

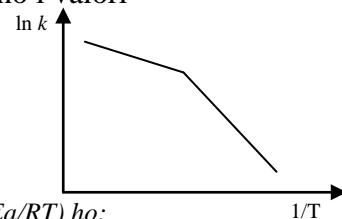
**1A] = 5B]** Dai dati cinetici di una reazione, ottenuti a varie temperature, si ottengono i valori della costante cinetica e si può costruire il diagramma a fianco riportato.

Suggerire una interpretazione a livello molecolare di questo comportamento, anche facendo riferimento ad un'equazione importante.

(sulla base anche del diagramma tracciato) **(12 punti) (4 pti eq. Arrhenius;**

**4 pti pendenza retta  $\propto -E_a$  e A; 4 pti ipotesi cambiamento cinetica)**

*Svolgimento: Il diagramma è costruito facendo riferimento all'equazione di Arrhenius:  $k_T = A \exp(-E_a/RT)$  ho:  $\ln k = \ln A - E_a/R (1/T)$  da cui  $E_a$  è l'energia di attivazione della reazione ed il fattore pre-esponenziale A è il fattore sterico o di frequenza, mentre k è la costante cinetica (velocità specifica) della reazione, e T la temperatura in K. Il diagramma riportato riflette un situazione in cui ad una data temperatura c'è una netta discontinuità e quindi cambiano tanto la costante cinetica che il fattore A. Si deve ipotizzare quindi che al di sopra di questa temperatura la reazione avviene con un meccanismo diverso, con una energia di attivazione inferiore, rispetto a quella che si ha a bassa T.*



**2A] = 6B]** Si fa l'elettrolisi di una soluzione di KBr acquoso 1.00 M. Quali sono le possibili reazioni di ossidazione e riduzione? Schematizzate la cella e indicate che reazioni avverrebbero agli elettrodi, se fossero inerti, tenendo conto del pH iniziale della soluzione. Cosa vi aspettereste invece possa succedere in conseguenza dei prevedibili fenomeni di sovratensione? Ammettendo di fare passare una corrente di 1.25 A per 2 ore, quali quantità, in g di prodotti si svilupperebbero, al catodo ed all'anodo (ammettendo una sovratensione di 0.6V allo sviluppo di O<sub>2</sub>)? **(16 punti) (4 p.ti coppie redox, 3 p.ti E° corretti, 4 p.ti elettrolisi ideale, 2 p.ti elettrolisi con sovratensione, 3 p.ti grammi prodotti)**

*Svolgimento: In soluzione:  $KBr_{(aq)} \rightarrow K^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$*

$K^+ + 1 e^- \rightarrow K$   $E^0 = -2.93$  V (possibile riduzione perché il potassio è tutto in forma ossidata)

$Br_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-$   $E^0 = +1.09$  V (possibile ossidazione perché il bromo è tutto in forma ridotta)

$2H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$  a pH = 7  $\rightarrow E = E^0 - 0.059 \log[OH^-] = -0.83$  V + 0.41 V = -0.42 V (possibile riduzione perché l'idrogeno è tutto in forma ossidata)

$O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O$  a pH = 7  $\rightarrow E = E^0 - 0.059 \log(1/[H^+]) = +1.23$  V - 0.41 V = + 0.82 V (possibile ossidazione perché l'ossigeno è tutto in forma ridotta)

Per trovare le coppie che si reagiranno si scelgono quelle con differenza di potenziale minimo da applicare minore rispetto alle altre possibili elettrolisi.  $\Delta E = |E_{rid} - E_{ox}| = |-0.42 - 0.82$  V = 1.22 V per formazione di H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> mentre  $\Delta E = |E_{rid} - E_{ox}| = |-0.42 - 1.09$  V = 1.53 V per formazione di H<sub>2</sub> e Br<sub>2</sub>.

