

TOUT EN FICHES

EXERCICES ET MÉTHODES DE

CHIMIE GÉNÉRALE

LICENCE, SANTÉ, CAPES

3^e
ÉDITION

Danielle Baeyens-Volant

Professeure émérite
de la Faculté de Médecine
de l'Université Libre de Bruxelles

Pascal Laurent

Professeur chargé de cours
à la Faculté de Médecine
de l'Université Libre de Bruxelles

Nathalie Warzée

Assistante pédagogique
à la Faculté de Médecine
de l'Université Libre de Bruxelles

DUNOD

Illustration de couverture :
TOXIC CAT – shutterstock.com

Le pictogramme qui figure ci-contre mérite une explication. Son objet est d'alerter le lecteur sur la menace que représente pour l'avenir de l'écrit, particulièrement dans le domaine de l'édition technique et universitaire, le développement massif du photocopillage.

Le Code de la propriété intellectuelle du 1^{er} juillet 1992 interdit en effet expressément la photocopie à usage collectif sans autorisation des ayants droit. Or, cette pratique s'est généralisée dans les établissements d'enseignement supérieur, provoquant une baisse brutale des achats de livres et de revues, au point que la possibilité même pour les auteurs de créer des œuvres nouvelles et de les faire éditer correctement est aujourd'hui menacée.

Nous rappelons donc que toute reproduction, partielle ou totale, de la présente publication est interdite sans autorisation de l'auteur, de son éditeur ou du Centre français d'exploitation du droit de copie (CFC, 20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris).



© Dunod, 2015, 2019, 2022
11, rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com
ISBN 978-2-10-084047-2

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2^o et 3^o a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

Table des matières

	<i>Remerciements</i>	6
1	Fondements et prérequis en chimie	7
	QCM	33
	Vrai ou faux	45
	Exercices	49
	Schéma de synthèse : Les fondements et prérequis en chimie	65
2	L'atome	67
	QCM	85
	Vrai ou faux	93
	Exercices	97
	Schéma de synthèse : L'atome	106
3	La molécule	107
	QCM	121
	Vrai ou faux	129
	Exercices	134
	Schéma de synthèse : La molécule	144
4	La géométrie moléculaire	145
	QCM	160
	Vrai ou faux	169
	Exercices	175
	Schéma de synthèse : La géométrie moléculaire	188
5	Les états de la matière	189
	QCM	213
	Vrai ou faux	229
	Exercices	235
	Schéma de synthèse : Les états de la matière	258
6	La thermodynamique	261
	QCM	285
	Vrai ou faux	301
	Exercices	306
	Schéma de synthèse : La thermodynamique	327
7	La cinétique chimique	329
	QCM	353
	Vrai ou faux	369
	Exercices	376
	Schéma de synthèse : La cinétique chimique	401
8	Tables de constantes	403
	<i>Bibliographie</i>	413
	<i>Index</i>	414

Comment utiliser

La molécule

3

MOTS-CLÉS

- forces d'attraction et de répulsion
- énergie potentielle
- méthode de Lewis
- liaisons ioniques
- liaisons covalentes
- liaisons polaires
- liaisons de coordination
- règle de l'octet
- édifices polyatomiques
- électronegativité
- % de caractère ionique de liaison
- charge formelle
- formes limites
- hybrides de résonance
- radicaux libres
- énergie et longueur de liaison

La molécule est la plus petite quantité de matière qui se conserve lors de changements physiques, observables à l'échelle macroscopique.
Exemple : $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$

Lors de la vaporisation, l'eau liquide se transforme en vapeur d'eau mais la molécule reste constituée, dans les deux états, de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. Il n'y a pas de changement à l'échelle microscopique tandis qu'à l'échelle macroscopique, le changement d'état est tout à fait perceptible. Dans le cas des molécules, les interactions interatomiques conduisent les atomes à s'associer en formant des liaisons chimiques.

7 chapitres
et leurs mots-clés

Retrouvez sur dunod.com
des compléments d'information
signalés dans l'ouvrage par 

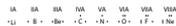
Des rappels de cours sous forme de fiches

Fiche 2

Méthode de Lewis

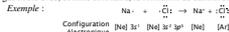
Pour Lewis, le symbole chimique d'un atome représente le noyau et les électrons internes. Les électrons de valence sont indiqués par des points. Au-delà de 4 points, les électrons additionnels établissent des doublets.

Les atomes de la 2^e période sont ainsi représentés :



Pour comprendre la formation de liaisons dans les composés chimiques, deux cas précis sont envisagés :

— lorsqu'un métal s'associe à un non-métal, les électrons de valence passent du métal vers le non-métal de manière à ce que chaque atome atteigne la configuration électronique d'un gaz noble, avec, comme corollaire, la formation de cations et d'anions.



Les ions formés au cours de cette réaction portent des charges de signe opposé et s'attirent pour former des paires d'ions. Dans le solide, ces paires d'ions s'attirent à leur tour jusqu'à ce que les forces d'attraction et de répulsion s'équilibrent. L'ensemble de ces interactions constitue un amas d'ions rangés de façon régulière, où les cations et les anions sont disposés en alternance. Les forces résultantes qui maintiennent ces cations au voisinage des anions sont appelées liaisons ioniques et l'assemblage solide structuré définit un cristal ionique.

La réaction qui se produit s'écrit :



La formation des liaisons ioniques s'accompagne également d'une diminution d'énergie potentielle estimée, pour la formation de $\text{NaCl}(s)$, à $411 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Cette valeur d'énergie peut être calculée grâce à l'analyse de un processus hypothétique en plusieurs étapes, appelé cycle de Born-Haber. Ce cycle ne sera pas décrit dans cet ouvrage.

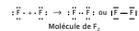
— lorsque deux non-métaux s'associent entre eux, les atomes partagent un ou plusieurs doublets d'électrons de valence et créent des liaisons covalentes. Chaque atome cherche à acquiescer la configuration du gaz noble de sa période. Comme les atomes des groupes principaux acquiescent en général une configuration électronique externe qui comporte huit électrons, ils obéissent à la règle de l'octet. La règle de l'octet ne s'applique ni aux éléments de transition ni aux cinq premiers éléments de la classification périodique.

La liaison formée entre deux atomes d'hydrogène est une liaison covalente pure ; elle comporte un doublet d'électrons commun aux deux atomes.



Molécule de H_2

De même, entre deux atomes de fluor, la liaison covalente se représente de la façon suivante :



Molécule de F_2

Un doublet d'électrons est couramment représenté par un tiret.

Deux types de doublets électroniques se distinguent dans la molécule de F_2 :

- les doublets non-liants, ou libres, qui n'appartiennent qu'à un seul atome ;
- les doublets liants qui se partagent entre deux atomes (1 e⁻ pour chaque atome).

Avec les non-métaux de la deuxième période (C, N, O, F), se forment de cette façon respectivement :

- 4 liaisons pour le carbone (tétravalent) ;
- 3 liaisons pour l'azote (trivalent) ;
- 2 liaisons pour l'oxygène (bivalent) ;
- 1 liaison pour le fluor (monovalent).

Dans les composés formés avec de l'hydrogène (CH_4 , NH_3 , H_2O , HF), chaque atome apporte l'un des électrons du doublet commun. Dans ce cas, la liaison est une liaison covalente normale.

Dans certains cas, un atome peut utiliser un de ses doublets électroniques libres pour former une liaison avec un atome dépourvu de électrons. On forme alors une liaison covalente coordinative (encore appelée liaison complexe).

C'est le cas de la réaction d'un proton (atome d'hydrogène qui a perdu son électron) avec l'atome d'oxygène d'une molécule d'eau, qui possède deux doublets non-liants. Le sigle \ominus devant l'ion H^+ symbolise une orbitale vide. Le cation H^+ est en effet une orbitale 1s qui a été débarrassée de son électron.



Dans l'édifice H_3O^+ , la charge positive est localisée sur l'atome d'oxygène. Il s'agit d'une charge formelle.

