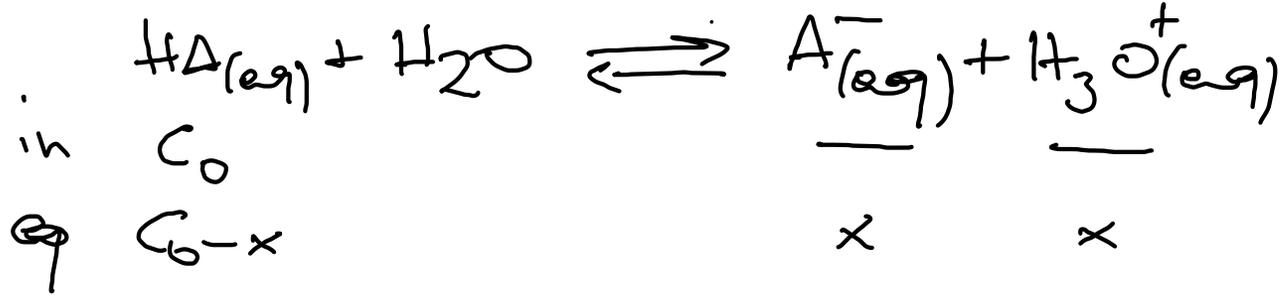


Es. 1

Calcolare il grado di dissociazione ed il pH di soluzioni di CCl_3COOH ($K_A = 0.200$) con concentrazione $7.50 \cdot 10^{-1} \text{ M}$, $7.50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ e $7.50 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.



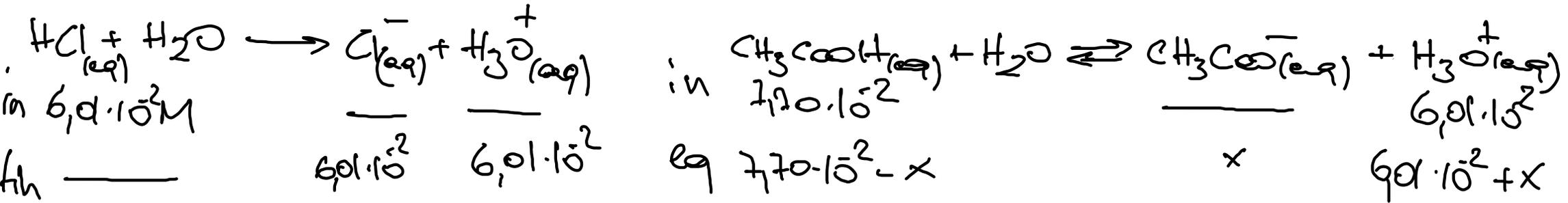
$$K_A = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = K_A$$

$$x^2 + K_A x - K_A \cdot C_0 = 0 \qquad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x \qquad \alpha = \frac{x}{C_0}$$

C_0	x	pH	α
$7,50 \cdot 10^{-1} \text{ M}$	$3,00 \cdot 10^{-1} \text{ M}$	0,523	0,400
$7,50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$	$5,81 \cdot 10^{-2} \text{ M}$	1,236	0,775
$7,50 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	$7,24 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	2,140	0,965

Es. 2

175 mL di una soluzione 0.220 M di acido acetico vengono mescolati con 84 mL di una soluzione 0.358 M di acido cloridrico e la soluzione viene portata al volume finale di 0.500L con acqua. Calcolare il pH della soluzione finale e le concentrazioni di tutte le specie in soluzione.



$$C_{\text{HCl}} = \frac{84 \cdot 0,358}{500} = 6,01 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{175 \cdot 0,220}{500} = 7,70 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

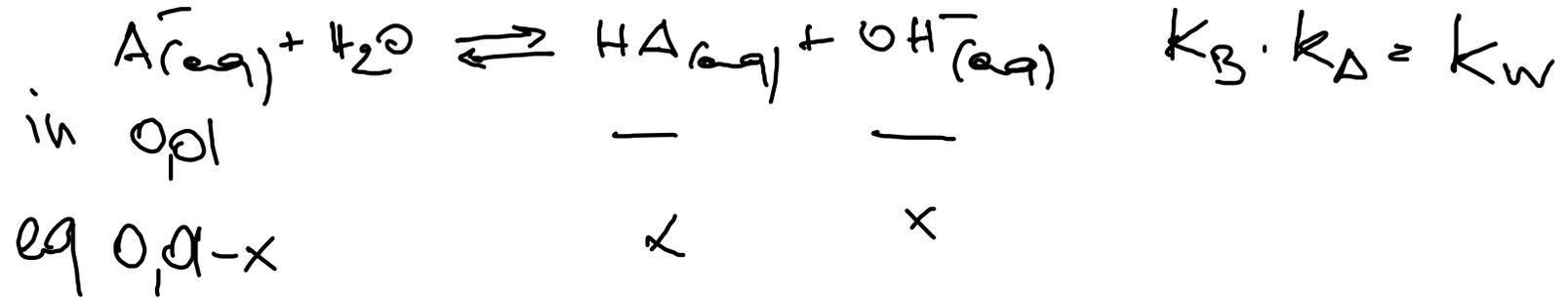
$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(6,01 \cdot 10^{-2} + x) \cdot x}{7,70 \cdot 10^{-2} - x} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

$$x = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1,76 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{7,70 \cdot 10^{-2}}{6,01 \cdot 10^{-2}} = 2,25 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(6,01 \cdot 10^{-2}) = 1,22$$

Es. 3

L'acido ascorbico ha un $pK_a = 4.17$. Calcolare il pH di una soluzione di ascorbato di sodio 0.01 M.



$$K_B = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{x^2}{0,01 - x} = \frac{10^{-14}}{10^{pK_A}} = 1,48 \cdot 10^{-10}$$

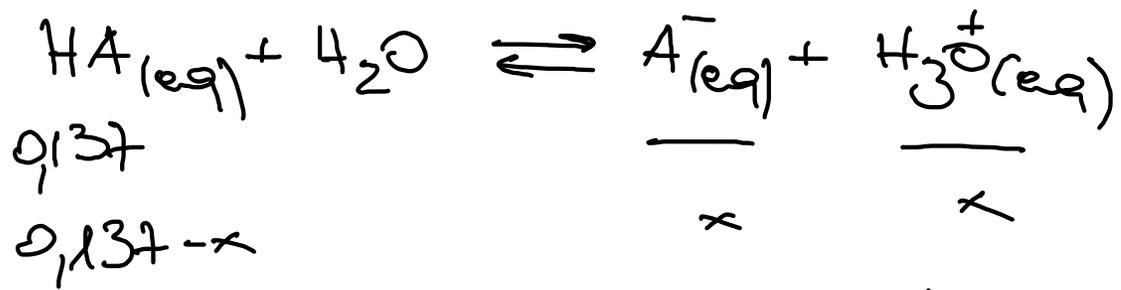
$$[\text{OH}^-] = x = \sqrt{1,48 \cdot 10^{-10} \cdot 0,01} = 1,22 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,22 \cdot 10^{-6}) = 5,91$$

$$p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 5,91 = 8,09$$

Es. 4

Una soluzione acquosa di acido lattico 0.137 M (acido debole monoprotico) presenta una pressione osmotica di 3.46 atm a 25.0°C. Calcolare il grado di dissociazione e la K_A dell'acido lattico.



$$\Pi = i CRT \quad i = 1 + \alpha(\nu - 1) \stackrel{\nu=2}{=} 1 + \alpha$$

$$i = \frac{\Pi}{CRT} = \frac{3,46}{0,137 \cdot 0,0821 \cdot (273,15 + 25)} = 1,032$$

$$\alpha = i - 1 = 0,032 \approx 3,2\%$$

$$\alpha = \frac{x}{C} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot C = 0,032 \cdot 0,137 = 0,00274 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 1,562$$