Quindi senza considerare i fenomeni di sovratensione, le reazioni che avvengono saranno la riduzione dell'acqua a idrogeno al catodo e la sua ossidazione ad ossigeno all'anodo:

Rid:  $2H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$  Ox:  $H_2O \rightarrow \frac{1}{2} O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$

Redox Complessiva:  $H_2O \rightarrow H_2 + \frac{1}{2} O_2$

Considerando le sovratensioni invece si avrà comunque la riduzione dell'acqua ad idrogeno con  $E_{H_2O/H_2} = -0.42$  V - 0.6 V = -1.02; ma  $E_{O_2/H_2O} = +0.82$  V + 0.6 V = 1.42 V >  $E^0_{Br_2/Br^-} = 1.09$  V. Questo implica che  $\Delta E = |E_{rid} - E_{ox}| = |-1.02 - 1.42$  V = 2.44 V per formazione di H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>, mentre  $\Delta E = |E_{rid} - E_{ox}| = |-1.02 - 1.09$  V = 2.11 V per formazione di H<sub>2</sub> e Br<sub>2</sub>. Quindi ci si aspetta che all'anodo avvenga l'ossidazione del bromuro a bromo:

Rid:  $2H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Ox:  $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2 e^-$

Redox Complessiva:  $2H_2O + 2Br^- \rightarrow Br_2 + H_2 + 2OH^-$

$n_{Br_2} = n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{e^-}$

$n_{e^-} = Q/F = i \cdot t/F = (1.25$  A \* 2 h \* 3600 s/h)/96500 C/mol = 0.0933 mol

$n_{Br_2} = n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{e^-} = \frac{1}{2} * 0.0933$  mol = 0.0466 mol

$m_{Br_2} = n_{Br_2} * MM_{Br_2} = 0.0466$  mol \* (79.9\*2 g/mol) = 7.45 g

$m_{H_2} = n_{H_2} * MM_{H_2} = 0.0466$  mol \* (1.008\*2 g/mol) = 0.094 g

**3A]** L'idrossido di calcio ha una solubilità di 0.79 g/L a 25°C. Calcolare il pH di una soluzione satura di idrossido di calcio e quello di una soluzione ottenuta aggiungendo 0.500 L di una soluzione di acido nitrico 0.0100M a 0.700 L di una soluzione satura di idrossido di calcio (opportunamente filtrata dall'eventuale solido). **(12 punti) (5 p.ti pH sol. Iniziale; 7 p.ti pH sol. Finale)**

*Svolgimento:  $MM_{Ca(OH)_2} = 74.1$  g/mol  $s = 0.79$  g L<sup>-1</sup>/74.1 g mol<sup>-1</sup> = 1.07 x 10<sup>-2</sup> mol L<sup>-1</sup>*

$[OH^-] = 2 \times 1.07 \times 10^{-2} = 2.14 \times 10^{-2}$  pOH = -log(2.14 x 10<sup>-2</sup>) = 2.000 - 0.330 = 1.670 e pH = 12.33

In 0.700 L di soluzione di Ca(OH)<sub>2</sub> satura abbiamo 0.700 \* 2.14 \* 10<sup>-2</sup> = 1.50 x 10<sup>-2</sup> moli di OH<sup>-</sup>

In 0.500 L di soluzione di HNO<sub>3</sub> 0.0100 M abbiamo 0.50 \* 10<sup>-2</sup> moli di H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

Facendo reagire le due soluzioni avanzano 1.00 \* 10<sup>-2</sup> moli di OH<sup>-</sup> in 1.20 L [OH<sup>-</sup>] = 1.00 x 10<sup>-2</sup> / 1.20 L = 8.3 \* 10<sup>-3</sup>

$$pOH = -\log(8.3 \cdot 10^{-3}) = 3.00 - 0.92 = 2.08 \text{ e } pH = 11.92$$

**1B]** L'idrossido di magnesio ha una solubilità di 0.0084 g/L a 25°C. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 0.500 L di una soluzione di acido nitrico 0.00100 M a 0.700 L di una soluzione satura di idrossido di magnesio (opportunamente filtrata dall'eventuale solido). **(12 punti) (5 p.ti pH sol. Iniziale; 7 p.ti pH sol. Finale)**

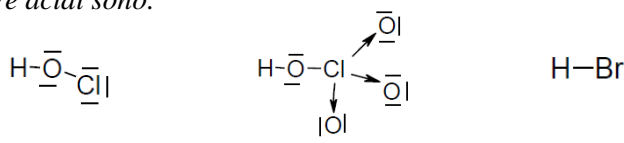
*Svolgimento:*  $MM_{(Mg(OH)_2)} = 58.3 \text{ g/mol}$   $s = 0.00841 \text{ g L}^{-1} / 58.3 \text{ g mol}^{-1} = 1.44 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$   
 $[OH^-] = 2 \cdot 1.44 \cdot 10^{-4} = 2.88 \cdot 10^{-4}$   $pOH = -\log(2.88 \cdot 10^{-4}) = 4.000 - 0.46 = 3.54$  e  $pH = 10.46$   
 In 0.700 L di soluzione di  $Mg(OH)_2$  satura abbiamo  $0.700 \cdot 2.88 \cdot 10^{-4} = 2.02 \cdot 10^{-4}$  moli di  $OH^-$   
 In 0.500 L di soluzione di  $HNO_3$  0.0010 M abbiamo  $0.500 \cdot 10^{-3}$  moli di  $H_3O^+$   
 Facendo reagire le due soluzioni avanzano  $2.98 \cdot 10^{-4}$  moli di  $H_3O^+$  in 1.20 L  
 $[H_3O^+] = 2.98 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 1.20 \text{ L} = 2.48 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$   $pH = -\log(2.48 \cdot 10^{-4}) = 4.00 - 0.40 = 3.60$

