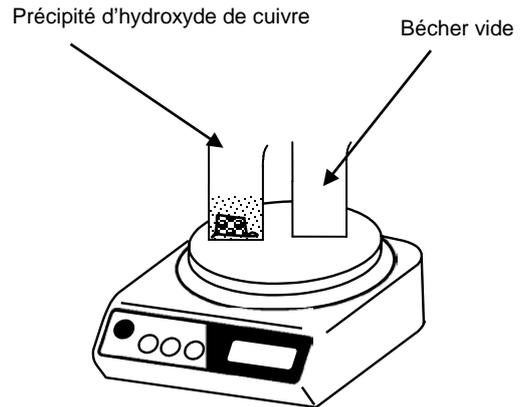
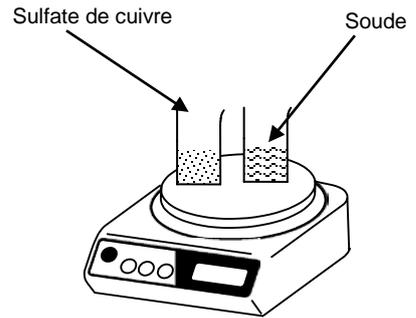


## Etude Quantitative D'une Réaction Chimique

### I) Conservation de la masse :

À l'aide d'une balance électronique, on pèse deux béchers contenant respectivement, une solution de sulfate de cuivre et une solution de soude, l'écran affiche une valeur de **150 g**

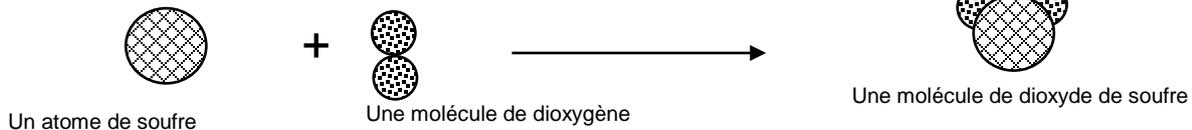
- on refait le peser mais cette fois, on verse toute la quantité de se soude dans le bécher contenant la solution de sulfate de cuivre
  - un précipité de coloration bleuâtre vient de former c'est **l'hydroxyde de cuivre II**
  - l'écran affiche toujours la même valeur trouvée précédemment c'est-à-dire **150g**
- ⇒ **loi de Lavoisier** : au cours d'une réaction chimique la somme des masses des réactifs qui réagi est égale à la somme des masses des produits



### II) conservation des atomes

Le soufre réagit avec le dioxygène de l'air pour donner du dioxyde de soufre. Le schéma de cette réaction chimique est :

Soufre + dioxygène → dioxyde de soufre



Nous pouvons constater qu'au cours de cette réaction

- la nature des atomes ne change pas
- le nombre d'atomes de chaque espèce ne change pas

⇒ **on dit qu'il ya conservation des atomes au cours de cette réaction**

### III) représentation d'une réaction chimique par une équation

Dans les exemples précédents, On a représenté la réaction chimique par un schéma de la réaction, il devient facile de les représenter par des équations, écrites tout simplement avec des symboles ou des formules précédées par des coefficients (valeurs) pour respecter la conservation des atomes

Exemple 1: réaction de fer avec le soufre :

Schéma de la réaction : Fer + soufre → sulfure de fer

Équation de la réaction : Fe + S → FeS

Exemple 2 : réaction de méthane avec le dioxygène

Schéma de la réaction : méthane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau

Équation de la réaction : CH<sub>4</sub> + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O

Pensez vous que cette équation est équilibrée ?

Bien sur que non puisque qu'on n'a pas respecté la conservation des atomes, alors l'équation s'écrit avec cette

façon : CH<sub>4</sub> + **2** O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + **2** H<sub>2</sub>O

On dit que cette équation est **équilibrée**

**Une réaction est équilibrée est représentée par une équation**

**Une équation chimique dans laquelle la conservation des atomes est respectée est dite équilibrée**

**On place devant** chaque **formule** le **coefficient stœchiométrique** pour qu'il y ait conservation de matière et des charges électriques.

