

Transformations,
approche
thermodynamique

Systemes physico- chimiques

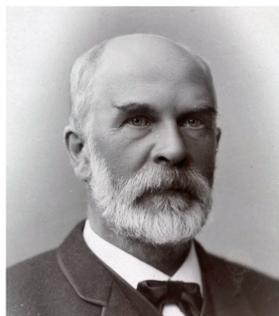
Chapitre 1

La chimie est la science qui étudie la **matière** et ses **transformations**.

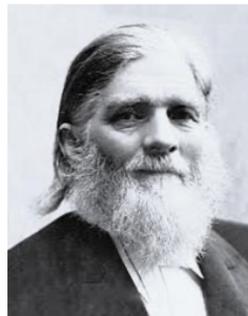
Elle s'intéresse aux *propriétés macroscopiques de la matière* qui nous entoure et essaie d'interpréter ces propriétés en faisant le lien avec la *composition microscopique de la matière*.

Elle étudie également les *transformations de la matière* : lois de l'évolution des systèmes, échanges énergétiques, cinétique des phénomènes...

Dans cette première partie du cours, on va mettre en place une loi fondamentale de l'évolution des systèmes physico-chimiques : la loi de Guldberg et Waage.



Cato Guldberg



Peter Waage

On peut d'emblée citer quelques exemples de transformation de la matière auxquelles on va s'intéresser en chimie :

- un glaçon qui fond ; de l'eau qui s'évapore ;
- la dissolution de sucre dans de l'eau ;
- la création de glucose dans une feuille par la photosynthèse ;
- la fabrication d'acier dans un haut fourneau à partir de minerai de fer et de carbone métallurgique ;
- la combustion du gaz dans le brûleur d'une cuisinière ;
- la création d'un savon dans un bécher à partir d'huile et de soude...

Les deux premiers cas consistent uniquement en des changements de phases ; on parle dans ce cas de transformations *physiques*. Dans les autres exemples, les espèces chimiques sont modifiées et on parle alors de transformations *chimiques*. Cependant, cette distinction entre transformation *physique* ou *chimique* n'a pas d'intérêt dans cette partie, car on les traite de la même manière, on peut regrouper toutes ces transformations sous le terme de « **Transformations physico-chimiques** », que l'on abrègera souvent en « transformation *chimique* » pour simplifier.

Définition d'une transformation physico-chimique

Une *transformation physico-chimique*, c'est une évolution d'un système, perceptible à notre échelle, l'échelle macroscopique, se traduisant par la **modification de la quantité de matière de certaines espèces physico-chimiques**.

Cette définition fait apparaître des concepts fondamentaux : notion de *système*, échelle *macroscopique*, *espèce physico-chimique*, *quantité de matière*...

Ces notions, bien que partiellement déjà vues au lycée, vont être reprises et précisées dans ce premier chapitre.

Remarque : une transformation dans laquelle des noyaux d'atomes sont modifiés est appelée transformation **nucléaire** (on peut citer la fusion de l'hydrogène en hélium au cœur du soleil ou la fission de l'uranium dans un réacteur nucléaire). Ces transformations ne seront pas concernées par cette partie du cours. Elles obéissent à des lois propres, étudiées en physique nucléaire.

Pour décrire une transformation physico-chimique, il faut commencer par définir le **système** que l'on étudie.

Définition d'un système

Système : zone de l'espace à l'intérieur d'une surface fermée Σ (ou d'une réunion de surfaces fermées)

En pratique, Σ sera constituée des parois d'un ballon, d'un réacteur, de la surface libre d'un liquide...

La partie extérieure à Σ est appelée le milieu extérieur.

Schéma de principe d'un système :

Système ouvert / système fermé :

Si de la matière peut traverser la surface Σ pendant la transformation, le système est dit ouvert. Sinon, il est dit fermé.

La notion de système ayant été définie, il faut maintenant que l'on mette en place des outils qui vont nous permettre de le décrire un système : Dans quel **état** se trouve-t-il ? De quoi est-il composé ?

Transformation d'un système = passage d'un état à un autre état

La notion d'**état** est fondamentale en physique.

Faire le schéma d'une transformation : passage de l'état initial ... à un état « final » :

L'étude d'une transformation fait appel à deux branches de la chimie :

- la **thermodynamique**, qui s'intéresse à...

