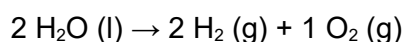


Module 2.1 : Réactions chimiques

- Objectifs :
- Savoir formaliser et équilibrer des réactions chimiques à partir de leur description
 - Savoir formaliser et équilibrer des réactions de combustion organique

Équation de réaction

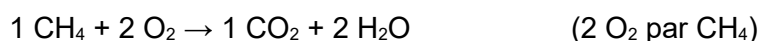
Une réaction chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle des espèces chimiques, les réactifs, sont modifiées et changent de nature pour former de nouvelles espèces nommées produits. La réaction chimique se fait sans variation mesurable de la masse¹. Une équation de réaction peut donc représenter la réaction. On y indique souvent l'état physique des espèces et on l'équilibre de façon à respecter la conservation de la masse (autant d'atomes de chaque élément avant et après réaction). Prenons l'exemple de l'électrolyse de l'eau :



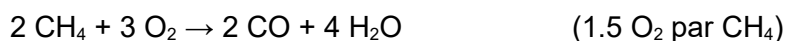
Le réactif, l'eau, est sous forme liquide tandis que les produits, le dihydrogène et le dioxygène, sont sous forme gazeuse. Les coefficients stœchiométriques montrent qu'il faut deux molécules d'eau pour créer deux molécules de H_2 et une seule de O_2 . La réalisation de cette expérience a montré que cette dernière a besoin d'énergie (fournie sous forme de courant électrique) pour avoir lieu, on dit qu'elle est endothermique. La réaction inverse, où le dihydrogène et le dioxygène se rencontrent de façon explosive pour former de l'eau dégage de l'énergie, on dit qu'elle est exoénergétique.

Un exemple de réaction : la combustion organique

Impliquant du dioxygène (comburant) et un composé organique (combustible), la réaction de combustion est exoénergétique². Elle donne généralement, comme produits, de l'eau et du dioxyde de carbone. Toutefois, lorsque le dioxygène est en quantité insuffisante, le dioxyde de carbone peut être remplacé par du monoxyde de carbone, voire même par du carbone. Prenons l'exemple de la combustion du méthane. Dans de bonnes conditions (dioxygène en suffisance), on observera la réaction suivante :



Dans le cas où l'oxygène vient à manquer, du monoxyde de carbone (CO), voire de la suie (carbone élémentaire C), remplacera le CO_2 :



Le monoxyde de carbone, contrairement au CO_2 , est toxique. Il est produit, par exemple, par une chaudière mal réglée. Il est aussi inhalé par les fumeurs qui ne laissent pas le temps à une bonne combustion de s'effectuer lorsqu'ils tirent sur leur cigarette. Incolore et inodore, le CO est capable de se lier aux molécules d'hémoglobine de façon quasi irréversible, les rendant ainsi incapables au transport d'oxygène.

1 « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » est la formulation la plus courante de la loi de conservation de la masse, généralement attribuée à Lavoisier (1777).

2 Une combustion doit être amorcée par une flamme/étincelle car à température ordinaire presque aucune collision n'est efficace. Puis, comme la réaction dégage de la chaleur, elle s'auto-entretiendra.

Exercices

- 2.1.1. La synthèse de l'ammoniac se fait à partir de dihydrogène et de diazote. Aux conditions de pression et de température dans lesquelles on réalise cette expérience, les réactifs et produits sont à l'état gazeux. Donnez l'équation équilibrée de cette réaction.
- 2.1.2. Soit la formation de la rouille : $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$. Complétez l'équation avec les états physiques et les coefficients stœchiométriques.
- 2.1.3. Équilibrez les équations de réaction suivantes :
- a) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{HCl}$
 - b) $\text{C} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CS}_2 + \text{CO}$
 - c) $\text{NiCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 + \text{KCl}$
- 2.1.4. Donnez les équations des 3 types de combustion dans le cas de l'octane (C_8H_{18}), principal constituant de l'essence de voiture.

