

PC
PC*

Lionel Vidal

Christophe Aronica

Stéphanie Calmettes

Matthieu Demange

Nadège Demange

Julien Gérard

Marie-Laure Kaiser-Lavielle

Catherine Saury

Marc Venturi

PRÉPAS SCIENCES

COLLECTION DIRIGÉE PAR **BERTRAND HAUCHECORNE**

CHIMIE

3^e édition

- Objectifs
- Cours résumé
- Méthodes
- Vrai/faux, erreurs classiques
- Exercices de base et d'approfondissement
- Résolutions de problèmes, activités numériques
- Sujets de concours (écrits, oraux)
- Corrigés détaillés et commentés

**NOUVEAUX
PROGRAMMES** !

ellipses

Fonctions d'état

UN SCIENTIFIQUE



Après des études à Groningen et Heidelberg, le physicien néerlandais **Heike Kamerlingh Onnes** (1853-1926) effectue toute sa carrière à l'université de Leyde. Ses travaux concernent la cryogénie, c'est-à-dire le comportement des matériaux à très basses températures. Il parvient en 1908 à liquéfier l'hélium. En 1911, avec son équipe, il constate qu'à 4 °K, le mercure atteint un nouvel état qu'il qualifie de supraconducteur. Le prix Nobel de physique récompense ses remarquables travaux deux ans plus tard.

■ Un peu d'histoire

La matière se déplace, change de forme ou d'apparence et les diverses combinaisons atomiques modifient ses propriétés. Par-delà les mutations diverses et pour mieux les appréhender et les quantifier, les scientifiques ont sans cesse cherché des invariants, en particulier dans le domaine de l'énergie. Il en résulte des équations, en général appelées lois, que régissent ces transformations. L'introduction en 1656 par Huygens de l'énergie cinétique qui est conservée lors d'un choc élastique en est un exemple. Au XIX^e siècle, le développement de la thermodynamique et la compréhension des liens entre la chaleur et le mouvement amènent le besoin de nouveaux invariants. Vers 1850, Rudolf Clausius et William Thomson montrent le principe de conservation de l'énergie. Par la suite, Heike Onnes introduit la notion d'enthalpie.

■■ Objectifs

■ Ce qu'il faut connaître

- ▷ La définition de l'enthalpie libre
- ▷ Les identités thermodynamiques pour les fonctions U , H et G
- ▷ Les caractères intensif ou extensif des variables utilisées

■ Ce qu'il faut savoir faire

- ▷ Déterminer une variation d'enthalpie libre, d'enthalpie et d'entropie entre deux états d'un système chimique
- ▷ Justifier que l'enthalpie libre G est le potentiel thermodynamique adapté à l'étude des transformations isothermes, isobares et spontanées
- ▷ Exprimer l'entropie créée en fonction de la variation d'enthalpie libre
- ▷ Mettre en œuvre des mesures calorimétriques à pression constante
- ▷ Relier la différentielle et les dérivées partielles premières
- ▷ Utiliser le théorème de Schwarz (admis)
- ▷ Intégrer une équation aux dérivées partielles $\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y = g(x, y)$ à y fixé en introduisant une fonction arbitraire $h(y)$ indépendante de x
- ▷ Interpréter qualitativement une variation d'entropie en termes de nombre de micro-états accessibles

■ Principes de la thermodynamique

□ Description du système

L'état d'un système est décrit par quelques paramètres macroscopiques appelés grandeurs d'état : volume, pression, quantité de matière, température...

- Les **grandeurs extensives** sont définies pour le système **dans sa globalité** (volume, masse, énergie...), elles **sont proportionnelles à la quantité de matière** du système.
- Les **grandeurs intensives** sont définies **localement** en chaque point du système (masse volumique, pression, température...), elles sont **indépendantes de la quantité de matière du système**.

Remarque

Le rapport de deux grandeurs extensives est une grandeur intensive (masse volumique, concentration...).

Une **phase** est une partie d'un système dans laquelle les grandeurs macroscopiques intensives sont des fonctions continues des variables d'espace. Un système **monophasé** est constitué d'une seule phase. Un système est **homogène** lorsque ces grandeurs y sont uniformes.

Les grandeurs d'état dépendent les unes des autres. On peut choisir un jeu de grandeurs d'état en nombre suffisant pour décrire l'état macroscopique du système, ce sont les **variables d'état**. Les autres grandeurs s'expriment alors en fonction des différentes variables d'état, ce sont des **fonctions d'état**. La variation d'une fonction d'état au cours d'une transformation ne dépend que de l'état initial et de l'état final, et non du chemin suivi.

Une transformation est dite **élémentaire** ou **infinitésimale** lorsque les états d'équilibre thermodynamique initial et final sont infiniment proches. Elle donne lieu à une toute petite variation des paramètres décrivant le système.