- la **cinétique**, qui s'intéresse à...

La cinétique des transformations sera étudiée dans une autre partie du cours.

Pour décrire un état en physique classique, on utilise un certain nombre de **paramètres d'état**. Ce sont des grandeurs mesurables sur le système : pression, température, masse, volume...

Ce chapitre a pour but de présenter les différents paramètres les plus utilisés pour décrire les transformations :

- des paramètres dits « physiques » : ⇒ **paragraphe I**

- des paramètres liés à la composition du système, aux quantités de matière des différentes espèces présentes dans le système : ⇒ **paragraphe II**

Remarque : en physique « quantique », un état n'est pas nécessairement défini par des valeurs d'observables déterminées. Mais la physique quantique s'applique aux systèmes constitués d'un nombre restreint de particules. Elle n'est pas adaptée aux systèmes macroscopiques que l'on décrit ici.

I - Description physique d'un système : paramètres et fonctions d'état

I.1 Principaux paramètres physiques

Un paramètre est une grandeur scalaire (*c'est-à-dire un nombre, avec en général une unité*), que l'on peut mesurer, et qui donne des informations sur l'état du système : la pression, la température, le volume, les quantités de matière des espèces chimiques, la masse, la densité, la conductivité...

La quantité de matière :

Dans cette partie, on fait l'hypothèse que le système est constitué d'une seule espèce chimique et on note n la quantité de matière de cette espèce. On complètera cela au paragraphe II.

Unité SI :

La masse

Appareil de mesure, pour les solides et les liquides :

Remarque : que mesure-t-on réellement avec une balance ?..

Unité SI :

Unité plus courante en chimie :

Le volume

Unité SI :

Unités plus courantes en chimie :

La pression :

Définition :

Unité SI :

Unité dérivée à connaître absolument, le bar, défini par :

Pression atmosphérique $p_{atm} =$

Pression standard $p^\circ =$

Appareil de mesure :

La température :

Appareil de mesure :

Unité SI :

Unité dérivée à connaître absolument : le degré celcius

Températures usuelles :

- fusion de l'eau (glace) sous p_{atm} :
- ébullition de l'eau sous p_{atm} :
- « zéro absolu » :
- conditions « ambiantes » au laboratoire :

Que sont les « CNTP » et les « CATP » ? voir exercice 1

L'indice de réfraction d'un milieu transparent

Définition :

Unité :

Appareil de mesure :

La conductivité électrique d'un solide ou d'un liquide

Appareil de mesure :

Unité :

N.B. Une fiche détaillée sur la conductimétrie se trouve dans le polycopié du TP n°1.

I.2 Relation entre paramètres d'état : fonctions d'état

Il est très important d'avoir conscience que de nombreux paramètres d'état ne sont pas indépendants les uns des autres.

Par exemple : la masse et la quantité de matière

Si on place 1 mole d'eau liquide dans un becher, la balance nous indiquera que sa masse est de 18 g.

Cette valeur de 18 g n'a pas été choisie, on ne peut pas « décider » arbitrairement qu'elle aura une autre valeur.

Pour un système constitué d'une seule espèce chimique, on peut dire que la masse est une fonction d'état de la quantité de matière :

$$m =$$

... où M est une constante propre à chaque espèce chimique.

On peut construire de nouveaux paramètres d'état grâce à des fonctions d'état, par exemple la **masse volumique** :

$$\rho =$$

Les deux fonctions d'état que l'on vient d'écrire sont dites *explicités*, c'est-à-dire qu'on en connaît une expression mathématique, qui permet de calculer la valeur d'un paramètre connaissant la valeur des autres.

Autre exemple : de l'eau à une pression et température données a une conductivité électrique bien déterminée, et un indice de réfraction bien déterminé également.

L'indice de réfraction d'une espèce chimique est une fonction d'état de la pression et le température ; la conductivité électrique également.

Cela signifie qu'il existe une fonction $\sigma = f(T, p)$ pour l'eau par exemple (mais indépendant de n). Cette fonction n'est pas explicite, c'est-à-dire qu'elle n'a pas d'expression mathématique exacte (on peut en trouver des formules approchées dans certains domaines de T et p).

Cas des gaz :

Si on met une quantité n de vapeur d'eau dans une enceinte de volume V à la température T ... et qu'on place un manomètre, la pression p prendra une valeur bien définie, que l'on peut changer si on change n ou T ou V .

