

# Chimie I: Chimie Générale



SCIENCES DE LA  
VIE ET DE LA TERRE



**Shop**



- Cahiers de Biologie + Lexique
- Accessoires de Biologie



**Etudier**



Visiter [Biologie Maroc](http://www.biologie-maroc.com) pour étudier et passer des QUIZ et QCM en ligne et Télécharger TD, TP et Examens résolus.



**Emploi**



- CV • Lettres de motivation • Demandes...
- Offres d'emploi
- Offres de stage & PFE

A photograph of four young adults, two men and two women, standing in a brightly lit hallway. They are all smiling and looking towards the camera. The woman in the center is holding a stack of colorful books and a brown folder. The man on the far right is wearing glasses and holding a folder. The text 'LES ÉTUDIANTS DE SVT [S1]' is overlaid in white, bold, serif font across the middle of the image.

# LES ÉTUDIANTS DE SVT [S1]

” Faculté des science - Tetouan  ”

 Correction les serie 1 et 2  
de thermodynamique   

Date : 2018/2019

Réalisé par :  
Fatima zahra ballouki

TD de Chimie Générale : SVT (S1)  
Série No 1

EXERCICE I

Dans un récipient de 2 litres est enfermé un mélange gazeux constitué de 0.24g (H<sub>2</sub>) ; 0.64g d'O<sub>2</sub> et de 0.48g de CH<sub>4</sub> à une température égale à 40°C.

- Déterminer la fraction molaire de chacun de ces constituants.
- Déterminer les pressions partielles de chacun des constituants et la pression totale du mélange.

Données : M(H) = 1 ; M(C) = 12 ; M(O) = 16 ;  
R = 0.0821atmK<sup>-1</sup>mol<sup>-1</sup>

EXERCICE II

On comprime à T constante une mole de gaz parfait de 1 à 12 atm. Etablir en fonction de R et T, l'expression du travail recue par le système dans les cas suivants :

- La compression est effectuée irréversiblement à pression extérieure constante.
- La compression irréversible s'effectuant en deux étapes : On fait passer la pression extérieure de 1 à 6 atm, puis de 6 à 12 atm.
- La compression est effectuée réversiblement. Comparer les différentes valeurs du travail recue par le système et conclure.

EXERCICE III

Dans une bouteille thermo, contenant 360 cm<sup>3</sup> d'eau à 25°C on ajoute 500g d'eau à 80°C.

- Calculer la température du système lorsque l'équilibre est atteint.

Données : Chaleur massique de l'eau : C<sub>eau</sub> = 4,18 j/g  
Masse volumique de l'eau : ρ<sub>eau</sub> = 1g/cm<sup>3</sup>

EXERCICE IV

On place 50 g d'eau dans un calorimètre adiabatique. Au bout d'un certain temps la température final est 20°C. On ajoute 50g d'eau à 30°C. La température finale est de 24°C. Quelle est la masse en eau μ du calorimètre ?

Dans le calorimètre précédent, on introduit 100g d'eau, l'ensemble est à 20°C. On y ajoute 100g d'huile à 100°C à pression constante. La température finale est de 45°C. Quelle est la chaleur massique de l'huile (C<sub>huile</sub>) ?

Données : chaleur massique de l'eau : C<sub>eau</sub> = 1 calK<sup>-1</sup>g<sup>-1</sup>

# thermodynamique

## Correction de Série No: 1

### + Exercice 1:

a) - fractions molaire

$$X_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{m_{tot}} \quad ; \quad X_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{m_{tot}}$$

$$; \quad X_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{m_{tot}}$$

- calcul des nombres de moles:

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M} = \frac{0,24}{2} = 0,12 \text{ moles}$$

$$n_{O_2} = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{0,64}{32} = 0,02 \text{ moles}$$

$$n_{O_2} = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{0,64}{32} = 0,02 \text{ moles}$$

