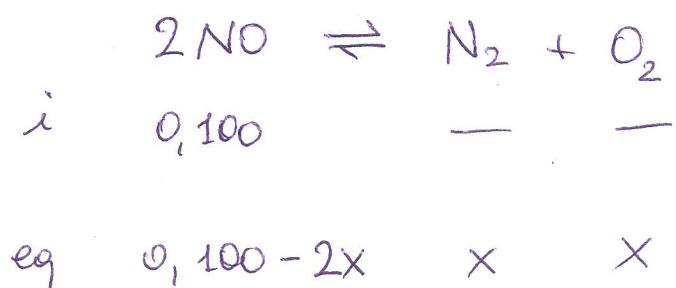


0,100 mol di NO vengono riscaldate a 2180 °C in un recipiente di volume costante 0,450 L. Si stabilisce l'equilibrio  $2\text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2 + \text{O}_2$

All'equilibrio sono presenti 0,0485 mol di N<sub>2</sub>. Calcolare k<sub>p</sub> e la pressione parziale di NO all'equilibrio.



$$x = M_{\text{N}_2} = 0,0485 \text{ mol}$$

$$k_c = \frac{(0,0485)^2}{\frac{(0,100)^2}{(0,100 - 2 \cdot 0,0485)^2}} = 261,36$$

$$k_p = k_c (RT)^{\delta} \quad \text{e} \quad \delta = \Delta V = (1+1) - 2 = 0$$

$$\Rightarrow k_p = k_c$$

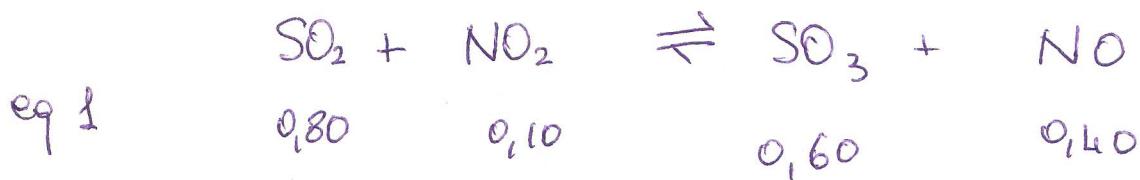
$$P_{\text{NO}} = \frac{M_{\text{NO}} RT}{V} = \frac{(0,003)(0,100 - 2 \cdot 0,0485) 0,0821 \cdot 2453,15}{0,450} = 1,34 \text{ atm}$$

Ad una certa temperatura  $T$  ha luogo la reazione



All'equilibrio la fase gassosa è composta da 0,60 mol  $SO_3$ , 0,40 mol  $NO$ , 0,80 mol  $SO_2$  e 0,10 mol  $NO_2$  per litro.

Alla miscela in equilibrio viene aggiunta 1 mol per litro di  $NO$  mantenendo costante  $V$  e  $T$ . Calcolare le composizioni delle miscele al nuovo equilibrio.



perturbazione

+1



Dai dati del 1° eq :

$$K_c = \frac{0,60 \cdot 0,40}{0,80 \cdot 0,10} = 3,00$$

Dato che  $T = \text{cost}$  (e  $V = \text{cost}$  x le conc.)

$$3,00 = \frac{(0,60-x)(1,4-x)}{(0,80+x)(0,10+x)} \quad \rightarrow x = 0,121 \text{ mol (per litro!)}$$

$$\Rightarrow M_{SO_2} = 0,921; M_{NO_2} = 0,221; M_{SO_3} = 0,479; M_{NO} = 1,279$$

In un reattore viene introdotto  $\text{CO}_2$  alla pressione parziale di 0,70 atm. In presenza di  $\text{H}_2$  si stabilisce l'equilibrio



Calcolare quale deve essere la pressione parziale di  $\text{H}_2$  all'inizio della reazione perché all'eq. la pressione parziale di CO sia di 0,60 atm. L'esperimento viene condotto a  $T = 1998\text{ K}$  e in tali condizioni  $k_p = 4,40$

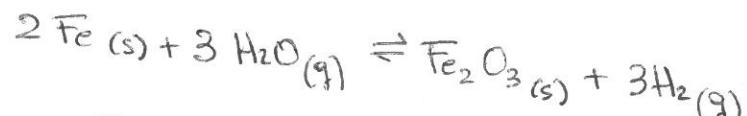
	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
i	0,70    x    —    —
$\Delta$	-0,60 <del>x - 0,60</del> <sup>dato</sup> $+0,60$ + 0,60

$$\text{eq } \underbrace{0,70 - 0,60}_{0,10} \quad x - 0,60 \quad 0,60 \quad 0,60$$

$$k_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}} \Rightarrow 4,40 = \frac{0,60^2}{0,10 (x - 0,60)} \Rightarrow x = 1,42 \text{ atm}$$

$P_{\text{H}_2 \text{ iniziale}}$

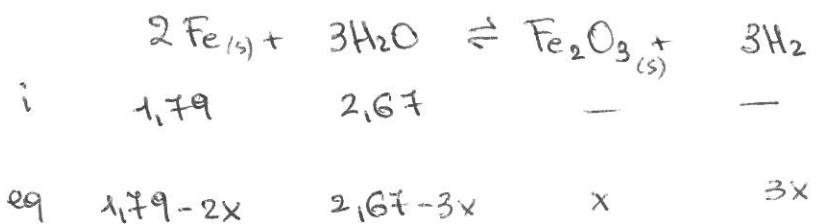
Si consideri la reazione



Alla temperatura di  $800^\circ\text{C}$  si ha  $k_c = 0,35$ , 100 g di Fe in polvere e 45 g di acqua vengono messi a reagire alla temperatura di  $800^\circ\text{C}$  in un recipiente da 10 L. Calcolare la composizione della miscela generata all'equilibrio esprimendola in frazioni molee

