Université Badji Mokhtar Annaba
Faculté des sciences
Département des sciences de la matière

14/05/2026

Nom et Prénom................................
Groupe................................

Examen « Chimie 2 »

Exercice 1 : (07 pts)

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

- Compression isotherme et réversible de l'état 1 initial (P_1=2atm, V_1 et T_1= 300K) à l'état 2 (P_2=4atm, V_2 et T_2= 300K).
- Détente adiabatique et réversible de l'état 2 à l'état 3 (P_3=2atm, V_3 et T_3).
- Chauffage isobare réversible qui le ramène à l'état initial.

1- Calculer les volumes V_1, V_2 et V_3 (en litre) et la température T_3 (en kelvin).
2- Représenter le cycle de transformation sur le diagramme de Clapeyron (P, V).
3- Calculer pour chaque transformation les grandeurs Q, W, ΔU, ΔH et ΔS.

On donne : R= 0.082 L.atm.mol^{-1}.K^{-1} =8.314J.mol^{-1}.K^{-1} ; γ = 1.66.

1- Calcule de V_1, V_2, V_3 et T_3 1 isotherme 2 adia 3 isobar

$PV = nRT$ (0,25)

$V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} = \frac{1.0{,}082.300}{2} = 12{,}3L$ $V_1 = 12{,}3L$ (0,5)

$1 \to 2$ T= cst $\Rightarrow P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{2.12{,}3}{4}$ (0,5)

$V_2 = 6{,}15L$

$2 \to 3$ $P_2V_2^\gamma = P_3V_3^\gamma \Rightarrow V_3 = \left(\frac{P_2}{P_3}\right)^{\frac{1}{\gamma}} V_2 = \left(\frac{4}{2}\right)^{\frac{1}{1{,}66}} 6{,}15$ (0,5)

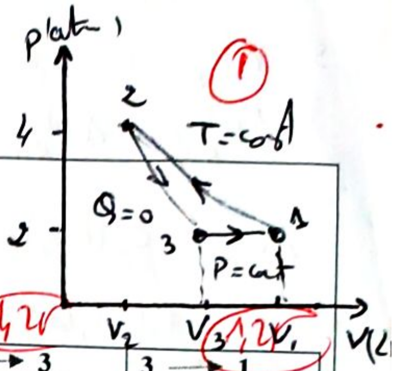
$V_3 = 9{,}32L$

$T_2V_2^{\gamma-1} = T_3V_3^{\gamma-1} \Rightarrow T_3 = T_2\left(\frac{V_2}{V_3}\right)^{\gamma-1} = 300\left(\frac{6{,}15}{9{,}32}\right)^{1{,}66-1}$ (0,5)

$T_3 = 288{,}01K$

	1	2	3
P	2at	4at	2at
V	12,3 L	6,15 L	9,32 L
T	300 K	300 K	288,01 K

2 -



3 - (1,25) (1,25) (1,25)

	1 → 2	2 → 3	3 → 1
W J	$nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$ $= 8{,}314.300 \ln \frac{6{,}15}{12{,}3}$ $= +1728{,}8$	$= \Delta U = nC_v \Delta T$ $= n\left(\frac{R}{\gamma-1}\right)(T_3 - T_2)$ $= -907$	$= -P_1(V_1 - V_3)$ $= nR(T_3 - T_1)$ $= -598{,}6$
Q J	$Q = -W$ $= -1728{,}8$	0	$= nC_p(T_1 - T_3)$ $= n\left(\frac{\gamma R}{\gamma-1}\right)(T_1 - T_3)$ $= +1505{,}6$
ΔU J	0	$= W_{2\to3}$ $= -907$	$= Q + W$ $= +907$
ΔH J	0	$= nC_p(T_3 - T_2)$ $= n\left(\frac{\gamma R}{\gamma-1}\right)(T_3 - T_1)$ $= -1506{,}6$	$= Q_{3\to1}$ $= +1505{,}6$
ΔS J/K	$= nR \ln \frac{V_2}{V_1}$ $= -5{,}76$	0	$= nC_p \ln\left(\frac{T_1}{T_3}\right)$ $= n\left(\frac{\gamma R}{\gamma-1}\right) \ln\left(\frac{T_1}{T_3}\right)$ $+5{,}76$

Exercice 2 : (07 pts)

Soit la réaction de synthèse de l'ammoniac en phase gazeuse : $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$ à T_0= 298K .

