

Cinquième: Cours de Chimie

Y. Delhaye

23 février 2010

Copyright (c) 2004-2010 Yves Delhaye

Ce document est sous licence Creative Common CC BY-NC-SA

Paternité-Pas d'Utilisation Commerciale-Partage des Conditions Initiales
à l'Identique 2.0 France

- Vous êtes libres :
 - de reproduire, distribuer et communiquer cette création au public,
 - de modifier cette création.
- Selon les conditions suivantes :
 - Paternité : Vous devez citer le nom de l'auteur original de la manière indiquée par l'auteur de l'oeuvre ou le titulaire des droits qui vous confère cette autorisation (mais pas d'une manière qui suggérerait qu'ils vous soutiennent ou approuvent votre utilisation de l'oeuvre).
 - Pas d'Utilisation Commerciale : Vous n'avez pas le droit d'utiliser cette création à des fins commerciales.¹
 - Partage des Conditions Initiales à l'Identique : Si vous modifiez, transformez ou adaptez cette création, vous n'avez le droit de distribuer la création qui en résulte que sous un contrat identique à celui-ci.
- voir <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/2.0/fr/legalcode>

1. Vous pouvez cependant faire des copies et les distribuer Ã prix coutant (par exemple Ã vos Ã©lÃ©ves).

Première partie
Chimie physique

Chapitre 1

Solutions et solutions aqueuses

1.1 Introduction



L'eau, c'est la vie.

Exemples de solutions aqueuses : sang, sève, médicament, produits de nettoyage,

Si vous êtes mouillé, le risque d'électrocution est beaucoup plus grand.

Mais comment une substance se « dissout elle » dans l'eau et quels sont les types de solutions aqueuses ? C'est ce que nous étudierons dans ce chapitre.

1.2 Solutions, solvants, solutés et solubilité

1.2.1 Introduction

Lors des naufrages de pétroliers, la presse fait écho de marées noires. Peut-être en avez vous été vous même témoin ou victime. Les marées noires sont dûes au fait que le pétrole est peu soluble dans l'eau et qu'il est moins dense que celle-ci.

Comment prévoir si une substance est soluble ou pas ?

1.2.2 Exemples :

$NaCl$, I_2 , C_8H_{18} (essence), HCl , $NaOH$, $C_6H_5-CH=CH_2$ (Styrene), sucre

Faire un tableau des observations pour chaque substance. Soluble, non soluble, peu soluble ?

1.2.3 Définitions

Par définition,

- Une **solution** est un mélange homogène formé par un solvant et un soluté.
- Le **soluté** est le corps qui se dissout.
- Le **solvant** est le corps dans lequel un soluté se dissout.

Une **solution aqueuse** est donc un mélange homogène formé par un soluté et où l'eau est le solvant.

Analysons les résultats de l'expérience.

Composés solubles	Composés non solubles
NaCl, NaOH, HCl	C_8H_{18} , $C_6H_5 - CH = CH_2 - CH_2$, I_2

1.2.4 Interprétation

La molécule d'eau est polaire.

- Elle a des liaisons covalentes polarisées.
- La résultante des charges des charges partielles positives et la résultante des charges partielles négatives ne coïncident pas.

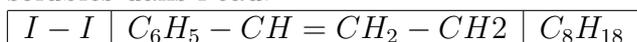
H_2O a 2 pôles. Elle est polarisée.

- Considérons la **structure moléculaire** des composés solubles dans l'eau.



Les liaisons chimiques de ces composés sont soit :

- des liaisons ioniques. Na^+Cl^- et Na^+OH^- sont constitués de charges + et -. Ce sont des **composés ioniques**.
- des liaisons covalentes polarisées : $H^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$ (nous verrons plus tard que c'est aussi le cas du sucre.) Comme pour la molécule d'eau, la résultante des charges des charges partielles positives et la résultante des charges partielles négatives ne coïncident pas. Ce sont des **molécules polaires**.
- Considérons maintenant la **structure moléculaire** des composés non solubles dans l'eau.



Les liaisons sont du type covalentes parfaites. Il n'y a pas de charges partielles résultantes. Ce sont des **molécules non polaires**.

Conclusion

La solubilité dans l'eau de certains composés peut s'expliquer par l'attraction entre charges électriques. Les pôles positifs et négatifs de l'eau peuvent attirer :

- les charges + et - des ions pour le cas des composés ioniques.
- Les pôles + et - des composés covalents polarisés.

Ces ions ou molécules forment avec l'eau une solution aqueuse. Il n'y a quasiment pas d'attraction entre les molécules non polaires et l'eau, elles ne sont quasiment pas solubles.

En conclusion : Qui se ressemble, s'assemble.

Solvant/Soluté	Ionique ou polaire	Non polaire
Polaire	Soluble	NON Soluble

Les marées noires

1.2.5 Solubilité

Introduction

Nous savons donc que pour certaines solutions, le fait de rajouter du soluté n'augmente pas la quantité de soluté dans la solution. Celui-ci se dépose dans le fond. L'exemple typique en est le sucre dans votre café !

Pour mesurer ce seuil où il n'y a plus moyen de dissoudre une substance dans une autre, les chimistes emploient les concentrations.

Il y a une concentration au-delà de laquelle il n'y a plus moyen de dissoudre le soluté.

Nous désignerons cette concentration seuil par le terme **solubilité**.

Définitions

Le terme solubilité désigne la quantité maximale (en général en gramme ou en mole) de soluté dissoute par unité de volume (en litre) de solution saturée à une température donnée.

