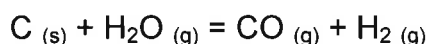


Compito B

- 150 mL di una soluzione 0.1048 M di HCOOH vengono mescolati con 0.4957g di Ca(OH)₂ ed il volume viene portato a 400 mL con acqua. Calcolare il pH della soluzione finale ottenuta ($K_A = 1.77 \times 10^{-4}$).
- Calcolare la quantità (in grammi) di NaCl che è necessario aggiungere ad 1.000 L di acqua pura al fine di evitare il congelamento della soluzione fino a -4.00 °C. Per l'acqua, $K_{cr} = 1.86 \text{ °C Kg mol}^{-1}$.
- Una soluzione contenente NiCl₂ 1.68×10^{-2} M e FeCl₃ 4.35×10^{-4} M. A questa soluzione viene aggiunto gradualmente dell'idrossido di sodio, con precipitazione dei rispettivi idrossidi metallici Ni(OH)₂ ($K_{ps} = 8.7 \times 10^{-19}$) e Fe(OH)₃ ($K_{ps} = 1.5 \times 10^{-36}$). Stabilire quale dei due idrossidi precipita per primo e calcolare la concentrazione residua del catione che precipita per primo quando inizia la precipitazione del secondo.
- In un recipiente chiuso indeformabile del volume di 4.50 L vengono introdotti 63.0 g di C, 47.6 g di H₂O, 38.4 g di CO e 8.67 g di H₂. Alla temperatura di 1100 K, si instaura l'equilibrio:



con $K_C = 3.98$.

Determinare:

- In che direzione evolve l'equilibrio;
 - Le pressioni parziali una volta raggiunto l'equilibrio;
 - Il valore di K_P alla stessa temperatura.
- Per la cella elettrochimica rappresentata nel seguente schema:
Zn | ZnSO₄ (0.150M) || PbI₂ (soluz. satura), NaI (5.00x10⁻² M) | Pb
il potenziale erogato dalla cella è pari a 0.500 V . Sapendo che $E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.762$ V e $E^0_{Pb^{2+}/Pb} = -0.126$ V, calcolare il K_{ps} di PbI₂. Calcolare inoltre il potenziale erogato dalla cella, se nella semicella di sinistra viene aggiunta NH₃ 3.00 M ($K_{inst} Zn(NH_3)_4^{2+} = 5.0 \times 10^{-10}$).
 - Descrivere il diagramma di fase dell'acqua. Partendo dal punto con coordinate T = 450 K e P = 1.00 atm, prevedere come evolvono le fasi in un campione di acqua man mano che la temperatura viene diminuita a pressione costante fino a 200 K.

Masse atomiche:

H	1.00794 g/mol
C	12.0107 g/mol
N	14.0067 g/mol
O	15.9994 g/mol
Na	22.98977 g/mol
Cl	35.453 g/mol
Ca	40.078 g/mol

↑
Si veda compito A

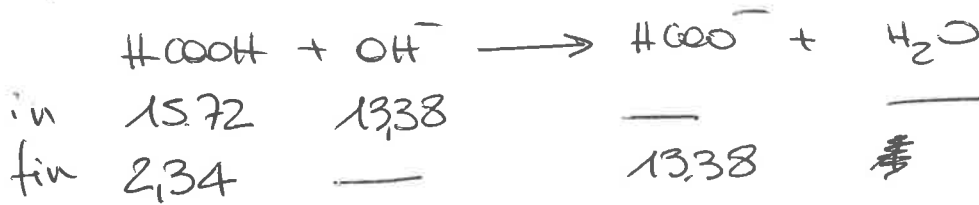
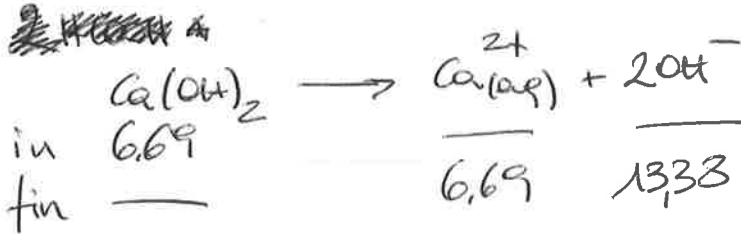
SECONDA PROVA in ITINERE - 23/01/2019