Les fluides ont ainsi une équation d'état $p = f(n, T, V)$.

Selon la nature de l'espèce, la fonction f est différente, et on ne connaît pas en général d'expression explicite de cette fonction.

Toutefois, de telles équations d'état explicites peuvent se trouver pour des modèles de gaz bien particuliers, notamment le **modèle du gaz parfait**.

Note : on ne va pas développer ici l'intégralité du modèle du gaz parfait. Ce serait fait ultérieurement en thermodynamique physique.

On considère une phase gazeuse uniforme.

Ce qu'il faut savoir pour l'instant :

- Un gaz parfait est un **modèle** de gaz, qui repose sur le fait que les entités qui le constituent sont supposées ponctuelles et sans interactions les unes avec les autres.

- Un gaz parfait obéit à l'équation d'état suivante :

Équation d'état des gaz parfaits :

- Les gaz réels n'ont pas d'équation d'état explicite, mais ils tendent tous à avoir un comportement proche d'un gaz parfait lorsqu'ils sont peu denses, car les entités (molécules en général) sont alors très éloignées et interagissent peu.

En général, on pourra donc utiliser l'équation d'état des gaz parfait avec une précision suffisante pour les gaz dans les conditions voisines des CATP.

I.3 Paramètres intensifs et extensifs

La plupart des paramètres d'état peuvent être rangés dans l'une des deux catégories suivantes :

a) les paramètres intensifs

- un paramètre **intensif** est un paramètre qui est **défini localement**, en chaque point de l'espace

Exemples : la **pression**, la **température** (on peut mettre un manomètre ou un thermomètre en n'importe quel point), ou bien une propriété intrinsèque, comme la **masse volumique**, la **conductivité électrique**, l'**indice de réfraction**, etc...

En chimie, les deux paramètres intensifs les plus importants, car on peut facilement les choisir et les contrôler, sont la pression et la température.

À bien retenir :

Lorsqu'on réunit deux systèmes, les paramètres intensifs ne s'ajoutent pas. Ce sont des paramètres qualitatifs.

b) les paramètres extensifs

- un paramètre **extensif** caractérise le système dans son ensemble ; il est proportionnel au nombre d'entités (molécules, atomes ou ions, voir plus loin) contenues dans le système

Exemples : **La quantité de matière, la masse, le volume**

À bien retenir :

Lorsqu'on réunit deux systèmes, les paramètres extensifs s'ajoutent. Ce sont des paramètres quantitatifs.

Méthode : si on hésite pour savoir si un paramètre X est intensif ou extensif, on imagine qu'on accole deux systèmes identiques S_1 et S_2 ayant la même valeur de X , et que l'on retire la surface de séparation. On obtient un système $S = S_1 \cup S_2$:

- si la valeur de X du système S est la même que dans S_1 et S_2 ...
alors X est **intensif** ;
- si la valeur de X a doublé lors de la réunion
alors X est **extensif**.

Exemples : Pression

Température

Volume

Masse

Masse volumique

Conductivité électrique

Remarques : fonctions d'état explicites et caractère intensif/extensif

Rappeler la fonction d'état permettant de calculer :

- la masse volumique à partir de la masse et du volume :

- la quantité de matière à partir de p , V et T pour un gaz parfait :

... et conclure :

Quand on prend le quotient de deux grandeurs extensives, on obtient une grandeur

Quand on réalise le produit ou le quotient de deux grandeurs intensives, on obtient une grandeur

Le produit d'une grandeur extensive par une grandeur intensive est une grandeur

II - Composition d'un système : corps purs et mélanges

Tout d'abord, on constate que de nombreux systèmes ne sont pas homogènes. Ils sont constitués de plusieurs phases.

Schéma d'un système hétérogène :

Exemple tiré de l'exercice 1 :

Dans un premier temps, on va préciser cette notion de phase, puis on explicitera la façon de décrire une phase en particulier.

