

Corrigé de l'Interrogation de Thermodynamique n°2

Exercice 1 :							10 pt																					
A-1	$\Delta_f \bar{H}_{298}^0 (H_2O(l)) = \Delta_f \bar{H}_{298}^0 (H_2O(g)) - \Delta_{vap} \bar{H}_{298}^0 (H_2O(l)) = -286 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta H_1 = -394 - (-110-286) = 2 \text{ kJ.mol}^{-1}$						0,5 0,5																					
A-2	CO(g) + H2O(g) → CO2(g) + H2(g) ntotal						(-0,25 par erreur) 1 0,5 0,5																					
a+b	EI	n	n	0	0	2n																						
	EF	0,30 n	0,30 n	0,70 n	0,70 n	2n																						
	x _i	0,15	0,15	0,35	0,35																							
	P _i (bar)	0,15	0,15	0,35	0,35																							
B-1	H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) (2) ΔH2 = -242 kJ.mol ⁻¹ CO(g) + ½ O2(g) → CO2(g) (3) ΔH3 = -284 kJ.mol ⁻¹ ou réaction avec présence de N2(g).						2x0,25 2x0,25																					
B-2	La combustion nécessite : 0,5 moles de O2 pour (2) et libère ΔH2° a) 22x0,5 moles de O2 pour (3) et libère 22 ΔH3° Exemple de composition en moles : <table><tr><td></td><td>CO(g)</td><td>CO2(g)</td><td>H2(g)</td><td>H2O(g)</td><td>N2(g)</td><td>O2(g)</td></tr><tr><td>Avant réaction</td><td>22</td><td>11</td><td>1</td><td>0</td><td>66+44+2 = 112</td><td>11.5</td></tr><tr><td>A l'équilibre</td><td>0</td><td>33 = 22+11</td><td>0</td><td>1</td><td>112</td><td>0</td></tr></table> ou tout mélange équivalent, présenté en mole ou en pourcentage molaire.							CO(g)	CO2(g)	H2(g)	H2O(g)	N2(g)	O2(g)	Avant réaction	22	11	1	0	66+44+2 = 112	11.5	A l'équilibre	0	33 = 22+11	0	1	112	0	6 x 0,25 6 x 0,25
	CO(g)	CO2(g)	H2(g)	H2O(g)	N2(g)	O2(g)																						
Avant réaction	22	11	1	0	66+44+2 = 112	11.5																						
A l'équilibre	0	33 = 22+11	0	1	112	0																						
B-2	La chaleur libérée chauffe les espèces présentes après réaction : b) $\Delta_r \bar{H}_2^0 + 22 \Delta_r \bar{H}_3^0 + \left(\bar{C}_P^0 (H_2O(g)) + 33 \bar{C}_P^0 (CO_2(g)) + 112 \bar{C}_P^0 (N_2(g)) \right) \Delta T = 0$ $\Delta_r \bar{H}_2^0 + 22 \Delta_r \bar{H}_3^0 = -6490 \text{ kJ}$ $\bar{C}_P^0 (H_2O(g)) + 33 \bar{C}_P^0 (CO_2(g)) + 112 \bar{C}_P^0 (N_2(g)) = 4618 \text{ J.K}^{-1}$ ΔT= 1405 K Température adiabatique de flamme = 1703 K						1 0,5 0,5 0,5 0,5																					

