0.00242$$

Dalla stechiometria della reazione $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ si ha che:

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = n_{\text{BaSO}_4} = \frac{1}{2} n_{\text{Na}^+}$$

$$n_{\text{Na}^+} = 2 \cdot n_{\text{BaSO}_4} = 0.00484 \text{ moli}$$

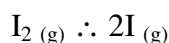
$$PM_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mole}$$

$$m_{\text{Na}^+} = 0.00484 \cdot PM_{\text{Na}} = 0.111 \text{ g}$$

$$\% \text{Na} = \frac{0.111}{0.53} \cdot 100 = 21\%$$

IV. *Equilibrio in fase gassosa*

1) Calcolare la K_p per l'equilibrio di dissociazione:



Sapendo che a 1200°C 0.497g di iodio in un recipiente di 250mL esercitano una pressione di 101.9 cmHg.

Dalla formula generale per le moli totali nel sistema:

$$n_{\text{tot}} = n^\circ \cdot [1 + \alpha (a + b - 1)]$$

dato che $a = 2$ e $b = 0$ se la reazione di dissociazione generica fosse $\text{A}_a\text{B}_b \therefore a\text{A} + b\text{B}$.

$$n_{\text{tot}} = n^\circ \cdot [1 + \alpha]$$

$$n^\circ = \frac{0.497}{253.8} = 0.00196 \text{ moli}$$

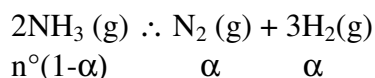
Applicando la legge di stato dei gas ideali si ha:

$$PV = n^\circ \cdot [1 + \alpha] RT$$

$$\alpha = \frac{\frac{101.9}{76} \cdot 0.25}{0.00196 \cdot 0.082 \cdot 1473} - 1 = 1.416 - 1 = 0.416$$

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot P = 1.12$$

- 2) Un recipiente riempito con NH_3 a 300°C . La pressione totale è di 1650 torr e l'ammoniaca è dissociata per l'89%. Calcolare le pressioni parziali dei componenti della miscela gassosa, nota la reazione di dissociazione:



$$1650 \text{ torr} = 2.17 \text{ atm}$$

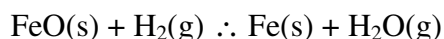
$$\alpha = 0.89$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot P = 0.511 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = 3 \cdot P_{\text{N}_2} = 1.533 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot P = 0.126 \text{ atm}$$

- 3) 5.7 L di H_2 a $T = 25^\circ\text{C}$ e $P = 752 \text{ torr}$ vengono fatti passare attraverso un forno tubolare a 1100°C contenente FeO . All'interno del forno si instaura l'equilibrio:



Il gas uscente viene fatto passare in un tubo contenente CaCl_2 che assorbe l'acqua formata. L'aumento di peso è di 1.9533 g. Calcolare la K_c e K_p della reazione.

$$\frac{PV}{RT} = \frac{\frac{752 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} \cdot 5.7 \text{ L}}{0.082 (\text{Latm/molK}) \cdot 298.15 \text{ K}} = 0.23 \text{ moli}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} RT}{V} = \frac{0.23 \text{ moli} \cdot 0.082 (\text{Latm/molK}) \cdot 1673 \text{ K}}{V} = \frac{31.66}{V} \text{ atm}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1.9533 \text{ g}}{18 \text{ g/mole}} = 0.108 \text{ moli}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0.23 - 0.108 = 0.122 \text{ moli}$$

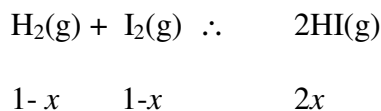
$$K_c = \frac{0.108}{0.122} = 0.88$$

$$P_{\text{fH}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} RT}{V} = \frac{14.82}{V} \text{ atm}$$

$$P_{\text{fH}_2} = \left(\frac{31.66}{V} \text{ atm} - \frac{14.82}{V} \text{ atm} \right) = \frac{16.86}{V} \text{ atm}$$

$$K_p = 0.88$$

- 4) Una mole di H_2 e una mole di I_2 sono riscaldate in una camera di $V = 30 \text{ L}$ a $448 \text{ }^\circ\text{C}$. A tale temperatura la $K_c = 50$. All'equilibrio, quante moli di I_2 non hanno reagito?



$$K_c = 50 = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{V}\right)^2} = \frac{4x^2}{(1-x)^2}$$

Risolve l'equazione di II grado:

$$0.08x^2 = (1-x)^2 \rightarrow 0.92x^2 - 2x + 1$$

Ho due soluzioni: $x_1 = 0.779$ e $x_2 = 1.394$. Chiaramente la seconda soluzione è da scartare.

$$\text{Moli di } I_2 \text{ rimaste} = 1 - 0.779 = 0.221$$

- 5) In un recipiente del volume di 1.0 L è presente un gas inerte (He) alla pressione di 1 atm a 25°C . Si introducono 0.5 moli di PCl_5 e si scalda a 1000 K . Quando la reazione: $PCl_5(g) \therefore PCl_3(g) + Cl_2(g)$ è all'equilibrio, la pressione totale del recipiente è 60 atm . Calcolare la K_c della reazione.



