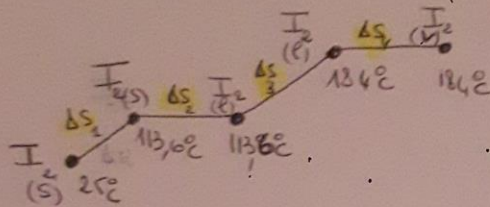


Corrige Série 6 chimie (19/20)

Exercice 1



$$\Delta S_T = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 + \Delta S_4$$

$$\Delta S_1 = \int_{25}^{113,6} n C_{p, I_2(s)} \frac{dT}{T} = n C_{p, I_2(s)} \int_{25}^{113,6} \frac{dT}{T} = n C_{p, I_2(s)} \ln \frac{113,6 + 273}{25 + 273}$$

$$\rightarrow \underline{\Delta S_1 = 1 \times 54,6 \ln \frac{386,6}{298} = 14,21 \text{ J/K}}$$

$$\rightarrow \underline{\Delta S_2 = n \Delta H_f / T_f = \frac{1 \times 15,633 \cdot 10^3}{386,6} = 40,43 \text{ J/K}}$$

$$\Delta S_3 = \int_{113,6}^{184} n C_{p, I_2(l)} \frac{dT}{T} = n C_{p, I_2(l)} \int_{113,6}^{184} \frac{dT}{T} = n C_{p, I_2(l)} \ln \frac{184 + 273}{113,6 + 273}$$

$$\rightarrow \underline{\Delta S_3 = 1 \times 81,6 \ln \frac{457}{386,6} = 13,63 \text{ J/K}}$$

$$\Delta S_4 = n \Delta H_v / T_v = \frac{1 \times 25,498 \cdot 10^3}{457} = 55,79 \text{ J/K}$$

$$\Delta S_T = \Delta S_T = 14,21 + 40,43 + 13,63 + 55,79$$

$$\underline{\Delta S_T = 124,06 \text{ J/K}}$$

## Corrigé série 6 d'uni2 (19/20)

Exercice 2 1//  $K_c$ :

a)  $K_c = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$

b)  $K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$

c)  $K_c = \frac{P_{PCl_5}}{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}$

d)  $K_c = \frac{[N_2][H_2O]^4}{[NO_2]^2[H_2]^4}$

e)  $K_c = \frac{[H_2O]^2[SO_2]^2}{[H_2S]^2[O_2]^3}$

f)  $K_c = [CO^{2+}][OH^-]^2$

g)  $K_c = K_e = [H_3O^+][OH^-]$

h)  $K_c = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$

2//  $K_p$ :

a)  $K_p = \frac{P(CH_3OH)}{P(NO) P(H_2)^2}$

b)  $K_p = \frac{P(CO_2) P(H_2)}{P(CO) P(H_2O)}$

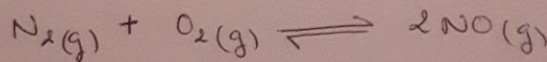
c)  $K_p = \frac{P(PCl_5)}{P(PCl_3) P(Cl_2)}$

d)  $K_p = \frac{P(N_2) P(H_2O)^4}{P(NO_2)^2 P(H_2)^4}$

e)  $K_p = \frac{P(H_2O)^2 P(SO_2)^2}{P(H_2S)^2 P(O_2)^3}$

h)  $K_p = \frac{P(Ni(CO)_4)}{P(CO)^4}$

Exercice 3

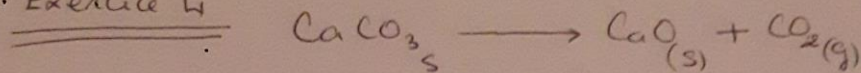


1)  $Q_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$

2)

Essai	$[N_2]$	$[O_2]$	$[NO]$	$Q_c$	Sens de la réaction
1	1,00	1,00	0,00	0	Sens direct car $Q_c < K_c$ ( $K_c = 0,1$ )
2	0,10	0,30	0,055	0,1	Equilibre $\Rightarrow Q_c = K_c = 0,1$
3	0,50	0,25	0,19	0,278	Sens inverse (2) car $Q_c > K_c$

Exercice 4



a) Réaction est-elle possible ?

