

Examen de Chimie 2

Exercice 1 (09 points)

On fait subir à une mole de NO (gaz supposé parfait), les transformations successives suivantes :

- Une compression isotherme réversible de l'état 1 initial ($P_1 = 2 \text{ atm}$, V_1 et $T_1 = 300 \text{ K}$) à l'état 2 ($P_2 = 4 \text{ atm}$, V_2 et $T_2 = 300 \text{ K}$)
 - Une détente adiabatique réversible de l'état 2 à l'état 3 ($P_3 = 2 \text{ atm}$, V_3 et T_3)
 - Un chauffage isobare réversible qui le ramène à l'état initial.
1. Calculer (en Litre) les volumes V_1 , V_2 et V_3 et (en Kelvin) la température T_3
 2. Représenter le cycle de transformations sur un diagramme de Clapeyron (P , V)
 3. Calculer pour chaque transformation (en Joule) les grandeurs Q , W , ΔU , ΔH et (en Joule/K) la grandeur ΔS .
 4. Déduire les valeurs de W_{cycle} et Q_{cycle} .

On donne : $\gamma = 1,66$; $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Exercice 2 (07 points)

On considère la réaction de synthèse de l'ammoniac se déroulant en phase gazeuse :



1. Calculer l'enthalpie standard de la réaction ΔH_R^0 à 298 K.
2. Calculer l'énergie de la liaison N-H à 298 K.
3. Calculer l'enthalpie standard de la réaction ΔH_R^0 à $T_1 = 500 \text{ K}$.
4. Calculer l'entropie standard de la réaction ΔS_R^0 à 298 K.
5. Calculer l'enthalpie libre standard de la réaction ΔG_R^0 à 298 K.

On donne : $\Delta H_{298}^0(\text{N} \equiv \text{N}) = -945 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{298}^0(\text{H} - \text{H}) = -335 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

	$\text{N}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_{2(\text{g})}$	$\text{NH}_{3(\text{g})}$
$\Delta H_{f,298}^0 (\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	0	0	-46,21
$S_{298}^0 (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	191,58	130,64	192,59
$c_P (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	29,13	28,84	35,66

Exercice 3 (04 points)

On mélange à pression constante, une masse $m_1 = 0,5 \text{ Kg}$ de pétrole (Système A) à la température $T_1 = 77 \text{ }^\circ\text{C}$, avec une masse $m_2 = 2 \text{ Kg}$ de pétrole (Système B) à la température $T_2 = 17 \text{ }^\circ\text{C}$. On donne la chaleur massique du pétrole : $c = 2,1 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

1. Déterminer littéralement, puis numériquement la température d'équilibre T_{eq} .
2. Calculer la variation d'entropie du système (A+B). Faites une conclusion.

CORRIGE DE L'EXAMEN FINALEXERCICE N°1 DE CHIMIE 02(1) Calcul de V_1 ; V_2 ; V_3 et T_3 .

$$V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} \quad | \quad V_1 = 12,3 \text{ l.} \quad (0,25)$$

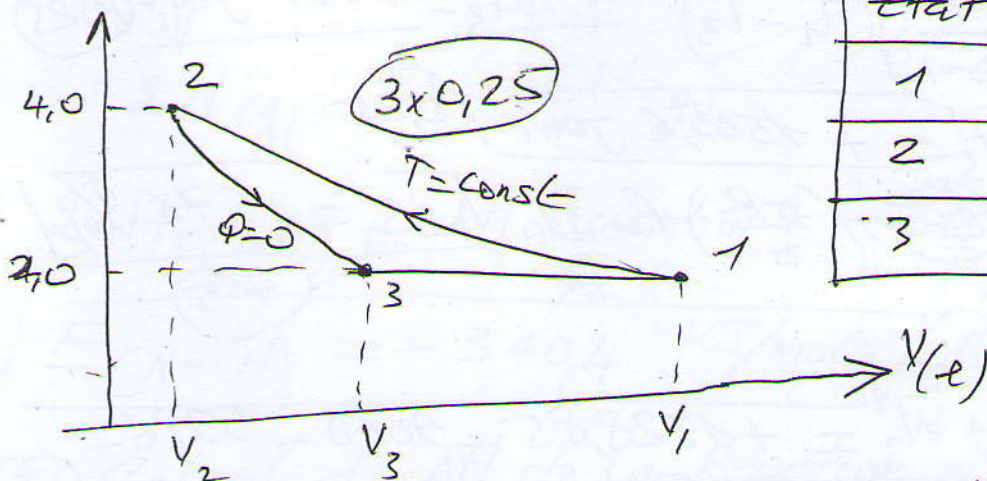
Etape 1 \rightarrow 2 ($T = \text{constante}$) $P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \left| \quad V_2 = \left(\frac{P_1}{P_2} \right) V_1 \right| \quad (0,25)$