Fiche 3

Le concept de charge formelle

La charge formelle (CF) portée par un atome est obtenue en faisant la différence entre le nombre d'électrons de valence (NEV) présents dans l'atome libre et le nombre d'électrons de valence associés à cet atome lorsqu'il est lié dans une structure de Lewis. Ainsi, pour un atome :

$$\text{CF} = \text{NEV atome libre} - \text{NEV atome lié}$$

Fiches

CCM

Atomes libres

Energie

3. La molécule

De nombreux
schémas

Remerciements

Une des ambitions de notre approche pédagogique est de proposer une méthode d'apprentissage de la chimie plus simple que celle qui est enseignée traditionnellement, tout en étant aussi complète que possible. Ce parti pris de la simplicité nous a conduits à limiter le contenu de nos fiches aux **seules bases nécessaires pour notre propos**.

Nous tenons à remercier tous nos collègues enseignants et collaborateurs et plus particulièrement ceux qui ont relu d'un œil critique et constructif certains chapitres de cet ouvrage :

Madame Pauline Slosse : Université Libre de Bruxelles, Belgique

Madame Nicole Jadot : Université Libre de Bruxelles, Belgique

Monsieur Johan Wouters : Université de Namur (UNamur), Belgique

Monsieur Philippe Snauwaert : Université de Namur (UNamur), Belgique

Madame Naouël Mostefai : Haute École Francisco Ferrer, Belgique

Madame Michèle Devleeschauwer : Athénée Royal d'Auderghem, Belgique

Madame Christiane De Nayer, professeur retraité : Athénée Robert Catteau, Belgique

Monsieur Baghdad Ouddane : Université de Lille, France

Monsieur Jean-Charles Mougénel : École Nationale Supérieure de Chimie de Mulhouse, France



Nous attirons l'attention du lecteur sur le fait que certaines notions nécessitent l'utilisation de principes déjà abordés dans les ouvrages de chimie des solutions ou de chimie organique :

– Baeyens-Volant D., Laurent P. & Warzée N. (2021), Exercices et méthodes de chimie générale : chimie des solutions, Dunod, 378 pp.

– Baeyens-Volant D., Laurent P. & Warzée N. (2020), Chimie organique pour les sciences de la vie (exercices et méthodes), Dunod, 365 pp.

Fondements et prérequis en chimie

1

MOTS-CLÉS

- atome
- molécule
- ion
- élément chimique
- mélange
- oxyde
- hydroxyde
- acide
- base
- sels
- formule moléculaire
- nombre atomique
- masse atomique
- isotope
- masse molaire
- tableau périodique
- nomenclature
- électrolytes
- fonctions organiques
- stœchiométrie
- équivalence
- réactif limitant
- masse volumique
- rendement
- dilution
- fractions massique et molaire

En chimie, la théorie et les applications sont entrelacées à la manière des fibres d'une étoffe. Il n'est donc pas possible, ni même souhaitable, de dissocier les deux. Les concepts théoriques seront donc toujours émaillés d'exemples et d'applications concrètes.

La chimie est la science qui étudie la composition, la structure et les propriétés de la matière, ainsi que les transformations que celle-ci peut subir. Elle est au cœur de la compréhension de très nombreux aspects de la nature et de la vie.

La chimie a un langage qui lui est propre :

- les éléments sont les lettres de l'alphabet ;
- les composés sont les mots ;
- les réactions chimiques sont les phrases de ce langage*.

* *Chimie générale 2^e édition*, Hill J.W. et al., Éditions du Renouveau Pédagogique Inc. (ERPI), 2008.

Définitions de base

La matière

La **matière** est tout ce qui compose un corps ou un objet ayant une réalité physique. Elle est composée d'entités microscopiques appelées **atomes** et **molécules**, les molécules étant des édifices formés d'au moins deux atomes. C'est l'assemblage de ces atomes et molécules qui définit la nature d'un échantillon de matière. L'air, l'eau, le sable, le bois et les organismes vivants sont des exemples de matière.

La **composition** d'un échantillon de matière désigne le type d'atomes en présence et les proportions relatives de ces atomes.

Exemple : La molécule d'eau, H_2O , est constituée d'hydrogène et d'oxygène : cette description correspond à la **composition qualitative**.

La molécule d'eau comporte un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène : ce rapport indique la **composition quantitative**.

La matière est caractérisée par des propriétés physiques et chimiques. La chaleur est, quant à elle, une forme, non pas de matière, mais d'énergie.

Propriétés physiques

Une **propriété physique** est une caractéristique que présente un échantillon de matière en l'absence de tout changement de sa composition. Une transformation physique modifie la matière à l'échelle **macroscopique** (c'est-à-dire visible à l'œil nu).

Exemple : Du gaz propane, mis sous pression à l'état liquide dans un réservoir, se vaporise lorsque la valve du réservoir est ouverte.

Propriétés chimiques

Une **propriété chimique** est une caractéristique que présente un échantillon de matière et qui a pour conséquence une modification de sa composition moléculaire suite à une réorganisation des atomes.

Un changement chimique, aussi appelé **réaction chimique**, opère à l'échelle **microscopique** mais les effets résultants sont souvent observables à l'échelle macroscopique.

Exemple : Le propane gazeux qui se mélange à l'air, brûle en présence d'une flamme et se transforme en dioxyde de carbone et en eau.

La matière existe sous forme de **corps purs** et de **mélanges**. Les corps purs existent sous forme de corps simples ou de corps composés.

Les corps simples et composés

Les corps simples

Un **corps simple** est une substance qui ne peut être séparée en substances plus élémentaires au moyen de réactions chimiques. Le corps simple est composé d'un seul type d'atomes.

Exemple : O_2 est du dioxygène. C'est un corps simple composé uniquement d'atomes d'oxygène.

Il existe, à l'heure actuelle, 118 corps simples (appelés éléments) homologués (2018), classés dans un tableau, appelé tableau périodique ou tableau de Mendeleïev. Ce tableau est divisé en lignes, appelées **périodes**, et en colonnes, appelées **familles**.

Il y a 18 familles (colonnes) : les deux premières regroupent les alcalins (Ia) et les alcalino-terreux (IIa), de 3 à 12 se placent les métaux de transition. On trouve ensuite les terreux (IIIa), les carbonides (IVa), les azotides (Va), les sulfurides (VIa), les halogènes (VIIa) et les gaz nobles (VIIIa).

Les 118 éléments sont représentés par un symbole en une ou deux lettres tirées le plus souvent du nom de l'élément. La première lettre est majuscule et la deuxième est minuscule.

Exemples : Co représente l'élément cobalt (veillez à ne pas confondre avec CO qui est un corps composé appelé monoxyde de carbone).

Fe représente l'élément fer.

Na est le sodium (nom issu du nom latin *natrium*).

Les corps composés

Un **corps composé** est une substance formée d'au moins deux atomes, de nature différente. Les atomes différents sont combinés dans des proportions fixes.

Un corps composé est représenté par une combinaison de symboles chimiques qui constitue une formule chimique.

Exemple : NaCl combine un atome de sodium (Na) et un atome de chlore (Cl).

Fiche 3

Les mélanges

Un **mélange** est une association de deux ou plusieurs corps simples ou composés, qui n'interagissent pas chimiquement entre eux.

Un mélange, dont la composition et les propriétés sont identiques en tout point, est dit **homogène**. Si, dans un mélange liquide, un des composants du mélange est minoritaire par rapport à l'autre, le mélange est appelé **solution**. Le composant minoritaire (< 10 %) est appelé **soluté** et le composant majoritaire, **solvant**.

Exemple : En présence de 50 % de NaCl (chlorure de sodium, sel de cuisine) et de 50 % d'eau, le système est considéré comme un mélange homogène de sel et d'eau.

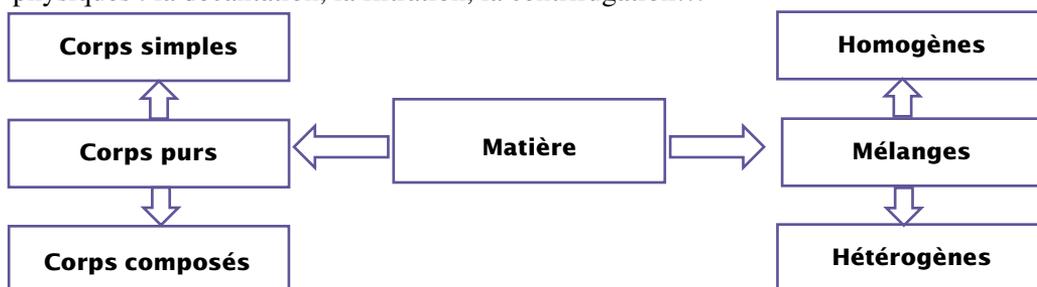
En présence de 5 % de NaCl et de 95 % d'eau, le liquide limpide est considéré comme une solution aqueuse de chlorure de sodium.