$$m_{\text{Fe}} = \frac{100}{55,85} = 1,79$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{45}{18} = 2,67$$



$$k_c \Rightarrow \frac{[H_2]^3}{[H_2\text{O}]^3} = 0,35$$
$$\frac{\frac{3x^3}{10^3}}{\frac{(2,67-3x)^3}{10^3}} = 0,35 \quad \not x = 0,51$$

$$m_{\text{H}_2} = 0,51 \cdot 3 = 1,53$$

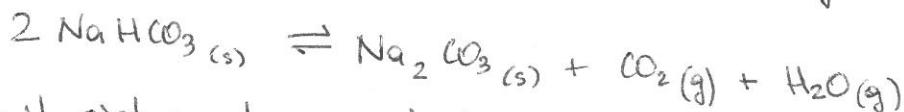
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2,67 - 3 \cdot 0,51 = 1,14$$

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{1,53}{1,53+1,14} = 0,57$$

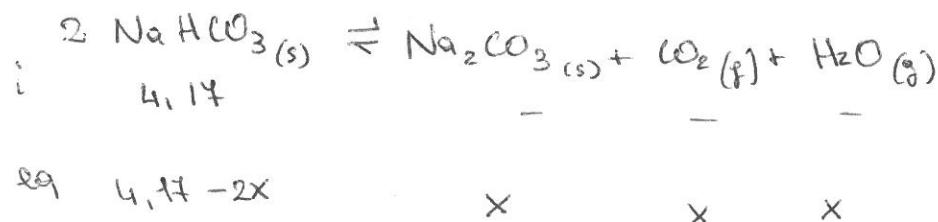
$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - \chi_{\text{H}_2} = 0,43$$

## # EQUILIBRI ETEROGENEI

In un reattore del volume di 20L vengono introdotti 350g di  $\text{NaHCO}_3$  e la temperatura viene portata a  $220^\circ\text{C}$ . Avviene la seguente reazione



Quando il sistema ha raggiunto l'equilibrio sono presenti 1,5 mol di  $\text{CO}_2$  calcolare la costante di dissociazione e i grammi di  $\text{NaHCO}_3$  ancora presenti nel sistema



$$M_{\text{NaHCO}_3} = \frac{350}{84} = 4,17 \text{ mol}$$

$$M_{\text{CO}_2}^{\text{eq}} = x = 1,5$$

$$M_{\text{NaHCO}_3}^{\text{eq}} = 4,17 - 2 \cdot 1,5 = 1,17$$

$$g_{\text{eq}} \text{NaHCO}_3 = 98,28 \text{ g}$$

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

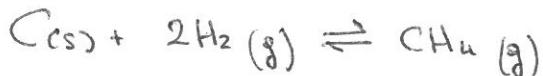
$$P_{\text{CO}_2} = \frac{M_{\text{CO}_2} RT}{P} = \frac{1,5 \cdot 0,0821 \cdot 493}{20} = 3,03 \text{ atm} = P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$K_p = 9,2$$

$$K_c = [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}_2] = [\text{CO}_2]^2 = \left(\frac{1,5}{20}\right)^2 = 5,6 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow K_p = 5,6 \cdot 10^{-3} (0,0821 \cdot 493)^2 = 9,2$$

Per la reazione



si ha  $K_p = 4,2$  alla temperatura di  $350^\circ\text{C}$ . Calcolare la composizione percentuale della miscela all'equilibrio, se la pressione totale è di 15 atm

$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_4}}{P_{\text{H}_2}^2} = \cancel{P} \cancel{\chi_{\text{CH}_4}} \cancel{\chi_{\text{H}_2}^2} \cancel{M} \cancel{\chi_{\text{H}_2}}$$

$$P_{\text{tot}} = P_{\text{CH}_4} + P_{\text{H}_2} \rightarrow P_{\text{CH}_4} = P_{\text{tot}} - P_{\text{H}_2} = 15 - P_{\text{H}_2}$$

$$K_p = \frac{15 - P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2}^2} = 4,2 \quad \Rightarrow P_{\text{H}_2} = 1,77 \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{tot}}} = \frac{1,77}{15} = 0,118$$

$$\chi_{\text{CH}_4} = \frac{P_{\text{CH}_4}}{P_{\text{tot}}} = \frac{15 - 1,77}{15} = 0,882 \quad (\text{oppure } \chi_{\text{CH}_4} = 1 - \chi_{\text{H}_2})$$

composizione percentuale

$$\% \text{ H}_2 = 11,8\%, \quad \% \text{ CH}_4 = 88,2\%.$$



Ad alta temperatura il carbonato di calcio  $\text{CaCO}_3$  si decomponne in  $\text{CaCO}_{(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ . Si introducono 80,0 g di  $\text{CaCO}_3$  in un recipiente del volume di 10 l e si riscalda a 12.000 K. Sapendo che  $K_p = 4,5$  a questa temperatura calcola la pressione di  $\text{CO}_2$  e i grammi di  $\text{CaCO}_3$  che risultano non decomposti all'equilibrio.

