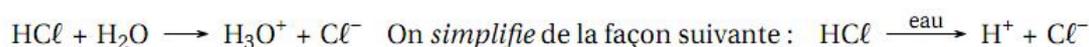


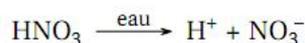
CR sur les réactions ioniques

On peut envisager trois types d'électrolytes purs suivant l'état physique (électrolytes gazeux, électrolytes liquides ou électrolytes solides). Lorsqu'on les dissout dans l'eau (notamment la majorité des substances minérales) ils donnent des ions. Ces ions en solution peuvent provoquer des interactions entre eux (dites interactions ioniques). Ainsi en se basant sur des critères de force et de solubilité, on peut prévoir ce que peuvent donner des mélanges de substances. A titre d'exemple :

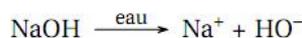
Le chlorure d'hydrogène **HCl** pur est un gaz covalent qui se dissout très facilement dans l'eau en formant l'acide chlorhydrique selon l'équation :



Le nitrate d'hydrogène **HNO₃** pur est un liquide covalent dissout très facilement dans l'eau pour conduire à l'acide nitrique suivant l'équation :

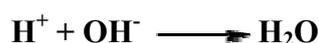


L'hydroxyde de sodium (soude) **NaOH** pur est un solide qui se dissout très facilement dans l'eau. L'équation de dissolution s'écrit alors comme suit :

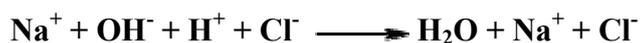


Dans ces trois réactions il y a de l'eau surtout mais aussi les ions libérés en solution consécutivement : (**H⁺**, **Cl⁻**) ; (**H⁺**, **NO₃⁻**) et (**Na⁺**, **OH⁻**).

Lorsque des cations **H⁺** et des anions **OH⁻** se trouvent dans la même solution, ils se lient pour former de l'eau (que l'on peut considérer comme un non électrolyte) :



NB : il est à noter de faire distinguer les réactions moléculaires des réactions ioniques. En voici un exemple :



La première équation est l'équation moléculaire, la deuxième est l'équation ionique.

En ce qui concerne la formation d'un électrolyte faible ou d'un non électrolyte :

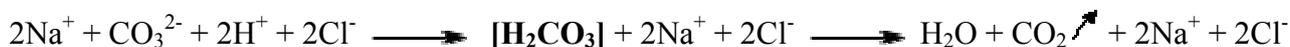
S'il y en a, dans une solution, des ions susceptibles de former un électrolyte faible, celui-ci se forme :



HF est un électrolyte faible qui s'est formé.

Les entités non électrolytes qui peuvent se former sont généralement des anhydrides d'acides instables, ou l'ammoniac NH_3 :

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl}$:



$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}$:



S'agissant de la formation d'un composé insoluble :

S'il y a, dans une solution, des ions susceptibles de former un composé insoluble, celui-ci se forme (et un précipité apparaît) :

$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$



Pour savoir si un composé est soluble, on peut se baser sur les principes suivants, qu'il faut appliquer dans l'ordre donné:

Règles de solubilité :

1. Les sels de sodium(Na^{x+}), de potassium(K^{x+}) et d'ammonium (NH_4^{x+}) sont solubles.
2. Les nitrates (NO_3^-), les acétates(CH_3COO^-) et les perchlorates (ClO_4^-) sont solubles.
3. Les sels d'argent(Ag^+), de plomb(Pb^{x+}) et de mercure(Hg^{x+}) sont insolubles.
4. Les chlorures(Cl^{x-}), les bromures(Br^{x-}) et les iodures(I^{x-}) sont solubles.
5. Les carbonates (CO_3^{2-}), les sulfures(S^{x-}), les oxydes(O^{x-}) et les hydroxydes(OH^{x-}) sont insolubles.
6. Les sulfates (SO_4^{2-}) sont solubles sauf les sulfates de calcium ou de baryum.

Par exemple : AgNO_3 est soluble car la règle 2 est prioritaire sur la règle 3

N.B. Si on met un composé insoluble dans une solution, le composé reste généralement à l'état solide et il n'y a pas de réaction ionique. Toutefois, si la solution contient un acide fort et que le composé insoluble est un hydroxyde ou un sel d'acide faible, il y aura très souvent une réaction.

Exercices d'exemple :

Exercice 1: Que se passe-t-il lorsqu'on mélange des solutions des électrolytes suivants:

- a) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ et HCl b) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ et NaOH
 c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ et H_2SO_4 d) CuSO_4 et $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

Corrigé :

- a) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ et HCl **rien** b) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ et NaOH **rien**
 c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ et H_2SO_4 **ppté** d) CuSO_4 et $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ **rien**

Exercice 2:

- a) Que se passe-t-il quand on mélange une solution de Na_2CO_3 avec une solution de CaCl_2 ? (écrire aussi l'équation équilibrée).
 b) Si on acidifie la solution obtenue en a), que se passe-t-il? (écrire aussi l'équation équilibrée)

Corrigé :

- a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2 \text{NaCl}$ il y a formation d'un ppté
 b) $\text{CaCO}_3 + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Ca}^{++} + \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ca}^{++} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ dégagement de bulles

Types de réactions ioniques:

On peut distinguer trois grandes catégories de réactions ioniques:

a) REACTIONS AVEC ECHANGES D'IONS :

Quand on mélange deux électrolytes, il arrive que les ions de l'un réagissent avec l'ion opposé de l'autre pour former une substance. On distingue:

Réaction de précipitation: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ *AgCl est insoluble*

Réaction acide-base: $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

H_2O n'est pas un électrolyte **ACIDE + BASE \longrightarrow SEL + EAU**

Recombinaison de ions dans l'eau: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

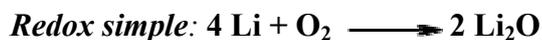
Formation d'un non électrolyte:



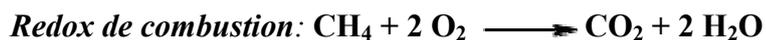
L'acide carbonique se décompose en eau et gaz carbonique

b) REACTIONS REDOX :

Dans ces réactions, des électrons changent d'atome, souvent par fixation de l'oxygène, d'où l'origine du terme "oxydation".



Un métal se combine avec l'oxygène pour former un oxyde



Un combustible réagit avec l'oxygène pour former de l'eau et du gaz carbonique



Il y a des échanges d'électrons dans de nombreuses réactions, par exemple en chimie organique. Elles sont parfois difficile à reconnaître car l'oxygène n'intervient pas toujours.

c) REACTIONS DE COMPLEXATION :

Un métal qui se lie avec une molécule polyatomique (chargée ou non).