**4A]=7B]** Spiegate cos'è un alchene (facendo almeno un esempio, disegnando una formula di struttura) e in che modo gli alcheni possono interagire con cationi metallici, in particolare di metalli di transizione, ad esempio  $Ni^{++}$  (in assenza di acqua e di altri solventi). Vi aspettate che anche a) gli alcani e b) gli acidi carbossilici possano interagire con ioni metallici in modo importante? **(13 punti) (4 pti alcheni + struttura, 3 pti cationi acidi Lewis, 3 pti alcani e non-interazione; 3 pti acidi carbossilici come basi di Lewis)**

*Svolgimento:* gli alcheni sono idrocarburi che presentano almeno un legame carbonio-carbonio doppio. Esempi possibili sono etilene (o etene), propene, butadiene etc. Sono dunque caratterizzati dalla presenza di elettroni in orbitali di tipo  $\pi$  di legame, che sono ad energia abbastanza elevata, un po' come i doppietti solitari in altre specie, e possono quindi interagire come basi di Lewis con cationi metallici opportuni. I cationi metallici, in particolare dei metalli di transizione sono infatti acidi di Lewis e possono interagire con lone pairs (doppietti elettronici di valenza di "non legame") ed elettroni in orbitali di legame ad alta energia, specialmente, disponibili ad essere messi a comune da basi di Lewis. Gli alcani sono idrocarburi (composti binari di C ed H) saturi, cioè caratterizzati dal fatto che tutti gli elettroni di valenza sono impegnati in legami  $\sigma$ , molto stabili, e non disponibili quindi ad essere messi a comune ulteriormente: non sono quindi né acidi né basi di Lewis. Infine gli acidi carbossilici sono caratterizzati dalla presenza del gruppo funzionale  $-COOH$ , in cui entrambi gli ossigeni presentano doppietti di non legame ad energia abbastanza elevata: possono quindi comportarsi da basi di Lewis, interagendo con opportuni acidi di Lewis, quali appunto i cationi metallici.

**5A]=3B]** Confrontate l'acidità dell'acido ipocloroso ( $HClO$ ) con quella con quella dell'acido perclorico ( $HClO_4$ ) e con quella dell'acido bromidrico. Tracciate le formula di struttura dei tre acidi e, in base a queste dite quali previsioni si possono fare, circa la loro forza in  $H_2O$ . Saranno diversi i comportamento dei tre acidi in  $H_2O$ , dal punto di vista dell'acidità? Quale abbassamento crioscopico vi aspettate approssimativamente per soluzioni 1 M di questi 3 acidi ( $K_{crio(H_2O)} = 1.86^\circ C \cdot kg \cdot mol^{-1}$ )? **(15 punti) (3 pti strutture; 6 pti confronto acidità; 6 pti calcolo  $\Delta T$ )**

*Svolgimento:* Le formule di struttura dei tre acidi sono:



Per l'acido ipocloroso e perclorico si possono fare dei paragoni ragionevoli considerando che in entrambi il legame che si rompe quando liberano un  $H^+$  è il legame O-H. L'anione che si viene a creare è molto stabilizzato da sostituenti molto elettronegativi su Cl che portano ad una situazione in cui, nell'anione dell'acido perclorico la carica - è delocalizzata su 4 ossigeni. L'acido ipocloroso ha una acidità un nettamente maggiore dell' $H_2O$  (Cl è più elettronegativo di H) ma è comunque un acido debolissimo mentre l'acido perclorico è un acido fortissimo, praticamente paragonabile ad  $HBr$ , più forte di  $HCl$  perché il legame di  $HBr$  è ancora più debole di  $HCl$ .  $HBr$  e  $HClO_4$  sono completamente dissociati in acqua producendo di fatto quantitativamente  $H_3O^+$  e quindi il loro comportamento è identico, proprio per via dell'effetto livellante dell'acqua; invece l'equilibrio di dissociazione di  $HClO$  è molto spostato verso sinistra e la sua dissociazione è molto modesta.