Dato che  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{CaO}$  sono solidi le loro pressioni parziali non compaiono nell'espressione di  $K_p$ . Perciò:

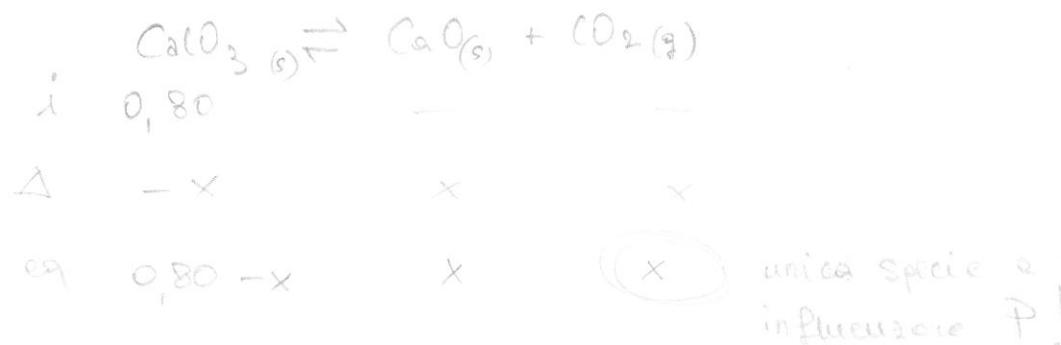
$$K_p = P_{\text{CO}_2} = 4,5 \text{ atm}$$

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}_2} V}{R T} = \frac{4,5 \cdot 10,0}{0,08206 \cdot 12\,000,0} = 0,46 \text{ mol/l}$$

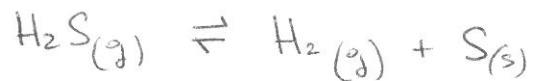
che corrispondono alle  
moli di  $\text{CaCO}_3$  che si sono  
decomposte.

$$M_{\text{CaCO}_3 \text{ decomposta}} = 0,46 \cdot 100,09 \text{ g/mol} = 46 \text{ g}$$

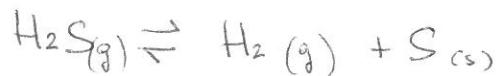
$$M_{\text{CaCO}_3 \text{ non decomposta}} = 80 - 46 = 34 \text{ g}$$



L'acido solforico a 1065 °C si decompone secondo la reazione



Sapendo che  $K_c = 1,1 \cdot 10^{-4}$ , calcolare quanti grammi di S si formano all'equilibrio in un recipiente da 5l in cui la concentrazione iniziale di  $\text{H}_2\text{S}$  è 0,7 M



i 0,7

Δ

+x            +x

eq 0,7-x       x        x

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

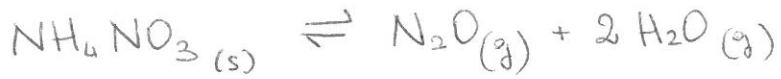
S è solido, quindi la sua concentrazione non compare nell'espressione del  $K_c$

$$1,1 \cdot 10^{-4} = \frac{x}{0,7-x}$$

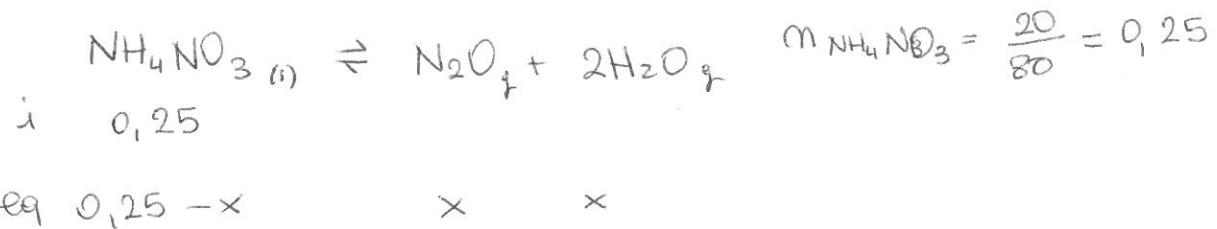
$$1,1 \cdot 10^{-4} - 1,1 \cdot 10^{-4}x = x$$

$$x = 7,68 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \rightarrow n_s = 7,68 \cdot 10^{-5} \cdot 5 = 3,84 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$
$$g_s = 3,84 \cdot 10^{-4} \cdot 32 = 0,123 \text{ g} = 12,3 \text{ mg}$$

Il nitrito di ammonio si decompone per riscaldamento secondo la reazione



20 g di sole sono posti in un recipiente di 10 dm<sup>3</sup>, inizialmente vuoto, e quando la reazione ha raggiunto l'equilibrio (a 500K) la pressione nel recipiente è 1,50 bar. Calcolare il K<sub>p</sub> della reazione e la massa di NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> all'equilibrio



$$P_{\text{tot}} = \frac{M_{\text{tot}} RT}{V} \qquad M_{\text{tot}} = 0,25 - x + x + x = 0,25 + x$$

$$\frac{(0,25 + x) \cdot 0,0821 \cdot 500}{10} = 1,50$$

$$10 \text{ dm}^3 = 10 \text{ l}$$

$$1,5 \text{ bar} = 1,5 \text{ atm}$$

$$x = 0,12$$

$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}}^2 \cdot P_{\text{N}_2\text{O}} = \chi_{\text{H}_2\text{O}}^2 \cdot \chi_{\text{N}_2\text{O}} \cdot P_{\text{tot}}^3$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,12}{0,37} = 0,33 \qquad 0,25 + 0,12 = 0,37$$

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}} = 1 - 0,33 = 0,67$$

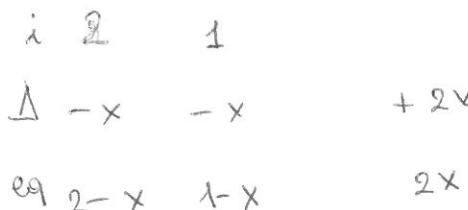
$$K_p = 0,33^2 \cdot 0,67 \cdot 1,5^3 = 0,47$$

$$g_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = (0,25 - 0,12) \cdot 80 = 10,4 \text{ g}$$

In un recipiente di volume 2l si introducono 2 moli di  $N_2$  e 1 molo di  $O_2$ . Ad una temperatura di  $124^\circ C$ , alla quale  $K = 3,5 \cdot 10^{-1}$ , si instaura l'equilibrio gassoso omogeneo



- Determinare il numero di moli all'equilibrio per le tre sostanze
- si elimina chimicamente il 50% di NO formato e si attende il ristabilimento dell'equilibrio. Calcolare la pressione nelle nuove condizioni di equilibrio.



