

FLUORESCIENCES

Chimie

Ch

Stéphane Perrio

Béatrice Roy

Jean-Yves Winum

2^e édition

DUNOD

Des mêmes auteurs : *Chimie*, coll. « Je me trompe donc j'apprends », Dunod, 2020.

Conception graphique de la couverture : Hokus Pokus Créations
Conception graphique de la maquette intérieure : Marse

<p>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.</p> <p>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</p>	 <p>DANGER LE PHOTOCOPIAGE TUE LE LIVRE</p>	<p>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.</p> <p>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).</p>
--	---	--

© Dunod, 2017, 2021

11, rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com

ISBN 978-2-10-082589-9

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2° et 3° 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

Les selfies des auteurs	IX
Se repérer dans le livre	X
Avant-propos	XII

CHAPITRE

1

MESURES ET INCERTITUDES	2
1 Mesures, grandeurs et unités	4
1.1 Le système international d'unités	
1.2 Multiples et sous-multiples décimaux des unités du système international	
2 Mesures, erreurs et incertitudes	10
2.1 Fidélité et justesse dans la mesure	
2.2 Erreurs et incertitudes	
2.3 Les chiffres significatifs	
Ce qu'il faut retenir	20
Exercices	21

CHAPITRE

2

MODÈLES DE L'ATOME ET CLASSIFICATION PÉRIODIQUE	22
1 Les modèles de l'atome	24
1.1 La composition de l'atome	
1.2 Le développement de la théorie atomique	
1.3 Spectres atomiques et modèle atomique de Bohr	
2 Le modèle quantique de l'atome	36
2.1 La dualité onde-corpuscule : théorie de de Broglie	
2.2 Le principe d'incertitude d'Heisenberg	
2.3 Le modèle de Schrödinger	
2.4 La configuration électronique des éléments	
3 La classification périodique	49
3.1 L'organisation de la classification périodique	
3.2 Les propriétés périodiques	
Ce qu'il faut retenir	56
Exercices	57

CHAPITRE

3

LIAISONS CHIMIQUES ET ENTITÉS	58
1 La représentation des atomes selon Lewis	60
2 Règle de l'octet et électronégativité	61
2.1 La règle de l'octet	
2.2 L'électronégativité	
3 La liaison chimique	62
3.1 La classification des liaisons	
3.2 La liaison covalente	
3.3 La liaison ionique	
3.4 La liaison métallique	
3.5 Les liaisons faibles	

4 La représentation des entités moléculaires selon Lewis	73
4.1 La systématique de Lewis	
4.2 La charge formelle d'un atome	
4.3 La notion de lacune électronique	
4.4 Les limitations du modèle de Lewis	
5 Les propriétés des entités ioniques et moléculaires	79
5.1 Les composés ioniques	
5.2 Les composés moléculaires	
Ce qu'il faut retenir	81
Exercices	82

LA MATIÈRE DANS TOUS SES ÉTATS

1 La quantité de matière	86
2 Les états de la matière	87
2.1 La description des états	
2.2 Corps purs et mélanges	
2.3 Les changements d'état	
3 La notion de phase	91
4 Les diagrammes de phase	92
4.1 L'allure générale d'un diagramme de phase	
4.2 La variance	
4.3 Le changement d'état à pression constante	
5 Le modèle du gaz parfait	95
5.1 Définition et loi des gaz parfaits	
5.2 Pression partielle et fraction molaire	
6 La cristallographie	97
6.1 La classification des solides	
6.2 La mise en évidence des solides cristallins	
6.3 Les modèles	
6.4 La description d'un cristal	
Ce qu'il faut retenir	108
Exercices	109

GÉOMÉTRIE ET REPRÉSENTATION DES MOLÉCULES POLYATOMIQUES

1 La formule brute	112
2 Les formules planes	113
3 Les règles de Gillespie (méthode VSEPR)	116
3.1 La présentation du principe	
3.2 Les figures de répulsion	
3.3 Les molécules codifiées AX_m	
3.4 Les molécules codifiées AX_mE_n ($n \neq 0$)	

4 La théorie de l'hybridation.....	124
4.1 Les orbitales	
4.2 L'hybridation sp^3	
4.3 L'hybridation sp^2	
4.4 L'hybridation sp	
5 Les représentations des molécules dans l'espace.....	129
5.1 Conformations et conformères	
5.2 La projection de Fischer	
Ce qu'il faut retenir	137
Exercices.....	138

LA NOMENCLATURE	140
1 La nomenclature en chimie organique.....	142
1.1 Les hydrocarbures	
1.2 Les composés mono- et polyfonctionnels	
2 Les notions de nomenclature en chimie inorganique.....	159
2.1 Les composés ioniques	
2.2 Les acides	
2.3 Les composés moléculaires simples	
Ce qu'il faut retenir	165
Exercices.....	166
ISOMÉRIE PLANE ET STÉRÉOISOMÉRIE	168
1 L'isomérisie de constitution.....	170
2 La stéréoisomérisie.....	172
2.1 Les conformères	
2.2 Les stéréoisomères de configuration	
3 Les stéréodescripteurs.....	177
3.1 Les règles de Cahn, Ingold et Prelog	
3.2 Les configurations <i>R</i> et <i>S</i>	
3.3 Les configurations <i>Z</i> et <i>E</i>	
3.4 Les configurations <i>cis</i> et <i>trans</i>	
3.5 Les configurations <i>D</i> et <i>L</i>	
4 La chiralité.....	186
4.1 Les molécules chirales	
4.2 Les propriétés biologiques des molécules chirales	
4.3 L'activité optique	
5 Les relations entre stéréoisomères de configuration	192
5.1 Énantiomérie et diastéréoisomérisie	
5.2 Les propriétés physico-chimiques des stéréoisomères	
Ce qu'il faut retenir	197
Exercices.....	198

LES TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE : ÉQUATIONS ET ASPECTS THERMODYNAMIQUES 200

1 Le système physico-chimique	202
2 La notion de transformation	203
2.1 Les trois familles de transformations	
2.2 La modélisation d'une transformation	
3 Stœchiométrie et avancement	208
4 La constante d'équilibre	211
4.1 L'activité chimique	
4.2 Le quotient de réaction	
4.3 La loi d'action de masse	
5 Les transferts d'énergie	214
5.1 Vocabulaire et conventions	
5.2 Le travail	
5.3 La chaleur	
5.4 Le premier principe de la thermodynamique	
Ce qu'il faut retenir	226
Exercices.....	227