$\Delta T = K_{crio(H_2O)} \cdot m_{sol} \cdot i_{sol}$   $m_{HClO} \approx m_{HClO_4} \approx m_{HBr}$  perché la concentrazione degli acidi è uguale per tutte le soluzioni (1 M)  
 $i_{HBr} = i_{HClO_4} = 2$ , perché sono entrambi acidi forti e dissociano completamente in acqua (effetto livellante del solvente)  
 invece  $i_{HClO} \approx 1$  perché è un acido debole e rimane sostanzialmente indissociato.  
 $\Delta T_{HClO_4} = \Delta T_{HBr} = K_{crio(H_2O)} \cdot 1 \cdot 2 = -3.72^\circ C$   $\Delta T_{HBr} = K_{crio(H_2O)} \cdot 1 \cdot 1 = -1.86^\circ C$

**6A]** La produzione d'idrogeno avviene spesso attraverso il processo di reforming di vapore con metano:  $CH_4(g) + H_2O(g) \leftrightarrow H_2(g) + CO(g)$

Bilanciare la reazione e, utilizzando i dati in calce, calcolare il  $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ , la  $K_p$  a 298 K e la temperatura alla quale si possa ottenere all'equilibrio una miscela gassosa con composizione  $\chi(\text{H}_2) = 0.66$ ,  $\chi(\text{CO}) = 0.22$ ,  $\chi(\text{H}_2\text{O}) = 0.06$  e  $\chi(\text{CH}_4) = 0.06$  con  $P_{\text{tot}} = 1$  atm. Considerando di far avvenire la reazione in un volume di 20.0 L e di partire soltanto da acqua e metano, determinare le moli iniziali di metano da introdurre nel reattore, considerando tutti i gas ideali, alla temperatura determinata nel punto precedente. ( $\Delta H^\circ_f(\text{CH}_4(\text{g})) = -74.81$  kJ/mol;  $\Delta H^\circ_f(\text{CO}(\text{g})) = -110.53$  kJ/mol;  $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241.82$  kJ/mol;  $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 188.83$  J/(Kmol);  $S^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = 130.68$  J/(Kmol);  $S^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = 186.26$  J/(Kmol);  $S^\circ(\text{CO}(\text{g})) = 197.67$  J/(Kmol)) **(20 punti) (2 p.ti stechio, 4 p.ti  $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ , 4 p.ti  $K_p$  a 298 K, 6 p.ti  $K_p$  a 1082 K, 4 p.ti moli  $\text{CH}_4$ )**

**Soluzione:**  $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow 3\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$   $\Delta H^\circ_{\text{reaz}} = 206.1$  kJ/mol;  $\Delta S^\circ_{\text{reaz}} = 214.62$  J/(Kmol)  
 $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}(298 \text{ K}) = 142.14$  kJ/mol;  $K_p(298 \text{ K}) = e^{-\Delta G^\circ_{\text{reaz}}/RT} \approx 1.2 \cdot 10^{-25}$   $K_p = P(\text{H}_2)^3 \cdot P(\text{CO}) / (P(\text{H}_2\text{O}) \cdot P(\text{CH}_4))$

Dove  $P(\text{H}_2) = 0.66$  atm,  $P(\text{CO}) = 0.22$  atm,  $P(\text{H}_2\text{O}) = 0.06$  e  $P(\text{CH}_4) = 0.06$

$$\rightarrow K_p = (0.66 \text{ atm})^3 \cdot 0.22 \text{ atm} / (0.06 \text{ atm} \cdot 0.06 \text{ atm}) = 17.57 \text{ atm}^2$$

$$\rightarrow \Delta G^\circ_{\text{reaz}}(? \text{ K}) = -RT \ln 17.57 = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T \Delta S^\circ_{\text{reaz}}$$

$$\rightarrow 0 = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T \Delta S^\circ_{\text{reaz}} + RT \ln 17.57 = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T(\Delta S^\circ_{\text{reaz}} - R \ln 17.57) =$$

$$\rightarrow T = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} / (\Delta S^\circ_{\text{reaz}} - R \ln 17.57) = (206.1 \text{ kJ/mol}) / (0.21462 \text{ kJ/mol/K} - 0.008314 \cdot \ln 17.57) = 1082 \text{ K}$$

