



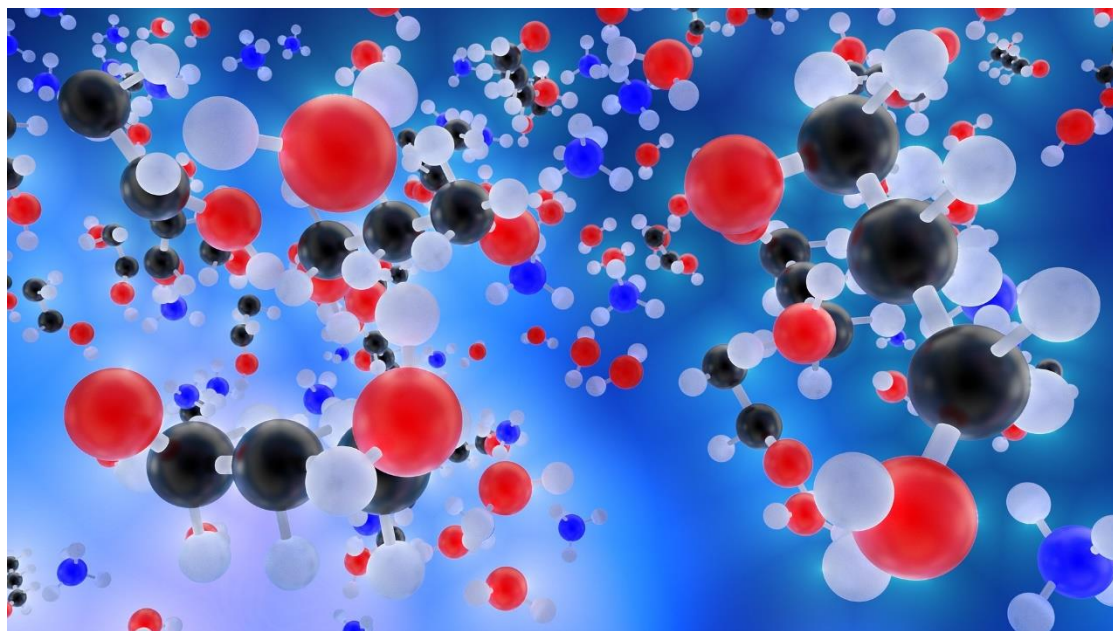
UNIVERSITÉ DE
SHERBROOKE

CHM010 – Chimie générale



Module 3 : La stoechiométrie (partie 2)

Pierre-Alexandre Turgeon
Chargé de cours
Département de chimie



9.2 Les équations chimiques

Réaction chimique

Au cours d'une réaction chimique, une ou plusieurs substances chimiques sont transformées en une ou plusieurs substances différentes.

Il existe toute une variété de réactions chimiques. Entre autre :

- Réaction de combustion
- Réaction acide base
- Réaction d'oxydoréduction

Par exemple, la thermitite (mélange d'aluminium et d'oxyde de fer) produit une réaction très violente qui peut atteindre des températures supérieures à 2000 °C.

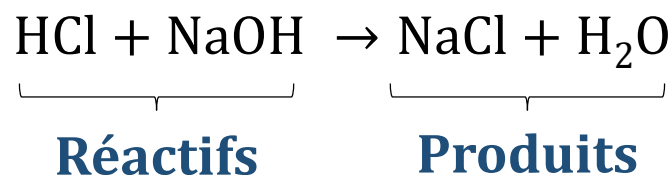


Image : Nikthestunned, wikipedia

9.2 Les équations chimiques

Équation chimique

Les équations chimiques sont utilisées afin de représenter les réactions. Par exemple la réaction entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'hydroxyde de sodium (NaOH) :



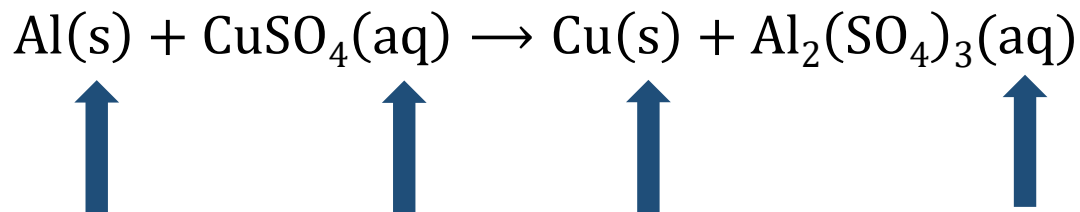
Les **réactifs** se trouvent toujours à gauche d'une équation chimique