$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{M(CH_4)} = \frac{0,48}{16} = 0,03 \text{ moles}$$

$$n_{tot} = n_{O_2} + n_{H_2} + n_{CH_4} = 0,17 \text{ moles}$$

$$\text{d'où} : X_{H_2} = \frac{0,12}{0,17} = 0,71$$

$$X_{O_2} = \frac{0,02}{0,17} = 0,12$$

$$X_{CH_4} = \frac{0,03}{0,17} = 0,18$$

$$\text{on vérifie } \sum X_i = 1$$

$$X_{H_2} + X_{O_2} + X_{CH_4} \approx 1,01 \approx 1$$

b) - calculer des pressions partielles:

les gaz sont assimilés à des gaz parfait

càd:

$$P_i \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

JAN:

$$R = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = 2 \text{ l}$$

$$T = 40^\circ\text{C} = 313 \text{ K}$$

$$T^\circ\text{K} = T^\circ\text{C} + 273$$

$$P(\text{He}) = n(\text{He}) \cdot \frac{R \cdot T}{V} = 0,12 \times \left( \frac{0,082 \times 313}{2} \right) = 12,833$$

$$= 1,54 \text{ atm}$$

$$P(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,02 \cdot 0,082 \cdot 40}{2} = 0,26 \text{ atm}$$

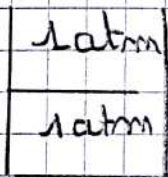
$$P(\text{CH}_4) = n_{\text{CH}_4} \left( \frac{RT}{V} \right) = 0,03 \cdot 12,833 = 0,38 \text{ atm}$$

+ En déduire la pression totale:

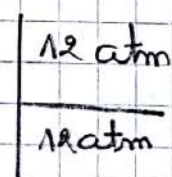
$$P_{\text{totale}} = P_{\text{He}} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{CH}_4} = 1,54 + 0,26 + 0,38$$

$$P_{\text{totale}} = 2,18 \text{ atm}$$

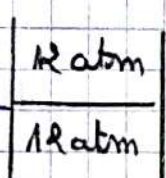
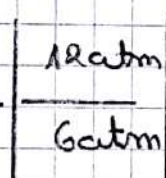
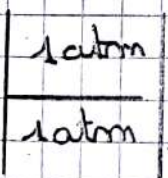
+ Exercice 2:



transf  
irréversible  
rapide



le cas  $\Rightarrow$  (a)



(b)

$w_1$

$w_2$

$$w(b) = w_1 + w_2$$



$w_c = ?$  transformation réversible (lente)

- a) - transformation irréversible: on applique au système dès l'instant initial une pression de 12 atm, maintenue constante tout le long de l'évolution du système vers son état d'équilibre final.

ona:  $\delta w = -P_{ext} du$

on  $P_{ext} = P_{final} = \text{constante}$

$$\Rightarrow w = - \int_{v_i}^{v_f} P_{final} \cdot du = -P_f (v_f - v_i)$$

ona un gaz parfait  $\left\{ \begin{array}{l} P_f v_f = RT \Rightarrow v_f = \frac{RT}{P_f} \\ P_i v_i = RT \Rightarrow v_i = \frac{RT}{P_i} \end{array} \right.$

$$\text{d'au } w = -P_f \left( \frac{RT}{P_f} - \frac{RT}{P_i} \right)$$

$$w = RT \left( \frac{P_f}{P_i} - 1 \right)$$

A.N  $P_f = 12 \text{ atm}$

$P_i = 1 \text{ atm}$

$$w(a) = RT \left( \frac{12}{1} - 1 \right) = w(a) = 11 RT$$

- b) - on a une transformation irréversible en 2 étapes.

