

# Chap 9 – Transformations chimiques et quantité de matière

## 1. La mole –unité de quantité de matière

### Introduction

Au cours d'une réaction chimique, certaines espèces sont consommées et leur quantité diminue, alors que d'autres sont produites et leur quantité augmente.

Pour suivre la quantité d'une espèce chimique on utilise une nouvelle unité : la mole !

### Pourquoi une nouvelle unité ?

Exercice : Un atome de carbone pèse  $m_C = 2,0 \times 10^{-23}$  g.

*(Remarque : Le calcul de la masse d'un atome ou d'un ion a été étudiée au chapitre 2 et la masse d'une molécule est la somme des masses des atomes qui la constituent)*

Déterminer le nombre N d'atomes présents dans un échantillon de  $m = 12,0$  g de carbone (= un petit morceau de charbon)

On peut, de la même manière, faire ce calcul pour chaque échantillon à notre échelle. Ainsi,

- Une canette de boisson en aluminium contient  $N = 2,94 \times 10^{23}$  atomes d'aluminium.
- Un morceau de sucre contient  $N = 8,8 \times 10^{21}$  molécules de saccharose.
- Un sachet de 5g de sel contient  $N = 5,15 \times 10^{22}$  ions  $\text{Na}^+$  et le même nombre d'ions  $\text{Cl}^-$
- Un litre d'eau contient  $N = 3,34 \times 10^{25}$  molécules d'eau.

Que peut-on dire de ces différentes valeurs ?

En chimie, on a besoin de dénombrer les espèces chimiques, c'est-à-dire de savoir combien il y en a, connaître leur nombre, les compter.

Les valeurs de N ne sont pas pratiques. Ce sont de très grands nombres, peu agréables à dire, à écrire, à manipuler. On a donc créé une nouvelle unité pour compter : la mole

### Que représente une mole ?

Une mole est un "paquet" de  $6,02 \times 10^{23}$  objets identiques.

Dans la vie de tous les jours, il y a beaucoup d'objets qu'on compte par paquets :

- Les œufs par ..... : une ..... c'est ..... œufs.
- Les bouteilles (d'eau, de lait) par ..... : un ..... c'est ..... bouteilles
- Les feuilles de papier par ..... : une ..... c'est ..... feuilles

En chimie on compte les espèces chimiques par ..... : une ..... c'est ..... atomes/molécules

Cette valeur s'appelle la constante d'Avogadro et se note  $N_A$

Cette valeur n'a pas été choisie au hasard, c'est le nombre d'atomes présents dans 12g de carbone  $^{12}_6\text{C}$

Ordres de grandeur : la mole est une unité adaptée pour compter les tous petits objets que sont les entités chimiques : 1 mol d'eau c'est seulement 18 mL d'eau, 1 mol de sucre c'est 342 g de sucre, 1 mol d'aluminium c'est 27 g d'aluminium, 1 mol d'air c'est 24 L d'air.

Mais la mole n'est pas du tout une unité adaptée pour compter les objets macroscopiques : par exemple il faut plusieurs milliards d'années pour récolter 1 mol de grains de riz.

**Application :** Compléter le tableau ci-dessous

Objet /échantillon	Nombre d'entités : N	Quantité de matière n (= nombre de moles)	Conversion avec un multiple ou sous-multiple
24 g de charbon		2 mol	
Paracétamol dans un comprimé de doliprane			3,3 mmol
Grand portail en fer forgé			2,5 kmol
Canette en aluminium	$2,94 \times 10^{23}$		
Un litre d'eau	$3,34 \times 10^{25}$		
Un morceau de sucre	$8,8 \times 10^{21}$		

**À retenir :**

- La mole est une unité du système international. Son symbole est .....
- Le nombre de moles est une grandeur chimique appelée la ....., notée par la lettre **n**
- Le nombre d'entités par mole est une constante appelée la constante d'Avogadro notée  $N_A$

$$N_A =$$

La constante d'Avogadro est un nombre très grand car les espèces chimiques sont très petites et donc très nombreuses dans chaque échantillon.

- Passage du nombre d'entités N à la quantité de matière n :

## 2. Equation d'une réaction chimique

Au cours d'une transformation chimique,

- Certaines espèces sont consommées, leur quantité diminue, on les appelle les .....
- D'autres espèces sont synthétisées, leur quantité augmente, ce sont les .....

