1 Les grandes classe de réactions chimiques

Les réactions chimiques sont des réactions entre composés moléculaires qui conservent donc leur masse.

On peut les regrouper dans trois groupes :

— les réactions d'échange d'ions ;
— les réactions d'échange de protons ;
— les réactions d'échange d'électrons.

2 Réactions de précipitation/dissolution : échange d'ions

2.1 Processus général

La réaction de précipitation/dissolution est une simple association/dissociation d'ions. Soit l'ion A^+ et l'ion B^-, la réaction peut alors s'écrire sous la forme suivante.

$$A^+ + B^- \rightleftharpoons AB$$

La réaction de précipitation se déroule de gauche à droite ; la réaction de dissociation se déroule de droite à gauche.

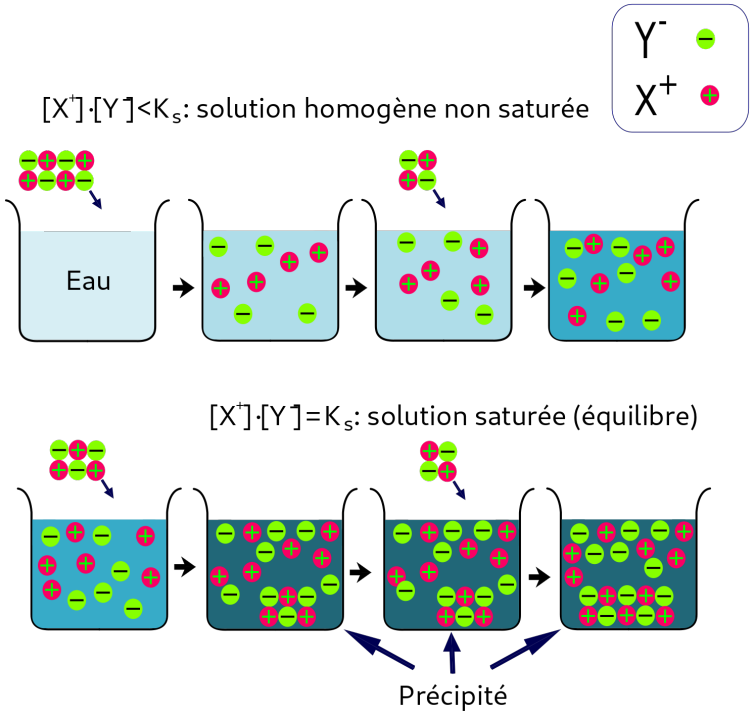

FIGURE 1 – Une solution portée à saturation.

L'exemple le plus commun est la dissociation du chlorure de sodium ($NaCl$, le sel de cuisine). Si l'on met du sel de cuisine dans l'eau, il se dissout. Il faut mettre plus de 360 g/l de sel de cuisine (à 20 °C, soit plus de 10 fois la concentration de l'eau de mer) pour que ce sel ne se dissolve plus dans l'eau.

L'exemple le plus commun est la dissociation du chlorure de sodium ($NaCl$, le sel de cuisine). Si l'on met du sel de cuisine dans l'eau, il se dissout. Il faut mettre plus de 360 g/l de sel de cuisine (à 20 °C, soit plus de 10 fois la concentration de l'eau de mer) pour que ce sel ne se dissolve plus dans l'eau.

$$Na^+ + Cl^- \rightleftharpoons NaCl$$

2.2 Solubilité

La solubilité est la capacité d'un sel à se dissoudre dans l'eau. Plus la température est élevée, plus le sel aura tendance à se dissoudre.

La constante de solubilité (K_s) correspond au produit de la concentration de chacun des ions dissociés à saturation pour une température donnée.

Plus cette constante est élevée, plus le composé est **soluble** dans l'eau. Plus cette constante est faible, plus le composé est **insoluble** dans l'eau.

Le tableau ci-dessous reprend quelques constantes de solubilité à 25 °C.