Etape 2 \rightarrow 3; $P_2 V_2^\gamma = P_3 V_3^\gamma \Rightarrow V_3 = \left(\frac{P_2}{P_3} \right)^{\frac{1}{\gamma}} V_2 \quad (0,25)$

$$\gamma = 1,66 = \frac{5}{3} \Rightarrow \frac{1}{\gamma} = \frac{3}{5} = 0,6 \quad | \quad V_3 = 9,32 \text{ l.} \quad (0,25)$$

$$T_2 V_2^{\gamma-1} = T_3 V_3^{\gamma-1} \Rightarrow T_3 = \left(\frac{V_2}{V_3} \right)^{\gamma-1} T_2 \quad (0,25) \quad T_3 = 228,0 \text{ K} \quad (0,25)$$

(2) Diagramme de Clapeyron.



Etat	P (atm)	V (l)	T (K)
1	2,0	12,3	300
2	4,0	6,15	300
3	2,0	9,32	228

(3) Calcul des Energies Q , W , ΔU , ΔH et ΔS .

* Etape 1 \rightarrow 2 $T = \text{constante} \Rightarrow \Delta U_1 = 0$ donc $Q_1 = -W_1^2 \quad (0,25)$

$$W_1^2 = +nRT_1 \ln \frac{V_1}{V_2} \Rightarrow W_1^2 = +1728,85 \text{ joule} \quad (0,25) \quad (0,25)$$

$$Q_1^2 = -W_1^2 = -1728,85 \text{ joule} \quad \Delta H_1^2 = 0 \quad (0,25)$$

$$\Delta S_1^2 = \frac{Q_1^2}{T} = nR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad \Delta S_1^2 = -5,76 \text{ J/K} \quad (0,25)$$

* Etape 2 \rightarrow 3 : $Q_2^2 = 0 \Rightarrow \Delta U_2^3 = W_2^3$

$$\Delta U_2^3 = nC_V(T_3 - T_2) = \frac{nR}{\gamma - 1}(T_3 - T_2) \quad \Delta U_2^3 = -907,0 \text{ joule}$$

$$W_2^3 = -907 \text{ joule}$$

$$\Delta H_2^3 = nC_p(T_3 - T_2) = n\left(\frac{\gamma R}{\gamma - 1}\right)(T_3 - T_2)$$

$$\Delta H_2^3 = -1505,6 \text{ joule} ; \Delta S_2^3 = 0 \text{ car } Q_2^3 = 0$$

* Etape 3 \rightarrow 1 : $p = \text{constante}$. $P_1 = P_3 = 2 \text{ atm}$

$$W_3^1 = -P_1(V_1 - V_3) = +nR(T_3 - T_1) \quad R = 8,314 \text{ J/mole}^\circ\text{K}$$

$$W_3^1 = -598,6 \text{ joule}$$

$$Q_3^1 = nC_p(T_1 - T_3) \quad Q_3^1 = +1505,6 \text{ joule}$$

$$\Delta U_3^1 = W_3^1 + Q_3^1 = \left(\frac{nR}{\gamma - 1}\right)(T_1 - T_3) \quad \Delta U_3^1 = +907 \text{ joule}$$

$$\Delta H_3^1 = Q_3^1 \quad \Delta H_3^1 = +1505,6 \text{ joule}$$

$$\Delta S_3^1 = nC_p \ln \frac{T_1}{T_3} = n\left(\frac{\gamma R}{\gamma - 1}\right) \ln \frac{T_1}{T_3} \quad \Delta S_3^1 = +5,76 \text{ J/K}$$

④ Conclusion :

* $W_{\text{cycle}} = W_1^2 + W_2^3 + W_3^1 = +1728,85 - 907,0 - 598,6 = +223,25 \text{ joule}$ Travail Reçue

* $Q_{\text{cycle}} = Q_1^2 + Q_2^3 + Q_3^1 = -1728,85 + 0 + 1505,6 = -223,25 \text{ joule}$ chaleur cedée.