II.1 Définition d'une phase

On retiendra la définition suivante :

« Une **phase** est une région de l'espace où **tous** les paramètres intensifs varient continûment dans l'espace. »

Autrement dit, le passage d'une phase à une autre est caractérisé par la discontinuité d'au moins un paramètre intensif. Il ne s'agit pas en général de la pression ou de la température, mais le plus souvent **de la masse volumique (densité), ou d'autres propriétés (couleur, indice optique, conductivité électrique), etc...**

Exemples :

- l'éprouvette de l'exercice 1.5 :

- un morceau de graphite et un morceau de diamant en contact

- l'intérieur d'une bouteille d'eau salée partiellement gelée :

Phase uniforme

Une phase est dite uniforme lorsque les paramètres intensifs ont la même valeur en tout point.

Par exemple, une solution **parfaitement agitée** permet d'avoir une concentration en soluté identique en tout point, une couleur unique, etc...

Exemple de la concentration :

- l'ensemble des océans de la Terre constitue-t-il une phase uniforme du point de vue de la concentration en sel ?

- et le contenu d'un becher lors d'un titrage ?

Système homogène / hétérogène

Le système est **homogène** s'il contient une seule phase, et **hétérogène** s'il y en a plusieurs.

Propriétés d'une phase :

Une phase peut être considérée comme un sous-système du système complet.
Autrement dit, un système est la réunion de toutes les phases qu'il contient.

Ainsi, on décrit une phase par tous les paramètres d'état utilisés pour décrire un système.

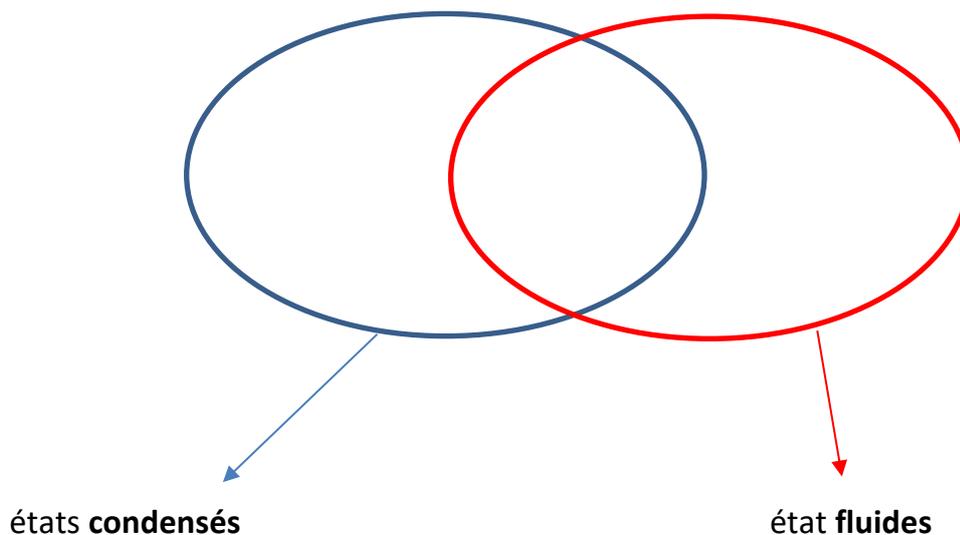
Il existe une propriété importante caractérisant une phase : son **état physique**.

Rappel sur les états physiques :

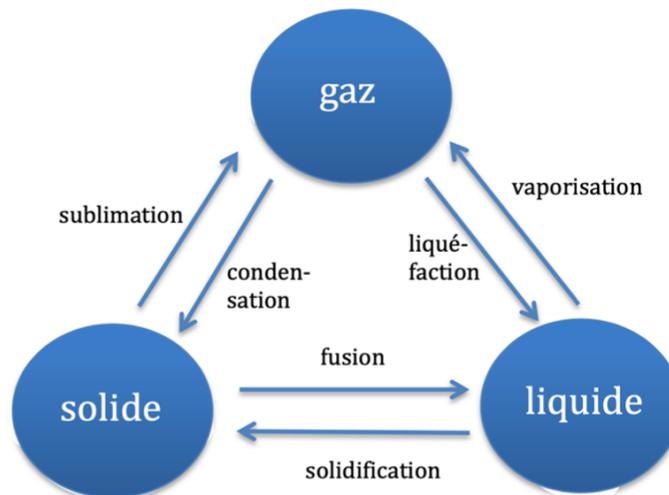
Il existe trois états classiques, car on les rencontre en permanence autour de nous dans les conditions usuelles : l'état **solide**, l'état **liquide** et l'état **gazeux** (ou **vapeur**).