Exercice 2 : Transformations d'un gaz parfait		10.5
1.	$\gamma = \bar{C}_P / \bar{C}_V$ et relation de Mayer : $R = \bar{C}_P - \bar{C}_V$ Donc $\bar{C}_V = R / (\gamma - 1)$ et $\bar{C}_P = \gamma R / (\gamma - 1)$	0.25 0.25+0.25
2.	Adiabatique : $dU = \delta W$ Réversible : $n \bar{C}_V dT = -P dV \rightarrow TV^{\gamma-1} = \text{cst} \rightarrow PV^{\gamma} = \text{cste}$	1
3.a	Isotherme réversible (A vers B)	(1.25 pt)
	$W_{AB}^{rev} = -nRT_A \ln V_B/V_A = -nRT_A \ln 2$	0.25
	$\Delta U_{AB} = W_{AB}^{rev} + Q_{AB}^{rev} = 0$ (isotherme) $Q_{AB}^{rev} = -W_{AB}^{rev} = nRT_A \ln 2$	0.25
	$\Delta S_{AB}^{\sigma} = Q_B^{rev}/T_A = nR \ln 2$	0.25
	$\Delta S_{AB}^{univ} = \Delta S_{AB}^{\sigma} + \Delta S_{AB}^{ext} = 0$ car réversible	0.25
	Bonus : Cours page 32 : "Le milieu extérieur est assimilé à une source σ_1 de température $T_1 = \text{cte}$. La température du système σ reste constamment égale à celle du milieu extérieur avec lequel il est en contact thermique. Le système évolue de l'état initial (P_i, V_i, T_1) à l'état final (P_f, V_f, T_1)."	0.25
3.b	Adiabatique réversible (A vers C)	(1 pt)
	$Q_{AC}^{rev} = 0$ (adiabatique)	0.25
	$\Delta U_{AC} = W_{AC}^{rev} + Q_{AC}^{rev} = n \bar{C}_V (T_C - T_A) = W_{AC}^{rev}$	0.25
	$\Delta S_{AC}^{\sigma} = 0$ (adiabatique réversible)	0.25
	$\Delta S_{AC}^{univ} = \Delta S_{AC}^{\sigma} + \Delta S_{AC}^{ext} = 0$ car réversible	0.25
	Transformation isochore réversible (C vers B)	(1.25 pt)
	La transformation de C vers B est isochore (réversible)	0.25
	$W_{CB}^{rev} = 0$	0.25
	$Q_{CB}^{rev} = n \bar{C}_V (T_B - T_C) = n \bar{C}_V (T_A - T_C)$	0.25
	$\Delta S_{CB}^{\sigma} = \int_{T_C}^{T_B} (n \bar{C}_V dT)/T = n \bar{C}_V \ln(T_B/T_C) = n \bar{C}_V \ln(T_A/T_C)$	0.25
	$\Delta S_{CB}^{univ} = \Delta S_{CB}^{\sigma} + \Delta S_{CB}^{ext} = 0$ car réversible	0.25
3.c	Adiabatique irréversible (A vers D)	(1.75 pt)
	$Q_{AD}^{irr} = 0$ (adiabatique)	0.25
	$\Delta U_{AD}^{irr} = W_{AD}^{irr} + Q_{AD}^{irr} = n \bar{C}_V (T_D - T_A) = W_{AD}^{irr}$	0.25
	ΔS_{AD}^{σ} = pas possible directement sur ce chemin car il est irréversible	0.25
	Choix d'un chemin réversible : isotherme rév. (A vers B) + isochore rév. (B vers D)	0.25
	$\Delta S_{AD}^{\sigma} = \Delta S_{AB}^{\sigma} + \Delta S_{BD}^{\sigma}$ $\Delta S_{AD}^{\sigma} = nR \ln 2 + \int_{T_B}^{T_D} (n \bar{C}_V dT)/T$ $\Delta S_{AD}^{\sigma} = nR \ln 2 + n \bar{C}_V \ln(T_D/T_A)$	0.5
	$\Delta S_{AD}^{univ} = \Delta S_{AD}^{\sigma} + \Delta S_{AD}^{ext} = \Delta S_{AD}^{\sigma}$ car adiabatique avec $\Delta S_{AD}^{ext} = 0$	0.25
3.d	isobare réversible (A vers E)	(1 pt)
	$Q_{AE}^{rev} = n \bar{C}_P (T_E - T_A)$	0.25
	$W_{AE}^{rev} = -P_A (V_E - V_A) = -P_A (2V_A - V_A) = -P_A V_A = -n R T_A$	0.25
	$\Delta S_{AE}^{\sigma} = \int_{T_A}^{T_E} (n \bar{C}_P dT)/T = n \bar{C}_P \ln(T_E/T_A)$	0.25
	$\Delta S_{AE}^{univ} = \Delta S_{AE}^{\sigma} + \Delta S_{AE}^{ext} = 0$ car réversible	0.25
3.e	Monobare irréversible (A vers E)	(1.5 pt)
	$W_{AE}^{irr} = -P_A (V_E - V_A) = -P_A (2V_A - V_A) = -P_A V_A = -n R T_A$	0.25
	$Q_{AE}^{irr} = \Delta U_{AE} - W_{AE}^{irr} = n \bar{C}_V (T_E - T_A) + n R T_A$ Ou bien comme $W_{AE}^{irr} = W_{AE}^{rev}$ alors $Q_{AE}^{irr} = Q_{AE}^{rev} = n \bar{C}_P (T_E - T_A)$	0.25
	ΔS_{AE}^{σ} = pas possible directement sur ce chemin car il est irréversible	

	<p>Choix d'un chemin réversible : isotherme rév. (A vers B) + isochore rév. (B vers E)</p> $\Delta S_{AE}^{\sigma} = \Delta S_{AB}^{\sigma} + \Delta S_{BE}^{\sigma}$ $\Delta S_{AE}^{\sigma} = nR \ln 2 + \int_{T_b}^{T_e} (n \overline{C_V} dT)/T$ $\Delta S_{AE}^{\sigma} = nR \ln 2 + n \overline{C_V} \ln(T_E/T_A)$ <p>Ou choix parmi d'autres d'un chemin réversible : isobare réversible (A vers E)</p> $\Delta S_{AE}^{\sigma} = \int_{T_A}^{T_E} (n \overline{C_P} dT)/T = n \overline{C_P} \ln(T_E/T_A)$	0.5
	<p>$\Delta S_{AE}^{univ} = \Delta S_{AE}^{\sigma} + \Delta S_{AE}^{ext}$</p> <p>Avec $\Delta S_{AE}^{\sigma} = nR \ln 2 + n \overline{C_V} \ln(T_E/T_A)$</p> <p>Et avec $\Delta S_{AE}^{ext} = -Q_{AE}^{irr} / T_E = -(n \overline{C_V} (T_E - T_A) + n R T_A)/T_E$ ou $-(n \overline{C_P} (T_E - T_A))/T_E$</p>	0.5
3.f	<div> <p>— a) Isotherme réversible (AB)</p> <p>— b) Adiabatique réversible (AC) + — isochore réversible (CB)</p> <p>c) Adiabatique irréversible (AD)</p> <p>d) — Isobare réversible (AE)</p> <p>e) Monobare irréversible (AE)</p> </div> <p>Justification position du point D (Cf cours page 60)</p> <p>Pour une adiabatique : $T_D (irr) > T_C (rev)$</p> <p>Pour une détente adiabatique diminution de la température par rapport à une isotherme : $T_B > T_D$</p>	<p>Positionnement des états 1 pt (-0.25 par erreur)</p> <p>Tracé des transformations 0.75 pt (-0.25 par erreur ou oubli)</p> <p>0.25</p>