

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 ?

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

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

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 ^1H (1.007825 g/mol) et la masse d'une mole d'atomes de ^2H (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 : $N_A =$

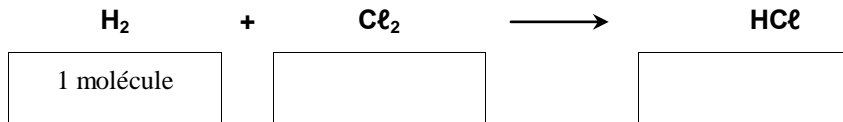
Chapitre 2 : Les réactions chimiques (calculs pondéraux)

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 ; $M = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$).

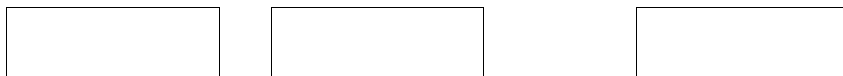
Cette équation peut s'interpréter de plusieurs façons :



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 :



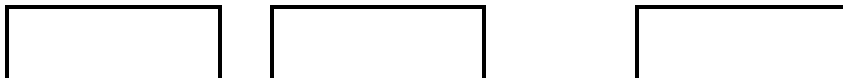
Si plutôt que d'amplifier les coefficients par N quelconque, on amplifie par le nombre d'Avogadro N_A , il vient :



ce qui s'écrit plus simplement et plus efficacement :

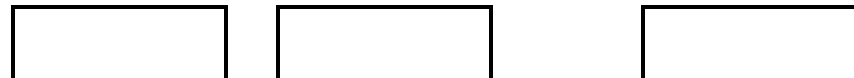
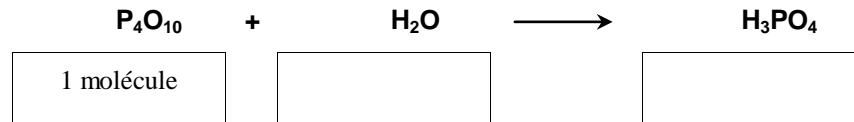


Les masses molaires étant connues (cf. texte d'introduction), cette ligne peut maintenant être interprétée en termes de masses :



- 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 :

	Fe	+	S	→	FeS	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 C₃H₈ ? Et quelle masse de gaz carbonique se forme-t-il ?

	C₃H₈	+	5 O₂	→	3 CO₂	+	4 H₂O
M							
m	1.25 g		?		?		pas demandé
n							
m							

Chapitre 3 : La loi des gaz parfaits

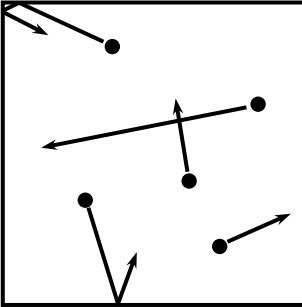
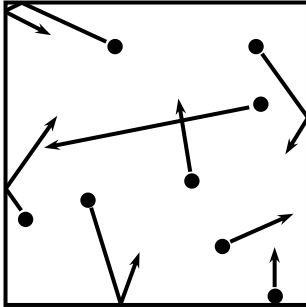
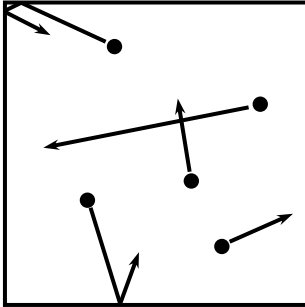
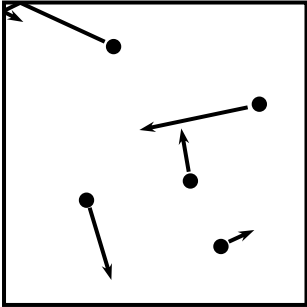
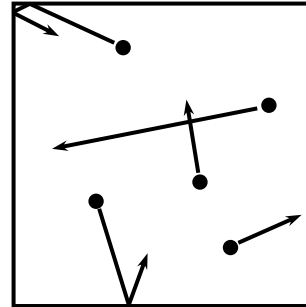
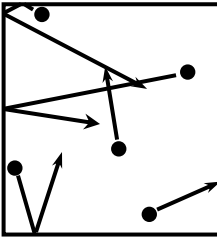
Examinons les variables qui déterminent la pression d'un gaz. Pour cela, comparons deux à deux les schémas ci-dessous, au moyen de signes « = ; < ; > ».

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
T_1	T_2	T_1	T_2	T_1	T_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

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.

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

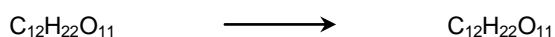
- $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) \dots\dots\dots$. Ainsi par exemple, une température de 20°C correspond à $\dots\dots\dots \text{ K}$.