Es. 5

In un recipiente del volume di 2.000L, vengono posti 10.45g di CaCO_3 e nel recipiente viene fatto il vuoto. Il reattore viene poi riscaldato alla temperatura di 450°C e il composto si decompone in CaO e CO_2 . Una volta raggiunto l'equilibrio, nel recipiente si osserva una pressione di 328torr. Calcolare la K_p per l'equilibrio e determinare le quantità dei composti presenti in fase solida.



fin 0,0898 0,0146 0,0146

$$n_{\text{CaCO}_3, i} = \frac{G_{\text{CaCO}_3}}{MM} = \frac{10,45}{100,087} = 0,1044 \text{ mol}$$

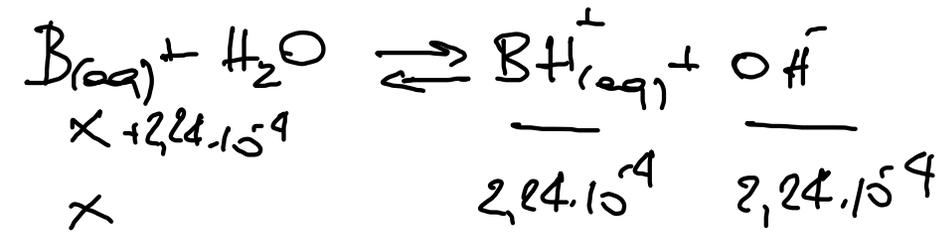
$$n_{\text{CO}_2, f} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,432 \cdot 2,000}{0,0821 \cdot (273,15 + 450)} = 0,0146 \text{ mol}$$

$$G_{\text{CaCO}_3, f} = n_{\text{CaCO}_3, f} \cdot MM = 0,0898 \cdot 100,087 = 8,99 \text{ g}$$

$$G_{\text{CaO}, f} = n_{\text{CaO}, f} \cdot MM = 0,0146 \cdot 56,077 = 0,819 \text{ g}$$

Es. 6

100 mL di una soluzione di base debole monoacida a $\text{pH} = 10.45$ ($K_B = 5.0 \times 10^{-6}$) sono aggiunti a 100 mL di una soluzione di acido forte a $\text{pH} = 3.36$. Calcolare il pH della soluzione risultante.

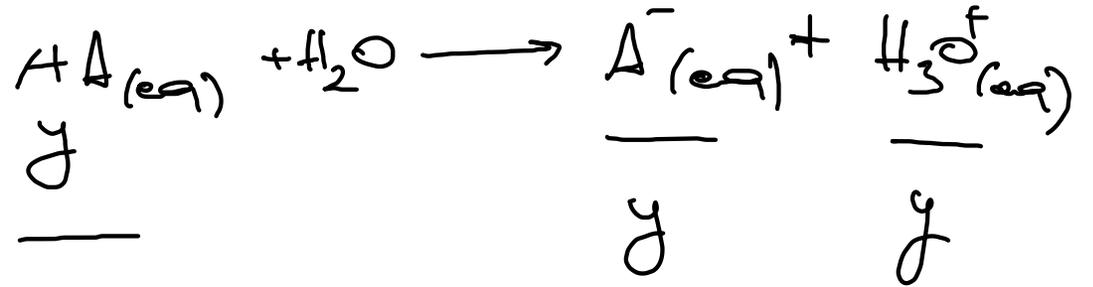


$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-14 + \text{pH}} = 2,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_B = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{x} = 5,0 \cdot 10^{-6}$$

$$x = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$n_B = V_B \cdot M_B = 100 \cdot 1,00 \cdot 10^{-2} = 1,00 \text{ mmol}$$

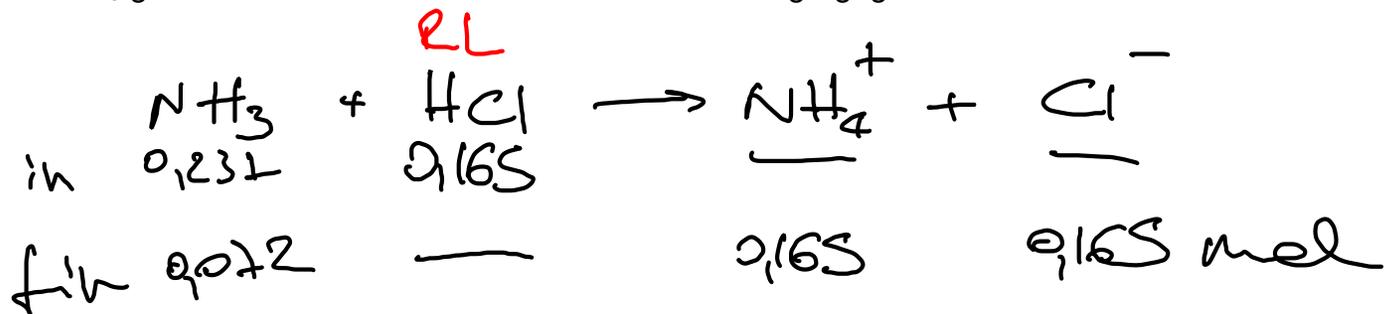


$$y = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,36} = 4,36 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$n_{\text{HA}} = V_{\text{HA}} \cdot M_{\text{HA}} = 100 \cdot 4,36 \cdot 10^{-4} = 4,36 \cdot 10^{-2} \text{ mmol}$$

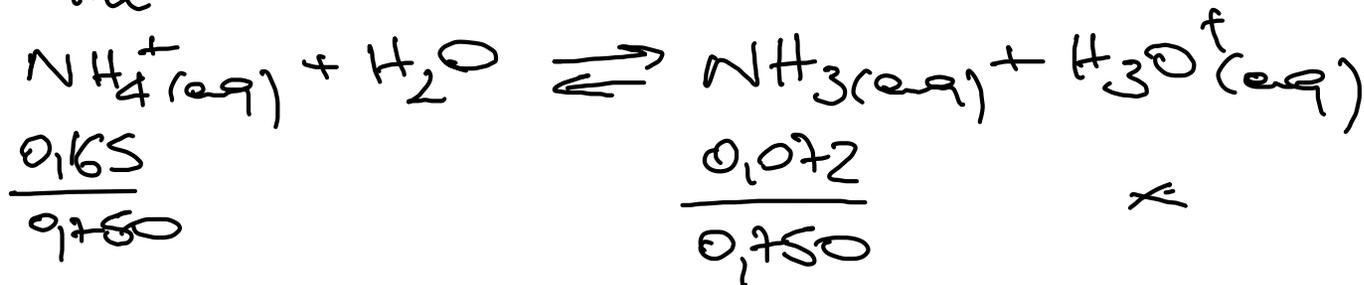
Es. 7

5.88 dm³ di un NH₃ gassosa misurata in condizioni standard sono gorgogliate in 0.750 L di una soluzione di HCl 0.220 M. Calcolare il pH della soluzione finale.