$$w_b = w_1 + w_2$$

$$w_b = RT \left( \frac{P_F}{P_I} - 1 \right) + RT \left( \frac{P_F'}{P_I'} - 1 \right)$$

$$= RT \left( \frac{6}{1} - 1 \right) + RT \left( \frac{12}{6} - 1 \right)$$

$$= 5RT + RT = 6RT$$

$$w_b = 6RT$$

c) - transformation de variable (lente)

$$\text{car } P_{\text{ext}} = P_{\text{sys}} = P$$

à chaque instant de la transformation on a un équilibre entre le système et le milieu extérieur

$$SW = -P_{\text{ext}} du$$

$$SW = - \int_I^F P du = -P du$$

$$PV = RT$$

$$\Rightarrow P = \frac{RT}{V} \Rightarrow W = \int_F^I \frac{RT}{V} du$$

$$W = RT \int_F^I \frac{du}{V} = RT [\log V]_F^I$$

$$= RT \log \frac{V_I}{V_F}$$

$$\text{car on sait } P_F V_F = P_I V_I = RT$$

$$\frac{V_F}{V_I} = \frac{P_I}{P_F} \Rightarrow W = RT \log \frac{P_F}{P_I}$$

$$\text{d'où } w_c = RT \log \frac{P_F}{P_I}$$

$$\text{AV : } w_c = RT \log \left( \frac{12}{1} \right) = 2,5 RT$$

$$w_c = 2,5 RT$$

\* conclusion :  $w_a > w_b > w_c$

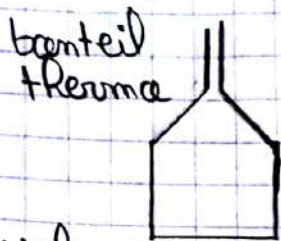
le travail reçu par le système diminue quand



On peut d'une transformation irréversible une transformation Réversible.

### + Exercice 3:

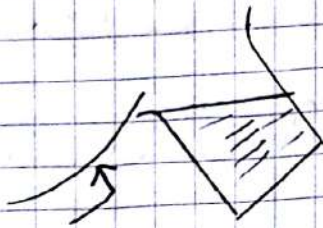
On applique le premier "zéro" de la thermodynamique



Volume  
( $V_A$ )

$$V_A = 360 \text{ cm}^3$$

$$T_A = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$



$$m_B = 500 \text{ g}$$

$$T_B = 80^\circ\text{C} = 353 \text{ K}$$



état final  $m_A + m_B$

Cette transformation se fait dans un milieu adiabatique (système isolé thermiquement = thermique) la quantité de chaleur absorbée par  $m_A$ , grammes de  $\text{H}_2\text{O}(l)$  passant de  $T_A = 25^\circ\text{C}$  à  $T_{eq}$  après le mélange sera l'équilibre thermique

$$|Q_A| = |Q_B|$$

$$m_A c_A (T_{eq} - T_A) = m_B c_B (T_B - T_{eq})$$

$$c_A = c_B$$

$$\text{d'où : } T = \frac{m_A T_A + m_B T_B}{m_A + m_B}$$

$$\text{AN : } \left. \begin{array}{l} m_B = 500 \text{ g} \\ m_A = ??? \end{array} \right\} \text{ car } \left. \begin{array}{l} V_A = 360 \text{ cm}^3 \\ \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3 \end{array} \right.$$

$$\rho = \frac{m_A}{V} \Rightarrow m_A = \rho \times V = 1 \times 360 = 360 \text{ g}$$

$$\text{donc } T = \frac{360 \times 298 + 500 \times 353}{500 + 360}$$

$$T \approx 330 \text{ K} \approx 37^\circ \text{C}$$

(الكبير - صغير)

$$|Q_A| = m_A \cdot c_A (T_{\text{eq}} - T_A)$$

\* La quantité de chaleur fournie par  $m_B$  grammes de  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{e})}$  passant de  $T_B = 80^\circ \text{C}$  à  $T_{\text{eq}}$  est

$$|Q_B| = m_B \cdot c_B (T_B - T_{\text{eq}})$$

+ Exercice 4:



$$\left. \begin{array}{l} \text{eau froide (à priori } Q_2') \\ \text{bouteil (à priori } Q_2'') \end{array} \right\} \begin{array}{l} Q_2 = Q_2' + Q_2'' \\ |Q_1| = |Q_2| \end{array}$$

La quantité de chaleur cédée par l'eau initialement à  $30^\circ \text{C}$

$$Q_1 = 1 \times 50 \times (30 - 24)$$

$$1 \times 50 (303 - 297)$$

$$Q_1 = 300 \text{ cal}$$

\* La quantité de chaleur reçue par l'eau froide initialement à  $T = 20^\circ \text{C}$  est  $Q_2'' = 1 \times 50 \times (24 - 20)$ .