La **solubilité molaire** s est le nombre maximum de moles de soluté dissous dans un litre de solution à une température donnée.

$$s = \frac{n}{V} \quad (1.1)$$

où

- s est la **solubilité molaire** ($mol.l^{-1}$),
- n est le nombre de mole de soluté (mol),
- V est le volume de solution (l).

La **solubilité massique** s est le nombre maximum de grammes de soluté dissous dans un litre de solution à une température donnée. Symbole : "s" ; unité : " $g.l^{-1}$ "

$$s = \frac{m}{V} \quad (1.2)$$

où

- s est la **solubilité molaire** ($mol.l^{-1}$),
- m est la masse de soluté (g) et
- V est le volume de solution (l).

Une solution est dite **saturée** lorsque la concentration molaire en soluté atteint la valeur de la solubilité molaire. Si on continue à ajouter du soluté, celui ne dissous plus. Si le soluté est solide, il forme un dépôt. On parle alors de **précipité**.

La solubilité à température ordinaire varie fortement :

Composé	Solubilité molaire ($mol.l^{-1}$)	Concentration massique correspondante ($g.l^{-1}$)
$CaCO_3$	$9,5 \cdot 10^{-5}$ 0,01	
NaCl	6,0	350
NaOH	10,5 1 420	
$C_{12}H_{22}O_{11}$	3,9	1334

Comme le tableau ci dessus nous le laisse entendre, la solubilité varie très fort. On fixe donc la convention suivante :

- Les composés sont dits **solubles** si $s > 0,1 mol.l^{-1}$
- Les composés sont dits **peu solubles** si $s < 0,1 mol.l^{-1}$

exercices

Calculer les solubilités (en $mol \cdot L^{-1}$ et en $g \cdot L^{-1}$) de :

- $BaSO_4$ si 0,0024g de ce sel sont dissous dans 2 L de solution saturée.
- $PbCl_2$ si 1,2g de ce sel sont dissous dans 250 ml de solution saturée.
- $PbSO_4$ si $1,2 \cdot 10^{-4} mol$ de ce sel sont dissous dans 0,4 L de solution saturée.

1.3 Modèle des solutions aqueuses

Nous savons désormais qu'il existe des composés solubles, peu solubles ou insolubles dans l'eau. et nous avons quelques critères pour les distinguer.

Comment le soluté se « dissout il » dans l'eau ?

Nous savons que si nous sommes mouillés, le risque d'électrocution est beaucoup plus grand que si nous sommes secs ! C'est que l'électricité à "quelque chose à voir" avec les solutions aqueuses.

1.3.1 Expérience avec le conductimètre

Description du conductimètre.

Expérience

Tableau.

Soluté	Conductivité ($\mu S.cm^{-1}$)
Eau distillée	N
Eau "du robinet"	
Eau minérale	
NaCl	
Vinaigre (CH_3COOH)	
HCl	
NaOH	
sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	F
méthanol (CH_3COH)	N
acétone (CH_3COCH_3)	N

Electrolytes et Non-électrolytes

Classement des solutés selon que la solution est conductrice ou pas.

Tableau

Solutions conductrices	Solutions non conductrices
Eau de distribution, Eau minérale	eau distillée
Sol. aq. de NaCl, HCl, NaOH, CH_3COOH	Sol. aq. de $C_{12}H_{22}O_{11}$, CH_3COH , CH_3CO

L'étiquette de l'eau minérale nous révèle la présence d'ions dans cette eau. De même l'eau de distribution contient des ions (.a composition peut être obtenue via la compagnie des eaux voir leur site web par exemple :

<http://www.aquawal.be/>

)

L'eau pure elle ne contient pas d'ion (par définition).

La conductivité des solutions aqueuses est donc liée à la présence d'ions dans ces solutions.

Les corps dont les solutions aqueuses sont **conductrices** d'électricité sont appelés **électrolytes**.

(NaCl, HCl, NaOH, CH_3COOH .)

Les corps dont les solutions aqueuses **ne sont pas conductrices** d'électricité sont appelés **non-électrolytes**.

($C_{12}H_{22}O_{11}$, CH_3COH , CH_3COCH_3)

1.3.2 Modèles de solutions

Étudions donc le type de soluté qui sont solubles dans l'eau.

Modèles de solutions d'électrolytes

Nous pouvons observer que parmi les électrolytes, il y a des composés ioniques et des composés covalents. Étudions les séparément.

Solutions aqueuses d'un composé ionique

Les solutions aqueuses d'un composé ionique sont celles qui sont constituées d'eau et

- d'un sel (par ex. KCl)

– ou d'un hydroxyde (par ex. NaOH).

Remarquons que, selon Arrhenius, les hydroxydes sont des bases.

Par définition, une base est une substance contenant un groupement OH libérable, au contact de l'eau, sous forme d'ion OH^- .

Ainsi, on a : $NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

Solutions d'un composé covalent

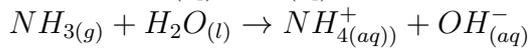
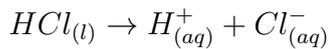
Les solutions aqueuses d'un composé covalent sont celles qui sont constituées d'eau et

– d'un acide (par ex. HCl)

– ou d'une base non hydroxydée (par ex. NH₃).

Par définition, selon Arrhenius, un acide est une substance susceptible de libérer des ions H^+ en solution dans l'eau.