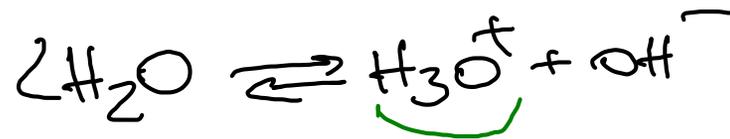


$$n_{\text{NH}_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 10^5 \cdot 5,88 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 298,15} = 0,237 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 0,750 \cdot 0,220 = 0,165 \text{ mol}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 9,26 + \log \frac{0,072}{0,165} = 8,90$$



Es. 8

Una sostanza contiene il 75.94% di carbonio, il 6.37% di idrogeno ed il 17.69% di azoto. 1.205 g di tale sostanza sciolti in 15.00 g di acqua ne abbassano la temperatura di congelamento di 1.88 °C. Calcolare la formula molecolare della sostanza sapendo che per l'acqua $K_{cr} = 1.853 \text{ °C Kg mol}^{-1}$.

$$\Delta T_{cr} = m \cdot K_{cr}$$

$$m = \frac{M}{G_{H_2O}^{Kg}} = \frac{\Delta T_{cr}}{K_{cr}}$$



$$M = \frac{G}{MM} = \frac{\Delta T_{cr}}{K_{cr}} \cdot G_{H_2O}^{Kg}$$

$$MM = \frac{G \cdot K_{cr}}{G_{H_2O}^{Kg} \cdot \Delta T_{cr}} = \frac{1,205 \cdot 1,853}{0,01500 \cdot 1,88} = 79,18 \text{ g/mol}$$

$$x = \frac{MM \cdot \%C}{MA_C} = \frac{79,18 \cdot 0,7594}{12,0107} = 5,00$$

$$y = \frac{MM \cdot \%H}{MA_H} = \frac{79,18 \cdot 0,0637}{1,00794} = 5,00$$

$$z = \frac{MM \cdot \%N}{MA_N} = \frac{79,18 \cdot 0,1769}{14,0067} = 1,00$$

CSASN

Es. 9

Chef e produttori raccomandano di utilizzare 10 g di sale in 1 L di acqua per la cottura di 100g di pasta. Sapendo che la K_{eb} dell'acqua vale, $0.515 \text{ } ^\circ\text{C kg mol}^{-1}$, calcolare la temperatura di ebollizione dell'acqua in cui si cuoce la pasta.



$$d = 1$$

$$v = 2$$

$$i = 2$$

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{G_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{kg}}} \cdot \frac{G_{\text{NaCl}} / MM}{G_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{kg}}} = \frac{10 / 58,443}{1,000} = 0,171 \text{ m}$$

$$\Delta T_{eb} = i K_{eb} \cdot m_{\text{NaCl}} = 2 \cdot 0,515 \cdot 0,171 = 0,176 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_{eb} = 100,176 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Es. 10

Calcolare la tensione di vapore di una miscela costituita dal 75% di etanolo ($P^0 = 42.9$ torr) e dal 25% di isopropanolo ($P^0 = 32.2$ torr) e la composizione del vapore in equilibrio con essa.



$$P_i = P_i^0 \cdot X_{i,L}$$

$$P_{TOT} = \sum_i P_i$$

$$P_{TOT} = P_{EtOH}^0 \cdot X_{EtOH,L} + P_{iPrOH}^0 \cdot X_{iPrOH,L} = 42,9 \cdot 0,75 + 32,2 \cdot 0,25 = 40,2 \text{ torr}$$

$$P_i = P_{TOT} \cdot X_{i,V} = P_i^0 \cdot X_{i,L}$$

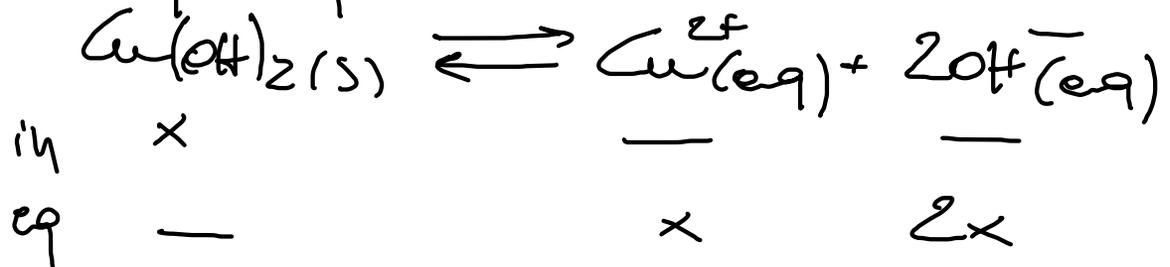
$$X_{EtOH,V} = \frac{P_{EtOH}^0 \cdot X_{EtOH,L}}{P_{TOT}} = \frac{42,9 \cdot 0,75}{40,2} = 0,80$$

$$X_{iPrOH,V} = \frac{P_{iPrOH}^0 \cdot X_{iPrOH,L}}{P_{TOT}} = \frac{32,2 \cdot 0,25}{40,2} = 0,20$$

Es. 11

Calcolare la solubilità di $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 2.20 \times 10^{-20}$) in acqua pura ed in una soluzione tamponata a $\text{pH} = 9.5$.

In acqua pura:



$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = x(2x)^2 = 4x^3 = 2.20 \cdot 10^{-20}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2.20 \cdot 10^{-20}}{4}} = 1.76 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

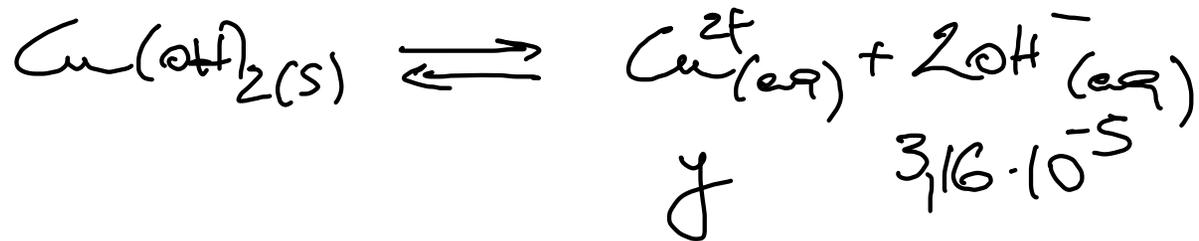
In solution tamponare $\text{pH} = 9,5$:

$$\text{pOH} = 14 - 9,5 = 4,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,5} = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

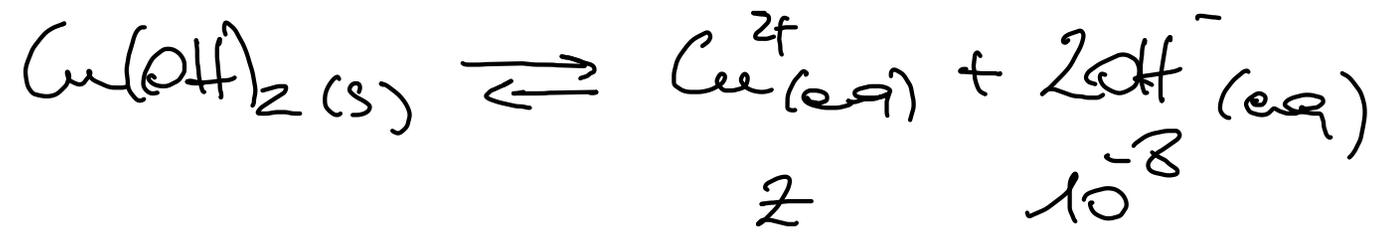
$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$



$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = \gamma (3,16 \cdot 10^{-5})^2 = 2,20 \cdot 10^{-20}$$

$$\gamma = \frac{2,20 \cdot 10^{-20}}{(3,16 \cdot 10^{-5})^2} = 2,20 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

