

UE Pharmacie - Chimie – Chimie physique

Chapitre 3 de thermochimie :

Les grandeurs standard

Pierre-Alexis GAUCHARD

Agrégé de chimie, Docteur ès sciences

Année universitaire 2011/2012

Université Joseph Fourier de Grenoble - Tous droits réservés.

Chapitre 3 de thermochimie
Les grandeurs standard

I. L'état standard

II. Grandeurs standard de réaction

III. L'état standard de référence

IV. Grandeurs standard de formation

V. L'état standard biochimique

I. L'état standard

I.1) L'état standard d'un constituant

I.2) L'état standard d'un système

I.3) Etat standard réel ou hypothétique

Rappels sur les activités

Gaz (parfait) :

activité = pression si il est pur ou pression partielle si il est en mélange

Solide (pur) :

activité = 1

Liquide :

activité = 1 si il est pur ou fraction molaire si il est en mélange homogène

Soluté :

activité = concentration en solution diluée

I.1) L'état standard d'un constituant

L'état standard d'un constituant physico-chimique est un état particulier, réel ou hypothétique, dépendant de son état physique

Gaz : l'état standard d'un gaz à la température T considérée est le gaz parfait associé (même formule chimique) hors mélange sous la pression standard $P^0 = 1$ bar.

activité = 1

Phase condensée (solide ou liquide) : l'état standard d'une phase condensée à la température T considérée est le corps pur associé dans le même état physique sous la pression standard $P^0 = 1$ bar.

activité = 1

Soluté : l'état standard d'un soluté à la température T considérée est l'état de ce soluté en solution infiniment diluée sous la pression standard $P^0 = 1$ bar extrapolé à une concentration de soluté $c = c^0 = 1$ mol.L⁻¹

activité = 1 ; état hypothétique

II.2) L'état standard d'un système

L'état standard d'un constituant physico-chimique est un état particulier, réel ou hypothétique, dépendant de son état physique

L'état standard d'un système est celui pour lequel tous ses constituants physico-chimiques sont dans leur état standard.

La pression d'un état standard est nécessairement égale à P^0 .

Un état standard à chaque température.

II.3) Etat standard réel ou hypothétique



Fixons la température à 298K (25°C).

L'existence d'eau gazeuse à 298K est possible, à faible pression.

L'état standard de ce système impose à $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$ d'être un gaz parfait à 298K sous $P^0 = 1 \text{ bar}$ → le système existe, mais son état standard à 298K n'est qu'hypothétique.



À 298K, le système existe et son état standard est un système réel.

A 383K (110°C), son état standard n'est qu'hypothétique

II. Grandeurs standard de réaction

II.1) Les différentes grandeurs standard de réaction

II.2) Comparaison avec les grandeurs de réaction

II.3) Variation avec la température

II.1) Les différentes grandeurs standard de réaction

Lorsque tous les constituants du système sont dans leur état standard...

$\Delta_r H \rightarrow \Delta_r H^0$: enthalpie standard de réaction

$\Delta_r S \rightarrow \Delta_r S^0$: entropie standard de réaction

$\Delta_r G \rightarrow \Delta_r G^0$: enthalpie libre standard de réaction

Lorsque l'on décrit un état standard, la pression et les quantités de matière sont fixées.

$\Delta_r X(T, P, \xi) \rightarrow \Delta_r X^0(T)$

Les grandeurs standard de réaction ne dépendent que de la température

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \times \Delta_r S^0$$

II.2) Comparaison avec les grandeurs de réaction

Pour un système chimique qui n'est pas dans son état standard...

$$\Delta_r H \approx \Delta_r H^0$$

Chapitre précédent : $\Delta_r H$: renseigne sur le transfert thermique associée à une réaction

$\Delta_r H < 0$: réaction exothermique

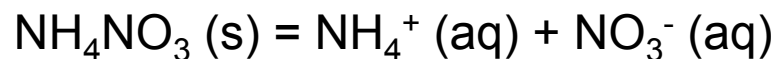
$\Delta_r H > 0$: réaction endothermique

