

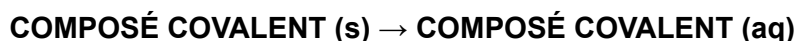
Annexe 7. Résumé des réactions étudiées

1. Réactions en solution aqueuse

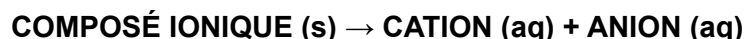
a) Dissolution et dissociation

Ces deux phénomènes ne correspondent pas à des réactions chimiques, mais à des mélanges entre un composé et de l'eau.

On retiendra qu'un composé covalent, lorsqu'il se mélange à l'eau, se dissout (ses molécules se dispersent) :



tandis qu'un composé ionique, lorsqu'il se mélange à l'eau, se dissocie (ses ions se séparent et se dispersent) :



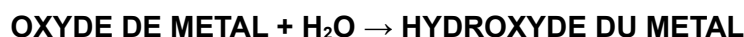
Ex : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (s)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (aq)}$ le sucre se dissout dans l'eau,

$\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ le sel se dissocie dans l'eau.

Tous les composés ioniques formés d'un ion de la famille IA, de NO_3^- , NO_2^- ou NH_4^+ sont toujours solubles.

b) Combinaison des oxydes avec l'eau

Les oxydes, lorsqu'ils sont mélangés à l'eau, réagissent et créent des hydroxydes dans le cas des oxydes de métaux, ou des oxacides dans le cas des oxydes de non-métaux. Dans tous les cas, les n.o. des atomes restent inchangés.



Ex : $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{CuOH} \downarrow$ $\Rightarrow$ suspension, neutre (OH^- pas libérés)

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\Rightarrow$ solution acide

c) Précipitation et neutralisation

Ces deux réactions impliquent des réactifs préalablement dissous et dissociés. Les ions ainsi libérés mènent à la création de nouveaux composés.

Dans le cas de la précipitation, on observe l'apparition d'un composé ionique insoluble, nommé précipité (ne contenant pas des ions de la famille IA, de NO_3^- , NO_2^- ou NH_4^+).

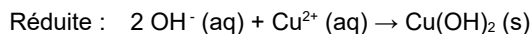
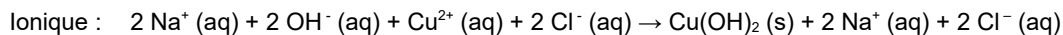
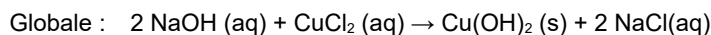


Dans le cas de la neutralisation, on observe la neutralisation des ions H^+ (acides) par des ions OH^- (basiques). La réaction forme ainsi des molécules d'eau et un sel.

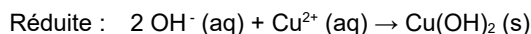
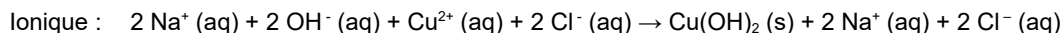
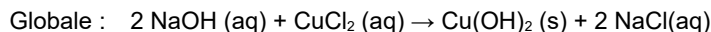


Dans les deux cas, on peut exprimer la réaction sous plusieurs formes. L'équation globale présente les composés sous forme de molécules, l'équation ionique présente les composés ioniques sous forme d'ions (l'eau et le précipité restant sous forme de molécules), l'équation ionique réduite fait disparaître les ions spectateurs (ceux qui, bien que présents, ne participent pas à la réaction).

Ex : Précipitation



Neutralisation



2. Oxydoréductions

Les deux réactions étudiées cette année qui ne se passent pas en milieu aqueux impliquent que des éléments changent de nombre d'oxydation et font donc partie de la catégorie des oxydoréductions (oxydation = perte d'électron, réduction = gain d'électrons).

a) Combinaison d'éléments

Deux éléments peuvent réagir pour former des composés. Avant réaction, sous leur forme élémentaire, les atomes sont seuls ou liés à eux-mêmes et ont donc un nombre d'oxydation de zéro. Après réaction par contre, dans le composé formé, les atomes possèdent des nombres d'oxydation non nuls. L'élément le plus électronégatif devient négatif, l'autre positif. Si plusieurs possibilités existent, on donnera plusieurs équations.

ÉLÉMENT + ÉLÉMENT $\rightarrow$ 1 COMPOSÉ



b) Combustion organique

La combustion organique implique un composé organique et du dioxygène produisant de l'eau et du dioxyde de carbone. Lorsque le dioxygène est en quantité insuffisante, le dioxyde de carbone peut être remplacé par du monoxyde de carbone, ou du carbone.



Notons que le monoxyde de carbone, contrairement au CO_2 , est toxique : il se lie aux molécules d'hémoglobine de façon quasi irréversible, les rendant ainsi inaptes au transport d'oxygène.