Les composants d'un mélange homogène peuvent être séparés par des processus chimiques : la distillation, l'extraction, la chromatographie (techniques classiques de laboratoire)...

Un mélange **hétérogène** est un mélange dont les propriétés ne sont pas identiques en tout point au sein de celui-ci.

Exemple : Un mélange de sable et d'eau est hétérogène. Le sang est aussi un mélange hétérogène.

Les composants d'un mélange hétérogène peuvent être séparés par des processus physiques : la décantation, la filtration, la centrifugation...



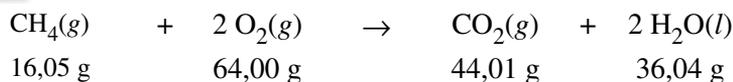
Fiche 4

Les lois de la chimie

La loi de conservation de la masse

La **loi de conservation de la masse** a été énoncée par Antoine Lavoisier* : « La masse totale de substance demeure constante au cours d'une réaction chimique ».

Exemple



Au cours d'une réaction chimique, la somme des masses des réactifs (membres de gauche) est toujours égale à la somme des masses des produits formés (membres de droite).

La loi des proportions définies

La **loi des proportions définies** (Joseph Proust) : « Tous les échantillons d'un composé donné ont la même composition pondérale », ou encore « Les proportions des éléments en présence sont identiques quelle que soit la taille de l'échantillon ».

Exemple

Dans la nature, du carbonate de cuivre(II) peut se trouver sous différents aspects :

- dans un minéral appelé communément malachite – $\text{Cu}_2(\text{CO}_3)(\text{OH})_2$ (dans ce cas, le carbonate de cuivre est hydraté) ;
- sous forme d'un dépôt verdâtre (CuCO_3) appelé « vert de gris » (couleur de la statue de la Liberté à New York) ;
- sous forme d'un solide vert lorsqu'il est synthétisé au laboratoire.

Néanmoins, quelle que soit sa provenance, la composition est toujours la même : CuCO_3 est composé d'un atome de cuivre, d'un atome de carbone et de trois atomes d'oxygène.

* Chimiste français – loi énoncée en 1774.

La loi des proportions multiples

La **loi des proportions multiples** (John Dalton) : « Dans un composé, les nombres relatifs de divers types d'atomes d'éléments définissent un rapport simple : un atome de A pour un atome de B soit AB, deux atomes de A pour un atome de B soit A_2B , etc. »

Exemple

Dans le dioxyde de carbone, CO_2 , le rapport entre les masses d'oxygène et de carbone est le double du rapport qui existe entre ces mêmes éléments dans le monoxyde de carbone CO.

Fiche 5

La composition de l'atome

La masse d'un atome résulte de la contribution de particules subatomiques : le proton, le neutron et l'électron.

- Le **proton** a une masse relative égale à 1 et porte une charge positive : p^+ .
- Le **neutron** a une masse relative comparable à celle du proton (1) mais ne porte pas de charge : n^0 .
- L'**électron** a une masse plus petite qui correspond à environ 1/1 836 de la masse du proton et porte une charge négative : e^- .

Les protons et les neutrons sont situés dans la partie centrale de l'atome, appelée **noyau** et **chargée positivement**. Les modifications qui touchent le nombre de protons et de neutrons sont des transformations nucléaires. Ces transformations confèrent à l'atome des propriétés radioactives, qui touchent à l'intégrité (à la nature) de l'atome.

Lorsqu'un élément est radioactif, l'atome se transforme au cours d'une réaction nucléaire.

Exemple : $Ra \rightarrow Rn + \text{rayonnement } \alpha$

Les électrons sont dispersés dans la partie externe de l'atome, appelée **nuage**, **chargée négativement** et responsable des propriétés chimiques de l'atome.

Il y a autant de protons que d'électrons de sorte que l'atome est électriquement neutre.

Fiche 6

La classification des éléments

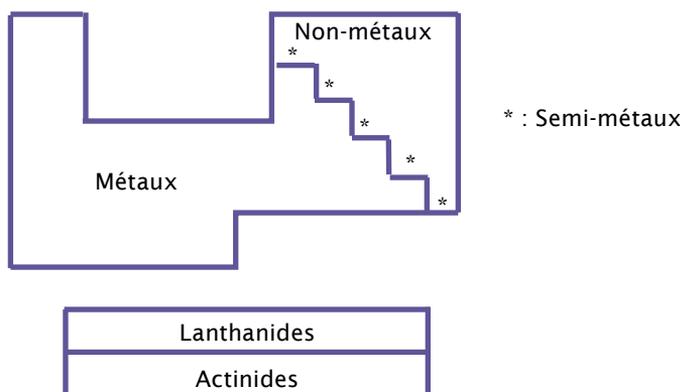
La version moderne de la classification des éléments est présentée sous forme d'un tableau, appelé tableau périodique ou tableau de Mendeleïev.

Chaque case contient le symbole chimique d'un élément. Chaque élément est affecté de son numéro atomique (Z) et de sa masse atomique, exprimée en unité de masse

atomique (u) lorsqu'il s'agit d'un atome, ou en gramme (g) si une mole d'atomes est considérée. Les éléments sont disposés dans l'ordre croissant de leur numéro atomique (Z). Ces grandeurs (Z, masse atomique, u et mole) seront définies ultérieurement.

Le tableau périodique fait apparaître des lignes, appelées **périodes**, et des colonnes, appelées **familles**. Ces dernières rassemblent des éléments dont les propriétés chimiques sont similaires. Pour des raisons de commodité graphique, le tableau se limite à 18 familles, isolant ainsi 14 éléments de la 6^e période (appelés lanthanides) et 14 éléments de la 7^e période (appelés actinides).

Les éléments sont séparés en deux groupes délimités par une diagonale. Les éléments situés à gauche de la diagonale sont des **métaux** (dans les métaux, se distinguent les métaux alcalins, alcalino-terreux et les métaux de transition), les éléments situés à droite sont des **non-métaux**. Certains éléments adjacents à la diagonale présentent des propriétés à la fois de métaux et de non-métaux. Ce sont des **semi-métaux**.



La classification des composés chimiques est basée sur la distinction entre les composés minéraux (ou inorganiques) et les composés organiques.

Fiche 7

La nomenclature des composés inorganiques

La classification des composés inorganiques distingue les composés moléculaires et les composés ioniques.

Les **composés moléculaires** sont des molécules dont les atomes sont des non-métaux liés entre eux par des liaisons appelées covalentes. Ils sont représentés par :

- une formule moléculaire indiquant la nature des éléments constitutifs ;
- des nombres entiers précisant la proportion relative de chacun d'eux. (*Exemple* : la molécule N_2O_3 contient deux atomes d'azote et trois atomes d'oxygène.)

Certains corps simples non-métalliques existent à l'état naturel sous forme de composés moléculaires :

- diatomiques : H_2 , O_2 , N_2 et les halogènes (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) ;
- polyatomiques : O_3 , P_4 et S_8 .

Les formules chimiques des composés covalents binaires

Pour établir la formule d'un composé dont les deux éléments appartiennent à la **même période**, l'élément le plus à gauche dans la période est placé en premier lieu. (*Exemples* : NF_3 , NO_2 , CO_2 ; *Exception* : Cl_2O)

Pour établir la formule d'un composé dont les deux éléments appartiennent à la **même famille**, le symbole de l'élément situé le plus bas dans la famille précède l'autre élément (*Exemples* : SO_2 , PoO_2).

Dans le nom, le premier terme est formé du radical associé à l'élément de droite, suivi de la terminaison « ure » :

- Chlore → chlorure
- Brome → bromure
- Soufre → sulfure
- Azote → azoture
- Phosphore → phosphure
- *Exception* : Oxygène → oxyde

Le deuxième terme du nom indique l'élément de gauche. Les deux éléments sont reliés par la préposition « de ».

Des préfixes multiplicateurs sont utilisés pour indiquer le nombre d'atomes impliqués : 1 : mono ; 2 : di ; 3 : tri ; 4 : tétra...

Exemples : NCl_3 : trichlorure d'azote, CO_2 : dioxyde de carbone, Cl_2O : monoxyde de dichlore, NO : monoxyde d'azote, NO_2 : dioxyde d'azote, N_2O_3 : trioxyde de diazote, N_2O_4 : tétroxyde de diazote (et non tétraoxyde de diazote), N_2O_5 : pentoxyde de diazote.