COMPITO B

Es. 1

$$m_{\text{HCOOH}} = 150 \cdot 0.1048 = 15,72 \text{ mmol}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}}}{MM_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{0.4957 \cdot 1000}{74,093} = 6,69 \text{ mmol}$$



Si forma una soluzione tampone

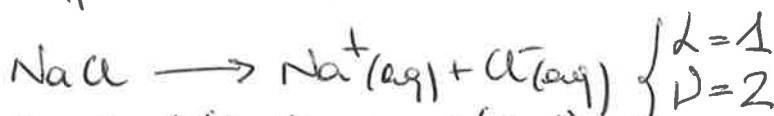
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = -\log(1,77 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{13,38/400}{2,34/400} = 4,51$$

Es. 2

$$\Delta T_{cr} = K_f \cdot m_{\text{eff}}$$

$$m_{\text{eff}} = \frac{\Delta T_{cr}}{K_f} = \frac{4,00}{1,86} = 2,15 \text{ mol/kg}$$

$$m_{\text{eff}} = i \cdot m_{\text{NaCl}}$$



$$i = 1 + \nu(\nu - 1) = 1 + 1(2 - 1) = 2$$

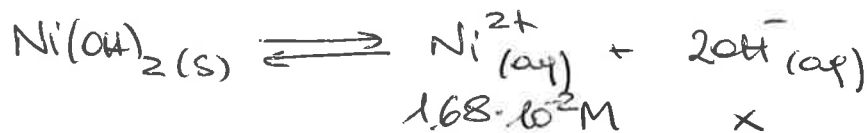
$$m_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{eff}}}{2} = \frac{2,15}{2} = 1,075 \text{ mol/kg}$$

Per 1L di acqua: ho 1kg solvente

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{NaCl}} \cdot 1 = 1,075 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{NaCl}} \cdot MM_{\text{NaCl}} = 1,075 \cdot 58,443 = 62,82 \text{ g}$$

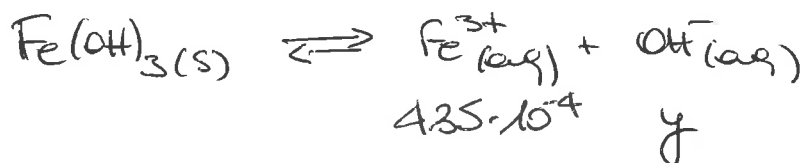
Es. 3



$$K_{\text{PS Ni}(\text{OH})_2} = [\text{Ni}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = 1.68 \cdot 10^{-2} \cdot x^2 = 8.7 \cdot 10^{-19}$$

$$x = \sqrt{\frac{8.7 \cdot 10^{-19}}{1.68 \cdot 10^{-2}}} = 7.22 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Quando $[\text{OH}^{-}]$ raggiunge questo valore, inizia la precipitazione di $\text{Ni}(\text{OH})_2$



$$K_{\text{PS Fe}(\text{OH})_3} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = 4.35 \cdot 10^{-4} y^3 = 1.5 \cdot 10^{-36}$$

$$y = \sqrt[3]{\frac{1.5 \cdot 10^{-36}}{4.35 \cdot 10^{-4}}} = 1.51 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

Quando $[\text{OH}^{-}]$ raggiunge questo valore, inizia la precipitazione di $\text{Fe}(\text{OH})_3$

$y < x \Rightarrow$ inizia prima la precipitazione di $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Quando inizia la precipitazione di $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $[\text{OH}^{-}] = 7.22 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.
In queste condizioni, la $[\text{Fe}^{3+}]$ residua è:

$$[\text{Fe}^{3+}]_{\text{residua}} = \frac{K_{\text{PS Fe}(\text{OH})_3}}{[\text{OH}^{-}]^3} = \frac{1.5 \cdot 10^{-36}}{(7.22 \cdot 10^{-9})^3} = 3.98 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Es. 4

$$m_{\text{C}} = \frac{630}{120107} = 5.24 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{47.6}{180153} = 2.64 \text{ mol}$$

$$m_{\text{CO}} = \frac{m_{\text{CO}}}{\text{MM}_{\text{CO}}} = \frac{38.4}{280101} = 1.37 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{\text{MM}_{\text{H}_2}} = \frac{8.67}{20159} = 4.30 \text{ mol}$$