LA CHIMIE DES SOLUTIONS 228

1 Généralités.....	230
1.1 Les électrolytes	
1.2 Les grandeurs usuelles	
1.3 La solubilité	
1.4 Le produit de solubilité	
2 L'acido-basicité	234
2.1 Les couples acide-base	
2.2 L'autoprotolyse de l'eau	
2.3 Le pH d'une solution aqueuse	
2.4 La force des acides et des bases	
2.5 Les calculs de pH	
2.6 Les titrages acide-base	
3 L'oxydo-réduction	253
3.1 Les caractéristiques générales des réactions d'oxydo-réduction	
3.2 Équilibrer une réaction d'oxydo-réduction : méthode des demi-réactions	
3.3 Electrochimie et piles	
3.4 Le potentiel standard d'oxydo-réduction	
Ce qu'il faut retenir	269
Exercices.....	270

LES EFFETS ÉLECTRONIQUES 272**1 Liaison polarisée et liaison polarisable** 274

- 1.1 Liaison polarisée et charges partielles
- 1.2 Le moment dipolaire
- 1.3 La liaison polarisable

2 L'effet inducteur 277

- 2.1 Effet $-I$ et effet $+I$
- 2.2 Les propriétés de l'effet inducteur

3 L'effet mésomère 279

- 3.1 Une mise en évidence expérimentale
- 3.2 La délocalisation électronique
- 3.3 Les règles d'écriture des formes limites de résonance
- 3.4 Les systèmes conjugués
- 3.5 Un aspect orbitalaire de la mésomérie
- 3.6 Effet $-M$ et effet $+M$
- 3.7 Quelques conséquences de la mésomérie

4 Les applications des effets électroniques 288

- 4.1 L'identification de sites électrophiles et de sites nucléophiles
- 4.2 La stabilité des espèces chargées
- 4.3 L'acidité et la basicité selon Brønsted

Ce qu'il faut retenir 295

Exercices 296

VITESSES ET MÉCANISMES DES RÉACTIONS CHIMIQUES 298**1 La cinétique chimique** 300

- 1.1 La vitesse d'une réaction
- 1.2 Les lois de vitesse
- 1.3 Le facteur température

2 Les mécanismes réactionnels 308

- 2.1 Définitions et conventions
- 2.2 Les réactions en une seule étape
- 2.3 Les réactions en plusieurs étapes
- 2.4 Contrôle cinétique et contrôle thermodynamique
- 2.5 La catalyse

Ce qu'il faut retenir 328

Exercices 329

LES MÉTHODES EXPÉRIMENTALES 332**1 Les règles de sécurité** 334

- 1.1 Les équipements de protection individuelle (EPI)
- 1.2 Les pictogrammes de sécurité

2 Matériels et méthodes 337

- 2.1 Les matériels
- 2.2 Les solvants

3 Les méthodes séparatives	344
3.1 La filtration	
3.2 L'extraction liquide-liquide	
3.3 La chromatographie sur couche mince	
3.4 La recristallisation	
3.5 La distillation	
4 Le calcul du rendement	355
Ce qu'il faut retenir	358
Exercices	359
 LES MÉTHODES D'ANALYSE	360
1 Les caractéristiques physico-chimiques	362
1.1 Les températures de changement d'état	
1.2 Le pouvoir rotatoire	
2 L'analyse qualitative	364
2.1 L'analyse fonctionnelle	
2.2 L'analyse des ions	
3 Les méthodes spectroscopiques	367
3.1 Les ondes électromagnétiques	
3.2 La spectroscopie UV-visible	
3.3 La spectroscopie infrarouge	
3.4 La résonance magnétique nucléaire	
Ce qu'il faut retenir	383
Exercices	384
 Corrigés	386
Bibliographie	410
Lexique français/anglais	412
Index	416

Les selfies des auteurs

Stéphane Perrio



Je suis maître de conférences, habilité à diriger des recherches, à l'UFR des sciences de l'université de Caen Normandie. J'enseigne la chimie organique principalement dans les deux premières années de Licence du portail Physique-Chimie-Ingénierie, et dans des mentions de Licence avec option accès santé (LAS). Je suis président du jury de la deuxième année de Licence de chimie. J'exerce mes activités de recherche au sein du Laboratoire de chimie moléculaire et thio-organique (LCMT, UMR CNRS 6507, ENSICAEN, université de Caen Normandie), dans le domaine de la méthodologie de synthèse à l'aide de composés organosulfurés.

Béatrice Roy



Je suis maître de conférences, habilitée à diriger des recherches, à la faculté des sciences de l'université de Montpellier depuis 2007. Ingénieur de l'École européenne des hautes industries chimiques de Strasbourg, j'ai enseigné et réalisé des travaux de recherche à l'interface chimie-biologie, à l'université de Grenoble, puis à l'université Paris-Sud. J'enseigne notamment la chimie générale et la chimie organique dans le cadre des deux premières années de Licence. Mes activités de recherche, réalisées au sein de l'Institut des biomolécules Max Mousseron (UMR 5247 CNRS, ENSCM, université de Montpellier), concernent la chimie du phosphore. Je développe principalement de nouvelles méthodologies de synthèse de nucléotides et d'analogues d'intérêt thérapeutique.

Jean-Yves Winum



Je suis professeur des universités à la faculté des sciences de l'université de Montpellier. Directeur du département enseignement chimie, j'enseigne notamment les cours magistraux de chimie générale et de chimie organique en première année de Licence. J'exerce mes activités de recherche au sein de l'Institut des biomolécules Max Mousseron (UMR 5247 CNRS, ENSCM, université de Montpellier) où je m'intéresse à la conception et la synthèse d'inhibiteurs enzymatiques à visée thérapeutique.

Se repérer dans le livre

Ouverture de chapitre

- QCM pour se tester sur les prérequis de Terminale.
- Un exemple concret pour introduire le sujet du chapitre.
- Ce que l'on maîtrisera à la fin du chapitre.