Nom	Formule	K_s
Chlorure de sodium	$NaCl$	$32,98$
Chlorure de plomb(II)	$PbCl_2$	$1,6 \times 10^{-5}$
Hydroxyde de calcium	$Ca(OH)_2$	$5,5 \times 10^{-6}$
Carbonate de fer(II)	$FeCO_3$	$3,13 \times 10^{-11}$
Phosphate d'aluminium	$AlPO_4$	$9,84 \times 10^{-21}$

2.3 Exemples

2.3.1 Entartrage

Le tartre est le dépôt qui se forme dans les bouilloires, à la sortie des robinets ou à l'intérieur des machines à lessiver. Il est constitué majoritairement de carbonate de calcium ($CaCO_3$). Il se forme du fait de la présence de calcium ion (Ca^{++}) dans l'eau et de CO_2 dans l'atmosphère.

$$[CO_2 + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + 2H^+] + Ca^{2+} \rightleftharpoons CaCO_3$$

2.3.2 Formation de stalactites et de stalagmites

Une stalactite (du grec stalaktos - « qui coule goutte à goutte ») est un type de formation suspendu au plafond des grottes, souterrains, sources chaudes, ou des constructions humaines telles que maisons, ponts, mines, etc ...

Une stalagmite est une concrétion qui se forme sur le sol des grottes et des souterrains par la chute lente et continue d'eau (calcaire ou non) et par « l'effet splash » de celles-ci.

Lorsque la stalagmite, en poursuivant sa lente croissance, rejoint la stalactite qui se forme au plafond de la grotte, les deux concrétions se soudent progressivement et forment ainsi un véritable pilier stalagmitique, ou colonne.

FIGURE 2 – Formation de stalactites/stalagmites dans une grotte de l'Herault.

3 Réactions acide/base : échange de protons

3.1 La réaction acide/base

Une réaction acide-base est une réaction d'échange de protons.
On appelle **acide le donneur de proton**.
On appelle **base l'accepteur de proton**.

$$acide \rightarrow base + H^+$$

Le cas le plus courant est la réaction d'un acide et d'une base de type hydroxyde (OH^-). Dans ce cadre, la réaction donne un sel et de l'eau.

$$acide + base \rightarrow sel + H_2O$$

Par exemple, l'acide chlorhydrique HCl (esprit de sel dans le commerce) réagit avec l'hydroxyde de sodium $NaOH$ (soude caustique, dans le commerce) pour former le chlorure de sodium (sel de cuisine).

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Si on décompose cette réaction en deux demi-réactions

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

$$NaOH + H^+ \rightarrow Na^+ + H_20$$

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_20$$

Si il n'y a pas de présence d'hydroxyde, on peut concevoir la réaction de façon plus globale. Si on décompose en demi-réactions :

$$acide1 \rightarrow base2 + H^+$$

$$base1 + H^+ \rightarrow acide2$$

$$acide1 + base1 \rightarrow acide2 + base2$$

L'acide 2 est moins acide que l'acide 1. La base 2 est moins alcaline que la base 1. Par exemple, l'ammoniac (NH_3) peut réagir avec l'acide nitrique (HNO_3). Pour information, l'ammoniac est vendu comme dégraissant.

$$HNO_3 \rightarrow NO_3^- + H^+$$

$$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$$

$$HNO_3 + NH_3 \rightarrow NH_4NO_3$$

3.2 Notion de pH

Le pH ou potentiel Hydrogène est un nombre permettant d'exprimer le degré d'acidité ou de basicité de l'eau.

$$pH = -log_{10}[H^+]$$

Il permet de calculer la concentration en protons (H^+) de la solution.

Le produit de la concentration en H^+ et de la concentration en OH^- est une constante qui vaut toujours 10^{-14}.

Pour cette raison, il varie uniquement de 0 (acide) à 14 (basique). Le pH 7 représente la neutralité. Chaque saut d'une unité de pH représente une division par dix de la concentration. Le tableau ci-dessous reprend quelques exemples de solutions à différents pH.