$\Delta_r H^0$: renseigne sur le transfert thermique associée à une réaction

$\Delta_r H^0 < 0$: réaction exothermique

$\Delta_r H^0 > 0$: réaction endothermique

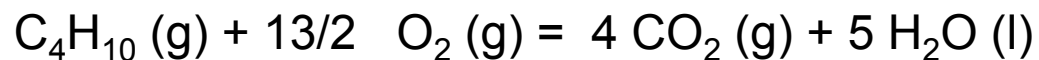
Réaction de dissolution du nitrate d'ammonium



$$\Delta_r H^0 = 28 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ à } 298\text{K}$$

Cette réaction de dissolution est endothermique

Réaction de combustion du butane



$$\Delta_r H^0 = -2878 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ à } 298\text{K}$$

Cette réaction de combustion est exothermique

II.2) Comparaison avec les grandeurs de réaction

Pour un système chimique qui n'est pas dans son état standard...

$$\Delta_r S \neq \Delta_r S^0$$

$$\Delta_r G \neq \Delta_r G^0$$

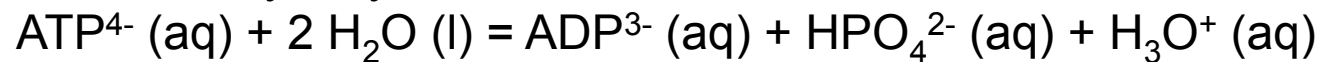
Chapitre précédent : $\Delta_r G$: renseigne sur la faisabilité d'une réaction

$\Delta_r G < 0$: réaction exergonique \rightarrow la réaction chimique se fait spontanément

$\Delta_r G > 0$: réaction endergonique \rightarrow la réaction chimique ne se fait pas

On ne peut pas conclure avec certitude sur la faisabilité d'une réaction si on a seulement le signe de $\Delta_r G^0$

réaction d'hydrolyse de l'ATP :



$$\Delta_r G^0 = 7 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ à } 310\text{K} (37^\circ\text{C})$$

Dans les conditions physiologiques qui ne sont pas les conditions standard (pH \approx 7 donc $a(\text{H}_3\text{O}^+) \neq 1$, activités de ATP^{4-} , ADP^{3-} et HPO_4^{2-} différentes de 1)

$\Delta_r G < 0 \rightarrow$ réaction spontanée ($\Delta_r G$ de l'ordre de -50 kJ.mol^{-1} à 310K).

II.3) Variation avec la température

Les grandeurs standard de réaction $\Delta_r X^0(T)$ ne dépendent que de la température, nous allons étudier cette influence.

Cette influence va dépendre des capacités calorifiques molaires **standard** à pression constante.

C_p : capacités calorifiques molaires à pression constante du constituant donné.

$C_p \rightarrow C_p^0$ si le constituant est dans un état standard

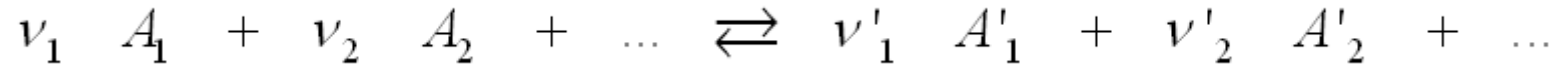
C_p^0 : capacités calorifiques molaires **standard** à pression constante du constituant donné.

C_p et C_p^0 : détermination expérimentale

C_p et C_p^0 : **supposées indépendantes de la température**

II.3) Variation avec la température

i) Le « $\Delta_r C_P^0$ »



Constituant $i \rightarrow C_{P_i}^0 \quad \Delta_r C_P^0 = \sum_i \bar{\nu}_i \cdot C_{P_i}^0$

Exemple : $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) = \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