$$\text{Moli iniziali} \quad n_{PCl_5}^{\circ} \quad 0 \quad 0$$

$$\text{Moli all'equilibrio} \quad n_{PCl_5}^{\circ} - n_{PCl_3} \quad n_{PCl_3} \quad n_{PCl_3}$$

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{\frac{n_{PCl_3}}{V} \cdot \frac{n_{Cl_2}}{V}}{\frac{n_{PCl_5}}{V}} = \frac{1}{V} \cdot \frac{(n_{PCl_3})^2}{(n_{PCl_5}^{\circ} - n_{PCl_3})}$$

Il valore di n_{PCl_3} lo ricavo dalla legge dei gas e considerando le moli all'equilibrio:

$$PV = n_T RT = [n_{He} + ((n_{PCl_5}^{\circ} - n_{PCl_3}) + n_{PCl_3} + n_{PCl_3})] RT = [n_{He} + n_{PCl_5}^{\circ} + n_{PCl_3}] RT$$

$$n_{PCl_3} = \frac{PV}{RT} - (n_{He} + n_{PCl_5}^{\circ}) = \frac{PV}{RT} - \left(\frac{P_{He} V}{RT_{He}} + n_{PCl_5}^{\circ} \right)$$

$$n_{PCl_3} = \frac{1.0 \text{ L} \cdot 60 \text{ atm}}{0.082 \cdot 1000 \text{ K}} - \left(\frac{1.0 \text{ atm} \cdot 1.0 \text{ L}}{0.082 \cdot 298 \text{ K}} + 0.5 \text{ moli} \right)$$

$$n_{\text{PCl}_3} = 0.732 \text{ moli} - 0.041 \text{ moli} - 0.5 \text{ moli} = 0.191 \text{ moli}$$

Se vado a sostituire:

$$K_c = \frac{1}{V} \cdot \frac{(0.192)^2}{(0.5 - 0.192)} = 0.119$$

- 6) Sapendo che a 1000°C e a 1 atm la K_p della reazione $\text{C}_{(s)} + 2\text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CH}_4(g)$ è di 0.0158, calcolare la percentuale di H_2 all'equilibrio.

$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_4}}{P_{\text{H}_2}^2} = 0.0158$$

Essendo la pressione totale di 1 atm ho che $P_{\text{CH}_4} = 1 - P_{\text{H}_2}$ ho che:

$$0.0158 = \frac{(1 - P_{\text{H}_2})}{P_{\text{H}_2}^2}$$

da cui $P_{\text{H}_2} = 0.985 \text{ atm}$

La frazione molare di H_2 è:

$$x_{\text{H}_2} = \frac{0.985}{1} = 0.985$$

Per cui $\% \text{H}_2 = 98.5\%$

- 7) A 27°C e 1 atm (P_1) N_2O_4 è dissociato per il 20% in NO_2 . Calcolare il grado di dissociazione a 27°C e 0.1 atm (P_2). La reazione è: $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$.

Essendo $a = 2$ e $b = 0$

$$K_p = \frac{4\alpha_1^2}{1 - \alpha_1^2} \cdot P_1 = \frac{4 \cdot 0.2^2}{1 - 0.2^2} \cdot 1 = 0.167$$

A 27°C e $P_2 = 0.1 \text{ atm}$ si ottiene:

$$K_p = 0.167 = \frac{4\alpha_2^2}{1 - \alpha_2^2} \cdot P_2$$

Risolvendo si ottiene:

$$\alpha = 0.54$$

Una diminuzione della pressione ha causato un aumento della dissociazione dal 20% al 54% in accordo col principio di Le Chatelier, dato che la reazione comporta un aumento di moli.

- 8) La costante K_p per l'equilibrio: $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ sapendo che, introducendo 1 mole di NH_3 gassosa in un reattore da 5L a 400°C la concentrazione dell'azoto all'equilibrio è di 0.086 moli /L.

| Specie | NH_3 | N_2 | H_2 |
|---------------|---|------------------|------------------------------------|
| Moli iniziali | $n^\circ_{\text{NH}_3} = 1$ | 0 | 0 |
| Moli all'eq | $n_{\text{NH}_3} = n^\circ_{\text{NH}_3} - 2n_{\text{N}_2}$ | n_{N_2} | $n_{\text{H}_2} = 3n_{\text{N}_2}$ |

$$n_{\text{N}_2} = [\text{N}_2] \cdot V = 0.086 \cdot 5 = 0.43 \text{ moli}$$

$$n_{\text{H}_2} = 3 \cdot 0.43 = 1.29 \text{ moli}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 1 - 2 \cdot 0.43 = 0.14 \text{ moli}$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{0.086 \cdot \left(\frac{1.29}{5}\right)^3}{\left(\frac{0.14}{5}\right)^2} = 1.9$$

