

# Chapitre 5

A dramatic landscape of jagged mountains under a stormy, blue and black sky with a bright light source breaking through the clouds. The scene is illuminated with a mix of deep blues, blacks, and bright yellows, creating a sense of awe and mystery.

## Transformation chimique





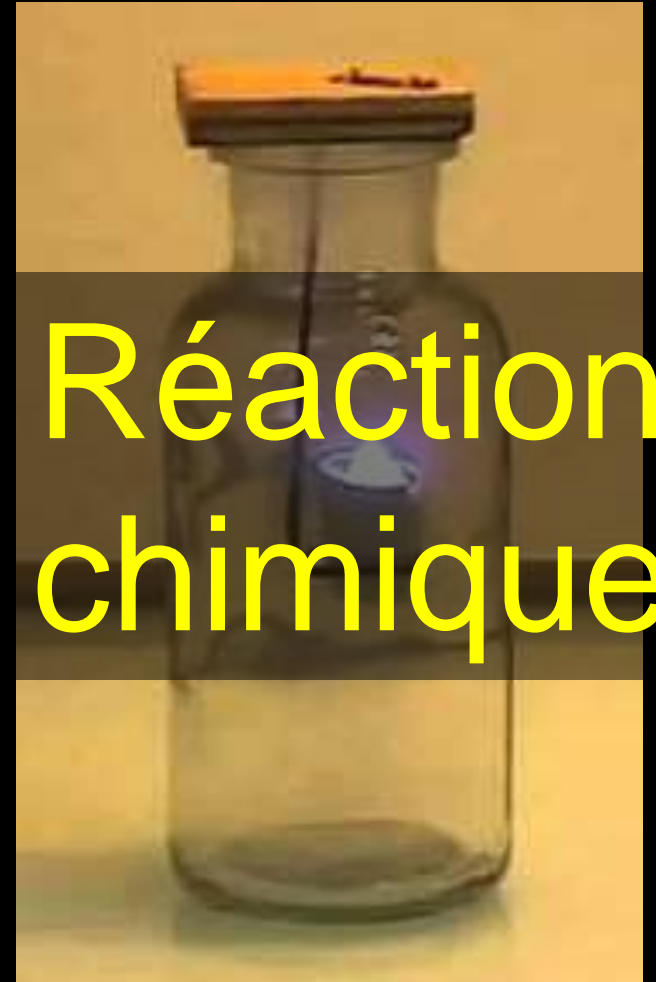


# Transformer la matière

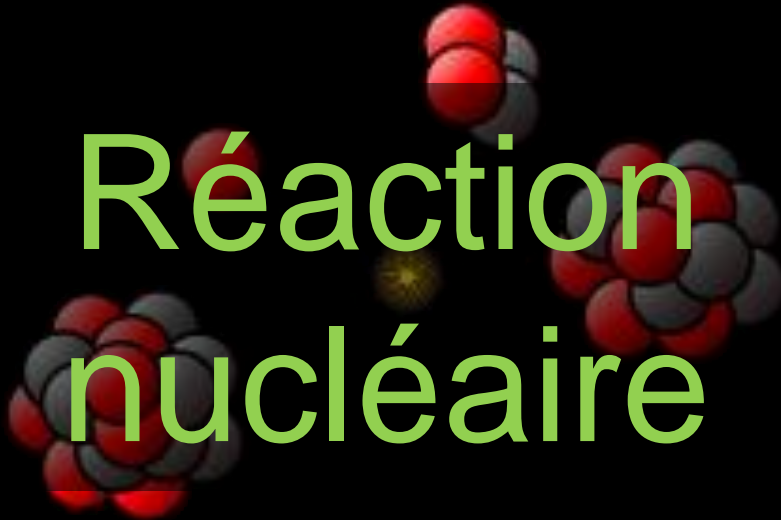
Changement  
d'état



Réaction  
chimique



Réaction  
nucléaire



# I – Dénombrer les entités

# Pour les gourmands



**Il y a le paquet de  
bonbons**

# Pour les chimistes



**Il y a le paquet d'entités**

**La mole**



**De quoi est-elle  
constituée ?**



**12,0 g de carbone  
contient une mole de  
carbone**

**Mais il faut 65,4 g de  
zinc**





**ou 18 mL d'eau**



**ou encore 18 g d'eau...**

# 1 – Nombre d'entités et quantité de matière

- Raisonner sur des entités très petites et donc en très grande quantité nécessite de les considérer non pas de façon individuelle, mais par **paquet d'entités** contenant **un très grand nombre d'entités**.



- Outil du chimiste, ce **paquet d'entités** constitue la **quantité de matière** appelée **mole**.
- **La mole est un paquet contenant  $6,02214076 \times 10^{23}$  entités identiques.**

- Noté  $N_A$ , le nombre (ou constante) d'Avogadro donne le nombre d'entités par mole, c'est-à-dire  $6,02214076 \times 10^{23}$ .

Valeur avec 3 CS :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- La quantité de matière correspond au nombre de paquets présents dans un échantillon. Elle se note **n** et son unité est la **mole (mol)**.



 Top

Maths !

**Grandeurs  
proportionnelles /  
Correspondance et  
produit en croix**

# ● **Grandeurs proportionnelles**

Deux grandeurs  $X$  et  $Y$  sont proportionnelles quand le rapport de l'une sur l'autre est égale à une constante  $a$ .

$$\frac{Y}{X} = a \quad \text{ou} \quad \frac{Y}{a} = X \quad y = a \times X$$



# Exemples

$$* A = 3 B$$

qui peut aussi s'écrire

$$\frac{A}{3} = \frac{B}{1} = B$$

$$* A = \frac{5}{2} B$$

qui peut aussi s'écrire

$$\frac{A}{5} = \frac{B}{2}$$

# ● Correspondance et produit en croix

Une correspondance s'établit entre deux grandeurs sur deux niveaux avec une seule inconnue qu'un produit en croix permet de déterminer.