	$\text{H}_2 (\text{g})$	$\text{O}_2 (\text{g})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$
$C_P^0 (\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1})$	28,8	29,4	33,6

$$\Delta_r C_P^0 = +1 \times 33,6 - 1 \times 28,8 - \frac{1}{2} \times 29,4$$

$$\Delta_r C_P^0 = -9,9 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

II.3) Variation avec la température

ii) Lois de Kirchoff

$$\frac{d(\Delta_r H^0)}{dT} = \Delta_r C_P^0 \qquad \frac{d(\Delta_r S^0)}{dT} = \frac{\Delta_r C_P^0}{T}$$

C_P^0 : supposées indépendantes de la température
→ $\Delta_r C_P^0$ indépendant de la température

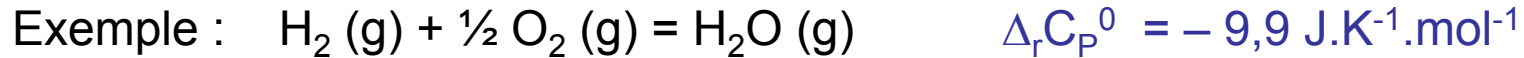
$$\Delta_r H^0(T_2) - \Delta_r H^0(T_1) = \Delta_r C_P^0 \times (T_2 - T_1)$$

$$\int_{T_1}^{T_2} d\Delta_r S^0 = \Delta_r C_P^0 \times \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} \qquad [\Delta_r S^0]_{T_1}^{T_2} = \Delta_r C_P^0 \times [\ln T]_{T_1}^{T_2}$$

$$\Delta_r S^0(T_2) - \Delta_r S^0(T_1) = \Delta_r C_P^0 \times \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

II.3) Variation avec la température

ii) Lois de Kirchoff



	à 298K	À 1000K
$\Delta_r H^0$ (kJ.mol ⁻¹)	- 241,8	??
$\Delta_r S^0$ (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	- 44,4	??

$$\Delta_r H^0(T_2) = \Delta_r H^0(T_1) + \Delta_r C_p^0 \times (T_2 - T_1)$$

$$\Delta_r H^0(1000\text{K}) = -241,8 \cdot 10^3 - 9,9 \times (1000 - 298)$$

$$\Delta_r H^0(1000\text{K}) = -248749,8 \text{ J.mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H^0(1000\text{K}) = -248,7 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S^0(T_2) = \Delta_r S^0(T_1) + \Delta_r C_p^0 \times \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$\Delta_r S^0(1000\text{K}) = -44,4 - 9,9 \times \ln(1000/298)$$

$$\Delta_r S^0(1000\text{K}) = -56,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

II.3) Variation avec la température

iii) Approximation d'Ellingham

Sur l'exemple : $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) = \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

$$\Delta_r C_p^0 = -9,9 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

	à 298K	à 1000K	Écart relatif
$\Delta_r H^0$ (kJ.mol ⁻¹)	- 241,8	- 248,7	≈3%
$\Delta_r S^0$ (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	- 44,4	- 56,4	27%

Écart relatif par rapport à la valeur à 298K

$$\frac{|\text{X}(298\text{K}) - \text{X}(1000\text{K})|}{|\text{X}(298\text{K})|}$$

Approximation d'Ellingham :

$\Delta_r H^0$ et $\Delta_r S^0$ sont indépendantes de la température.

II.3) Variation avec la température

iv) Discussion sur la validité de l'approximation d'Ellingham

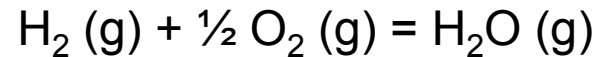
- ✓ Sur des petits écarts de température : très bonne approximation
- ✓ Sur des plus grands écarts de température ??