In solution temperature $pH = 6,0$
 $pOH = 8,0$ $[OH^-] = 10^{-8} M$

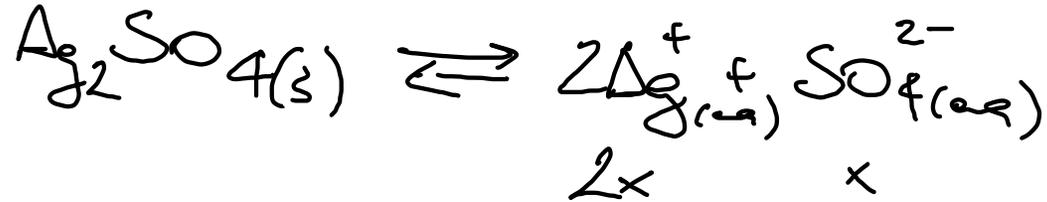


$$Z = \frac{2,20 \cdot 10^{-20}}{(10^{-8})^2} = 2,20 \cdot 10^{-4} M$$

Es. 12

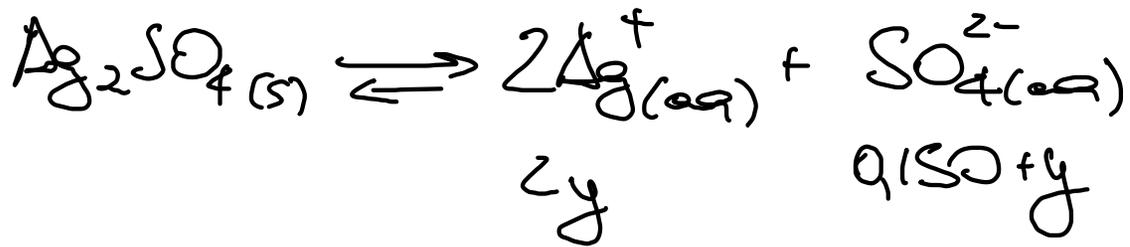
Sapendo che il suo K_{ps} è pari a $1.6 \cdot 10^{-5}$, calcolare la solubilità di Ag_2SO_4 in acqua ed in una soluzione di Na_2SO_4 0.150 M.

In acqua pura:



$$K_{ps} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = 4x^3 = 1.6 \cdot 10^{-5} M \quad x = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1.6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 1.59 \cdot 10^{-2} M$$

In soluzione Na_2SO_4 0.150 M: $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$



$$K_{ps} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = 4y^2 (0.150 + y) = 1.6 \cdot 10^{-5} \quad y = \sqrt{\frac{1.6 \cdot 10^{-5}}{4 \cdot 0.150}} = 5.16 \cdot 10^{-3} M$$

$$5,16 \cdot 10^{-3}$$

$$5,08 \cdot 10^{-3}$$

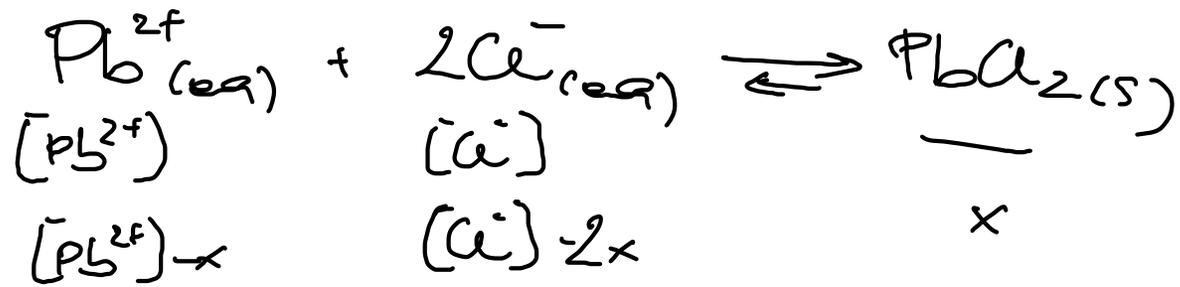
$$\boxed{5,08 \cdot 10^{-3}} = \text{Löslichkeit } \text{Ag}_2\text{SO}_4 \text{ in } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ 9/50 M}$$

Es. 13

Una soluzione viene preparata mescolando 78.3 mL di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.350 M e 82.1 mL di NaCl 1.400 M. Sapendo che la solubilità di PbCl_2 è di 4.42 g/L, calcolare quanti grammi di PbCl_2 precipitano e la concentrazione di tutte le specie presenti in soluzione.

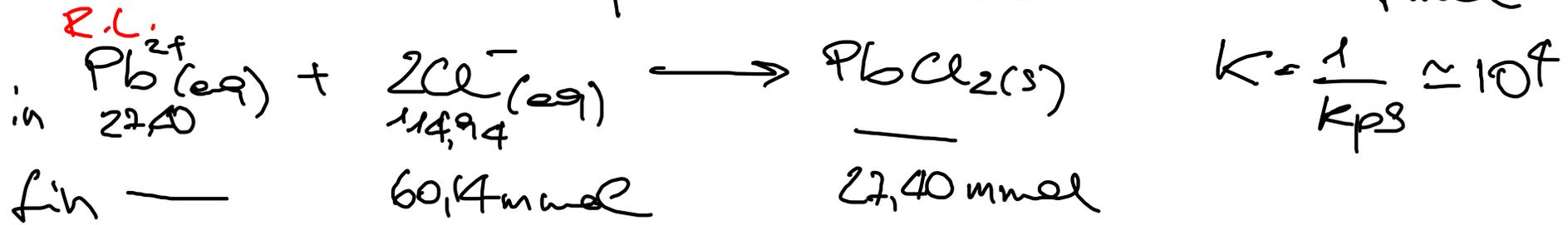
$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot \left(\frac{s \text{ g/L}}{\text{MM}_{\text{PbCl}_2}} \right)^3 = 4 \cdot \left(\frac{4.42}{278.106} \right)^3 = 1.61 \cdot 10^{-5}$$

Sol 1 + Sol 2 \longrightarrow Soluz. finale + precipitato



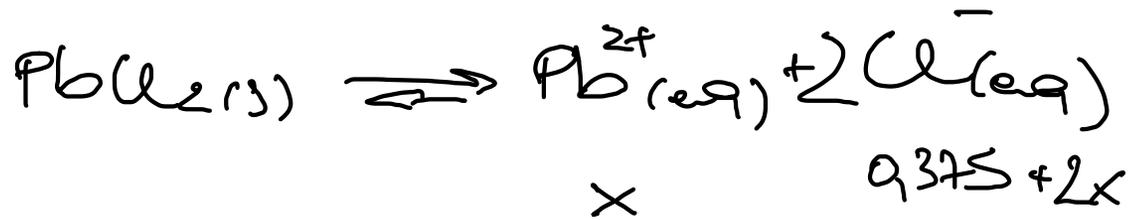
$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2 = \rightarrow \text{Eq. 3}^\circ \text{ grado}$$

Sol 1 + Sol 2 \rightarrow Precipitazione totale \rightarrow Solut. finale + precipitato



$$M_{\text{Pb}^{2+}} = V_{\text{Sol 1}} \cdot M_{\text{Sol 1}} = 78,3 \cdot 0,350 = 27,40 \text{ mmol}$$

$$M_{\text{Cl}^{-}} = V_{\text{Sol 2}} \cdot M_{\text{Sol 2}} = 82,1 \cdot 1400 = 114,94 \text{ mmol}$$



$$[\text{Cl}^{-}]_i = \frac{60,4}{160,4} = 0,375 \text{ M}$$

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^2 = x(0,375 + \cancel{2x})^2 = 1,61 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$x = \frac{1,61 \cdot 10^{-5}}{(0,375)^2} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,375 \text{ M}$$

