

Ch. T2

Application du 2^d principe de la thermodynamique aux systèmes physico-chimiques. Potentiel chimique

INTRODUCTION

I. LE SECOND PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE. FONCTION D'ETAT ENTROPIE S

- I.1. ENONCE DU SECOND PRINCIPE. FONCTION D'ETAT ENTROPIE S
- I.2. CAS D'UN SYSTEME DE COMPOSITION CONSTANTE
- I.3. CAS D'UN SYSTEME FERME EN REACTION CHIMIQUE

II. LA FONCTION D'ETAT ENTHALPIE LIBRE G : LE POTENTIEL THERMODYNAMIQUE DU CHIMISTE

- II.1. FONCTION D'ETAT ENTHALPIE LIBRE G
- II.2. IDENTITE THERMODYNAMIQUE
- II.3. EVOLUTION ET EQUILIBRE D'UN SYSTEME PHYSICO-CHIMIQUE

III. POTENTIEL CHIMIQUE DU CORPS PUR

- III.1. LE POTENTIEL CHIMIQUE D'UN CORPS PUR : UNE GRANDEUR MOLAIRE
- III.2. DEPENDANCE DU POTENTIEL CHIMIQUE EN P ET T
- III.3. POTENTIEL CHIMIQUE D'UN GAZ PUR : MODELE DU GAZ PARFAIT
- III.4. POTENTIEL CHIMIQUE EN PHASE CONDENSEE PURE : MODELE INCOMPRESSIBLE

IV. POTENTIEL CHIMIQUE EN MELANGE

- IV.1. DEFINITION ET PRINCIPALES PROPRIETES
- IV.2. DIVERSES EXPRESSIONS DU POTENTIEL CHIMIQUE

V. BILAN : VARIATION DES FONCTIONS D'ETAT H, G, S

CONCEPTS-CLES

Second principe de la thermodynamique, fonction d'état enthalpie libre, potentiel thermodynamique, évolution et équilibre physico-chimique, potentiel chimique

CAPACITES EXIGIBLES

- T21 : Ecrire et exploiter les identités thermodynamiques pour les fonctions U, H, G , à composition constante ou variable [I]
- T22 : Exploiter l'extensivité de G pour exprimer l'enthalpie libre d'un système physico-chimique en fonction des potentiels chimiques [IV-V]
- T23 : Appliquer les critères d'évolution/d'équilibre φ - χ d'un système en utilisant les potentiels chimiques [II]
- T24 : Déterminer une variation d'enthalpie libre, d'enthalpie et d'entropie entre deux états d'un système φ - χ [II-V]
- T25 : Associer à un constituant φ - χ son état standard [III-IV]
- T26 : Ecrire et exploiter les différentes expressions du potentiel chimique du corps pur ou d'un constituant φ - χ en mélange [III-IV]

INTRODUCTION

Le chapitre T1 a permis, grâce à l'utilisation du premier principe de la thermodynamique, de décrire les échanges du système physico-chimique avec l'extérieur et/ou la modification de sa température sous l'effet d'une réaction chimique. Cependant, le **caractère conservatif de l'énergie** n'interdit pas, *a priori*, aux transformations étudiées de s'inverser : on pourrait tout à fait imaginer qu'une réaction exothermique comme une combustion complète puisse, sous l'effet d'un apport extérieur d'énergie, régénérer le combustible initialement brûlé...

Evidemment, ceci n'est jamais observé. On ne peut attribuer cette impossibilité qu'à une certaine forme de « **dégradation qualitative** » de l'énergie (énergie thermique issue d'une forme d'énergie plus noble, l'énergie chimique). Il va nous falloir introduire un **principe d'évolution, qui rende compte des irréversibilités temporelles observées à l'échelle macroscopique**, dans les systèmes en réaction chimique en particulier. Ceci ne peut se faire qu'en faisant intervenir une **nouvelle fonction d'état**, cette fois-ci **non conservative** : l'entropie.

Le second principe de la thermodynamique ainsi énoncé nous permettra d'élaborer ses implications en thermodynamique chimique. Une grandeur fondamentale sera alors introduite : le **potentiel chimique**, qui nous permettra de concrétiser le sens d'évolution d'un système physico-chimique, sous des contraintes usuelles en chimie.

