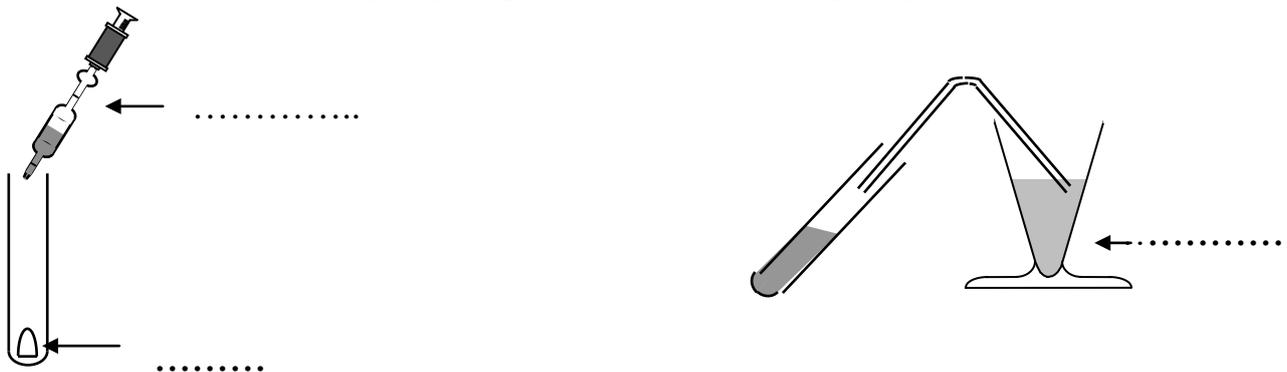


## LA REACTION CHIMIQUE

### I. Etude qualitative d'une réaction chimique

#### Exemple de réaction chimique :

Dans un tube à essai contenant un petit morceau de craie (carbonate de calcium de formule  $\text{CaCO}_3$ ), versons quelques gouttes d'acide chlorhydrique (HCl).



Que constatez-vous ?

.....  
 .....  
 .....

Les éléments de départ s'appellent les .....

Les éléments obtenus s'appellent les .....

#### ➤ Les caractéristiques d'une réaction chimique :

##### Expérience :

- Réactifs : Hydroxyde de sodium  
Chlorure de cuivre
- Mode opératoire :
  - Verser 12 ml d'hydroxyde de sodium dans un bécher de 100 ml.
  - Verser 25 ml de chlorure de cuivre dans un bécher de 100 ml.
  - Peser le tout à l'aide d'une balance électronique au préalable tarée avec les 2 béchers.
  - Verser l'hydroxyde de sodium dans le chlorure de cuivre.
  - Peser à nouveau.

**Observation :**

Faire un schéma (utiliser la feuille sur les symboles) et noter les observations.

**Interprétation :**

	<u>Réactifs</u>	<u>Produits de la réaction</u>
Expérience	..... .....	$\text{Cu(OH)}_2$ $\text{NaCl}$

a) Comparer les atomes des éléments des réactifs et ceux des produits de la réaction.

b) Comparer la masse des produits de la réaction et la masse des réactifs.

c) Conclusion : au cours d'une réaction chimique : .....  
.....  
.....

d) L'équation bilan : .....

On écrit de part et d'autre de la flèche les formules des réactifs et des composés nouveaux

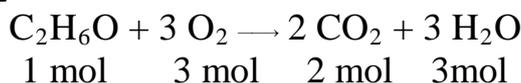
En plaçant des coefficients stoechiométriques devant les formules, on doit trouver le même nombre d'atomes de chaque espèce : l'équation est alors équilibrée.

II. Etude quantitative d'une réaction chimique

➤ Bilan molaire

Exemple :

La combustion de l'éthanol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O dans le dioxygène de l'air O<sub>2</sub> produit du dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> et de l'eau H<sub>2</sub>O.



1,3,2,3 sont les coefficients stoechiométriques de la réaction, cela signifie : « mole de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O réagit avec 3 moles de O<sub>2</sub> pour donner 2 moles de CO<sub>2</sub> et 3 moles de H<sub>2</sub>O ».

**Les nombres de moles des réactifs qui disparaissent sont proportionnels aux coefficients stoechiométriques.**

Application :

Calculer la quantité de CO<sub>2</sub> formée au cours de la combustion de 0,6 mol d'éthanol.

Equation	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O + 3 O <sub>2</sub> → 2 CO <sub>2</sub> + 3 H <sub>2</sub> O			
Coefficient	1	3	2	3
Nombre de moles	0.6		n	

Appliquer la proportionnalité : .....

.....

➤ Bilan massique et volumique

Il s'agit de calculer la masse des réactifs et des produits ou leur volume s'ils sont gazeux.

On établit d'abord un bilan molaire puis la bilan massique ou volumique connaissant les masses molaires et les volumes molaires.

Application : bilan massique

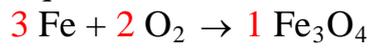
On estime qu'un litre de dioxygène est nécessaire à la combustion de 3,5 g de fer ; on obtient alors 4,8 g d'oxyde de fer. Calculer la masse d'oxyde de fer formé avec :

a) 7 g de fer et 2 L de dioxygène.

b) 10 g de fer et 2 L de dioxygène.

c) 10 g de fer et 3L de dioxygène.

Equation bilan :



Equation	3 Fe	+	2 O <sub>2</sub>	→	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>
Coefficient	3		2		1
Nombre de moles					