Exemple de transformations chimiques vues au collège

On modélise une transformation chimique par une équation de réaction.

- On place à gauche d'une flèche  $\rightarrow$  les formules chimiques des différents réactifs, séparées par des +
- On place à droite de la flèche  $\rightarrow$  les formules chimiques des différents produits, séparés par des +

On ne place pas les espèces chimiques présentes dans le milieu qui ne sont ni consommées ni synthétisées, on les appelle les .....

**Au cours de la transformation chimique, il y a**

- **conservation des éléments chimiques**
- **conservation de la charge électrique globale.**

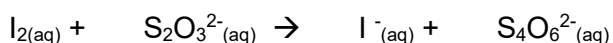
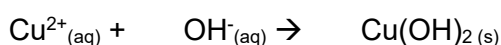
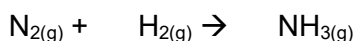
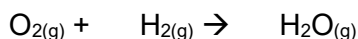
**Méthode pour ajuster une équation de réaction :** voir la vidéo du manuel page 114

Ajuster une équation chimique consiste à placer des nombres, appelés **nombres stœchiométriques**, **DEVANT** les espèces chimiques de l'équation pour rendre compte de la conservation des éléments et de la charge électrique.

Quand l'équation est ajustée,

- il y a les mêmes éléments dans les mêmes quantités des deux côtés de la flèche.
- il y a la même charge électrique globale de chaque côté de la flèche.

**Applications :** Ajuster les équations suivantes (en s'aidant d'un brouillon au besoin)



**Jeu pour s'entraîner** en suivant le QRcode ou le lien [https://phet.colorado.edu/sims/html/balancing-chemical-equations/latest/balancing-chemical-equations\\_fr.html](https://phet.colorado.edu/sims/html/balancing-chemical-equations/latest/balancing-chemical-equations_fr.html)

La combustion du méthane  $\text{CH}_4$  (gaz de ville) nécessite la présence de dioxygène (air), elle produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Ecrire l'équation, correctement ajustée, de la transformation chimique décrite.

L'aluminium métallique est attaqué par les ions  $\text{H}^+$  présents dans les acides. Il se forme des ions  $\text{Al}^{3+}$  et une effervescence de dihydrogène. Ecrire l'équation ajustée de la transformation chimique décrite.

### 3. Bilan de matière d'une transformation chimique

#### 3.1. Signification des coefficients d'une équation chimique

Les nombres stœchiométriques rendent compte des proportions des réactifs consommés et des produits synthétisés.

**Exemple :**  $2 \text{H}_2 + 1 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  Chaque fois que cette transformation se fait, elle utilise :

.....molécule  $\text{H}_2$  et .....molécule  $\text{O}_2$  pour fabriquer .....molécules  $\text{H}_2\text{O}$

Dans l'idéal il faut ..... que de ..... pour faire cette transformation. Ce cas idéal s'appelle **les proportions stœchiométriques**.

Indiquer dans chaque cas si les proportions des réactifs sont stœchiométriques ou pas

10 molécules de $\text{H}_2$ et 5 molécules de $\text{O}_2$	
8 molécules de $\text{H}_2$ et 8 molécules de $\text{O}_2$	
400 molécules de $\text{H}_2$ et 300 molécules de $\text{O}_2$	
$6 \times 10^{23}$ molécules de $\text{H}_2$ et $3 \times 10^{23}$ molécules de $\text{O}_2$	
3 mol de $\text{H}_2$ et 1,5 mol de $\text{O}_2$	
0,60 mol de $\text{H}_2$ et 0,75 mol de $\text{O}_2$	

**Généralisation :** Si on note  $n(\text{H}_2)$  la quantité de dihydrogène présente et  $n(\text{O}_2)$  la quantité de dioxygène présente, écrire la relation mathématique entre ces deux grandeurs quand les proportions sont stœchiométriques.

### 3.2. Tableau de bilan de matière

On a l'habitude de présenter le bilan de matière d'une transformation chimique sous la forme d'un tableau où la quantité de matière de chaque espèce chimique occupe une colonne

Une ligne état initial indique les quantités introduites dans le système chimique avant que la transformation ne commence.