I. LE SECOND PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE. FONCTION D'ETAT ENTROPIE S

I.1. ENONCE DU SECOND PRINCIPE. FONCTION D'ETAT ENTROPIE S

a- ENONCE

Second principe de la thermodynamique :

On postule, pour tout système $\$$, l'existence d'une **fonction d'état** appelée **entropie** et notée S , fonction **extensive** des variables d'état du système : $S(P, T, \{n_i^{\varphi_i}\})$.

Pour un système fermé, lors d'une transformation élémentaire subie par $\$$ entre deux ETL, la variation d'entropie dS est égale à la somme de deux termes :

- un **terme d'échange** $\delta S_{\text{éch}}$, associé aux seuls transferts thermiques à la frontière Σ avec l'extérieur :

Pour une transformation monotherme ($T_{\Sigma} = T_{\text{ext}}$ uniforme) :

- un **terme de création interne** $\delta S_{\text{créée}}$, associé aux phénomènes irréversibles ayant lieu au sein du système :

→ transformation réelle (irréversible) :

→ transformation réversible (suite d'états d'équilibre) :

b- CAS PARTICULIERS

Immédiatement, on en déduit la variation d'entropie pour deux cas particuliers intéressants :

- **systèmes thermiquement isolés** (évolution adiabatique) :

- **transformation élémentaire réversible** :

NB : Cette dernière expression est extrêmement importante. En effet, **S étant une fonction d'état, on peut toujours calculer sa variation (dS ou ΔS) sur le chemin d'une transformation réversible hypothétique ayant les mêmes états final et initial.**

I.2. CAS D'UN SYSTEME DE COMPOSITION CONSTANTE

Dans ce paragraphe, nous considérons un **système fermé de composition fixée** (pas de transformation physico-chimique, ni de transfert de matière entre le système et l'extérieur), **en transformation monotherme et monobare, sans autre travail que celui des forces de pression.**

+ On considère une transformation élémentaire du système, et on se pose la question suivante, plus générale qu'au premier chapitre : en fonction des variables d'état du système en début et en fin de transformation, de quelle quantité varie l'énergie interne U (quantité dU) ?

- 1^{er} principe :

$$\text{- 2^d principe : } \quad dS = \delta S_{\text{éch}} + \delta S_{\text{créée}} = \delta Q/T_{\text{ext}} + \delta S_{\text{créée}} \quad \text{donc} \quad \delta Q = T_{\text{ext}} dS - T_{\text{ext}} \delta S_{\text{créée}}$$

On en déduit : $dU =$

L'énergie interne étant une fonction d'état, on peut calculer cette différentielle sur une *transformation hypothétique réversible* (point critique du raisonnement !). Dans ce cadre : $(\delta S_{\text{créée}})_{\text{rév}} = 0$; de plus : $P = P_{\text{ext}}$ et $T = T_{\text{ext}}$ le long de la transformation (suite d'états d'équilibres thermomécaniques).

Identités thermodynamiques :

Pour toute transformation infinitésimale d'un système de composition constante :

$$dU = \quad \quad \quad \text{et} \quad \quad dH =$$

(transformation monotherme et monobare quasi-statique, seul travail des forces de pression)

En effet : $dH = dU + d(PV) = dU + PdV + VdP$

+ NB1 : Variables naturelles

« Naturellement », on voit que U apparaît comme une fonction de S et V : $U(S, V)$.

Quant à H , ses variables naturelles sont S et P : $H(S, P)$.

+ NB2 : Prise en compte de **travail « utile »** δW_{autres}

Si le système reçoit un travail δW_{autres} autre que celui des forces de pression, les identités thermodynamiques se transforment en :

$$\boxed{dU = TdS - PdV + \delta W_{\text{autres}}} \quad \text{et} \quad \boxed{dH = TdS + VdP + \delta W_{\text{autres}}}$$

I.3. CAS D'UN SYSTEME DE COMPOSITION VARIABLE

Revenons sur une des hypothèses du I-2, et considérons cette fois des systèmes de **composition variable sous l'effet d'une ou plusieurs réaction(s) chimique(s).**

+ On note C_i les constituants physico-chimiques du système. Les fonctions d'état U et H ne sont plus seulement fonctions de leurs variables naturelles, mais aussi des quantités de matières n_i . On doit donc définir des dérivées partielles de ces fonctions d'état par rapport aux n_i .