Per il generico equilibrio:



$$K_p = \frac{P^q_Q \cdot P^s_S}{P^a_A \cdot P^b_B}; K_c = \frac{[\text{Q}]^q \cdot [\text{S}]^s}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

Per la generica specie i-esima

$$P_i = [i]RT$$

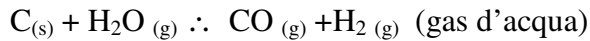
Se si fanno le sostituzioni ottengo la relazione tra K_p e K_c :

$$K_p = K_c (RT)^{[(q+s)-(a+b)]}$$

In questo caso: $a = 2$ $b=0$ $q=1$ $s=3$

$$K_p = K_c (RT)^2 = 5.78 \cdot 10^3$$

- 9) Data la costante di equilibrio a 1000 K ($K_p = 2.61$) della seguente reazione:



Calcolare la pressione parziale di CO in equilibrio con la grafite e H₂O quando P_{H₂O} è 2 atm. Se la reazione avviene in un recipiente di 10 litri ed erano stati introdotti 10g di grafite quanti ne sono rimasti?

$$2.61 = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

ma P_{CO} = P_{H₂} per cui:

$$P_{\text{CO}} = \sqrt{2.61 \cdot 2} = 2.285 \text{ atm}$$

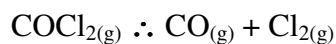
$$n_{\text{CO}} = \frac{P_{\text{CO}} V}{RT} = \frac{2.285 \cdot 10}{0.082 \cdot 1000} = 0.2786 \text{ moli}$$

dalla stechiometria della reazione ho che n_{CO} = n_C, per cui hanno reagito 0.2786 moli di grafite cioè:

$$g_{\text{C}} = 0.2786 \cdot 12 = 3.343 \text{ g}$$

Per cui nel reattore restano 6.656g di grafite.

- 9) In un recipiente di 10 L viene introdotto COCl₂ e la temperatura portata a 800 °C. Quando si stabilisce l'equilibrio:



La pressione totale nel recipiente è 7.40 atm e si formano 10.4 g di Cl₂. Calcolare il grado di dissociazione di COCl₂ e la K_p.

$$P_{\text{tot}} = P_{\text{COCl}_2} + P_{\text{CO}} + P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{COCl}_2} + 2 \cdot P_{\text{Cl}_2}$$

$$PM_{\text{Cl}_2} = 70.9 \text{ g/mole}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = \frac{10.4}{70.9} \cdot 0.082 \cdot 1073 = 1.29 \text{ atm}$$

P_{COCl₂(i)} : pressione del COCl₂ iniziale.

$$7.4 = P_{\text{COCl}_2(i)} - P_{\text{Cl}_2} + 2 \cdot P_{\text{Cl}_2}$$

$$\alpha = \frac{P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2(i)}} = \frac{1.29}{6.11} = 0.211$$

$$P_{\text{COCl}_2(i)} = 6.11 \text{ atm}; P_{\text{COCl}_2(\text{equilibrio})} = 6.11 - 1.29 = 4.82 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(1.29)^2}{4.82} = 0.345$$

10) Calcolare la K_p a 630°C per l'equilibrio:



sapendo che a tale temperatura 1L di miscela pesa 1.4g ed esercita una pressione di 1.5 atm.

| Specie | SO_3 | SO_2 | O_2 |
|---------------|---|-------------------|------------------|
| Moli iniziali | $n^\circ_{\text{SO}_3}$ | 0 | 0 |
| Moli all'eq | $n_{\text{NH}_3} = n^\circ_{\text{SO}_3} - 2n_{\text{O}_2}$ | $2n_{\text{O}_2}$ | n_{O_2} |

Dato che da 2 moli di SO_3 si formano 2 moli SO_2 e 1 mole di O_2 .

$$n_{\text{tot}} = n^\circ_{\text{SO}_3} + n_{\text{O}_2}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} - \frac{1.4}{80} = \frac{1.5 \cdot 1}{0.082 \cdot 903} - 0.0175 = 2.73 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

$$n_{\text{SO}_2} = 2 \cdot n_{\text{O}_2} = 5.46 \cdot 10^{-3}$$

$$n_{\text{SO}_3} = n^\circ_{\text{SO}_3} - 2 \cdot n_{\text{O}_2} = 0.012 \text{ moli}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} \cdot P = \frac{2.73 \cdot 10^{-3}}{0.0202} \cdot 1.5 = 0.203 \text{ atm}$$

Analogamente:

$$P_{\text{SO}_3} = 0.891 \text{ atm}; P_{\text{SO}_2} = 0.405 \text{ atm.}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{SO}_2}^2}{P_{\text{SO}_3}^2} = 4.19 \cdot 10^{-2}$$

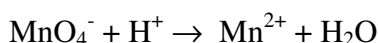
V. Elettrochimica

Pile

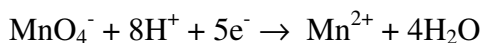
- 1) Calcolare il potenziale della coppia Zn^{2+}/Zn a $25^\circ C$ per una semipila formata da una lamina di zinco immersa in una soluzione $2.5 \cdot 10^{-2}$ molare di Zn^{2+} sapendo che $E^\circ = -0.76V$.