$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{(2x)^2}{(2-x)(1-x)} \rightarrow 3,5 \cdot 10^{-1} = \frac{2x^2}{(2-x)(1-x)}$$

$$3,5 \cdot 10^{-1} = \frac{2x^2}{2-2x-x+x^2}$$

$$3,5 \cdot 10^{-1} x^2 - 1,05x - 0,35x^2 = 2x^2$$

$$1,65x^2 + 1,05x - 0,35 = 0$$

$$x_{1,2} = \frac{-1,05 \pm \sqrt{1,05^2 + 4 \cdot 1,65 \cdot 0,35}}{2 \cdot 1,65} = \begin{cases} x_1 = 0,24 \\ x_2 = -0,88 \text{ non accettabile} \end{cases}$$

$$M(N_2) = 2 - 0,24 = 1,76 ; M(O_2) = 0,46 ; M(NO) = 0,48$$

Sottraggo il 50% degli NO  $\Rightarrow M_{NO} = 0,24$ . L'equilibrio, perturbato, si sposterà verso i prodotti.

Le nuove condizioni di partenza saranno:



$$\begin{array}{cccc} i_2 & 1,76 & 0,76 & 0,24 \end{array}$$

$$\Delta -y \quad -y \quad +2y$$

$$eq_2 \quad 1,76-y \quad 0,76-y \quad 0,24+2y$$

$$K_C = 3,5 \cdot 10^{-1} = \frac{(0,24+2y)^2}{(1,76-y)(0,76-y)}$$

$$\Rightarrow y = 0,20$$

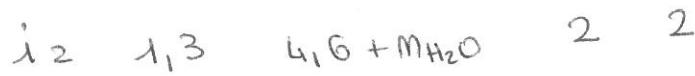
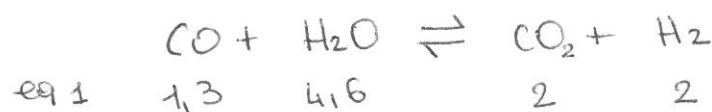
$$M_{NO} = 0,24 + 2 \cdot 0,20 = 0,64 \text{ mol}$$

$$P_{NO} = \frac{mRT}{V} = \frac{0,64 \cdot 0,0821 \cdot 397,15}{2} = 10,4 \text{ atm}$$

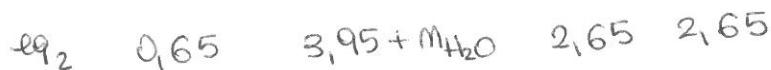
In un reattore a 300 °C una miscela gassosa contiene H<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, CO e CO<sub>2</sub> è in equilibrio e la composizione è la seguente:

$$H_2 = 2 \text{ mol} \quad H_2O = 4,6 \text{ mol} \quad CO = 1,3 \text{ mol} \quad CO_2 = 2 \text{ mol}$$

La costante per l'equilibrio  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$  a 300 °C vale 0,67. Quante mol di acqua si devono aggiungere perché l'equilibrio si sposti in modo il 50% delle mol di CO inizialmente in equilibrio reagiscano?



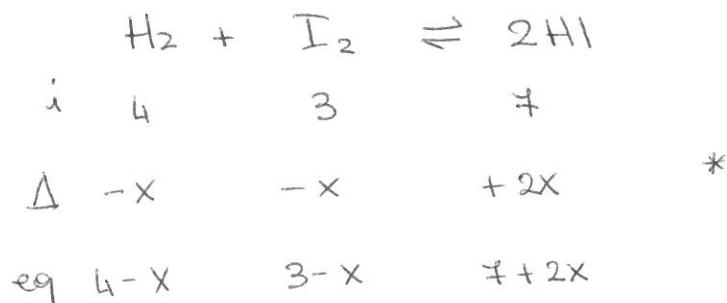
$$\Delta_2 \quad -x \quad -x \quad +x \quad +x \quad \text{con } x = \frac{50}{100} \cdot 1,3 = 0,65$$



$$K_C = \frac{[H_2][CO_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{\left(\frac{2,65}{V}\right)^2}{\frac{0,65}{V} \cdot \frac{3,95 + M_{H_2O}}{V}} = \frac{2,65^2}{0,65 \cdot (3,95 + M_{H_2O})}$$

$$\rightarrow M_{H_2O} = 12,17 \text{ mol}$$

La costante di equilibrio della reazione  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$  a  $425^\circ C$  vale 50. In un reattore chiuso, a questa stessa temperatura, vengono introdotte 4 moli di  $H_2$ , 3 moli di  $I_2$  e 7 mol di  $HI$ . Calcolare la composizione in moli all'equilibrio.



\* per capire in che direzione si muoverà (se si muoverà) l'equilibrio devo calcolare  $Q$ :

$$Q_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{\left(\frac{7}{4}\right)^2}{\frac{4}{x} \cdot \frac{3}{x}} = 4,08 \quad \text{quindi } Q_c < K_c \Rightarrow \text{l'equilibrio si sposta a destra}$$

All'equilibrio quindi

$$K_c = 50 = \frac{(7+2x)^2}{(3-x)(4-x)}$$

$$\Rightarrow x_{1,2} \rightarrow \begin{cases} x_1 = 5,87 \\ x_2 = 2,04 \end{cases} \quad \begin{matrix} \text{non accettabile} \\ (4-5,87 < 0) \end{matrix}$$

$$m_{H_2} = 4 - 2,04 = 1,96$$

$$m_{I_2} = 0,96$$

$$m_{HI} = 11,08$$

Volumi uguali di CO e H<sub>2</sub>O a 986 °C in un reattore di sol e alla pressione di 10,0 atm reagiscono secondo la seguente reazione  
 $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ . Ad equilibrio raggiunto rimangono ancora 4,86 g di H<sub>2</sub>O.