Les **produits** se trouvent toujours à droite d'une équation chimique

9.2 Les équations chimiques

Équation chimique

L'équation chimique peut inclure d'autres détails comme l'état des réactifs et des produits :



Voici des états différents :

- (s) : solide
- (l) : liquide
- (g) : gazeux
- (aq) : solubilisé dans l'eau

Les plus observateurs d'entre vous auront remarqué que cette équation chimique n'est pas équilibrée!

9.2 Les équations chimiques

Équation chimique équilibrée

Les équations chimiques doivent nécessairement respecter la loi de conservation de la matière.

Cette loi de conservation est souvent énoncée de la façon suivante :

« Rien ne se perd, rien ne se créé,
tout se transforme ».

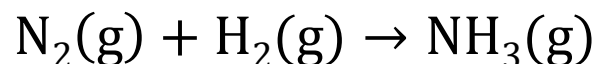
L'origine de cette célèbre phrase prend naissance dans le traité élémentaire de chimie de Lavoisier (1789) dont voici l'extrait original.

l'autre éminemment incombustible. On voit que pour arriver à la solution de ces deux questions, il falloit d'abord bien connoître l'analyse & la nature du corps susceptible de fermenter, & les produits de la fermentation ; car rien ne se crée, ni dans les opérations de l'art, ni dans celles de la nature, & l'on peut poser en principes que dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant & après l'opération ; que la qualité & la quantité des principes est la même, & qu'il n'y a que des changemens, des modifications.

9.2 Les équations chimiques

Équation chimique équilibrée

Prenons une équation chimique simple :



On doit tout d'abord vérifier combien d'atomes de chaque type se trouvent de chaque côté de l'équation.

Réactifs

2 atomes de N

2 atomes de H

Produits

1 atome de N

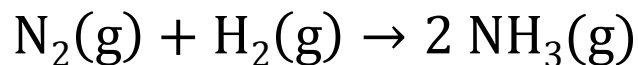
3 atomes de H

On se rend compte qu'un atome d'azote disparaît alors qu'un atome d'hydrogène apparaît. **L'équation chimique n'est pas équilibrée.**

9.2 Les équations chimiques

Équation chimique équilibrée

Pour équilibrer le nombre d'atomes d'azote, on ajoute un « 2 » devant les produits :



Réactifs

2 atomes de N

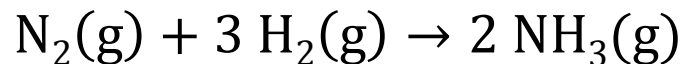
2 atomes de H

Produits

2 atome de N

6 atomes de H

L'équation chimique n'est toujours pas équilibrée... On doit donc ajouter 2 autres molécules de H_2 aux réactifs afin d'équilibrer l'équation :

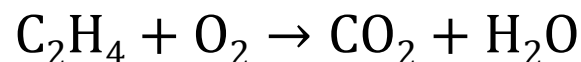


L'équation est maintenant équilibrée!

9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique

La combustion de l'éthane dans l'oxygène :



Réactifs

2 atomes de C

2 atomes de O

4 atomes de H

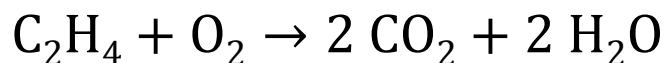
Produits

1 atome de C

3 atomes de O

2 atomes de H

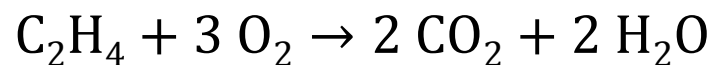
On commence généralement par la substance la plus complexe (dans ce cas-ci, C_2H_4). On va d'abord essayer d'équilibrer les atomes de carbone en ajoutant un « 2 » devant CO_2 et un « 2 » devant H_2O .