Exercices de renforcement

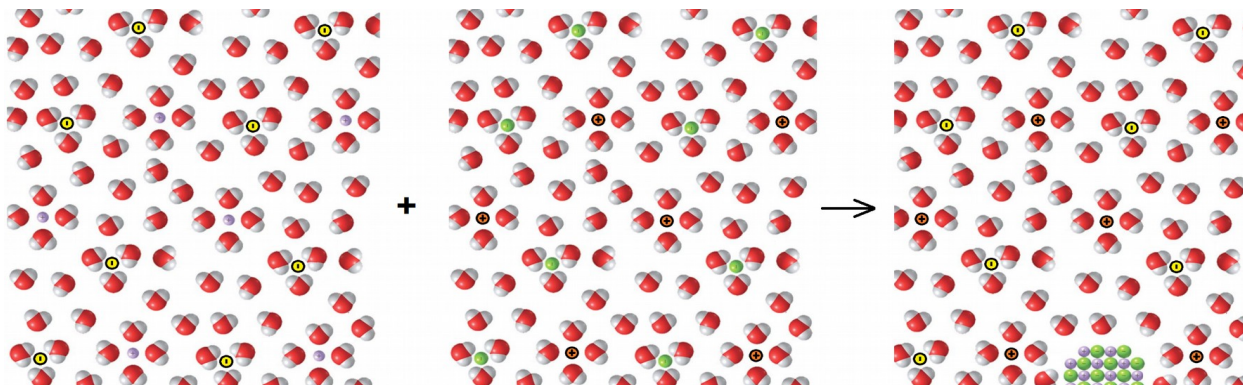
- 2.1.5. La conservation de la masse implique que le nombre d'atomes de chaque élément ne change pas au cours de la réaction. Quelle sera donc la modification qui a lieu ?
- 2.1.6. Équilibrez les équations de réaction suivantes :
- a) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
 - b) $\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}$
 - c) $\text{O}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
- 2.1.7. Complétez l'équation de réaction de l'éthanol (alcool éthylique) et du dioxygène avec les états physiques et les coefficients stœchiométriques. De quel type de réaction s'agit-il ?
- $$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- 2.1.8. Donnez l'équation équilibrée de la réaction de combustion du glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), qui correspond à la réaction bilan (en réalité il y a beaucoup de sous-étapes) de la respiration.

Module 2.2 : Réactions ioniques

Objectifs : - Savoir formaliser et équilibrer des équations de précipitation et de neutralisation.

Précipitation

La réaction de précipitation a lieu en solution aqueuse entre deux composés solubles dissociés. Elle se caractérise par la formation d'un nouveau composé insoluble, appelé précipité³.



Plusieurs types d'équation peuvent décrire ce phénomène. La plus utilisée est l'équation globale, qui présente les réactifs et les produits dissociés au moment de la réaction sous forme de molécules. Prenons l'exemple de la réaction entre CuSO_4 et NaOH :

Équation globale⁴ : $\text{CuSO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$

Il est également possible de décrire la réaction par l'équation ionique, qui présente sous forme de ions tout ce qui est dissocié au moment de la réaction :

Équation ionique : $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

L'équation ionique réduite ne mentionne pas les ions dits spectateurs (ici Na^+ et SO_4^{2-}) :

Équation ionique réduite : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

Neutralisation

La réaction de neutralisation est également une réaction d'échange d'ions qui fait apparaître un nouveau composé moléculaire. Celui-ci n'est toutefois pas un précipité (solide), mais un liquide : l'eau. La neutralisation implique un acide⁵ (H^+) et un hydroxyde soluble (OH^- , basique). Prenons l'exemple de la neutralisation de la soude (NaOH) par l'acide phosphorique (H_3PO_4) :

Équation globale : $\text{H}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) + 3 \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{Na}_3\text{PO}_4 (\text{aq})$

Équation ionique : $3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3 \text{Na}^+ + 3 \text{OH}^- \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

Équation ionique réduite : $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

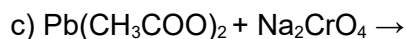
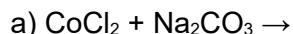
3 Les molécules contenant un ion de la colonne IA ou NO_3^- , NO_2^- et NH_4^+ sont toujours solubles, donc ne peuvent former un précipité.