Tous ces composés sont des **composés covalents**.

Les **composés ioniques** sont des composés comportant un métal et un non-métal, associés sous forme d'ions positifs et négatifs.

Les formules chimiques des composés ioniques binaires

Pour établir la formule d'un composé ionique, on place d'abord le métal et ensuite le non-métal (*Exemples* : NaCl , MgS , Na_2O , SrO ...).

Dans le nom, le premier terme est formé du radical du nom du non-métal, suivi de la terminaison « ure » ou « oxyde ».

Le deuxième terme indique le métal concerné. Les deux éléments sont reliés par la préposition « de » (*Exemples* : NaCl : chlorure de sodium, MgS : sulfure de magnésium, Na_2O : oxyde de sodium, SrO : oxyde de strontium). Dans les composés ioniques, on n'utilise pas de préfixe multiplicateur, ni pour le métal, ni pour le non-métal.

Les composés ioniques binaires sont formés d'ions portant des charges opposées qui s'associent sous l'action d'attractions électrostatiques, appelées forces de Coulomb.

Un ion est obtenu lorsqu'un atome neutre :

- perd un ou plusieurs électrons et se charge positivement. Il porte le nom de **cation** ;
- acquiert un ou plusieurs électrons supplémentaires et se charge négativement. Il porte le nom d'**anion**.



Exemples

Na^+ : ion ou cation sodium : 11 protons – 10 électrons.

Ca^{2+} : ion ou cation calcium : 20 protons – 18 électrons.

Cl^- : ion ou anion chlorure : 17 protons – 18 électrons.

S^{2-} : ion ou anion sulfure : 16 protons – 18 électrons.

Lorsqu'un atome peut former deux cations différents, ces deux ions se distinguent en indiquant leurs charges au moyen de chiffres romains placés entre parenthèses à la suite du nom.

Exemples

Fe^{2+} : ion ou cation fer(II) ou parfois cation ferreux (nomenclature ancienne).

Fe^{3+} : ion ou cation fer(III), anciennement nommé cation ferrique.

Cu^+ : ion ou cation cuivre(I) ou cation cuivreux (nomenclature ancienne).

Cu^{2+} : ion ou cation cuivre(II) ou cation cuivrique (nomenclature ancienne).



À noter que, dans la vie courante, la nomenclature ancienne est toujours d'actualité. Dans tous les cas, la charge portée par le composé ionique est nulle car **l'édifice est électriquement neutre**. Les électrons perdus par l'atome métallique sont entièrement récupérés par un ou plusieurs atomes du non-métal.

Exemples

NaCl : composé de Na^+ et de Cl^- : chlorure de sodium.

FeCl_3 : composé de Fe^{3+} et de 3 Cl^- : chlorure de fer(III).

CuI_2 : composé de Cu^{2+} et de 2 I^- : iodure de cuivre(II).

Le premier terme du nom porte le nom de l'élément associé à l'anion dont on a remplacé la terminaison par « ure » ou « oxyde ». Le second terme est le nom du cation métallique.

Exemples

LiF : composé de Li^+ et de F^- : fluorure de lithium.

K_2O : composé de 2 K^+ et de O^{2-} : oxyde de potassium.

Na_3N : composé de 3 Na^+ et de N^{3-} : azoture de sodium.

Les préfixes multiplicateurs ne sont pas utilisés pour les métaux.

Le nombre d'électrons capables d'être cédés ou reçus par un atome dépend de sa position dans le tableau périodique qui, elle, est corrélée à sa configuration électronique.

Les formules chimiques des composés ioniques polyatomiques

Comme l'électroneutralité d'un édifice doit être respectée, les électrons perdus par un atome doivent être intégralement récupérés par un ou plusieurs atomes de nature

différente, associés sous le nom de « radical ». Les radicaux les plus courants sont donnés dans le tableau ci-dessous.

Nom du radical		Nom du radical	
OH^-	Ion hydroxyde	HPO_4^{2-}	Ion hydrogénophosphate
NO_2^-	Ion nitrite	H_2PO_4^-	Ion dihydrogénophosphate
NO_3^-	Ion nitrate	CO_3^{2-}	Ion carbonate
SO_3^{2-}	Ion sulfite	HCO_3^-	Ion hydrogénocarbonate
HSO_3^-	Ion hydrogénosulfite	CN^-	Ion cyanure
SO_4^{2-}	Ion sulfate	SCN^-	Ion thiocyanate
HSO_4^-	Ion hydrogénosulfate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Ion oxalate
PO_3^{3-}	Ion phosphite	MnO_4^-	Ion permanganate
HPO_3^{2-}	Ion hydrogénophosphite	CrO_4^{2-}	Ion chromate
H_2PO_3^-	Ion dihydrogénophosphite	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Ion dichromate
PO_4^{3-}	Ion phosphate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Ion thiosulfate

Les radicaux polyatomiques sont généralement des anions, à l'exception de H_3O^+ (cation hydronium) et NH_4^+ (cation ammonium).

Des suffixes sont fréquemment utilisés pour nommer les radicaux.

– Si un élément peut former, avec l'oxygène, deux anions polyatomiques différents, les suffixes « ite » et « ate » (ancienne nomenclature) sont encore parfois utilisés : « ite » pour celui qui contient le moins d'oxygène, « ate » pour celui qui en contient le plus.

Exemples : NO_2^- : ion nitrite ; NO_3^- : ion nitrate ;

SO_3^{2-} : ion sulfite ; SO_4^{2-} : ion sulfate.

– Les préfixes « hypo » et « per » peuvent également être utilisés.

Exemples : ClO^- : ion hypochlorite, ClO_2^- : ion chlorite, ClO_3^- : ion chlorate, ClO_4^- : ion perchlorate.

– Si l'hydrogène est le troisième élément d'un anion polyatomique, le nom de l'anion mentionne sa présence.

Exemples : HSO_4^- : ion hydrogénosulfate, H_2PO_4^- : ion dihydrogénophosphate.

Dans tous les composés, la somme des charges positives et des charges négatives doit être égale afin d'assurer l'électroneutralité du composé. C'est la raison pour laquelle, dans certains composés, des parenthèses sont utilisées.

Exemples

$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{NO}_2^-$: nitrite de calcium

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$: sulfate d'aluminium

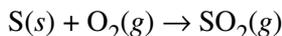
$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$: $3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$: phosphate de fer(II)

La classification des composés inorganiques

La plupart des composés inorganiques appartiennent à des catégories fondées sur la distinction entre oxydes de non-métaux, oxydes de métaux, acides, bases et sels.

Les oxydes non-métalliques

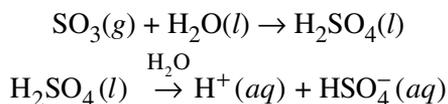
Les oxydes non-métalliques sont obtenus par combinaison du dioxygène avec un non-métal moins électronégatif.



Exemples

SO_2 : dioxyde de soufre ; N_2O_3 : trioxyde de diazote ; P_2O_5 : pentoxyde de diphosphore.

Ces composés sont acides car, introduits dans l'eau, ils forment des **oxoacides** (ou **oxacides**) qui libèrent des protons H^+ .

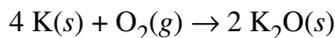


Exemples

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$: sulfate d'hydrogène (anciennement appelé acide sulfurique)
 $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$: nitrate d'hydrogène (anciennement appelé acide nitrique)
 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$: phosphate d'hydrogène (anciennement appelé acide phosphorique)

Les oxydes métalliques

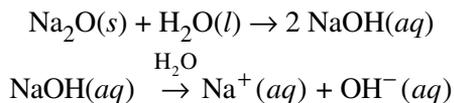
Les oxydes métalliques sont obtenus par combinaison du dioxygène avec un métal qui, s'il appartient aux deux premières familles du tableau périodique, confère à l'oxyde un caractère basique.



Exemple

K_2O : oxyde de potassium ; MgO : oxyde de magnésium.

Les oxydes métalliques dont le métal appartient aux deux premières familles du tableau périodique sont basiques car, en milieu aqueux, ils forment des **bases** qui libèrent des anions OH^- .



Exemples

$K_2O + H_2O \rightarrow 2 KOH$: hydroxyde de potassium ; $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$: hydroxyde de magnésium.