Trovare la costante di equilibrio della reazione.

Il numero totale di moli di gas non cambia a seguito delle reazioni (coeff. stechiometrici uguali). Posso ricavarlo:

$$M_{\text{tot}} = \frac{PV}{RT} = \frac{10,0 \cdot 10,0}{0,0821 \cdot 1259} = 0,968 \text{ mol}$$

$\uparrow$   
 $K$

Le moli iniziali di CO e H<sub>2</sub>O all'inizio della reazione sono uguali (stessi volumi) e sono uguali anche all'equilibrio (per i coeff. stechiometrici uguali).  $\Rightarrow$  le moli residue di CO sono uguali a quelle residue di acqua:

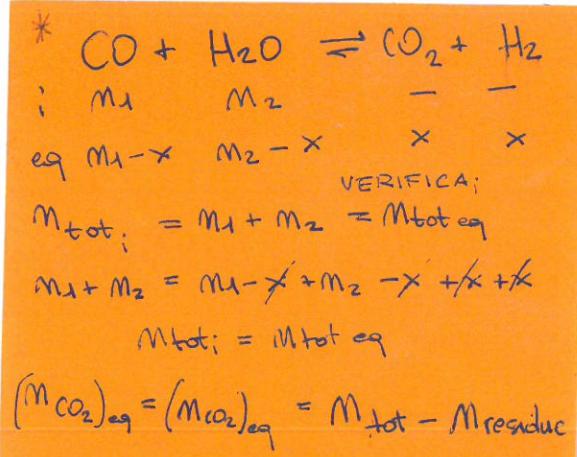
$$M_{\text{CO}} = M_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4,86 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 0,270 \text{ mol}$$

Dato che il numero totale di moli non cambia si avrà:

$$M_{\text{CO}_2} + M_{\text{H}_2} = M_{\text{tot}} - (M_{\text{CO}} + M_{\text{H}_2\text{O}}) = 0,968 - 2 \cdot 0,270 = 0,428 \text{ mol}$$

E dato che per la stechiometria della reazione  $M_{\text{CO}_2} = M_{\text{H}_2}$  si avrà  $M_{\text{CO}_2} = 0,214 \text{ mol}$

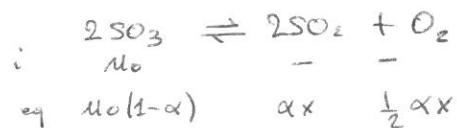
$$K_c = \frac{\frac{M_{\text{H}_2}}{V} \cdot \frac{M_{\text{CO}_2}}{V}}{\frac{M_{\text{CO}}}{V} \cdot \frac{M_{\text{H}_2\text{O}}}{V}} = \frac{(M_{\text{H}_2})^2}{(M_{\text{CO}})^2} = 0,628$$



3 mol di  $\text{SO}_3$  sono messi in un reattore di 5,00 L alla temperatura di 1000 K. All'equilibrio il 19,7% di  $\text{SO}_3$  si è dissociato secondo la reazione  $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ . Trovare la  $K_c$ .

Indichiamo con  $\alpha = \frac{x}{M_0}$  il grado di dissociazione.

All'equilibrio si avrà:



$$[\text{SO}_3] = \frac{M_{\text{SO}_3}}{V} = \frac{M_0 - x}{V} = \frac{M_0 (1-\alpha)}{V} = \frac{3,00 \cdot (1 - 0,197)}{5,00} = 0,482 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_2] = \frac{x}{V} = \frac{M_0 \alpha}{V} = \frac{3,00 \cdot 0,197}{5,00} = 0,118 \text{ mol/L}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{\frac{x}{2}}{V} = \frac{3 \cdot \alpha / 2}{V} = \frac{3,00 \cdot 0,197 / 2}{5,00} = 0,059 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = 3,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

## # PROPRIETA' COLIGATIVE

Quanti grammi di urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  (solutile non volatile e non elettrolita) bisogna aggiungere a 552 g di acqua per avere una soluzione con una pressione ~~parziale~~ di vapore di 29,3 torr a 30°C. La pressione di vapore dell'acqua a 30°C è pari a 31,8 mm Hg