$$E = E^\circ + \frac{0.059}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Zn]} = -0.76 + \frac{0.059}{2} \log (2.5 \cdot 10^{-2}) = -0.807 V$$

- 2) Calcolare il potenziale di un elettrodo di Pt che pesca in una soluzione a $pH = 1$ e contenente $KMnO_4$ 2M e $MnSO_4$ 2M. La reazione (da bilanciare) è:



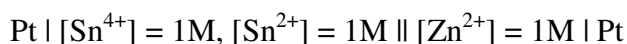
Mn si riduce e passa dallo stato di ossidazione +7 a +2 acquista $5 e^-$. Si devono mettere 8 ioni H^+ per il bilancio di carica.



Data l'equazione di Nernst, il potenziale è:

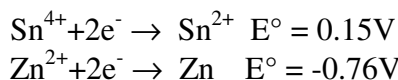
$$\begin{aligned} E &= E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} + \frac{0.059}{5} \cdot \log \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]} = 1.51 + \frac{0.059}{5} \cdot \log [H^+]^8 = \\ &= 1.51 - \frac{8 \cdot 0.059}{5} \cdot pH = 1.416 V \end{aligned}$$

- 3) Una pila è così formata:

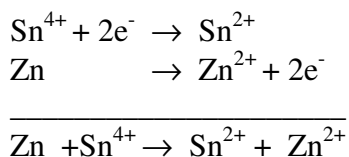


Determinare la f.e.m. della pila.

Le reazioni che avvengono sono:



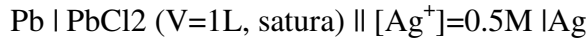
La reazione complessiva è:



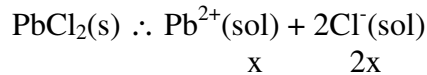
$$f.e.m. = E^\circ_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} + \frac{0.059}{2} \cdot \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]} - E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} - \frac{0.059}{2} \cdot \log [Zn^{2+}]$$

$$\text{f.e.m.} = \Delta E^\circ + \frac{0.059}{2} \cdot \log \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}][\text{Zn}^{2+}]} = 0.15 + 0.76 + \frac{0.059}{2} \cdot \log 1 = 0.91\text{V}$$

4) Data una pila così costituita:



Calcolare f.e.m. della pila e la f.e.m. quando alla soluzione di sinistra viene aggiunta una mole di NaCl. ($E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0.13\text{V}$; $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.8\text{V}$; $K_{\text{psPbCl}_2} = 2.4 \cdot 10^{-4}$)



$$K_{\text{ps}} = x \cdot (2x)^2$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{ps}}}{4}} = 0.039 \text{ M}$$

$$\text{f.e.m.} = 0.8 + 0.059 \log[\text{Ag}^+] + 0.13 - \frac{0.059}{2} \log[\text{Pb}^{2+}] = 0.8 - 0.0178 + 0.13 + 0.0416 = 0.953\text{V}$$

Dopo l'aggiunta di NaCl ho che $[\text{Cl}^-] = 1\text{M}$

$$K_{\text{ps}} = x (1)^2, \text{ ottengo } x = [\text{Pb}^{2+}] = 2.4 \cdot 10^{-4}$$

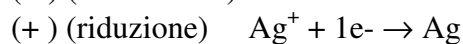
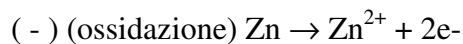
$$\text{f.e.m.} = 0.8 - 0.0178 + 0.13 + 0.107 = 1.02 \text{ V}$$

5) Calcolare la f.e.m. della pila:



Sapendo che $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.763 \text{ V}$ e $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.799 \text{ V}$.

Le reazioni che avvengono spontaneamente sono:



$$\Delta E = E_c - E_a = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] + 0.059 \log[\text{Ag}^+]$$

$$\Delta E = 1.561 - \frac{0.059}{2} \log(0.01) + 0.059 \log(0.2)$$

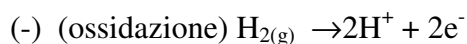
$$\Delta E = 1.58\text{V}$$

6) Calcolare la f.e.m. della seguente pila a 25°C:

Pt, H_{2(g)}(P=1.0atm) / [H⁺] = 0.1 M // [Cl⁻]=0.10 M; [ClO₄⁻]=0.20 M; pH=3 / Pt

sapendo che E°_{ClO₄⁻/Cl⁻} = 1.35 V.

