
LC 4

PRINCIPES THERMODYNAMIQUES APPLIQUÉS À LA CHIMIE

(premier principe, évolution de systèmes chimiques, potentiel chimique, changement de phase, de l'idéal au réel, aspects expérimentaux)

Sujets possibles :

ÉVOLUTION THERMODYNAMIQUE D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

APPLICATION DU SECOND PRINCIPE À L'ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

E.I. Critères d'équilibre

E.I. Relation de Van't Hoff

(à voir comme un dernier chapitre de thermo PC/PC*)

I - Prédiction du sens d'évolution d'un système chimique

- 1) Enthalpie libre de réaction et affinité chimique
- 2) Prévission du sens d'évolution spontanée du système (*lien avec la constante d'équilibre K^0*)
- 3) Accès à K^0 et description de l'état final du système
 - (a) À partir de l'enthalpie libre standard de réaction
 - (b) À partir d'une combinaison linéaire d'équations de réaction
 - (c) À partir de l'enthalpie standard de réaction (relation de Van't Hoff)

II - Description et déplacement d'équilibre

- 1) Facteur d'équilibre et variance
- 2) Déplacement d'équilibre : modification de la température (*application de la loi de Van't Hoff*)

POTENTIEL CHIMIQUE

E.I. Ebulliométrie

I - Le potentiel chimique : expressions pour des mélanges en phase condensée

- 1) Constituant condensé pur
- 2) Mélange idéal
- 3) Mélange non idéal

II - Applications

- 1) Ébullioscopie (*mélanges idéaux*)
- 2) Loi de Henry (*mélanges non idéaux*)

(*On peut aussi moduler avec une partie sur l'expression du potentiel chimique pour des gaz*)

PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE APPLIQUÉ AUX TRANSFORMATIONS

E.I. Application aux transformations monobares

PB. : comment décrire le bilan énergétique d'un système siège d'une transformation physico-chimique ?

I - Description énergétique d'une transformation physico-chimique

- 1) Transformation physique
- 2) Système siège d'une réaction chimique : enthalpie de réaction
- 3) Simplifications
 - (a) États standards
 - (b) Approximation d'Ellingham

II - Détermination de l'enthalpie standard de réaction

- 1) Par la théorie : loi de Hess
- 2) En pratique : calorimétrie

ÉQUILIBRE CHIMIQUE

E.I. Transformations en solution aqueuse

(*ici à un niveau L1/début de L2*)

I - Description d'un équilibre

- 1) L'activité chimique
- 2) Le quotient de réaction
- 3) La constante d'équilibre

II - Applications

- 1) Équilibres acido-basiques en solution aqueuse
- 2) Équilibres de précipitation en solution aqueuse
- 3) Équilibres de complexation en solution aqueuse

OSMOSE

E.I. Osmose inverse pour le dessalement de l'eau de mer

I - Description du phénomène d'osmose

- 1) Mise en évidence de la pression osmotique (*reprendre figure 9 TI Dessalement eau de mer*)
- 2) Expression de la pression osmotique à partir des potentiels chimiques

II - Applications

- 1) L'osmose inverse pour le dessalement de l'eau de mer (*se référer à la TI correspondante*)
- 2) L'osmose dans les milieux biologiques (*pression osmotique cellulaire et/ou dialyse*)

IDÉALITÉ ET ÉCARTS À L'IDÉALITÉ

On peut reprendre un plan type "potentiel chimique" en passant du temps à expliquer la nécessité d'introduire un écart à l'idéalité (γ_i ou f_i). S'appuyer notamment sur des schémas pour mettre en avant cet écart.

Il est également envisageable d'explicitier le modèle de Van der Waals pour des gaz réels ou la théorie de Debye-Hückel (à moduler en fonction de l'élément imposé).