

## TD 2 de Chimie Générale:

### Thermodynamique: 1<sup>er</sup> et 2<sup>nd</sup> principes

#### Exercice 1: Un glaçon dans l'eau chaude...

Un glaçon de 36g à la température de -5°C est plongé dans 108g d'eau à 60°C.

- 1) D'après vous que se passe-t-il?
- 2) En supposant que le glaçon fond entièrement, déterminer la température finale  $\theta_f$  de l'eau.

Données: Enthalpie standard de fusion de H<sub>2</sub>O à 0°C:  $\Delta_{fus}H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 6,0 \text{ kJ/mol}$   
Capacité calorifique de la glace:  $cp^\circ_{(glace)} = 38 \text{ J/mol/K}$   
Capacité calorifique de l'eau liquide:  $cp^\circ_{(eau)} = 76 \text{ J/mol/K}$   
Masse molaire de H<sub>2</sub>O:  $M = 18 \text{ g/mol}$

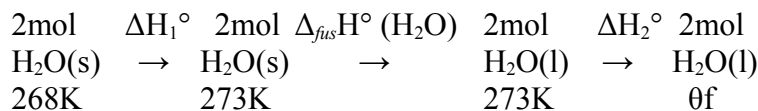
#### Correction:

- 1) Le glaçon fond et la température de l'eau diminue.
- 2) On calcule tout d'abord les quantités de matière respectives de l'eau et du glaçon.

$$n(\text{glaçon}) = (m/M) = (36/18) = 2 \text{ mol}$$

$$n(\text{eau}) = (m/M) = (108/18) = 6 \text{ mol}$$

On considère l'enchaînement des réactions qui vont conduire du glaçon à l'état solide jusqu'au glaçon transformé en eau liquide à  $\theta_f$ .



$$\begin{aligned} \Delta H_1^\circ + n(\text{glace}) * \Delta_{fus}H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H_2^\circ &= - \Delta H_{(\text{eau liquide})}^\circ \\ \int_{268}^{\theta_f} (cp^\circ_{(glace)} * n(\text{glaçon}))dT + n(\text{glace}) * \Delta_{fus}H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \int_{273}^{\theta_f} (cp^\circ_{(eau)} * n(\text{glaçon}))dT \\ &= - \int_{333}^{\theta_f} (cp^\circ_{(eau)} * n(\text{eau}))dT \end{aligned}$$

$$38 * 2 * (273 - 268) + 2 * 6000 + 76 * 2 * (\theta_f - 273) = - 76 * 6 * (\theta_f - 333)$$

$$380 + 12\,000 + 152 \theta_f - 41\,496 = - 456 \theta_f + 151\,848$$

$$608 \theta_f = 180\,964$$

$$\theta_f = (180\,964/608) \approx 298\text{K} = 25^\circ$$

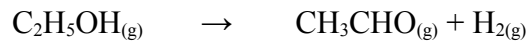
#### ▲ Remarques ▲:

Mettre toutes les valeurs dans les mêmes unités! On ne mélange pas les kJ et les J ou les °C et les K, lorsqu'on a choisi une unité, on exprime toutes les données dans cette même unité, sinon le calcul n'a aucune chance d'aboutir.

Ici les intégrales sont simples à calculer car  $cp^\circ$  et  $n$  sont considérés comme constants et indépendants de la température (T) or  $\int c_{ste} dT = (T_f - T_i) \cdot c_{ste}$ .

## Exercice 2: Enthalpie de réaction, énergie interne

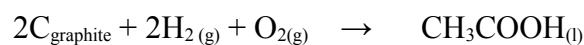
On considère tout d'abord la réaction de dissociation de l'éthanol gazeux:



1) Déterminer l'enthalpie de cette réaction à 298K et 1atm.

Données:  $\Delta_f H^\circ_{C_2H_5OH} = -235$  kJ/mol,  $\Delta_f H^\circ_{CH_3CHO} = -166$  kJ/mol

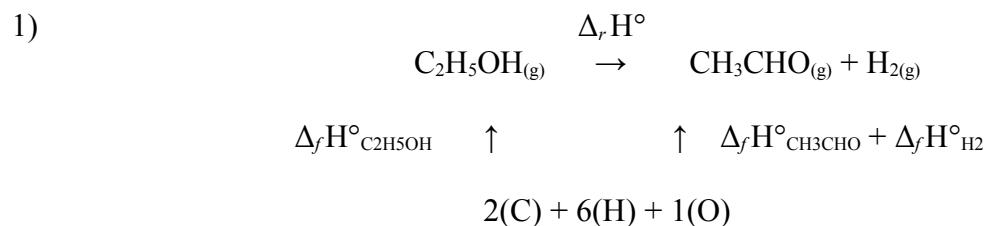
On considère maintenant la réaction de formation de  $CH_3COOH_{(l)}$  suivante:



2) Déterminer la variation d'énergie interne de cette réaction à 298K et 1bar.