Certains éléments forment également des oxydes qui possèdent un caractère amphotère. Un ampholyte (ou composé amphotère) est un composé qui, mis en solution dans l'eau, peut se comporter comme une base ou comme un acide, selon les circonstances. Les solutions correspondantes sont dites « amphotères ». Dans certains tableaux périodiques, les éléments basiques sont représentés en bleu, les éléments acides en rouge et les éléments amphotères par les deux couleurs simultanément.

Les acides

Les acides sont des composés qui, en solution aqueuse, libèrent des cations H^+ ou protons. Ces derniers sont toujours associés à une molécule d'eau et forment des cations hydronium H_3O^+ .

Il existe deux types d'acides : les **oxacides** qui contiennent de l'oxygène et les **hydracides** qui n'en contiennent pas.

Exemple

H_2SO_4 est un oxacide ; HCl est un hydracide.

Les hydracides sont obtenus par réaction du dihydrogène avec certains non-métaux (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 et S_2) :



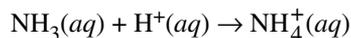
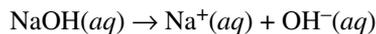
Les bases

Les bases sont des composés qui, en solution aqueuse, libèrent des ions OH^- ou captent des protons H^+ . Il peut s'agir d'hydroxydes (composés ioniques) mais aussi de composés moléculaires comme l'ammoniac (NH_3) et les amines. Les amines sont des composés organiques dérivés de l'azote tricoordiné.



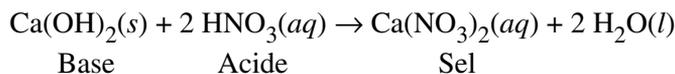
Exemples

Pour les bases $NaOH$ et NH_3 :



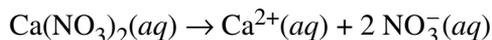
Les sels

Les sels sont des composés ioniques qui résultent, la plupart du temps, de la réaction entre un acide et une base.



Exemples : MgCl_2 est le sel obtenu par la réaction entre HCl et Mg(OH)_2 . KBr est le sel obtenu par la réaction entre HBr et KOH . NaNO_3 est le sel obtenu par la réaction entre HNO_3 et NaOH . $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ est le sel obtenu par la réaction entre H_2SO_4 et Fe(OH)_3 .

En solution aqueuse, la plupart des sels n'existent pas sous forme moléculaire mais sont dissociés en ions :



Les sels hydratés

Les sels hydratés sont des composés ioniques, dont la formule moléculaire contient un nombre fixe de molécules d'eau.

Exemples : $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$: chlorure de baryum dihydraté ; $\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: carbonate de magnésium pentahydraté.

Fiche 9

Les aspects quantitatifs

Chaque atome comporte le même nombre de protons et d'électrons : l'atome est électriquement neutre.

C'est le nombre de protons du noyau qui détermine la nature d'un atome et, par conséquent, la nature de l'élément.

Le nombre de protons est représenté par le **numéro atomique Z** .

Exemples : Un atome de carbone (C) possède 6 protons ; le nombre atomique de l'élément C est $Z = 6$. Un atome de nickel (Ni) possède 28 protons ; le nombre atomique de l'élément Ni est $Z = 28$.

Il peut arriver que des atomes de même nombre atomique Z n'aient cependant pas la même masse. La différence de masse résulte du nombre de neutrons contenus dans le noyau de l'atome, qui peut être différent.

Exemple : Il existe des atomes de carbone ($Z = 6$) qui possèdent 6, 7, ou 8 neutrons (^{12}C , ^{13}C , ^{14}C). Ces trois formes de carbone portent le nom d'**isotopes**.

Fiche 10

Les isotopes

La somme des nombres de protons et de neutrons d'un noyau détermine le **nombre de masse A** .

Rappelons que la masse des électrons est négligeable.

Exemple

Pour le carbone :

- 6 protons + 6 neutrons : nombre de masse $A = 12$
- 6 protons + 7 neutrons : nombre de masse $A = 13$
- 6 protons + 8 neutrons : nombre de masse $A = 14$

Le nombre de neutrons est donné par la soustraction de Z à A ($A - Z$).

Pour différencier deux isotopes :

- le nombre Z est placé en indice à gauche du symbole de l'élément,
- le nombre A est placé en exposant à gauche du symbole de l'élément.

Exemples : ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

Les trois isotopes de l'atome carbone sont le ${}^{12}_6\text{C}$ (appelé carbone 12), le ${}^{13}_6\text{C}$ (carbone 13) et le ${}^{14}_6\text{C}$ (carbone 14). La forme de carbone trouvée dans la nature est la forme stable et prépondérante. Il s'agit du carbone ${}^{12}_6\text{C}$. Le carbone ${}^{14}_6\text{C}$ présente des propriétés radioactives associées à des modifications qui transforment le noyau de l'atome. Le taux de carbone 14 dans une matière permet de réaliser la datation de celle-ci.

Fiche 11

L'unité de masse atomique



Comme l'atome est extrêmement petit (noyau $\sim 1 \cdot 10^{-10}$ m et nuage $\sim 1 \cdot 10^{-15}$ m) et n'est pas visible à l'œil nu, il est très difficile d'en mesurer la masse.

Pour simplifier la tâche, une référence est désignée. Dans le système international (S.I.), il s'agit de l'isotope du carbone 12 pur, auquel une masse de 12 unités (12 u) est assignée.

Une **unité u** correspond à un douzième de la masse réelle d'un atome de carbone 12, masse estimée par mesure spectroscopique et est équivalente à $1,660 \cdot 10^{-27}$ kg (= 1 u).

La masse de chaque atome est toujours rapportée à cette unité de masse atomique u.

Exemples

- ${}^1\text{H}$: $1,000 \times u$ soit $1,660 \cdot 10^{-27}$ kg
- ${}^{12}\text{C}$: $12,000 \times u$ soit $19,92 \cdot 10^{-27}$ kg
- ${}^{16}\text{O}$: $16,000 \times u$ soit $26,56 \cdot 10^{-27}$ kg

Bien que la masse d'un atome de carbone 12 soit exactement de 12,00 u, pour obtenir la masse d'un échantillon de carbone naturel, il faut évidemment tenir compte de la proportion massique de chacun des isotopes.

Les proportions isotopiques sont généralement exprimées en pourcentages massiques. Les pourcentages isotopiques peuvent légèrement varier d'une référence à l'autre en

fonction des techniques de détermination utilisées. La nature de l'échantillon peut également introduire des différences.

La composition isotopique de O dans $\text{H}_2\text{O}(l)$ peut être légèrement différente de sa composition isotopique dans le $\text{CaCO}_3(s)$.

Dans la nature, le carbone contient :

- 98,892 % d'atomes de carbone 12,
- 1,108 % d'atomes de carbone 13,
- une infime proportion de carbone 14.

La **masse atomique (M)** du carbone est donc la moyenne pondérée des masses atomiques de chacun des isotopes.

Exemples : Contribution du ^{12}C : $0,98892 \times 12,000 \text{ u} = 11,87 \text{ u}$. Contribution du ^{13}C : $0,01108 \times 13,000 \text{ u} = 0,1440 \text{ u}$. La contribution du carbone 14 est négligée.

www
↗

La masse atomique moyenne d'un atome de carbone : $M = 11,87 \text{ u} + 0,1440 \text{ u} = 12,01 \text{ u}$.

Ceci explique pourquoi les masses atomiques ne sont pas des nombres entiers.

Fiche 12

La masse molaire

Des quantités extrêmement petites ne peuvent être manipulées. Cependant, la conversion des unités u en grammes permet de définir un ensemble d'atomes, appelé mole (n). Les masses correspondantes de 1,01 g d'H, de 12,01 g de C et de 16,00 g d'O contiennent toutes un même nombre d'atomes. Ce nombre est le **nombre d'Avogadro** dont la valeur est de $6,022 \cdot 10^{23}$.

C'est le nombre d'Avogadro qui est choisi, dans le système S.I., comme unité de matière en chimie (symbole N_A – unité mol^{-1}).

Exemples : 12,01 g de carbone représentent 1 mole d'atomes de C et contiennent $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de C.

63,55 g de cuivre représentent 1 mole d'atomes de Cu et contiennent $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de Cu.