Par exemple, pour la fonction d'état U : $dU = TdS - PdV \rightarrow$

+ On peut de même écrire que (expression générale de la différentielle de H) :

$$dH = TdS + VdP + \sum_i \left(\frac{\partial H}{\partial n_i} \right)_{S, P, n_{j \neq i}} dn_i$$

Or : $dH = dU + P dV + V dP =$

Donc :

Potentiel chimique d'un constituant C_i :

Le potentiel chimique μ_i du constituant C_i est défini comme la dérivée partielle de l'énergie interne $U(S,V,\{n_i\})$ ou de l'enthalpie $H(S,P,\{n_i\})$:

$$\mu_i = \left(\frac{\partial U}{\partial n_i} \right)_{S,V,\{n_j\}_{j \neq i}} \quad \text{ou} \quad \mu_i = \left(\frac{\partial H}{\partial n_i} \right)_{S,P,\{n_j\}_{j \neq i}}$$

♣ Bien noter que les variables fixées sont différentes selon la fonction d'état considérée...

Identités thermodynamiques pour U et H :

Pour toute transformation infinitésimale d'un système physico-chimique de constituants C_i :

et

(transformation monotherme, monobare et quasi-statique, seul travail des forces de pression)

II. LA FONCTION D'ETAT ENTHALPIE LIBRE G : POTENTIEL THERMODYNAMIQUE DU CHIMISTE

II.1. FONCTION D'ETAT ENTHALPIE LIBRE G

a- POTENTIEL THERMODYNAMIQUE (DETOUR PHYSICIEN...)

Afin de manipuler plus simplement le second principe de la thermodynamique, les physiciens ont l'habitude de définir des fonctions des variables de description du problème appelées potentiels thermodynamiques.

Un **potentiel thermodynamique** est une fonction des variables d'état du système, et éventuellement des variables extérieures qui, dans les contraintes de la transformation du système, ne peut que décroître.

Exemple : évolution adiabatique d'un système fermé

Objectif : Nous allons chercher un **potentiel thermodynamique pour les transformations isothermes et isobares**.

b- FONCTION D'ETAT ENTHALPIE LIBRE G

On considère un système fermé, soumis aux seules forces de pression, en transformation **monotherme et monobare, entre deux états d'équilibre thermomécaniques** :

Ce type de transformation **englobe les transformations isothermes et isobares**, pour lesquelles l'équilibre thermomécanique est maintenu tout le long de la transformation.

→ 1^{er} principe :

→ 2^d principe :

En combinant :

Fonction d'état enthalpie libre G :

+ On définit une nouvelle fonction d'état du système, l'**enthalpie libre** :

+ La fonction enthalpie libre est un potentiel thermodynamique pour un **système fermé, soumis aux seules forces de pression, en évolution isotherme et isobare** (ou monotherme et monobare entre deux états d'équilibre thermomécanique) :

$$(\Delta G)_{T,p} \leq 0 \text{ (transformation finie) ou } dG_{T,p} \leq 0 \text{ (transformation élémentaire)}$$

c- TRAVAIL MAXIMUM RECUPERABLE

On montrera au chapitre R1 la propriété suivante, qui sera utile lors de l'étude des piles, qui utilisent l'énergie chimique en leur sein pour générer un travail électrique :

Lors d'une transformation isotherme et isobare en système fermé, **ΔG représente le travail maximal que peut céder le système à l'extérieur** : $|W_{\text{autres}}| < |\Delta G| = |W_{\text{recup max}}|$ (transformation réelle) et $|W_{\text{recup}}| = |\Delta G|$ (transformation réversible).

