



TD Thermochimie (S4)

Exercice 1:

Sachant qu'une mole de gaz parfait occupe à 0°C et sous pression d'une atmosphère (conditions normales) un volume égale à 22.4 l, calculer la valeur de la constante des gaz parfait en L.atm.mol⁻¹.K⁻¹; en J. mol⁻¹.K⁻¹; et en cal. mol⁻¹.K⁻¹.

Données : 1J = Pa.m³; 1 atm = 10⁵ pa; 1L = 1 dm³ = 10⁻³ m³; 1 cal = 4.18 J

Exercice 2:

L'oxyde de cuivre réagit avec le carbone pour former du dioxyde de carbone et du cuivre métal. Soit 0.02 mol de (CuO) et 0.05 mol de (C); Déterminer l'avancement de la réaction chimique.

Exercice 3:

Soit la réaction de combustion de l'éthanol liquide à T0 = 298°K



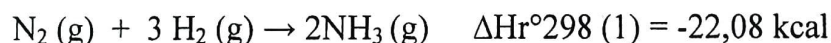
- Calculer l'enthalpie de réaction à T0 et T1 = 343°K
- Déduire la chaleur de réaction à volume constant à T0 et T1

	C ₂ H ₅ OH (liq)	CO ₂ (g)	H ₂ O(liq)	C ₂ H ₅ OH(g)	O ₂ (g)
ΔH _f en KJ/mol	-277	-393	-286		
C _p J/K.mol	111	37.1	75.2	65.44	29.4

T_{vap} (C₂H₅OH (liq)) = 352°K, ΔH_{vap}(C₂H₅OH) = 38.56 KJ/mol, T_{vap}(H₂O) = 373°K

Exercice 4:

A 25°C l'enthalpie de la réaction suivante :



Calculer en fonction de la température l'enthalpie de la réaction à une température T sachant que les chaleurs molaires sont :

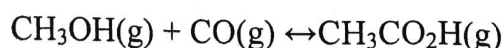
$$C_p(\text{N}_2, \text{g}) = 6,85 + 0,28 \cdot 10^{-3} T \quad ; \quad C_p(\text{NH}_3, \text{g}) = 5,72 + 8,96 \cdot 10^{-3} T$$

$$C_p(\text{H}_2, \text{g}) = 6,65 + 0,52 \cdot 10^{-3} T$$

Nous supposons qu'il n'y a pas de changement de phases dans cet intervalle de température.

Exercice 5:(loi de Hess)

L'équation de la réaction de synthèse industrielle de l'acide éthanoïque :



- a- Calculer l'enthalpie standard de la réaction à 298 K.
- b- Calculer l'entropie standard de la réaction à 298 K. Justifier le signe de cette entropie standard.

Composé	CH ₃ OH _(g)	CO _(g)	CH ₃ CO ₂ H _(g)
$\Delta_r H^\circ_f$ (kJ·mol ⁻¹)	-201,5	-110,5	-460,8
S° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)	2 239,8	197,7	282,4

Exercice 6:

L'étain (Sn) existe sous deux formes allotropiques, l'étain blanc et l'étain gris. Quelle est la forme la plus stable à 25°C, sachant que l'entropie molaire standard absolue (S°_{298}) de l'étain blanc est égale à 26,33 J·mol⁻¹·K⁻¹ et que celle de l'étain gris est égale à 25,75 J·mol⁻¹·K⁻¹ et que la variation de l'enthalpie ΔH_{298} due à la transformation d'étain blanc en étain gris est égale à 2,21 kJ·mol⁻¹.

Exercice 7:

Le carbonate de calcium CaCO₃(S) se décompose selon la réaction :



- a- Cette réaction est elle thermodynamiquement possible dans les conditions standards?
- b- A partir de quelle température devient-elle possible? on suppose que l'enthalpie et l'entropie de la réaction sont indépendantes de la température.

On donne les enthalpie molaires de formation et les entropies molaires absolues à l'état standard:

	CaCO ₃ (S)	CaO(S)	CO ₂ (g)
$\Delta H(298^\circ\text{K})$ en KJ/mol	-1210.11	-393.14	-634.11
$\Delta S(298^\circ\text{K})$ en J/mol.K	92.8	213.6	39.71

Exercice 8:

1- La réaction suivante réalisée à 298 °K et sous pression constante (P = 1 atm), absorbe une chaleur de 80.64 KJ. CH₃COCH₃(g) → CH₄(g) + CH₂CO(g)

Connaissant les données thermodynamiques suivantes exprimées en KJ/mol:

$\Delta H_f(\text{CH}_4(\text{g}))$	$\Delta H_f(\text{CH}_2\text{CO}(\text{g}))$	$\Delta H_L(\text{H-H})$	$\Delta H_L(\text{O=O})$	$\Delta H_D(\text{C-H})$	$\Delta H_D(\text{C-C})$	$\Delta H_{\text{sub}}(\text{C}_s)$
-74.9	-61.03	-435.5	-498	-413.8	-345	718

- a- Déterminer l'enthalpie de formation de CH₃COCH₃(g)
- b- Déterminer l'enthalpie de liaison C=O dans CH₃COCH₃(g) sachant la réaction suivante:
- $$3 \text{C}(\text{s}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{g})$$
- 2- Déterminer la chaleur échangée si la réaction est réalisée à volume constant.
- 3- Calculer l'enthalpie libre de la réaction ΔG_r à T= 298 °K. $\Delta S_r = 136.3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$