$$\frac{P^o - P}{P} = X_{\text{soltu}}$$

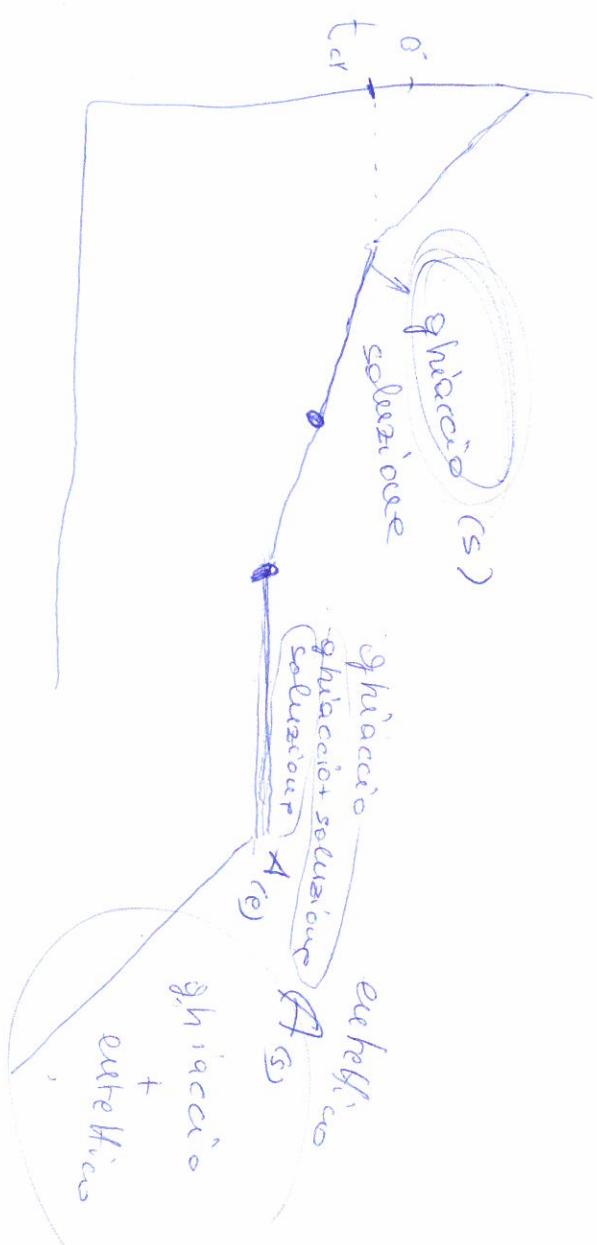
$$\frac{31,8 - 29,3}{29,3} = \frac{M_{\text{soltu}}}{M_{\text{soltu}} + \frac{552}{18}}$$

$$0,085 = \frac{M}{m + 31,8}$$

$$0,085m + 2,61 = m$$

$$m = 2,85 \text{ mol}$$

$$\text{g} = 2,85 \cdot 60 = 171 \text{ g}$$



Si vuole preparare una soluzione isotonica con le cellule del sangue che a 36 °C hanno una  $\Pi = 5,6 \text{ atm}$ . Calcolare i grammi di glucosio che bisogna aggiungere a 500 g di acqua per ottenere questa soluzione, la cui densità è 1,03 g/ml

$$\Pi = CRT$$

$$C = \frac{\Pi}{RT} = \frac{5,6}{0,0821 \cdot 309,15} = 0,22 \text{ mol/L}$$

— devo capire quale è il volume di soluzione che corrisponde a 500 g di solvente e poi calcolare le mol di glucosio da mettere in quel volume per ottenere  $M = 0,22 \text{ mol/L}$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m_{\text{soluzione}}}{d_{\text{soluzione}}} = \frac{500 + g_s}{1,03}$$

$$\frac{g_s}{180} : \frac{500 + g_s}{1,03} = 0,22 : 1000 \quad \Rightarrow g_s = 20 \text{ g}$$

$$\begin{matrix} \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ m_{\text{glucosio}} & V_{\text{soluzione}}(\text{ml}) & M_{\text{glucosio}} \end{matrix} \quad \begin{matrix} \downarrow & \downarrow \\ V_{\text{soluzione}} & \end{matrix}$$

Calcolare i grammi di saccharosio ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) da aggiungere a 3 kg di acqua per ottenere una soluzione che congeglia a  $-3^{\circ}\text{C}$ .

$$K_{\text{cr}} H_2O = 1,86 \frac{{}^{\circ}\text{C}}{\text{kg}/\text{mol}}$$

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot m = K_{\text{cr}} \cdot \frac{\text{g/MM}}{\text{kg}_H H_2O}$$

$$3 = 1,86 \cdot \frac{\text{g}}{342 \cdot 3} \rightarrow \text{g} = \frac{3 \cdot 3 \cdot 342}{1,86} = 1656 \text{ g}_{\text{saccharosio}}$$

Una soluzione acquosa contenente 6,91 g di una miscela di glicerina ( $M=92,1$ ) e di etanolo ( $M=46,1$ ) in 250 g di acqua congeglia a  $-0,744^{\circ}\text{C}$ . Calcolare % im peso di glicerina e di etanolo. ( $K_{\text{cr}} = 1,86 \frac{{}^{\circ}\text{C}}{\text{kg}/\text{mol}}$ )

$$x = \text{g di glicerina}$$

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

$$y = \text{g di etanolo}$$

$$\frac{\Delta T}{K_{\text{cr}}} = m = \frac{\text{Mglicerina} + \text{Metanolo}}{\text{kg}_H H_2O}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} x+y = 6,91 \\ \frac{x}{92,1} + \frac{y}{46,1} = \frac{0,744}{1,86} \end{array} \right. \quad \rightsquigarrow \left\{ \begin{array}{l} x = 2,3 \text{ g} \\ y = 4,61 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\% \text{ glicerina} = \frac{2,3}{6,91} \cdot 100 = 33,3 \%$$

$$\% \text{ etanolo} = 66,7$$

# CONCENTRAZIONI

$$M \quad m \quad \%_{\text{P/P}} \quad \%_{\text{v/v}} \quad X$$

## Esercizi

$X \rightarrow M$

Una soluzione di glucosio è 0,120 m. Calcolare le frazioni molari di glucosio e acqua

$0,120 \text{ m} = 0,120 \text{ moli di glucosio in 1 kg di acqua}$

$$X_{\text{glucosio}} = \frac{M_{\text{glucosio}}}{M_{\text{glucosio}} + M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$M_{\text{glucosio}} = 0,120 \text{ mol} \quad M_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1000}{18} = 55,6 \text{ mol}$$

$$X_{\text{glucosio}} = \frac{0,120}{0,120 + 55,6} = 0,00215$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,00215 = 0,998$$

$X \rightarrow m$

Calcolare la molalità di una soluzione aquosa di glucosio la cui frazione molare è 0,150