Remarque : il existe parfois des états plus exotiques comme l'état supercritique, l'état superfluide, les cristaux liquides, les plasmas... Ces états sont très rarement rencontrés au laboratoire.

Préciser ce que signifient les termes « condensés » et « fluides » et placer les trois états physiques (S, L, G) dans le diagramme suivant :



Rappel : le vocabulaire des changements d'état physique, voir document 1



On va maintenant s'intéresser aux **paramètres de composition** d'une phase.

Il existe deux types fondamentaux de phases : **les corps purs et les mélanges**.

Pour définir ces notions, il va être nécessaire de faire le lien entre la matière que l'on observe à notre échelle et les entités microscopiques qui la constituent.

- **l'échelle macroscopique** est celle de la matière qui nous entoure, que l'on voit, que l'on touche, sur laquelle on effectue des mesures : au niveau macroscopique, on parle d'**espèces chimiques** (l'eau contenue dans un verre est une espèce chimique.)

- **l'échelle microscopique** est le domaine des atomes, des molécules, des ions... (ordre de grandeur 10^{-10} m) ; au niveau microscopique, on dit que la matière est constituée d'**entités chimiques** (par exemple la molécule d'eau).

II.2 Corps purs : corps constitués d'une unique espèce chimique

Le titre de ce paragraphe est la définition d'un corps pur... et entraîne immédiatement la nécessité de définir une espèce chimique :

Une espèce chimique est définie par un ensemble d'entités chimiques (molécules, atomes ou ions) toutes identiques, ou bien en proportions définies.

À la notion de corps pur (et donc d'espèce chimique) sont associées les idées suivantes :

- une invariabilité stricte des proportions (soit toutes les entités sont identiques, soit elles sont en proportions définies) ;
- le fait que les entités chimiques sont les mêmes en cas de division de la phase, de changement de température, de pression et surtout de transition de phase ; les entités chimiques ne font que alors que changer leurs positions relatives.

a) Les différents types d'espèces chimiques et leur notation

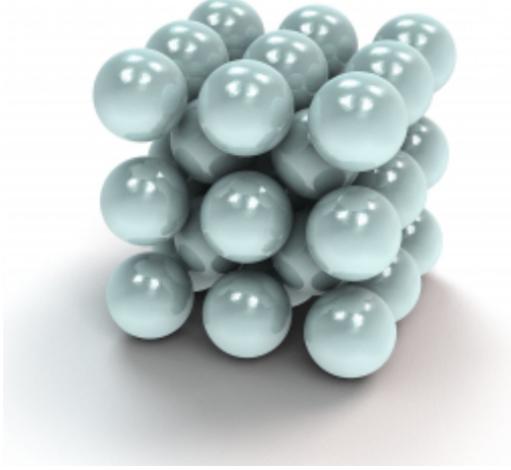
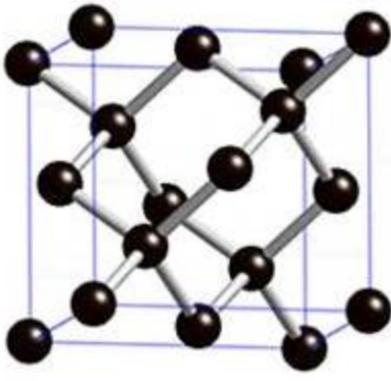
On se rapportera au document 2.

Il existe trois grandes familles d'espèces chimiques

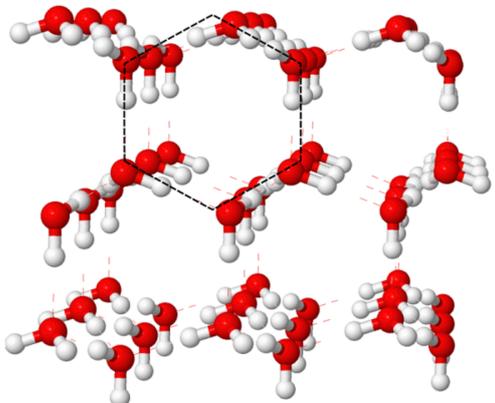
- **espèces chimiques atomiques** = association d'entités chimiques qui sont des atomes.

Dans ce cas, l'espèce chimique est symbolisée par le symbole de l'élément.

Écrire les symboles appropriés dans les tableaux ci-dessous pour désigner les espèces ou les entités chimiques.