À A correspond a :  $A \leftrightarrow a$

À B correspond b :  $B \leftrightarrow b$



À A correspond a :

$$A \leftrightarrow a$$

À B correspond b :

$$B \leftrightarrow b$$

A et B sont des grandeurs de même nature, mais de valeurs différentes.

De même pour a et b qui sont des grandeurs de nature différente de A et B.

A	a
B	b





**Produit en croix**       $A \times b = B \times a$

Transformer cette relation permet de déduire la grandeur inconnue en l'isolant.

Exemple

$$A = \frac{B \times a}{b}$$

A		a
1		b

Si un coefficient est égal à 1, la relation se simplifie :  $A \times b = a$



# 2 – Lien entre masse et nombre d'entités

Un échantillon de masse  $m$  contient  $N$  entités.

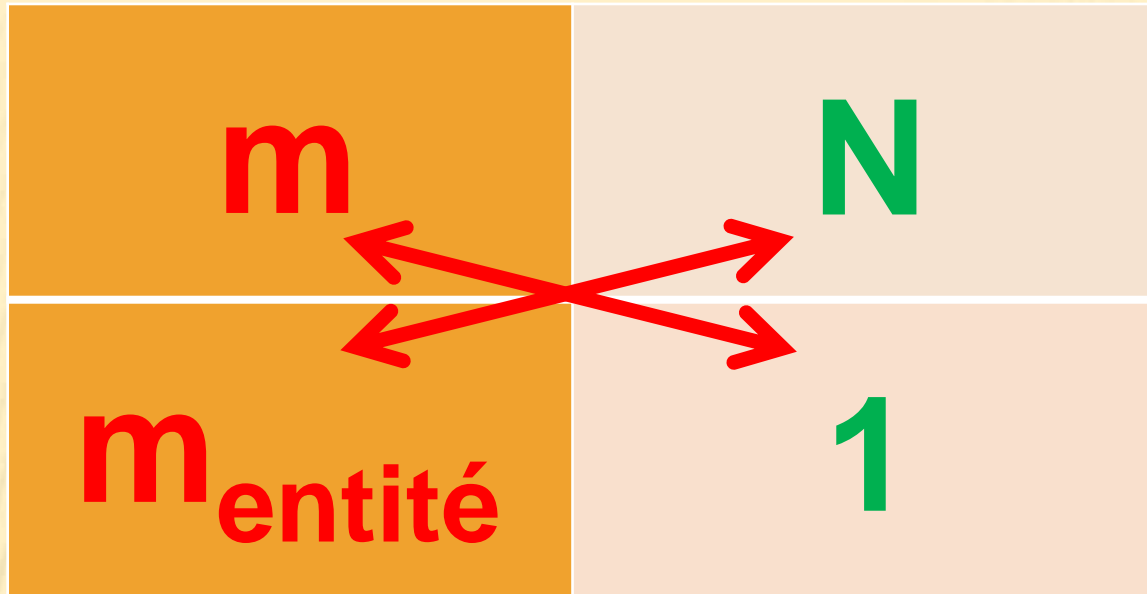
Un échantillon de masse  $m_{\text{entité}}$  contient  $1$  entité.

2 grandeurs :  $m$  et  $N$

Un échantillon de masse  $m$  contient  $N$  entités.

Un échantillon de masse  $m_{\text{entité}}$  contient  $1$  entité.

$m$	$N$
$m_{\text{entité}}$	$1$



$$m \times 1 = m_{\text{entité}} \times N$$

$$m = m_{\text{entité}} \times N$$



$$m = m_{\text{entité}} \times N$$

## Relations

- pour calculer  $m$

$$m = N \times m_{\text{entité}}$$

- pour calculer  $N$

$$N = \frac{m}{m_{\text{entité}}}$$

**Attention !**  $m$  et  $m_{\text{entité}}$  sont en g, mais  $N$  n'a pas d'unité légale (nombre d'entités).

# 3 – Déterminer $n$ à partir de $N$

Un échantillon de quantité de matière  $n$  contient  $N$  entités.

$1$  mole en contient  $N_A$ .

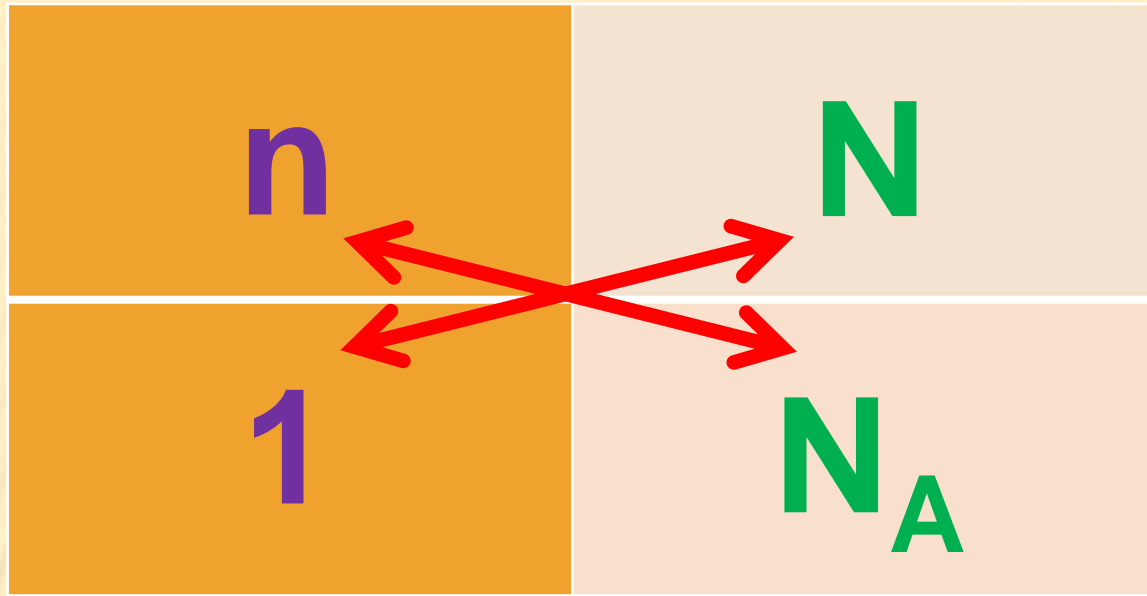
$2$  grandeurs :  $m$  et  $N$

Un échantillon de quantité de matière  $n$  contient  $N$  entités.