□ Premier principe et énergie interne

Le premier principe exprime la **conservation de l'énergie**.

Il existe une fonction d'état conservative dite **énergie interne** notée U qui s'exprime en joule (J). Lors d'une transformation élémentaire d'un système sans variation d'énergie cinétique macroscopique et d'énergie potentielle macroscopique, la variation de l'énergie interne U du système est égale à la somme des travaux (δW) et des transferts thermiques (δQ) élémentaires reçus algébriquement par le système : $dU = \delta W + \delta Q$.

⇒ **Méthode 1.1. Transformation finie et transformation élémentaire**

Pour un système macroscopiquement au repos et sans interactions avec l'extérieur, l'énergie interne représente l'énergie stockée sous une forme « invisible » à notre échelle. Elle s'interprète comme la somme de l'énergie cinétique microscopique (agitation des particules constituant le système) et de l'énergie potentielle microscopique (interactions entre les particules) : $U = E_{c,\text{micro}} + E_{p,\text{micro}}$.

Remarque

Alors que U est une fonction d'état, Q et W ne le sont pas !

Il est habituel de décomposer le travail W reçu par le système en $W = W_p + W_{\text{utile}}$.

- W_p est le travail des forces de pression : $\delta W_p = -P_{\text{ext}} dV$.
- W_{utile} est le travail utile qui correspond au travail autre que celui des forces de pression.

Remarque

Le travail utile peut être par exemple un travail électrique : $\delta W_{\text{utile}} = E dq$, où E est une différence de potentiel et dq la charge électrique traversant le système.

□ Enthalpie

On définit la fonction d'état **enthalpie** par : $H = U + PV$.

Au cours d'une transformation élémentaire monobare, en l'absence de travail utile, l'énergie thermique δQ_p reçue par le système est égale à sa variation d'enthalpie : $\delta Q_p = dH = C_p dT$.

Cette propriété est vraie *a fortiori* pour une transformation isobare.

⇒ **Méthode 1.5. Déterminer une capacité calorifique avec l'enthalpie**

□ Second principe et entropie

Pour tout système fermé en contact avec une ou plusieurs sources de chaleur, il existe une fonction d'état notée S , non conservative et appelée entropie, qui s'exprime en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$, telle que $dS = \delta S_{\text{éch}} + \delta S_{\text{créée}}$.

- $\delta S_{\text{éch}}$ est l'entropie échangée avec le milieu extérieur. Lorsque la frontière du système est toute entière en contact avec l'extérieur à température constante $T_{\text{ext}} = T_0$, on écrit : $S_{\text{éch}} = \frac{Q}{T_0}$.

Dans le cas où cette température est variable en surface, on écrit $S_{\text{éch}} = \int \frac{\delta Q}{T_{\text{ext}}}$, où δQ est la quantité de chaleur élémentaire reçue par le système de la part de la sources de chaleur, et T_{ext} est la température de la source. Dans le cas d'un contact avec plusieurs sources paramétrées par

$$i \text{ et de températures respectives } T_{i,\text{ext}} : S_{\text{éch}} = \sum_i \frac{Q_i}{T_{i,\text{ext}}}.$$

- $\delta S_{\text{créée}} \geq 0$ est l'entropie créée au sein du système. Pour une transformation réversible, $\delta S_{\text{créée}} = 0$. Pour une transformation irréversible, $\delta S_{\text{créée}} > 0$.

Une transformation est dite **réversible** lorsqu'elle est à la fois quasi statique (infiniment lente : succession d'états d'équilibre infiniment voisins) et « renversible » (passage par les mêmes états intermédiaires lors de la transformation inverse). La variation d'une fonction d'état étant indépendante du chemin suivi, en chimie, on considère des évolutions thermiquement et mécaniquement réversibles, l'irréversibilité n'étant liée qu'à la réaction chimique.

Remarque

L'entropie est une « mesure » du désordre à l'échelle microscopique.

□ Interprétation statistique de l'entropie

À un état macroscopique donné, ou **macroétat**, peut correspondre un nombre Ω d'états microscopiques, ou **microétats**. L'entropie peut être définie par la formule de Boltzmann :

$$S = k_B \ln \Omega \text{ avec } k_B = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{ la constante de Boltzmann.}$$

Seuls les macroétats étant accessibles à la mesure, l'entropie constitue une mesure indirecte du *manque d'information* (sur les microétats du système), ou encore du *désordre* microscopique.

■ L'enthalpie libre

□ Potentiel thermodynamique

Pour un système thermodynamique donné, un **potentiel thermodynamique** est une grandeur énergétique qui atteint un **minimum** à l'**équilibre** thermodynamique du système, et à partir de laquelle on peut déduire toutes les propriétés du système à l'équilibre.

□ Définition et intérêt

L'**enthalpie libre** est la fonction d'état énergétique définie par : $G = H - TS = U + PV - TS$.