Échelle macroscopique	Échelle microscopique
Métaux simples	
 <p data-bbox="375 616 614 660" style="text-align: center;"><i>Morceaux de fer</i></p>	
Non-métaux simples	
 <p data-bbox="406 1131 582 1176" style="text-align: center;">Un diamant</p>	

- **espèces chimiques moléculaires** = association d'entités chimiques qui sont des molécules.

Échelle macroscopique	Échelle microscopique
Eau	
 <p data-bbox="438 1859 550 1904" style="text-align: center;"><i>Glaçons</i></p>	

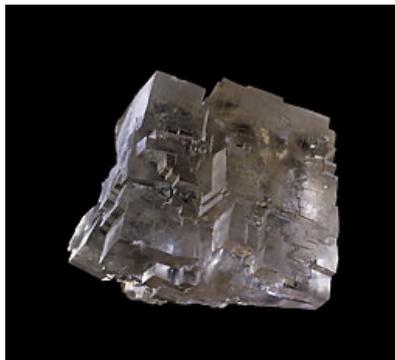
Dioxygène	
	

- **espèces chimiques ioniques** (par exemple les **solides ioniques**) = association d'entités chimiques qui sont des **ions**

Exemple : le chlorure de sodium



Sel de table



halite

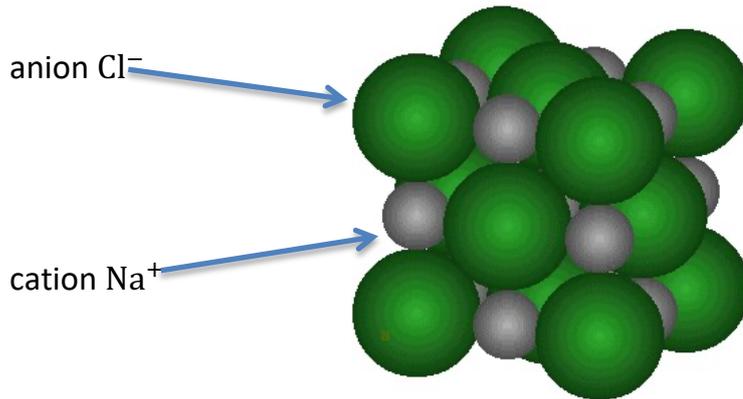
Les solides ioniques sont constitués d'anions et de cations en **proportions définies**, ceci en raison de **l'électronéutralité** de la matière.

Ils constituent donc une **unique espèce chimique**. Ce sont des **corps purs**.

On note cette espèce chimique par une **formule brute, où on affecte (en indice) les ions des plus petits entiers permettant de rendre compte de la stœchiométrie des ions** : NaCl, FeCl₃, sulfate de fer Fe(SO₄), sulfate ferrique Fe₂(SO₄)₃...

(l'indice « 1 » n'est jamais indiqué, il est implicite)

Exemple : le chlorure de sodium :



Dans le solide ionique, quelle sont les proportions relatives des ions Na⁺ et Cl⁻ ? Justifier la réponse en énonçant l'électroneutralité de la matière.

Comment symbolise-t-on en chimique l'espèce chimique « chlorure de sodium » ?

Autres exemples : déterminer la formule brute des solides ioniques constitués par l'association des ions suivants :

- ions Mg²⁺ et ions Cl⁻ :

- ions Mg²⁺ et ions O²⁻ :

- ions Na⁺ et ions S²⁻ :

Important : dans les exemples précédents, les ions étaient monoatomiques, mais il existe aussi des ions polyatomiques.

Exemples : reconnaître les ions présents dans les solides ioniques de formules brutes suivantes

Na(OH) :

Na(HCO₃) :

Mg(SO₄) :

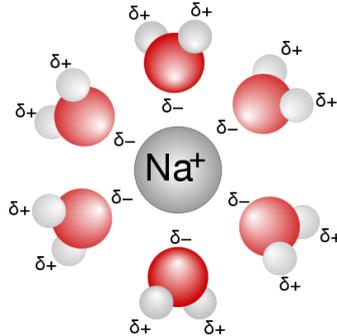
Fe₂(SO₄)₃ :

(...sachant que l'ion du fer est l'ion Fe³⁺)

Dissolution dans l'eau d'un solide ionique

Et que se passe-t-il lorsqu'on dissout un solide ionique dans un solvant comme, par exemple, l'eau ?