Données:  $\Delta_f H^\circ_{CH_3COOH} = -485,4$  kJ/mol

### Correction:



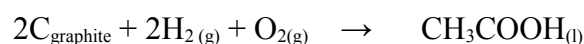
$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ_{CH_3CHO} + \Delta_f H^\circ_{H_2} - \Delta_f H^\circ_{C_2H_5OH}$$

Or  $\Delta_f H^\circ_{H_2} = 0$  car  $H_2$  est un corps pur.

$$\Delta_r H^\circ = -166 + 235$$

$$\Delta_r H^\circ = \mathbf{69 \text{ kJ/mol}}$$

2)



Par définition:  $H = U + PV$

D'où  $\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta PV$

Or  $PV = nRT$  (loi des gaz parfaits)

On a donc  $\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta n RT$  (R et T étant considérées comme constantes)

Calculons  $\Delta n$ .

On ne prendra en compte que les moles de gaz (l'équation étant valable uniquement pour les gaz).

	$2C_{\text{graphite}}$	$2H_{2(g)}$	$O_{2(g)}$	$CH_3COOH_{(l)}$
Etat initial	-	$2n(H_2)$	$n(O_2)$	-
Etat final	-	$2n(H_2) - 2x$	$n(O_2) - x$	-

$$\Delta n = EI - EF = -2 - 1 = -3$$

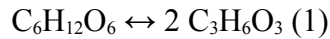
$$\Delta U^\circ = -485\,400 + 3 \cdot 298 \cdot 8,314 = -485\,400 + 7\,432 = -477\,968 \text{ J/mol} \approx -478 \text{ kJ/mol}$$

### ▲ Remarque ▲:

Le principal piège est encore une fois le mélange des unités, en effet la constante des gaz parfait  $R$  ( $R=8,314$ ) est donnée en  $\text{J/K/mol}$  alors que les enthalpies des réactions sont données en  $\text{kJ/mol}$ .

### Exercice 3: La vie des mycoplasmes

Les mycoplasmes sont des bactéries micrométriques qui se développent dans des conditions favorables et à des températures peu élevées. Elles tirent leur énergie d'une réaction de glycolyse, c'est-à-dire de coupure (grâce à une enzyme) d'une molécule de glucose en deux molécules d'acide lactique:



- 1) Donner les équations de combustions du glucose et de l'acide lactique.
- 2) Calculer, respectivement, l'enthalpie standard de formation du glucose à l'état solide et de l'acide lactique à l'état liquide.

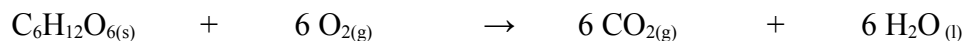
*Données:*  $\Delta_c H^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})} = -2816 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta_c H^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})} = -1364 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} = -393 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta_f H^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} = -286 \text{ kJ/mol}$

- 3) En négligeant les phénomènes thermiques liés à l'activité enzymatique, déterminer l'enthalpie standard  $\Delta H_1^\circ$  de la réaction de glycolyse.
- 4) Sachant qu'à  $25^\circ\text{C}$ , la variation d'entropie standard de la réaction de glycolyse est égale à  $185 \text{ J/mol/K}$ , déterminer la variation d'enthalpie libre standard de la réaction à cette même température. La réaction est-elle spontanée dans les conditions standards?
- 5) Calculer la constante d'équilibre  $K_1$  de la réaction à  $298\text{K}$ .

