

# La stœchiométrie

## Chapitre 1 : Introduction

### Définition

La stœchiométrie est l'étude des proportions dans les réactions chimiques. Elle permet de déterminer les quantités de réactifs à utiliser et les quantités de produits qui seront obtenus. Par exemple : Quelle masse d'hydrogène et quelle masse d'oxygène faut-il faire réagir pour obtenir 694 tonnes d'eau ?

### La masse molaire

Commençons par un problème simple :

Quelle est la masse d'un atome d'hydrogène 1 ? Quelle est la masse d'un atome d'hydrogène 2 ?

$$\begin{array}{rcl} \text{Masse calculée d'hydrogène 1 :} & m(\dots\dots\dots) & = \\ & + m(\dots\dots\dots) & = \\ & \hline & = m(^1\text{H}) & = \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{Masse calculée d'hydrogène 2 :} & m(\dots\dots\dots) & = \\ & + m(\dots\dots\dots) & = \\ & + m(\dots\dots\dots) & = \\ & \hline & = m(^2\text{H}) & = \end{array}$$

Malheur ! La masse expérimentale d'un atome d'hydrogène 2 est de  $3.3444 \cdot 10^{-27}$  kg ! La masse expérimentale, réelle, de l'atome est donc inférieure à la somme des masses de ses particules constitutives ! On constate donc un défaut de masse...

Explication :

**La masse d'un atome ne peut pas être calculée à partir de ses particules élémentaires. C'est une valeur expérimentale, que l'on ne peut que mesurer.**

Comme un atome est très léger, il est toutefois plus logique de mesurer la masse d'une très grande quantité d'atomes.  
.....

Comment choisir cette quantité ? Après moult hésitations, les scientifiques ont décidé en 1961 :

**Une mole d'atomes est la quantité d'atomes contenus dans exactement 12 g de carbone 12.**

On estime aujourd'hui qu'une mole d'atomes de carbone 12 contient  $6.022 \cdot 10^{23}$  atomes de carbone 12. En généralisant, on peut dire qu'une mole de *n'importe quoi* contient  $6.022 \cdot 10^{23}$  *n'importe quoi*.

Reste un problème : la plupart des éléments sont constitués de plusieurs isotopes, dont la proportion est en général constante et indépendante du lieu d'extraction. Ainsi, 99.985% des atomes d'hydrogène sont des atomes d'hydrogène 1, et 0.015% des atomes d'hydrogène sont des atomes d'hydrogène 2. Connaissant la masse d'une mole d'atomes de  $^1\text{H}$  (1.007825 g/mol) et la masse d'une mole d'atomes de  $^2\text{H}$  (2.0140 g/mol), il est possible de calculer la masse moyenne d'une mole d'atomes « H » : .....  
..... g/mol.

**La masse moyenne d'une mole d'atomes est appelée masse molaire M. Elle est donnée dans les tables pour chaque élément.**

### **Formalisme**

M symbolise la ..... exprimée habituellement en g/mol.

m symbolise la ..... exprimée habituellement en g.

n symbolise la ..... exprimée habituellement en mol.

N symbolise le ..... Il n'a pas d'unité propre.

$N_A$  symbolise le .....

C'est une constante :  $N_A =$  .....

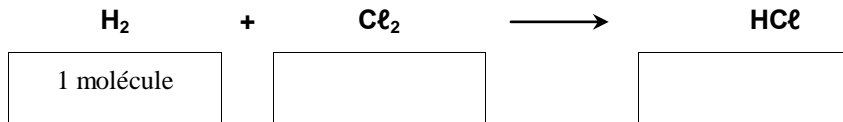
## Chapitre 2 : Les réactions chimiques (calculs pondéraux)

### Principe général : calculer les masses des réactifs et / ou des produits

Raisonnons sur deux exemples :

- 1) la réaction entre l'hydrogène ( $H_2$  ;  $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$ ) et le chlore ( $Cl_2$  ;  $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$ ) produit de l'acide chlorhydrique ( $HCl$  ;  $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$ ).