La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée **masse molaire (M)**. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple : La masse atomique du sodium vaut 22,99 u et sa masse molaire vaut $22,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

De façon analogue, à chaque molécule est associée une **masse moléculaire**. Celle-ci est obtenue en sommant les masses atomiques des éléments dont elle est constituée.

Exemples : La molécule d' O_2 a une masse moléculaire égale à deux fois la masse atomique de O soit $2 \times 16,00 \text{ u}$.

La molécule de CO_2 a une masse moléculaire égale à la somme de la masse atomique de C et de deux fois la masse atomique de O, soit $12,01 \text{ u} + 2 \times 16,00 \text{ u} = 44,01 \text{ u}$.

Les masses molaires de O_2 et de CO_2 sont exprimées, elles aussi, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et elles correspondent à la masse d'une mole de molécules, soit à la masse de $6,022 \cdot 10^{23}$ molécules.

Exemples : Masse molaire de O_2 : $M = 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire du CO_2 : $M = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La notion de masse molaire sera utilisée dans la partie réservée à la stœchiométrie des réactions chimiques.

Fiche 13

Les formules empiriques et moléculaires

La masse molaire d'un composé peut être déterminée à l'aide de sa formule chimique. En se basant sur la proportion de chaque élément présent dans le composé, le rapport entre sa masse et la masse totale du composé peut être établi pour chacun d'eux.

On obtient de cette façon la composition de celui-ci qui, si elle est ramenée à 100,00 g de composé, définit les **pourcentages massiques**, encore appelés **composition centésimale**.

Exemple

Dans une mole de CO_2 , soit 44,01 g, se trouve :

$$\% \text{ de C} = \frac{\text{Masse de carbone}}{\text{Masse de } CO_2} = \frac{12,01 \text{ g}}{44,01 \text{ g}} = 0,2729 \text{ soit } 27,29 \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{\text{Masse d'oxygène}}{\text{Masse de } CO_2} = \frac{2 \times 16,00 \text{ g}}{44,01 \text{ g}} = 0,7271 \text{ soit } 72,71 \%$$

Le composé CO_2 est donc constitué de 27,29 % de carbone et de 72,71 % d'oxygène.

Il est recommandé d'utiliser, dans les calculs impliquant des masses molaires, **un nombre à deux décimales**.

Il est relativement facile de déterminer expérimentalement la composition centésimale d'un composé inconnu. Cette détermination permet ensuite de trouver la formule empirique du composé.

La **formule empirique** (ou **formule brute**) d'un composé est formée par la juxtaposition des symboles atomiques avec les indices appropriés (entiers) qui permettent l'écriture de la formule la plus simple donnant la composition chimique.

Cette information est souvent capitale pour un chimiste confronté, lors d'une synthèse, à l'apparition d'un produit nouveau.

Exemple

Lors d'une réaction de synthèse, un chimiste obtient un composé dont la composition centésimale, obtenue de façon expérimentale, est la suivante : 76,57 % de carbone, 6,43 % d'hydrogène et 17,00 % d'oxygène. Quelle est la formule empirique de ce composé ? Ce problème concret se résout en trois étapes.

1. Conversion des pourcentages en masses.

100,00 g de composé inconnu contiennent 76,57 g de C, 6,43 g de H et 17,00 g de O.

2. Transformation des masses respectives de C, H et O (m) en quantités de matière n (mole), de la façon suivante :

$$n = \frac{\text{Masse de l'élément}}{\text{Masse atomique de l'élément}} = \text{nombre de moles}$$

$$n_{\text{C}} = \frac{76,57 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,376 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{6,43 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,366 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{17,00 \text{ g}}{16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,063 \text{ mol de O}$$

On obtient la formule suivante : $\text{C}_{6,376} \text{H}_{6,366} \text{O}_{1,063}$

3. Transformation de tous les indices en nombres entiers en divisant chaque indice par le plus petit d'entre eux (1,063 dans cet exemple).

$$\frac{\text{C}_{6,376}}{1,063} \quad \frac{\text{H}_{6,366}}{1,063} \quad \frac{\text{O}_{1,063}}{1,063}$$

$$\rightarrow \text{C}_{5,998} \text{H}_{5,989} \text{O}_{1,000}$$

→ **Formule empirique** : $(\text{C}_6\text{H}_6\text{O})_n$: nombre d'atomes relatifs

Attention : **n est un facteur entier** et n 'a rien à voir avec la quantité de matière en moles.

La **formule moléculaire**, par opposition à la formule empirique, donne le nombre exact d'atomes qui composent une molécule.

Pour établir la formule moléculaire d'un composé, il faut comparer la masse molaire déduite de la formule empirique à la masse molaire du composé qui sera déterminée indépendamment, de manière expérimentale. Le rapport entre ces deux grandeurs définit le facteur multiplicateur entier (n) qui permet de calculer les indices de la formule moléculaire à partir de ceux de la formule empirique.

Exemple (suite)

Si la masse molaire expérimentale du composé inconnu vaut 188,32 g et que la masse de la formule empirique de $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$ est égale à 94,12 g :

$$n = \text{Facteur entier} = \frac{\text{Masse molaire expérimentale}}{\text{Masse molaire empirique}} = \frac{188,32 \text{ g}}{94,12 \text{ g}} = 2,00$$

La formule moléculaire du composé est : $(\text{C}_6\text{H}_6\text{O})_2$, soit $\text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_2$.

Les indices de la **formule moléculaire** sont soit identiques aux indices de la formule empirique, soit égaux à des multiples de ces derniers.

Écriture des réactions chimiques

Une réaction chimique se traduit par une équation chimique, aussi appelée équation stœchiométrique, composée de formules de corps simples ou de corps composés qui représentent les espèces mises en présence dans un milieu réactionnel et les espèces obtenues après réaction.

Exemple : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ est la traduction de : « en faisant réagir une mole de méthane avec deux moles de dioxygène, une mole de dioxyde de carbone et deux moles d'eau se forment ».

Attention : dans les réactions nucléaires, ce ne sont pas des moles qui sont considérées mais des atomes. La réaction « $\text{Ra} \rightarrow \text{Rn} + \text{rayonnement } \alpha$ » se traduit : « un atome de radium se transforme en un atome de radon et émet une particule α (${}^4_2\text{He}$) ».

Les substances du membre de gauche de l'équation, représentées par leur formule, sont appelées **réactifs**, celles de droite sont les **produits**.

Il est souvent nécessaire de préciser les états physiques des composés mis en présence ; ceux-ci sont indiqués entre parenthèses. (g) = gaz ; (l) = liquide ; (s) = solide ; (aq) = en solution aqueuse.

Exemple : $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

L'écriture ionique et moléculaire

Une **équation chimique** qui modélise la transformation de molécules et d'atomes lors d'une réaction peut se représenter de deux façons différentes :

- sous forme moléculaire,
- sous forme ionique.

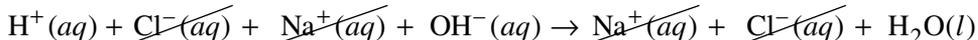
L'écriture moléculaire permet, dans un laboratoire, de choisir exactement les substances à mettre en présence.

Exemple : $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

En milieu aqueux, l'écriture ionique utilisée lors de la dissociation des composés ioniques ou de l'ionisation de certains composés covalents, a pour avantage d'indiquer les groupements chimiques réellement responsables de la réaction.

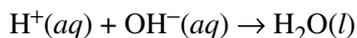
Exemple : $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Dans ce cas, l'équation chimique se simplifie comme une équation mathématique :



Les ions qui se simplifient sont appelés « **ions spectateurs** » : ils n'interviennent pas dans le déroulement de la réaction. Leur présence est néanmoins indispensable pour assurer l'électroneutralité de la solution.

L'écriture ionique montre en fait que la réaction entre $\text{HCl}(\text{aq})$ et $\text{NaOH}(\text{aq})$ est une réaction acide-base qui combine un proton et un ion hydroxyde pour former une molécule d'eau :



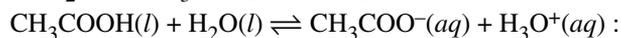
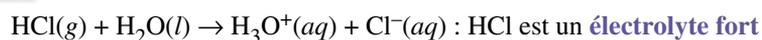
En pratique, tous les composés ioniques ne s'écrivent pas nécessairement sous forme ionisée. Il est donc utile de disposer d'une Table qui reprend les composés susceptibles, en milieu aqueux, de s'écrire sous forme ionisée plutôt que sous forme moléculaire.