1 mole di soluzione contiene 0,150 mol glucosio e  $(1 - 0,150) = 0,850 \text{ mol}$  di  $\text{H}_2\text{O}$

$$m = \frac{M_{\text{glucosio}}}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,850 \cdot 18 = 15,3 \text{ g} = 0,0153 \text{ kg}$$

$$m = \frac{0,150}{0,0153} = 9,8 \text{ m}$$

$$\chi \rightarrow \% \text{ w/w}$$

Calcolare la percentuale in massa di una soluzione acquosa di glucosio la cui frazione molare è 0,150

In base alla definizione di frazione molare, una mole di soluzione contiene 0,150 mol glucosio e 0,850 mol H<sub>2</sub>O

$$\% \text{ w/w} = \frac{\text{g glucosio}}{\text{g H}_2\text{O}} \cdot 100$$

$$\text{Massa glucosio} = 0,150 \cdot 180,2 = 27 \text{ g}$$

$$\text{Massa H}_2\text{O} = 0,850 \cdot 18 = 15,3 \text{ g}$$

$$\% \text{ w/w} = \frac{27}{27 + 15,3} \cdot 100 = 63,8 \%$$

#  $m \rightarrow M$

Calcolare la molalità di una soluzione 0,273 m di KCl in acqua sapendo che essa ha una densità di  $1,011 \cdot 10^3 \text{ g/l}$

- Per la definizione di molalità ho 0,273 mol di KCl in 1 kg di acqua

- Per calcolare la molalità devo sapere quale è il volume di soluzione cioè corrispondente

$$d_{\text{soluzione}} = \frac{\text{Massa soluzione}}{V_{\text{soluzione}}} \rightarrow V = \frac{\text{Massa}}{d}$$

$$\text{Massa soluzione} = \text{Massa KCl} + \text{Massa H}_2\text{O} = \underbrace{0,273 \cdot 44,6}_{20,4 \text{ kg}} + 1000 = 1020 \text{ g}$$

$$V = \frac{1020}{1,011 \cdot 10^3} = 1,009 \text{ mL}$$

$$M = \frac{M \text{ KCl}}{V(l)} = \frac{0,273}{1,009} = 0,271 \text{ M}$$

$$M \rightarrow m$$

Calcolare la molalità di una soluzione 0,907 M di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  in acqua sapendo che la sua densità è 1,252 g/ml

- In 1 L di soluzione ho 0,907 mol di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- Per calcolarla la molalità ho bisogno di sapere quale è la massa di acqua corrispondente

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,252 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 1252 \text{ g}$$

massa soluzione

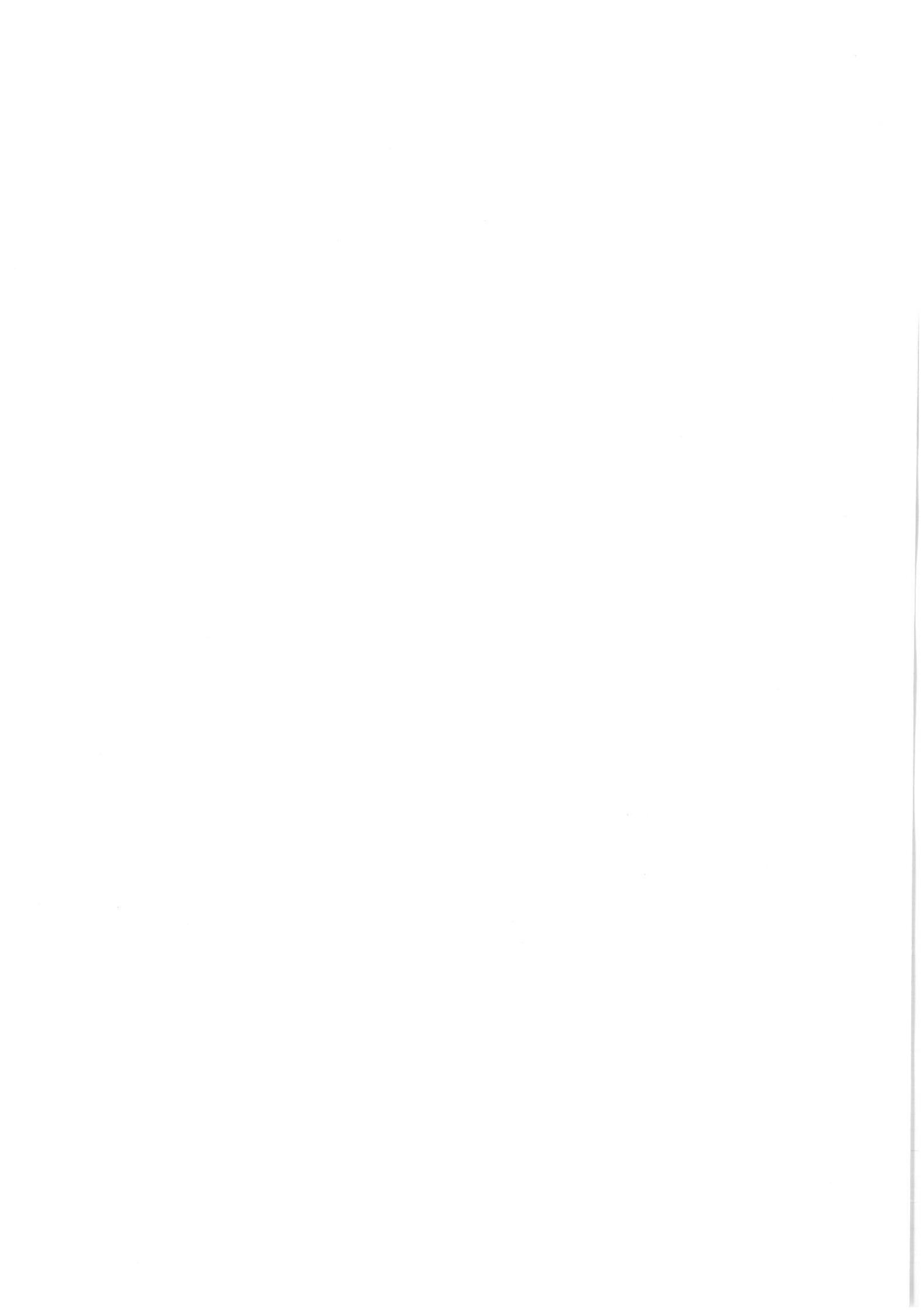
$$\text{Massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 1252 - \underbrace{0,907 \cdot 331,2}_{300} = 952 \text{ g}$$