En thermodynamique, l'objectif est d'étudier la faisabilité des réactions

→ Signe de $\Delta_r G$

→ Valeur de $\Delta_r G^0$

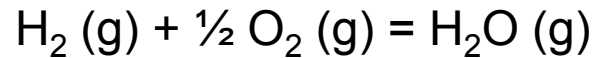
Nous allons comparer la valeur de $\Delta_r G^0$ à 1000K sur l'exemple :



hors approximation puis dans l'approximation d'Ellingham

II.3) Variation avec la température

iv) Discussion sur la validité de l'approximation d'Ellingham



$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \times \Delta_r S^0$$

	à 298K	à 1000K
$\Delta_r H^0$ (kJ.mol ⁻¹)	- 241,8	- 248,7
$\Delta_r S^0$ (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	- 44,4	- 56,4

Expression
toujours valable

Hors approximation d'Ellingham :

$$\begin{aligned} \Delta_r G^0 (1000\text{K}) &= \Delta_r H^0 (1000\text{K}) - 1000 \times \Delta_r S^0 (1000\text{K}) \\ \Delta_r G^0 (1000\text{K}) &= - 248,7 \cdot 10^3 + 1000 \times 56,4 \text{ (en J.mol}^{-1}\text{)} \\ \Delta_r G^0 (1000\text{K}) &= - 192,3 \text{ kJ.mol}^{-1} \end{aligned}$$

Dans l'approximation d'Ellingham :

$$\begin{aligned} \Delta_r G^0 (1000\text{K}) &= \Delta_r H^0 (298\text{K}) - 1000 \times \Delta_r S^0 (298\text{K}) \\ \Delta_r G^0 (1000\text{K}) &= - 241,8 \cdot 10^3 + 1000 \times 44,4 \text{ (en J.mol}^{-1}\text{)} \\ \Delta_r G^0 (1000\text{K}) &= - 197,4 \text{ kJ.mol}^{-1} \end{aligned}$$

Écart relatif par
rapport à la
valeur hors
approximation :

$$\begin{aligned} &(197,4 - 192,3) / 192,3 \\ &= 2,65 \% \\ &\text{soit moins de } 3\% \end{aligned}$$

II.3) Variation avec la température

v) Cadre de notre étude

Pour la suite, on se placera toujours dans l'approximation d'Ellingham

A partir de données à 298K, on considérera que :

$$\Delta_r H^0 (T) = \Delta_r H^0 (298K)$$

$$\Delta_r S^0 (T) = \Delta_r S^0 (298K)$$

$$\Delta_r G^0 (T) = \Delta_r H^0 (298K) - T \times \Delta_r S^0 (298K)$$

III. L'état standard de référence

III.1) Définition

III.2) Exemples

III.3) Réaction de formation

III.1) Définition

L'état standard de référence d'un élément à une température donnée est :

l'état standard de son corps simple le plus stable,

dans sa phase (s, l ou g) la plus stable à la température donnée.

Retour sur la classification périodique

Phase la plus stable à 25°C?

H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, et les gaz nobles sont gazeux.

Br₂ et Hg sont liquides

Les autres éléments (dont tous les métaux, le carbone et I₂) sont solides.

Carbone → deux phases solides : le diamant et le graphite

La phase la plus stable du carbone est le graphite.

1H																	2He	
3Li	4Be												5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg												13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr	
37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe	
55Cs	56Ba	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn	

III.2) Exemples

L'état standard de référence d'un élément à une température donnée est :
l'état standard de son corps simple le plus stable,
dans sa phase (s, l ou g) la plus stable à la température donnée.

Elément	Etat standard de référence à 25°C
Hydrogène	H ₂ (g)
Oxygène	O ₂ (g)
Azote	N ₂ (g)
Fluor	F ₂ (g)
Chlore	Cl ₂ (g)
Brome	Br ₂ (l)
Iode	I ₂ (s)
Carbone	C (s) ou C (gr)
Aluminium	Al (s)
Mercure	Hg (l)

III.2) Exemples

L'état standard de référence d'un élément à une température donnée est :
l'état standard de son corps simple le plus stable,
dans sa phase (s, l ou g) la plus stable à la température donnée.

Pression égale à P^0

Un état standard de référence à chaque température.

Exemple du di-iodure I_2

I_2 (s) à 298K

Sous P^0 , $T_f = 387K$ et $T_{éb} = 458K$

Etat standard de référence de l'iode

I_2 (s) si $T < 387 K$

I_2 (l) si $387K < T < 458K$

I_2 (g) si $T > 458K$.