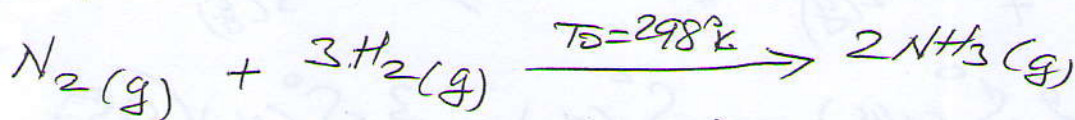
* $\Delta H_{\text{cycle}} = \Delta H_1^2 + \Delta H_2^3 + \Delta H_3^1 = 0 - 1505,6 + 1505,6 = 0$

* $\Delta U_{\text{cycle}} = \Delta U_1^2 + \Delta U_2^3 + \Delta U_3^1 = 0 - 907,0 + 907,0 = 0$

* $\Delta S_{\text{cycle}} = \Delta S_1^2 + \Delta S_2^3 + \Delta S_3^1 = -5,76 + 0 + 5,76 = 0$

EXERCICE N° 2 4 points

① Calcul de ΔH de la Reaction à $T_0 = 298$

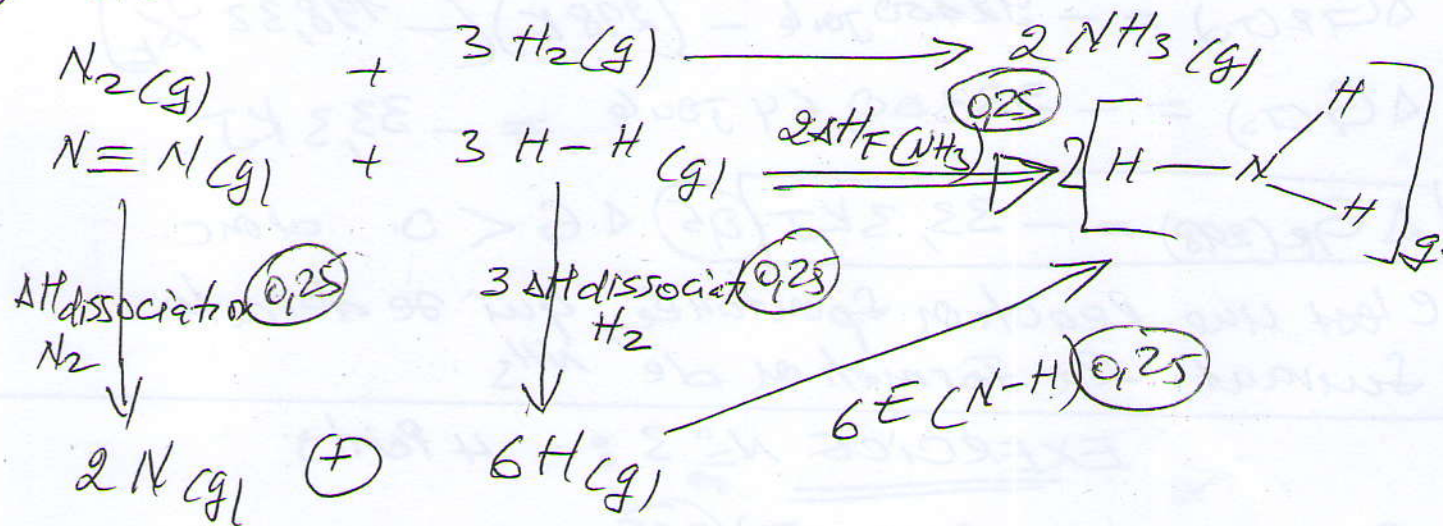


on applique la Loi de Hess.

$$\Delta H_R(298) = 2\Delta H_F(\text{NH}_3) - \Delta H_F(\text{N}_2) - 3\Delta H_F(\text{H}_2) \quad (0,5)$$

$$\Delta H_R(298) = 92,42 \text{ KJ} \quad (0,5) \text{ Reaction exothermique.}$$