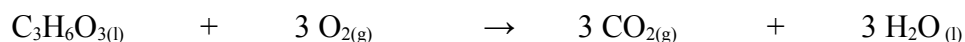
### Correction:

1)

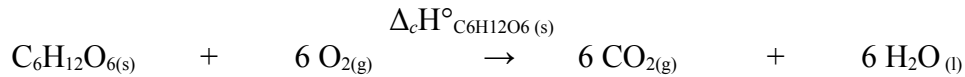
Equation de la combustion du glucose:



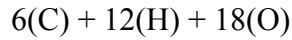
Equation de la combustion de l'acide lactique:



2)



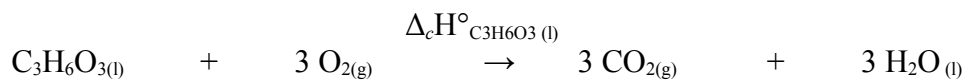
$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})} + 6 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{O}_2(\text{g})} \quad \uparrow \quad \uparrow 6 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} + 6 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}$$



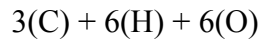
$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})} = 6 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} + 6 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} - \Delta_c \text{H}^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})}$$

$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})} = 6 * (-293) + 6 * (-286) + 2816$$

$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})} = \mathbf{-1258 \text{ kJ/mol}}$$



$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})} + 3 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{O}_2(\text{g})} \quad \uparrow \quad \uparrow 3 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} + 3 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}$$



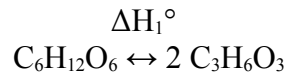
$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})} = 3 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} + 3 \Delta_f \text{H}^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} - \Delta_c \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})}$$

$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})} = 3 * (-393) + 3 * (-286) + 1364$$

$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})} = -1179 - 858 + 1364$$

$$\Delta_f \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})} = \mathbf{-673 \text{ kJ/mol}}$$

3)

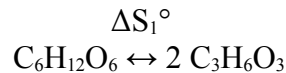


$$\Delta \text{H}_1^\circ = \Delta_c \text{H}^\circ_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})} - 2 \Delta_c \text{H}^\circ_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{l})}$$

$$\Delta \text{H}_1^\circ = -2816 + 2 * 1364$$

$$\Delta \text{H}_1^\circ = \mathbf{-88 \text{ kJ/mol}}$$

4)



Par définition

$$\Delta \text{G}_1^\circ = \Delta \text{H}_1^\circ - T \Delta \text{S}_1^\circ$$

$$\Delta \text{G}_1^\circ = -88 - 298 * 0,185$$

$$\Delta \text{G}_1^\circ = \mathbf{-143 \text{ kJ/mol}}$$

$\Delta \text{G}_1^\circ < 0 \rightarrow$  la réaction évolue dans le sens spontané.

5) A l'équilibre, on peut écrire:  $0 = \Delta \text{G}_1^\circ + RT \ln K$

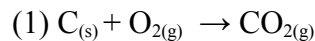
$$K = e^{\frac{(-\Delta \text{G}_1^\circ)}{(RT)}}$$

$$K = e^{\frac{(-143)}{(8,314 \cdot 10^3 \times 298)}} \\ K = 8,6 \cdot 10^{26}$$

**Remarque:** la réaction est bien totale car  $K > 10^4$  et elle peut même servir de support de dosage car  $K > 10^6$ .

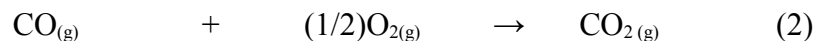
#### Exercice 4: Combustion de composés carbonés

Selon la réaction (1), la combustion complète dans le dioxygène de 0,36g de carbone solide (graphite) sous une pression constante de 1 bar à 25°C dégage une quantité de chaleur de 11,793 kJ:



- 1) Quelle est l'enthalpie standard de la réaction (1) à 25°C?
- 2) En vous aidant des données thermodynamiques dans l'état standard à 298K, calculer l'énergie de la liaison carbone-oxygène dans CO<sub>2</sub>.

Selon la réaction (2), la combustion complète dans le dioxygène de 0,28g de CO<sub>(g)</sub> sous une pression constante de 1 bar à 25°C dégage une quantité de chaleur de 2828 J.



- 3) Quel est le réactif limitant de cette réaction? Déterminer l'avancement final de la réaction.
- 4) Déterminer l'enthalpie standard de réaction de la combustion de CO<sub>(g)</sub> à 25°C.
- 5) Calculer l'enthalpie standard de formation de CO ( $\Delta_f H^\circ_{\text{CO}(g)}$ ) à cette même température.
- 6) Calculer l'énergie de la liaison carbone-oxygène dans CO. Comparer ce résultat à celui obtenu à la question 2). Proposer une interprétation à la différence observée.
- 7) Calculer l'énergie interne standard de la réaction (2)  $\Delta_r U^\circ$  à 25°C.