9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique

Il reste à équilibrer les atomes d'oxygène. On doit ajouter 2 molécules de O₂ aux réactifs :



Réactifs

2 atomes de C
6 atomes de O
4 atomes de H

Produits

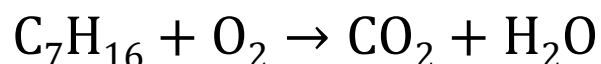
2 atomes de C
6 atomes de O
4 atomes de H

L'équation chimique est maintenant équilibrée!

9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique (#2)

Essayons maintenant la combustion de l'heptane (C_7H_{16})



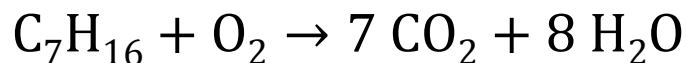
Réactifs

7 atomes de C
2 atomes de O
16 atomes de H

Produits

1 atome de C
3 atomes de O
2 atomes de H

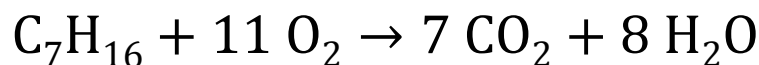
On équilibre d'abord le carbone et l'hydrogène à partir de C_7H_{16} :



On a maintenant 22 atomes d'oxygène dans les produits...

9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique (#2)



Réactifs

7 atomes de C
22 atomes de O
16 atomes de H

Produits

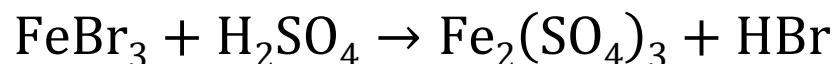
7 atome de C
22 atomes de O
16 atomes de H

L'équation chimique est maintenant équilibrée

9.2 Les équations chimiques

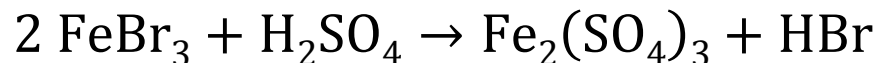
Exemple d'équation chimique (#3)

Prenons un exemple avec des composés plus complexe :



Tout d'abord, ici il faut reconnaître l'anion polyatomique « sulfate » (SO_4^{2-}). C'est plus facile de l'équilibrer comme une entité que d'équilibrer individuellement les atomes de S et de O.

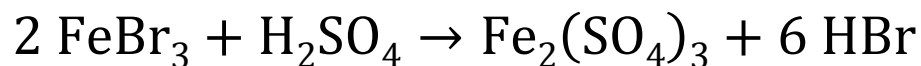
Premièrement, on va tenter d'équilibrer les cations, dans ce cas-ci on commence par Fe^{3+} :



9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique (#3)

On ajuste ensuite la quantité de Br⁻ dans les produits :



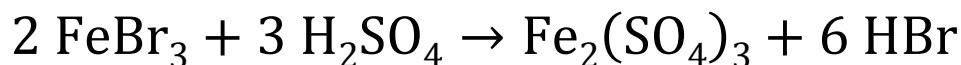
Réactifs

2 atomes de Fe
6 atomes de Br
2 atomes de H
1 anion SO₄²⁻

Produits

2 atomes de Fe
6 atomes de Br
6 atomes de H
3 anion SO₄²⁻

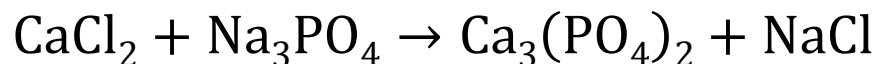
Pour équilibrer l'équation, on doit ajouter un « 3 » devant H₂SO₄ :



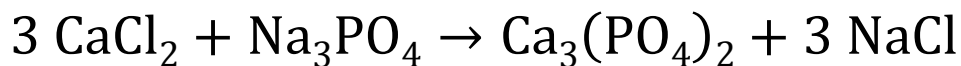
L'équation chimique est maintenant équilibrée!