II.2. IDENTITE THERMODYNAMIQUE

+ De façon immédiate, comme $G = H - TS$, on a : $dG = dH - T dS - S dT$

T21

Identités thermodynamiques finales :

Pour toute transformation infinitésimale d'un système physico-chimique de constituants C_i :

$$dU = T dS - P dV + \sum_i \mu_i dn_i$$

$$dH = T dS + V dP + \sum_i \mu_i dn_i$$

(transformation monotherme et monobare quasi-statique, seul travail des forces de pression)

On en déduit les variables naturelles de G :

+ En particulier, on a une nouvelle définition du potentiel chimique, qui est celle que l'on retiendra :

Potentiel chimique d'un constituant C_i (définition définitive) :

II.3. EVOLUTION ET EQUILIBRE D'UN SYSTEME PHYSICO-CHIMIQUE

a- CONDITION D'EVOLUTION ET D'EQUILIBRE

On considère une transformation élémentaire isotherme et isobare, sans autre travail que les forces de pression :

T23 Condition d'évolution et d'équilibre d'un système physico-chimique isotherme et isobare :

- Condition d'évolution :

- Condition d'équilibre physico-chimique :

b- APPLICATION : EQUILIBRES DE PHASE

T23 Exercice de cours :

On considère un système fermé contenant de l'eau sous forme liquide en équilibre avec sa vapeur : $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 Quelle est la relation entre les potentiels chimiques $\mu_{\text{H}_2\text{O}}^{*,\text{l}}$ et $\mu_{\text{H}_2\text{O}}^{*,\text{g}}$ dans cette situation ?

Plus généralement :

Pour les équilibres de phases :

NB : Cela implique une relation entre la pression et la température à l'équilibre de phases, $P^* = f(T)$. L'étude des équilibres de phases sera reprise en détail aux chapitres T3 et T5.

III. POTENTIEL CHIMIQUE DU CORPS PUR

III.1. LE POTENTIEL CHIMIQUE D'UN CORPS PUR : UNE GRANDEUR MOLAIRE

+ Par définition, si C est un constituant physico-chimique pur dans sa phase ϕ : $\mu^* =$

Le potentiel chimique d'un corps pur est simplement son
 $G_m^*(T, P)$ à la température et à la pression d'étude.

+ La relation suivante, intéressante, en découle :

Elle n'est autre que la traduction de l'extensivité de G .

III.2. DEPENDANCE DU POTENTIEL CHIMIQUE EN P ET T

a- VARIATION AVEC P

$$\left(\frac{\partial \mu^*}{\partial P}\right)_T = V_m^*(T, P) : \text{volume molaire du corps pur}$$

+ Preuve : En utilisant la définition de μ^* et en intervertissant les dérivées partielles (théorème de Schwarz) :

+ Influence selon la nature de la phase :

L'ordre de grandeur relatif des volumes molaires des phases condensées et des gaz est très différent.

Par exemple, sous 1 bar, $V_m^*(\text{H}_2\text{O}(s)) = 2,0 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$ à 273 K, $V_m^*(\text{H}_2\text{O}(l)) = 1,8 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$ à 277 K, et $V_m^*(\text{H}_2\text{O}(g)) = 23 \text{ L mol}^{-1}$ à 277 K.

De manière générale :

En première approximation, on pourra souvent négliger la dépendance de μ^* en la pression pour un constituant en phase condensée, si les variations de pression sont « raisonnables »¹.

En revanche, **cette dépendance devra être prise en compte pour les gaz**. Dans tous les cas, μ^* **augmente avec la pression**.

+ Exercice de cours : On considère la variation de potentiel de la vapeur d'eau lorsqu'on passe de 1 bar à 1,1 bar. De combien doit-on augmenter la pression pour avoir la même variation de potentiel chimique pour l'eau liquide ? On considèrera que le volume molaire ne dépend « pas trop » de la pression.

b- VARIATION AVEC T

$$\left(\frac{\partial \mu^*}{\partial T}\right)_P = -S_m^*(T, P) : \text{entropie molaire du corps pur}$$

+ Preuve (exercice maison) : En utilisant la définition de μ^* et en intervertissant les dérivées partielles (théorème de Schwarz), comme pour P...

¹ Un contre-exemple est au programme de PC, en analyse documentaire (cf. pression osmotique, cas très particulier)

+ Influence selon la nature de la phase :

L'entropie molaire est toujours positive (conséquence du troisième principe de la thermodynamique, cf. chapitre T3). Ainsi, μ^* **diminue avec la température**. De plus, la variation de μ^* avec T n'est plus négligeable pour les phases condensées.