$1$  mole en contient  $N_A$ .

$n$	$N$
$1$	$N_A$





$$n \times N_A = 1 \times N$$

$$n \times N_A = N$$

$$n \times N_A = N$$

**Relation pour calculer N**

$$n = \frac{N}{N_A}$$

mol                      mol<sup>-1</sup>

Autre relation :  $N = n \times N_A$

# 3 – Déterminer $n$ à partir de $m$

Un échantillon de masse  $m$  contient  $n$  moles d'entités avec  $N$  entités

**Attention !** Pas de correspondance possible !  
Trois grandeurs au lieu de deux ( $m$ ,  $n$  et  $N$ ).



# Deux relations

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{et} \quad N = \frac{m}{m_{\text{entité}}}$$

$$n = N \times \frac{1}{N_A} = \frac{m}{m_{\text{entité}}} \times \frac{1}{N_A}$$

$$n = \frac{m}{m_{\text{entité}} \times N_A}$$

# ***Activité 1 : détermination de $n$ , $m$ ou $N$ dans un échantillon***

Exprimer et calculer :

1) La quantité de matière de la population humaine estimée à 7,50 milliards de personnes.

2) Le nombre d'entités présentes dans un échantillon de 2,0 moles de cuivre.

3) La masse d'un échantillon contenant  $1,24769 \cdot 10^{15}$  molécules de dioxygène.

Donnée : masse de l'atome d'oxygène

$\text{Mat}(\text{O}) = 2,656018 \times 10^{-26} \text{ kg}$

$$1) N_P = 7,50 \times 10^9$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$n_p = \frac{N_P}{N_A}$$

$$n_p = 7,50 \times 10^9 / 6,02 \times 10^{23}$$

$$n_p = 1,25 \times 10^{-14} \text{ mol}$$

$$2) n(\text{Cu}) = 2,0 \text{ mol}$$

$$N(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \times N_A$$

$$N(\text{Cu}) = 2,0 \times 6,02 \times 10^{23}$$

$$N(\text{Cu}) = 1,2 \times 10^{24} \text{ atomes de cuivre}$$



$$3) N(\text{O}_2) = 1,24769 \cdot 10^{15}$$

$$N_A = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$m(\text{O}_2) = N(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2)$$

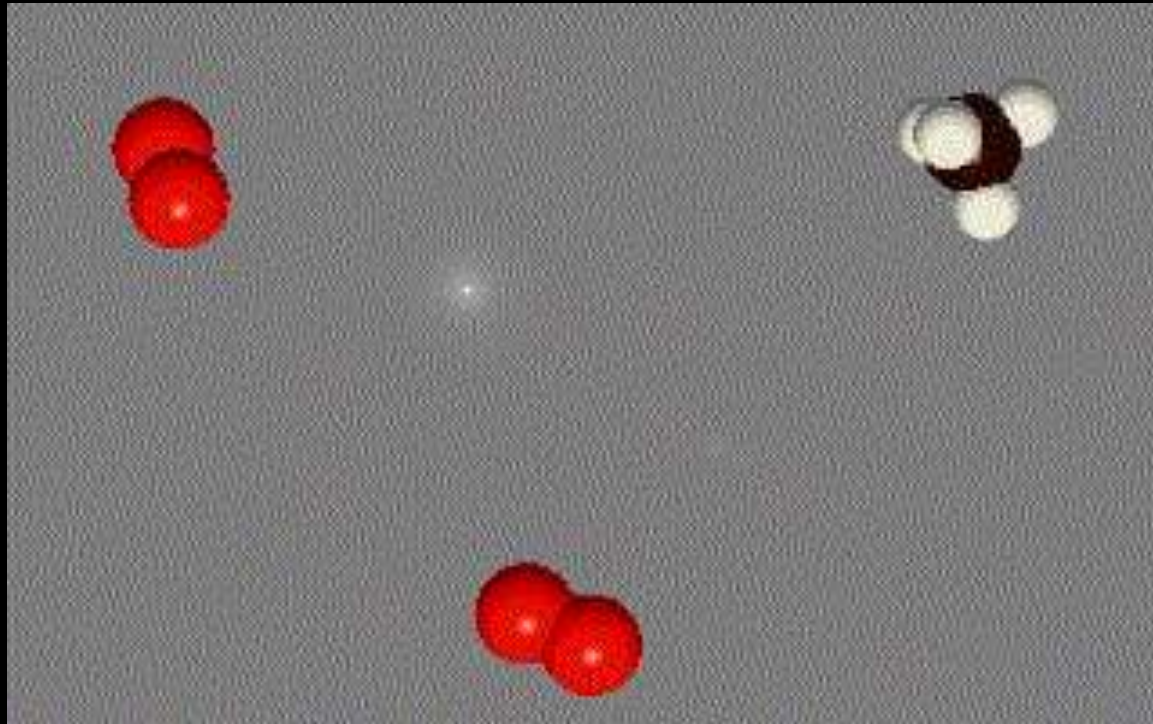
$$\text{Attention ! } M(\text{O}_2) = 2 \times M(\text{O})$$

$$m(\text{O}_2) = N(\text{O}_2) \times 2 \times M(\text{O})$$

$$m(\text{O}_2) = 1,24769 \times 10^{15} \times 2 \times 6,02214076 \times 10^{23}$$

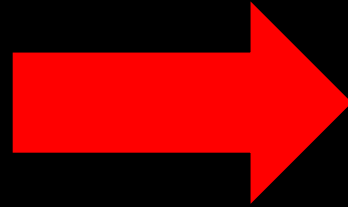
$$m(\text{O}_2) = 1,50275 \times 10^{39} \text{ g}$$

# Transformer la matière



# Transformation chimique

Liquide  
bleu



Liquide  
incolore



+

Solide  
bleu



# Transformation chimique



Réactifs



Produit  
= espèce  
nouvelle

+





**II –**

# **Transformation chimique**

# 1 – Généralités

- **Une réaction chimique transforme des espèces initiales, les réactifs, en espèces nouvelles finales, les produits, par une réorganisation des éléments chimiques présents dans ces espèces.**

- Le système chimique contenant les réactifs constitue l'**état initial**.