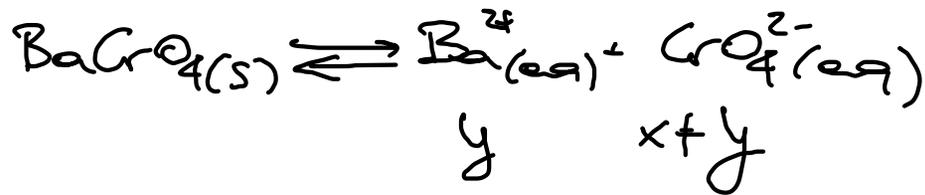
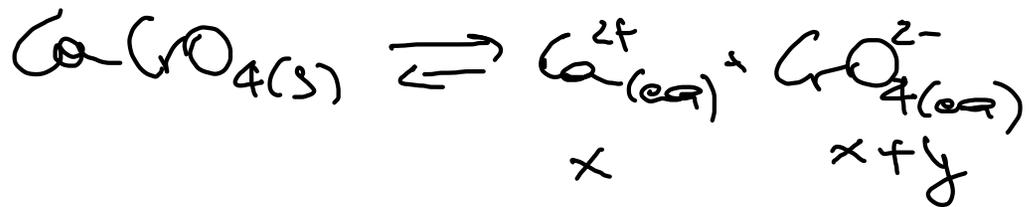
$$[\text{Na}^+] = \frac{V_{\text{sol}2} \cdot M_{\text{sol}2}}{V_{\text{tot}}} = \frac{2,1 \cdot 1400}{160,4} = 0,716 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{2V_{\text{sol}1} M_{\text{sol}1}}{V_{\text{tot}}} = \frac{2 \cdot 78,3 \cdot 0,350}{160,4} = 0,342 \text{ M}$$

$$G_{\text{PbCl}_2} = \left(27,40 - \underbrace{160,4 \cdot 1,14 \cdot 10^{-4}}_{0,0183 \text{ mmol}} \right) \cdot 278,106 \cdot 10^{-3} = 7,615 \text{ g}$$

Es. 14

Calcolare la concentrazione di tutte le specie in soluzione contemporaneamente satura di CaCrO_4 ($K_{ps} = 7.1 \cdot 10^{-4}$) e di BaCrO_4 ($K_{ps} 2.4 \cdot 10^{-10}$).



$$K_{ps \text{ CaCrO}_4} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}] = x(x+y) = 7.1 \cdot 10^{-4}$$

$$x \gg y$$

$$K_{ps \text{ BaCrO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}] = y(x+y) = 2.4 \cdot 10^{-10}$$

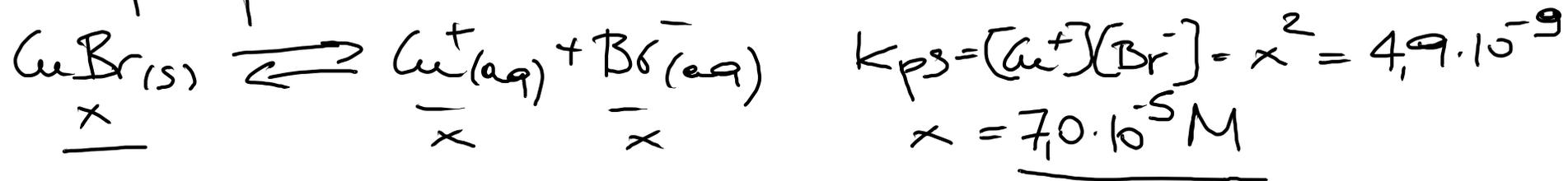
$$x = \sqrt{K_{ps \text{ CaCrO}_4}} = \sqrt{7.1 \cdot 10^{-4}} = 2.66 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$y = \frac{K_{ps \text{ BaCrO}_4}}{x} = \frac{2.4 \cdot 10^{-10}}{2.66 \cdot 10^{-2}} = 9.02 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

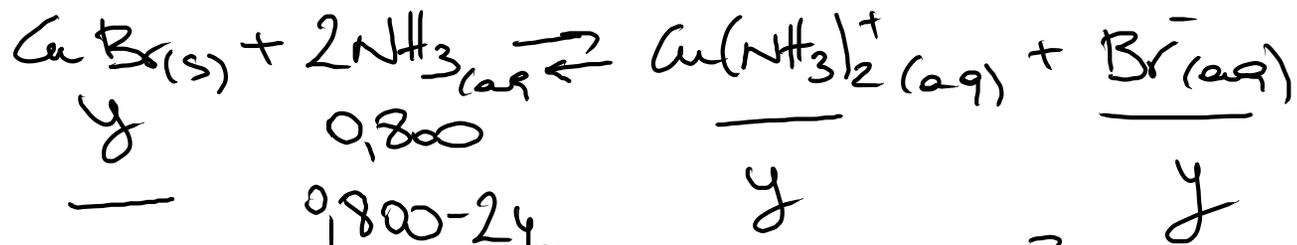
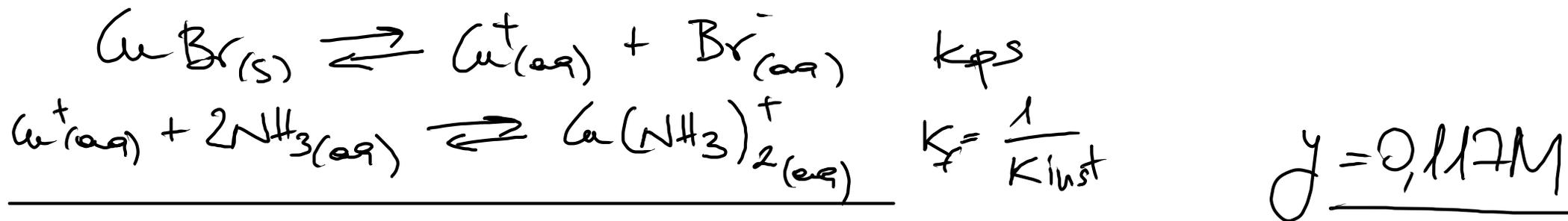
Es. 15

Calcolare la solubilità di CuBr ($K_{ps} = 4.9 \cdot 10^{-9}$) in acqua ed in una soluzione di NH_3 0.800M (per $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$, $K_{inst} = 1.0 \cdot 10^{-7}$).

In acqua pura:



In soluzione NH_3 0.800M:



$$K = \frac{K_{ps}}{K_{inst}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Br}^-]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{y^2}{(0.800 - 2y)^2} = \frac{4.9 \cdot 10^{-9}}{1 \cdot 10^{-7}} = 4.9 \cdot 10^{-2}$$

Es. 16

Scrivere la reazione redox che avviene nella cella:

Pt | NaBr (5.00×10^{-2} M), Br₂ (1.00×10^{-1} M) || Cr₂O₇²⁻ (4.00×10^{-2} M), H₃O⁺ (1.00×10^{-1} M), Cr³⁺ (1.00×10^{-2} M) | Pt

e calcolare la forza elettromotrice f.e.m. sviluppata sapendo che $E^{\circ}_{\text{Br}_2(\text{aq})/\text{Br}^-} = +1.0878$ V e $E^{\circ}_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = +1.33$ V.



x3

mcm = 6

$$f.e.m. = E_c - E_a$$

$$= 1,218 - 1,135$$

$$= 0,083 \text{ V}$$

ANODO: $E_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} = E^{\circ}_{\text{Br}_2/\text{Br}^-} + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[\text{Br}_2]}{[\text{Br}^-]^2}$

$$= 1,0878 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{1,00 \cdot 10^{-1}}{(5,00 \cdot 10^{-2})^2} = 1,135 \text{ V}$$

CATODO: $E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = E^{\circ}_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} + \frac{0,0591}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^4}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$

$$= 1,33 + \frac{0,0591}{6} \log \frac{4,00 \cdot 10^{-2} (1,00 \cdot 10^{-1})^4}{(1,00 \cdot 10^{-2})^2} = 1,218 \text{ V}$$

Es. 17

Calcolare il potenziale di una semicella costituita da un elettrodo di Pt immerso in una soluzione di NaCl 0.25 M su cui viene fatto gorgogliare Cl₂ alla pressione di 0.30 atm e dire se fungerebbe da anodo o da catodo se collegato con una seconda semicella costituita da un elettrodo di Pt immerso in una soluzione 1.00 M di HCl e su cui viene fatto gorgogliare H₂ alla pressione di 0.10 atm. Calcolare anche il potenziale erogato dalla cella e descriverla con la notazione convenzionale ($E^{\circ}_{\text{Cl}_2(\text{aq})/\text{Cl}^-} = +1.36\text{V}$).