Le reazioni che avvengono spontaneamente agli elettrodi sono:



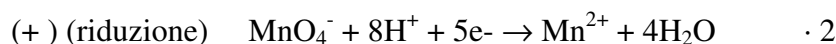
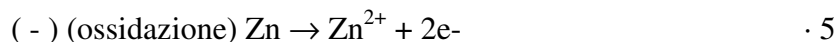
$$\Delta E = E_c - E_a = 1.35 - \frac{0.059}{8} \log \frac{[Cl^-]}{[ClO_4^-][H^+]_c^8} + \frac{0.059}{2} \log \frac{P_{H_2}}{[H^+]_a^2}$$

$$\Delta E = 1.35 - \frac{0.059}{8} \log \frac{0.10}{(0.20) \cdot (0.001)^8} + \frac{0.059}{2} \log \frac{1.0}{(0.1)^2} = 1.22 \text{ V}$$

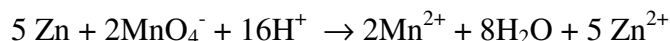
7) Calcolare la f.e.m. della pila:

Zn/Zn²⁺ (0.1M) / [K₂SO₄]=1 M / [Mn²⁺]=0.1 M, [MnO₄⁻]=0.5 M, [H⁺]=0.1M /Pt

dati E°_{Zn²⁺/Zn} = -0.763 V e E°_{MnO₄⁻/Mn²⁺} = 1.51V. (K₂SO₄ non partecipa alla reazione)



bilancio moltiplicando la prima semireazione per 5 e la seconda per 2, sommo membro a membro e ottengo la reazione:

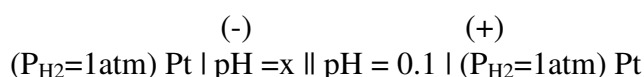


La f.e.m. della pila è dunque:

$$\Delta E = E_c - E_a = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{10} \log \frac{[Zn^{2+}]^5 [Mn^{2+}]^2}{[MnO_4^-]^2 [H^+]^{16}} =$$

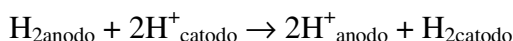
$$\Delta E = 1.51 - (-0.763) - \frac{0.059}{10} \log \frac{(0.1)^5 (0.1)^2}{(0.5)^2 (0.1)^{16}} = 2.22 \text{ V}$$

8) La f.e.m. della seguente pila è pari a 0.236V a 25°C.



Calcolare il pH della soluzione anodica.

Si tratta di una pila a concentrazione e la spontaneità del processo corrisponde alla reazione:



$$\Delta E = E_c - E_a = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{2} \log \frac{[H^+]^2_{\text{anodo}} \cdot P_{H_{2\text{catodo}}}}{[H^+]^2_{\text{catodo}} \cdot P_{H_{2\text{anodo}}}}$$

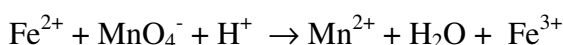
$$\text{Il } \Delta E^\circ = 0$$

$$0.236 = -0.059 \log \frac{[H^+]_{\text{anodo}}}{[H^+]_{\text{catodo}}} = -0.059 (-\log [H^+]_{\text{catodo}} + \log [H^+]_{\text{anodo}})$$

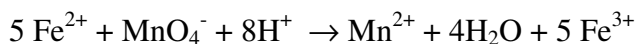
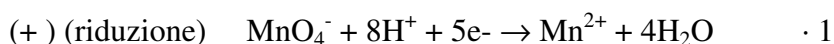
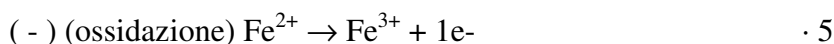
$$-4 = (\text{pH}_{\text{catodo}} - \text{pH}_{\text{anodo}})$$

$$\text{pH}_{\text{anodo}} = 4.1$$

9) Calcolare la costante di equilibrio della seguente reazione (da bilanciare):



Sapendo che $E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0.771V$ e $E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1.51V$



All'equilibrio $\Delta E = 0$ per cui:

$$E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} + \frac{0.059}{5} \cdot \log \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]} = E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{0.059}{5} \log \frac{[Fe^{3+}]^5}{[Fe^{2+}]^5}$$

$$K_c = \frac{[Mn^{2+}][Fe^{3+}]^5}{[MnO_4^-][H^+]^8[Fe^{2+}]^5}$$

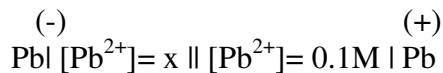
$$E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} - E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = \frac{0.059}{5} \log \frac{[Fe^{3+}]^5}{[Fe^{2+}]^5} - \frac{0.059}{5} \cdot \log \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

$$\frac{5 \cdot \Delta E^\circ}{0.059} = \log \frac{[Mn^{2+}][Fe^{3+}]^5}{[MnO_4^-][H^+]^8[Fe^{2+}]^5}$$

$$\text{Log } K_c = 62$$

$$K_c = 10^{\frac{5 \cdot \Delta E^\circ}{0.059}} = 10^{62}$$

10) La pila:



Ha una f.e.m. di 0.04mV. Se aggiungo all'anodo 1mole/L di NaCl, sapendo che il sale PbCl₂ ha solubilità in H₂O pura di 11g/L calcolare la f.e.m. della pila dopo l'aggiunta.