La matière dans tous ses états

CHAPITRE 4

Pour bien démarrer

1. Dans un autocuiseur fermé, l'eau bout à une température :
C.A. $+100^{\circ}\text{C}$;
C.B. $+105^{\circ}\text{C}$;
C.C. $+102^{\circ}\text{C}$;
C.D. $+103^{\circ}\text{C}$;
2. L'eau est un liquide incolore, dans la mesure où elle est transparente. Quel est le volume occupé par 25 g ?
C.A. 20 mL ;
C.B. 25,2 mL ;
C.C. 25 mL ;
C.D. 25,2 mL ;
3. Lorsque l'on met du sucre dans une tasse de café, on observe :
C.A. une fusion ;
C.B. une dissolution ;
C.C. une liquéfaction ;
C.D. une vaporisation ;
4. 50,0 g d'eau à 10°C ont une température d'ébullition de 10°C sous 1 atm.
5. Dans quel état est-il à une température de -20°C sous 1 atm ?
C.A. solide ;
C.B. liquide ;
C.C. gazeux ;
C.D. solide ;
6. Quel composé est à l'état gazeux à 25°C sous 1 atm ?
C.A. l'acétone (CH_3COCH_3) ;
C.B. l'acétate ($\text{CH}_3\text{COOCH}_3$) ;
C.C. l'acétal ($\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$) ;
C.D. l'acétaldéhyde (CH_3CHO) ;
7. Quelle est l'affinité électronique ?
C.A. la mesure de la capacité d'un atome à accepter un électron ;
C.B. la mesure de la capacité d'un atome à perdre un électron ;
C.C. la mesure de la capacité d'un atome à partager un électron ;
C.D. la mesure de la capacité d'un atome à former une liaison covalente ;

Objectifs de ce chapitre

- Calculer une quantité de matière.
- Connaître les conséquences d'un changement de température ou de pression sur l'état de la matière.
- Appliquer la loi des gaz parfaits et calculer les fractions molaires et les pressions partielles.
- Savoir représenter les mailles élémentaires de structures cubique simple (CS), cubique centrée (CC) et cubique faces centrées (CFC).
- Calculer la composition d'une maille élémentaire de structure cubique.



Le marais salant est un paysage côtier artificiel, qui permet la récolte du sel (chlorure de sodium, NaCl) dissous dans l'eau de mer (l'eau en sal entre 30 g et 40 g/l). Ce procédé est basé sur l'évaporation naturelle de l'eau (liquide), sous l'effet combiné du vent et du soleil, et ce au cours d'un trajet de plusieurs kilomètres à travers différents bassins. À l'issue de ce processus, la concentration en sel est maximale (supérieure à 250 g/l) et cristallise. Le sel (solide) peut alors être récupéré par le palan. Le travail commence par le palan, particulièrement efficace, de la fleur de sel, formée en surface sous la forme d'une croûte (c'est la plus raffinée). Elle se poursuit avec le ramassage, nécessitant un effort plus physique, le gros sel.

Le cours

- Le **cours** est illustré par des figures et de nombreux exemples.
- Les **focus** développent un sujet de recherche, une application, un thème d'actualité.
- Des repères historiques.
- Des encadrés « méthode ».

CHAPITRE 2 | Modèles de l'atome et classification périodique

1 La classification périodique

Classification

Les éléments chimiques sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique. Ils sont regroupés en périodes et en groupes.

Méthode

En chimie, l'ordre des éléments dans le tableau périodique est déterminé par leur configuration électronique. Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique. Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique. Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique. Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique. Les éléments sont classés en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

3 La classification périodique

Chaque élément est identifié par un symbole d'un ou deux lettres (voir le tableau périodique des éléments sur le site de l'ouvrage). Quand deux lettres sont utilisées, la première est toujours en majuscule et la seconde en minuscule.

Les périodes des éléments sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z). Les périodes sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les périodes des éléments sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z). Les périodes sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les périodes des éléments sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z). Les périodes sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les périodes des éléments sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z). Les périodes sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

Les périodes des éléments sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z). Les périodes sont classées en fonction de leur numéro atomique (Z) et de leur configuration électronique.

CHAPITRE 9 | La chimie des solutions

1 L'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo-réduction a toujours deux composés réactionnels :
- l'oxydant, qui s'oxyde (donne des électrons) ;
- le réducteur, qui se réduit (prend des électrons).

Un composé qui gagne des électrons (c'est-à-dire qui est oxydé) est appelé **agent oxydant** (AO). Un composé qui perd des électrons (c'est-à-dire qui est réduit) est appelé **agent réducteur** (AR).

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type. Les réactions d'oxydo-réduction sont classées en fonction de leur type.

En fin de chapitre

- Un **résumé** de ce qu'il faut retenir.
- Les QCM et **exercices** permettent de vérifier ses connaissances et de s'entraîner aux examens.
- Les **corrigés** sont détaillés à la fin du livre.

Ce qu'il faut retenir

- Les formules planes les plus pertinentes pour représenter une molécule sont la **formule développée** et la **formule topologique**. La **formule brève** donne une information concise sur le nombre et le nombre des atomes.
- La représentation de Cram permet de donner une molécule en trois dimensions. La projection de Newman et la projection de Fischer sont des schémas complémentaires.
- Le plan chimique d'une molécule simple peut être déterminé par les règles de Cram (méthode VSEPR) ou par les règles de la chimie des orbitales. Un atome lié par une liaison simple est placé dans le plan chimique d'une molécule simple.

Propriétés physiques	Nombre d'atomes	Formule développée	Formule topologique	Formule brève
CH_4	5			CH_4
CH_2	3			CH_2
CH	2			CH

Testez-vous

- Quelle est l'écriture correcte ?
 - a. La règle de Cram est utilisée systématiquement pour tous les atomes d'une molécule.
 - b. Le nombre total d'atomes d'une molécule est noté N_{AT} .
 - c. Le CH_4 a une seule écriture correcte.
 - d. Les liaisons doubles.
 - e. Les cycles et les liaisons triples.
- Quel est l'effet d'induction de l'atome de carbone α ?
 - a. $\Delta\sigma = 0$
 - b. $\Delta\sigma = 1$
 - c. $\Delta\sigma = 2$
 - d. $\Delta\sigma = 3$

Corrigés

Chapitre 1

Pour l'électron

1. La règle de Cram est utilisée systématiquement pour tous les atomes d'une molécule.
2. Le nombre total d'atomes d'une molécule est noté N_{AT} .
3. Le CH_4 a une seule écriture correcte.
4. Les liaisons doubles.
5. Les cycles et les liaisons triples.

Testez-vous

1. La règle de Cram est utilisée systématiquement pour tous les atomes d'une molécule.
2. Le nombre total d'atomes d'une molécule est noté N_{AT} .
3. Le CH_4 a une seule écriture correcte.
4. Les liaisons doubles.
5. Les cycles et les liaisons triples.

Exercices

1. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
2. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
3. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
4. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
5. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.

Exercices

Chapitre 2

Pour l'électron

Testez-vous

1. La règle de Cram est utilisée systématiquement pour tous les atomes d'une molécule.
2. Le nombre total d'atomes d'une molécule est noté N_{AT} .
3. Le CH_4 a une seule écriture correcte.
4. Les liaisons doubles.
5. Les cycles et les liaisons triples.

Exercices

1. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
2. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
3. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
4. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.
5. CH_4 : 5 atomes ; CH_2 : 3 atomes ; CH : 2 atomes.

En fin d'ouvrage

- Une **bibliographie**.
- Un **lexique** bilingue des termes clés.
- Un **index** pour retrouver rapidement les notions principales.