CATODO

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^{\circ}_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} + \frac{0,0591}{2} \log \frac{P_{\text{Cl}_2}}{[\text{Cl}^-]^2} = 1,36 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,30}{(0,25)^2} = 1,38 \text{ V}$$

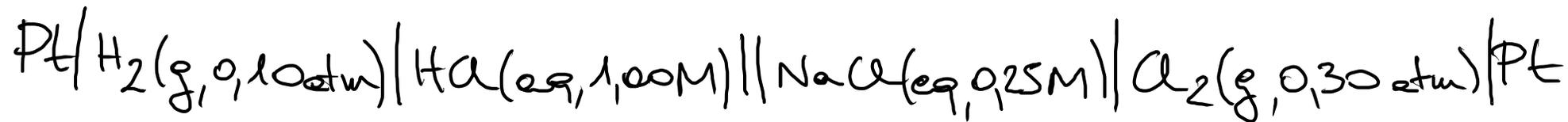


ANODO



$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = E^{\circ}_{\text{H}^+/\text{H}_2} + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{P_{\text{H}_2}} = \frac{0,0591}{2} \log \frac{(1,00)^2}{0,10} = 0,030 \text{ V}$$

$= 0$

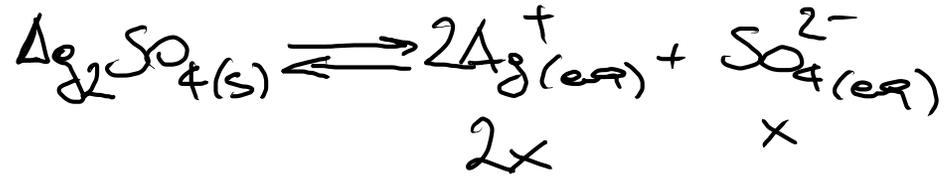


Es. 18

La seguente cella a concentrazione:



genera una f.e.m. di 0.0295 V. Calcolare il Kps di Ag_2SO_4 .



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_4^{2-}] = 4x^3$$

$$E_{\Delta} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + 0,0591 \log [\text{Ag}^+]_A$$

$$E_C = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + 0,0591 \log [\text{Ag}^+]_C$$

$$f.e.m. = E_C - E_{\Delta} = 0,0591 \log \frac{[\text{Ag}^+]_C}{[\text{Ag}^+]_A} = 0,0591 \log \frac{0,100}{2x} = 0,0295 \text{ V}$$

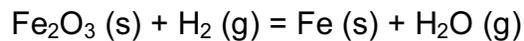
$$\log \frac{0,100}{2x} = \frac{0,0295}{0,0591} = 0,499$$

$$x = \frac{0,100}{2 \cdot 10^{0,499}} = 0,0159 \text{ M}$$

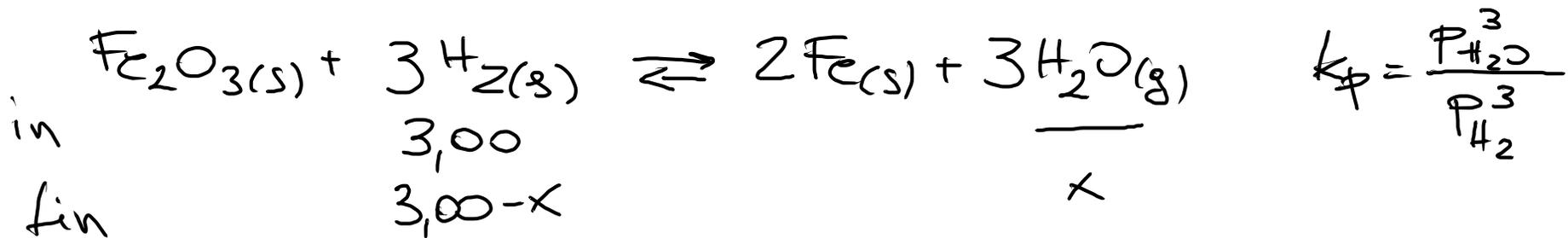
$$K_{ps} = 4(0,0159)^3 = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

Es. 19

In un recipiente indeformabile del volume di 5.00 L, vengono posizionati 11.75 g di Fe_2O_3 . Nel recipiente viene quindi fatto il vuoto e successivamente caricato con 3.00 atm di H_2 puro. Quando la temperatura viene innalzata a 450°C , si instaura l'equilibrio (da bilanciare):



Calcolare le masse dei composti solidi e le pressioni parziali dei gas all'equilibrio sapendo che $K_p = 0.450$.



$$K_p = \frac{x^3}{(3,00 - x)^3} \quad \frac{x}{3,00 - x} = \sqrt[3]{K_p} = \sqrt[3]{0,45} = 0,766$$

$$x = \frac{0,766 \cdot 3}{1 + 0,766} = 1,30 \text{ atm} = P_{\text{H}_2\text{O}}$$

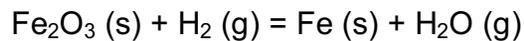
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V}{RT} = \frac{1,30 \cdot 5,00}{0,0821 \cdot 723,15} = 0,109 \text{ mol}$$

$$P_{\text{H}_2} = 3 - 1,30 = 1,70 \text{ atm}$$

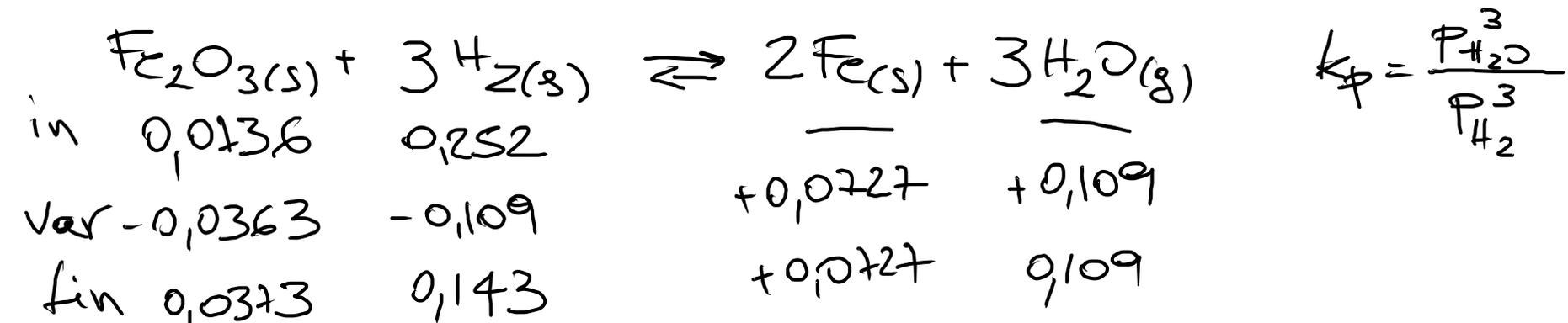
$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V}{RT} = \frac{1,70 \cdot 5,00}{0,0821 \cdot 723,15} = 0,143 \text{ mol}$$