Dans ce cas, les ions se séparent, sont solvatés et se dispersent dans le solvant.



Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau :

Dans ce cas, les ions solvatés sont considérés comme des espèces chimiques à part entière (mais ils ne peuvent pas constituer de corps pur car ils ne peuvent exister seuls...). On les note :

b) Grandeurs utiles caractérisant les corps purs

On considère dans ce paragraphe que les corps purs sont dans une unique phase uniforme.

Deux grandeurs sont particulièrement importantes à connaître concernant les corps purs (notamment pour en faire des prélèvements au laboratoire).

La masse molaire :

Est-ce une grandeur intensive ? extensive ?

Remarque : attention aux solides ioniques hydratés !

Exemple, sur la fiche Wikipedia du sulfate de fer (II) :

Propriétés chimiques	
Formule brute	FeSO ₄ FeSO ₄ ·H ₂ O FeSO ₄ ·4H ₂ O FeSO ₄ ·7H ₂ O
Masse molaire¹	151,908 ± 0,008 g/mol Fe 36,76 %, O 42,13 %, S 21,11 %, monohydrate 169,924 heptahydrate 278,015

La masse volumique / la densité des corps purs condensés :

Masse volumique ρ :

Est-ce une grandeur intensive ? extensive ?

Pour les liquides et les solides du laboratoire, ρ permet de passer de m à V ou réciproquement.

... et avec en plus la masse molaire, on peut relier la quantité de matière au volume que l'on prélève :

Remarque : Pour les corps condensés, ρ dépend de la température (dilatation...) mais faiblement (et la dépendance en pression est encore plus faible).

Densité d'un corps condensé :

Or $\rho_{eau} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ valable avec cette précision entre 0 et 32°C sous 1 bar (puis on passe à 0,99 car l'eau se dilate)...

... donc $\rho_A = d_A \times \rho_{eau} = d_A \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

Exemple :

Dire « la densité de l'éther est : $d_{ether} = 0,71$ » ... c'est équivalent à dire : « la masse volumique de l'éther est : $\rho_{ether} = 0,71 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$... »

II.3 Mélanges : corps constitués de plusieurs espèces chimiques

Un mélange comporte plusieurs espèces chimiques en proportions variables.

a) La convention mélange par référence au corps pur ; paramètres de composition

En « convention mélange », un mélange est considéré comme une association d'entités qui, si on les associait différemment, pourraient reconstituer des corps purs.

Exemple : un mélange d'eau et d'éthanol

L'air de la pièce

Paramètres caractérisant la composition d'un mélange homogène uniforme

Soit $i = 1$ à N un indice permettant de numérotter les N espèces chimiques que contient une phase uniforme.

- Paramètres extensifs de composition :

Les quantités de matière :

Les masses :

- Paramètres intensifs de composition :

Les **fractions molaires** :

Les **fractions massiques** :

Ces paramètres sont fondamentaux pour connaître les propriétés d'un mélange. Par exemple, pour savoir si de l'air est respirable, il faut connaître sa composition intensive (fraction molaire par exemple), peu importe que l'on en ait 1 ou 2 m³...

Relation entre fractions molaires / entre fractions massiques :

Important à savoir : expression du laboratoire

« Bouteille à x% de NaCl : mélange de NaCl et d'eau, tel que la fraction massique de NaCl est de x%, le reste de la masse étant de l'eau »

Les pressions partielles

Dans le cas des mélanges de gaz, on utilise une autre grandeur intensive de composition, la **pression partielle**.

Définition : La **pression partielle p_i d'un constituant i** dans un mélange gazeux est la pression qu'aurait le gaz i s'il était seul dans l'enceinte à la même température.

Cas des gaz parfaits (hypothèse faite généralement)

Dans le cas du modèle du gaz parfait, la nature des entités constituant le gaz n'importe pas dans l'équation d'état : la quantité n représente donc la somme des quantités de chaque espèces (atomique ou moléculaire).

On écrit :

$$n = n_{tot} = \sum_i n_i$$

Si on connaît la quantité n_i , la température T et le volume V de l'enceinte, alors on peut calculer la pression partielle par la loi des gaz parfaits :

$$p_i =$$

Mais on peut aussi calculer la pression partielle à partir de la pression et de la fraction molaire :

$$p_i =$$

Par exemple, si on considère que l'air est un gaz parfait composé de 78% de N_2 , de 21% de O_2 et de 1% d'argon à la pression standard $p^\circ = 1,00$ bar, quelles sont les pressions partielles de ces différents gaz ?

