

Cours Biophysique 20/12/2020
Chapitre .1 Propriétés colligatives

I-Les différents états de la matière

Rappels des différents états de la matière

En physique, un état de la matière correspond à un certain degré de cohérence de la matière (densité, structure cristalline,.....) qui se traduit par des comportements définis par les lois de la physique malléabilité, ductilité, viscosité, lois des gaz parfaits,...).

I. Les états de la matière

- L'état gazeux
- L'état liquide
- L'état solide.

Cette classification est cependant incomplète, car on peut y ajouter différents états plus exotiques:

- L'état mésomorphe ou état cristal liquide, un état intermédiaire entre liquide et solide
- L'état plasma (gaz ionisé)
- L'état supercritique (équilibre liquide-gaz obtenu par augmentation de la pression).

Il existe des états intermédiaires où l'on observe un solide se comporter comme un fluide (matière granuleuse) ou au contraire un liquide avoir certaines propriétés propres aux solides. Ces comportements peuvent être issus de mélanges plus ou moins entre plusieurs Phases, appelés états polyphasiques.

Les domaines d'applications sont nombreux, elles vont de l'agroalimentaire (mousses, épaississants, émulsions,...), aux cosmétiques...

Parmi ces matériaux, on trouve de nombreux systèmes de la matière molle, ni solide, ni liquide tels que les verres, les gels ou bien les pâtes.

I.1. Les états classiques de la matière

I.1.1. L'état Solide

- Il est caractérisé par l'absence de liberté entre les molécules ou les ions (ex: les métaux). Sur le plan macroscopique, la matière solide a une forme et un volume propre. Les solides purement covalents sont normalement assez durs. Ils sont difficiles à déformer.

A titre d'exemples les liaisons covalentes lient les atomes de carbone d'un diamant.

- Les liaisons ioniques (entre ions de charges opposées) assurent la liaison d'un grain de sel établit entre l'ion positif du sodium et négatif de chlorure. L'alumine est un exemple de matière à liaisons ioniques très résistantes, cependant les ions de même signe se repoussent, et suite à un choc ou une déformation les ions de même signes se rapprochent et le solide ionique peut donc se casser.

La structure du papier résulte de l'existence de liaisons covalentes dans les fibres de cellulose et de liaisons hydrogène entre les fibres.

Cependant, il ne faut pas considérer le solide comme un état figé de la matière car les atomes vibrent autour de leur position d'équilibre. Avec la température, ces vibrations augmentent jusqu'à rompre les liaisons lors de la fusion, la sublimation

La plupart des solides sont des cristaux (matière régulière et ordonnée).

I.1.2. L'état liquide

Le liquide est une forme de fluide: les molécules sont faiblement liées, ce qui rend les liquides parfaitement déformables et sont difficilement compressibles.

Une caractéristique des liquides est leur viscosité (Voir le chapitre prochain sur les propriétés mécaniques des solutions), qui mesure l'attachement des molécules les unes aux autres, et donc la résistance à un corps qui traverserait le liquide. Plus la viscosité est grande, plus le liquide est difficile à traverser. Il y a donc toute une gamme d'états intermédiaires (pâte), qui rend la distinction entre le liquide et le solide.

Un solide se brise et se fêle et le reste définitivement,

Un liquide se fend et se ressoude après la disparition de la cause de rupture. A l'état macroscopique, on caractérise l'état liquide par les critères suivants:

- Le liquide n'a pas de forme propre, il prend celle du récipient sous l'effet de gravité.
- Sa surface libre au repos est plane et horizontale,
- Il possède un volume propre, qui ne change qu'avec la température.
- Un liquide emprisonné par une matrice solide s'appelle un gel. Un liquide emprisonnant une grande quantité de bulle de gaz et dans un état de viscosité importante s'appelle une mousse.

I.1.3. l'état gazeux

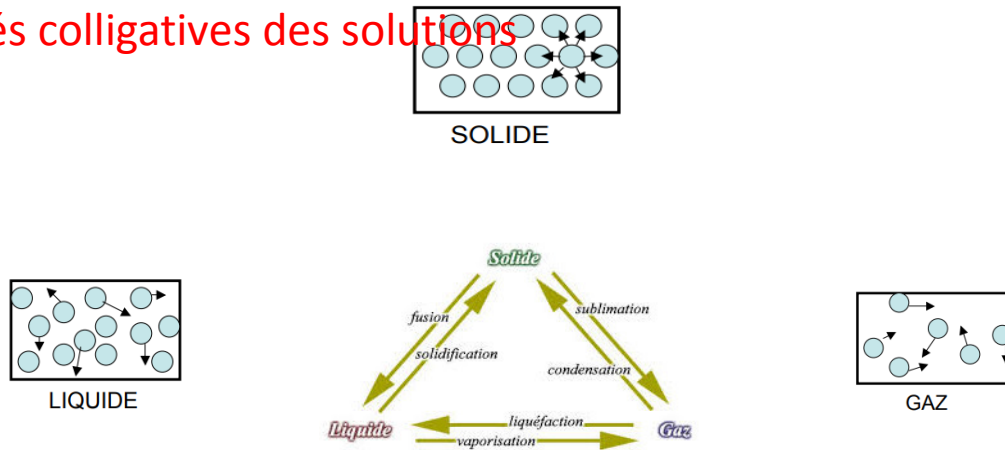
Un gaz est un ensemble d'atomes ou de molécules très faiblement liés. Dans l'état gazeux, la matière n'a pas de forme propre ni de volume propre: un gaz tend à occuper tout le volume disponible. Cette phase constitue l'un des trois états dans lequel peut se trouver un corps pur, les autres étant les phases solides et liquides.