PM PbCl₂=278.11

S_{PbCl₂} = 0.0395 moli/L

$$K_s = S \cdot (2S)^2 = 2.46 \cdot 10^{-4}$$

$$\Delta E = E_c - E_a = - \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Pb}^{2+}]_{\text{anodo}}}{[\text{Pb}^{2+}]_{\text{catodo}}}$$

$$0.04 = - \frac{0.059}{2} \log \frac{x}{0.1} = \frac{0.059}{2} \log 0.1 - \frac{0.059}{2} \log x$$

$$x = 0.0044 \text{ M}$$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

$$[\text{Cl}^-] = 1 - 0.044 \cdot 2 = 0.9912 \text{ M}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{2.46 \cdot 10^{-4}}{0.9912^2} = 2.5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\Delta E = - \frac{0.059}{2} \log \frac{2.5 \cdot 10^{-4}}{0.1} = 0.077 \text{ V}$$

Elettrolisi

- 1) Una soluzione salina contenente un metallo di PA = 112 è sottoposta ad elettrolisi per 150 minuti con una corrente di 0.15 A. La massa di metallo depositato è 0.783 g.

Determinare il numero di ossidazione del metallo nel sale.

Dalle leggi di Faraday si ha che:

$$n_{eq} = \frac{Q}{F} = \frac{i \cdot t}{F} = \frac{0.15 \text{ A} \cdot (150 \cdot 60) \text{ s}}{96485 \text{ C / eq}} = 1.4 \cdot 10^{-2} \text{ eq}$$

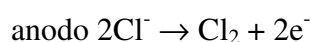
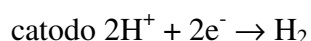
$$n_{eq} = \frac{W}{PE} = \frac{W}{PA / n_{ox}} = \frac{0.783 \text{ g}}{112 \text{ g} \cdot \text{eq}^{-1} / n_{ox}} = 1.4 \cdot 10^{-2} \text{ da cui } n_{ox} = 2$$

- 2) Una corrente di 10A passa per 1h attraverso 1L di soluzione acquosa di NaCl. Determinare il volume dei gas sviluppati al termine del processo a c.n. La reazione è:
 $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$.

$$Q = 10 \text{ A} \cdot 3600\text{s} = 36000 \text{ C}$$

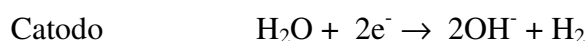
$$\frac{36000\text{C}}{96500\text{C/eq}} = 0.373\text{eq}$$

Agli elettrodi le reazioni che avvengono sono:



$$V_{\text{H}_2} = V_{\text{Cl}_2} = \frac{0.373}{2} \cdot 22.4\text{L} = 4.18\text{L}$$

- 3) Usando una corrente di 3A calcolare quante ore occorrono per decomporre 36.0g d'acqua. Le reazioni che avvengono sono:



$$i = \frac{Q}{3600 \cdot t}$$

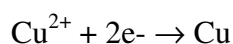
$$t = \frac{Q}{3600 \cdot i} = \frac{n_{el} \cdot F}{i} = \frac{2n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot F}{i} = \frac{2 \cdot \frac{g_{\text{H}_2\text{O}}}{PM_{\text{H}_2\text{O}}}}{3600 \cdot i} = \frac{2 \cdot \frac{36\text{g}}{18\text{g/mole}} \cdot 96500\text{C/mole}}{3600 \cdot 3\text{A}} = 35.74\text{h}$$

- 4) Calcolare la quantità di rame depositato al catodo durante l'elettrolisi di una soluzione di CuSO4 sapendo che in 1 h passano nel circuito 0.107 A.

Essendo $1F = 96500 \text{ C/eq}$ poiché 1 ora corrisponde a 3600 secondi ho che $1F = 26.8 \text{ A} \cdot \text{h/eq}$

$$\frac{0.107 \cdot 1}{26.8} = 0.0038 \text{ eq}$$

dato che al catodo si ha:



Il peso equivalente del rame è $63.6/2 = 31.8 \text{ g/eq}$

$$0.0038 \cdot 31.8 = 0.121\text{g di rame.}$$

- 5) Calcolare la concentrazione di una soluzione ($V=500\text{mL}$) 0.1M di CuSO_4 dopo che è stata elettrolizzata per 1.5 h con una corrente di 0.25 A .

La reazione che avviene è $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ per cui p.e. è 31.8 g/eq

$$0.25 \cdot 1.5 = 0.375\text{ A} \cdot \text{h}$$

$$\frac{0.375}{26.8} = 0.014\text{ eq} = 0.007\text{ moli Cu}$$

moli iniziali Cu^{2+} in soluzione:

$$0.1 \cdot 0.5 = 0.05\text{ moli}$$

$$0.05 - 0.007 = 0.043\text{ moli rimaste}$$

Per cui la concentrazione finale è: 0.086M

- 6) Calcolare la quantità di elettricità necessaria per ottenere all'anodo, durante l'elettrolisi, 50L di Cl_2 misurati a condizioni normali.