Exemples



1.3.3 Modèle des solutions aqueuses

Modèle des solutions aqueuses d'électrolytes

Solides ioniques :

Structure du cristal ionique, agitation thermique et attraction électrostatique

Définition : la température est une mesure de l'énergie cinétique moyenne des molécules.

Composés covalents :

attraction électrostatique et agitation thermique libération sous forme d'ions

Modèle des solutions aqueuses de non-électrolytes

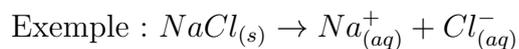
solutions moléculaires

Résumé sous forme de tableau

,

1.3.4 Équations de dissociation

Un composé solide se dissout dans l'eau en libérant les ions dont il est constitué.



Il y a deux cas à considérer selon que la molécule à l'origine du soluté contient ou non un élément de transition.

Équations de dissociation sans élément de transition

S'il n'y a pas d'élément de transition : décomposer la molécule en M + X et pondérer noter les charges sur les ions vérifier l'électronéutralité.

Exercices

:

Établir l'équation de dissociation des molécules suivantes :

1. Na_2SO_4 :
2. $Ca(OH)_2$:
3. $NaHCO_3$:
4. $CaCl_2$:
5. NH_4Br :

Avec élément de transition

S'il y a un élément de transition : Appliquer la même méthode et déduire la charge de l'ion de transition en respectant l'électronéutralité.

Exercices

Établir l'équation de dissociation des molécules suivantes :

1. $AgNO_3$:
2. $Zn(NO_3)_2$:
3. $Fe_2(SO_4)_3$:

1.4 Conclusion

1.5 exercices

Chapitre 2

les réactions de neutralisation et de précipitation

2.1 Introduction

Nous avons déjà étudié les **réactions de dissociation** dans le cas des solutions aqueuses.

D'autres réactions provoquent l'apparition d'un dépôt, nous les appellerons désormais **réactions de précipitation**.

Les réactions entre un acide et une base seront appelées des **réactions de neutralisation**.

Les chimistes ont éprouvé le besoin de classer ces réactions de manières encore plus précises.

Nous étudierons ces nouvelles classes de réactions à la lumière des classifications vues précédemment.

Toutes ces réactions ont des applications dans la vie de tous les jours que nous étudierons également.

2.2 Neutralisation

2.2.1 Exemples :

Pour diminuer l'acidité des lacs pollués par les pluies acides, on "parachute" certains minéraux (par ex. : de la craie) dans ces lacs. Pour diminuer les aigreurs d'estomac, on peut avaler du "Maalox". Ces substances destinées à neutraliser l'acidité ne sont pas choisies au hasard.

2.2.2 Définition

Définition d'un acide : corps susceptible en solution dans l'eau de libérer des ions H^+

Définition d'une base : corps susceptible en solution dans l'eau de libérer des ions OH^-

2.2.3 mesure objective du caractère acide ou basique : le PH

Une substance peut être plus ou moins acide (ou basique). Un vinaigre est clairement moins corrosif que l'acide d'une batterie d'auto. Pourtant nous savons qu'il s'agit d'acides dans les deux cas.

Les chimistes pour déterminer objectivement le caractère acide (ou basique) d'une substance utilise une grandeur appelée le PH.

Définition : Le PH est une mesure de la concentration en ions H^+ dans une solution. Plus le PH est petit, plus la solution est dite acide.

Attention, il ne s'agit pas de la concentration en acide mais de l'apport en ions H^+ dans la solution par cet acide et donc de la concentration en ions H^+ dans la solution.

On distinguera ainsi un **acide fort** et un **acide faible**.

L'échelle des PH est assez particulière :

Entre 0 et 7, le caractère de la solution est acide. Entre 7 et 14 la solution a un caractère basique. Un PH de 7 désigne une solution dite neutre. Ce PH correspond à celui de l'eau pure.

Indicateurs colorés

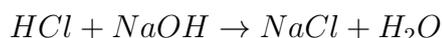
Pour déterminer les caractères acides ou basiques, les chimistes (mais aussi les ingénieurs des eaux et forêts, les biologistes, les agronomes, les amateurs d'aquariums, ...) utilisent des indicateurs colorés.

Définition : Les indicateurs colorés sont des substances qui changent de couleur selon la concentration en ions H^+ . En deçà d'une certaine concentration en ions H^+ , ils ont une couleur et ils prendront une autre couleur si la solution contient une concentration supérieure en ions H^+ .

2.2.4 Réaction de neutralisation et définitions d'Arrhénius

Expérience

Si l'on mélange de l'acide chlorhydrique (ou esprit de sel) et de l'hydroxyde de sodium (ou soude) en bonnes proportions, on obtient du sel de cuisine en solution dans l'eau. Le mélange de ces 2 produits pourtant corrosifs conduit à une solution dite chimiquement neutre.

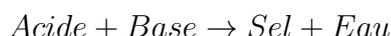


(Notons qu'il s'agit d'une réaction fortement exothermique. Ce qui explique qu'elle soit spontanée et quasiment complète.)

Définition

La neutralisation désigne l'action réciproque d'un acide sur une base. Le résultat de la réaction étant une solution dite solution chimiquement neutre, ce qui signifie une solution dépourvue de propriétés acides ou basiques.

L'équation-bilan typique d'une réaction de neutralisation s'écrit ainsi :



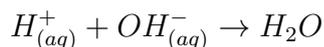
Définition : Une réaction de neutralisation est une réaction où un acide et une base se neutralisent mutuellement.

principe

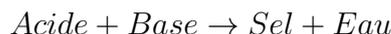
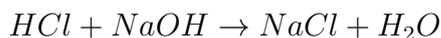
Pour comprendre le processus à l'oeuvre, écrivons les réaction de dissociation de HCl et de $NaOH$ dans l'eau.