4 On prendra parfois la liberté de simplifier l'écriture en ne précisant pas les états physiques de la matière. Dans ce cas, on veillera à ajouter une flèche à côté du précipité ($\downarrow$).

5 Le nom d'un acide formé d'un ion en -ure finira en -hydrique, d'un ion en -ate finira en -ique et d'un ion en -ite finira en eux (cf. annexe 6 paragraphe 2c).

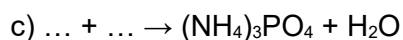
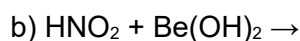
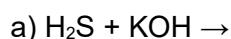
Exercices

2.2.1. Complétez et équilibrez les réactions de précipitation suivantes :



2.2.2. Afin de démontrer qu'une eau contient des ions Cl^- , un étudiant ajoute à sa solution inconnue du nitrate d'argent. Il observe un précipité. Donnez l'équation de la réaction et nommez le précipité.

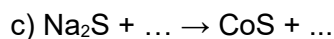
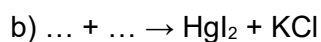
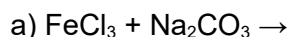
2.2.3. Complétez les réactions de neutralisation suivantes et nommez les acides présents :



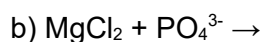
2.2.4. Choisissez l'acide et l'hydroxyde convenable permettant d'obtenir comme produit le phosphate de potassium. Donnez les équations globale, ionique et ionique réduite.

Exercices de renforcement

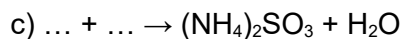
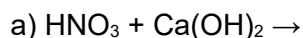
2.2.5. Complétez et équilibrez les réactions de précipitation suivantes, pour la première, donnez également les équations ionique et ionique réduite.



2.2.6. Dans les équations de précipitation suivantes, un ion spectateur n'a pas été indiqué. Complétez et équilibrez ces équations, tout d'abord sans ajouter ce ion spectateur, puis en proposant des substances contenant ce ion.



2.2.7. Complétez les équations de neutralisation suivantes et nommez les acides présents :



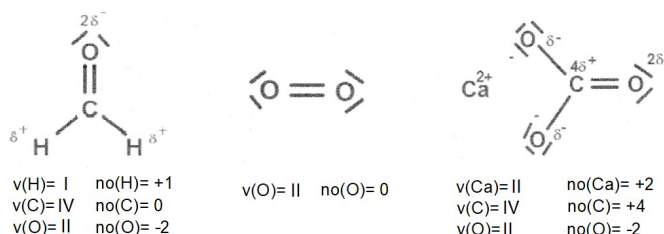
2.2.8. Pourquoi une réaction entre un acide et une base se nomme-t-elle neutralisation ?

Module 2.3 : Oxydoréductions

Objectifs : - Savoir formaliser et équilibrer des équations de combinaison d'éléments.

Nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation (n.o.), correspond au nombre de charges et de charges partielles portées par un atome. On écrit le n.o. en indiquant la charge (+ ou -) puis un nombre (l'écriture inverse correspondant à une charge).⁶



La valence correspond au nombre d'électron(s) mis en jeu par un atome lorsqu'il se lie. Elle se note en chiffres romains et correspond généralement à la valeur absolue du nombre d'oxydation (les exceptions correspondant aux éléments et à des cas de molécules organiques).⁷

Certaines réactions impliquent un changement de n.o. pour des atomes. Nous verrons l'an prochain qu'il s'agit en fait d'un transfert d'électrons d'un atome (le réducteur) à un autre atome (l'oxydant). On appelle ces réactions des oxydoréductions.

Combinaison d'éléments

L'exemple d'oxydoréduction le plus courant correspond à l'oxydation des métaux par l'oxygène. Prenons l'exemple du cuivre qui réagit avec l'oxygène de l'air. Il formera alors un oxyde. Deux oxydes sont possibles, le cuivre possédant deux n.o. distincts. Les équations de réaction seront alors :



Il s'agit en fait ici d'une combinaison de deux éléments. Avant réaction, les n.o. étaient de zéro, les atomes n'étant pas liés ou seulement liés à eux-mêmes. Après réaction, les atomes sont liés et le plus électronégatif prend une charge négative alors que le plus électropositif prend une charge positive. Selon l'atome impliqué, plusieurs molécules différentes pourront être formées (si le plus électropositif peut prendre plusieurs n.o. positifs).

