

**TOUT EN
FICHES**

EXERCICES ET MÉTHODES DE
CHIMIE GÉNÉRALE

**TOUT EN
FICHES**

EXERCICES ET MÉTHODES DE CHIMIE GÉNÉRALE

LICENCE, SANTÉ, CAPES

4^e
ÉDITION

Danielle Baeyens-Volant

Professeure émérite
de la faculté de médecine
de l'Université Libre de Bruxelles

Pascal Laurent

Professeur 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 :
SUWIT NGAOKAEW – shutterstock.com



NOUS PROTÉGEONS LE DROIT D'AUTEUR :

Ce livre ne peut être reproduit ni utilisé à des fins
d'entraînement de systèmes d'intelligence artificielle.

Le fouille de textes et de données est interdite
conformément à l'article 4(3) de la directive (UE) 2019/790.

Toute reproduction ou diffusion de cet ouvrage, même partielle,
sans autorisation, est strictement interdite.

Le piratage porte atteinte au travail des auteurs
et fragilise l'ensemble de la chaîne du livre.

En partageant ou reproduisant ce livre illégalement, vous mettez
en danger celles et ceux qui le créent, le produisent et le diffuse.



NOUS NOUS ENGAGEONS EN FAVEUR DE L'ENVIRONNEMENT :

Nos livres sont imprimés principalement sur des papiers
certifiés dans des formats optimisés pour limiter la perte.

Nous imprimons 70% de nos livres en France et 25% en Europe.

Table des matières

	<i>Remerciements</i>	7
1	Fondements et prérequis en chimie	9
	QCM	35
	Vrai ou faux ?	51
	Exercices	53
	Schéma de synthèse: Les fondements et prérequis en chimie	71
2	L'atome	73
	QCM	91
	Vrai ou faux ?	99
	Exercices	103
	Schéma de synthèse: L'atome	112
3	La molécule	113
	QCM	127
	Vrai ou faux ?	135
	Exercices	140
	Schéma de synthèse: La molécule	149
4	La géométrie moléculaire	151
	QCM	166
	Vrai ou faux ?	175
	Exercices	181
	Schéma de synthèse: La géométrie moléculaire	194
5	Les états de la matière	195
	QCM	219
	Vrai ou faux ?	238
	Exercices	244
	Schéma de synthèse: Les états de la matière	270
6	La thermodynamique	273
	QCM	297
	Vrai ou faux ?	315
	Exercices	320
	Schéma de synthèse: La thermodynamique	343
7	La cinétique chimique	345
	QCM	369
	Vrai ou faux ?	387
	Exercices	394
	Schéma de synthèse: La cinétique chimique	421
8	Tables de constantes	423
	<i>Bibliographie</i>	433
	<i>Index</i>	435

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 Mougenel : 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. (2024), Exercices et méthodes de chimie générale : chimie des solutions, Dunod, 384 p.

– Baeyens-Volant D., Laurent P. & Warzée N. (2024), Exercices et méthodes de chimie organique pour les sciences de la vie, Dunod, 368 p.

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.

 Chapitre 2
Fiche 12

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.

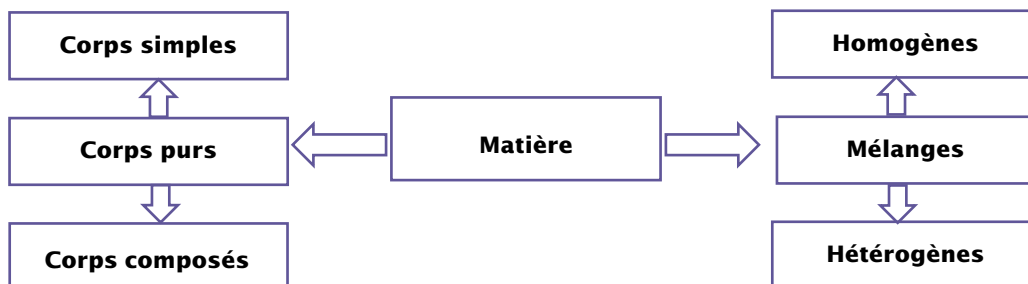
En présence de 5 % de NaCl et de 95 % d'eau, le liquide limpide est considéré comme une solution aqueuse de chlorure de sodium.

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...



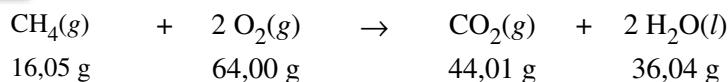
Fiche 4

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 différents 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.

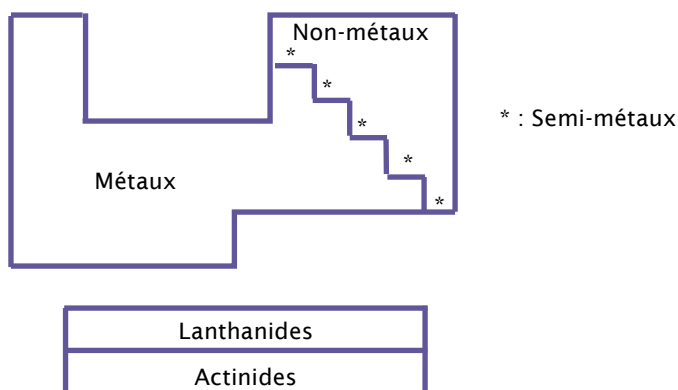
Fiches 9 à 12

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

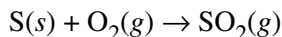
$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$: $3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$: phosphate de fer(II)

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

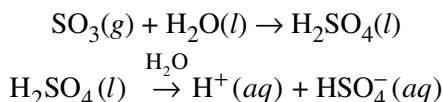
Les oxydes non-métalliques sont obtenus par combinaison du dioxygène avec un non-métal moins électronégatif.



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^+ .

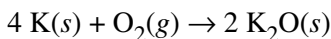


Exemples

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$: 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

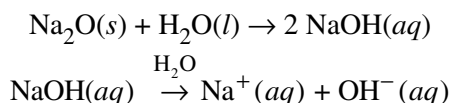
Les oxydes métalliques sont obtenus par combinaison du dioxygène avec un métal qui, s'il appartient aux deux premières familles du tableau périodique, confère à l'oxyde un caractère basique.



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

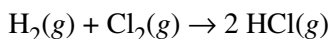
Les acides sont des composés qui, en solution aqueuse, libèrent des cations H^+ ou protons. Ces derniers sont toujours associés à une molécule d'eau et forment des cations hydronium H_3O^+ .

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) :



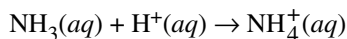
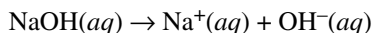
Les bases

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.



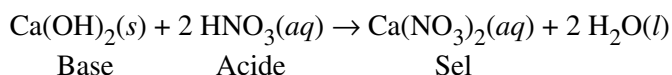
Exemples

Pour les bases $NaOH$ et NH_3 :



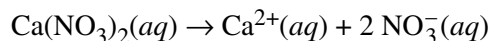
Les sels

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

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