Données: à 298K

Energie de liaison O=O:  $D_{\text{O=O}} = 498 \text{ kJ/mol}$

Enthalpie standard de sublimation de C<sub>(s) graphite</sub>:  $\Delta_{\text{sub}} H^\circ_{\text{C}(s)\text{graphite}} = 717 \text{ kJ/mol}$

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

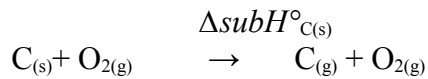
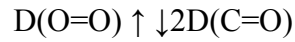
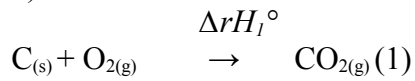
1)

$$\Delta H^\circ = Q = -11,793 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_r H^\circ = \frac{(\partial \Delta H^\circ)}{(\partial \xi)} \quad (298\text{K}, P = 1\text{bar})$$

$$\Delta_r H^\circ = \frac{(-11,793)}{(0,36/12)} = \frac{(-11,793)}{(0,03)} = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

2)



$$2D(\text{C}=\text{O}) = D(\text{O}=\text{O}) - \Delta_r H_1^\circ + \Delta_{\text{sub}} H_{\text{C}(s)}^\circ$$

$$2D(\text{C}=\text{O}) = 498 + 393,1 + 717$$

$$D(\text{C}=\text{O}) = 1608,1 / 2 = 804 \text{ kJ/mol}$$

**Remarque:** l'énergie de liaison O=O notée D(O=O) est en réalité une énergie de dissociation (d'où D(O=O) > 0).

3)

	CO <sub>(g)</sub>	½ O <sub>2(g)</sub>	CO <sub>2(g)</sub>	Total moles de gaz
Etat initial	n <sub>1</sub>	n <sub>2</sub>	0	n <sub>1</sub> + n <sub>2</sub>
Etat final	n <sub>1</sub> - xf	n <sub>2</sub> - ½ xf	xf	n <sub>1</sub> + n <sub>2</sub> - ½ xf

$$n_1 = \frac{(m(\text{CO}))}{[M(\text{C}) + M(\text{O})]} = \frac{(0,28)}{(12 + 16)} = \frac{(0,28)}{(28)} = 0,01 \text{ mol}$$

Le réactif limitant est le CO car cette réaction est une combustion complète effectuée à pression constante.

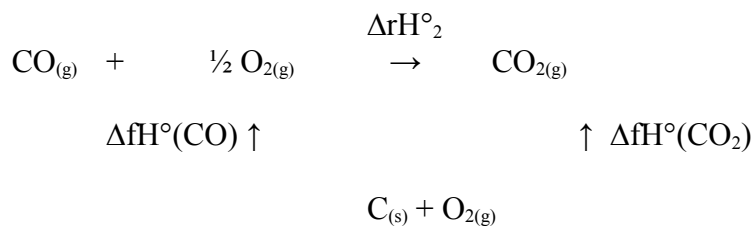
D'où **xf = n<sub>1</sub> = 0,01 mol**

4)

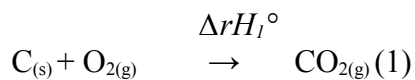
$$\Delta H^\circ_2 = Q_p = -2828 \text{ J}$$

Par définition 
$$\Delta_r H^\circ_2 = \frac{(\partial \Delta H^\circ)}{(\partial \xi)}(P, T) = \frac{(-2828)}{(0,01)} = -282,8 \text{ kJ/mol}$$

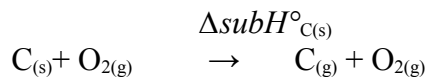
5)



Calcul de  $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)$



$\uparrow \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)$



$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = -\Delta_{\text{sub}} H^\circ_{\text{C}(s)} + \Delta_r H_1^\circ$$

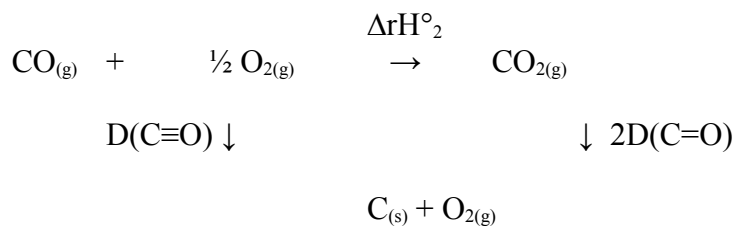
$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = -717 - 393,1 = -1110,1 \text{ kJ/mol}$$