$$m = \frac{0,907}{0,952} = 0,953 \text{ m}$$

↑  
kg !!!

Diluizioni: aggiunta di solvente

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

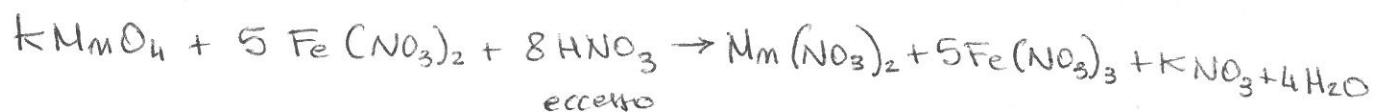


Si fanno a disposizione due soluzioni di  $\text{AgNO}_3$  1,5 e 0,5M.  
Calcolare i volumi delle due soluzioni da mescolare per preparare 200 mL di una soluzione di  $\text{AgNO}_3$  1,3 M

$$\text{Mol AgNO}_3 \text{ nella soluzione finale: } 1,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,200 \text{ L} = 0,260 \text{ mol}$$

$$\begin{cases} V_1 + V_2 = 0,200 \\ 1,5 \cdot V_1 + 0,5V_2 = 0,260 \end{cases} \rightsquigarrow \begin{cases} V_1 = 0,160 \text{ L} = 160 \text{ mL} \\ V_2 = 0,040 \text{ L} = 40 \text{ mL} \end{cases}$$

Calcolare quanti ~~grammi~~ il volume di soluzione 0,8M di  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  necessario per la completa riduzione di  $\text{KMnO}_4$  contenuto in 100 mL di soluzione 0,20M in presenza di  $\text{HNO}_3$  in eccesso secondo la reazione



$$\text{Mol KMnO}_4 = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,100 = 0,02 \text{ mol}$$

$$\text{Mol Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \quad 1 : 5 = 0,02 : x \\ x = 0,1 \text{ mol}$$

Vola prelevare:

$$V = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,125 \text{ L} = 125 \text{ mL}$$

Calcolare la frazione molare di soluto nelle seguenti soluzioni aquose

a)  $C_6H_{12}O_6 \quad 0,112 \text{ M}$  ( $d = 1,006 \text{ g/mL}$ )

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

b)  $H_2SO_4 \quad 0,684 \text{ m}$

a)

$$\chi_{C_6H_{12}O_6} = \frac{M_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6} + M_{H_2O}}$$

0,112 mol in 1L

$$g_{\text{soluzione}} = 1,006 \cdot 1000 = 1006 \text{ g}$$

$$g_{\text{soltato}} = 0,112 \cdot 180 = 20,16 \text{ g}$$

$$g_{\text{solvente}} = 1006 - 20,16 = 985,84 \text{ g} \quad M_{\text{solvente}} = \frac{985,84}{18} = 54,8 \text{ mol}$$

$$\chi_{C_6H_{12}O_6} = \frac{0,112}{0,112 + 54,8} = 0,002$$

b)

$$\chi_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4} + M_{H_2O}}$$

$$M_{H_2SO_4} = 0,684 \text{ mol}$$

$$\text{in } 1 \text{ kg di H}_2\text{O cioè } M_{H_2O} = \frac{1000}{18} = 55,6 \text{ mol}$$

$$\chi_{H_2SO_4} = \frac{0,684}{0,684 + 55,6} = 0,012$$

Una soluzione A viene preparata aggiungendo 150 ml di una soluzione (B) di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,1 M a 15 g di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  solido. Considerando trascurabile la variazione di volume, calcolare la concentrazione molare della soluzione A

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{15}{142} = 0,11 \text{ mol da A}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ da B}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{x}} \cdot 0,150 \text{x} = 0,015 \text{ mol}$$

$$M_{\text{tot}} = 0,11 + 0,015 = 0,125 \text{ mol}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{0,125}{0,150} = 0,83 \text{ M}$$

Una soluzione 7,37 M di HCl in acqua ha densità pari a 1,12 g/ml; calcolare la percentuale in peso dell'acido nella soluzione

$$\%_{\text{p HCl}} = \frac{g_{\text{HCl}}}{g_{\text{soluzione}}} \cdot 100 \quad \text{con } g_{\text{soluzione}} = g_{\text{HCl}} + g_{\text{H}_2\text{O}}$$

- In 1 L di soluzione ho 7,37 mol di HCl

$$\Rightarrow g_{\text{HCl}} = 7,37 \cdot 36,45 = 268,6 \text{ g}$$

- La corrispondente massa di soluzione sarà

$$d = \frac{\text{massa}}{V} \rightarrow \text{massa soluzione} = d_{\text{soluz.}} \cdot V_{\text{soluz.}} = 1,12 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 1120 \text{ g}$$

$$\%_{\text{p HCl}} = \frac{268,6}{1120} \cdot 100 = 24 \%$$