1-Calculer : - l'enthalpie standard $\Delta H°_{r,298}$ de la réaction.
- l'énergie de la liaison N-H à 298K.
- l'enthalpie standard $\Delta H°_r$ de la réaction à T_1 =500K.
- l'entropie standard $\Delta S°_r$ de la réaction à 298K.
- l'enthalpie libre standard $\Delta G°_r$ de la réaction à 298K.

2-En déduire la constante d'équilibre à 298K.

3-Dans quel sens se déplace l'équilibre :

a- lorsque la température augmente.
b- lorsque la pression diminue.

On donne : $\Delta H°_{298}$(N≡N)=-945KJ. mol^{-1} ; $\Delta H°_{298}$(H-H)=-335KJ. mol^{-1}.

Composé	$N_{2(g)}$	$H_{2(g)}$	$NH_{3(g)}$
$\Delta H°_{f,298}$ (KJ.mol^{-1})	/	/	-46,21
$\Delta S_f°$ (J.K^{-1}.mol^{-1})	191,58	130,64	192,59
C_p(J.K^{-1}.mol^{-1})	29.13	28.84	35.66

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$ à T=298K

1- $\Delta H_{R,298}$ = ? on applique la loi de Hess

$\Delta H°_{R\,298} = \sum n_i \Delta H_{\text{Produits}} - \sum n_i \Delta H_{\text{reactifs}}$ (0,5)

$\Delta H°_{R,298} = 2\Delta H_{f(NH_3)g} - \cancel{\Delta H_{f(N_2)g}} - \cancel{3\Delta H_{f(H_2)g}}$ 0

$\boxed{\Delta H_{R,298} = -92{,}42\ KJ.mol^{-1}}$ (0,25) (0,25)

2 - E_{N-H} = ? à T=298 K

$N\equiv N_{(g)} + 3\ H-H_{(g)} \xrightarrow{2\Delta H_{f}} 2\left[H-N\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right]_{(g)}$

$\Delta H_{diss(N\equiv N)}$ $3\Delta H_{diss(H-H)}$ (0,5)

$2N + 6H \longrightarrow 6E_{N-H}$

$2\Delta H_f(NH_3) = \Delta H_{diss}(N\equiv N) + 3\Delta H_{diss\,H-H} + 6E_{(N-H)}$

(0,25)