Le système chimique contenant les produits constitue l'**état final**.

- Au cours de la transformation chimique :

- **les quantités des réactifs diminuent ;**

- **les quantités des produits augmentent.**

- Certaines espèces présentes dans un milieu réactionnel ne réagissent pas, elles sont dites **spectatrices**.

- La masse se conserve entre les produits et les réactifs :

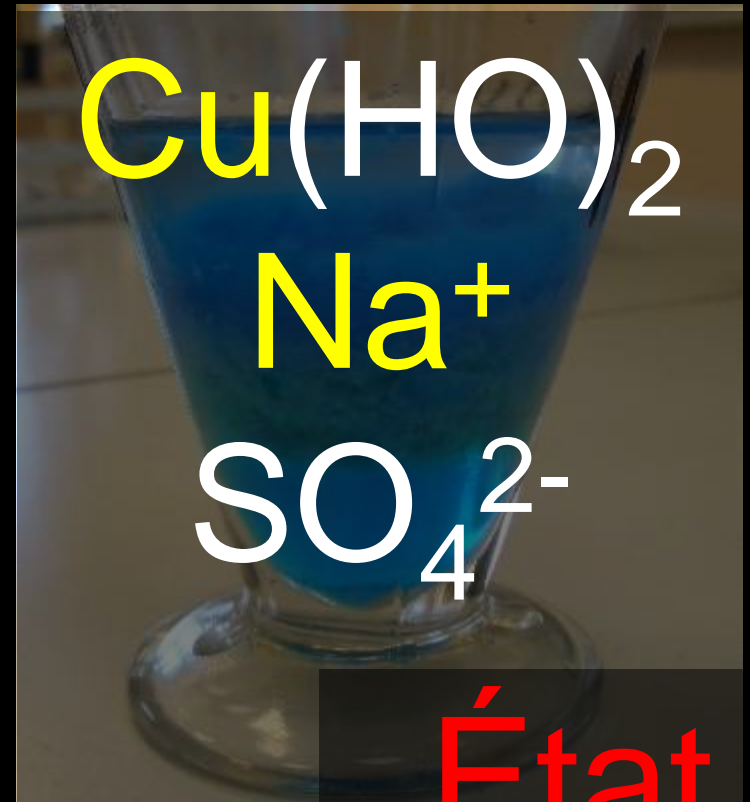
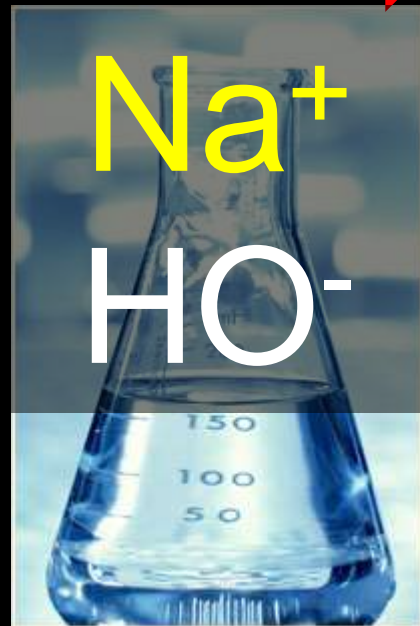
$$m_{\text{réactifs}} = m_{\text{produits}}$$



# Transformation chimique

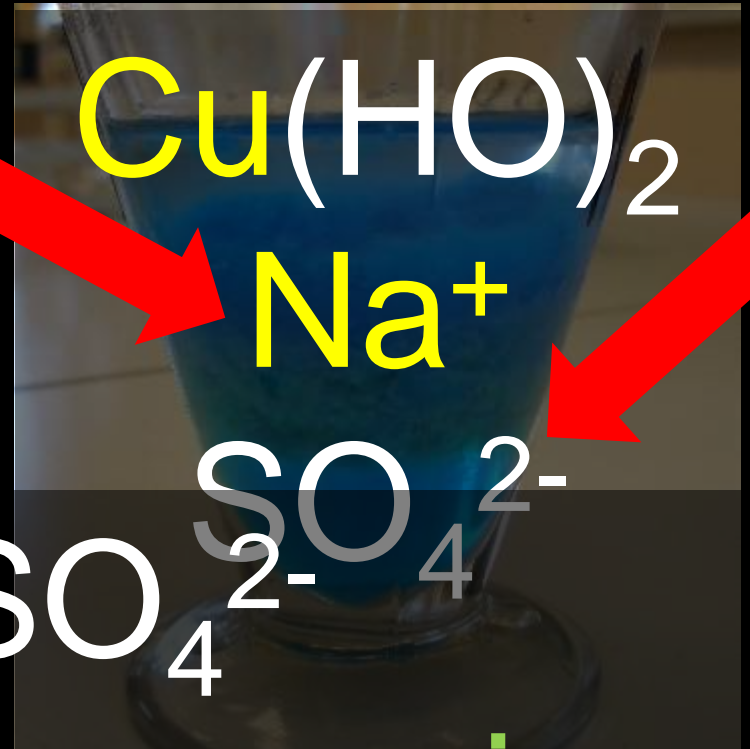


+



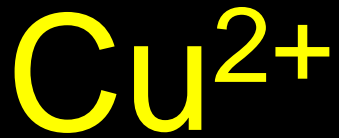
État final

# Transformation chimique



ne réagissent pas = ions spectateurs

Se conservent...