- Le passage de l'état liquide à l'état gazeux est appelé vaporisation.
- A basse pression les gaz réels ont des propriétés semblables qui sont décrites par le gaz parfait.
- Un gaz peut se dissoudre dans l'eau (loi de Henry) ou d'autres liquides (comme le sang). Par exemple, la pression d'oxygène dans le sang artériel P_{aO_2} est de 85 ± 5 mmHg et celle du
- P_{aCO_2} est de 40 ± 4 mmHg. Un gaz peut même se dissoudre (faiblement) dans un métal.

I.2 Les Changements d'état

La matière peut passer d'un état à un autre selon les conditions environnementales notamment. La température à laquelle elle se trouve. Le schéma ci-dessous identifie les différents changements d'états:

II-Propriétés colligatives des solutions



II-Propriétés colligatives des solutions

INTRODUCTION

Lorsque on dissout un soluté dans un solvant pour donner une solution, les propriétés du liquide final sont influencés par la quantité dissoute. Dans les solutions idéales, ces propriétés colligatives (signifiant dépendant de l'ensemble) ne dépendent pas de la nature des corps dissouts, mais seulement de leurs concentrations. Ce chapitre a pour objectif de mettre en évidence l'origine chimiques des propriétés colligatives, d'applique ces concepts pour expliquer l'augmentation du point d'ébullition, l'abaissement du point de fusion et la création osmotique dans les solutions.

Le mot *colligatives* vient du mot latin *colligatus* qui signifie ensemble liés.

Propriétés qui dépendent de la quantité de soluté et non pas de sa nature

Conséquences de la limitation de diffusion du solvant

1. L'Osmose et pression osmotique
 2. L'Abaissement du point de congélation
- À quoi servent les propriétés colligatives ?

Les pp colligatives exploitent les lois de Raoult => solutions \approx idéales.

Les relations qui découlent de la loi de Raoult sont valables pour des **solutions très diluées de solutés très peu volatils**.

4 pp colligatives à l'étude : ΔP , $\Delta T_{\text{éb}}$, ΔT_{cong} , Π

- ⊙ ΔP l'abaissement relatif de la tension de vapeur (ou pression de vapeur saturante) du solvant).
- ⊙ $\Delta T_{\text{éb}}$ l'élévation du point d'ébullition).
- ⊙ ΔT_{cong} l'abaissement du point de solidification ou du point de congélation).
- ⊙ Π pression osmotique

En regard du solvant pur, une solution présente :

1. Un abaissement de la pression de vapeur
2. Une élévation du point d'ébullition
3. Un abaissement du point de congélation
4. Dans certains cas, apparition d'une pression osmotique

II.1 Rappel-Notions de Bases

1. Définition Fraction molaire

Généralités Fraction molaire

Solution

Elle est obtenue par le mélange en proportions variables de deux ou plusieurs types de molécules (gazeuse, liquide ou solide) et l'obtention, d'un milieu unique homogène. La composition de la solution est déterminée par la connaissance de la concentration en soluté qui est la quantité relative de soluté par rapport à la quantité de solvant ou de solution.

a-Concentrations

Elle caractérise quantitativement les solutions par les grandeurs suivantes :

1. Fraction molaire

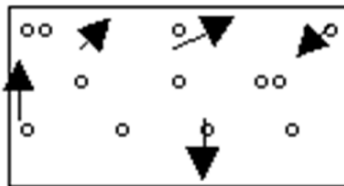
La fraction molaire X_i d'un constituant i est égal au rapport du nombre de moles N_i de ce constituant, sur le nombre total de moles de la solution N . Sachant que dans un mélange la somme de tous les constituants est égale à 1. C'est-à-dire que si nous avons dans notre solution 3 constituants nous pouvons écrire : $X_1 + X_2 + X_3 = 1$.

$$X_i = \frac{N_i}{N} = \frac{\text{Nombre de moles de l'espèce } i}{\text{Nombre total de moles}}$$

$$\text{et } \sum_i X_i = \frac{\sum_i N_i}{N} = \frac{N}{N} = 1$$

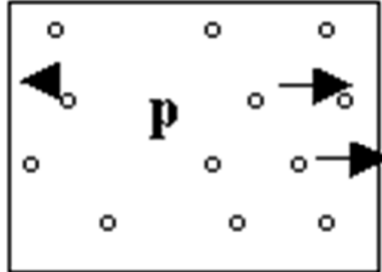
2. Notion de température :

La température est reliée au degré d'agitation moléculaire de la matière



3. Notion de Pression

La pression est due aux nombreux chocs des atomes ou molécules sur les parois du récipient.



4. Etats physiques de la matière

a- Agitation moléculaire

Mouvement incessant des molécules dite agitation thermique

b. Mouvement désordonné indéfini qui ne cesse qu'au zéro absolu

Exprime la tendance des molécules à s'éloigner les unes des autres

➡ Diffusion, pression, conduction