Occorre sapere quanti equivalenti di Cl_2 si ottengono.



Una mole di Cl_2 a c.n. occupa 22.4 L , dato che gli elettroni scambiati sono 2 il volume di un equivalente è $22.4/2 = 11.2\text{L}$.

$$\text{eq}_{\text{Cl}_2} = \frac{50}{11.2} = 4.46\text{ eq.}$$

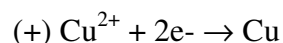
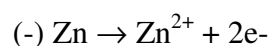
4.46 sono i faraday necessari:

$$4.46 \cdot 1 \cdot 96485 = 4.3 \cdot 10^5\text{ coulomb}$$

- 7) Una pila Daniell è costituita da una lamina di zinco immersa in 2 litri di soluzione 0.1M di ZnSO_4 e da una lamina di rame immersa in 2 litri di una soluzione 1M di CuSO_4 . Calcolare la f.e.m. iniziale della pila e la sua f.e.m. dopo che ha erogato una corrente costante di 5.1A per 21 ore.

$$(E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.763\text{ e } E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.337)$$

Le reazioni che avvengono agli elettrodi sono:



La f.e.m. iniziale della pila è data da:

$$\Delta E = E_c - E_a = \Delta E^\circ - \frac{0.059}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = 1.1 - \frac{0.059}{2} \log \frac{0.1}{1} = 1.13 \text{ V}$$

Dopo che la pila ha erogato una quantità di elettricità pari a:

$$5.1 \text{ A} \cdot 21 \text{ h} = 107.10 \text{ A h}$$

la concentrazione dello Zn^{2+} in soluzione aumenta, ed essendo noto che $1F = 26.8 \text{ A} \cdot \text{h} / \text{eq}$, diventa:

$$[Zn^{2+}] = \frac{0.1 \cdot 2 + \frac{107.10}{26.8 \cdot 2}}{2} = 1.10 \text{ mol/L}$$

La concentrazione di Cu^{2+} diminuisce e diventa:

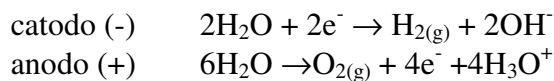
$$[Cu^{2+}] = \frac{1 \cdot 2 - \frac{107.10}{26.8 \cdot 2}}{2} = 9.33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

per cui la f.e.m. finale della pila è:

$$\Delta E = 1.1 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1.10}{9.33 \cdot 10^{-4}} = 1.01 \text{ V}$$

- 8) Per elettrolisi di una soluzione acquosa di K_2SO_4 viene sviluppato H_2 al catodo e O_2 all'anodo. Calcolare i volumi di H_2 e O_2 , misurati a $T = 25^\circ$ e $P = 1520 \text{ torr}$, che si ottengono elettrolizzando la soluzione per 1 ora con una corrente di 15 A.

Ciò che avviene è l'elettrolisi dell'acqua (K_2SO_4 funge solo da elettrolita):



Il numero di equivalenti di idrogeno sarà uguale al numero di equivalenti di ossigeno sviluppati all'altro elettrodo.

Quindi:

$$n_{eqH_2} = n_{eqO_2} = \frac{i \cdot t}{F} = \frac{15A \cdot (1 \cdot 3600)s}{96485 \text{ C/eq}} = \frac{15A \cdot 1h}{26.8A \cdot h/eq} = 0.559 \text{ eq}$$

Inoltre $n_{eqH_2} = 2 \cdot n_{H_2}$ e $n_{eqO_2} = 4 \cdot n_{O_2}$ poiché gli elettroni scambiati al catodo e all'anodo sono 2 e 4 rispettivamente. Di conseguenza le moli di H_2 saranno il doppio di quelle di O_2 , anche il volume di H_2 sarà due volte quello dell' O_2 .

$$V_{H_2} = \frac{0.559}{2} \cdot 0.082 \cdot 298 = 3.41 \text{ L} \quad \text{e} \quad V_{O_2} = 1.71 \text{ L}$$

- 9) 1g di una lega contenente solo zinco e alluminio viene sciolto in HCl. La soluzione ottenuta viene elettrolizzata e, per depositare al catodo entrambi i metalli quantitativamente, si fa passare una corrente di 3A per 20 minuti. Stabilire la composizione della lega. ($PA_{Zn} = 65.4$; $PA_{Al} = 27$)

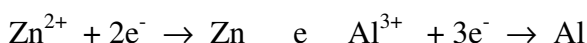
Quando la lega viene sciolta nell'acido si hanno le reazioni:



Che, in forma ionica, diventano:



Quando la soluzione viene elettrolizzata, al catodo avvengono le seguenti semireazioni di riduzione:



La quantità di corrente necessaria per depositare entrambi i metalli al catodo corrisponde a

$$n_{eq} = \frac{3 A \cdot 3600 s \cdot \frac{20}{60}}{96485 (C/eq)} = 0.0373 \text{ eq (numero di equivalenti totali depositati al catodo).}$$