État  
initial



État Final

- Les éléments
- Les charges

# 2 – Lois de conservation

- Lors d'une transformation chimique, il y a **conservation des éléments chimiques et des charges.**



# 3 – Modéliser une transformation chimique

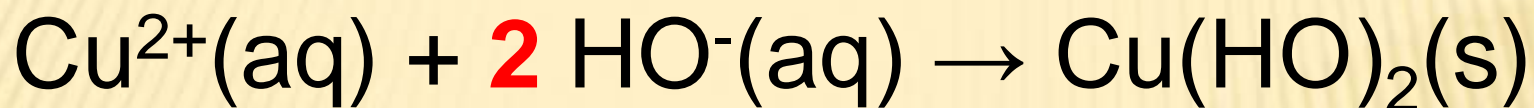
Une transformation chimique est modélisée par une réaction et son équation selon le modèle suivant :

**réactifs** → **produits**

- Cependant, pour assurer le respect des lois de conservation, des nombres appelés **nombres stœchiométriques** vont précéder les formules des composés.

- Ces nombres stœchiométriques informant sur les **proportions des réactifs consommés et des produits formés.**

## Exemple



1 mole d'ion cuivre réagit avec deux moles d'ion hydroxyde pour former une mole d'hydroxyde de cuivre.

## *Remarque*

Le nombre stœchiométrique 1 n'est jamais indiqué.



# 4 – Exemples de réaction

## Règles générales pour écrire une équation

- on identifie les réactifs et les produits.
- on place les réactifs à gauche, les produits à droite, la flèche au milieu.
- on ajuste les nombres stœchiométriques pour que les nombres d'éléments soient identiques.

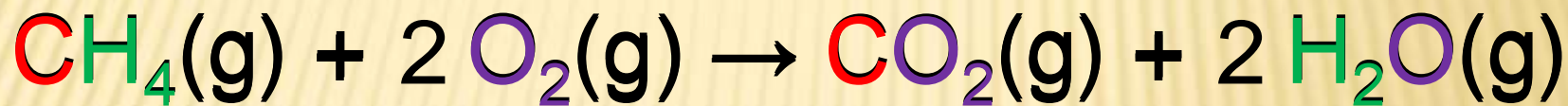
**Attention ! Les espèces spectatrices n'apparaissent pas dans l'équation !**

## ***Activité 2 : écrire des équations de réaction dans différents cas***

- ***Combustion du méthane***

Ordre d'ajustement des nombres stœchiométriques : C, H et O.

La combustion du méthane est une réaction avec du dioxygène au cours de laquelle il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau



1 C

4 H

~~2~~ O

1 C

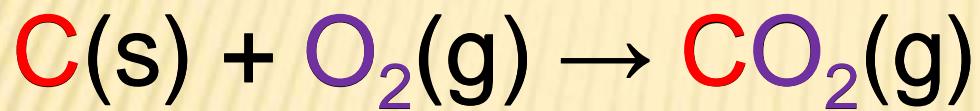
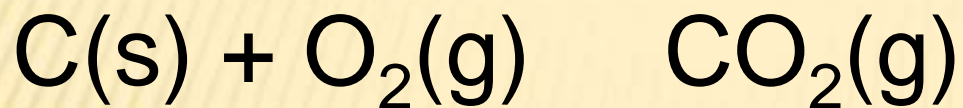
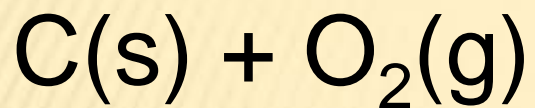
~~2~~ H

~~3~~ O

- ***Combustion du carbone***

La combustion du carbone est une réaction avec du dioxygène au cours de laquelle il se forme du dioxyde de carbone.





1 C

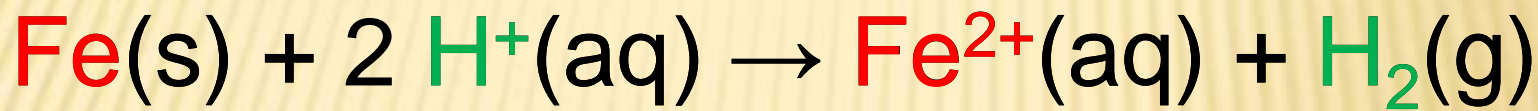
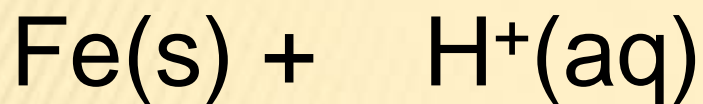
2 O

1 C

2 O

- ***Attaque du fer par l'acide chlorhydrique***

L'acide chlorhydrique contient des ions hydrogène  $H^+$  (réactif) et des ions chlorure  $Cl^-$  (spectateur). Au cours de cette réaction, il se forme des ions fer II et du dihydrogène.



1 Fe

2 H

1 Fe

2 H

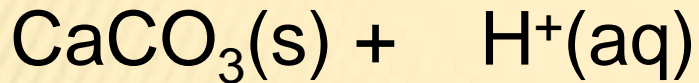
- ***Attaque du carbonate de calcium par l'acide chlorhydrique***

L'acide chlorhydrique contient des ions hydrogène  $H^+$  (réactif) et des ions chlorure  $Cl^-$  (spectateur).

Le carbonate de calcium a pour formule  $CaCO_3$ .

Au cours de cette réaction, il se forme des ions calcium  $Ca^{2+}$ , de l'eau et du dioxyde de carbone.