Prenons ainsi un autre exemple, celui de la réaction de l'octosoufre et du fer :



Les n.o. indiqués au-dessus des atomes montrent bien ici que le soufre et le fer changent de nombre d'oxydation. Le soufre gagne des électrons tandis que le fer en perd.

6 Afin de déterminer les n.o. sans dessiner les formules développées, on retiendra quelques règles : n.o. (atomes d'un CPS) = 0 ; n.o.(ion simple) = charge du ion simple ; n.o.(H) = +1 ; n.o.(O) = -2 ; Σ n.o.(atomes d'une molécule)=0 ; Σ n.o.(atomes d'un ion complexe) = charge du ion complexe.

7 La valence est utilisée dans l'ancienne nomenclature (ex : $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$ se nomme sulfate de manganèse (IV)) alors que dans la nouvelle on indique le n.o (sulfate de manganèse (+4)).

Exercices

2.3.1. Complétez le tableau ci-dessous :

composé	atome	n.o.
H_2O	H	+1
	O	
N_2	N	

composé	atome	n.o.
Na_2CO_3	Na	
	C	
	O	

2.3.2. Trouvez le nombre d'oxydation du chlore dans les espèces chimiques suivantes :

- | | |
|--------------------------|--------------------|
| a) chlorure de potassium | d) ion chlorate |
| b) chlorure de calcium | e) ion perchlorate |
| c) ion hypochlorite | f) MgCl_2 |

2.3.3. Donnez les équations des réactions de combinaison entre le fer et l'oxygène.

Exercices de renforcement

2.3.4. Sans développer les structures, donnez les nombres d'oxydation de chacun des atomes qui constituent les molécules suivantes :

Cu	no(Cu) =	NaNO_2	no(Na) =	P_4	no(P) =
Cl_2O	no(Cl) =		no(N) =	HClO_3	no(H) =
	no(O) =		no(O) =		no(Cl) =
N_2	no(N) =	H_3PO_3	no(H) =		no(O) =
NO_2	no(N) =		no(P) =	Fe^{2+}	no(Fe) =
	no(O) =		no(O) =	Fe	no(Fe) =

2.3.5. Montrez, à travers la réaction du méthane, que les combustions sont des oxydoréduction.

2.3.6. Donnez l'équation de formation du phosphore de sodium à partir du pentaphosphore (P_5) et du sodium.

Module 2.4 : Réactions des oxydes avec l'eau

Objectifs : - Savoir formaliser et équilibrer les réactions des oxydes avec l'eau,
- Savoir reconnaître des molécules acides ou basiques,
- Comprendre le rôle et le fonctionnement d'un indicateur coloré.

Acides, bases et pH

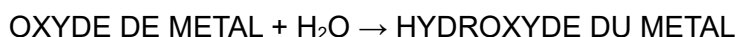
Un acide est défini comme une substance libérant des ions H^+ dans l'eau. Une base, elle, peut les capter. Les hydroxydes sont basiques car l'ion OH^- réagit avec H^+ pour créer de l'eau. La réaction de neutralisation que nous avons vue précédemment est nommée de cette façon car elle fait réagir ensemble un acide et une base, ce qui provoque la disparition de l'acidité et de la basicité, laissant une solution finale proche de la neutralité lorsque la réaction est complète.

La mesure de l'acidité se fait à travers une échelle logarithmique, le pH (potentiel hydrogène). Celle-ci va de 0 (le plus acide) à 14 (le plus basique) en passant par 7 (la neutralité).