$n_{eq} = n_{eq}(Zn) + n_{eq}(Al)$ e $n_{eq}(Zn) = 2n_{mol}(Zn)$ e $n_{eq}(Al) = 3n_{mol}(Al)$
 perciò si può impostare un sistema di due equazioni e due incognite

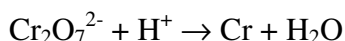
$$\begin{cases} 1 = w_{Zn} + w_{Al} \\ 0.0373 = 2n_{mol}(Zn) + 3n_{mol}(Al) = 2 \frac{w_{Zn}}{PA_{Zn}} + 3 \frac{w_{Al}}{PA_{Al}} \end{cases}$$

risolvendo si ottiene:

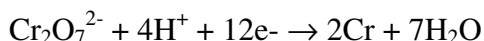
$$w_{Zn} = 0.917 \text{ g} \quad e \quad w_{Al} = 0.083 \text{ g}$$

Pertanto la composizione della lega è $Zn = 91.7\%$ (in peso) e $Al = 8.3\%$

- 10) In un processo di cromatura la semireazione di riduzione (da bilanciare) è:



Determinare per quante ore deve passare una corrente di 10A per avere la deposizione di 72g di cromo.



$$n_{eq} = \frac{i \cdot t}{F} \cdot \frac{72}{52} \cdot 6 = 8.308 \text{ eq}$$

$$8.308 = \frac{i \cdot t}{F} \text{ per questo } t = 80169 \text{ s} = 22.2\text{h}$$

VI. Proprietà colligative

- 1) L'acqua a 0°C ha una tensione di vapore di 4.62 torr. Una soluzione costituita da 100g d'acqua e 7.8g di un composto indissociato X, non volatile, a 0°C ha tensione di vapore 4.512 torr. Determinare il peso molecolare del composto.

Dato che $p = p^\circ \cdot X_{\text{solvente}}$ abbiamo che:

$$\frac{4.62\text{g} - 4.512\text{g}}{4.62} = \frac{\frac{7.8}{PM_X}}{\frac{7.8}{PM_X} + \frac{100}{PM_{H_2O}}}$$

dato che $PM_{H_2O} = 18 \text{ g/mole}$ si ricava $PM_X = 60 \text{ g/mole}$

- 2) Determinare la temperatura di congelamento di una soluzione acquosa contenente 4.5g di NaOH in 200.5mL di acqua ($d = 0.996 \text{ g/mL}$) sapendo che una soluzione 0.15m di glucosio solidifica a -0.279°C

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot m \quad K_{\text{cr}} = \frac{0.279^\circ\text{C}}{0.15\text{m}} = 1.86^\circ\text{C mol}^{-1}\text{kg}$$

$$m = \frac{\frac{4.5\text{g}}{PM_{\text{NaOH}}}}{0.996\text{g/mL} \cdot 200.5\text{mL} \cdot 10^{-3}} = 0.566$$

dato che NaOH si dissocia in 2 ioni: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$,

$$\Delta T_{\text{cr}} = 2 \cdot 1.86^\circ\text{C mol}^{-1}\cdot\text{kg} \cdot 0.566 = 2.1^\circ\text{C}$$

La temperatura di congelamento è -2.1°C .

- 3) L'innalzamento ebullioscopico di una soluzione contenente 1.65g di un idrocarburo volatile di formula minima C_2H_3 in 25g di benzene è di 1.03°C . Qual è la formula molecolare dell'idrocarburo, sapendo che $K_{\text{eb}} = 2.53^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.

$$PF_{\text{C}_2\text{H}_3} = 27.05 \text{ g/mole} \quad PM_{\text{C}_2\text{H}_3} = a \cdot PF_{\text{C}_2\text{H}_3}$$

a: quante volte la formula minima è contenuta nella formula molecolare

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \frac{w_x}{PM_x} \cdot \frac{1}{w_{solv}} \quad PM_x = \frac{K_{eb}}{\Delta T_{eb}} \frac{w_x}{w_{solv}} = 162 \text{ g/mole}$$

$$a = \frac{162 \text{ g/mole}}{27.05 \text{ g/mole}} = 6$$

Formula molecolare: C₁₂H₁₈.

- 4) Una soluzione contenente $7.45 \cdot 10^{-3}$ moli di un elettrolita binario AB in 1000g di H₂O ha punto di congelamento a -0.0275°C . Sapendo che K_{cr} dell'acqua è $-1.86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$ calcolare il grado di dissociazione (α) dell'elettrolita.

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m' [1 + \alpha (v-1)]$$

m' : molalità della soluzione in assenza di dissociazione.

Per la generica reazione $aA \rightarrow mM + nN$ il coefficiente di v vale: $\frac{m}{a} + \frac{n}{a}$.

In questo caso $v = 2$

$$1 + \alpha = \frac{0.0275^\circ\text{C}}{1.86^\circ\text{C kg mol}^{-1} \cdot 7.45 \cdot 10^{-3}} = 1.98$$

$$\alpha = 0.98$$