9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique (#3)



Ici on doit reconnaître l'anion « phosphate » PO_4^{3-} . On commence par équilibrer les cations (Ca^{2+} et Na^+) :



Réactifs

3 atomes de Ca
6 atomes de Cl
3 atomes de Na
1 anion PO_4^{2-}

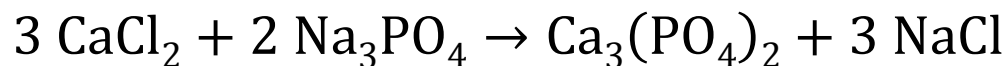
Produits

3 atomes de Ca
3 atomes de Cl
3 atomes de Na
2 anion PO_4^{2-}

Il manque un anion PO_4^{2-} à gauche. On ajoute un 2 devant Na_3PO_4

9.2 Les équations chimiques

Exemple d'équation chimique (#3)



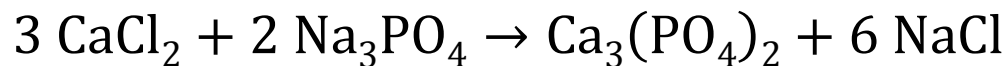
Réactifs

3 atomes de Ca
6 atomes de Cl
6 atomes de Na
2 anion PO_4^{2-}

Produits

3 atomes de Ca
3 atomes de Cl
3 atomes de Na
2 anion PO_4^{2-}

Il manque 3 atomes de Cl et 3 atomes de Na à droite de la réaction.
On ajoute donc 3 NaCl :

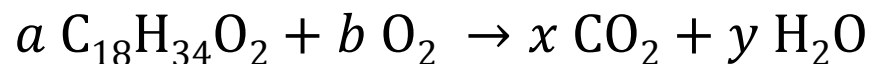


Cette équation chimique est maintenant équilibrée

9.2 Les équations chimiques

La méthode algébrique

Pour les molécules plus complexes, il est possible d'utiliser une méthode algébrique. Étudions la combustion de l'acide oléique (principal constituant de l'huile d'olive).



On écrit les équations pour chaque éléments :

$$\text{C} : 18 a = x$$

$$\text{H} : 34 a = 2y$$

$$\text{O} : 2a + 2b = 2x + y$$

Si on pose que $a=1$, on peut résoudre ce système d'équations (3 équations et 3 inconnus)

9.2 Les équations chimiques

La méthode algébrique

Si $a = 1$, on a:

$$x = 18 \text{ et } y = 17$$

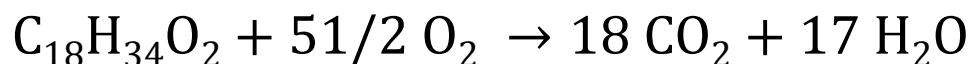
Ensuite, on peut déterminer b avec l'équation suivante :

$$2a + 2b = 2x + y$$

$$2 + 2b = 53$$

$$b = 51/2$$

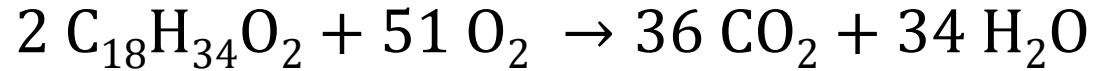
On réécrit l'équation :



Les coefficients doivent être des entiers. On multiplie donc par 2.

9.2 Les équations chimiques

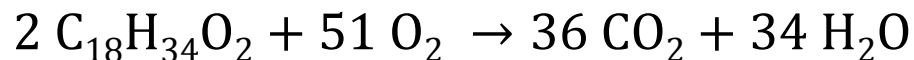
La méthode algébrique



Cette équation chimique est maintenant équilibrée

9.3 Stœchiométrie des réactions

Les coefficients stœchiométriques



Les chiffres indiqués devant chaque produit et chaque réactifs sont appelés **coefficients stœchiométriques**.

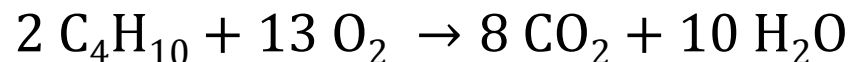
Les coefficients doivent toujours être des **nombre entiers**.

Les coefficients n'ont pas d'unité. On peut les voir comme des nombres de molécules ou encore comme des nombres de moles.

9.3 Stœchiométrie des réactions

Coefficients stœchiométriques et nombre de moles

On peut utiliser les coefficients pour prédire la relation entre les nombres de moles de produits/réactifs.