Pour expliquer la neutralisation, Arrhénius propose ce modèle où les ions H^+ réagissent avec les ions OH^- pour former des molécules d'eau. L'équation-bilan de cette réaction étant :

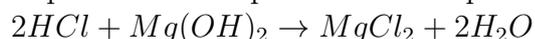


"Additionnons" les 2 équations de dissociation précédentes. En tenant compte du modèle d'Arrhénius, nous réécrivons le bilan de la réaction de neutralisation.



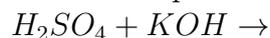
2.2.5 Généralisation

Pour qu'il y ait neutralisation, les ions H^+ et les ions OH^- doivent être en même nombre. Il ne faut donc pas oublier de pondérer les réactions bilans pour que ces ions disparaissent complètement.



2.2.6 Exercices

Écrire les équations bilans des mélanges suivants :



2.3 précipitation

Parfois le mélange de deux solutions provoque une réaction où un des produits n'est pas soluble. Le produit en question forme un solide qui souvent se dépose au fond de la solution. nous nommerons désormais ce type de réaction des réactions de précipitations.

2.3.1 Introduction

En Belgique, l'eau de consommation est dite "dure", ce qui signifie qu'elle contient beaucoup d'ions Ca^{2+} et Mg^{2+} . Ces ions sont présents car les terrains traversés par ces eaux avant captage sont très calcaires et donc très riches en minéraux susceptibles de libérer ces ions. Ces ions réagissent avec le savon et forment un dépôt grisâtre, il faut mettre beaucoup de savon pour bien nettoyer. Ceux d'entre vous qui ont séjourné en montagne ont peut-être remarqué qu'au contraire, il suffit de très peu de savon pour obtenir beaucoup de mousse et qu'il est même difficile de se rincer. Il s'agit du comportement

”normal” d’une eau savonneuse. L’eau de montagne est dite ”douce”. Ce dépôt grisâtre que nous connaissons est un précipité.

2.3.2 Expériences

Mélangeons différentes solutions aqueuses de quelques sels :

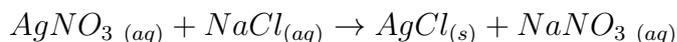
Sol.	$NaCl$	Na_2SO_4	KI
$AgNO_3$	Pr. blanc	-	Pr. jaune
$Ba(NO_3)_2$	-	Pr. blanc	-

Dans certains cas, un précipité apparaît.

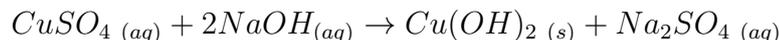
2.3.3 Définition

Définition : Une réaction de précipitation est une réaction chimique où les réactifs sont sous forme aqueuse et où au moins un des produits précipite.

2.3.4 Exemples



Les réactions ne se font pas exclusivement entre sels mais peuvent aussi se faire entre sels et bases.



2 questions se posent alors à nous : Pourquoi y a t’il formation de ce précipité ? Quelle est la formule de ce précipité et comment écrire l’équation bilan de la réaction ?

2.3.5 Explication : la solubilité

Lorsque nous avons étudié les solutions aqueuses, nous avons vu le cas des solutions saturées.

Nous savons donc que pour certaine solutions, le fait de rajouter du soluté n’augmente pas la quantité de soluté dans la solution. Celui-ci se dépose dans le fond.

Pour mesurer ce seuil où il n’y a plus moyen de dissoudre une substance dans une autre, les chimistes emploient les concentrations.

Il y a une concentration au-delà de laquelle il n’y a plus moyen de dissoudre le soluté.

Nous désignerons cette concentration seuil par le terme **solubilité**.

Définitions : rappel

Le terme solubilité désigne la quantité maximale (en général en mole) de soluté dissoute par unité de volume (en litre) de solution saturée.

$$s = \frac{n}{V}$$

en mole par litre

où

- **s** est la **solubilité molaire** ($mol.l^{-1}$),
- **n** est le nombre de mole de soluté (mol),
- **V** est le volume de solution (l).

Composé soluble ou peu soluble

La distinction suivante a été établie :

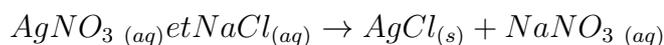
- Sont appelés solubles, les corps dont la solubilité est supérieure à 0,1 mole par litre.
- Sont appelés peu solubles, les corps dont la solubilité est inférieure à 0,1 mole par litre.

2.3.6 Prévoir les réactions de précipitations

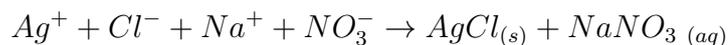
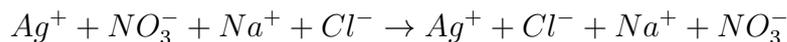
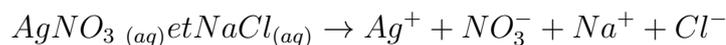
Les réactions de précipitations ont lieu quand au moins un des sels produits est peu soluble (voire insoluble).

Equations bilans et écriture ionique

Reprenons une des équations précédentes :



Si nous écrivons une étape intermédiaire correspondant à la dissociation en ions, nous allons comprendre beaucoup mieux le processus en jeu.



Il y a un échange d'ions !

Les cations et les anions changent de partenaires !