\* La quantité de chaleur reçue par le calorimètre en masse en eau  $\mu$  est  $Q_2' = 1 \times \mu \times (24 - 20)$

$$Q_2 = Q_2' + Q_2'' = 1 \times (\mu + 50) (24 - 20)$$

$$Q_2 = 4\mu + 200$$

Le principe zéro de la thermodynamique  $\Rightarrow |Q_1| = |Q_2|$

$$1 \times (\mu + 50) (24 - 20) = 4\mu + 200 = Q_2 = 300 \text{ cal}$$

$$\Rightarrow \mu = \frac{300 - 200}{4} = 25 \text{ g}$$

calorimètre

2) Détermination expérimental de  $c_p$  de l'huile  
La quantité de chaleur cédée par l'huile ajoutée

$$\text{est } Q_1' = c_p \times 100 \times (100 - 45)$$

La quantité de chaleur reçue par :

- eau est  $1 \times 100 \times (45 - 20)$

- calorimètre est  $1 \times (\mu = 25g) (45 - 20)$

- reçue par l'eau et le calorimètre sont

$$Q_2' = 1 \times 100 \times (45 - 20) + 1 \times \mu \times (45 - 20)$$

$$Q_2' = 1 \times (100 + 25) (45 - 20)$$

principe zéro  $\Rightarrow |Q_1'| = |Q_2'|$

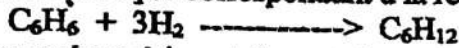
$$\Rightarrow c_p \times 100 \times (100 - 45) = 1 \times (100 + 25) (45 - 20)$$

$$c_p = \frac{(100 + 25) (45 - 20)}{100 \times (100 - 45)}$$

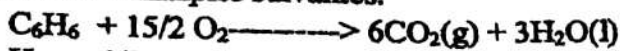
Soit  $c_p = 0,57 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$

**EXERCICE I**

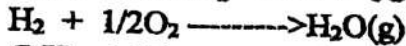
Calculer l'enthalpie correspondant à la réaction d'hydrogénation du benzène en cyclohexane



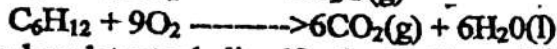
On a mesuré expérimentalement dans un calorimètre les chaleurs de combustion correspondant au variation d'enthalpies suivantes:



$$\Delta H_1 = -783 \text{ Kcal/mol}$$

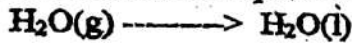


$$\Delta H_2 = -57,9 \text{ Kcal/mol}$$



$$\Delta H_3 = -939 \text{ Kcal/mol}$$

et la chaleur latente de liquéfaction de l'eau c'est celle qui correspond au passage



$$\Delta H = -10,4 \text{ Kcal/mol}$$

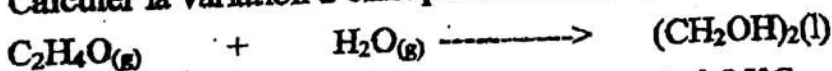
**EXERCICE II**

A l'aide des données précisées dans le tableau ci-dessous, calculer l'enthalpie de formation de l'oxyde de carbone gazeux à 1200° K

Eléments	Enthalpie standards de formation $\Delta H_{298}$ [cal/mol]	Capacités calorifiques molaires à P = cst [cal°K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup> ]
C(s)		$1,2 + 0,005 T - 1,2 \cdot 10^{-6} T^2$
O2(g)		$6,5 + 0,0010 T$
CO(g)	-26420	$6,6 + 1,2 \cdot 10^{-3} T$