Combien de moles d'eau (H_2O) seront produites par la combustion de 5,6 moles de butane (C_4H_{10}) ?

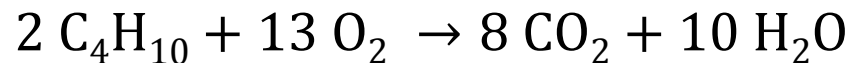
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 5,6 \text{ mol} \times \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 28 \text{ mol H}_2\text{O}$$

9.3 Stœchiométrie des réactions

Coefficients stœchiométriques et nombre de moles

On peut utiliser les coefficients pour prédire la relation entre les nombres de moles de produits/réactifs.



Combien de moles d'oxygène (O_2) sont nécessaires pour la combustion de 2,3 moles de butane (C_4H_{10}) ?

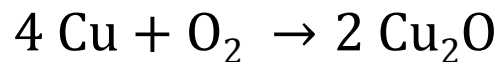
$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}$$

$$n_{\text{O}_2} = 2,3 \text{ mol} \times \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 15 \text{ mol O}_2$$

9.3 Stœchiométrie des réactions

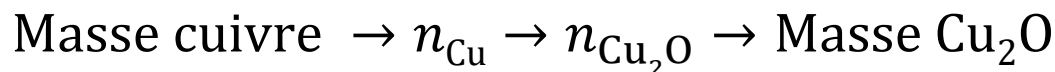
Coefficients stœchiométriques et masses

On peut aussi relier les coefficients stœchiométriques aux masses de produits et de réactifs :



Quelle masse d'oxyde de cuivre (I) sera produite à partir de 13 g de cuivre métallique?

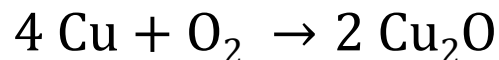
Pour parvenir à résoudre le problème on procède dans l'ordre suivant :



9.3 Stœchiométrie des réactions

Coefficients stœchiométriques et masses

Quelle masse d'oxyde de cuivre (I) sera produite à partir de 13,0 g de cuivre métallique?



Étape 1 : Déterminer le nombre de moles de cuivre

$$n_{\text{Cu}} = \frac{13,0 \text{ g}}{63,546 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,204576 \text{ mol}$$

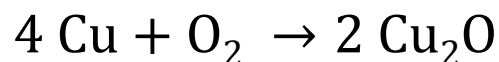
Étape 2 : Déterminer le nombre de moles d'oxyde de cuivre (I)

$$n_{\text{Cu}_2\text{O}} = n_{\text{Cu}} \times \frac{2 \text{ mol Cu}_2\text{O}}{4 \text{ mol Cu}} = 0,204576 \text{ mol} \times \frac{1}{2} = 0,102288 \text{ mol}$$

9.3 Stœchiométrie des réactions

Coefficients stœchiométriques et masses

Quelle masse d'oxyde de cuivre (I) sera produite à partir de 13,0 g de cuivre métallique?



Étape 3: Déterminer la masse d'oxyde de cuivre

La masse molaire de l'oxyde de cuivre est donnée par :

$$M_{\text{Cu}_2\text{O}} = 63,546 \times 2 + 15,9994 = 143,0914 \text{ g/mol}$$

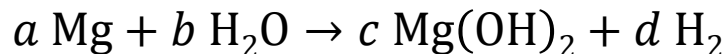
La masse de Cu_2O est de :

$$M_{\text{Cu}_2\text{O}} = 0,102288 \text{ mol} \times 143,0914 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14,6 \text{ g}$$

9.3 Stœchiométrie des réactions

Exercice pratique

Le magnésium réagit avec l'eau pour donner l'hydroxyde de magnésium et de l'hydrogène selon la réaction :



Quelle masse d'hydroxyde de magnésium sera produite si on fait réagir 42,0 g de magnésium?