1 Ca

1 C

2 H

3 O

1 Ca

1 C

2 H

3 O

## *Remarque*

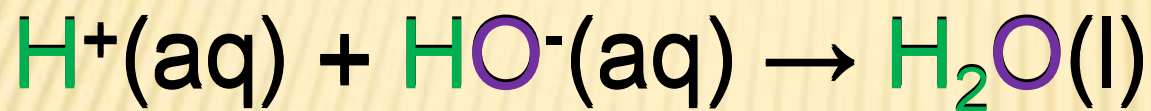
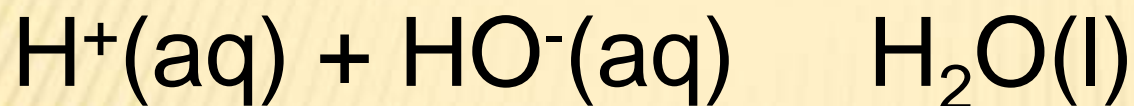
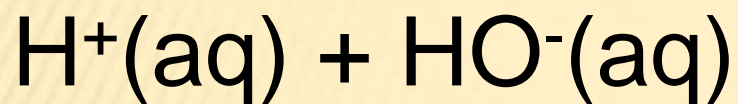
Test utilisé pour savoir si une roche est calcaire ou non.

- ***Réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium***

L'acide chlorhydrique contient des ions hydrogène  $H^+$  (réactif) et des ions chlorure  $Cl^-$  (spectateur).

L'hydroxyde de sodium contient des ions hydroxyde  $HO^-$  (réactif) et des ions sodium  $Na^+$  (spectateur).

Au cours de cette réaction, il se forme de l'eau.



2 H

1 O

2 H

1 O

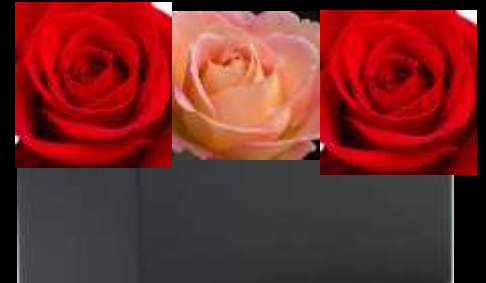


# III – Réactif limitant

Pourquoi une réaction  
s'arrête-t-elle ?

Parce qu'un réactif  
disparaît.

Démonstration !



# Créer des jardinières

Plus de roses roses

Réactif limitant

Il reste des roses rouges

Réactif en excès

Produit

# Créer des jardinières

Plus de roses roses ni de roses rouges

Deux réactifs limitants = proportions stoechiométriques

Produit



# 1 – Quand une réaction s'arrête-t-elle ?

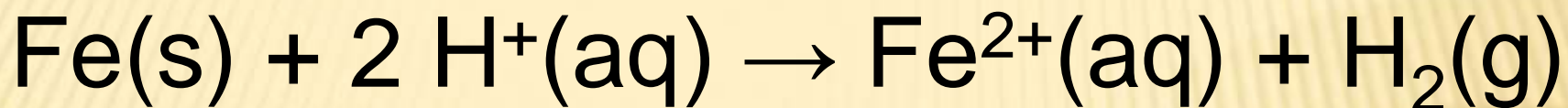
- Il suffit que l'un ou l'autre des réactifs disparaissent pour qu'une réaction s'arrête.

- Le réactif qui disparaît le premier est le **réactif limitant**. Celui qui reste est le **réactif en excès**.
- Quand les deux réactifs ont totalement disparu, leurs quantités sont dans les proportions données par l'équation ou **proportions stœchiométriques**.

# 2 – Comment raisonner ?

- Il faut définir les **proportions stœchiométriques**, puis en déduire la **relation entre les proportions des réactifs**.

## *Exemple*



**1** mole de fer réagit avec **2** moles d'ions hydrogène.

Les nombres stœchiométriques expriment qu'il faut **2 fois plus d'ions hydrogène** que de **fer**.



**2 fois** plus d'**ions hydrogène** que de **fer** = la quantité d'ions hydrogène est donc le **double** de celle en fer.

**Relation entre les quantités de matière des réactifs**

$$n(\text{H}^+) = 2 \times n(\text{Fe})$$

# Relation entre les quantités de matière des réactifs

$$n(\text{H}^+) = 2 \times n(\text{Fe})$$

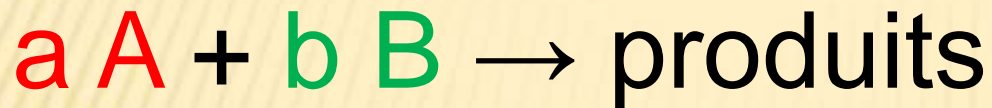
*Remarque*

$$\frac{n(\text{Fe})}{1} = \frac{n(\text{H}^+)}{2} = \frac{n(\text{réactif})}{\text{nb stoechiométrique}}$$

# Activité 3 : déterminer un réactif limitant

Cas 1		Cas 2		Cas 3	
n(Fe)	n(H <sup>+</sup> )	n(Fe)	n(H <sup>+</sup> )	n(Fe)	n(H <sup>+</sup> )
1,0 x 10 <sup>-1</sup> mol	4,0 x 10 <sup>-1</sup> mol	2,5 x 10 <sup>-2</sup> mol	5,0 x 10 <sup>-2</sup> mol	2,0 x 10 <sup>-1</sup> mol	1,0 x 10 <sup>-1</sup> mol
$2 n(\text{Fe}) = 2 \times 1,0 \times 10^{-1}$ $= 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol} < 4,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ $n(\text{H}^+) > 2 n(\text{Fe})$		$2 n(\text{Fe}) = 2,5 \times 1,0 \times 10^{-2}$ $= 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $n(\text{H}^+) = 2 n(\text{Fe})$		$2 n(\text{Fe}) = 2 \times 2,0 \times 10^{-1}$ $= 4,0 \times 10^{-1} \text{ mol} > 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ $n(\text{H}^+) < 2 n(\text{Fe})$	
Fe : réactif limitant H <sup>+</sup> : réactif en excès		Proportions stœchiométriques : H <sup>+</sup> et Fe sont limitants		H <sup>+</sup> : réactif limitant Fe : réactif en excès	

# Généralisation



- Pour deux réactifs A et B associés respectivement aux nombres stœchiométriques a et b :

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} \quad \text{ou} \quad \frac{n(A)}{n(B)} = \frac{a}{b}$$



$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} \quad \text{ou} \quad \frac{n(A)}{n(B)} = \frac{a}{b}$$

### 3 cas

- $\frac{n(A)}{n(B)} > \frac{a}{b}$  : **B** limitant
- $\frac{n(A)}{n(B)} < \frac{a}{b}$  : **A** limitant
- $\frac{n(A)}{n(B)} = \frac{a}{b}$  : **A** et **B** limitants

**IV – Effet  
thermique  
d'une  
transformation  
chimique**

Comme dans le cas des transformations physiques, la plupart des transformations chimiques s'accompagnent d'une variation de température du système chimique.