`pH`	`Exemple`	$[H^+]$	$[OH^-]$
0	HCl concentré (Acide chlorhydrique)	$10^0 = 1$	10^{-14}
1	Acidité de l'estomac	$10^{-1} = 0,1$	10^{-13}
2	Jus de citron	$10^{-2} = 0,01$	10^{-12}
3	Coca	$10^{-3} = 0,001$	10^{-11}
4	Jus de tomate	10^{-4}	10^{-10}
5	Café, Sueur de la peau	10^{-5}	10^{-9}
6	Eau de pluie	10^{-6}	10^{-8}
7	Eau potable	10^{-7}	10^{-7}
8	Eau de mer	10^{-8}	10^{-6}
9	Eau savonneuse	10^{-9}	10^{-5}
10		10^{-10}	10^{-4}
11	Ammoniaque	10^{-11}	$10^{-3} = 0,001$
12	Eau de Javel	10^{-12}	$10^{-2} = 0,01$
13	Eau de chaux	10^{-13}	$10^{-1} = 0,1$
14	NaOH concentré (Chaux vive)	10^{-14}	$10^0 = 1$

3.3 Neutralisation

La neutralisation ou neutralisation acidobasique est une réaction chimique où un acide réagit avec une base de façon à former de l'eau et un sel. Elle est couramment utilisée pour réguler le pH des milieux aqueux (eaux usées, cours d'eau), tout comme les terres agricoles. Le pH après la neutralisation dépend de la force de l'acide en présence.

3.4 Exemples

3.4.1 Esprit de sel

L'esprit de sel est un produit de droguerie vendu dans le commerce. Il s'agit en fait d'acide chlorhydrique dilué (HCl). Il sert de détartreur pour les canalisations par réaction corrosive de l'acide sur le tartre qui dégagera le CO_2.

$$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{++} + H_2C0_3 \rightarrow Ca^{++} + H_20 + CO_2$$

3.4.2 Vinaigre ou acide acétique

Le vinaigre ou acide acétique peut être utilisé comme détartreur pour les ustensiles alimentaires (bouilloires, percolateur, ...). On vend également dans le commerce d'autres produits appelés acide tartrique et acide citrique qui peut aussi être utilisé pour le détartrage des ustensiles alimentaires.

3.4.3 Ammoniac

L'ammoniac est une base faible. En solution dans l'eau, elle est appelée ammoniaque. Cette solution est utilisée comme dégraissant ménager.

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

3.4.4 Soude caustique

La soude caustique ($NaOH$) peut être trouvé dans le commerce sous forme liquide ou sous forme de pastilles. Elle est utilisée pour décaper les peintures sur bois.

3.4.5 Déboucheurs

Les produits déboucheurs contiennent tous une base forte, généralement $NaOH$. Cette base réagira de façon corrosive avec les résidus de savons et matières organiques (cheveux, peaux,...) qui se seront déposés dans les canalisations.

4 Réactions d'oxydo-réduction : échange d'électrons

4.1 La réaction d'oxydo-réduction

4.1.1 Un exemple simple : la dissolution du magnésium dans un acide

En présence d'acide chlorhydrique(HCl), on peut remarquer que le magnésium métallique dégage un gaz. ce gaz est de le dihydrogène. Comment expliquer cette réaction ?

On sait que l'acide chlorhydrique est un acide fort, et donc qu'il se décompose entièrement en H_3O^+ et Cl^-. On peut donc supposer que le dihydrogène produit vient de l'H_3O^+.

$$2H_3O^+ \rightarrow H_2 + 2H_2O$$

Cependant, il existe un différentiel de charge entre les produits et les réactifs. Les seuls charges mobiles sont les électrons.

Donc,

$$2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$$

Mais, d'où viennent ces électrons et pourquoi l'HCl ne produit-il pas spontanément de l'hydrogène ?

Peut-être simplement, car il permet de fournir ces électrons, selon la réaction

$$Mg \rightarrow Mg^{++} + 2e^-$$

Or, on constate la présence d'ion Mg++ dans la solution.