**EXERCICE III**

Calculer la variation d'entropie standard à 25°C de la réaction suivante :



On donne les entropies absolues des composés à 25°C

	$C_2H_4O(g)$	;	$H_2O(g)$ ;	$CH_2OH(l)$
$S^\circ$ (cal.K <sup>-1</sup> .mole <sup>-1</sup> )	58.16		45.14	39.93

### EXERCICE IV

Calculer la variation d'entropie lorsqu'une mole d'iode solide à 25°C se vaporise à 184°C sous la pression  $P=1 \text{ atm}$ .

On donne :

$$C_p(I_{2,s}) = 54.6 \text{ JK}^{-1} \text{ mole}^{-1}$$

$$C_p(I_{2,l}) = 81.5 \text{ JK}^{-1} \text{ mole}^{-1}$$

$$\Delta_h \text{ fusion} = 15633 \text{ Jmole}^{-1}$$

$$\text{Température de fusion : } T_f = 113^\circ\text{C}$$

$$\Delta_h \text{ vaporisation} = 25498 \text{ Jmole}^{-1}$$

$$\text{Température de vaporisation : } T_v = 184^\circ\text{C}$$

### EXERCICE V

On considère le système formé de trois constituants  $\text{CaCO}_3(s)$  ;  $\text{CaO}(s)$  et  $\text{CO}_2(g)$ . En fonction des données, ci dessous prévoir si le carbonate de calcium peut se décomposer en  $\text{CaO}(s)$ , et  $\text{CO}_2(g)$  à la température ordinaire de 25°C.

Composés	$\Delta H^\circ_{298K}$	$S^\circ_{298K}$
$\text{CaCO}_3(s)$	-289500 cal mole <sup>-1</sup>	22.2 cal K <sup>-1</sup> mole <sup>-1</sup>
$\text{CaO}(s)$	-151700 cal mole <sup>-1</sup>	9.5 cal K <sup>-1</sup> mole <sup>-1</sup>
$\text{CO}_2(g)$	-94052 cal mole <sup>-1</sup>	51.1 cal K <sup>-1</sup> mole <sup>-1</sup>

### EXERCICE VI

On considère la réaction de formation de AgCl selon l'équation



$$\Delta H^\circ_{298} = -127.07 \text{ KJ mole}^{-1}$$

1) Cette réaction est elle possible à  $T = 25^\circ\text{C}$  et à  $P = 1 \text{ atm}$  ?

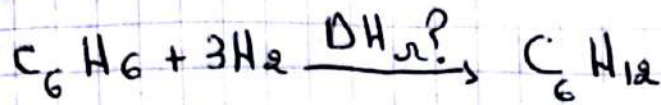
Les entropies standards à 25°C de  $\text{Ag}(s)$  ;  $\text{Cl}_2(g)$  et  $\text{AgCl}(s)$  sont respectivement : 42.6 ; 223.0 et 96.2 en  $\text{JK}^{-1} \text{ mole}^{-1}$

2) L'augmentation de la température favorise-elle cette réaction ?