Calcul de  $\Delta_f H^\circ(\text{CO})$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}) = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) - \Delta_r H_2^\circ$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}) = -1110,1 + 282,8 = 827,3 \text{ kJ/mol}$$

6)



$$\text{D}(\text{C}\equiv\text{O}) = \Delta_r H_2^\circ + 2\text{D}(\text{C}=\text{O})$$

$$\text{D}(\text{C}\equiv\text{O}) = -282,8 + 2 \cdot 804 = 1325,2 \text{ kJ/mol}$$

$\text{D}(\text{C}\equiv\text{O}) > \text{D}(\text{C}=\text{O})$  car la multiplicité de la liaison est plus importante dans CO que dans  $\text{CO}_2$ .

7)

	$\text{CO}_{(g)}$	$\frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$
Etat initial	$n(\text{CO})$	$\frac{1}{2} n(\text{O}_2)$	0
Etat final	$n(\text{CO}) - x$	$\frac{1}{2} n(\text{O}_2) - \frac{1}{2} x$	x

$$\Delta n = -1 - \frac{1}{2} + 1 = -\frac{1}{2}$$

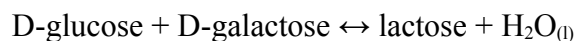
$$\Delta_r U_2^\circ = \Delta_r H_2^\circ - RT\Delta n$$

$$\Delta_r U_2^\circ = 282,8 - 8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 298 \cdot (-\frac{1}{2})$$

$$\Delta_r U_2^\circ = 270,4 \text{ kJ/mol}$$

### Exercice 5: Conditions d'évolution spontanée

On considère la réaction (1) en solution aqueuse:



Le glucose et le galactose sont des épimères (une forme d'isomère) en C<sub>4</sub> du glucose et ont donc la même formule brute C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>.

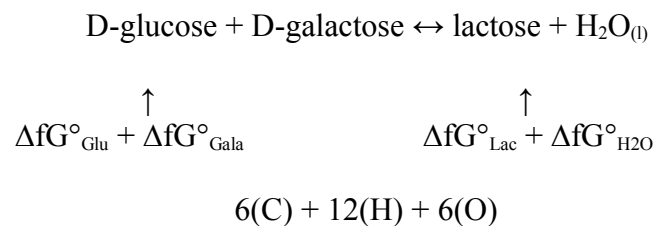
- 1) Calculer la variation d'enthalpie libre standard de la réaction (1) à 298K. Dans quel sens évolue la réaction (1) dans les conditions standards?
- 2) Calculer la constante d'équilibre  $K_f$  de la réaction (1) à 298K.
- 3) Si la concentration en lactose est égale à 10<sup>-6</sup> mol.L<sup>-1</sup>, quelles doivent être les concentrations, supposées égales, en D-glucose et en D-galactose pour que la réaction (1) évolue dans le sens direct? Commenter ce résultat.

Données:

$$\begin{aligned} \Delta fG^\circ_{\text{Glu}} &= -920 \text{ kJ/mol} & \Delta fG^\circ_{\text{Gala}} &= -923 \text{ kJ/mol} \\ \Delta fG^\circ_{\text{Lac}} &= -1515 \text{ kJ/mol} & \Delta fG^\circ_{\text{H}_2\text{O}(l)} &= -237 \text{ kJ/mol} \\ e^{-36,75} &\approx 1,1 \cdot 10^{-16} * (9,1 \cdot 10^9)^{1/2} \approx 9,5 \cdot 10^4 \end{aligned}$$

**Correction:**

1)



$$\begin{aligned} \Delta rG^\circ &= \Delta fG^\circ_{\text{Lac}} + \Delta fG^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta fG^\circ_{\text{Glu}} - \Delta fG^\circ_{\text{Gala}} \\ \Delta rG^\circ &= -1515 - 237 + 920 + 923 \\ \Delta rG^\circ &= \mathbf{91 \text{ kJ/mol}} \end{aligned}$$

2)

A l'équilibre on a:  $0 = \Delta rG^\circ + R \ln K$

$$K = e^{\frac{(-\Delta rG^\circ)}{(RT)}} = e^{\frac{(-91000)}{(8,314 \times 298)}} = 1,12 \cdot 10^{-16}$$

3)

$$K = \frac{[\text{lactose}]}{([\text{D-glucose}][\text{D-galactose}]}) \quad \text{on pose } x = [\text{D-glucose}][\text{D-galactose}]$$

$$K = \frac{(10^{-6})}{(x^2)} \quad x^2 = \frac{(10^{-6})}{(K)} \quad x = \sqrt{\frac{(10^{-6})}{(1,12 \cdot 10^{-16})}} = 9,5 \cdot 10^4 \text{ mol/L}$$

Il faut  $x > 9,5 \cdot 10^4$  mol/L

► La réaction n'a donc jamais lieu dans le sens direct.