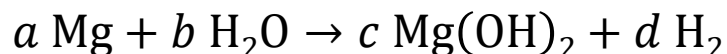
Plan :

- Équilibrer l'équation chimique
- Déterminer le nombre de moles de magnésium
- Déterminer le nombre de moles de Mg(OH)_2
- Déterminer la masse de Mg(OH)_2

9.3 Stœchiométrie des réactions

Exercice pratique

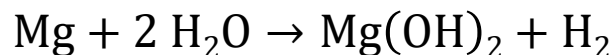
Le magnésium réagit avec l'eau pour donner l'hydroxyde de magnésium et de l'hydrogène selon la réaction :



Quelle masse d'hydroxyde de magnésium sera produite si on fait réagir 42,0 g de magnésium?

Étape 1 : Équilibrer l'équation chimique

On commence par la substance la plus complexe, Mg(OH)_2 . On voit qu'il manque un atome d'oxygène du côté des réactifs. On ajoute une molécule d'eau :

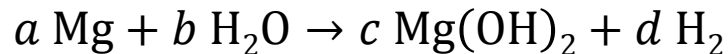


L'équation chimique est maintenant équilibrée

9.3 Stœchiométrie des réactions

Exercice pratique

Le magnésium réagit avec l'eau pour donner l'hydroxyde de magnésium et de l'hydrogène selon la réaction :



Quelle masse d'hydroxyde de magnésium sera produite si on fait réagir 42,0 g de magnésium?

Étape 2 : trouver le nombre de moles de magnésium

La masse molaire du magnésium est : $M_{\text{Mg}} = 24,31 \text{ g/mol}$

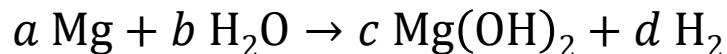
Donc :

$$n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = \frac{42,0 \text{ g}}{24,31 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,72768 \text{ mol}$$

9.3 Stœchiométrie des réactions

Exercice pratique

Le magnésium réagit avec l'eau pour donner l'hydroxyde de magnésium et de l'hydrogène selon la réaction :



Quelle masse d'hydroxyde de magnésium sera produite si on fait réagir 42,0 g de magnésium?

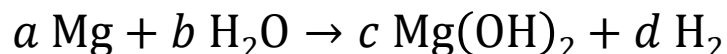
Étape 3 : trouver le nombre de moles d'hydroxyde de magnésium

$$n_{\text{Mg(OH)}_2} = n_{\text{Mg}} \times \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol Mg}} = 1,72768 \text{ mol}$$

9.3 Stœchiométrie des réactions

Exercice pratique

Le magnésium réagit avec l'eau pour donner l'hydroxyde de magnésium et de l'hydrogène selon la réaction :



Quelle masse d'hydroxyde de magnésium sera produite si on fait réagir 42,0 g de magnésium?

Étape 4 : trouver la masse d'hydroxyde de magnésium

La masse molaire de l'hydroxyde de magnésium est donnée par :

$$M_{\text{Mg(OH)}_2} = 24,3050 + 2 \times 15,9994 + 2 \times 1,00794 = 58,3197$$

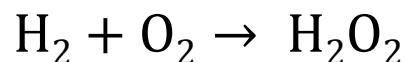
La masse de Mg(OH)_2 est donnée par :

$$m_{\text{Mg(OH)}_2} = 1,72768 \text{ mol} \times 58,3197 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 100,7580 = 101 \text{ g}$$

9.4 Réactif limitant et rendement

Réactif limitant et réactif en excès

Prenons la réaction de formation du peroxyde d'hydrogène :



Supposons qu'on mélange 20,16 g de H_2 avec 320,0 g de O_2 ...

$$n_{\text{H}_2} = \frac{20,16 \text{ g}}{2,01588 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10,00 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{320,0 \text{ g}}{31,9988 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10,00 \text{ mol}$$

On voit qu'il y a exactement la même quantité de H_2 et de O_2 ...

9.4 Réactif limitant et rendement

Réactif limitant et réactif en excès

Dans la réalité on a rarement les même quantités de réactifs!!!

Supposons qu'on ait plutôt 40,0 g de H₂ avec 250 g de O₂...

$$n_{\text{H}_2} = \frac{40 \text{ g}}{2,01588 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 19,8 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{250 \text{ g}}{31,9988 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,81 \text{ mol}$$

Dans ce cas, le dihydrogène est le **réactif en excès** et le dioxygène est le **réactif limitant**.