Conclusion

Les réactions de précipitation sont des réactions où il y a échange d'ions et où un des produits peu soluble précipite car sa concentration dépasserait sa solubilité.

Tableau de prévision

Le tableau suivant nous permet de prévoir si une réaction sera une réaction de précipitation ou non.

Anions Cations	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Fe^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}
NO_3^-	S	S	S	S	S	S
Cl^-	S	S	S	S	I	I
S^{2-}	S	S	-	I	I	I
SO_4^{2-}	S	S	I	I	I	I

2.3.7 Exercices

2.4 Conclusion

Nous reparlerons bientôt des réactions de précipitations.

Chapitre 3

Energie chimique

Dans ce chapitre, nous allons étudier les liens entre les réactions chimiques et l'énergie. Ce faisant, nous allons apprendre à classer les réactions chimiques du point de vue énergétique.

3.1 Introduction

Nous savons que la combustion des hydrocarbures produit de l'énergie. Nous avons écrit la réaction de combustion des alcanes :



Cette production d'énergie n'est pas aléatoire, nous connaissons quelle quantité d'énergie est produite par un litre d'essence.

Ex. : Une voiture d'une tonne consomme 6 l / 100 km. Estimez le travail nécessaire au déplacement et calculez la quantité d'énergie produite par un litre d'essence.

3.1.1 Exemples :

Observons deux réactions :

Dans 2 erlenmeyers de 250 mL, disposons dans chacun 100 mL d'eau et un thermomètre. Dissolvons, dans un une dizaine de g de $NaOH$, dans l'autre du KNO_3 en même quantité.

Schéma

·
·
·

Les réactions

.



.



Observations

.

.

.

3.2 Définitions (provisoires)

- Une réaction accompagnée d’une augmentation de la température et qui donc dégage de la chaleur est dite **exothermique**.
- Une réaction accompagnée d’une diminution de la température et qui donc consomme de la chaleur est dite **endothermique**.

3.3 Conclusion de l’expérience

Rappel

La température est une mesure de l’énergie cinétique moyenne des molécules. Nous parlerons dans la suite d’énergie thermique.

3.3.1 Conclusion

Dans le cas du NaOH, nous observons une augmentation de la température et donc une augmentation de l’énergie cinétique moyenne des molécules de la solution.

Dans le cas du KNO_3 , nous observons une diminution de la température et donc une diminution de l’énergie cinétique moyenne des molécules de la solution.

3.4 Définitions (définitives)

- Une réaction exothermique est une réaction qui libère de l’énergie thermique. .

3.5. ORIGINE DE L'ÉNERGIE THERMIQUE IMPLIQUÉE DANS LES RÉACTIONS CHIMIQUES

- Une réaction endothermique est une réaction qui absorbe de l'énergie thermique.

3.5 Origine de l'énergie thermique impliquée dans les réactions chimiques : Enthalpie

3.5.1 Conservation de l'énergie

Rappel : "Rien ne se crée, rien ne se perd, tout se transforme."

Une autre formulation de ce principe :

"L'énergie d'un système isolé est constante."

Un système isolé étant une zone délimitée de l'espace ne pouvant échanger de l'énergie avec l'extérieur et comprenant une quantité fixée de matière.

Il s'agit bien sûr d'une idéalisation mais il est possible de s'en approcher en enfermant nos erlenmeyers dans des boîtes en frigolites ou dans des bouteilles thermos!

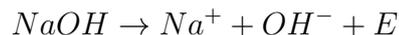
Cette chaleur qui apparaît dans un cas et qui disparaît dans l'autre ne peuvent donc ni apparaître de rien ni disparaître simplement. Qu'elle est leur histoire? Quelles aventures connaissent elles au cœur de la matière?

3.5.2 Réactions exothermiques

Lors de la dissolution du $NaOH$, notre système isolé est constitué d'une part du solvant et du récipient, d'autre part du réactif $NaOH$ qui se transforme en $Na^+ + OH^-$.

Nous mesurons l'augmentation de température dans la solution. En appliquant le principe de conservation de l'énergie, nous pouvons dire que c'est le solvant et le récipient qui reçoivent de l'énergie. Cette énergie ayant pour origine unique la transformation du $NaOH$ en $Na^+ + OH^-$.

Nous écrirons :



Et comme règle générale :



où :

- R
- P
- E

Schéma

·
·
·
·
·
·
·

3.5.3 Enthalpie : définition

Si $NaOH$ en se dissociant libère de l'énergie, c'est qu'il possédait cette énergie en interne.

Cette énergie interne nous l'appellerons désormais l'enthalpie.

Notons H_R l'enthalpie du réactif et H_P du (ou des) produit(s).

Alors, dans ce cas :

$$H_R > H_P$$

Définissons la **différence d'enthalpie** comme

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Réactions exothermiques

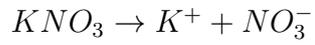
$$\Delta H < 0$$

Diagramme d'enthalpie

·
·
·
·
·
·
·

3.5. ORIGINE DE L'ÉNERGIE THERMIQUE IMPLIQUÉE DANS LES RÉACTIONS CHIMIQUES

3.5.4 Réactions endothermiques



Alors, dans ce cas :

$$H_R < H_P$$

$$\Delta H > 0$$

Schéma

.
. .
. .
. .
. .
. .
. .

Diagramme d'enthalpie

.
. .
. .
. .
. .
. .
. .