Lexique français/anglais

A	abstraction (abstraction)	abstraction (abstraction)
B	base (base)	base (base)
C	carbone (carbon)	carbone (carbon)
D	développement (development)	développement (development)
E	électron (electron)	électron (electron)
F	formule (formula)	formule (formula)
G	groupe (group)	groupe (group)
H	hydrogène (hydrogen)	hydrogène (hydrogen)
I	ion (ion)	ion (ion)
J	jaune (yellow)	jaune (yellow)
K	kélocrome (kelocrome)	kélocrome (kelocrome)
L	liaison (bond)	liaison (bond)
M	matériau (material)	matériau (material)
N	nombre (number)	nombre (number)
O	oxygène (oxygen)	oxygène (oxygen)
P	projet (project)	projet (project)
Q	qualité (quality)	qualité (quality)
R	rayon (ray)	rayon (ray)
S	séquence (sequence)	séquence (sequence)
T	température (temperature)	température (temperature)
U	unité (unit)	unité (unit)
V	vitesse (speed)	vitesse (speed)
W	volume (volume)	volume (volume)
X	xénon (xenon)	xénon (xenon)
Y	yeux (eyes)	yeux (eyes)
Z	zéro (zero)	zéro (zero)

Index

A	abstraction (abstraction)	abstraction (abstraction)
B	base (base)	base (base)
C	carbone (carbon)	carbone (carbon)
D	développement (development)	développement (development)
E	électron (electron)	électron (electron)
F	formule (formula)	formule (formula)
G	groupe (group)	groupe (group)
H	hydrogène (hydrogen)	hydrogène (hydrogen)
I	ion (ion)	ion (ion)
J	jaune (yellow)	jaune (yellow)
K	kélocrome (kelocrome)	kélocrome (kelocrome)
L	liaison (bond)	liaison (bond)
M	matériau (material)	matériau (material)
N	nombre (number)	nombre (number)
O	oxygène (oxygen)	oxygène (oxygen)
P	projet (project)	projet (project)
Q	qualité (quality)	qualité (quality)
R	rayon (ray)	rayon (ray)
S	séquence (sequence)	séquence (sequence)
T	température (temperature)	température (temperature)
U	unité (unit)	unité (unit)
V	vitesse (speed)	vitesse (speed)
W	volume (volume)	volume (volume)
X	xénon (xenon)	xénon (xenon)
Y	yeux (eyes)	yeux (eyes)
Z	zéro (zero)	zéro (zero)



Les + en ligne

Retrouvez sur la page dédiée à l'ouvrage sur le site dunod.com :

- Pour les enseignants : une sélection de figures de l'ouvrage pour projection en cours.
- Pour les étudiants :
 - ✓ Des compléments de cours pour aller plus loin.
 - ✓ Des liens commentés vers des vidéos et sites internet.

Avant-propos

Qu'est-ce que la chimie ?

Linus Pauling, prix Nobel de chimie en 1954, et prix Nobel de la paix en 1962, définit la chimie comme suit : « La chimie est une science expérimentale qui étudie les substances, leur structure et les réactions qui les transforment. » (*College Chemistry, An introductory Textbook of General Chemistry*, 2nd edition, WH Freeman and Company, 1957).

Une définition, plus récente, fait intervenir le concept fondamental d'énergie associé à l'étude des phénomènes de transformation. Ainsi, la chimie est « l'étude de la matière, de ses propriétés, de ses changements et de l'énergie associée à ces changements ». La matière correspond à tout ce qui a une masse et occupe un volume. Ainsi le chimiste cherche à apprendre et à comprendre les principes généraux qui régissent le comportement de la matière.

La chimie a une portée extrêmement large, en touchant tous les aspects de la vie moderne. Dans notre quotidien, tout ce que nous voyons, utilisons et consommons est le résultat de la chimie. Que ce soient la couleur de nos vêtements, les médicaments, les composants des ordinateurs et téléphones portables, ou encore les innombrables matériaux synthétiques et les avancées technologiques. Par ailleurs, la Vie est chimie. Tout organisme vivant est le reflet d'une série de processus (bio)chimiques qui gouverne la structure et la composition de la cellule et ce, jusqu'à l'organisme entier. « La chimie est à la biologie ce que le solfège est à la musique. Il n'y a aucune exception à cela. On peut faire de la musique sans connaître le solfège, comme on peut être biologiste sans être chimiste, mais les œuvres des musiciens qui ne savaient pas écrire les partitions se sont perdues, les autres non. » Pierre Potier (1934-2006). Entretien accordé en mars 2002, Maison de la Chimie, à Suzy Mouchet, Disc-Inserm et Jean-François Picard, historien-CNRS.

Pourquoi la chimie occupe-t-elle une part importante dans votre programme d'étude ?

À l'interface de disciplines scientifiques variées, la chimie a été définie par Roald Hoffmann (prix Nobel de chimie en 1981) comme la science centrale. Elle est en effet utile pour étudier la physique, les sciences de la terre, la science des matériaux, la médecine, la biologie, la biochimie, les sciences de l'environnement, l'astronomie, la botanique, l'agronomie, etc.

Grâce à son évolution permanente, elle contribue, à répondre à de nombreux défis modernes comme le changement climatique, la révolution énergétique, le recyclage des matériaux, l'alimentation, la nutrition, et la médecine moderne.

Les domaines d'application de la chimie sont multiples et variés. On peut citer par exemple : l'agriculture (pesticides, herbicides), la pharmacie, les parfums, les cosmétiques, la pétrochimie, les polymères (plastiques, fibres synthétiques), l'énergie (stockage, batteries, piles à combustible, thermoélectriques), les détergents, les pigments, les colorants, les encres...

Ce manuel, comme son édition précédente, a pour but de fournir les bases nécessaires à une compréhension de la chimie. Il s'adresse aux étudiants qui suivent un enseignement de chimie dans leur cursus post-baccalauréat, plus précisément en L1 Sciences, Sciences de la vie ou Accès Santé (LAS), en Parcours Accès Santé Spécifique (PASS), en classes préparatoires aux grandes écoles, en BUT ou BTS. L'objectif pédagogique est de consolider les connaissances déjà abordées au lycée et de faire le pont avec celles à maîtriser en fin de première année d'études scientifiques universitaires.