Alternativamente equazione di Van't Hoff:  $d \ln K_p / dT = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} / (RT^2) \rightarrow \ln K_{p2} / K_{p1} = -\Delta H^\circ_{\text{reaz}} (1/T_2 - 1/T_1) / R \rightarrow T_2 = (R \ln K_{p2} / K_{p1} / \Delta H^\circ_{\text{reaz}} + 1/T_1)^{-1} = ((0.008314 \cdot \ln(17.57 / (1.2 \cdot 10^{-25})) / -206.16) + 1/298)^{-1} = 1080 \text{ K}$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{tot}} = n(\text{CH}_4)_{\text{reagito}} + n(\text{CH}_4)_{\text{non reagito}}$$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{non reagito}} = 0.06 \text{ atm} \cdot 20.0 \text{ L} / (0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol/K} \cdot 1082 \text{ K}) = 0.0135 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{reagito}} = n(\text{H}_2)_{\text{prodotto}} / 3 = 0.66 \text{ atm} \cdot 20.0 \text{ L} / (0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol/K} \cdot 1082 \text{ K}) / 3 = 0.148 \text{ mol} / 3 = 0.0496 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{tot}} = n(\text{CH}_4)_{\text{reagito}} + n(\text{CH}_4)_{\text{non reagito}} = 0.0496 \text{ mol} + 0.0135 \text{ mol} = 0.0631 \text{ mol}$$

**2B]** La produzione d'idrogeno avviene spesso attraverso il processo di reforming di vapore con metano:  $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$

Bilanciare la reazione e, utilizzando i dati in calce, calcolare il  $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ , la  $K_p$  a 298 K e la temperatura alla quale si possa ottenere all'equilibrio una miscela gassosa con composizione  $\chi(\text{H}_2) = 0.51$ ,  $\chi(\text{CO}) = 0.17$ ,  $\chi(\text{H}_2\text{O}) = 0.16$  e  $\chi(\text{CH}_4) = 0.16$  con  $P_{\text{tot}} = 1$  atm.

Considerando di far avvenire la reazione in un volume di 15.0 L e di partire soltanto da acqua e metano, determinare le moli iniziali di metano da introdurre nel reattore, considerando tutti i gas ideali, alla temperatura determinata nel punto precedente. ( $\Delta H^\circ_f(\text{CH}_4(\text{g})) = -74.81$  kJ/mol;  $\Delta H^\circ_f(\text{CO}(\text{g})) = -110.53$  kJ/mol;  $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241.82$  kJ/mol;  $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 188.83$  J/(Kmol);  $S^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = 130.68$  J/(Kmol);  $S^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = 186.26$  J/(Kmol);  $S^\circ(\text{CO}(\text{g})) = 197.67$  J/(Kmol)) **(20 punti) (2 p.ti stechio, 4 p.ti  $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ , 4 p.ti  $K_p$  a 298 K, 6 p.ti  $K_p$  a 1082 K, 4 p.ti moli  $\text{CH}_4$ )**

**Soluzione:**  $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow 3\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$   $\Delta H^\circ_{\text{reaz}} = 206.1$  kJ/mol  $\Delta S^\circ_{\text{reaz}} = 214.62$  J/(Kmol)

$$\Delta G^\circ_{\text{reaz}}(298 \text{ K}) = 142.14 \text{ kJ/mol; } K_p(298 \text{ K}) = e^{-\Delta G^\circ_{\text{reaz}}/RT} \approx 1.2 \cdot 10^{-25} \quad K_p = P(\text{H}_2)^3 \cdot P(\text{CO}) / (P(\text{H}_2\text{O}) \cdot P(\text{CH}_4))$$

Dove  $P(\text{H}_2) = 0.51$  atm,  $P(\text{CO}) = 0.17$  atm,  $P(\text{H}_2\text{O}) = 0.16$  e  $P(\text{CH}_4) = 0.16$

$$\rightarrow K_p = (0.51 \text{ atm})^3 \cdot 0.17 \text{ atm} / (0.16 \text{ atm} \cdot 0.16 \text{ atm}) = 0.881 \text{ atm}^2$$

$$\rightarrow \Delta G^\circ_{\text{reaz}}(? \text{ K}) = -RT \ln 0.881 = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T \Delta S^\circ_{\text{reaz}}$$

$$\rightarrow 0 = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T \Delta S^\circ_{\text{reaz}} + RT \ln 0.881 = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T(\Delta S^\circ_{\text{reaz}} - R \ln 0.881) =$$

$$\rightarrow T = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} / (\Delta S^\circ_{\text{reaz}} - R \ln 0.881) = (206.1 \text{ kJ/mol}) / (0.21462 \text{ kJ/mol/K} - 0.008314 \cdot \ln 0.881) = 956 \text{ K}$$