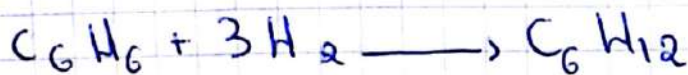
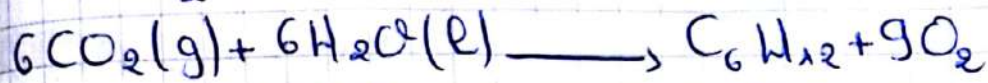
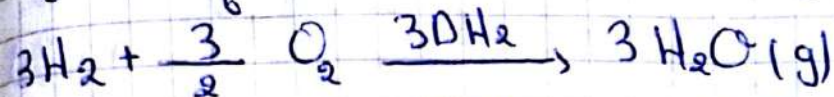
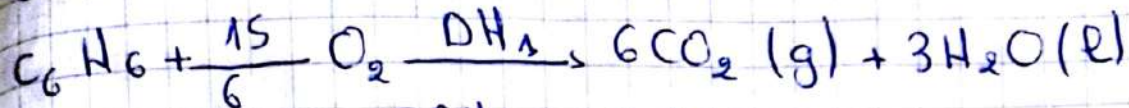
3) Calculer l'entropie de AgCl à 870K sachant que sa température de fusion est  $T_f = 728\text{K}$ .  $\Delta H^\circ_f = 12.887 \text{ KJ mole}^{-1}$  (Chaleur latente de fusion). Les capacités calorifiques de AgCl solide et liquide sont respectivement  $C_p(s) = 62.26 + 4.81 T - 11.3 \cdot 10^5/T^2 \text{ JK}^{-1} \text{ mole}^{-1}$   
 $C_p(l) = 66.94 \text{ JK}^{-1} \text{ mole}^{-1}$

# Correction de Série N° 2

## Exercice I :



a)  $P = \text{constante}$      $Q_e = \Delta H$



$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + 3\Delta H_2 - \Delta H_3 + \Delta H_4$$

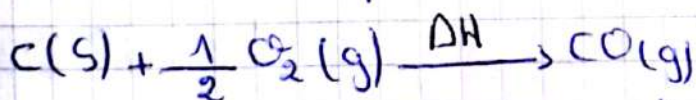
$$\frac{\Delta H_2}{\Delta H_2} = 783 - 3 \times 57,9 + 939 - 3 \times 10,4$$

$$\Delta H_2 = -48,9 \text{ K cal / mol}$$

(méthode algébrique)

## Exercice II :

L'oxyde de carbone CO est formé à partir des éléments simples C(s) et O<sub>2</sub>(g)



On connaît  $\Delta H_f(298^\circ C) = 26420 \text{ cal / mol}$ .

"et on veut déterminer  $\Delta H_f(1200^\circ K)$  ??"

on utilise la formule de Kirchhoff.

$$\Delta H_{1200} = \Delta H_{298} + \int_{298}^{1200} \Delta C_p dT$$

$$\Delta c_p = \sum \nu_i c_p(\text{produit}) - \sum \nu_i c_p(\text{reactif})$$

$$\Delta c_p = c_p(\text{CO}) - c_p(\text{C}) - \frac{1}{2} c_p(\text{O}_2)$$

$$\Delta c_p = 6,6 + 1,2 \times 10^{-3} - 1,2 = 0,005T + 1,2 \times 10^{-6} T^2 - \frac{0,001T}{2}$$

$$\Delta c_p = 2,15 - 4,3 \times 10^{-3} T + 1,2 \times 10^{-6} T^2$$

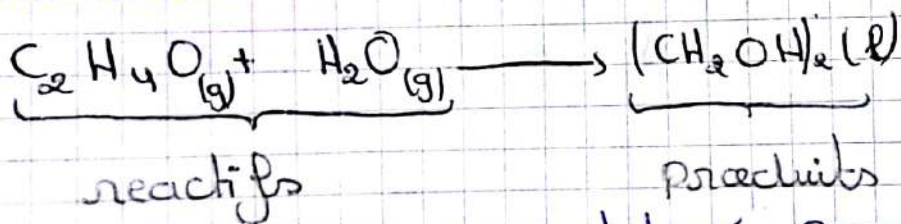
$$\Delta H_{1200} = 26420 + \int_{298}^{1200} (2,15 - 4,3 \times 10^{-3} T + 1,2 \times 10^{-6} T^2) dT$$

$$\Delta H_{1200} = -26420 + \int_{298}^{1200} 2,15 dT - \int_{298}^{1200} 4,3 \times 10^{-3} T dT + \int_{298}^{1200} 1,2 \times 10^{-6} T^2 dT$$

$$\Delta H_{1200} = 26420 + 2,15(1200 - 298) - \frac{4,3 \times 10^{-3}}{2} (1200^2 - 298^2) + \frac{1,2 \times 10^{-6}}{3} (1200^3 - 298^3)$$

$$\Delta H_{1200} = -26405 \text{ cal/mol}$$

+ Exercice III:



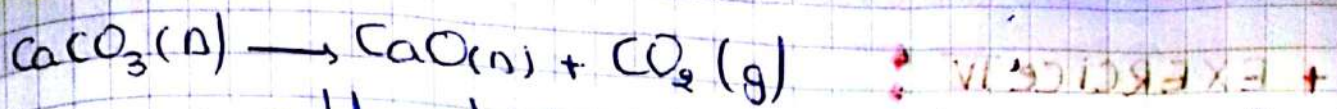
$$* \Delta S^\circ = \sum_i \nu_i S^\circ(\text{produits}) - \sum_j \nu_j S^\circ(\text{reactifs})$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ((\text{CH}_2\text{OH})_2, l) - S^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}, g) - S^\circ(\text{H}_2\text{O}, g)$$

$$\Delta S^\circ = 39,93 - 58,16 - 45,14$$

$$\Delta S^\circ = -63,37 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

## + Exercice V :



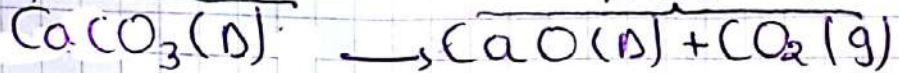
Pour que cette décomposition soit possible, il faut que  $\Delta G_{298}^{\circ} < 0$  (diminution de l'enthalpie libre).

\* Calcul de  $\Delta G_{298}^{\circ}$  (enthalpie libre).

$$\Delta G_{298}^{\circ} = \Delta H_{298}^{\circ} - T \Delta S_{298}^{\circ}$$

\* Calcul de  $\Delta H_{298}^{\circ}$  :

$$\Delta H_{298}^{\circ} = \sum_i \nu_i \Delta H_f^{\circ}(\text{produits}) - \sum_i \nu_i \Delta H_f^{\circ}(\text{réactifs})$$



$$\Delta H_{298}^{\circ} = \Delta H_f^{\circ}(\text{CaO, s}) + \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2, \text{g}) - \Delta H_f^{\circ}(\text{CaCO}_3, \text{s})$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} = -151700 - 94052 + 289500$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} = 43748 \text{ cal mol}^{-1}$$

+ Calcul de  $\Delta S_{298}^{\circ}$  :

$$\Delta S_{298}^{\circ} = \sum_i \nu_i S^{\circ}(\text{produits}) - \sum_i \nu_i S^{\circ}(\text{réactifs})$$

$$\Delta S_{298}^{\circ} = S^{\circ}(\text{CaO, s}) + S^{\circ}(\text{CO}_2, \text{g}) - S^{\circ}(\text{CaCO}_3, \text{s})$$

$$\Delta S_{298}^{\circ} = 9,5 + 51,1 - 22,2$$

$$\Delta S_{298}^{\circ} = 38,4 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta G_{298}^{\circ} = \Delta H_{298}^{\circ} - T \Delta S_{298}^{\circ}$$

$$\Delta G_{298}^{\circ} = 43748 - 298 \times 38,4$$

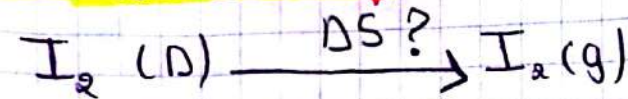
$$\Delta G_{298}^{\circ} = 32304,8 \text{ cal mol}^{-1}$$

$\Delta G_{298}^{\circ} > 0$ , la réaction n'est pas spontanée, d'où la décomposition de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  en  $\text{CaO}(\text{s})$



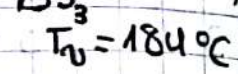
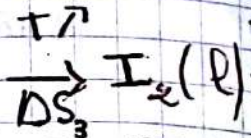
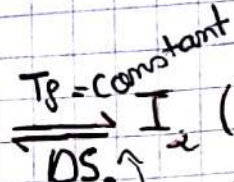
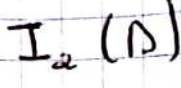
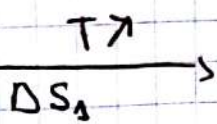
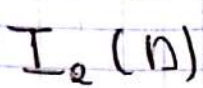
et  $\text{CO}_2(\text{g})$  est impossible à  $25^\circ\text{C}$ .