- Lorsque la transformation est **exothermique**, la température du système **augmente** (combustion, dissolution de l'hydroxyde de sodium).
- Lorsque la transformation est **endothermique**, la température du système **diminue** (dissolution du chlorure d'ammonium).



# Les effets thermiques



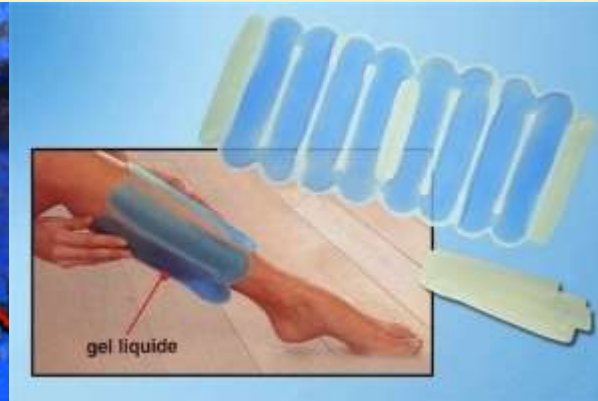


# Chaud...



# Exothermique

# Froid...



# Endothermique





## *Applications pratiques*

Chaufferette pour les mains, poche glacée pour les entorses.

## *Remarque*

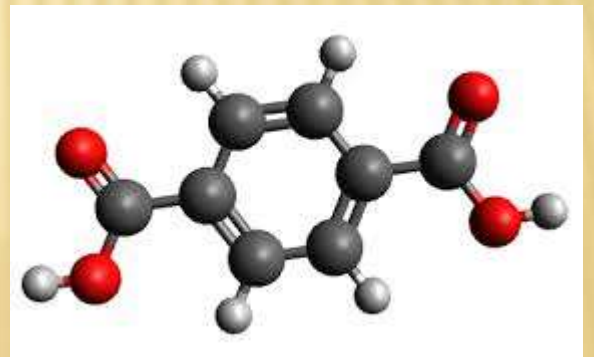
En l'absence de variation de température, la réaction est **athermique**.



# V – La

# synthèse

# chimique



# 1 – Son objectif

- La synthèse chimique permet de reproduire à l'identique des molécules existant dans la nature (**espèce naturelle**) ou de fabriquer des molécules nouvelles (**espèce artificielle**).

La **molécule synthétique** est fabriquée par l'homme.

## *Remarque*

La chimie de synthèse permet de produire en grande quantité pour des coûts réduits.

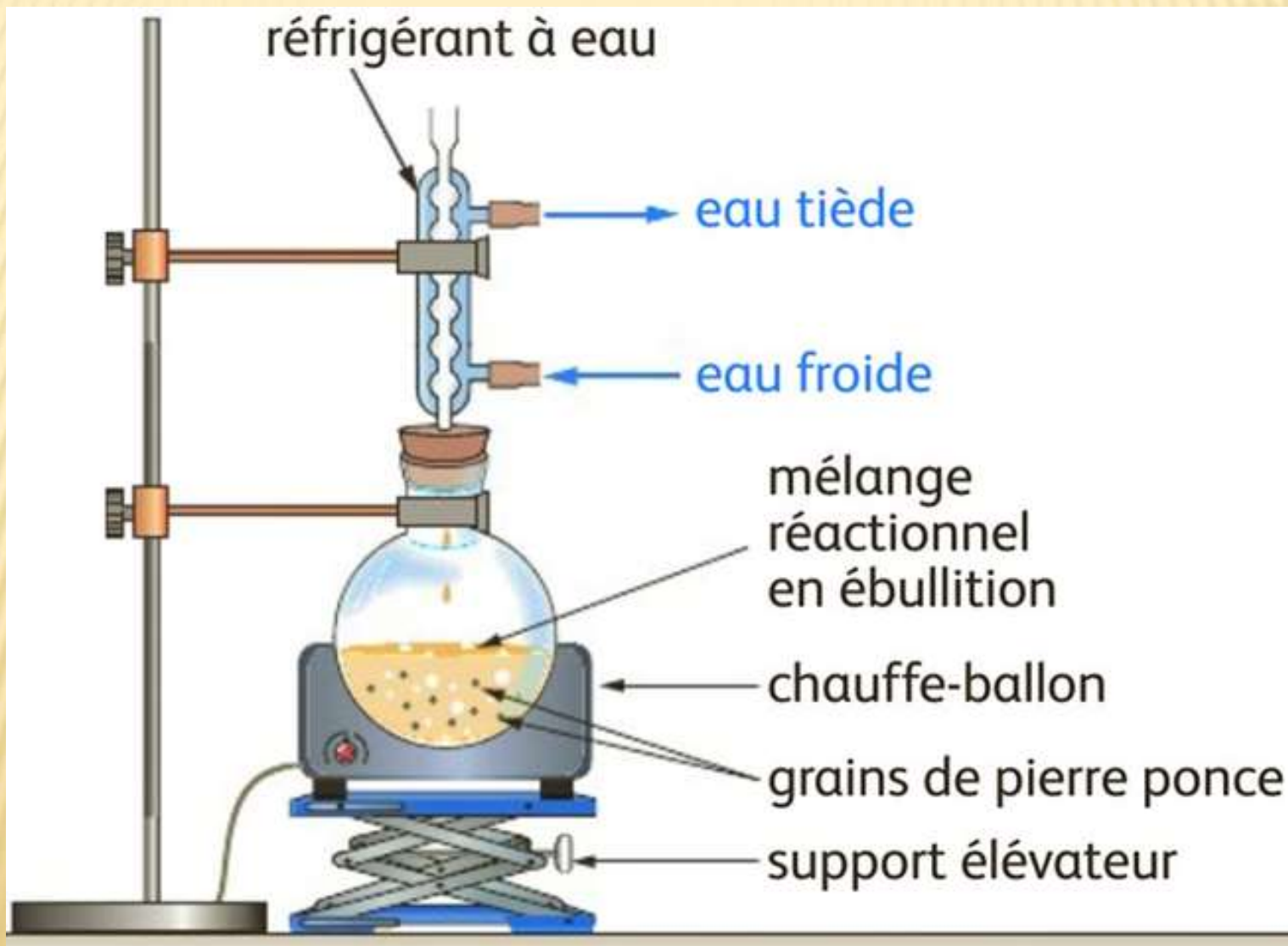
# 2 – Réaliser une synthèse en laboratoire