Cet ouvrage s'articule autour de 13 chapitres. Chaque début est illustré par un exemple concret, au travers d'une photographie accrocheuse et d'un texte de quelques lignes, qui permet d'introduire le sujet dont le chapitre fait l'objet. Il s'ensuit un cours détaillé et des méthodes pour appréhender les exercices et les QCM (leurs corrections sont détaillées). La chimie expérimentale est également mise en avant au travers des deux derniers chapitres, qui y sont entièrement consacrés. De courtes biographies de scientifiques, dont les contributions au développement de la chimie nous ont paru essentielles, et des focus centrés sur des domaines contemporains de la chimie ponctuent par ailleurs le manuel. Un bonus web, disponible sur le site Dunod, regroupe des compléments de cours et des exercices ou QCM additionnels. Les enseignants peuvent aussi télécharger l'ensemble des figures afin de les utiliser pour l'illustration de leurs enseignements.

Pour cette seconde édition, corrigée et augmentée, nous avons conservé le plan général et l'ordre chronologique des chapitres de la version initiale publiée en 2017. Nous avons tenu compte des remarques et suggestions qui nous avaient été adressées pour la première version. Nous avons ajouté en fin des chapitres des exercices corrigés supplémentaires et de nouveaux focus ont également été proposés.

Nous espérons que cet ouvrage sera pour vous un manuel didactique, agréable à lire et qu'il vous accompagnera d'une façon bénéfique dans votre apprentissage de la chimie. Par ailleurs, nous espérons qu'il attirera un certain nombre d'entre vous vers cette discipline scientifique.

Nous sommes toujours reconnaissants aux collègues et étudiants qui ont participé à la relecture de la première édition du manuel. Nous ne les citerons pas à nouveau ici, mais ils sauront très bien se reconnaître. Enfin, nous tenons à remercier les éditions Dunod, et plus particulièrement Lætitia Herin pour sa confiance et ses conseils et Vanessa Beuneche, pour le suivi de la réalisation de l'ouvrage.

Nous remercions tous nos lectrices et lecteurs de bien vouloir nous faire part de leurs remarques et suggestions à l'adresse : Fluo.Chimie@gmail.com. Il y aura peut-être un jour une 3^e édition !

Bonne lecture.

Stéphane Perrio (université de Caen Normandie)

Béatrice Roy (université de Montpellier)

Jean-Yves Winum (université de Montpellier)

Mesures et incertitudes

Pour bien démarrer

1. Les unités de longueur et de masse dans le système international (SI) sont :
 - ☐ a. le centimètre et la tonne ;
 - ☐ b. le décimètre et le gramme ;
 - ☐ c. le mètre et le kilogramme ;
 - ☐ d. le mètre et le gramme.
2. Le pascal (Pa) est une unité de mesure de :
 - ☐ a. la température ;
 - ☐ b. la pression ;
 - ☐ c. la fréquence ;
 - ☐ d. la charge électrique.
3. Un volume de 2 litres correspond à un volume de :
 - ☐ a. 200 cm^3 ;
 - ☐ b. 2 dm^3 ;
 - ☐ c. $20 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$;
 - ☐ d. 20 dm^3 .
4. L'unité de température dans le système métrique international est le degré :
 - ☐ a. Fahrenheit ;
 - ☐ b. Celsius ;
 - ☐ c. Kelvin.
5. Parmi les quatre propositions suivantes laquelle représente la plus petite quantité ?
 - ☐ a. $10 \text{ }\mu\text{g}$
 - ☐ b. 10 ng
 - ☐ c. 10 mg
 - ☐ d. 10 g
6. Quel est le volume d'un cube dont la longueur des arêtes est égale à 200 pm ?
 - ☐ a. $8 \cdot 10^{-30} \text{ m}^3$
 - ☐ b. $8 \cdot 10^{-32} \text{ m}^3$
 - ☐ c. $8 \cdot 10^{-24} \text{ m}^3$
 - ☐ d. $8 \cdot 10^{-28} \text{ m}^3$

Réponses page 386

Objectifs de ce chapitre

- Connaître et être capable d'utiliser les unités de base du système international et les unités dérivées.
- Comprendre l'importance de l'incertitude des mesures en chimie et savoir les évaluer.
- Découvrir de quelle manière les chiffres significatifs se notent pour indiquer la précision d'une mesure.

CHAPITRE

1



La position d'un engin spatial est connue à un mètre près, grâce à des systèmes de navigation synchronisés à des horloges atomiques terrestres possédant une résolution temporelle très précise, de l'ordre du milliardième de seconde. Ces horloges sont des objets volumineux, difficiles à embarquer dans un vaisseau spatial. Placée en orbite autour de la Terre par la NASA en juin 2019, **Deep Space Atomic Clock** est une horloge atomique, miniaturisée et ultraprécise, utilisant les ions mercure. Beaucoup plus stable que les horloges de navigation existantes, elle a été affinée pour limiter la dérive à une microseconde après dix ans (ceci est équivalent à un décalage de seulement une seconde tous les 10 millions d'années !). Elle devrait ainsi permettre aux vaisseaux spatiaux de naviguer dans l'espace, en toute sécurité, et de manière indépendante des mesures terrestres.

1 Mesures, grandeurs et unités

Définitions

- La **mesure** est la détermination des dimensions, des capacités, de la quantité ou de l'étendue d'un objet.
- La science de la mesure est appelée **métrologie**. Elle s'intéresse à toutes les mesures, dont le niveau d'incertitude est connu, et ce dans tous les domaines d'activité humaine.

SI : système international.
BIPM : bureau international des poids et mesures.

Comprendre les mesures est indispensable à l'étude de la chimie. Sans elles, des questions, portant sur la masse, le volume, ou le temps nécessaire pour effectuer une manipulation, resteraient sans réponse. Dans notre vie quotidienne, nous faisons tous régulièrement des mesures, par exemple lorsque nous réalisons une recette de cuisine ou lorsque nous faisons le plein d'essence de notre véhicule. Dans les laboratoires de chimie, les mesures les plus courantes sont celles de la masse, du volume, de la longueur, du temps, de la température, de la pression et de la concentration.

Pour réaliser une mesure, on procède généralement en comparant, à l'aide d'un instrument adapté, une quantité physique (ou chimique) inconnue à une quantité connue du même élément, qui sert de référent. Une mesure implique donc nécessairement un cadre de référence auquel des unités sont associées.

FOCUS

La petite histoire du système métrique

Jusqu'à la fin du XVIII^e siècle, il n'existait aucun système de mesure standardisé. En 1795, on comptait en France plus de 700 unités de mesure différentes.

Le premier système cohérent, qui date de la Révolution française, est le système métrique. Il est fondé sur le mètre (égal à la dix-millionième partie du quart du méridien terrestre) et le kilogramme (égal à la masse d'un décimètre cube d'eau à une température donnée). Dès la fin du XVIII^e siècle, les premiers étalons du mètre et du kilogramme ont été fabriqués pour l'usage courant.