S'écrivent sous forme ionique ou moléculaire en solution aqueuse :

Sous forme ionique	Sous forme moléculaire
	Tous les composés solides, liquides ou gazeux dans les conditions de la réaction
Tous les acides forts	Tous les acides faibles
Toutes les bases fortes	Toutes les bases faibles
Tous les sels solubles	Tous les sels insolubles
	Tous les oxydes
	Tous les composés organiques solubles

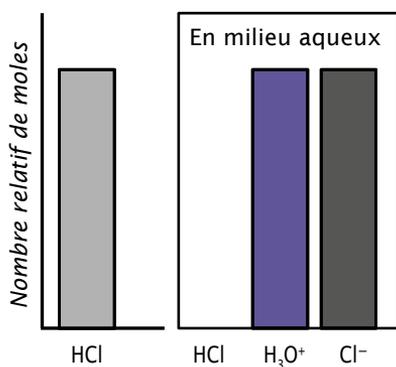
Les acides forts, bases fortes et sels solubles sont des composés qui se dissocient totalement en milieu aqueux ; ce sont des **électrolytes forts**. Les électrolytes faibles ne se dissocient que partiellement ; dans ce cas, un équilibre s'établit entre les ions et les molécules.

Exemples

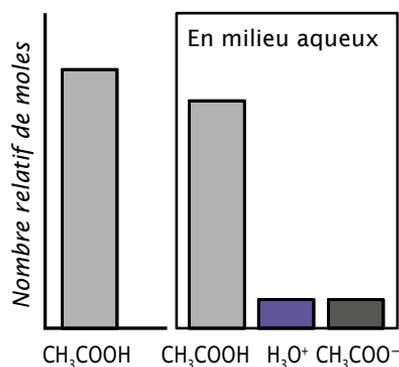


CH_3COOH est un **électrolyte faible**

Comportement d'un électrolyte fort

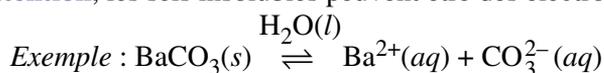


Comportement d'un électrolyte faible



Notons que la formation d'un électrolyte fort fait apparaître une simple flèche (la réaction est totale). Dans le cas d'un électrolyte faible, un équilibre s'établit et une double flèche est utilisée.

Les solutions qui sont constituées essentiellement d'ions sont conductrices d'électricité. **Attention**, les sels insolubles peuvent être des électrolytes forts.



En phase aqueuse, **UNIQUEMENT** des ions Ba^{2+} et CO_3^{2-} sont présents ; le BaCO_3 est, lui, en phase solide puisque le composé est insoluble. Le pourcentage d'ions produits par le sel insoluble est très petit et la solution est, dans ce cas, dans l'incapacité de conduire le courant électrique.



Pour savoir si un sel est soluble ou non, on se réfère aux règles de solubilité qui sont consignées dans la Table 2 des Tables de constantes. En règle générale, tous les composés qui contiennent soit un métal alcalin, soit le cation ammonium sont solubles. Ainsi, Na_2CO_3 , K_2S , Na_3PO_4 et LiOH sont solubles. **Les métaux alcalins et le cation ammonium sont prioritaires sur l'anion auquel ils sont associés.**

Fiche 15

Comment équilibrer une réaction chimique

Revenons à l'équation : $\text{CH}_4(g) + 2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$

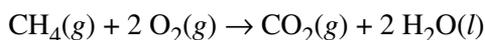
Sous cette forme, l'équation est dite équilibrée ou encore pondérée. Le nombre d'atomes de chaque espèce se conserve : « *Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme* » (Antoine Lavoisier). La masse des réactifs engagés au cours de la réaction est égale à la masse des produits obtenus.

Pour équilibrer correctement une équation chimique, les formules sont affectées de coefficients entiers ou fractionnaires. Ces coefficients désignent les rapports dans lesquels les réactifs réagissent entre eux et forment les produits.

Partant de l'équation non équilibrée : $\text{CH}_4(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$

Elle s'équilibre par simple comparaison des deux membres :

1. Il y a un atome C à gauche et un atome C à droite : le compte est bon.
2. Comme il y a quatre atomes H à gauche, quatre atomes H doivent se trouver à droite. Or, il n'y en a que deux dans la formule de l'eau ; la molécule d'eau doit donc être affectée d'un coefficient 2.
3. Il y a deux atomes O à gauche et quatre atomes O à droite. La molécule de O_2 doit donc être multipliée par 2.



En suivant cette approche, la réaction est facilement et correctement équilibrée. Les facteurs 2 placés devant O_2 et H_2O sont appelés **coefficients stœchiométriques**.

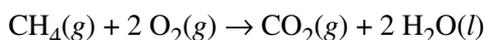
– À l'échelle microscopique (ou moléculaire), ces coefficients signifient qu'une molécule de CH_4 réagit avec deux molécules de O_2 pour former une molécule de CO_2 et deux molécules de H_2O .

– À l'échelle macroscopique, ces coefficients indiquent qu'une mole de CH_4 réagit avec deux moles de O_2 pour former une mole de CO_2 et deux moles d' H_2O .

Fiche 16

La notion d'équivalence

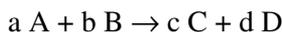
C'est bien sûr l'aspect macroscopique que le chimiste privilégie dans tous les aspects quantitatifs. Aussi, pour pouvoir être comparées dans l'équation :



les quantités de CH_4 , de O_2 , de CO_2 et de H_2O sont rapportées à une même quantité de matière, soit une mole, de manière à pouvoir établir une équivalence entre elles :

$$\text{Ainsi : } n_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{O}_2}}{2} = n_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{2}$$

Plus généralement, pour une équation de la forme :



Les relations suivantes se vérifient : $\frac{n_{\text{A}}}{a} = \frac{n_{\text{B}}}{b} = \frac{n_{\text{C}}}{c} = \frac{n_{\text{D}}}{d}$

Cette équation permet d'établir toutes les égalités nécessaires à la comparaison entre réactifs et produits :

$$n_{\text{A}} = \frac{a}{b} \cdot n_{\text{B}} = \frac{a}{d} \cdot n_{\text{D}}$$

$$n_{\text{C}} = \frac{c}{b} \cdot n_{\text{B}} = \dots$$

Rappelons que l'unité principale en chimie est la **mole** mais qu'il est impossible de mesurer directement des quantités en moles. Il faut travailler en unités de masse, c'est-à-dire en kilogrammes ou en grammes.

La conversion en moles (n) à partir des masses mesurées (m) se fait par l'intermédiaire de la masse molaire (M) de la substance considérée selon la relation :

$$n = \frac{\text{Masse (en g)}}{\text{Masse molaire (en g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{m}{M}$$

Fiche 17

Le réactif limitant

En faisant réagir les réactifs en utilisant des quantités qui respectent le rapport des coefficients stœchiométriques, les conditions de travail sont dites stœchiométriques. Cette approche n'est cependant pas la plus courante. Le plus souvent, un des réactifs est présent en quantité limitée et il réagit avec un autre réactif mis volontairement en excès.

Un réactif est **limitant** s'il est entièrement consommé au cours de la réaction. Dans ce cas, c'est lui qui détermine la quantité de produit(s) susceptible(s) d'être formé(s).

Ce raisonnement est très simple à comprendre, il suffit de le transposer en un exemple de la vie courante.

Exemple

Imaginez que vous soyez amené à préparer une pizza qui, selon la recette de votre livre de cuisine, nécessite l'utilisation des ingrédients suivants :

- 1 rouleau de pâte à pizza,
- 3 tomates,
- 10 olives noires,
- 2 feuilles de basilic,
- 1 boule de Mozzarella.

Dans votre réfrigérateur, vous disposez de 3 rouleaux de pâte, de 4 tomates, de 22 olives noires, de 5 feuilles de basilic et de 2 boules de Mozzarella.

Combien de pizza(s) pourrez-vous préparer si vous suivez scrupuleusement la recette proposée ?

Dans cet exemple, il est évident que le nombre de tomates est l'ingrédient limitant. Dix des 22 olives serviront à préparer une pizza. Si les deux rouleaux de pâte, les douze olives, la boule de mozzarella et les trois feuilles de basilic restantes permettraient la confection d'une deuxième pizza, le nombre de tomates restant, lui, est insuffisant ou limitant. À l'exception des tomates, tous les ingrédients sont, quant à eux, en suffisance ou **en excès**.