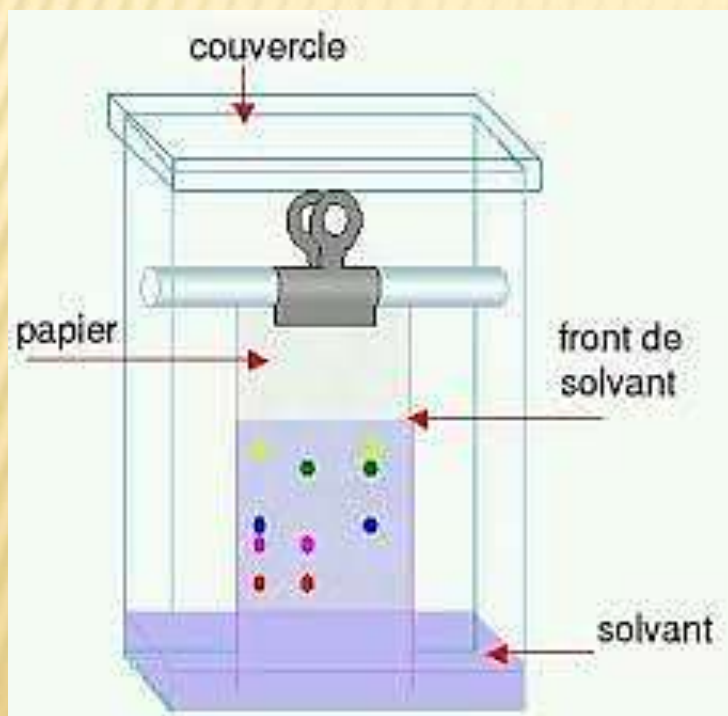


- Cette synthèse nécessite de :
  - identifier et appliquer les consignes de sécurité liés à l'utilisation des réactifs ou à la formation de certains produits ;
  - suivre un protocole expérimental précis (quantités de réactifs, conditions expérimentales (température et pression), montage particulier...).

# Exemple de montage : le chauffage à reflux



# 3 - Contrôler l'espèce synthétisée



- Le contrôle de la synthèse peut être effectué par différentes méthodes :
  - **mesure de la température de fusion ou de la masse volumique (propriétés physiques) ;**
  - **chromatographie par comparaison avec une espèce pure étalon.**

*Voir premier chapitre de chimie.*

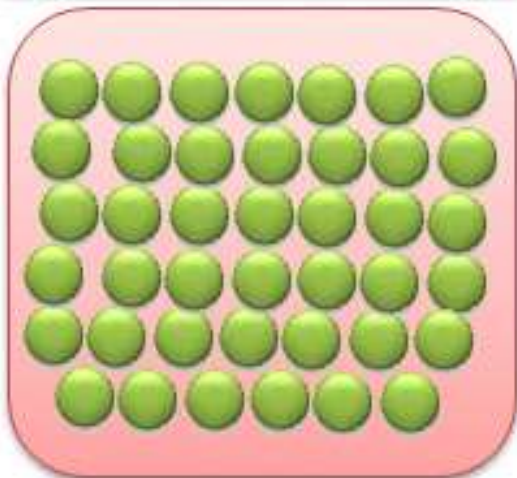


# Chapitre 5

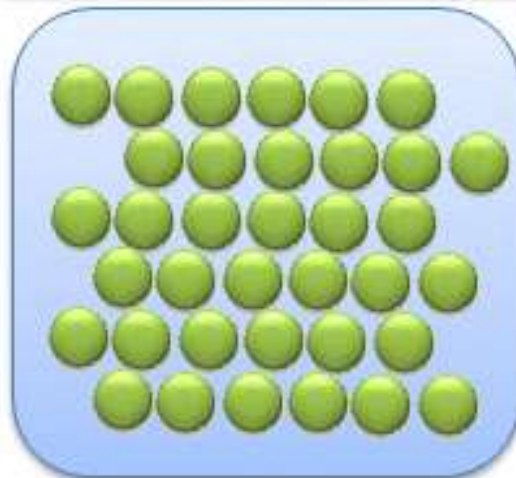
A dramatic landscape featuring a bright sunburst breaking through a dark, stormy sky over a mountain range. The sun is positioned in the center of the valley, creating a strong lens flare effect that illuminates the surrounding mountains and the foreground. The sky is filled with dark, heavy clouds, with a bright blue and white light source behind them. The mountains are dark and jagged, with some snow or light-colored patches on their slopes. The foreground is a dark, textured surface, possibly a field of low-lying vegetation or a rocky plain.

C'est fini !!!

État solide



État liquide



État gazeux