② Calcul de l'énergie de Liaison N-H dans $\text{H}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{N}}}$



$$2\Delta H_F(\text{NH}_3) = \Delta H_{\text{dissociation N}_2} + 3\Delta H_{\text{dissociation H}_2} + 6E(\text{N-H}) \quad (0,5)$$

$$E(\text{N-H}) = -340,4 \text{ KJ/mole} \quad (0,5)$$

③ Calcul de ΔH de la Reaction à $T = 500\text{K}$; $T_0 = 298$

on applique la Loi de Kirchoff.

$$\Delta H_R(T) = \Delta H_R(T_0) + \int_{T_0}^T \Delta(nC_p) dT \quad (0,5)$$

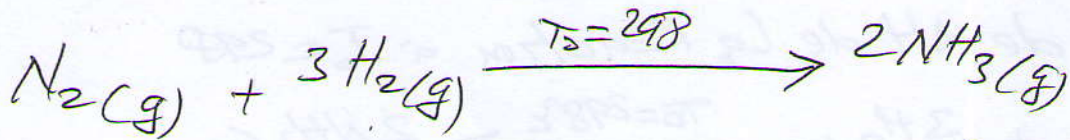
$$\Delta(nC_p) = 2C_p(\text{NH}_3) - C_p(\text{N}_2) - 3C_p(\text{H}_2) \quad (0,5)$$

$$\Delta(nC_p) = -44,33 \text{ Joule/}^\circ\text{K} \quad (0,5)$$

$$\Delta H_R(T) = -92400 \text{ Joule} - 44,33 \left(\frac{\text{J}}{^\circ\text{K}}\right) (500 - 298) \text{ K}$$

$$\Delta H_R(500) = -101352,64 \text{ Joule} \quad \Delta H_R(500\text{K}) = -101,35 \text{ KJ} \quad (0,5)$$

④ Calcul de ΔS de la réaction à $T_0 = 298 \text{ K}$



$$\Delta S_R(T_0) = 2 S^\circ(\text{NH}_3) - S^\circ(\text{N}_2) - 3 S^\circ(\text{H}_2) \quad (0,5)$$

$$\Delta S_R(T_0) = -198,32 \frac{\text{Joule}}{\text{K}} \quad (0,5)$$

$$\Delta G_R(T_0) = \Delta H_R(T_0) - T_0 \Delta S_R(T_0) \quad (0,5)$$

$$\Delta G_R(T_0) = -92400 \text{ Joule} - (298 \text{ K})(-198,32 \text{ J/K})$$

$$\Delta G(T_0) = -33300,64 \text{ Joule} = -33,3 \text{ KJ}$$

$$\Delta G_R(298) = -33,3 \text{ KJ} \quad (0,5) \quad \Delta G < 0 \text{ donc.}$$

c'est une réaction spontanée, qui se déroule.
suivant la formation de NH_3 .

EXERCICE N° 3 : 4 points.

$$Q_{\text{cedée}} = m_1 c (T_{\text{eq}} - T_1) \quad (0,25)$$

$$Q_{\text{reçue}} = m_2 c (T_{\text{eq}} - T_2) \quad (0,25)$$

A l'état d'équilibre thermique, on a $Q_{\text{cedée}} + Q_{\text{reçue}} = 0$

$$m_1 c (T_{\text{eq}} - T_1) + m_2 c (T_{\text{eq}} - T_2) = 0 \quad (0,5)$$

$$T_{\text{eq}} = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2} \quad (0,5) \quad T_{\text{eq}} = 29^\circ\text{C} = 302,15 \text{ K} \quad (0,5)$$

$$\Delta S_{(A)} = m_1 c \ln \frac{T_{\text{eq}}}{T_1} \quad (0,25) \quad \Delta S_{(A)} = -154,88 \text{ J/K} \quad (0,25)$$

$$\Delta S_{(B)} = m_2 c \ln \frac{T_{\text{eq}}}{T_2} \quad (0,25) \quad \Delta S_{(B)} = +170,29 \text{ J/K} \quad (0,25)$$

$$\Delta S_{(\text{systeme})} = \Delta S_{(A)} + \Delta S_{(B)} \Rightarrow \Delta S_{(A+B)} = +15,41 \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (0,5)$$

$\Delta S_{(A+B)} > 0$ L'échange de chaleur entre les pièces
(A+B) est IRREVERSIBLE. (0,5)