III.3. POTENTIEL CHIMIQUE D'UN GAZ PUR : MODELE DU GAZ PARFAIT²

Pour n mol de gaz parfait, l'équation d'état donne une relation entre P , T :

On en déduit :

$$\left(\frac{\partial \mu^{*g}}{\partial P}\right)_T = V_m^*(T) =$$

+ Cherchons à exprimer $\mu^{*g}(P, T)$, en prenant en compte la variation de cette grandeur avec la pression, à T fixée :

+ On a fait apparaître une pression P_{ref} , pression de référence à laquelle on suppose connaître $\mu^{*g}(P_{\text{ref}}, T)$. Les chimistes ont choisi par convention de prendre $P_{\text{ref}} = P^\circ = 1 \text{ bar}$. Cette pression est appelée **pression standard**. On retrouve l'état standard d'un gaz, déjà rencontré au chapitre T1, et qui vient ici tout naturellement s'imposer :

Etat standard d'un gaz (rappel) :

L'« état standard à la température T d'un gaz » est l'état du constituant **pur** à l'état gazeux sous la **pression standard** $P^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$, à la **température** T , et **se comportant comme un gaz parfait**.

On note son potentiel chimique, appelé « potentiel chimique standard du corps pur gazeux » considéré :

NB 1 : Il y a autant d'états standard que de températures T , c'est-à-dire une infinité.

NB 2 : **L'état standard de ce gaz est un état hypothétique** ! En effet, le comportement des gaz ne se rapproche du gaz parfait qu'à très basse pression. Or, l'état standard est défini pour $P = P^\circ$! En conséquence, **la valeur de $\mu^\circ(T)$ ne peut pas être mesurée, mais seulement extrapolée...**

² Le modèle des gaz parfaits reste approximativement valable pour des pressions inférieures à quelques bars, ce qui nous laisse du champ pour les applications !

+ Revenons au cas du gaz parfait. Finalement, l'expression du potentiel chimique prend la forme suivante :

Potentiel chimique d'un gaz parfait pur :

III.4. POTENTIEL CHIMIQUE EN PHASE CONDENSEE PURE : MODELE INCOMPRESSIBLE

Pour les phases condensées (« (cd) » : (l) ou (s)), nous avons vu au III.2/ que la variation du potentiel chimique était négligeable sur une gamme de pressions très large. Cela nous conduit à assimiler la phase condensée à un solide ou un liquide incompressible. Autour de $P = P^\circ$, à T fixée :

$$\mu_{cd}^*(T, P) = \mu_{cd}^*(T, P^\circ) + \int_{P^\circ}^P V_m^*(T, P) dP \approx$$

Etat standard d'un corps pur en phase liquide ou en phase solide (rappel) :

On définit « l'état standard à la température T d'un corps pur en phase condensée » par l'état du constituant pris **pur** à l'état condensé (liquide ou solide) sous la **pression standard** $P^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$, à la **température** T .

On note son potentiel chimique, appelé « potentiel chimique standard du corps pur en phase (l)/(s) » considéré :

$$\mu^{\circ, cd}(T) = \mu_{cd}^*(T, P^\circ)$$

+ On en déduit :

Potentiel chimique d'un constituant pur en phase liquide ou en phase solide incompressible :

Ce modèle est adapté aux phases condensées pour une pression « raisonnablement » proche de P° .

IV. POTENTIEL CHIMIQUE EN MELANGE

IV.1. PRINCIPALES PROPRIETES

T22

a- **EXTENSIVITE DE G**

+ La relation suivante, intéressante, en découle, traduction de l'extensivité de G (théorème d'EULER) :

♥ **Extensivité de G :**

Preuve : En effet : $\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_{j \neq i}}$ est donc l'enthalpie libre molaire partielle du constituant physico-chimique A_i !

b- **PRINCIPALES PROPRIETES DU POTENTIEL CHIMIQUE EN MELANGE**

+ Les deux relations suivantes, rendant compte de l'influence de P et T sur les potentiels chimiques, sont tout à fait analogues à celles du corps pur :

$$\left(\frac{\partial \mu_i}{\partial P}\right)_{T, n_i} = \overline{V}_{m,i} \qquad \left(\frac{\partial \mu_i}{\partial T}\right)_{P, n_i} = -\overline{S}_{m,i}$$

+ En outre, une relation différentielle existe entre les potentiels chimiques des constituants d'un mélange : la relation de GIBBS-DUHEM (qui n'est pas explicitement au programme ; on peut vous demander de la démontrer aux concours...).