Remarque

Attention ! Le réactif limitant n'est pas nécessairement le constituant affecté du plus petit coefficient stœchiométrique.

En chimie, dans les calculs stœchiométriques, pour trouver le réactif limitant, il ne faut **JAMAIS** raisonner en comparant des masses de réactifs mais bien **TOUJOURS** en comparant des quantités de matière (moles).

Fiche 18

Le rendement de réaction

Lors de la synthèse de composés minéraux ou organiques, il est souvent utile d'estimer le rendement d'une réaction, c'est-à-dire le rapport entre la masse obtenue expérimentalement et la masse déduite théoriquement. En effet, la stœchiométrie de la réaction indique la masse exacte de produits à recueillir pour autant que la réaction se déroule de façon optimale et que 100 % des produits formés puissent être récupérés. En pratique, ces conditions ne sont pas souvent respectées pour de multiples raisons.

Exemple : En manipulant :

- les quantités de réactifs de départ peuvent ne pas avoir été pesées avec précision,
- les conditions de température ou de pression peuvent ne pas avoir été exactement respectées,
- une maladresse au moment de recueillir les produits en a fait perdre une certaine quantité.

Dans ce cas, pour connaître le **rendement réel** (ou **expérimental**) de la réaction, il faut comparer la masse recueillie au cours de l'expérience à celle supposée être obtenue théoriquement. Ce rapport, multiplié par 100, exprime le pourcentage de rendement.

$$\text{Pourcentage (\%)} \text{ de rendement} = \frac{\text{Rendement réel (g ou mol)}}{\text{Rendement théorique (g ou mol)}} \times 100$$

Fiche 19

La stœchiométrie en solution

Au cours d'une réaction chimique, il est important que le contact entre les réactifs puisse avoir lieu correctement. Pour être capable de réagir, une molécule ou un atome de réactif A doit posséder une énergie suffisante pour pouvoir efficacement entrer en collision avec une molécule ou un atome de réactif B. Auquel cas, les nuages atomiques s'interpénètrent et un échange d'électrons peut avoir lieu. Aussi, meilleur est le contact, plus la réaction a de chances de se produire de façon optimale. Ces concepts cinétiques seront développés plus loin.

Exemple : Deux blocs de réactifs métalliques solides et mis au contact l'un de l'autre seront moins enclins à réagir entre eux que si ces deux mêmes solides sont mis en présence sous forme de fines poudres offrant une surface de contact beaucoup plus grande.

C'est une des raisons pour lesquelles le chimiste privilégie les réactions en solutions (aqueuses ou dans d'autres solvants). En effet, dans ces conditions, les molécules de réactif A sont dans une situation de dispersion maximale, elles ont tout le loisir de se déplacer pour entrer efficacement en collision avec les molécules de l'autre réactif B, elles aussi parfaitement dispersées.

 Chapitre 7

Fiche 20

La concentration molaire volumique (anciennement appelée molarité)

Pour rappel, une **solution** est un mélange liquide homogène dans lequel se trouve(nt) un ou plusieurs constituant(s) minoritaire(s), appelé(s) **soluté(s)**. Le composant majoritaire du mélange est appelé **solvant**. L'eau et l'hexane sont deux solvants communs : le premier dissout de nombreuses substances polaires ou ioniques (l'eau est considérée comme un solvant universel : la plupart des composés y sont solubles mais à des degrés divers), l'autre dissout la plupart des composés organiques non polaires. Dans les organismes vivants, toutes les réactions chimiques ont lieu en solution aqueuse.

Quantitativement, une solution est caractérisée par sa **concentration molaire**. Celle-ci s'exprime, à une température donnée, par la quantité de matière de soluté contenue dans un volume de solution, très souvent 1 litre.

$$C_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}} \text{ (mol)}}{\text{Volume de solution (L)}}$$

Si plusieurs solutés sont présents dans la solution, la concentration s'exprime séparément pour chacun d'eux.

www
↗

La concentration est aussi appelée **concentration molaire volumique**.

Si la quantité de matière de soluté est faible, la solution est **diluée** ; dans le cas contraire, la solution est **concentrée**.

Pour préparer une solution aqueuse, une quantité précise d'un soluté donné est pesée et introduite dans une fiole jaugée (ou matras) de volume connu (1 L par exemple) contenant déjà une certaine quantité d'eau qui permet de dissoudre le soluté. Une fois celui-ci dissous, on rajoute avec précaution la quantité d'eau nécessaire pour atteindre le trait de jauge indiquant le volume final de solution. Des contenants de capacités différentes : 100 mL, 250 mL, 2 L... peuvent être utilisés. La concentration de la solution ainsi préparée s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

www
↗

Fiche 21

Les pourcentages massique et volumique

La concentration d'une solution peut aussi s'exprimer en pourcentage. Dans ce cas, la quantité de soluté est rapportée à une masse ou à un volume de solution. Dans un problème stœchiométrique, lorsque le pourcentage est exprimé sans aucune précision, il s'agit toujours d'un pourcentage en masse.

Exemples : Une solution aqueuse de H_2SO_4 à 35,7 % signifie que, dans 100,0 g de solution, se trouvent 35,7 g d'acide (H_2SO_4) et 64,3 g de solvant (H_2O).

Une solution aqueuse d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) à 95,0 % en volume signifie que 100,0 mL de solution contiennent 95,0 mL d'éthanol et 5,0 mL d'eau.

Fiche 22

La molalité

La molalité (\bar{m}) est une façon d'exprimer la concentration d'une solution, qui offre l'avantage d'être indépendante de la température. Il suffit pour cela d'exprimer la quantité de soluté, non plus par rapport à un volume de solution, mais par rapport à la masse de solvant. Une concentration molaire (aussi appelée molarité) dépend du volume de solution, qui est sensible à la température. Une molalité dépend de la masse de solvant qui, elle, est insensible à la température.

$$\bar{m} = \frac{\text{Quantité de soluté (mol)}}{\text{Masse de solvant (kg)}}$$

Exemple

La molalité d'une solution formée par le mélange de 0,30 mol de méthanol (CH_3OH) dans 600,0 g d'eau vaut :

$$\bar{m} = \frac{0,30 \text{ mol}}{0,600 \text{ kg}} = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} \text{ d'eau, ou } 0,50 \text{ molal}$$

Les fractions molaire et massique

La **fraction molaire** (x) est une grandeur utilisée généralement si des mélanges de composés (gazeux ou autres) sont utilisés.

Elle exprime le rapport entre la quantité de matière de soluté d'une espèce (n_i) et la somme des quantités de matières de toutes les espèces présentes en solution (n_T).

$$x_i = \frac{n_i}{n_T}$$

C'est une grandeur sans dimension qui n'a donc pas d'unité et la somme des fractions molaires de tous les composants du mélange est égale à 1.

Exemple

Si 0,3000 mol de méthanol et 0,5000 mol d'éthanol sont introduites dans 600,0 mL d'eau, que valent les fractions molaires du méthanol, de l'éthanol et de l'eau dans la solution ? Tous les composants doivent être exprimés en moles.

Comme la masse volumique de l'eau vaut $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, 600,0 mL d'eau = 600,0 g d'eau

$$n_{\text{eau}} = \frac{600,0 \text{ g}}{18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 33,30 \text{ mol} \quad x_{\text{méthanol}} = \frac{0,3000}{0,3000 + 0,5000 + 33,30} = 0,009$$

$$x_{\text{eau}} = \frac{33,30}{0,3000 + 0,5000 + 33,30} = 0,976 \quad x_{\text{éthanol}} = \frac{0,5000}{0,3000 + 0,5000 + 33,30} = 0,015$$

La somme des fractions molaires ($0,009 + 0,015 + 0,976$) vaut 1.

Plutôt que les nombres de moles, les masses de chacune des espèces chimiques constitutives, $m_1, m_2 \dots m_i$ peuvent être utilisées.

La fraction massique (w) du constituant 1 est définie par :

$$w_1 = \frac{m_1}{\sum_i m_i}$$

La fraction massique du constituant 2 par :

$$w_2 = \frac{m_2}{\sum_i m_i}$$

La somme des fractions massiques ($w_1 + w_2 + \dots + w_i$) vaut 100 %.



Fiche 24