Relation entre les pressions partielles, **loi de Dalton** :



Attention ! Dans le cas d'un système comportant plusieurs phases, l'équation d'état des gaz parfaits ne concerne bien sûr que les espèces présentes dans la phase gazeuse ! Les pressions partielles désignent la composition de cette phase gazeuse.

b) Le cas particulier des solutions

Une **solution** est une façon particulière de considérer un mélange. Cela concerne très généralement des mélanges liquides (éventuellement, dans certains cas, des mélanges solides).

Dans une solution :

- un type d'entités est en quantité très largement supérieure aux autres. Si on réunit ces entités, on obtient une espèce chimique que l'on appelle le **solvant** (généralement, c'est une espèce moléculaire).

Si le solvant est l'eau, on parle d'une **solution aqueuse**. C'est le cas le plus fréquemment rencontré de solutions !

- les autres entités présentes dans le solvant se retrouvent donc « entourées » des molécules de solvant. On les appelle les **solutés**.

Si on considère toutes les entités identiques constituant un soluté, on obtient une **espèce chimique**... mais elle ne constitue pas un corps pur pour autant...

Un soluté est une espèce chimique que l'on note :

Exemple : si on considère de l'eau salée comme une solution, alors elle est constituée de trois espèces chimiques :

Paramètre caractérisant la composition d'une solution : la concentration en quantité de matière (généralement exprimée en mol·L⁻¹)

Le paramètre intensif privilégié pour caractériser la composition d'une solution liquide est la **concentration**.

La concentration d'un soluté X dans une solution est définie par :

$$[X] =$$

Indiquer les unités...

Est-ce une grandeur intensive/extensive ?

Remarque : on peut aussi utiliser la notation C_X pour désigner la concentration du soluté X.

On peut aussi définir la **concentration en masse** :

$$C_{m,X} = \frac{m_X}{V} = \frac{n_X \cdot M_X}{V} = C_X \cdot M_X$$

Préparation d'une solution, concentration en un corps pur

Lorsqu'on prépare une solution au laboratoire, on dissout une certaine quantité n_A d'un corps pur A dans un volume de solvant, dans une fiole jaugée, de manière à connaître le volume final V_f de la solution préparée, qui doit être limpide après dissolution (cette procédure sera rappelée en TP).

Sur le flacon, on écrit alors :

- la formule de l'espèce chimique que l'on a dissoute ;
- la valeur de la concentration de la solution en A, définie par :

$$C_A =$$

ATTENTION : cette concentration ne désigne pas la concentration d'un soluté, on veillera à ne pas la confondre. La notation entre crochets est rigoureusement interdite pour la désigner.

Exemples : On a préparé une solution de chlorure de sodium au laboratoire, en dissolvant 0,1 mol de chlorure de sodium dans une fiole jaugée de 100 mL et en complétant au trait de jauge après dissolution complète.

Indiquer ce qui figure sur le flacon :

Indiquer la composition de cette solution, préciser la concentration des solutés :

Mêmes questions si on a dissous du chlorure ferrique FeCl_3 :

Remarque, rappel : il existe en général une concentration maximale que l'on peut dissoudre d'une espèce chimique. On l'appelle la **solubilité** de cette espèce chimique dans l'eau (voir TP1).

II.4 Espèces physico-chimiques

Lorsqu'un système contient plusieurs phases, la même espèce chimique peut se retrouver dans plusieurs phases.

Elle aura alors des propriétés différentes suivant la phase à laquelle elle appartient.

Ainsi, on définit ainsi la notion **d'espèce physico-chimique** :

Une espèce physico-chimique est une espèce chimique dans une phase donnée.

On la note ainsi :

Ainsi, un *système physico-chimique* est caractérisé par la liste de toutes les *espèces physico-chimiques* qu'il contient.

Exemple : un glaçon qui flotte sur de l'eau salée dans une bouteille fermée...

La notation $X_{(\phi)}$ est particulièrement utilisée dans l'écriture des équations des réactions chimiques... qui va faire l'objet du chapitre 2.