Certaines substances, que l'on appellera indicateurs colorés, changent de couleur en présence des ions H^+ ou OH^- . Elles peuvent ainsi servir à mettre en évidence la présence de ces ions, et donc l'acidité ou la basicité d'une solution. Le bleu de bromothymol (BBT), par exemple, est jaune en milieu acide, bleu en milieu basique et vert en milieu neutre⁸. On utilise également le papier pH, dont la couleur change à chaque unité de pH pour une évaluation plus précise de l'acidité/basicité d'une solution. Notons que des pH-mètres, encore plus précis, existent également.

Création d'acides et d'hydroxydes à partir d'oxydes

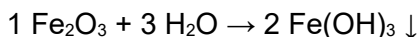
Il est remarquable de noter que les oxydes de métaux⁹ réagissent avec l'eau pour former des hydroxydes selon la réaction suivante :



Les oxydes de non-métaux¹⁰, quant à eux, réagissent avec l'eau pour former des oxacides :



Dans les deux cas, aucun changement de nombre d'oxydation est observé. Ainsi, lorsque l'on introduit de l'oxyde de fer (III) dans l'eau, la réaction crée de l'hydroxyde de fer (III) et lorsque l'on introduit du N_2O_3 (dans lequel l'azote est N^{3+}) on crée de l'acide nitreux HNO_2 (dans lequel l'azote est également N^{3+}) :



Si la substance créée est soluble (tous les acides le sont mais certains hydroxydes ne le sont pas) on aura alors la présence d'ions susceptibles de rendre la solution résultante acide ou basique. Ainsi, l'hydroxyde de fer (III) étant insoluble, on aura affaire à une suspension laissant la solution neutre tandis que, dans le second cas, la solution résultante sera, elle, acide.

8 Voir la table CRM pour d'autres exemple.

9 Les oxydes de métaux se nomment simplement à partir de leurs ions (ex : FeO = oxyde de fer (II)).

10 Les oxydes de non-métaux sont nommés en indiquant systématiquement en préfixe le nombre d'atome d'oxygène et de non-métal (ex : N_2O_3 = trioxyde de diazote, N_2O = monoxyde de diazote).

Exercices

2.4.1. Indiquez le pH (<7 , ~ 7 , >7) et la couleur de la solution si je mélange :

- a) $\text{NaOH (aq)} + \text{BBT (bleu de bromothymol)}$
- b) $\text{Al(OH)}_3 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O} + \text{BBT (bleu de bromothymol)}$
- c) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{BBT (bleu de bromothymol)}$

2.4.2. On ajoute de l'hydroxyde de sodium à de l'acide sulfurique.

- a) Donnez l'équation globale équilibrée de la réaction,
- b) Si j'ajoute quelques gouttes de BBT, quelle couleur aura la solution :
 - S'il y a autant de molécules de NaOH que de molécules de H_2SO_4 ,
 - S'il y a 2 fois plus de molécules de NaOH que de molécules de H_2SO_4 ,
 - S'il y a 3 fois plus de molécules de NaOH que de molécules de H_2SO_4 .

2.4.3. Donnez les équations de réaction des substances ci-dessous avec l'eau :

- a) H_2SO_4 ; b) CaO ; c) N_2O_5 , d) Na_3PO_4 .

Exercices de renforcement

2.4.4. Indiquez le pH (<7 , ~ 7 , >7) et la couleur de la solution si je mélange :

- a) $\text{CsOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{BBT (bleu de bromothymol)}$,
- b) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{PP (phénolphtaléine)}$,
- c) $\text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{BBT (bleu de bromothymol)}$.

2.4.5. On ajoute de l'hydroxyde de potassium à de l'acide phosphorique.

- a) Donnez l'équation globale équilibrée de la réaction,
- b) Si j'ajoute quelques gouttes de BBT, quelle couleur aura la solution :
 - S'il y a autant de molécules de KOH que de molécules de H_3PO_4 ,
 - S'il y a 2 fois plus de molécules de KOH que de molécules de H_3PO_4 ,
 - S'il y a 3 fois plus de molécules de KOH que de molécules de H_3PO_4 .

2.4.6. Donnez les équations de réaction des substances ci-dessous avec l'eau :

- a) Na_2O ; b) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; c) P_2O_3 , d) $\text{Al(OH)}_3 \downarrow$.