9.4 Réactif limitant et rendement

Réactif limitant et réactif en excès

Le réactif limitant est le réactif qui limite la quantité maximale de produit que l'on peut obtenir.

Attention, le réactif limitant **n'est pas toujours celui dont la quantité est la plus petite!**

Exemple :

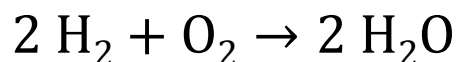
On désire faire des sandwiches avec une tranche de jambon et deux tranches de pain pour chaque sandwich. On dispose de **12** tranches de pain et **8** tranches de jambon.

- Combien de sandwich peut-on faire?
- Quel est l'ingrédient limitant?
- Quel est l'ingrédient en excès?

9.4 Réactif limitant et rendement

Réactif limitant et réactif en excès

Prenons plutôt la réaction de formation de l'eau :



Supposons qu'on ait 10 moles de dihydrogène et 10 moles de dioxygène. Combien de moles d'eau peut être produite à partir de chacun des réactifs ?

Dihydrogène (H_2):

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 10 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Réactif limitant

Dioxygène (O_2):

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 20 \text{ mol H}_2\text{O}$$

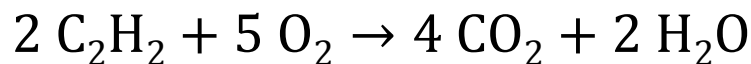
Réactif en excès

9.4 Réactif limitant et rendement

Le rendement théorique

Le rendement théorique est la masse maximale de produit qu'une réaction peut générer. On doit le calculer à partir du réactif limitant.

Exemple : Quel est le rendement théorique de CO_2 pour la combustion de 100 g d'acétylène (C_2H_2) en présence de 300 g de dioxygène



Les masses molaires sont de :

$$M_{\text{O}_2} = 32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 26,03 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

9.4 Réactif limitant et rendement

Le rendement théorique

Quel est le rendement théorique de CO_2 pour la combustion de 100 g d'acétylène (C_2H_2) en présence de 300 g de dioxygène

Étape 1 : Déterminer les nombres de moles de réactifs

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{100 \text{ g}}{26,03 \text{ g/mol}} = 3,84 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{300 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 9,38 \text{ mol O}_2$$

9.4 Réactif limitant et rendement

Le rendement théorique

Quel est le rendement théorique de CO_2 pour la combustion de 100 g d'acétylène (C_2H_2) en présence de 300 g de dioxygène

Étape 2 : Déterminer le réactif limitant

Pour C_2H_2 :

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{C}_2\text{H}_2} \times \frac{4 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 7,68 \text{ mol CO}_2$$

Pour O_2 :

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{O}_2} \times \frac{4 \text{ mol CO}_2}{5 \text{ mol O}_2} = 7,50 \text{ mol CO}_2$$

Réactif limitant

9.4 Réactif limitant et rendement

Le rendement théorique

Quel est le rendement théorique de CO_2 pour la combustion de 100 g d'acétylène (C_2H_2) en présence de 300 g de dioxygène

Étape 3 : Déterminer la quantité de CO_2 à partir du réactif limitant

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2} = 7,50 \text{ mol} \times 44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 330 \text{ g de } \text{CO}_2$$

Le rendement théorique est donc de 330 g

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement

Le rendement théorique représente le rendement « maximal » qui peut être obtenu. En réalité, le rendement réel est souvent inférieur au rendement théorique.

On détermine alors le pourcentage de rendement :

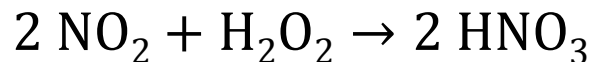
$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}} \times 100\%$$

Le pourcentage de rendement varie toujours d'une expérience à l'autre.

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement (exercice)

On cherche à fabriquer de l'acide nitrique (HNO_3) à partir de dioxyde d'azote (NO_2) et de peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) selon l'équation suivante :



On mélange:

- 50,0 g de NO_2 (46,01 g/mol)
- 50,0 g de H_2O_2 (34,01 g/mol).

On obtient 58,2 g de HNO_3 (63,01 g/mol)

Quel est le pourcentage de rendement de cette réaction?