Alternativamente equazione di Van't Hoff:  $d \ln K_p / dT = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} / (RT^2) \rightarrow \ln K_{p2} / K_{p1} = -\Delta H^\circ_{\text{reaz}} (1/T_2 - 1/T_1) / R \rightarrow T_2 = (R \ln K_{p2} / K_{p1} / \Delta H^\circ_{\text{reaz}} + 1/T_1)^{-1} = ((0.008314 \cdot \ln(0.881 / (1.2 \cdot 10^{-25})) / -206.16) + 1/298)^{-1} = 955 \text{ K}$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{tot}} = n(\text{CH}_4)_{\text{reagito}} + n(\text{CH}_4)_{\text{non reagito}}$$

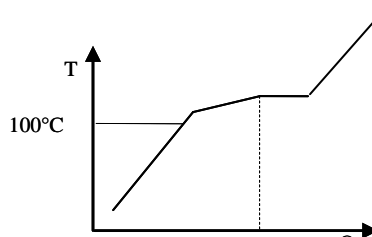
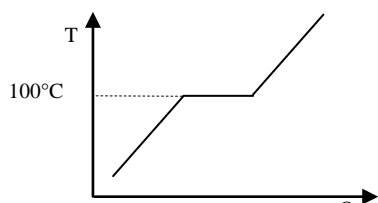
$$n(\text{CH}_4)_{\text{non reagito}} = 0.16 \text{ atm} \cdot 15.0 \text{ L} / (0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol/K} \cdot 956 \text{ K}) = 0.0306 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{reagito}} = n(\text{H}_2)_{\text{prodotto}} / 3 = 0.51 \text{ atm} \cdot 15.0 \text{ L} / (0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol/K} \cdot 956 \text{ K}) / 3 = 0.0976 \text{ mol} / 3 = 0.0325 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_4)_{\text{tot}} = n(\text{CH}_4)_{\text{reagito}} + n(\text{CH}_4)_{\text{non reagito}} = 0.0325 \text{ mol} + 0.0306 \text{ mol} = 0.0631 \text{ mol}$$

**7A]=4B]** Supponendo di fornire calore Q ad un tasso costante, a) tracciate il diagramma di riscaldamento dell'acqua (y = T, x = Q fornito) a partire da 25°C fino a ca. 150°C, a P=1atm. Tracciate poi, nel medesimo intervallo: b) il diagramma di riscaldamento di una soluzione acquosa contenente NaCl (indicazione: vi aspettate che nel caso b), ad un certo punto, si possa avere formazione di un solido)? Commentate brevemente le differenze dei due grafici. **(12 punti) (5 pti grafico acqua pura commentato; 7 pti grafico soluzione NaCl commentato)**

**Soluzione:**



*Il grafico dell'acqua pura mostra come fornendo calore all'acqua liquida aumenti la temperatura fino al raggiungimento della sua temperatura di ebollizione. Poi la temperatura resta costante fino a che tutta l'acqua evapora ( $Q$  fornito viene usato per l'evaporazione – processo endotermico) e riprende a crescere secondo il  $C_p$  del vapore.*

*Grafico della soluzione acquosa di NaCl: come nel caso dell'acqua pura la temperatura aumenta linearmente fino a raggiungere la temperatura di ebollizione, maggiore di 100 °C a causa dell'innalzamento ebullioscopico. A questo punto la temperatura della soluzione continua aumentare perché la concentrazione del sale aumenterà in concomitanza all'evaporazione del solvente, fino al raggiungimento della saturazione della soluzione, e quindi all'inizio della precipitazione del sale. Poi tutto il calore fornito viene impiegato per l'evaporazione del solvente, mantenendo la temperatura e la concentrazione del sale in soluzione costante. Infine, dopo l'evaporazione completa del solvente, la temperatura ricomincerà a salire poiché il calore fornito andrà a scaldare il sale precipitato e il vapore.*