Es. 19

In un recipiente indeformabile del volume di 5.00 L, vengono posizionati 11.75 g di Fe_2O_3 . Nel recipiente viene quindi fatto il vuoto e successivamente caricato con 3.00 atm di H_2 puro. Quando la temperatura viene innalzata a 450°C , si instaura l'equilibrio (da bilanciare):



Calcolare le masse dei composti solidi e le pressioni parziali dei gas all'equilibrio sapendo che $K_p = 0.450$.



$$n_{\text{H}_2, \text{in}} = \frac{P_{\text{H}_2, \text{in}} \cdot V}{RT} = \frac{3,00 \cdot 5,00}{0,0821 \cdot 723,15} = 0,252 \text{ mol}$$

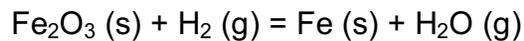
$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{in}} = \frac{G_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{\text{MM}} = \frac{11,75}{159,692} = 0,0736 \text{ mol}$$

$$G_{\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{fin}} = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{fin}} \cdot \text{MM} = 0,0373 \cdot 159,692 = 5,96 \text{ g}$$

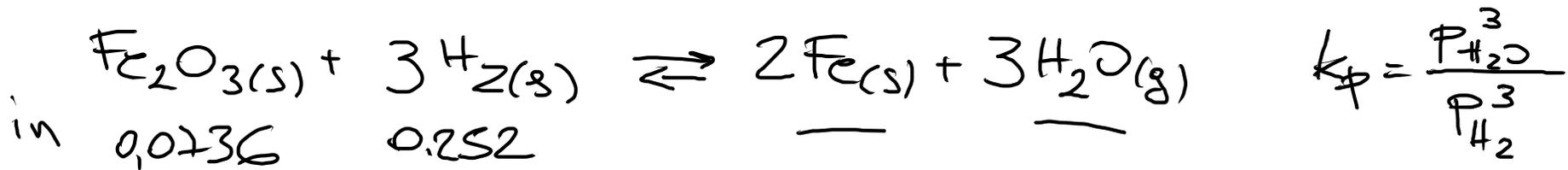
$$G_{\text{Fe}, \text{fin}} = n_{\text{Fe}, \text{fin}} \cdot M_{\text{Fe}} = 0,0727 \cdot 55,847 = 4,06 \text{ g}$$

Es. 19

In un recipiente indeformabile del volume di 5.00 L, vengono posizionati 11.75 g di Fe_2O_3 . Nel recipiente viene quindi fatto il vuoto e successivamente caricato con 3.00 atm di H_2 puro. Quando la temperatura viene innalzata a 450°C , si instaura l'equilibrio (da bilanciare):



Calcolare le masse dei composti solidi e le pressioni parziali dei gas all'equilibrio sapendo che $K_p = 0.450$.

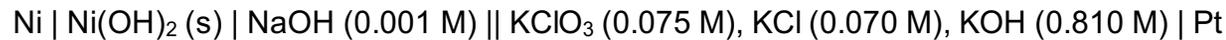


$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 3x \frac{RT}{V} \quad P_{\text{H}_2} = (0,252-x) \frac{RT}{V}$$

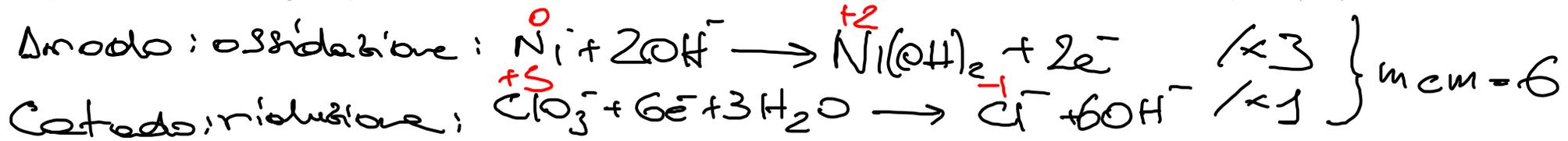
$$K_p = \frac{\left(3x \frac{RT}{V}\right)^3}{\left[(0,252-x) \frac{RT}{V}\right]^3} = \frac{(3x)^3}{(0,252-x)^3} \Rightarrow x$$

Es. 20

Scrivere l'ossidazione che si produce nella cella:



Sapendo che la cella eroga un potenziale di 0.294 V e che $E^\circ_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = -0.2054 \text{ V}$, $E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0.257 \text{ V}$, calcolare K_{PS} per $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

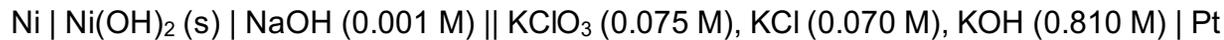


Calcolo il potenziale del catodo:

$$E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = E^\circ_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} + \frac{0.0591}{6} \log \frac{[\text{ClO}_3^-]}{[\text{Cl}^-][\text{OH}^-]^6} = -0.2054 + \frac{0.0591}{6} \log \frac{0.075}{0.070(0.810)^6} = -0.245 \text{ V}$$

Es. 20

Scrivere l'ossidazione che si produce nella cella:



Sapendo che la cella eroga un potenziale di 0.294 V e che $E^\circ_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = -0.2054 \text{ V}$, $E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0.257 \text{ V}$, calcolare K_{PS} per $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

All'anodo, abbiamo E° per la coppia Ni^{2+}/Ni . Quindi bisogna considerare la semireazione:



Calcoliamo il potenziale dell'anodo:

$$\Delta E = E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} - E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} \quad E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} - \Delta E = -0.245 - 0.294 = -0.539 \text{ V}$$

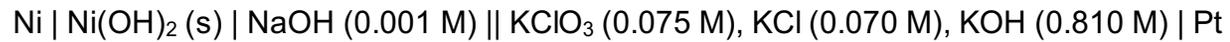
$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} + \frac{0.0591}{2} \log [\text{Ni}^{2+}]$$

$$\log [\text{Ni}^{2+}] = \frac{2}{0.0591} (E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}) = \frac{2}{0.0591} (-0.539 + 0.257) = -9.54$$

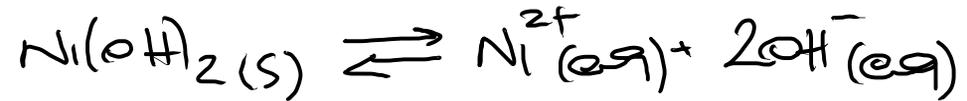
$$[\text{Ni}^{2+}] = 10^{-9.54} = 2.88 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Es. 20

Scrivere l'ossidazione che si produce nella cella:



Sapendo che la cella eroga un potenziale di 0.294 V e che $E^\circ_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = -0.2054 \text{ V}$, $E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0.257 \text{ V}$, calcolare K_{PS} per $\text{Ni}(\text{OH})_2$.