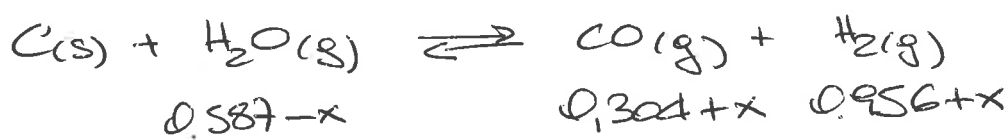
$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V} = \frac{2.64}{4.50} = 0.587 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}] = \frac{n_{\text{CO}}}{V} = \frac{1.37}{4.50} = 0.304 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} = \frac{4.30}{4.50} = 0.956 \text{ mol/L}$$

$$Q = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0.304 \cdot 0.956}{0.587} = 0.495$$

Si come $Q < K_c$, l'equilibrio evolve verso i prodotti



$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0.304+x)(0.956+x)}{0.587-x} = 3.98$$

Risolvendo l'eq. di 2° grado, la soluzione con senso fisico è:

$$x = 0.365$$

$$\text{All'equilibrio: } [\text{H}_2\text{O}] = 0.222 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}] = 0.669 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = 1.321 \text{ mol/L}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot RT = 0.222 \cdot 0.0821 \cdot 1100 = 20.0 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = [\text{CO}] \cdot RT = 0.669 \cdot 0.0821 \cdot 1100 = 60.4 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = [\text{H}_2] \cdot RT = 1.321 \cdot 0.0821 \cdot 1100 = 119.3 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{60.4 \cdot 119.3}{20.0} = 360.3$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (RT) = 3.98 \cdot 0.0821 \cdot 1100 = 359.4$$

$\Delta n = 1$ perché si considerano solo le moli delle sostanze gassose

Es. 5

- Per la cella iniziale:

$$\text{Anodo: } E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,0591}{2} \log [\text{Zn}^{2+}] =$$

$$= -0,762 + \frac{0,0591}{2} \log (0,150) = -0,786 \text{ V}$$

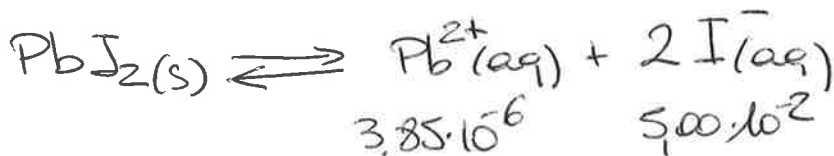
$$\Delta E = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

$$E_{\text{catodo}} = \Delta E + E_{\text{anodo}} = 0,500 - 0,786 = -0,286 \text{ V}$$

$$E_{\text{catodo}}: E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^{\circ} + \frac{0,0591}{2} \log [\text{Pb}^{2+}]$$

$$\log [\text{Pb}^{2+}] = \frac{(-0,268 + 0,126) \cdot 2}{0,0591} = -5,414$$

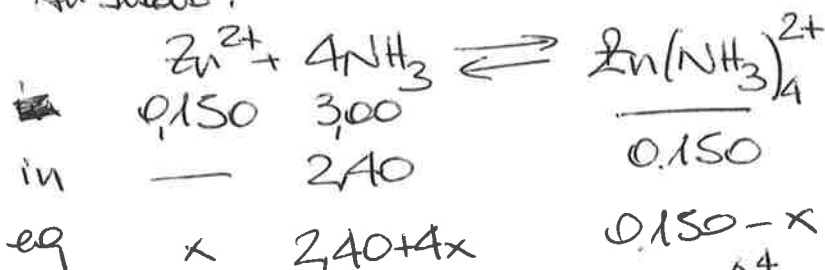
$$[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-5,414} = 3,85 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$



$$K_{\text{ps PbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = 3,85 \cdot 10^{-6} \cdot (5,00 \cdot 10^{-2})^2 = 9,62 \cdot 10^{-9}$$

- Dopo aggiunta di NH_3 3,00 M

All'equilibrio:



$$K_{\text{inst}} = \frac{[\text{Zn}^{2+}][\text{NH}_3]^4}{[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}]} = \frac{x(2,40 + 4x)^4}{0,150 - x} = 5,0 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 5,0 \cdot 10^{-10} \cdot \frac{0,150}{(2,40)^4} = 2,26 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,762 + \frac{0,0591}{2} \log (2,26 \cdot 10^{-12}) = -1,106 \text{ V}$$

$$\Delta E = -0,286 + 1,106 = 0,820 \text{ V}$$