La ligne état final est le bilan de matière quand le système n'évolue plus. La transformation s'arrête dès qu'un réactif n'est plus présent car il a été entièrement consommé. Un des réactifs a une quantité nulle (= 0).

Entre les deux on peut si on le souhaite placer des états intermédiaires.

Exemple 1 :

Equation de la transformation	2 H <sub>2</sub>	+	1 O <sub>2</sub>	→	2 H <sub>2</sub> O
	$n_{\text{H}_2}$		$n_{\text{O}_2}$		$n_{\text{H}_2\text{O}}$
Etat initial de la transformation	6 mol		3 mol		0
Etat final de la transformation					

Quand les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, à l'état final .....

Mais on peut tout à fait choisir des mélanges non stœchiométriques pour faire une transformation chimique :

Exemple 2 :

Equation de la transformation	2 H <sub>2</sub>	+	1 O <sub>2</sub>	→	2 H <sub>2</sub> O
	$n_{\text{H}_2}$		$n_{\text{O}_2}$		$n_{\text{H}_2\text{O}}$
Etat initial	10 mol		4 mol		0
Etat final					

Quand le mélange de réactifs n'est pas stœchiométrique,

- Le **réactif limitant** (ou en défaut) est le réactif entièrement consommé par la transformation :  
ici .....
- Le **réactif en excès** est le réactif qui n'a pas été entièrement consommé par la transformation :  
ici .....

Exemple 3 :

Equation de la transformation	2 H <sub>2</sub>	+	1 O <sub>2</sub>	→	2 H <sub>2</sub> O
	$n_{\text{H}_2}$		$n_{\text{O}_2}$		$n_{\text{H}_2\text{O}}$
Etat initial	7 mol		4 mol		0
Etat final					

Quel est le réactif en excès ?

### 3.3. Comment identifier rapidement le réactif limitant ?

**Généralisation :** Pour une transformation d'équation chimique :  $a A + b B \rightarrow c C + d D$

avec A, B, C et D les formules de espèces chimiques

et a, b, c et d les nombres stœchiométriques

Quand les réactifs sont dans les **proportions stœchiométriques** on a :

Si ..... alors A est limitant

Si ..... alors B est limitant

Dans chaque cas, identifier si les proportions sont stœchiométriques. Si ce n'est pas le cas, identifier le réactif limitant.

Pour les futurs EDS physique-chimie ou techno scientifique, déterminer le bilan de matière à l'état final (valeurs numériques des quantités dans chaque case).

Equation chimique :  $Cu^{2+} + 2 OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2$

	$n(Cu^{2+})$ (mol)	$n(OH^{-})$ (mol)	$n(Cu(OH)_2)$ (mol)
Etat initial	3 mol	6 mol	0
Etat final			

Equation chimique :  $Cu^{2+} + 2 OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2$

	$n(Cu^{2+})$ (mol)	$n(OH^{-})$ (mol)	$n(Cu(OH)_2)$ (mol)
Etat initial	0,3 mol	0,8 mol	0
Etat final			

Equation chimique :  $Cu^{2+} + 2 OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2$

	$n(Cu^{2+})$ (mol)	$n(OH^{-})$ (mol)	$n(Cu(OH)_2)$ (mol)
Etat initial	20 mmol	6 mmol	0
Etat final			

Equation chimique :  $I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2 I^{-}(aq) + S_4O_6^{2-(aq)}$

	$n(I_2)$ ( $\mu$ mol)	$n(S_2O_3^{2-})$ ( $\mu$ mol)	$n(I^{-})$ ( $\mu$ mol)	$n(S_4O_6^{2-})$ ( $\mu$ mol)
Etat initial	50	80	0	0
Etat final				

#### 4. Une technique de synthèse chimique : le chauffage à reflux

Certaines réactions chimiques sont lentes et nécessitent un long chauffage pour les accélérer. Le montage ci-dessous permet de chauffer longtemps un mélange réactionnel sans qu'il ne s'évapore.

Nom de la technique : .....

**Compléter le schéma.** (à connaître)



**Intérêt de ce montage :**

- Quel est le rôle de ce montage
- Expliquer son fonctionnement