3.5.5 Unité de H : le joule

Exemples :

3.6 exercices

3.7 Mesure de ΔH lors d'une réaction chimique

3.7.1 Concentration

Description de l'effet produit

Modèle :

Exemples d'applications à la vie quotidienne

3.8 Conclusion

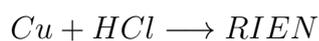
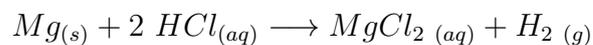
Chapitre 4

Spontanéité et évolution des réactions chimiques

4.1 Introduction

Certaines réactions ont lieu, d'autres ne se produisent pas.

4.1.1 Exemples :



Pourquoi ?

4.2 Définition de Réaction spontanée

Une réaction est spontanée si les réactifs réagissent d'as qu'ils sont mis en présence l'in de l'autre.

4.3 Facteurs de spontanéité

La réponse au “pourquoi” certaines réactions sont spontanées et d’autres pas se trouve dans l’étude de la **thermodynamique**.

Thermodynamique

Étymologie : Chaleur et mouvement. Evolution, devenir de l’énergie.

4.3.1 Enthalpie

Lors de l’étude de la calorimétrie, nous avons abordé la différence d’enthalpie $\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}$.

Étudions le tableau suivant.

tableau

Une réaction est spontanée si ΔH est négatif!

L’enthalpie est un premier facteur d’évolution des réactions chimiques.

L’enthalpie, une énergie potentielle

Souvenons nous que l’enthalpie est une “énergie potentielle” chimique.

Dans le cas de l’énergie potentielle de gravitation, si un corps est en hauteur, il a beaucoup d’énergie potentielle. S’il tombe, son énergie potentielle diminue jusqu’à un minimum au point d’impact.

En hauteur cet objet est instable, il atteindra sa stabilité maximale à sa position la plus basse, **là où son énergie potentielle est minimale!**

De même, les molécules avec l’enthalpie la plus basse sont plus stables que les molécules avec l’enthalpie la plus haute.

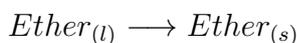
Dans une réaction exothermique, les produits ont une enthalpie plus basse que les réactifs. Ils sont aussi plus stables.

Une réaction chimique exothermique ($\Delta H < 0$) sera une réaction spontanée car elle forme des produits plus stables.

4.3.2 Deuxième facteur d'évolution spontanée des réactions chimiques : le désordre ou entropie

Nous venons juste d'affirmer que les réactions exothermiques sont des réactions spontanées.

Pourtant, nous connaissons des réactions endothermiques qui sont spontanées.



Souvenons nous des états de la matière :

- ☞ Dans un solide ou un liquide, les molécules sont proches les unes des autres.
- ☞ Dans un gaz, les distances entre molécules sont beaucoup plus importantes.

Dans un gaz, le désordre est plus important.

L'apparition d'un gaz comme produit d'une réaction favorise la spontanéité de cette réaction (même si elle est endothermique).

Une réaction endothermique peut être spontanée si elle accompagnée d'une augmentation du désordre.

Le désordre est le deuxième facteur d'évolution spontanée des réactions chimiques.

Mesure du désordre, mesure de l'entropie

La grandeur qui mesure le désordre d'un système est appelée **entropie**.

Pour estimer l'entropie, nous comptabiliserons le nombre de moles de gaz n_g . La différence Δn_g entre le nombre de moles de gaz des Produits $n_g(P)$ et de Réactifs $n_g(R)$ sera notre "mesure" de l'évolution de désordre

$$\Delta n_g = n_g(P) - n_g(R)$$

- ☞ $\Delta n_g > 0$: augmentation du désordre
- ☞ $\Delta n_g < 0$: diminution du désordre

4.3.3 Exemples :

4.3.4 Conclusion

Une réaction endothermique sera spontanée si le nombre de moles de gaz des Produits $n_g(P)$ est plus grand que le moles de gaz des Réactifs $n_g(R)$.
Càd. si le désordre moléculaire croît !

$$\Delta n_g > 0$$

4.4 Exercices

En utilisant les 2 critères d'évolution spontanée des réactions, identifiez les réactions spontanées (justifiez).

Chapitre 5

Equilibre chimique : Les réactions complètes, incomplètes et impossibles

5.1 Introduction

Nous savons qu'une réaction peut être spontanée si son ΔH est négatif ($\Delta H < 0$) ou si elle s'accompagne d'une augmentation du désordre (nombre de moles de gaz) ($\Delta n_g > 0$).

Pourtant, nous connaissons des réactions endothermiques spontanées qui ne sont pas accompagnées d'apparition de gaz. (KNO_3 solide dans l'eau.)

Certaines réactions exothermiques n'ont pas lieu ou connaissent une limite. (sucre dans l'eau)

Résumons cette situation dans un tableau.

	$\Delta H < 0$	$\Delta H > 0$
$\Delta n_g > 0$	R. Spont.	?
$\Delta n_g < 0$?	Pas de réaction

Les deux situations extrêmes sont claires (réactions complètes ou impossibles), ce n'est pas le cas pour les cas intermédiaires.

5.1.1 Exemples :

Combustions

Or et oxygène.

Sucre dans l'eau.

5.2 Définitions

- ☛ Réaction complète : Une réaction est complète lorsqu'au moins un des réactifs disparaît complètement après la réaction.
- ☛ Réaction incomplète : Une réaction est incomplète lorsqu'aucun des réactifs ne disparaît complètement après la réaction. (mais les réactifs disparaissent partiellement.)
- ☛ Réaction impossible : Une réaction est impossible lorsqu'aucun des réactifs ne réagit.