**Exercice** : \_équilibrer les équations chimiques suivantes

..... C + ..... H <sub>2</sub> → ..... C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	..... Al + ..... S → ..... Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>
..... Fe + ..... O <sub>2</sub> → ..... Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	..... Zn + ..... O <sub>2</sub> → ..... ZnO
..... Mg + ..... O <sub>2</sub> → ..... MgO	..... Al + ..... H <sub>2</sub> O → ..... H <sub>2</sub> + ..... Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
..... N <sub>2</sub> + ..... H <sub>2</sub> → ..... NH <sub>3</sub>	..... Al + ..... CO <sub>2</sub> → ..... C + ..... Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
..... Na + ..... O <sub>2</sub> → ..... Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	..... Fe + ..... O <sub>2</sub> → ..... Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
..... C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> + ..... O <sub>2</sub> → ..... CO <sub>2</sub> + ..... H <sub>2</sub> O	..... PbO + ..... O <sub>2</sub> → ..... Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub>

#### IV) stœchiométrie et le réactif limitant :

##### Exercice :

On mélange 8 g de limaille de fer avec 4 g de fleur de soufre, puis on porte un point de mélange à l'incandescence, on approche un aimant, on observe qu'une partie du mélange est attirée par l'aimant c'est le fer

On pèse la quantité enlevée par l'aimant, on la trouve 1 g

1) est-ce que toute la quantité de fer a réagi avec le soufre ?

.....

2) calculer la masse de fer réagissant avec le soufre

.....

3) déduire sa quantité de matière

.....

4) calculer la quantité de matière de soufre

.....

5) qu'est-ce qu'on doit faire pour que toute la quantité de fer disparaît au cours de la réaction ?

.....

.....

→ d'une manière générale pour que les réactifs disparaissent complètement au cours d'une réaction chimique, on doit les prendre dans les coefficients stœchiométriques

Lorsque les réactifs sont pris dans des proportions stœchiométriques, ils disparaissent complètement à la fin de la réaction

On doit alors respecter cette règle :  $\frac{\text{coefficient stoechiometrique du fer}}{\text{coefficient stoechiometrique du soufre}} = \frac{\text{nombre de mole du fer}}{\text{nombre de mole du soufre}}$

Si par exemple  $\frac{\text{nombre de mole du fer}}{\text{nombre de mole du soufre}} < \frac{\text{coefficient stoechiometrique du fer}}{\text{coefficient stoechiometrique du soufre}}$ , on dit que le fer est le

réactif limitant c'est-à-dire qu'il va disparaître complètement tandis qu'une partie de soufre reste intacte et

vis versa si  $\frac{\text{nombre de mole du fer}}{\text{nombre de mole du soufre}} > \frac{\text{coefficient stoechiometrique du fer}}{\text{coefficient stoechiometrique du soufre}}$  c'est le soufre qui va

disparaître complètement, il est appelé réactif limitant

Lorsque les réactifs ne sont pas pris dans les proportions stœchiométriques, l'un des réactifs disparaît complètement à la fin de la réaction. Il est appelé **réactif limitant**

##### Exercice

Soit l'équation-bilan non équilibrée suivante: **H<sub>2</sub> (gaz) + O<sub>2</sub> (gaz) → H<sub>2</sub>O (gaz)**

1°) Équilibrer cette équation.....

On introduit un volume de 30,0 mL de dihydrogène dans un réacteur chimique avec un volume de 20,0 mL de dioxygène.

2°) Déterminer: - la composition du système dans l'état initial (quantités de matière des espèces chimiques introduites);.....

.....

.....

- le réactif limitant;.....

- la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

.....

.....

.....

3°) En déduire le volume de vapeur d'eau qui s'est formé.....