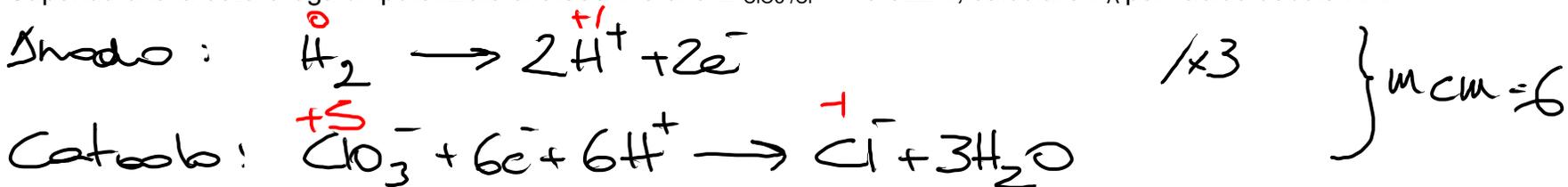
$$K_{\text{PS}} = [\text{Ni}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 2,88 \cdot 10^{-10} \cdot (0,001)^2 = 2,88 \cdot 10^{-16}$$

Es. 20

Scrivere l'ossidazione che si produce nella cella:



Sapendo che la cella eroga un potenziale di 0.885 V e che $E^\circ_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = +0.622 \text{ V}$, calcolare K_A per l'acido debole HA.



} m cm = 6



$$E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = E^\circ_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} + \frac{0.0591}{6} \log \frac{[\text{ClO}_3^-][\text{H}^+]^6}{[\text{Cl}^-]} = 0.622 + \frac{0.0591}{6} \log \frac{0.05 (0.19)^6}{0.19} = 0.574 \text{ V}$$

$$\Delta E = E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} - E_{\text{H}^+/\text{H}_2} \quad E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} - \Delta E = 0.574 - 0.885 = -0.311 \text{ V}$$

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = \overset{=0}{E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2}} + \frac{0.0591}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{P_{\text{H}_2}}$$

Es. 20

Scrivere l'ossidazione che si produce nella cella:

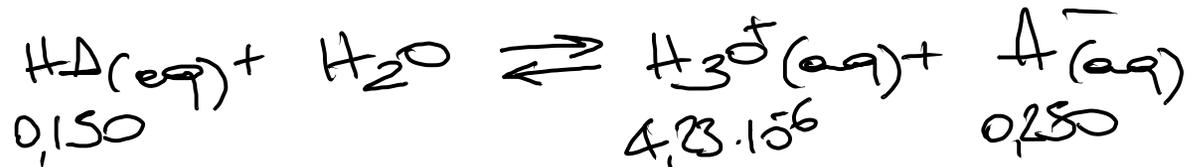


Sapendo che la cella eroga un potenziale di 0.885 V e che $E^{\circ}_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-} = +0.622 \text{ V}$, calcolare K_A per l'acido debole HA.

$$\log \frac{[\text{H}^+]^2}{0.60} = \frac{2}{0.0591} \cdot (-0.311) = -10.52$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{0.60 \cdot 10^{-10.52}} = 4.23 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

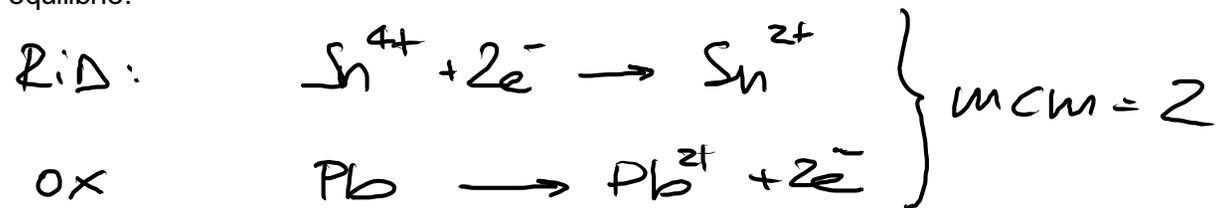
Nell'elettrolita dell'anodo, il pH è determinato dal tampone:



$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{4.23 \cdot 10^{-6} \cdot 0.250}{0.150} = 7.05 \cdot 10^{-6}$$

Es. 21

Date le coppie redox $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ ($E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0.151 \text{ V}$) e Pb^{2+}/Pb ($E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0.126 \text{ V}$), scrivere la reazione redox complessiva e calcolare la costante di equilibrio.



$$E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} + \frac{0.0591}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}]}$$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} + \frac{0.0591}{2} \log [\text{Pb}^{2+}]$$

All'eq: $\Delta E = 0$

$$E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} + \frac{0.0591}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} = E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} + \frac{0.0591}{2} \log [\text{Pb}^{2+}]$$

$$E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} - E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = \frac{0.0591}{2} \cdot \log \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{4+}]} = \frac{0.0591}{2} \log K$$

Es. 21

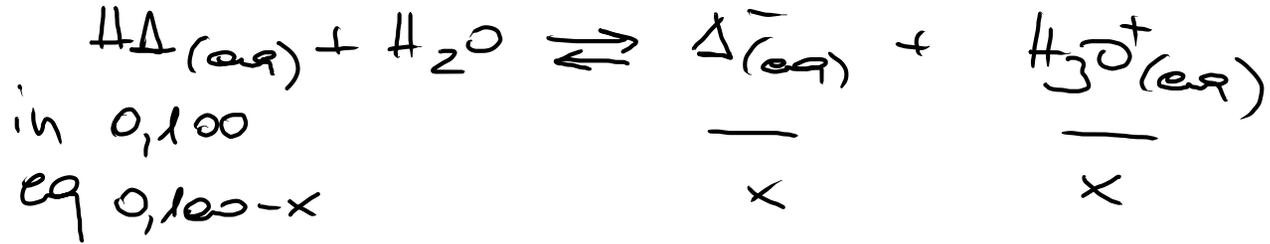
Date le coppie redox $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ ($E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0.151 \text{ V}$) e Pb^{2+}/Pb ($E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0.126 \text{ V}$), scrivere la reazione redox complessiva e calcolare la costante di equilibrio.

$$\log K = \frac{2}{0,0591} (E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} - E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}) = \frac{2}{0,0591} (0,151 + 0,126) = 9,37$$

$$K = 10^{9,37} = 2,34 \cdot 10^9$$

Es. 22

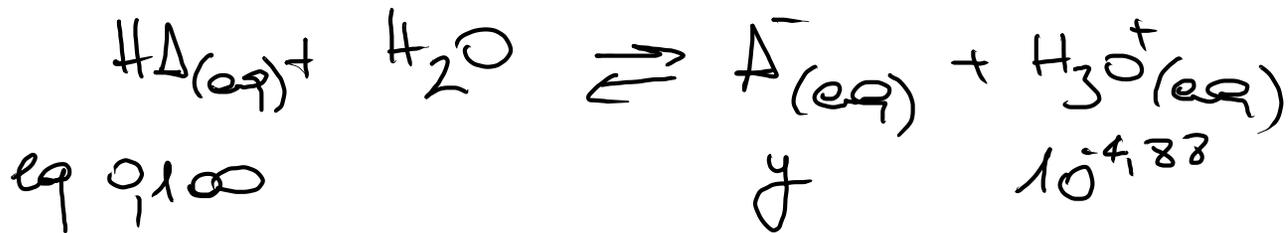
Calcolare quanti grammi di acetato di sodio CH_3COONa si devono solubilizzare in 1.000 L di soluzione 0.100 M di CH_3COOH affinché il pH aumenti di 2 unità.



$$K_A = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{0,100 - x} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

$$x = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,100} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \text{pH}_{\text{in}} = 2,88$$

$$\text{pH}_{\text{fin}} = 4,88$$



$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad 4,88 = 4,75 + \log \frac{y}{0,100} \quad y = 0,135 \text{ M}$$

Es. 22

Calcolare quanti grammi di acetato di sodio CH_3COONa si devono solubilizzare in 1.000 L di soluzione 0.100 M di CH_3COOH affinché il pH aumenti di 2 unità.

$$G_{\text{CH}_3\text{COONa}} = [\text{A}^-] \cdot V \cdot MM = 0,135 \cdot 1,000 \cdot 82,03 = 11,07 \text{ g}$$