

RÉSUMÉ DE CHANGEMENT D'ÉTAT

1. Généralités.

1.1 Notion de phase.

C'est toute partie homogène d'un système. En réalité, la notion est complexe mais nous pouvons la simplifier en l'assimilant aux états de la matière à savoir les trois phases solide, liquide et gazeuse.

L'on peut passer d'un état à l'autre en apportant ou en extrayant de l'énergie. Cette énergie peut être apportée sous forme de chaleur, expression macroscopique de l'agitation moléculaire. L'unité de chaleur est la calorie: c'est par définition l'énergie nécessaire pour faire passer 1g d'eau de 14,5°C à 15,5°C: 1calorie= 4,1855J

À ne pas confondre avec la kilocalorie ou la grande calorie qui équivaut à 1000calories, ou avec la thermie qui équivaut à 10^6 calories.

1.2 Passage d'un état à l'autre.

Tous les changements sont possibles.

L'état liquidien peut être considéré (au sens forces IM) comme un état intermédiaire entre solide et gazeux (il ne constitue pas toujours un état intermédiaire).

Gaz $\xrightarrow{\text{LIQUÉFACTION, CONDENSATION}}$ liquide $\xrightarrow{\text{SOLIDIFICATION, CONGÉLATION}}$ solide $\xrightarrow{\text{SUBLIMATION}}$ gaz.
Gaz $\xrightarrow{\text{CONDENSATION}}$ solide $\xrightarrow{\text{FUSION}}$ liquide $\xrightarrow{\text{VAPORISATION}}$ gaz.

Agitation thermique essentielle.

Équilibre entre les forces IM qui tendent à assurer la cohésion des molécules et l'agitation moléculaire qui tend au contraire à les écarter les unes des autres et à les répartir au hasard.

Gaz: forces IM très faibles. Si on les néglige → gaz parfait. Facilement compressible.

Solide: forces IM prépondérantes. L'agitation thermique se réduit à une vibration.

Liquide: plus complexe car c'est un état intermédiaire. Atomes également en contact mais mobile. Peu compressible. Forme susceptible de changer même sous l'effet de forces peu intenses.

Si nous faisons intervenir P en plus de T, trois points apparaissent:

N: équilibre entre deux phases.

M: point triple, équilibre entre trois phases= coexistence entre 3 phases.

C: point critique (d liquide= d gaz): passage de l'un à l'autre très simplifié.

1.3 Chaleur latente de changement d'état.

Quantité de chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse d'un corps pour le faire passer d'une phase de basse énergie à une phase de haute énergie.

À T et P constantes, ΔV est le coefficient de dilatation.

Rq: il existe 3 chaleurs latentes: chaleur latente de fusion, de sublimation et de vaporisation (respectivement L_F, L_S, L_V en J/Kg).

Les transformations inverses s'effectuent avec un dégagement de chaleur égal à la chaleur latente correspondante.

2. Fusion-solidification.

2.1 fusion franche-fusion pâteuse.

La fusion pâteuse est une fusion progressive (verre) par opposition à la fusion franche (glace) qui est brusque.

À P donné, la température de fusion $T_F = \text{cst}$.

T ne varie pas pendant le changement d'état.

La chaleur latente de fusion L_F de l'eau est de 80cal/1g.

Rq: le même nombre de calories est libéré quand 1g d'eau se congèle.

2.2 Solidification.

Phénomène inverse:

Lorsque la température diminue, elle doit passer en dessous de T_F pour faire apparaître du solide, le liquide est en état de surfusion, puis la température remonte jusqu'à T_F .

2.3 Influence de la pression.

Les corps se dilatent en chauffant, donc quand P augmente, T_F augmente.

Pour l'eau, T_F diminue quand P augmente car le volume spécifique du liquide est plus petit que celui du solide.

L'on passe de l'état solide à liquide en augmentant la température à P constante ou en diminuant la pression à T constante.

Rq: Attention, lorsque l'on comprime la glace, elle fond.

3. Transformations.

3.1 Vaporisation-liquéfaction (liquide \leftrightarrow gaz).

La vaporisation en atmosphère gazeuse est l'évaporation.

Les bulles présentent dans les solides (glace) ne sont pas un phénomène d'interface.

gaz \rightarrow liquide quand P augmente ou quand T diminue.

3.2 Transformation par échange thermique.

Évaporation (= apport de chaleur à un liquide).

Conséquence de l'agitation thermique (= moléculaire), les molécules quittent la phase liquide jusqu'à ce que la Pp de l'eau dans l'air soit égale à la P de vapeur saturante (P_{vs}) à T donnée.

Le volume d'évaporation est proportionnel à $P_{vs} - P_p$.

$L_v(37^\circ\text{C}) = 580\text{cal/1g}$.

4. Sublimation-Condensation (solide \leftrightarrow gaz).

La sublimation consiste à passer de l'état solide à l'état gazeux sans passer par l'état liquide. C'est le cas en biochimie lorsque l'on réalise une lyophilisation. Tout d'abord, il faut congeler la solution, puis produire un vide assez poussé avant de sublimer le solvant pour ne garder que le soluté concentré (l'eau a été enlevé), très utilisé en alimentaire pour la conservation.

La condensation est le passage de l'état gazeux à l'état solide.

5. Déplacement de l'équilibre.

Les lois des changements d'états reflètent une loi tout à fait générale d'un déplacement d'équilibre en physique et en chimie.

Si un système est en équilibre, la perturbation d'un des facteurs de l'équilibre débouche sur une transformation qui s'oppose à la variation du facteur perturbant et donne un nouvel équilibre.

Quand T augmente à P constante, la glace fond et le volume diminue.

Fusion: les molécules d'eau vont se glisser à l'intérieur des cristaux de glace.

Quand la glace fond, les deux états coexistent car dans le cristal, l'eau liquide va glisser entre les structures cristallines; quand l'eau gèle, le volume augmente, et quand la glace fond, le volume diminue.

6. Théorie moléculaire des changements d'états.

L'étude statistique des vitesses moléculaires.

La théorie moléculaire explique les changements d'états par le fait que les molécules acquièrent suffisamment de vitesse pour échapper à l'attraction des molécules voisines.