**QCM1: Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s)**

- A- Un système à l'équilibre n'a aucun échange avec l'extérieur
- B- La quantité de matière est une grandeur intensive
- C- La pression est une variable d'état
- D- Une fonction d'état est indépendante du chemin suivi entre l'état initial et l'état final

QCM1: Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s)

- A- Un système à l'équilibre n'a aucun échange avec l'extérieur
- B- La quantité de matière est une grandeur intensive (c'est une grandeur extensive)
- C- La pression est une variable d'état
- D- Une fonction d'état est indépendante du chemin suivi entre l'état initial et l'état final

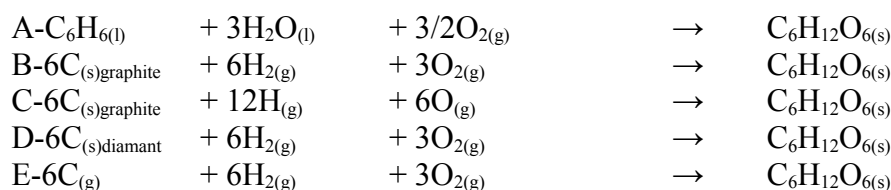
**QCM 2: Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s)**

- A- Lors d'une transformation cyclique, la variation d'énergie interne est nulle
- B- Une réaction présentant une enthalpie positive est qualifiée d'exothermique
- C- Une réaction présentant une enthalpie libre positive est qualifiée d'endergonique
- D- L'enthalpie standard d'une réaction est la somme des enthalpies standards de formation des différents constituants de la réaction.
- E- Une variation d'entropie s'exprime en kJ/mol.

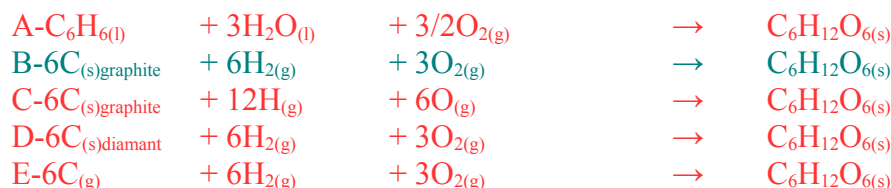
QCM 2: Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s)

- A- Lors d'une transformation cyclique, la variation d'énergie interne est nulle
- B- Une réaction présentant une enthalpie positive est qualifiée d'exothermique (elle est qualifiée d'endergonique)
- C- Une réaction présentant une enthalpie libre positive est qualifiée d'endergonique (NB: les termes endergonique/exergonique est spécifique à l'enthalpie libre)
- D- L'enthalpie standard d'une réaction est la somme des enthalpies standards de formation des différents constituants de la réaction. (ce point peut être considéré comme litigieux, en effet le chargé d'ED a considéré que cette proposition était fausse du fait que l'enthalpie standard d'une réaction est la somme mais aussi la différence des enthalpies standards de formation des différents constituants... Nos chers profs de chimie oublient en fait qu'une somme est en réalité algébrique, une différence étant simplement une somme de termes négatifs... mais comme les profs de chimie ne semblent pas avoir beaucoup de considération pour ces merveilleuses mathématiques, cette proposition est considérée comme fausse...)
- E- Une variation d'entropie s'exprime en kJ/mol. (en kJ/mol/K)

**QCM 3: Laquelle de ces réactions correspond à la réaction de formation du glucose solide dans les conditions standards?**



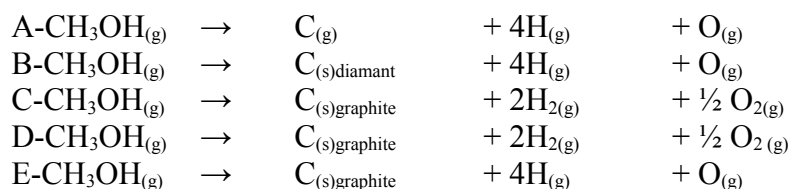
QCM 3: Laquelle de ces réactions correspond à la réaction de formation du glucose solide dans les conditions standards?