Le **système métrique** a été ratifié par dix-sept États en mai 1875 avec la création du **Bureau international des poids et mesures** (BIPM) lors de la Convention du Mètre. Cette organisation intergouvernementale permanente permet aux États membres (57 actuellement) d'avoir une base commune sur toutes les questions se rapportant aux unités de mesure (<http://www.bipm.org>).

La version moderne du système métrique – le **système international d'unités** (SI) – a été établie en 1960, lors de la onzième Conférence générale des poids et mesures (CGPM). Ce système évolutif comprend deux catégories d'unités :

1. les sept unités de bases (le mètre, le kilogramme, la seconde, l'Ampère, le Kelvin, la mole et le candela) ;
2. les unités dérivées (le hertz, le degré Celsius, le watt, etc.).

Depuis le 20 mai 2019, suite à la 26^e CGPM qui a eu lieu en 2018, toutes les unités du SI sont définies à partir d'un ensemble des **sept constantes de la physique**. La valeur numérique de chacune de ces constantes n'a pas d'incertitude.

Les sept constantes de la physique

Vitesse de la lumière dans le vide c	299 792 458 m·s ⁻¹
Constante de Planck h	6,626 070 15 × 10 ⁻³⁴ J·s
Charge élémentaire e	1,602 176 634 × 10 ⁻¹⁹ C
Constante de Boltzmann k	1,380 649 × 10 ⁻²³ J·K ⁻¹
Constante d'Avogadro N_A	6,022 140 76 × 10 ²³ mol ⁻¹
Efficacité lumineuse K_{cd}	683 lm·W ⁻¹
Fréquence de la transition hyperfine du césium Δν_{Cs}	9 192 631 770 Hz

1.1 Le système international d'unités

1.1.1 Grandeurs et unités de base

Définitions

- La **grandeur** est une caractéristique d'un phénomène, d'un objet ou d'une substance que l'on peut mesurer ou calculer et exprimer à l'aide d'un nombre suivi d'une unité de mesure. Ce terme peut se rapporter à une grandeur dans un sens général (la longueur, le temps, la masse, etc.) ou à une grandeur particulière (la masse d'un échantillon de composé donné, par exemple). Les grandeurs qui peuvent être classées les unes par rapport aux autres en ordre croissant (ou décroissant) sont appelées **grandeurs de même nature** (par exemple diamètre et longueur d'onde sont tous deux des longueurs).
- La **dimension** d'une grandeur renseigne sur sa nature. C'est une caractéristique plus générale que son unité, dont le choix est adapté à l'échelle du phénomène étudié. Deux grandeurs de même nature ont une même dimension mais peuvent avoir des unités différentes.
- L'**unité de mesure** est une grandeur particulière, définie et adoptée par convention, à laquelle on peut comparer toute autre grandeur de même nature pour les exprimer quantitativement par rapport à cette grandeur.

Tableau 1.1 Description des sept unités de base du SI

Grandeur	Dimension	Unité de mesure
Longueur (<i>l</i>)	L	Le mètre (m) est la longueur du trajet parcouru dans le vide par la lumière pendant une durée de $1/299\,792\,458$ s. La valeur conventionnellement fixée pour la célérité (vitesse) de la lumière dans le vide est de $299\,792\,458\text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.
Masse (<i>m</i>)	M	Le kilogramme (kg) est défini en considérant la valeur de la constante de Planck h , lorsqu'elle est exprimée en J·s, unité égale au $\text{kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-1}$, le mètre et la seconde étant définis en fonction de c et $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.
Temps (<i>t</i>)	T	La seconde (s) est définie en considérant la valeur numérique de la fréquence du césium $\Delta\nu_{\text{Cs}}$, égale à la durée de $9\,192\,631\,770$ périodes de la radiation correspondant à la transition entre les deux niveaux hyperfins de l'état fondamental de l'atome de césium 133 (^{133}Cs).
Courant électrique (<i>I</i>)	I	L' ampère (A) est défini en considérant la valeur numérique fixée de la charge élémentaire e lorsqu'elle est exprimée en coulombs (C), unité égale à l'A.s. Un ampère est le courant électrique correspondant au flux de $1/(1,602\,176\,634 \times 10^{-19})$ charges élémentaires par seconde.
Température (<i>T</i>)	Θ	Le kelvin (K) est défini en considérant la valeur numérique fixée de la constante de Boltzmann k lorsqu'elle est exprimée en $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$, unité égale au $\text{kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-2}\cdot\text{K}^{-1}$. Il est égal à la variation de la température thermodynamique résultant d'un changement de l'énergie thermique kT de $1,380\,649 \times 10^{-23}$ J.

Le stéradian (sr) est une unité dérivée sans dimension du SI qui mesure l'angle solide.



■ William Thomson (1824-1907), ou Lord Kelvin, est un physicien britannique. Reconnu pour ses travaux en thermodynamique, il a établi la notion de zéro absolu, température correspondant à l'absence d'agitation thermique et de pression d'un gaz. Il a laissé son nom à l'échelle de température thermodynamique.

Température (T) en K = température (θ) en °C + 273,15

Grandeur	Dimension	Unité de mesure
Quantité de matière (n)	N	La mole (mol) est la quantité de matière d'un système qui contient $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités élémentaires spécifiées. Ce nombre, appelé « nombre d'Avogadro », correspond à la valeur numérique de la constante d'Avogadro N_A , lorsqu'elle est exprimée en mol^{-1} .
Intensité lumineuse (Iv)	J	Le candela (cd) est défini en considérant la valeur numérique fixée de l'efficacité lumineuse d'un rayonnement monochromatique de fréquence 540×10^{12} Hz, K_{Cd} , égale à 683 lorsqu'elle est exprimée en $\text{cd} \cdot \text{sr} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^3$.

Les sept **grandeurs de base**, correspondant aux sept **unités de base**, sont la longueur, la masse, le temps, le courant électrique, la température, la quantité de matière et l'intensité lumineuse. Elles constituent le fondement permettant de définir toutes les unités de mesure du système international. Chacune des sept grandeurs de base du SI possède sa propre dimension. Les symboles des grandeurs sont toujours écrits en italique, alors que les symboles des dimensions sont écrits en majuscules. Vous êtes déjà familiarisés avec le système international pour les grandeurs du quotidien comme la longueur (mètre), la masse (kilogramme) ou encore le temps (seconde).

Pour la température, l'unité utilisée dans le système international n'est pas le degré Celsius, mais le kelvin. Dans l'échelle de température Kelvin, le point zéro (aussi appelé zéro absolu) correspond à la température la plus basse possible, soit $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Cependant, en chimie, pour des raisons pratiques, la température est plus communément mesurée en degré Celsius ($^{\circ}\text{C}$). Pour convertir des kelvins en degrés Celsius, il faut soustraire 273,15.