III.3) Réactions de formation

Une réaction de formation à une température donnée est la réaction

- ✓ de formation d'une mole de ce composé
- ✓ à partir de ses éléments constitutifs pris dans leur état standard de référence à la température considérée.

Réaction de formation de CO_2 (g) à 25°C ?

→ formation d'une mole de CO_2 (g) à partir des éléments carbonés et oxygène dans leur ESR à 25°C soit C (gr) et O_2 (g)



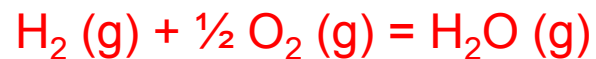
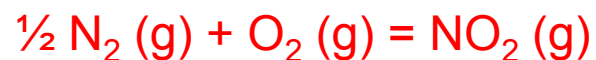
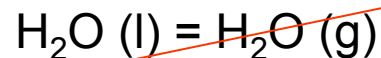
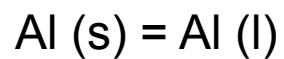
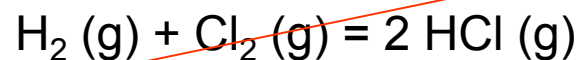
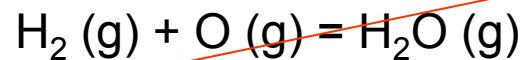
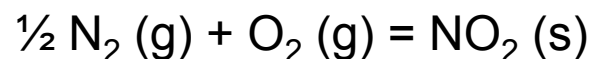
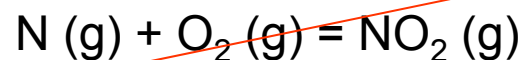
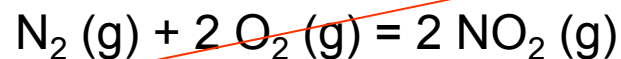
Réaction de formation de H_2O (g) à 25°C ?

→ formation d'une mole de H_2O (g) à partir des éléments hydrogène et oxygène dans leur ESR à 25°C soit H_2 (g) et O_2 (g)



III.3) Réactions de formation

Quelles sont parmi les réactions suivantes celles qui correspondent à une équation de formation à 25°C?



IV. Grandeurs standard de formation

IV.1) Définitions et intérêt

IV.2) Lois de Hess

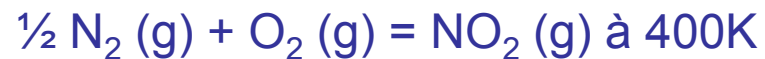
IV.3) Exemples d'application

IV.1) Définitions

Pour un composé, une grandeur standard de formation associée à la fonction d'état X, notée $\Delta_f X^0$, est la valeur de la grandeur standard de réaction $\Delta_r X^0$ pour la réaction de formation du composé.

Une réaction de formation à une température donnée est la réaction

- ✓ de formation d'une mole de ce composé
- ✓ à partir de ses éléments constitutifs pris dans leur état standard de référence à la température considérée.



$$\Delta_r H^0 = \Delta_f H^0 \text{ à } 400\text{K}$$

$$\Delta_r S^0 = \Delta_f S^0 \text{ à } 400\text{K}$$

$$\Delta_r G^0 = \Delta_f G^0 \text{ à } 400\text{K}$$

Dans l'approximation d'Ellingham, seules les $\Delta_f G^0$ dépendent de la température.

IV.1) Définitions

Intérêt de la notion de grandeur standard de formation

- ✓ Les grandeurs standard de formation sont **tabulées**.
- ✓ Les grandeurs standard de réaction ($\Delta_r H^0$, $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$, etc.) de n'importe quelle réaction peuvent être calculées à partir des grandeurs standard de formation ($\Delta_f H^0$, $\Delta_f S^0$, $\Delta_f G^0$, etc.) tabulées.

Données tabulées : données thermodynamiques à 298K

$\Delta_f H^0$ (kJ/mol), $\Delta_f G^0$ (kJ/mol)

S^0 (J/K/mol) ET PAS $\Delta_f S^0$ (J/K/mol)

On utilise l'entropie standard absolue d'un composé S^0 et pas son entropie standard de formation $\Delta_f S^0$ car contrairement aux autres énergies l'entropie absolue d'un composé est accessible car on dispose pour cette grandeur d'une référence (3^{ème} principe de la thermodynamique).