Dans les conditions standards.  $T = 298 \text{ K}$ .

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow \Delta H_r^\circ &= \Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) \\ &= -634,11 + (-393,14) - (-1210,11) \\ \Delta H_r^\circ &= \underline{182,86 \text{ kJ}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow \Delta S_r^\circ &= S^\circ(\text{CO}_2) + S^\circ(\text{CaO}) - S^\circ(\text{CaCO}_3) \\ &= 39,71 + 213,60 - 92,80 \\ &= \underline{160,51 \text{ J K}^{-1}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{donc } \Delta G_r^\circ &= 182,86 \cdot 10^3 - 298(160,51) \\ \Delta G_r^\circ &= \underline{135,028 \cdot 10^3 \text{ J}} \end{aligned}$$

On trouve  $\Delta G_r^\circ > 0$  donc la réaction est impossible à 25°C

b) A partir de quelle température cette réaction sera possible ?

donc pour que la réaction soit possible il faudrait

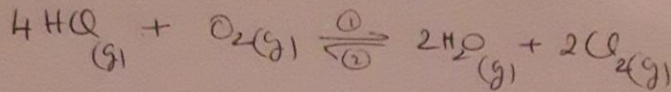
$$\text{que } \Delta G_r^\circ < 0 \Rightarrow \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ < 0$$

$$\Rightarrow -T \Delta S_r^\circ < -\Delta H_r^\circ$$

$$\Rightarrow T > \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ} \Rightarrow \underline{T > 1139,24 \text{ K}}$$

Température doit être supérieure à  $1139,24 \text{ K} = 866,24 \text{ °C}$  pour que  $\text{CaCO}_3$  se décompose.

Exercice 5



a) Calcul de  $K_p$  à  $T = 298\text{K}$  :

On a :  $K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G_r^\circ}{RT}\right)$  et  $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$

\*  $\Delta H_r^\circ = \sum \nu_i \Delta H_f^\circ(\text{produits}) - \sum \nu_j \Delta H_f^\circ(\text{réactifs})$

$$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) - 4 \Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$$

$$\Delta H_r^\circ = 2(-241,8) - 4(-92,3) = \underline{\underline{-114,4 \text{ kJ}}}$$

\*  $\Delta S_r^\circ = 2 S^\circ(\text{H}_2\text{O})_{(g)} + 2 S^\circ(\text{Cl}_2) - 4 S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)_{(g)}$

$$\Delta S_r^\circ = 2(188,7) + 2(223,0) - 4(186,8) - 205,0$$

$$\Delta S_r^\circ = -128,8 \text{ J K}^{-1} = \underline{\underline{-128,8 \cdot 10^{-3} \text{ kJ K}^{-1}}}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ = -114,4 - 298(-128,8 \cdot 10^{-3}) = \underline{\underline{-76,017 \text{ kJ}}}$$

\* donc  $K_p = \exp\left(\frac{-\Delta G_r^\circ}{RT}\right) = \exp\left(\frac{+76,017 \cdot 10^3}{8,31 \cdot 298}\right) = e^{30,69} = \underline{\underline{2,13 \cdot 10^{13}}}$

b) calcul de  $K_p$  à  $T = 400\text{K}$  :

Equation de Van't Hoff (en supposant  $\Delta H_r^\circ$  constant entre  $(298-400\text{K})$ )

$$\ln K_p(400\text{K}) - \ln K_p(298\text{K}) = -\frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left( \frac{1}{400} - \frac{1}{298} \right)$$

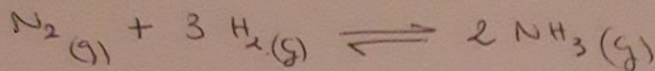
$$\Rightarrow \ln K_p(400\text{K}) = \ln K_p(298\text{K}) - \frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left( \frac{1}{400} - \frac{1}{298} \right)$$

$$\ln K_p(400\text{K}) = 30,69 - \frac{(-114,4 \cdot 10^3)}{8,31} \left( \frac{1}{400} - \frac{1}{298} \right)$$

$$= 30,69 - 11,7$$

$$\Rightarrow \boxed{K_p(400\text{K}) = \exp(18,98) = 1,76 \cdot 10^8}$$

Exercice 6



a/  $\Delta G_r = \Delta G_r^\circ + RT \ln Q_p$

\* D'après la réaction :  $Q_p = \frac{P(\text{NH}_3)^2}{P(\text{H}_2)^3 \cdot P(\text{N}_2)} = \frac{(21)^2}{(1,8)^3 (4,2)} = 18 //$