$E_{(N-H)} = \frac{1}{6}(2(-92,42) + 945 - 3(335))$ 0,25 $\boxed{E_{(N-H)} = 294,19\ KJ/mol}$ 0,25 3- $\Delta H^\circ_R = ?$ à $T = 500\ K$ $\Delta H^\circ_{R(T_2)} = \Delta H_{R(T_1)} + \int_{T_1}^{T_2} \Delta(nC_p)\,dT$ 0,5 $\Delta C_p = 2C_p(NH_3) - C_p(N_2) - 3C_p(H_2)$ 0,25 $= 2(35,66) - 29,13 - 3(28,84)$ $\boxed{\Delta C_p = -44,33\ J/K}$ 0,25 $\Delta H_{R,500} = -92400 - 44,33(500-298)$ 0,25 $\boxed{\Delta H_{R,500} = -101354,66\ J/mol}$ $\boxed{\Delta H_{R,500} = -101,35\ KJ/mol}$ 0,25	4- $\Delta S^\circ_{R,298} = ?$ $\Delta S^\circ_{R,298} = \sum n\Delta S_{Produits} - \sum n\Delta S_{réactifs}$ $\Delta S^\circ_{R,298} = 2\Delta S_{f(NH_3)} - \Delta S_{f\,N_2} - 3\Delta S_{f(H_2)}$ 1 $= 2(192,59) - 191,58 - 3(130,64)$ $\boxed{\Delta S^\circ_{R,298} = -198,32\ J/K.mol}$. 0,5 5- $\Delta G^\circ_{R,298} = ?$ $\Delta G^\circ_{R,298} = \Delta H_{R,298} - T.\Delta S_{R,T_0}$ $\Delta G^\circ_{R,298} = -92400 - (298)(-198,32)$ 0,25 $= -33300,64\ J\,mol^{-1} = -33,3\ KJ/mol$ $\Delta G < 0 \Rightarrow$ Sens 1 → sens de formation de NH_3 6- $K = \exp\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right) = 1,01$ 0,5 7- Lorsque $T\uparrow \Rightarrow R^{ect}$ inverse (endo) $\Rightarrow$ sens (2) 0,5 $P\downarrow \Rightarrow$ nombre de $n\uparrow \Rightarrow$ sens (2). 0,5

Exercice 3: (04 pts)

Soit la réaction de décomposition de l'éthanol à 500 °C : $CH_3CHO_{(g)} \longrightarrow CH_{4\,(g)} + CO_{(g)}$

On donne les temps de demi-réaction, pour différentes conditions initiales :

- Déterminer l'ordre de la réaction.

P_0 (mmHg)	450	330	230	120	60
$t_{1/2}$ ~~(CH₃I), M~~	300	420	580	1150	2350

. Ordre de la R^{ect} ? D'après le tableau : - On constate que $t_{1/2}$ dépend de $P_0 \Rightarrow$ on en déduit que la R^{ect} n'est pas de 1er ordre. 0,5 On constate aussi que $t_{1/2}$ est inversement proportionnel à P_0 on déduit que la R^{ect} ne peut être d'ordre 0. 0,5	Reste à vérifier, si la R^{ect} est d'ordre 2 On a : $t_{1/2} = \frac{1}{K.P_0}$ 0,5 $\Rightarrow K = \frac{1}{t_{1/2}.P_0}$ 0,5 K (mmHg^{-1}): $7,4.10^{-6}$ | $7,2.10^{-6}$ | $7,4.10^{-6}$ | $7,2.10^{-6}$ | $7,1.10^{-6}$ 1,25 La R^{ect} est d'ordre 2 0,75

Exercice 4: (02 pts)

Calculer l'énergie de liaison H-I à partir de la réaction en phase gazeuse : C_2H_5I (g) → HI (g) + C_2H_4 (g) $\quad \Delta H^\circ_{R,298K} = 70 kJ.mol^{-1}$

Données : énergie de liaison(KJ.mol^{-1}) : $E_{C\text{-}C}$= -345, $E_{C=C}$ = -615, $E_{C\text{-}I}$ = -230, $E_{C\text{-}H}$= -415.

$C_2H_5I \longrightarrow HI + C_2H_4$ $\Delta H^\circ_{R,298} = \sum n_i E_{Produits} - \sum n_i E_{réactifs}$ 0,5 $\Delta H^\circ_{R,298} = (E_{HI} + E_{C=C} + 4E_{C-H}) - (E_{C-I} + E_{C-C} + 5E_{C-H})$ 0,50	$E_{H-I} = \Delta H^\circ_{r,298} + (E_{C-I} + E_{C-C} + 5E_{C-H}) - (E_{C=C} + 4E_{C-H})$ 0,25 $E_{H-I} = \Delta H^\circ_{r,298} + E_{C-I} + E_{C-C} + E_{C-H} - E_{C=C}$ 0,25 $= 70 - 230 - 415 - 345 + 615$ $\boxed{E_{H-I} = -305\ KJ/mol}$ 0,5

Bonne chance Dr. BLIDA. R