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.




Chapitre 5 : La composition centésimale

On appelle « composition centésimale » le pourcentage en masse de chacun des éléments formant le composé étudié.


- Sa valeur théorique est calculée selon la méthode ci-dessous.
- Sa valeur expérimentale (appelée aussi « analyse élémentaire ») peut être déterminée à partir d'un échantillon (quelques milligrammes suffisent).
- La comparaison entre valeurs théorique et expérimentale permet de vérifier la formule brute d'un composé, et donc sa nature.

Exemple : Quelle est la composition centésimale de l'aspirine $C_9H_8O_4$?

La composition centésimale ne dépend pas de la taille de l'échantillon. Pour effectuer le calcul, on peut donc partir de n'importe quelle masse. Mais si l'on choisit la bonne valeur, le résultat s'obtiendra plus rapidement. Il est donc conseillé de partir d'une masse arbitraire d'exactly 100 g.

	$C_9H_8O_4$		C	+	H	+	O
M							
m	100 g						
n							
m							
taux							


Pour être complet, il faut mentionner que l'on aurait pu tout aussi simplement partir d'une quantité arbitraire d'une mole !

	$C_9H_8O_4$		C	+	H	+	O
M							
n	1 mol						
m							
taux							

Chapitre 6 : Détermination de la formule d'un composé

La détermination de la formule d'une espèce chimique inconnue est une tâche essentielle de la chimie expérimentale analytique. Une des méthodes consiste à procéder à une analyse élémentaire, qui fournit avec une bonne précision les pourcentage en masse de chacun des éléments formant le composé analysé. Mais comment en déduire la formule du composé ?

Exemple : L'analyse élémentaire d'un composé inconnu donne les résultats suivants : 36.6% d'azote et 63.4% d'oxygène. Quelle est sa formule chimique ?

		+
M		
m	100 g	
n		
Proportions molaires expérimentales		
Proportions molaires arrondies		

Formule la plus simple :

La formule obtenue ne donne que les proportions entre les deux éléments ; elle est appelée « formule le plus simple ». La solution générale s'appelle « formule analytique » ou « formule empirique ». Pour déterminer la « formule exacte », il est nécessaire de recourir à d'autres données, comme par exemple la masse molaire.

Formule la plus simple	Autres formules possibles	Formule analytique

Exemple (suite) : Une analyse supplémentaire a permis de déterminer que le composé inconnu possède une masse molaire expérimentale d'approximativement 76 g/mol. Quelle est la formule exacte de ce composé ?

Masse molaire de la formule analytique	Masse molaire expérimentale	Formule exacte

Chapitre 7 : Réactions entre quantités non-stœchiométriques

Lorsque plusieurs réactifs sont réunis pour effectuer une réaction chimique, il arrive qu'ils ne le soient pas dans les proportions idéales fixées par la « recette », autrement dit par les coefficients de l'équation de la réaction. Dans ces cas-là, il y a un excès (parfois accidentel, parfois volontaire) d'un ou de plusieurs réactifs.

Exemple 1 : On synthétise du sulfure de fer II à partir d'un mélange de 12.0 mol de soufre et de 10.0 mol de fer. Calculez les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans l'enceinte après réaction.

	Fe + S → FeS	Commentaire :
Quantités à disposition		Conditions imposées par la donnée
Quantités qui réagissent effectivement :		Si une espèce chimique n'est pas complètement utilisée, ce n'est pas grave. Attention : seules peuvent réagir les quantités effectivement présentes... pas plus !
Désignation		
Quantités présentes dans l'enceinte après réaction :		On a un reste de inutilisé.

Exemple 2 : On synthétise du sulfure de fer III à partir d'un mélange de 12.0 mol de soufre et de 10.0 mol de fer. Calculez les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans l'enceinte après réaction.

	2 Fe + 3 S → Fe₂S₃	Commentaire :
Quantités à disposition		Il s'agit d'une autre réaction, réalisée dans d'autres conditions expérimentales (température différente). Les quantités initiales sont toutefois les mêmes pour faciliter la comparaison.
Quantités qui réagissent effectivement : <i>hypothèse 1*</i>		Tout le fer réagit :
<i>hypothèse 2*</i>		Tout le soufre réagit :
Désignation		La quantité limitante est à présent clairement identifiée : c'est
Quantités présentes dans l'enceinte après réaction :		On a un reste de inutilisé.

* Il est difficile de prévoir a priori quelle sera la quantité limitante. Il est préférable de faire des essais (hypothèses) et d'éliminer ensuite ce qui est impossible et donc absurde.