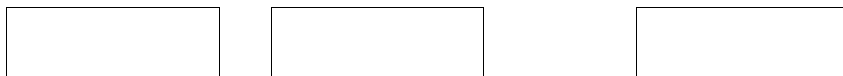
Cette équation peut s'interpréter de plusieurs façons :



Il est toutefois absolument improbable qu'une seule molécule de  $H_2$  réagisse avec une seule molécule de  $Cl_2$ . Une réaction implique toujours un nombre gigantesque de molécules ; il est donc plus conforme à la réalité d'amplifier tous les coefficients par N :



Si plutôt que d'amplifier les coefficients par N quelconque, on amplifie par le nombre d'Avogadro  $N_A$ , il vient :



ce qui s'écrit plus simplement et plus efficacement :

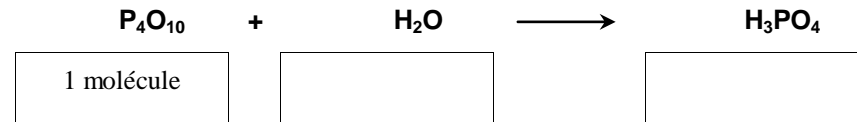


Les masses molaires étant connues (cf. texte d'introduction), cette ligne peut maintenant être interprétée en termes de masses :



- 2) la réaction entre l'anhydride phosphorique ( $P_4O_{10}$  ;  $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$ ) et l'eau ( $H_2O$  ;  $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$ ) produit de l'acide phosphorique ( $H_3PO_4$  ;  $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$ ).

Cette équation peut s'interpréter de plusieurs façons :



Dans la pratique, vous serez certainement soumis à une contrainte : vous disposez par exemple d'une certaine masse de réactif (ni plus, ni moins), ou alors vous voulez obtenir une certaine masse de produit (ni plus, ni moins). Par exemple : .....

	<b>Fe</b>	+	<b>S</b>	→	<b>FeS</b>	Commentaire :
M						Ne calculez que les valeurs nécessaires !
m	?		10.0 g		pas demandé	Donnée
n						Ligne-clé : connaissant une quantité, vous calculez les autres... en respectant les proportions imposées par l'équation.
m						Réponse. Attention aux chiffres caractéristiques !

Autre exemple : Quelle masse d'oxygène faut-il pour effectuer la combustion complète de 1.25 g de propane C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ? Et quelle masse de gaz carbonique se forme-t-il ?

	<b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></b>	+	<b>5 O<sub>2</sub></b>	→	<b>3 CO<sub>2</sub></b>	+	<b>4 H<sub>2</sub>O</b>
M							
m	1.25 g		?		?		pas demandé
n							
m							

### Chapitre 3 : La loi des gaz parfaits

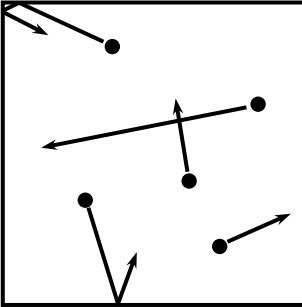
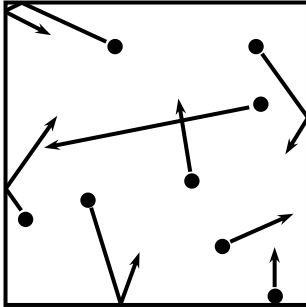
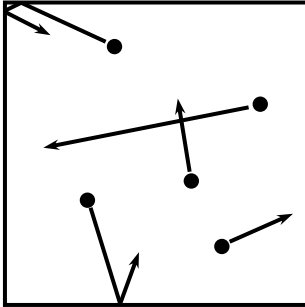
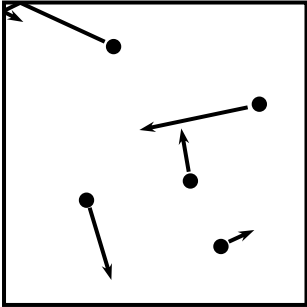
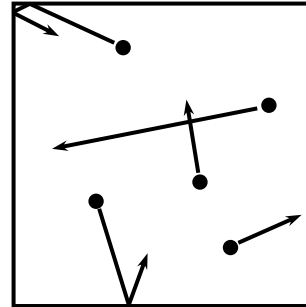
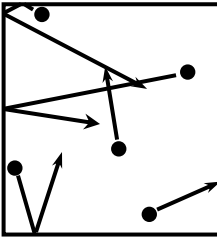
Examinons les variables qui déterminent la pression d'un gaz. Pour cela, comparons deux à deux les schémas ci-dessous, au moyen de signes « = ; < ; > ».