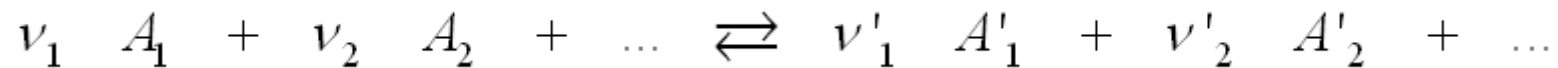
IV.1) Définitions

Données thermodynamiques à 298K

Composé	$\Delta_f H^0$ (kJ/mol)	S^0 (J/K/mol)	$\Delta_f G^0$ (kJ/mol)
N ₂ (g)	0	191,6	0
NO (g)	90,25	210,76	86,55
NO ₂ (g)	33,18	240,06	51,31
N ₂ O ₅ (s)	- 43,1	178,2	113,9
N ₂ O ₅ (g)	11,3	355,7	115,1
NH ₃ (g)	- 46,11	192,45	- 16,45
NH ₃ (aq)	- 80,29	111,3	- 26,50
Br ₂ (l)	0	152,23	0
Br ₂ (g)	30,907	245,46	3,110
C (gr) = C (s)	0	5,740	0
C (g)	716,68	158,10	671,26
H ⁺ (aq)	0	0	0

IV.2) Lois de Hess

Permettent de calculer les grandeurs standard de réaction ($\Delta_r H^0$, $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$, etc.) de n'importe quelle réaction à partir des grandeurs tabulées.



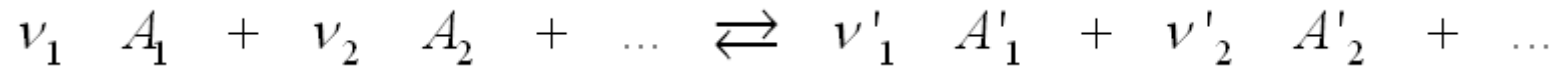
$$\Delta_r X^0(T) = \sum_i \bar{\nu}_i \times \Delta_f X_i^0(T) \quad \mathbf{X \text{ \u00e9tant l'enthalpie H ou l'enthalpie libre G.}}$$

Pour l'entropie **S** :

$$\Delta_r S^0(T) = \sum_i \bar{\nu}_i \times S_i^0(T)$$

IV.2) Lois de Hess

grandeurs tabulées → données à 298K



$$\Delta_r H_{298}^0 = \sum_i \bar{\nu}_i \times \Delta_f H_i^0 (298K)$$

$$\Delta_r S_{298}^0 = \sum_i \bar{\nu}_i \times S_i^0 (298K)$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = \sum_i \bar{\nu}_i \times \Delta_f G_i^0 (298K)$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = \Delta_r H_{298}^0 - 298 \times \Delta_r S_{298}^0$$

Attention aux unités!!

IV.2) Lois de Hess

Dans l'approximation d'Ellingham :

$$\Delta_r H^0(T) = \Delta_r H_{298}^0$$

$$\Delta_r S^0(T) = \Delta_r S_{298}^0$$

$$\Delta_r G^0(T) = \Delta_r H_{298}^0 - T \times \Delta_r S_{298}^0$$

Attention aux unités!!

IV.3) Exemples d'application

Illustration n°1: synthèse du méthanol

Industriellement, le méthanol est préparé à partir de monoxyde de carbone et de dihydrogène : $\text{CO (g)} + 2 \text{H}_2 \text{(g)} = \text{CH}_3\text{OH (g)}$

Données à 298K	CO (g)	CH ₃ OH (g)
$\Delta_f H^0$ (kJ.mol ⁻¹)	- 110,5	- 201,2
$\Delta_f G^0$ (kJ.mol ⁻¹)	- 137,2	- 161,7

La réaction est-elle endothermique ou exothermique?

