



Examen de dettes : Chimie 2

Exercice 1 : (12 points)

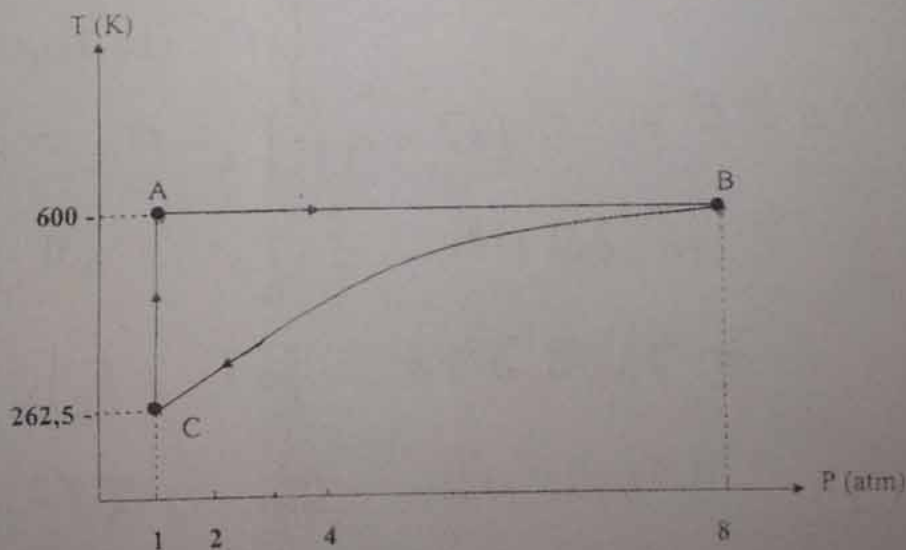
26g d'Hélium; gaz supposé parfait subissent le cycle de transformations réversibles représentées ci-dessous.

1. Représentez le cycle dans le diagramme de Clapeyron (PV), en précisant la nature de chaque transformation.
2. Calculez la variation de l'énergie interne, la variation de l'enthalpie, le travail, la quantité de chaleur et la variation d'entropie pour chaque étape et pour le cycle.

Important : L'Hélium est un gaz monoatomique, de masse atomique 4.

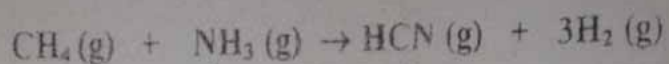
$$\gamma = 1,66$$

$$R = 8,32 \text{ J/mol K} = 0,082 \text{ l atm/mol K.}$$



Exercice 2 : (8points)

On considère la réaction suivante à 298 K et $P=1\text{ atm}$:

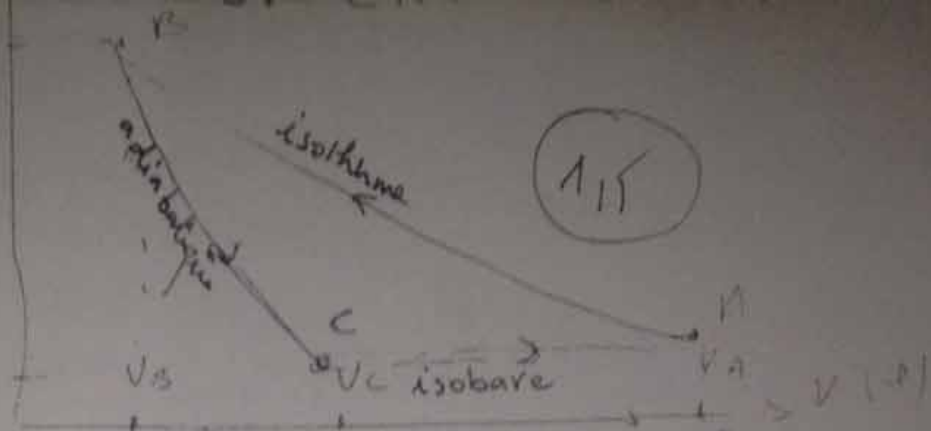


1. Calculer l'enthalpie de la réaction à 298K.
2. Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
3. Calculer la chaleur de cette réaction à volume constant.
4. On élève la température à $T'=393\text{K}$. Calculer l'enthalpie de la réaction à cette température.

