

Examen de Chimie 2

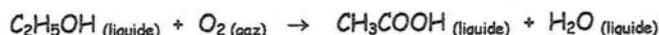
Exercice N°1 (6 Pts) : Une mole de gaz parfait monoatomique ($\gamma = 5/3$) subit les trois transformations réversibles suivantes :

- Compression adiabatique de l'état A ($T_A = 300$ K) à l'état B ($T_B = 360$ K)
- Refroidissement isochore jusqu'à l'état C ($T_C = T_A$)
- Détente isotherme le ramenant à l'état A

- 1) Représenter le cycle sur le diagramme de Clapeyron (P - V).
- 2) Exprimer puis calculer en Joules les grandeurs W, Q, ΔU pour les transformations AB, BC et CA, et pour l'ensemble du cycle obtenu.

Exercice N°2 (4 Pts) : On réalise la combustion complète de 4 grammes d'éthanol liquide C_2H_5OH avec la quantité stœchiométrique de dioxygène à pression constante et sous 1 atmosphère. On mesure la quantité de chaleur dégagée soit : 118,96 kJ ramenés à 25 °C. L'eau obtenue est à l'état liquide.

- 1) Ecrire la réaction de combustion de l'éthanol liquide C_2H_5OH .
- 2) Déterminer l'enthalpie molaire de combustion de l'éthanol. La masse molaire de l'éthanol étant : $M = 46$ g. mol⁻¹
- 3) Sachant que l'enthalpie molaire de combustion de l'acide acétique liquide CH_3COOH est $\Delta_c H^0 = -873,62$ kJ. mol⁻¹ à 298 K, calculer l'enthalpie de la réaction suivante à cette même température :



Exercice N°3 (10 Pts) : On considère la réaction en phase gazeuse homogène : $4 HCl + O_2 = 2 H_2O + 2 Cl_2$
On donne les grandeurs molaires de référence pour les quatre gaz supposés parfaits à la température 298 K :

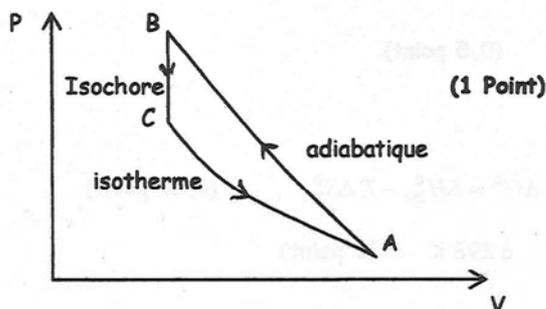
Constituant	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
$\Delta_f H^0$ (kJ.mol ⁻¹)	-92,3	0	-241,8	0
S^0 (J.mol ⁻¹ .K ⁻¹)	186,9	205,2	188,8	223,1
C_p^0 (J.mol ⁻¹ .K ⁻¹)	29,1	29,4	33,6	33,9

- 1) Calculer l'enthalpie standard ΔH_{298}^0 et l'entropie standard ΔS_{298}^0 de la réaction à 298 K.
- 2) Trouver, pour l'équilibre considéré, la valeur numérique à 298 K, de la constante d'équilibre K_p .
- 3) Préciser l'influence de la température et de la pression sur cet équilibre.
- 4) Calculer l'enthalpie standard ΔH_T^0 de la réaction à $T = 923$ K.
- 5) On chauffe à 650°C, sous la pression totale P constante, un mélange formé au départ de 4 moles de HCl et de 1 mole de O₂
 - a) Déterminer la pression totale P du système nécessaire pour obtenir un avancement de la réaction à l'équilibre $\xi = 0,70$ mole. On prendra : $K_p = 0,30$
 - b) En déduire les pressions partielles des constituants à l'équilibre.

Correction de l'examen de Chimie 2

Exercice N°1 (6 Pts) :

1) Diagramme de Clapeyron (P - V) :



2) Expressions et calcul des énergies mises en jeu :

Transformation AB (adiabatique)	$W_{AB} = \Delta U_{AB} = C_V(T_B - T_A)$	$Q_{AB} = 0$	(0,5 Point)
Transformation BC (isochore)	$W_{BC} = 0$	$Q_{BC} = \Delta U_{BC} = C_V(T_C - T_B)$	(0,5 Point)
Transformation CA (isotherme)	$W_{CA} = -RT_A \ln \frac{V_A}{V_C}$	$Q_{CA} = -W_{CA}$	(0,5 Point)

Le bilan thermique du cycle s'écrit : $\Delta U_{cycle} = W_{cycle} + Q_{cycle}$ (0,25 Point)

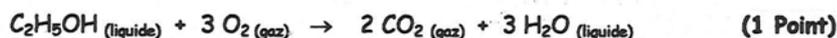
Avec : $\gamma = \frac{C_p}{C_v} = 5/3$ et $C_p - C_v = R$ on tire : $C_v = \frac{R}{\gamma - 1}$ $T_A = 300 \text{ K}$ $T_B = 360 \text{ K}$ $T_C = T_A$