La réaction est-elle spontanée dans les conditions standard à 298K?

$$\Delta_r H_{298}^0 = \sum_i \bar{\nu}_i \times \Delta_f H_i^0 (298\text{K})$$

$$\Delta_r H_{298}^0 = - 201,2 - (- 110,5) - 2 \times 0$$

$$\Delta_r H_{298}^0 = - 90,7 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Réaction exothermique

$$\Delta_r G_{298}^0 = \sum_i \bar{\nu}_i \times \Delta_f G_i^0 (298\text{K})$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = - 161,7 - (- 137,2) - 2 \times 0$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = - 24,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Réaction spontanée dans conditions standard à 298K

IV.3) Exemples d'application



Données à 298K	$\text{CH}_4 (\text{g})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	$\text{CO} (\text{g})$	$\text{H}_2 (\text{g})$
$\Delta_f H^0 (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	- 74,8	- 241,8	- 110,5	
$S^0 (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$	186,3	188,8	197,7	130,7

La réaction est-elle endothermique ou exothermique?

La réaction est-elle spontanée dans les conditions standard à 500K?

La réaction est-elle spontanée dans les conditions standard à 1000K?

$$\Delta_r H^0_{298} = - 110,5 + 3 \times 0 - (- 74,8) - (- 241,8)$$

$$\Delta_r H^0_{298} = + 206,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Réaction endothermique

$$\Delta_r S^0_{298} = \sum_i \bar{\nu}_i \times S_i^0 (298\text{K})$$

$$\Delta_r S^0_{298} = 197,7 + 3 \times 130,7 - 186,3 - 188,8$$

$$\Delta_r S^0_{298} = 214,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\Delta_r S^0_{298} > 0$ en accord avec le fait que l'état final plus désordonné que l'état initial

IV.3) Exemples d'application



$$\Delta_r H^0_{298} = + 206,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$$
$$\Delta_r S^0_{298} = 214,7 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Dans l'approximation d'Ellingham $\Delta_r G^0 (T) = \Delta_r H^0_{298} - T \times \Delta_r S^0_{298}$

$$\Delta_r G^0_{500} = 206,1 \cdot 10^3 - 500 \times 214,7$$
$$\Delta_r G^0_{500} = + 98,75 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Réaction non spontanée (dans les conditions standard) à 500K

$$\Delta_r G^0_{1000} = 206,1 \cdot 10^3 - 1000 \times 214,7$$
$$\Delta_r G^0_{1000} = - 8,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Réaction spontanée (dans les conditions standard) à 1000K

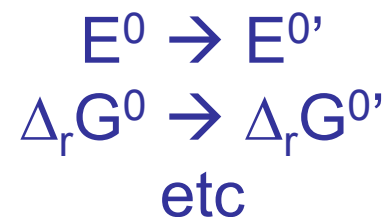
Cet équilibre admet une température dite température d'inversion ($\approx 960\text{K}$ ici)

V) Etat standard en biochimie

Définition différente de celle des chimistes :

Les conditions standard en chimie implique que le $\text{pH} = 0$
(car $a(\text{H}_3\text{O}^+) = 1$) et n'imposent pas la température.

Les conditions standard en biochimie sont des conditions proches des
conditions physiologiques : $\text{pH} = 7$ et $T = 37^\circ\text{C} \approx 310\text{ K}$



CQFR

Définition de l'état standard

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \times \Delta_r S^0$$

~~Lois de Kirchoff~~

Approximation d'Ellingham

Définition de l'état standard de référence

Connaître les états standard de référence des éléments les plus courants

Savoir reconnaître une réaction de formation

Lois de Hess

Savoir appliquer les lois de Hess

Mentions légales

L'ensemble de cette œuvre relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle, littéraire et artistique ou toute autre loi applicable.

Tous les droits de reproduction, adaptation, transformation, transcription ou traduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Cette œuvre est interdite à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'université Joseph Fourier (UJF) Grenoble 1 et ses affiliés.

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Joseph Fourier (UJF) Grenoble 1, et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.