5.3 Etat d'équilibre

Dans les solutions saturées, le soluté existe dans les deux états (solide et en solution).

Etat d'équilibre : L'état d'un système sera dit un état d'équilibre lorsqu'il n'y aura aucune transformation dans le système du point de vue macroscopique.

Les réactions incomplètes sont dans un état d'équilibre.

5.3.1 Aspect dynamique

Si, du point de vue macroscopique, rien ne se passe, du point de vue microscopique, ce n'est pas le cas.

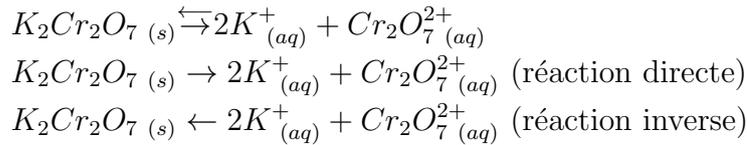
En fait dans les réactions incomplètes, la réaction a lieu simultanément dans les 2 sens.

Ainsi, toujours dans le cas d'une solution saturée, le cristal ne cesse de se "déconstruire" pour que les ions passent en solution. Et simultanément, les ions forment continuellement du cristal.

Schéma

Ecriture

Le chromate de potassium forme de beaux cristaux, si nous enfermons un cristal dans une bouteille remplie d'eau, nous pourrions observer, après une phase où l'eau se colore, que le cristal change de forme mais reste de masse constante. Il y a équilibre chimique.



Remarque : Il y a équilibre du point de vue énergétique et du point de vue entropique.

Dans un système chimique à l'état d'équilibre, deux réactions inverses ont lieu simultanément avec une même vitesse.

5.3.2 Critères d'équilibre chimique

- Il faut que les 2 réactions inverses soient possibles.
- Le système doit être isolé.

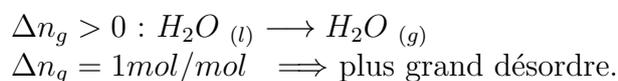
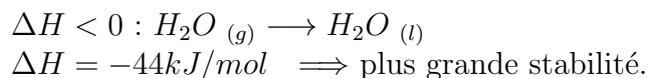
Exemples

Réactions	2 réactions possibles	système isolé	Equilibre ?
Evaporation éther	V	F	Non Equ.
Sol. saturée NaCl	V	V	Equ.
Combustion de l'essence	V	F	Non Equ.
Eau distillée dans bouteille fermée remplie à ras bord	F	V	Non Equ.
Bouteille fermée d'eau pétillante	V	V	Equ.
Sol aq. NON sat. de $CuSO_4$	F	V	Non Equ.

5.4 Prévisibilité et explication

Ex. : Bouteille d'eau fermée mais non remplie à ras bord.

Schéma



5.4.1 Conclusion

Pouvoir prévoir exactement dans tous les cas si une réaction sera complète, incomplète ou impossible dépasse un peu le cadre de ce cours.

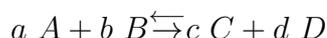
Néanmoins, nous savons que les facteurs enthalpie et entropie jouent un rôle important. Ils aboutissent à des situations d'équilibre que nous savons désormais être dynamiques.

La tendance vers une plus grande stabilité fait concurrence à la tendance vers un plus grand désordre.

5.5 Constante d'équilibre K_c

Pour tout système à l'équilibre, on peut appliquer la loi suivante :

Soit un système à l'équilibre dont l'écriture est :



La relation reliant les concentrations à l'équilibre est la suivante :

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (5.1)$$

K_c est appelée la constante d'équilibre de la réaction.

La valeur de K_c

- ne dépend pas des concentrations initiales des réactifs,
- dépend de la température du système.

La valeur de K_c permet de prévoir la proportion de produits formés par rapport aux réactifs restants. Plus la valeur de K_c est élevée, plus la réaction est incomplète.

- Si $K_c \geq 10^3$, la réaction directe est considérée comme quasi-complète.
- Si $K_c < 10^3$, la réaction est dans un état d'équilibre.

5.6 exercices

Chapitre 6

Les vitesses des réactions chimiques

6.1 Introduction

Nous avons abordé la possibilité ou l'impossibilité d'une réaction ou encore le fait qu'elle soit impossible. Mais nous ne nous sommes pas encore posé de question sur le temps pris par une réaction pour se dérouler.

6.1.1 Exemples :

La rouille plusieurs jours, mois, voire années Explosion de la dynamite : une fraction de seconde Combustion du méthanol Dissolution du sucre dans le café : quelques secondes à la minute. ...

6.2 Définitions

6.2.1 Vitesse moyenne d'une réaction chimique

6.2.2 Différentes vitesses

Réactions rapides

Déf. : Une réaction est rapide si sa durée est inférieure à la seconde. Ex. : Explosion

Réactions lentes

Déf. : Une réaction est lente si sa durée est comprise entre une seconde et quelques minutes (une heure max pour fixer les idées) Ex. : Combustion

Réactions très lentes

Une réaction est très lente si la durée est de l'ordre de grandeur de l'heure ou du jour. Ex. : La rouille

6.3 Facteurs cinétiques

Définition : Les facteurs cinétiques sont les facteurs qui peuvent influencer la vitesse d'une réaction.

6.3.1 Température

Description de l'effet produit

Dans de nombreux cas, la vitesse d'une réaction augmente si on augmente la température. La vitesse es souvent doublée par chaque augmentation de 10^0C .

Exemples d'applications à la vie quotidienne

Le sucre se dissous plus vite dans du café chaud que dans du froid.