Le travail utile maximal qu'un système peut fournir au milieu extérieur lors d'une transformation monotherme et monobare est égal à la diminution de son enthalpie libre : $\Delta G \leq W_{\text{utile}}$.

De nombreuses réactions chimiques sont des transformations spontanées irréversibles, monobares et monothermes, ne s'accompagnant d'aucun échange de travail utile. G **décroit donc et est minimale à l'équilibre**. Pour une telle transformation, G joue le rôle de **potentiel thermodynamique**.

⇒ **Méthode 1.6. Déterminer le travail utile maximal**

□ Entropie créée et évolution de l'enthalpie libre

À **température et pression constante, sans travail utile**, $\Delta G = \Delta H - T \Delta S = Q_p - T \Delta S$. Ce

qui nous donne, d'après le second principe : $S_{\text{créée}} = -\frac{\Delta G}{T} > 0$. Dans ces conditions, la réaction chimique (évolution spontanée) ne peut donc avoir lieu que si l'enthalpie libre du système diminue.

■ Identités thermodynamiques

□ Expressions générales pour un système fermé

Les différentielles des fonctions d'état U , H et G , appelées identités thermodynamiques, s'écrivent en fonction des variations des grandeurs d'état :

$$dU = -P dV + T dS + Y dX \quad dH = V dP + T dS + Y dX \quad dG = V dP - S dT + Y dX$$

où Y est une fonction intensive et X une variable extensive.

Remarque

Par exemple, $Y = E$, différence de potentiel et $X = q$, charge électrique, dans le cas d'un système électrochimique.

□ Système fermé de composition et de charge constantes

Les expressions différentielles des identités thermodynamiques s'écrivent alors :

$$dU = -P dV + T dS \quad dH = V dP + T dS \quad dG = V dP - S dT$$

⇒ Méthode 1.2. Retrouver les identités thermodynamiques
et Méthode 1.3. Déterminer une grandeur d'état à partir d'une dérivée partielle

■ Grandeurs partielles

□ Grandeur molaire

Pour une grandeur extensive X , la **grandeur molaire** (intensive) associée est $X_m = \frac{dX}{dn}$ où n est la quantité de matière du système. Pour un système monophasé uniforme $X = n X_m$.

□ Grandeur molaire partielle

Dans un mélange, la grandeur d'état X est une fonction de $N+2$ variables (T, P et les quantités de matière des N constituants) : $X = X(T, P, n_1, \dots, n_j, \dots, n_N)$.

La **grandeur molaire partielle** associée à X et relative au constituant A_i est alors définie par :

$$X_{m,i} = \left(\frac{\partial X}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_{j \neq i}}$$

À T et P fixées, pour une transformation élémentaire, on a :

$$dX_{T,P} = \sum_{i=1}^N \left(\frac{\partial X}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_{j \neq i}} dn_i \quad \text{et} \quad X_{T,P} = \sum_{i=1}^N X_{m,i} n_i$$

Remarque

A priori, cette grandeur diffère de la grandeur molaire de ce constituant, pris seul dans les mêmes conditions. Dans un **mélange idéal** (mélange tel que ses différents constituants

n'interagissent pas entre eux), on peut identifier les deux, à condition que la grandeur molaire étudiée ne prenne pas en compte l'irréversibilité liée à l'opération de mélange.

⇒ **Méthode 1.4. Déterminer une grandeur molaire partielle**

□ Grandeur de réaction

On considère la réaction chimique que l'on notera $\sum_i \nu_i A_i = 0$ avec ν_i le coefficient stœchiométrique, positif pour les produits et négatifs pour les réactifs.

L'avancement de la réaction est ξ tel que $d\xi = \frac{dn_i}{\nu_i}$. Ainsi, $dX_{T,P} = \left(\sum_{i=1}^N \nu_i X_{m,i} \right) d\xi$ et on

définit la **grandeur de réaction** associée à X par : $\Delta_r X = \left(\sum_{i=1}^N \nu_i X_{m,i} \right) = \left(\frac{\partial X}{\partial \xi} \right)_{T,P}$. Δ_r est

appelé opérateur de Lewis.

Remarques

Une grandeur de réaction est une grandeur molaire, donc intensive.

Au cours d'une évolution élémentaire, isotherme et isobare, d'un système chimique fermé, on peut écrire : $dU = \Delta_r U d\xi$, $dH = \Delta_r H d\xi$, $dS = \Delta_r S d\xi$, $dG = \Delta_r G d\xi$.

□ Relations entre les grandeurs de réaction

Par définition de l'enthalpie libre et des grandeurs de réaction, on a : $\Delta_r G = \Delta_r H - T \Delta_r S$.

D'après l'identité thermodynamique, on a aussi : $\Delta_r S = - \left(\frac{\partial \Delta_r G}{\partial T} \right)_P$.