La réaction peut donc se résumer à

$$2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$$
$$Mg \rightarrow Mg^{++} + 2e^-$$

$$2H_3O^+ + Mg \rightarrow Mg^{++} + H_2 + 2H_2O$$

4.1.2 Définitions

Nous pourrions généraliser simplement en disant :

$oxydant + 1e^- \rightarrow réducteur$

Un **oxydant** est donc une substance chimique pouvant capter un ou plusieurs électrons

ou

$réducteur \rightarrow oxydant + 1e^-$

Un **réducteur** est donc une substance chimique pouvant libérer un ou plusieurs électrons

Donc,

$$\underset{oxydation}{\overset{reduction}{oxydant + 1e^- \rightleftharpoons réducteur}}$$

L'**oxydation** est un processus transformant un réducteur en oxydant, et donc consommant des électrons.

La **réduction** est un processus transformant un oxydant en réducteur, et donc libérant des électrons.

4.2 Exemples

4.2.1 L'oxydation des métaux

Corrosion du cuivre Dans la nature, l'atome de cuivre est le plus souvent sous forme de Cu (II), il peut donc libérer 2 électrons.

$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{--}$$
$$(Cu \rightarrow Cu^{++} + 2e^-) \times 2$$

$$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$$

L'oxyde de cuivre produit une poussière vert de gris à la surface du cuivre.

Corrosion de l'aluminium L'aluminium est un métal très utilisé car il a l'avantage d'être léger tout en étant rigide. Il est peu sensible à la corrosion. L'oxyde d'aluminium produit une surface blanchâtre et terne.

L'aluminium peut libérer 3 électrons.

$$(\frac{1}{2}O_2 + 2e^- \rightarrow O^{--}) \times 3$$
$$(Al \rightarrow Al^{+++} + 3e^-) \times 2$$

$$2Al + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

Corrosion des alliages fer Le fer n'est jamais utilisée pur (fer blanc). Il est utilisé en alliage avec le carbone. Plus il y a de carbone, plus le métal obtenu sera rigide.

Si le taux de carbone est entre 6% et 2 %, on parle de « fonte ».

Si le taux de carbone est entre 2% et 0,25 %, on parle d' « acier ».

Si le taux de carbone est inférieur à 0,25 %, on parle d' « fer industriel ».

Dans la nature, l'atome de fer est le plus souvent sous forme de Fe (III), il peut donc libérer 3 électrons.

$$(\frac{1}{2}O_2 + 2e^{--} \rightarrow O^{--}) \times 3$$
$$(Fe \rightarrow Fe^{+++} + 3e^-) \times 2$$

$$2Fe + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

Le fer s'oxyde en produisant la rouille qui a une couleur rouge/brun caractéristique.

4.2.2 Protection des métaux

Galvanisation La galvanisation est l'action de recouvrir une pièce d'acier d'une couche de zinc de quelques micromètres dans le but de la protéger contre la corrosion. De ce fait, le métal sous-jacent n'est pas en contact avec l'oxygène de l'air. Le zinc et l'acier n'ont pas naturellement à échanger des électrons. Il n'y a donc plus de corrosion. Le zinc s'oxyde 25 fois plus lentement que l'acier.

La galvanisation est souvent utilisée sur des pièces d'acier extérieures (grilles, piquets, panneaux, ...).

FIGURE 3 – Une boîte aux lettres rouillée sur une plaque galvanisée intacte.

Anodisation L'anodisation est une technique de protection de l'aluminium ou du titane. Il s'agit d'un dépôt de 5 à 20 micromètres d'un oxyde. Ce dépôt se fait par le bain de la pièce dans un solution où l'on maintient le passage d'électrons.

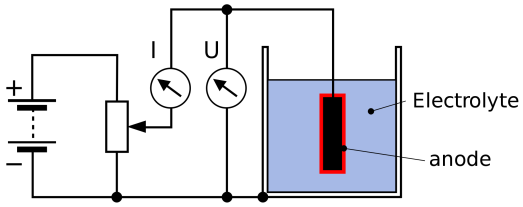

FIGURE 4 – Le processus d'anodisation.

Le dépôt être peut chromé ou coloré.

FIGURE 5 – Mousquetons anodisés.

Inox L'acier inoxydable, couramment appelé acier inox ou inox, est un acier (alliage à base de fer et de carbone, mais comportant dans ce cas moins de 1,2 % de carbone) avec plus de 10,5 % de chrome, dont la propriété est d'être peu sensible à la corrosion et de ne pas se dégrader en rouille.