1.1.2 Grandeurs et unités dérivées

Les unités dérivées sont formées à partir de produits de puissances des unités de base. Il en existe de nombreuses et, même si elles ont des noms qui leur sont propres (hertz, pascal, newton, etc.), elles peuvent toujours être exprimées en unités de base.

Tableau 1.2 Les unités dérivées du système international communément utilisées en chimie

Grandeur	Unité dérivée	Symbole	Unités SI
Fréquence (f)	hertz	Hz	s^{-1}
Force (F)	newton	N	$\text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$
Pression (p)	pascal	Pa	$\text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$
Énergie (E)	joule	J	$\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$
Quantité électrique (Q)	coulomb	C	A.s
Potentiel électrique (U)	volt	V	$\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-3} \cdot \text{A}^{-1}$
Concentration molaire (c)	mole par mètre cube	$\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$	$\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$
Masse volumique (ρ)	kilogramme par mètre cube	$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$	$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$

Quelques autres unités, qui ne font pas partie du système international, sont très utilisées en chimie. Elles sont compilées dans le tableau ci-après.



■ *Blaise Pascal (1623-1662) est un scientifique et philosophe français. Outre ses travaux en mathématiques, il est reconnu en physique pour ses travaux sur le concept de pression et de vide. Il est à l'origine de l'invention du principe de la presse hydraulique et de la seringue. Il a laissé son nom à l'unité de pression dérivée du SI.*

Attention, ne pas confondre la masse volumique et la densité.

Tableau 1.3 Autres unités de mesure

Grandeur	Unité	Symbole	Valeur en unité SI
Temps (t)	minute heure	min h	1 min = 60 s 1 h = 3 600 s
Volume (V)	litre	L	1 L = $1 \cdot 10^{-3}$ m ³
Énergie (E)	électronvolt	eV	1 eV = $1,602 \cdot 10^{-19}$ J
Pression (p)	bar	bar	1 bar = $1 \cdot 10^5$ Pa
Longueur (l)	angström	Å	1 Å = $1 \cdot 10^{-10}$ m

Dans le système international, l'unité de longueur étant le mètre, celle du volume est donc le mètre cube (m³). Cependant, pour l'usage courant, le litre et le millilitre (mL) sont des unités de volume standard. Pour ce même usage, 1 litre est généralement défini comme 1 décimètre cube (1 kg) d'eau à 4 °C (de même 1 mL est défini comme 1 centimètre cube, soit 1 g d'eau à 4 °C).

Pour la masse volumique et la concentration molaire, les unités SI sont le kg·m⁻³ et le mol·m⁻³. Dans les opérations courantes en laboratoire de chimie, on préfère utiliser les unités usuelles g·mL⁻¹ (ou g·cm⁻³) pour la masse volumique, et mol·L⁻¹ pour la concentration molaire.

Attention à ne pas confondre la masse volumique et la densité : la **densité** (d) est une grandeur sans dimension et correspond au rapport de la masse volumique d'un corps à la masse volumique d'un corps pris comme référence. Avec une masse volumique de 1 000 kg·m⁻³ (ou 1 g·cm⁻³, ou 1 g·mL⁻¹ à 4 °C et à pression atmosphérique), l'eau est généralement prise comme standard par les chimistes.

Les symboles des unités commencent par une majuscule si le nom de l'unité est le dérivé d'un nom propre (par exemple, ampère, A ; kelvin, K ; hertz, Hz ; coulomb, C ; etc.). Dans le cas contraire, ils commencent par une minuscule (par exemple, mètre, m ; seconde, s ; mole, mol ; etc.). Le symbole du litre constitue une exception : il est possible d'utiliser un L majuscule afin d'éviter la confusion entre le chiffre 1 (un) et le ℓ minuscule.



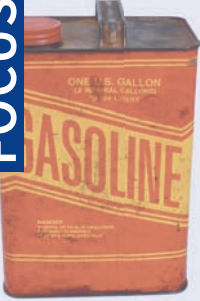
L'importance d'utiliser un même système de mesure !

En 1998, la NASA a lancé la sonde **Mars Climate Orbiter** pour étudier la météo de la planète Mars. Le 23 septembre 1999, lors des manœuvres d'insertion sur une orbite martienne, la sonde a été détruite par la chaleur, en pénétrant dans l'atmosphère de la planète. Cet échec est le résultat d'un oubli de conversion des valeurs de poussée du moteur de freinage. Ces dernières, communiquées par la firme Lockheed, étaient exprimées dans des unités anglo-saxonnes. Cependant, les ingénieurs de la NASA étaient persuadés d'avoir des données exprimées dans le système international, comme spécifié dans le contrat de sous-traitance. Cet incident a sonné l'arrêt de la mission.



L'utilisation des symboles des unités du SI – et des unités en général – est obligatoire. Le SI n'est pas statique : c'est un système évolutif qui reflète les besoins croissants des utilisateurs en matière de mesures. Ceci est illustré par de nombreux exemples dans la brochure sur le SI que l'on peut trouver sur le site internet du BIPM (<http://www.bipm.org/fr/about-us/>).

FOCUS



Mesures impériales et unités anglo-saxonnes

Des systèmes de mesure, autres que le système international d'unités, sont encore utilisés dans les pays anglo-saxons. Le *United States customary units* est un système de mesure utilisé aux États-Unis tandis que l'*imperial system of units* a été mis en œuvre au Royaume-Uni et ses anciennes colonies. Les unités et leurs relations sont généralement identiques dans les deux systèmes, mais la valeur des unités peut varier. Pour la température les Américains utilisent usuellement le degré Fahrenheit (°F). La relation la reliant à la température en degré Celsius est la suivante :

$$T(^{\circ}F) = \frac{9}{5} \times \theta(^{\circ}C) + 32$$

Les points de fusion et d'ébullition de l'eau sous pression atmosphérique sont ainsi respectivement de 32 °F et 212 °F.

Les unités américaines

Longueur	1 inch (in) = 2,54 cm	1 foot (ft) = 30,4 cm	1 yard (yd) = 91,4 cm	1 mile (mi) = 1 609 m
Volume	1 liquid ounce (fl oz) = 0,0296 L	1 pint (pt) = 0,473 L	1 quart (qt) = 0,946 L	1 gallon (gal) = 3,785 L
Masse	1 solid ounce (oz) = 28,35 g	1 pound (lb) = 0,45 kg	1 short ton (t) = 907,2 kg.	1 long ton (t) = 1 016 kg.