\* sachant que :  $\Delta G_r^\circ = -RT \ln K_p$

donc :  $\Delta G_r = -RT \ln K_p + RT \ln Q_p$

$$\Delta G_r = RT [\ln Q_p - \ln K_p]$$

$$\Delta G_r = RT \ln \frac{Q_p}{K_p} = 8,31 \cdot 400 \cdot \ln \frac{18}{41}$$

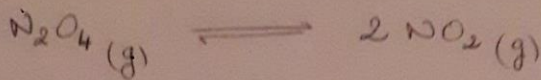
$$\Delta G_r = -2735,55 \text{ J/mol} //$$

b/ A 400K,  $Q_p < K_p \Rightarrow$  donc la réaction a tendance à former des produit sans ① jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint ; soit  $Q_p = K$  et  $\Delta G_r = 0$

## Exercice 7

Corrigé Série 6 Chimie 2 (19/20)

suite



$$\Delta H_r^\circ = 57,0 \text{ kJ/mol} \quad \text{est constant entre } (300 \text{ K} - 320 \text{ K})$$

$$K_p(320 \text{ K}) = 0,674$$

1)  $K_p(300 \text{ K}) = ? \rightarrow$  on utilise équation de Vant Hoff.

$$\Rightarrow \ln K_p(T_2) - \ln K_p(T_1) = -\frac{\Delta H}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\text{donc } \ln K_p(T_2) = \ln K_p(T_1) - \frac{\Delta H}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln K_p(300 \text{ K}) = \ln K_p(320 \text{ K}) - \frac{57 \cdot 10^3}{8,31} \cdot \left( \frac{1}{300} - \frac{1}{320} \right)$$

$$\ln K_p(300 \text{ K}) = -1,76 \Rightarrow \boxed{K_p(300 \text{ K}) = 0,17}$$

2)  $\Delta S_r^\circ = ?$

$$\text{On a } \ln K_p = -\frac{\Delta G_r^\circ}{RT} \Rightarrow \Delta G_r^\circ = -RT \ln K_p$$

$$\Delta G_r^\circ = 8,31 \cdot 320 \ln 0,674 = \underline{\underline{+1049,12 \text{ J}}}$$

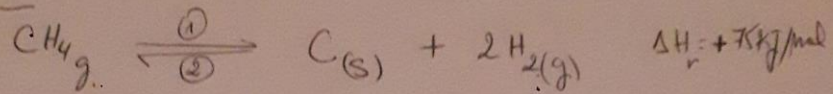
$$\text{On a : } \Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ$$

$$\Rightarrow \Delta S_r^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ - \Delta G_r^\circ}{T} = \frac{57,0 \cdot 10^3 - 1049,12}{320}$$

$$\underline{\underline{\Delta S_r^\circ = 174,84 \text{ J/K}}}$$

Corrigé série 6 Chimie 2 (19/20)

Exercice 8



- a) Si la température augmente, l'équilibre se déplace dans le sens où la réaction est exothermique donc sens (1)
- b) Si la pression augmente, l'équilibre se déplace dans le sens (2)
- c) Si on ajoute du  $\text{CH}_4$  à Volume et Température constants, l'équilibre se déplace dans le sens (1)
- d) l'ajout de  $\text{C}(s)$  à  $T = \text{cte}$  n'a aucun effet sur l'équilibre
- e) Ajout de gaz inerte à  $V$  et  $T$  constants  $\Rightarrow$  aucun effet
- f) Ajout de gaz inerte à  $P$  et  $T$  constants  $\Rightarrow$  l'équilibre se déplace dans le sens (1) (sens de l'augmentation du nombre de mole)