La présence de chrome en solution au-delà de 10,5 % dans la matrice d'un acier provoque la formation d'une couche protectrice d'oxyde de chrome qui lui confère son inoxydabilité.

Il existe plusieurs types d'inox suivant les applications (médicales, résistant aux acides, à l'eau de mer, ...).

Pour le grand public, on peut trouver dans les magasins de bricolages des clous et des vis en inox.

FIGURE 6 – Une attache de filin d'acier en inox dont un écrou n'est pas en inox.

4.2.3 Les piles et accumulateurs

Une pile est un générateur d'électrons à usage unique.

Un couple oxydant/réducteur donnera toujours une tension précise (nombre de volts). On mettra donc en série plusieurs cellules pour obtenir une tension précise.

Une batterie (ou accumulateur) permet d'être rechargé. Une batterie est donc prévue pour inverser les réactions chimiques productrices d'électrons.

Toutes les piles et batteries utilisent des métaux lourds et pose donc un problème de pollution par bio-accumulation. Il faut donc toujours les recycler.

Pile Daniell La pile Daniell est une pile simple qui est vue dans un intérêt strictement pédagogique. Elle est composée d'une plaque de cuivre et d'une plaque de zinc trempant dans une solution.

Le zinc se dégrade et fournit les électrons, tandis que le cuivre se forme en utilisant les ions cuivriques.

$$Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$$
$$Zn \rightarrow Zn^{++} + 2e^-$$

$$Cu^{++} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{++}$$

Pile alcaline La pile alcaline est une pile standard vendue dans le commerce. Elle a l'avantage par rapport aux autres piles (les piles salines) de ne pas couler et de durer plus longtemps. Elle utilise comme couple oxydant/réducteur ; le zinc et l'oxyde de manganèse.

$$(MnO_2(s) + H_2O(l) + 1e^- \rightarrow MnO(OH)(s) + OH^-) \times 2$$
$$Zn + 2OH^- \rightarrow ZnO(s) + H2O(l) + 2e^-$$

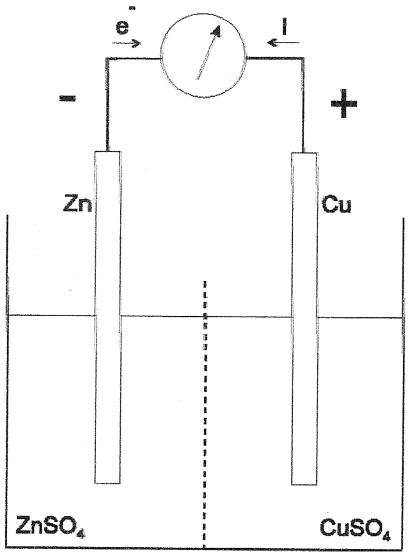

FIGURE 7 – Pile Daniell

$$Zn(s) + 2MnO_2(s) + H_2O(l) \rightarrow 2MnO(OH)(s) + ZnO(s)$$

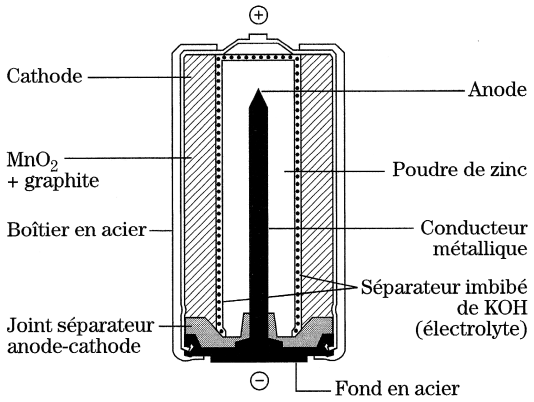

FIGURE 8 – Pile alcaline

Batterie au plomb La batterie au plomb est la batterie utilisée dans voitures thermiques (essence, diesel, ..).

Elle a l'avantage de pouvoir débiter beaucoup de courant en peu de temps. Mais, elle a comme désavantage d'avoir une masse importante.