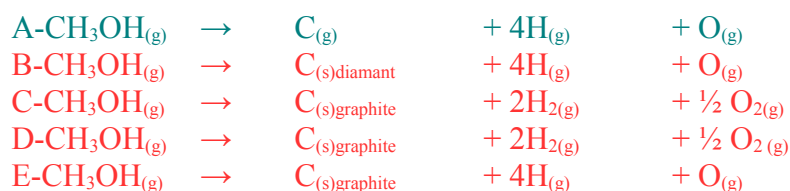
Il faut d'abord respecter la stœchiométrie (on vérifie qu'on a le même nombre d'atome de C, H et O dans chaque membre de l'équation).

Ensuite il faut que l'équation respecte les **conditions standards** c'est-à-dire le carbone doit être sous forme graphite, l'oxygène sous forme de dioxygène gazeux et l'hydrogène sous forme de dihydrogène gazeux.

**QCM4: Laquelle de ces réactions correspond à la réaction d'atomisation du méthanol?**

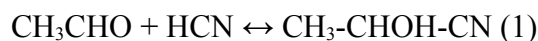


QCM4: Laquelle de ces réactions correspond à la réaction d'atomisation du méthanol?

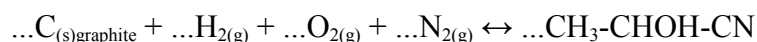


Cette fois-ci on se trouve pas dans les conditions standards. La réaction d'atomisation implique que les produits soient tous sous forme gazeuse à l'état d'atome.

La formation du nitrile acrylique se déroule selon la réaction (1):

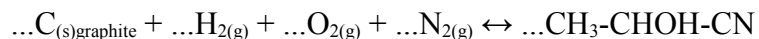


**QCM5: Par quelle(s) combinaison(s) peut-on équilibrer la réaction (2):**



A-	2	2,5	0,5	0	1
B-	6	5	1	1	2
C-	4	5	1	0	2
D-	3	2,5	0,5	0,5	1
E-	1	2,5	0,5	0,5	1

QCM5: Par quelle(s) combinaison(s) peut-on équilibrer la réaction (2):



A-	2	2,5	0,5	0	1
B-	6	5	1	1	2
C-	4	5	1	0	2
D-	3	2,5	0,5	0,5	1
E-	1	2,5	0,5	0,5	1

QCM6: Quelle est la valeur de l'enthalpie standard de la réaction (1)?

- A- -1684 J/mol
- B- -1784 J/K/mol
- C- -2276 kJ/mol
- D- + 2276 kJ/mol
- E- -1684 kJ/mol

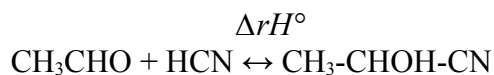
Données:

Composé	HCN	CH <sub>3</sub> CHO	CH <sub>3</sub> -CHOH-CN	CO <sub>2(g)</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>
Enthalpie standard de formation: ΔfH° (kJ/mol)	- 130	- 166	- 1980	- 393	- 285

QCM6: Quelle est la valeur de l'enthalpie standard de la réaction (1)?

- A- -1684 J/mol
- B- -1784 J/K/mol
- C- -2276 kJ/mol
- D- + 2276 kJ/mol
- E- -1684 kJ/mol

Avant d'entamer tout calcul, on peut directement éliminer la proposition B au vu de l'unité car l'enthalpie standard est forcément en kJ/mol ou en J/mol.



$$\Delta_f H^\circ(CH_3CHO) + \Delta_f H^\circ(HCN) \uparrow \qquad \qquad \qquad \uparrow \Delta_f H^\circ(CH_3\text{-CHOH-CN})$$

$$5(C) + 5(H) + (O) + (N)$$

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(CH_3\text{-CHOH-CN}) - \Delta_f H^\circ(CH_3CHO) - \Delta_f H^\circ(HCN)$$

$$\Delta_r H^\circ = -1980 + 166 + 130$$

$$\Delta_r H^\circ = -1684 \text{ kJ/mol}$$

**Ce document, ainsi que l'intégralité des cours de P1, sont disponibles gratuitement à l'adresse suivante : <http://coursp1bichat-larib.weebly.com>**