On donne:

Composé	$\text{NH}_3(\text{g})$	$\text{CH}_4(\text{g})$	$\text{HCN}(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$
$\Delta H^\circ (\text{kJ/mol})$	-46,2	-74,9	130	/
$C_p (\text{J/K.mol})$	34,30	35,57	77,84	28,80

12/15



$$P_A = P_C$$

$$A = 1 \text{ atm}$$

$$P_B = 2 \text{ atm}$$

$$P_C = 1 \text{ atm}$$

$$T_A = 298,15^\circ \text{K}$$

$$T_B = 298,15^\circ \text{K}$$

$$T_C = 126,58^\circ \text{K}$$

$$A = 24,41 \text{ J/K}$$

$$V_B = 1,22 \text{ l}$$

$$V_C = 10,26 \text{ l}$$

→ B isotherm

$$W = nRT \ln \frac{P_A}{P_B} = -7431,23 \text{ J}$$

$$Q = -7431,23 \text{ J}$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = -24,92 \text{ J/K}$$

$$U = 0$$

$$\Delta S_{\text{fu}} = 24,92 \text{ J/K}$$

→ C adiabatic $\Delta S = 0$

$$Q = 0$$

$$\Rightarrow \frac{5}{2} R$$

$$U = W = n c_v [T_C - T_B] = -3568,65 \text{ J}$$

→ A isotherm $\frac{7}{2} R$

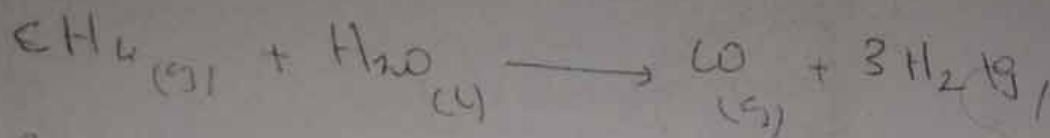
$$Q_P = n c_p [T_A - T_C] = 4996,11 \text{ J}$$

$$W = -P [V_A - V_C] = -1426,30 \text{ J}$$

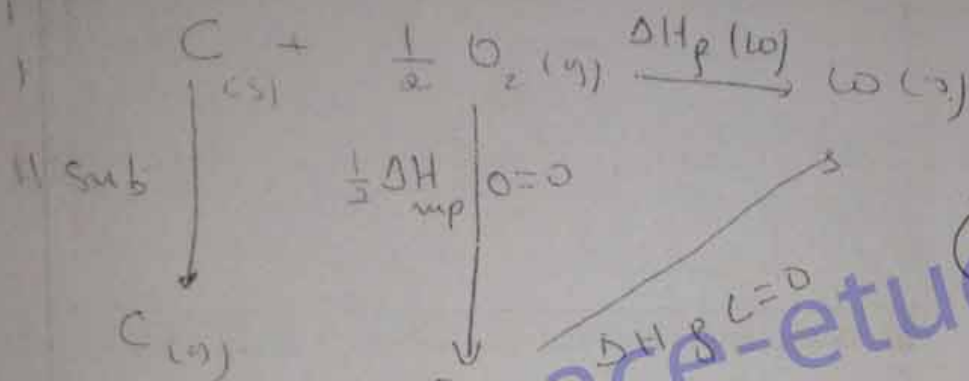
$$U = n c_v [T_A - T_C] = 3568,65 \text{ J}$$

$$Q = 2436,28 \text{ J} \quad Q_T = -2435,12 \text{ J}$$

$$\Delta S_{\text{total}} = 0$$

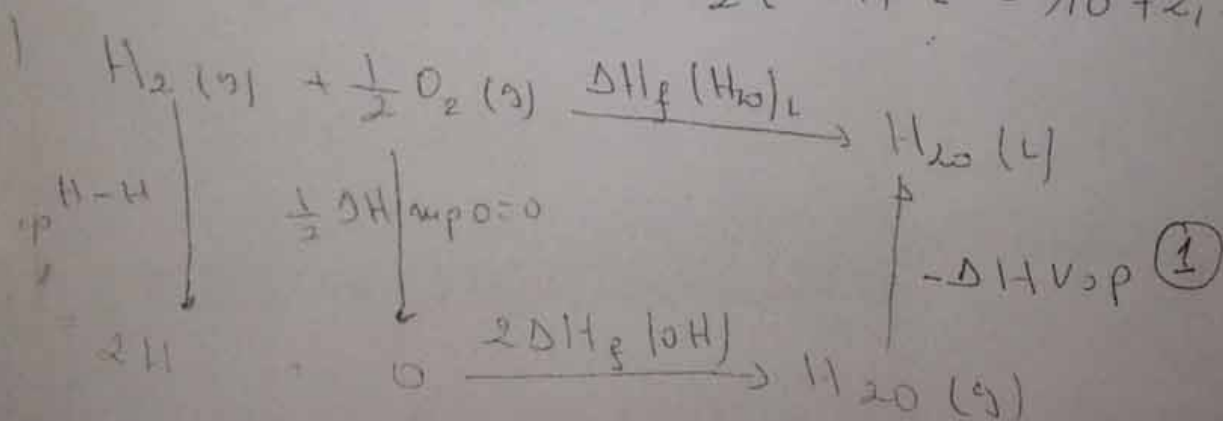


$$\Delta H_r^\circ = 252,55 \text{ kJ} \quad (2)$$



$$\Delta H_f(lw) = \Delta H_{sub} + \frac{1}{2} \Delta H_{mp} (O=O) + \Delta H_f(c=O)$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_f(c=O) &= \Delta H_f(lw) - \Delta H_{sub} - \frac{1}{2} \Delta H_{mp} (O=O) \\
 &= -110,35 - 715 - \frac{1}{2} (494) = -1072,35 \text{ kJ/mol} \quad (1)
 \end{aligned}$$