Elle utilise le plomb dans trois états d'oxydation différents :

— Plomb métallique Pb

— Sulfate de plomb $PbSO_4$ (Pb^{++})

— Oxyde de plomb $Pb02$ (Pb^{++++})

Il s'agit pratiquement de plaques de plomb et d'oxyde de plomb trempant en série dans de l'acide sulfurique (H_2SO_4).

En situation de décharge, les réactions sont :

$$Borne\,négative\ : Pb \rightarrow Pb^{++} + 2e^-$$

$$Borne\,positive\ : Pb^{++++} + 2e^- \rightarrow Pb^{++}$$

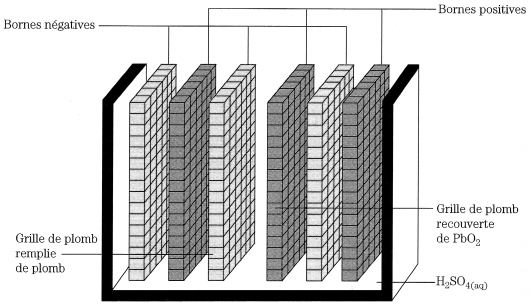

FIGURE 9 – Schéma d'un batterie au plomb

$$Pb + Pb^{++++} \rightarrow 2Pb^{++}$$

En situation de charge, les réactions sont les suivantes :

$$Borne\,négative\ : Pb^{++} + 2e^{-} \rightarrow Pb$$
$$Borne\,positive\ : Pb^{++} \rightarrow Pb^{++++} + 2e^{-}$$

$$2Pb^{++} \rightarrow Pb + Pb^{++++}$$

Accumulateur au lithium Les accumulateurs au lithium se sont fortement développés durant la dernière décennie.

Ils ont pour avantage d'avoir :
- un rapport $\frac{Energie}{Masse}$ très élevé par rapport aux autres types d'accumulateurs.
- un nombre de cycle charge/décharge important
- une absence d'effet « mémoire »(une perte d'accumulation des électrons) par rapport aux anciennes batteries Nickel/Cadmium

Ils ont comme désavantage pour d'être plus instable et des cas d'explosion de batteries Li-ion ont été observés par formation d'hydrogène. Beaucoup de compagnies interdisent leur utilisation en cabines.

On peut distinguer plusieurs types de batteries au lithium, même si leur fabrication reste variable suivant les producteurs et leurs brevets industriels.
- Les batteries Li-ion sont utilisées massivement par les smartphones et ordinateurs portables. Elles ont une tension de 3,6 volt par cellule.
- Les batteries Li-Po (Lithium-Polymère) sont utilisés par les drones, les vélos électriques. C'est ce type de batterie qui a été utilisée par l'avion Solar Impulse. Elles ont une tension de 3,7 volt par cellule.
- Les batteries LiFe (Lithium/Fer/Phosphate) ont une tension un peu plus faible (3,3 V) mais sont plus sûres, moins toxiques et d'un coût moins élevé. Elles sont aussi un peu plus lourde que les batteries Li-ion.

Table des matières

1 Les grandes classe de réactions chimiques **1**

2 Réactions de précipitation/dissolution : échange d'ions **1**
2.1 Processus général 1
2.2 Solubilité 2
2.3 Exemples 2
2.3.1 Entartrage 2
2.3.2 Formation de stalactites et de stalagmites 2

3 Réactions acide/base : échange de protons **3**
3.1 La réaction acide/base 3
3.2 Notion de pH 4
3.3 Neutralisation 4
3.4 Exemples 4
3.4.1 Esprit de sel 4
3.4.2 Vinaigre ou acide acétique 4
3.4.3 Ammoniac 5
3.4.4 Soude caustique 5
3.4.5 Déboucheurs 5

4 Réactions d'oxydo-réduction : échange d'électrons **6**
4.1 La réaction d'oxydo-réduction 6
4.1.1 Un exemple simple : la dissolution du magnésium dans un acide 6
4.1.2 Définitions 6
4.2 Exemples 7
4.2.1 L'oxydation des métaux 7
4.2.2 Protection des métaux 7
4.2.3 Les piles et accumulateurs 9