### + EXERCICE IV



$$T = 25^\circ\text{C}$$

$$T = 184^\circ\text{C}$$



$$25^\circ\text{C}$$

$$298 \text{ K}$$

$$T_p = 113^\circ\text{C}$$

$$386 \text{ K}$$

changement "de phase"

$$T_0 = 184^\circ\text{C}$$

$$457 \text{ K}$$

(g)

400

$\Delta S$

$$* \Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 + \Delta S_4$$

+  $\Delta S_1$  et  $\Delta S_3$  correspondent à l'augmentation de température.

+  $\Delta S_2$  et  $\Delta S_4$  correspondent au changement des phases.

$$* \Delta S_1 = \int_{298}^{386} \frac{C_p(\text{D})}{dT} dT$$

$$* \Delta S_3 = \int_{386}^{457} \frac{C_p(\text{L})}{T} dT$$

$$* \Delta S_2 = \frac{\Delta H_f}{T_p}$$

$$* \Delta S_4 = \frac{\Delta H_v}{T_v}$$

$$* L_f = \Delta H_f$$

$$* \Delta S = \int_{298}^{386} \frac{C_p(\text{D})}{dT} dT + \frac{\Delta H_f}{T_p} + \int_{386}^{457} \frac{C_p(\text{L})}{T} dT + \frac{\Delta H_v}{T_v}$$

$$\Delta S = 54,6 \ln \frac{86}{298} + \frac{19633}{386} + 84,5 \ln \frac{457}{386} + \frac{25498}{457}$$

$$\Delta S = 124,35 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

### \* EXERCICE VI \*



+ pour que cette réaction soit possible, il faut que

$$\Delta G_{298}^\circ < 0$$

$$\Delta G_{298}^\circ = \Delta H_{298}^\circ - T \Delta S_{298}^\circ$$

$$\Delta H_{298}^\circ = -127,07 \text{ KJ mol}^{-1}$$

### \* Calcul de $\Delta S_{298}^\circ$ \*

$$\Delta S_{298}^\circ = \sum_i \nu_i S_{298}^\circ (\text{produits}) - \sum_i \nu_i S_{298}^\circ (\text{réactifs})$$

$$\Delta S_{298}^\circ = S_{298}^\circ (\text{AgCl, s}) - S_{298}^\circ (\text{Ag, s}) - \frac{1}{2} S_{298}^\circ (\text{Cl}_2, \text{g})$$

$$\Delta S_{298}^\circ = 96,2 - 42,6 - \frac{223}{2}$$

$$\Delta G_{298}^\circ = \Delta H_{298}^\circ - T \Delta S_{298}^\circ$$

$$\Delta S_{298}^\circ = -57,9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{298}^\circ = -127,07 \text{ KJ mol}^{-1}$$

$$= -127070 \text{ J mol}^{-1}$$

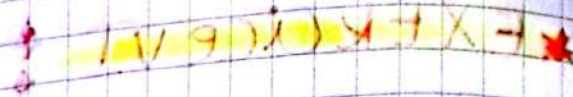
$$\Delta G_{298}^\circ = -127070 - 298 (-57,9)$$

$$\Delta G_{298}^\circ = -109800 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta G_{298}^\circ = -109,8 \text{ KJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_{298}^{\circ} < 0$$

$\Rightarrow$  Reaction est possible à  $T = 25^{\circ}\text{C}$



# Bon courage



## LIENS UTILES 🙌

Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