Exercice maison :

En différenciant l'identité d'EULER pour la fonction enthalpie libre du système, démontrer que :

$$\sum_i n_i d\mu_i = -S dT + V dP \text{ (relation de GIBBS-DUHEM)}$$

Que devient cette relation lorsqu'on travaille à une température et une pression fixée ?

IV.2. DIVERSES EXPRESSIONS DU POTENTIEL CHIMIQUE

+ Activité généralisée : le programme fait admettre quelques expressions simples du potentiel chimique en mélange pour des situations fréquemment rencontrées dans les applications du cours de thermodynamique.

De manière générale, on peut toujours écrire le potentiel chimique sous la forme :

où : -

-

T25	Etat physique	Potentiel chimique ♥	Activité	Etat standard
T26	Gaz			gaz parfait pur sous $P^\circ = 1 \text{ bar}$ et T
	Constituant d'un mélange idéal en phase condensée incompressible			corps pur en phase condensée sous $P^\circ = 1 \text{ bar}$ et T
	Solvant d'une solution			
	Soluté d'une solution			

V. BILAN : VARIATION DES FONCTIONS D'ETAT H, G, S

On considère deux états d'un système physico-chimique en **évolution monotherme et monobare**, « initial i » et « final f ». On suppose, comme c'est souvent le cas en pratique, que ce sont des états d'équilibre thermomécanique : $P_i = P_f = P_{\text{ext}}$ et $T_i = T_f = T_{\text{ext}}$. La question est de calculer, connaissant la nature (valeur des variables d'état) de ces deux états, la variation des fonctions d'état H, G et S .

Méthode 1 : On pourrait intégrer les identités thermodynamiques. Le problème est qu'il faudrait connaître l'expression de fonctions d'état sur tout le chemin de transformation, ou du moins sur un chemin fictif reliant l'état initial à l'état final...

Exemple : $\Delta G = \int_i^f dG = \int_i^f -S dT + V dP + \sum_i \mu_i dn_i$: connaissance de S, V et μ_j le long du chemin !!

Méthode 2 : A part ça particulier, **la méthode générale est d'évaluer la valeur des fonctions d'état dont on cherche la variation dans les états initial et final, et de faire la différence !**

T24

♣ ΔG ♣ ΔS ♣ ΔH Cas où $\Delta_r H^\circ$ est connu :

Cas général :

L'ESSENTIEL EN ONZE QUESTIONS...

- Comment définir la fonction enthalpie libre ? Pourquoi peut-on dire que l'enthalpie libre est un potentiel thermodynamique pour un système en évolution isotherme et isobare (savoir le montrer) ?
- Comment définit-on, de manière générale, le potentiel chimique d'un constituant physico-chimique ? De quelles variables dépend-il *a priori* ? Quelle forme son expression la plus générale prend-elle ?
- Comment s'écrivent les identités thermodynamiques pour les fonctions U, H et G , pour un système fermé de composition variable soumis aux seules forces de pression ?
- Comment exprimer la condition d'évolution d'un système en fonction du potentiel chimique de ses constituants physico-chimiques ? Même question pour la condition d'équilibre.
- Comment peut-on caractériser, à l'aide du potentiel chimique, l'équilibre de phase d'une entité chimique ?
- Quelles sont les expressions des dérivées partielles du potentiel chimique d'un corps pur dans sa phase par rapport à la pression d'une part, et par rapport à la température d'autre part ?
- Donner et démontrer l'expression du potentiel chimique d'un gaz parfait pur. Préciser l'état standard de ce gaz. Quelle est l'expression du potentiel chimique d'un gaz parfait en mélange idéal ?
- Qu'est-ce qu'un mélange idéal en phase condensée ? Quelle est l'expression du potentiel chimique d'un constituant en mélange en phase condensée (solide ou liquide) ? Quel est l'état standard associé ?
- Comment peut-on exprimer le potentiel chimique du solvant et d'un soluté dans une solution diluée ? Quels sont les états standard associés ?
- Comment peut-on calculer l'enthalpie libre d'un système à partir de la connaissance des potentiels chimiques des constituants du système ?
- Pour une transformation physico-chimique finie, comment peut-on calculer la variation d'entropie ΔS et la variation d'enthalpie ΔH si l'on connaît la variation d'enthalpie libre ?