Cuisson : friture (180^0C), casserole à pression (110^0C)

Frigo et congélation : Cfr. exposition "charmantes bestioles"

6.3.2 Catalyse

Définition : Un catalyseur

- modifie la vitesse de réaction chimique (pour l'accélérer),
- est inchangé en fin de réaction et pour cette raison, n'est pas écrit dans l'équation bilan,
- est souvent spécifique à une réaction ou à une famille de réaction.

Description de l'effet produit

Une réaction qui prendrait plusieurs heures voir des années devient très rapide. Le catalyseur est retrouvé inchangé après la réaction.

Exemples d'applications à la vie quotidienne

Pot catalytique pour les voitures Catalyse dans l'industrie chimique Les enzymes en biochimie. Faire brûler du sucre (avec de la cendre de cigarette)

6.3.3 Concentration

Les réactions sont souvent d'autant plus rapides que la concentration des réactifs est élevée.

Description de l'effet produit

Modèle : Hello there ?

Généralisation

Lors d'une réaction chimique, la vitesse de formation d'un produit augmente d'autant plus que la concentration molaire des réactifs est élevée.

Exemples d'applications à la vie quotidienne

Si l'on veut décaper, on va utiliser un acide plus concentré.

6.4 Conclusion

Les facteurs qui influencent la vitesse de réaction sont :

- la température,
- la présence d'un catalyseur,
- les concentrations initiales des réactifs.

6.5 exercices

6.5.1

Deuxième partie
Chimie organique

Chapitre 7

Identification des produits chimiques dans la vie de tous les jours

7.1 Introduction

7.1.1 Exemples :

7.2 Définitions

7.2.1 Concentration

Description de l'effet produit

Modèle :

Exemples d'applications à la vie quotidienne

7.3 Conclusion

7.4 exercices

Table des matières

I	Chimie physique	1
1	Solutions	3
1.1	Introduction	3
1.2	Solutions, solvants, solutés et solubilité	3
1.2.1	Introduction	3
1.2.2	Exemples :	3
1.2.3	Définitions	4
1.2.4	Interprétation	4
1.2.5	Solubilité	5
1.3	Modèle des solutions aqueuses	7
1.3.1	Expérience avec le conductimètre	7
1.3.2	Modèles de solutions	8
1.3.3	Modèle des solutions aqueuses	9
1.3.4	Équations de dissociation	10
1.4	Conclusion	10
1.5	exercices	10
2	Acides, bases et sels	11
2.1	Introduction	11
2.2	Neutralisation	11
2.2.1	Exemples :	11
2.2.2	Définition	12
2.2.3	mesure objective du caractère acide ou basique : le PH	12
2.2.4	Réaction de neutralisation et définitions d'Arrhénius .	13
2.2.5	Généralisation	14
2.2.6	Exercices	14
2.3	précipitation	14
2.3.1	Introduction	14
2.3.2	Expériences	15
2.3.3	Définition	15
2.3.4	Exemples	15

2.3.5	Explication : la solubilité	15
2.3.6	Prévoir les réactions de précipitations	16
2.3.7	Exercices	17
2.4	Conclusion	17
3	Calorimétrie	19
3.1	Introduction	19
3.1.1	Exemples :	19
3.2	Définitions (provisoires)	20
3.3	Conclusion de l'expérience	20
3.3.1	Conclusion	20
3.4	Définitions (définitives)	20
3.5	Origine de l'énergie thermique impliquée dans les réactions chimiques : <u>Enthalpie</u>	21
3.5.1	Conservation de l'énergie	21
3.5.2	Réactions exothermiques	21
3.5.3	Enthalpie : définition	22
3.5.4	Réactions endothermiques	23
3.5.5	Unité de H : le joule	23
3.6	exercices	24
3.7	Mesure de ΔH lors d'une réaction chimique	24
3.7.1	Concentration	24
3.8	Conclusion	24
4	Spontanéité des réactions chimiques	25
4.1	Introduction	25
4.1.1	Exemples :	25
4.2	Définition de Réaction spontanée	25
4.3	Facteurs de spontanéité	26
4.3.1	Enthalpie	26
4.3.2	Deuxième facteur d'évolution spontanée des réactions chimiques : le désordre ou entropie	27
4.3.3	Exemples :	28
4.3.4	Conclusion	28
4.4	Exercices	28
5	Equilibre chimique	29
5.1	Introduction	29
5.1.1	Exemples :	29
5.2	Définitions	30
5.3	Etat d'équilibre	30

TABLE DES MATIÈRES 45

5.3.1	Aspect dynamique	30
5.3.2	Critères d'équilibre chimique	31
5.4	Prévisibilité et explication	32
5.4.1	Conclusion	32
5.5	Constante d'équilibre K_c	32
5.6	exercices	33
6	Cinétique des réactions chimiques	35
6.1	Introduction	35
6.1.1	Exemples :	35
6.2	Définitions	35
6.2.1	Vitesse moyenne d'une réaction chimique	35
6.2.2	Différentes vitesses	35
6.3	Facteurs cinétiques	36
6.3.1	Température	36
6.3.2	Catalyse	36
6.3.3	Concentration	37
6.4	Conclusion	37
6.5	exercices	37
6.5.1	37
II	Chimie organique	39
7	Chimie au quotidien	41
7.1	Introduction	41
7.1.1	Exemples :	41
7.2	Définitions	41
7.2.1	Concentration	41
7.3	Conclusion	41
7.4	exercices	41