Le volume  $V$  est le volume dans lequel les molécules de gaz sont enfermées ;

la température  $T$  décrit l'agitation moyenne des molécules de gaz ;

$N$  est le nombre de particules ;

la pression  $p$  décrit le nombre et la violence des chocs des molécules contre les parois.

											
$V_1$	$V_2$	$V_1$	$V_2$	$V_1$	$V_2$	$V_1$	$V_2$	$V_1$	$V_2$		
$T_1$	$T_2$	$T_1$	$T_2$	$T_1$	$T_2$	$T_1$	$T_2$	$T_1$	$T_2$		
$N_1$	$N_2$	$N_1$	$N_2$	$N_1$	$N_2$	$N_1$	$N_2$	$N_1$	$N_2$		
$p_1$	$p_2$	$p_1$	$p_2$	$p_1$	$p_2$	$p_1$	$p_2$	$p_1$	$p_2$		

Nous voyons que la pression d'un gaz est proportionnelle au nombre de molécules et la température, et qu'elle est inversement proportionnelle au volume occupé par ce gaz. Ces trois relations peuvent être regroupées en une seule :

Il est plus commode de compter le nombre de molécules de gaz en moles plutôt qu'en nombre absolu. Il vient :

Lorsque des grandeurs sont proportionnelles, cela signifie qu'elles sont reliées par une constante de proportionnalité. Ainsi :

Cette relation est appelée « loi des gaz parfaits ».

R est appelée « constante des gaz parfaits » et vaut  $R = \dots\dots\dots$ . Cette valeur est liée au choix des unités. Ainsi, dans le système international des unités (SI), la pression  $p$  doit être exprimée en  $\dots\dots\dots$ , le volume  $V$  occupé par le gaz doit être exprimé en  $\dots\dots\dots$ , la quantité chimique  $n$  doit être expliquée en  $\dots\dots\dots$ , la température  $T$  doit être exprimée en  $\dots\dots\dots$ .

Rappels : - pression au niveau de la mer =  $\dots\dots\dots = 1$  atmosphère =  $\dots\dots\dots$  mmHg.

-  $1 \text{ m}^3 = \dots\dots\dots \text{ dm}^3 = \dots\dots\dots \text{ L} = \dots\dots\dots \text{ cm}^3 = \dots\dots\dots \text{ mL}$ .

-  $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) \dots\dots\dots$ . Ainsi par exemple, une température de  $20^{\circ}\text{C}$  correspond à  $\dots\dots\dots \text{ K}$ .

On appelle « volume molaire d'un gaz » le volume qu'une mole de gaz occupe à la pression de 1 atmosphère à la température considérée. Si  $T = 0^{\circ}\text{C}$ , alors  $V_m = \dots\dots\dots$ .

## Chapitre 4 : La concentration d'une substance dissoute

En chimie, la concentration d'une substance dissoute s'exprime généralement en mol/L, et l'on a :

Attention, lors de leur dissolution, les molécules restent normalement intactes. Ainsi, pour du saccharose mis dans l'eau :



Par contre les sels qui se dissolvent se dissocient : leur ions se séparent.