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement (exercice)

Étape 1 : Déterminer les quantités de réactifs

$$n_{\text{NO}_2} = \frac{50,0 \text{ g}}{46,01 \text{ g/mol}} = 1,0867 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{50,0 \text{ g}}{34,01 \text{ g/mol}} = 1,4700 \text{ mol}$$

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement (exercice)

Étape 2 : Déterminer le réactif limitant

Pour le NO_2 :

$$n_{\text{HNO}_3} = n_{\text{NO}_2} \times \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NO}_2} = 1,0867 \text{ mol}$$

Réactif limitant

Pour le H_2O_2 :

$$n_{\text{HNO}_3} = n_{\text{H}_2\text{O}_2} \times \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 2,9399 \text{ mol}$$

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement (exercice)

Étape 3 : Calculer le rendement théorique et le % de rendement

Rendement théorique :

$$m_{\text{HNO}_3} = 1,0867 \text{ mol} \times 63,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 68,4773 \text{ g}$$

Pourcentage de rendement :

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}} \times 100\%$$

$$\% \text{ rendement} = \frac{58,2 \text{ g}}{68,4773 \text{ g}} \times 100\% = 84,992\% = 85,0\%$$

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement

La plupart du temps, le pourcentage de rendement est inférieur à 100%. Différentes causes sont possibles :

- Perte de produit lors d'une manipulation
- Récupération incomplète des produits de réaction
- Réaction chimique incomplète
- Réaction chimique secondaire en compétition avec la principale réaction

9.4 Réactif limitant et rendement

Pourcentage de rendement

Dans certains cas le rendement calculé peut être supérieur à 100%. Encore une fois, différentes causes sont possibles :

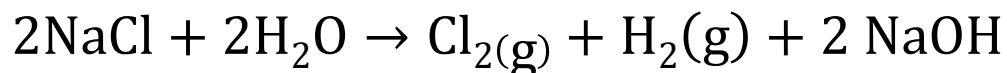
- Le produit n'a pas bien été séché et il contient des traces d'eau ou de solvant
- Le produit contient des impuretés, par exemple des traces du réactif.

9.5 Stœchiométrie des réactions avec les gaz

La loi des gaz parfaits

La loi des gaz parfaits nous permet de relier la pression, la température et le volume d'une gaz à sa quantité en moles.

Quel volume de chlore gazeux (70,91 g/mol) sera généré par l'électrolyse de 30,0 g de NaCl (58,44 g/mol) selon l'équation suivante :



$$(P = 1,5 \text{ atm et } T = 285 \text{ K})$$

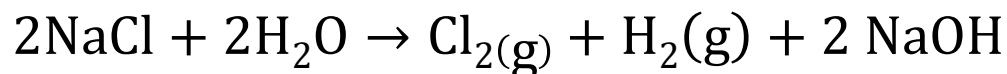
Étape 1 : Déterminer la quantité de NaCl

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{30,0 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = 0,51333 \text{ mol}$$

9.5 Stœchiométrie des réactions avec les gaz

La loi des gaz parfaits

Quel volume de chlore gazeux (70,91 g/mol) sera généré par l'électrolyse de 30,0 g de NaCl (58,44 g/mol) selon l'équation suivante :



$$(P = 1,5 \text{ atm et } T = 285 \text{ K})$$

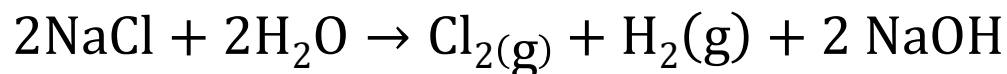
Étape 2 : Déterminer la quantité de Cl_2

$$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol NaCl}} = 0,25666 \text{ mol}$$

9.5 Stœchiométrie des réactions avec les gaz

La loi des gaz parfaits

Quel volume de chlore gazeux (70,91 g/mol) sera généré par l'électrolyse de 30,0 g de NaCl (58,44 g/mol) selon l'équation suivante :



$$(P = 1,50 \text{ atm et } T = 285 \text{ K})$$

Étape 3 : Déterminer le volume de Cl_2

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,25666 \text{ mol} \times 0,082058 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \times 285 \text{ K}}{1,50 \text{ atm}}$$
$$V = 3,62 \text{ L}$$