La transformation AB étant adiabatique, on a : $T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1} \Rightarrow \frac{V_A}{V_B} = \left(\frac{T_B}{T_A}\right)^{\frac{1}{\gamma-1}}$

Comme la transformation BC est isochore ($V_C = V_B$) alors : $\frac{V_A}{V_C} = \left(\frac{T_B}{T_A}\right)^{\frac{1}{\gamma-1}}$ (0,25 Point)

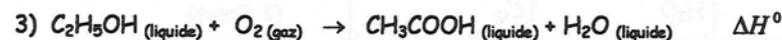
Transformation	W (J)	Q (J)	ΔU (J)	
Adiabatique A → B	748	0	748	(0,75 Point)
Isochore : B → C	0	-748	-748	(0,75 Point)
Isotherme : C → A	-682	682	0	(0,75 Point)
Pou le cycle	66	-66	0	(0,75 Point)

Exercice N°2 (4 Pts) : 1) La réaction de combustion de l'éthanol liquide s'écrit :



2) La combustion d'une mole d'éthanol dégagerait : $Q_p = \frac{-118,96 \cdot 46}{4} = -1368,04 \text{ kJ}$

L'enthalpie molaire de combustion de l'éthanol : $\Delta_c H^0 = -1368,04 \text{ kJ.mol}^{-1}$ (1 Point)



La loi de Hess donne : $\Delta H^0 = \Delta_c H^0(C_2H_5OH) - \Delta_c H^0(CH_3COOH)$ (1 Point)

Soit : $\Delta H^0 = -494,42 \text{ kJ.mol}^{-1}$ (1 Point)

Exercice N°3 (10 Pts): On considère l'équilibre : $4 \text{HCl} + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}_2$

1) La loi de Hess donne : $\Delta H_{298}^0 = 2 \Delta_f H^0(\text{H}_2\text{O}) - 4 \Delta_f H^0(\text{HCl})$ (0,5 point)

Soit : $\Delta H_{298}^0 = -114,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (0,5 point)

$\Delta S_{298}^0 = 2 S^0(\text{H}_2\text{O}) + 2 S^0(\text{Cl}_2) - 4 S^0(\text{HCl}) - S^0(\text{O}_2)$ (0,5 point)

Soit : $\Delta S_{298}^0 = -129 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ (0,5 point)

2) La loi d'action de masse s'écrit : $\Delta G^0 = -RT \ln K_p$ avec : $\Delta G^0 = \Delta H_{298}^0 - T \Delta S_{298}^0$ (0,25 point)

D'où : $\Delta G^0 = -75,958 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ puis : $K_p = 2,06 \cdot 10^{13}$ à 298 K (1 point)

3) Influence de la température : L'augmentation de la température déplace l'équilibre dans le sens endothermique.

Puisque : $\Delta H^0 = -114,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0$ (0,5 Point)

Donc, si T augmente l'équilibre se déplace dans le sens 2. (0,5 Point)

Influence de la pression : L'augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens qui diminue le nombre de moles gazeuses. Comme : $\Delta \nu = -1 < 0$ (0,5 Point)

Donc, si P augmente l'équilibre se déplace dans le sens 1. (0,5 Point)

4) La loi de Kirchhoff donne : $\Delta H_T^0 = \Delta H_{298}^0 + \int_{298}^T \Delta C_p^0 dT$ soit : $\Delta H_T^0 = \Delta H_{298}^0 + \Delta C_p^0 (T - 298)$ (0,5 point)

Avec : $\Delta C_p^0 = 2 C_p^0(\text{H}_2\text{O}) + 2 C_p^0(\text{Cl}_2) - 4 C_p^0(\text{HCl}) - C_p^0(\text{O}_2) = -10,08 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ (0,25 point)

Et par suite : $\Delta H_T^0 = -121,15 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (1 point)

5) Considérons l'équilibre : $4 \text{HCl} + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}_2$

Quantités en moles	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂	Total
Instant initial	4	1	0	0	5
équilibre	4(1 - ξ)	1 - ξ	2 ξ	2 ξ	5 - ξ

a) La constante d'équilibre : $K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2 P_{\text{Cl}_2}^2}{P_{\text{HCl}}^4 P_{\text{O}_2}} = \frac{\xi^4 (5 - \xi)^2}{16 (1 - \xi)^5 P}$ (1 point)

On tire la pression totale : $P = \sqrt{\frac{\xi^4 (5 - \xi)^2}{16 (1 - \xi)^5 K_p}}$ A. N : P = 88,5 bars (1 point)

b) Pressions partielles des constituants à l'équilibre :

Constituant	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
Pression partielle en bar	24,70	6,17	28,81	28,81

(1 Point)