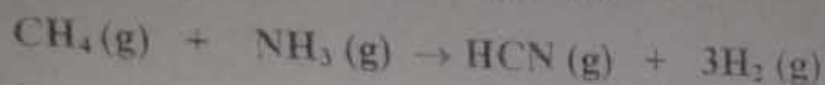
$$\Delta H_f(H-H) = \frac{1}{2} \Delta H_f(O=O) + 2\Delta H_f(OH) - \Delta H_{vap} - \Delta H_f(lw)_L$$

$$\begin{aligned}
 \Delta H_f(OH) &= \left[\Delta H_f(lw)_L + \Delta H_{vap} + \frac{1}{2} \Delta H_f(O=O) + \Delta H_f(H-H) \right] / 2 \\
 &= [-286 + 44 + \frac{1}{2} (-494) - 436] / 2
 \end{aligned}$$

$$\Delta H_f(O-H) = -462,5 \text{ kJ/mol} \quad (1)$$

Correction de l'exercice 2 (8 points)

1/ l'enthalpie de la réaction à 298K



La loi de Hess $\Delta H_R = \sum \Delta H \text{ produits} - \sum \Delta H \text{ réactifs}$

$$\Delta H_R^\circ = [3 \Delta H^\circ(\text{H}_2) + \Delta H^\circ(\text{HCN})] - [\Delta H^\circ(\text{CH}_4) + \Delta H^\circ(\text{NH}_3)]$$

$$\Delta H_R^\circ = [3 \cdot 0 + (-130)] - [(-74,9) + (-46,2)] = 251,1 \text{ kJ/mol K} \Rightarrow \Delta H_R^\circ = 251,1 \text{ kJ/mol}$$

2/ La réaction est endothermique car $\Delta H_R^\circ > 0$ est positif

3/ La chaleur de la réaction à volume constant est ΔU_R°

$$\Delta H_R^\circ = \Delta U_R^\circ + \Delta n RT \Rightarrow \Delta U_R^\circ = \Delta H_R^\circ - \Delta n RT$$

$$\Delta H_R^\circ = 251,1 \text{ kJ/mol} \quad R = 8,32 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol.K} \quad T = 298 \text{ K} \quad \Delta n = 2 \text{ état gaz}$$

$$\Delta n = \sum n \text{ produits} - \sum n \text{ réactifs} = (3+1) - (1+1) = 2$$

$$\text{Donc } \Delta U_R^\circ = 251,1 - (2)(8,32 \cdot 10^{-3})(298) = 246,14 \text{ kJ/mol} \Rightarrow \Delta U_R^\circ = 246,14 \text{ kJ/mol}$$

4/ l'enthalpie à $T' = T_2 = 393 \text{ K}$

$$\text{La loi de Kirchhoff} \quad \Delta H_{T_2}^\circ = \Delta H_{T_1}^\circ + \int \Delta C_p dT = \Delta H_{T_1}^\circ + \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H_{393}^\circ = \Delta H_{298}^\circ + \int \Delta C_p dT = \Delta H_{T_1}^\circ + \Delta C_p (393 - 298)$$

$$\Delta H_{298}^\circ = 251,1 \text{ kJ/mol} \quad \Delta C_p ?$$

$$\Delta C_p = \sum C_p \text{ produits} - \sum C_p \text{ réactifs}$$

$$\Delta C_p = [3 C_p(\text{H}_2) + C_p(\text{HCN})] - [C_p(\text{CH}_4) + C_p(\text{NH}_3)]$$

$$\Delta C_p = [3(28,80) + (77,84)] - [(35,57) + (34,30)] = 94,37 \text{ J/mol.K}$$

$$\Rightarrow \Delta C_p = 94,37 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol.K}$$

$$\text{Donc } \Delta H_{T_2}^\circ = \Delta H_{298}^\circ + \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta H_{393}^\circ = 251,1 + 94,37 \cdot 10^{-3} (393 - 298) = 260,06 \text{ kJ/mol} \Rightarrow \Delta H_{393}^\circ = 260,06 \text{ kJ/mol}$$