1.2 Multiples et sous-multiples décimaux des unités du système international

1.2.1 La notation scientifique

Les scientifiques utilisent régulièrement des chiffres très grands ou très petits dans les mesures. Souvent, ces chiffres sont encombrants, aussi, afin de les rendre plus compacts, ils utilisent des puissances de 10. En **notation scientifique**, on utilise un chiffre compris entre 1 et 10 multiplié par 10 élevé à une certaine puissance.

Exemple

Écrivez les quantités suivantes en notation scientifique : **a.** 12 740 g ; **b.** 535 400 L ; **c.** 0,0000182 m ; **d.** 0,0962 g.

Solutions :

a. $1,274 \cdot 10^4$ g ; **b.** $5,354 \cdot 10^5$ L ; **c.** $1,82 \cdot 10^{-5}$ m ; **d.** $9,62 \cdot 10^{-2}$ g.

Il existe une variante de la notation scientifique, appelée **notation ingénieur**. Dans cette notation, on garde un à trois chiffres significatifs devant la virgule afin que la puissance de 10 soit toujours un multiple de 3. Ceci a l'avantage de simplifier l'utilisation des préfixes multiplicateurs.

Exemple

Écrivez les nombres suivants en notation scientifique et en notation ingénieur : 54 750,9 ; 0,0001237 ; 499,3.

Solutions :

Nombre	Notation scientifique	Notation ingénieur
54 750,9	$5,47509 \cdot 10^4$	$54,7509 \cdot 10^3$
0,0001237	$1,237 \cdot 10^{-4}$	$123,7 \cdot 10^{-6}$
499,3	$4,993 \cdot 10^2$	499,3

1.2.2 Les préfixes multiplicateurs dans le système international

Les unités et unités dérivées du système international peuvent être modifiées par l'adjonction de préfixes multiplicateurs permettant de qualifier les grandes et les petites quantités, évitant ainsi d'utiliser des puissances de 10. Par exemple, le préfixe milli- signifie 1 sur 1 000, donc 1 millimètre correspond à 1/1 000 de 1 mètre. De la même manière, le préfixe kilo- signifie 1 000, donc 1 kilomètre correspond à 1 000 fois 1 mètre, soit 1 000 mètres.

Il est à noter que l'unité de masse dans le système international – le kilogramme – contient déjà le préfixe kilo-, et ce pour des raisons historiques. Les multiples et sous-multiples du kilogramme sont formés par l'ajout de préfixes au mot gramme : on parle ainsi de milligramme (mg) et non de micro-kilogramme (μkg).

Le tableau ci-dessous résume l'ensemble des préfixes à connaître pour désigner les multiples et sous-multiples décimaux des unités du SI.

Tableau 1.4 Préfixes des multiples et sous-multiples décimaux des unités du SI

Préfixe	Symbole	Facteur multiplicateur
péta	P	10^{15}
téra	T	10^{12}
giga	G	10^9
méga	M	10^6
kilo	k	10^3
hecto	h	10^2
déca	da	10^1
déci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
milli	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}

Il est important de noter qu'en chimie ces préfixes sont couramment utilisés que ce soit pour la mesure des masses, des volumes, des longueurs, et de la quantité de matière.

Exemple

Convertissez les unités suivantes : **a.** 4,5 cm en Å ; **b.** 12 nm en cm ; **c.** 8 km en mm ; **d.** 164 mg en g.

Solutions :

a. $4,5 \cdot 10^8$ Å ; **b.** $12 \cdot 10^{-7}$ cm ; **c.** $8 \cdot 10^6$ mm ; **d.** $164 \cdot 10^{-3}$ g.

FOCUS**Les nanomédicaments**

Un nanomédicament est une molécule thérapeutique contenue dans une particule mesurant quelques dizaines voire quelques centaines de nanomètres (nm). Cette nanoparticule protège le principe actif d'une éventuelle dégradation dans le corps et permet d'augmenter l'efficacité thérapeutique en augmentant les doses de molécules actives atteignant la cible. Une dizaine de nanomédicaments sont déjà sur le marché, la plupart utilisés en cancérologie.

2 Mesures, erreurs et incertitudes

L'ensemble des définitions officielles des différents termes présentés dans cette partie est compilé dans le livre *Vocabulaire international de métrologie – Concepts fondamentaux et généraux et termes associés (VIM)* disponible en français sur le site du BIPM.

Définitions

- Le **mesurage (ou la mesure)** est le processus permettant de déterminer expérimentalement une ou plusieurs **valeurs (x) d'une grandeur**.
- Le **mesurande** correspond à la grandeur que l'on veut mesurer. La valeur exacte du mesurande est la valeur que l'on obtiendrait si la mesure était parfaite. Elle est aussi appelée **valeur vraie (X)**.

La mesure d'une grandeur peut être :

- directe (ex. : comme une simple pesée) ;
- ou indirecte (ex. : la détermination d'une concentration à partir d'une courbe de dosage).

Cependant, en sciences expérimentales, il n'existe pas de mesures exactes. Les mesures comportent des erreurs plus ou moins importantes en fonction de la qualité des instruments et de l'habileté du manipulateur. La valeur vraie est toujours inconnue (on parle également de valeur théorique).

L'objectif de l'expérimentateur est de réduire l'erreur lors d'une mesure. Aussi il doit être capable de l'identifier et de l'estimer.

Le **résultat du mesurage (M)** – ou résultat de mesure – va donc correspondre à un ensemble de valeurs attribuées à un mesurande, complété des informations sur l'incertitude de mesure qui permet d'indiquer l'intervalle des valeurs probables du mesurande : $M = x \pm \delta x$.

2.1 Fidélité et justesse dans la mesure

Les termes de fidélité et de justesse sont illustrés dans la figure 1.1. Ils sont souvent utilisés dans l'examen des incertitudes des valeurs de mesure.

Notez bien la différence entre fidélité et justesse.

Figure 1.1
Illustration de la
fidélité et de la
justesse dans la
mesure



Définitions

- La **fidélité d'une mesure** traduit la reproductibilité des mesures, c'est-à-dire la proximité de valeurs mesurées obtenues par mesurages répétés exactement de la même manière.
- La **justesse d'une mesure** mesure la proximité entre la moyenne d'un nombre de valeurs mesurées et la valeur réelle ou supposée réelle.

La justesse s'exprime par l'erreur et ne peut jamais être déterminée exactement, parce que la valeur vraie d'une grandeur reste toujours inconnue. La justesse d'une mesure s'exprime en termes d'erreur absolue et d'erreur relative.

Il est important de ne pas employer le terme **exactitude de mesure** en remplacement des termes fidélité ou justesse d'une mesure. L'exactitude est la réunion de la justesse et de la fidélité et traduit la proximité entre une valeur mesurée et une valeur vraie d'un mesurande. Lorsque l'on parle de **précision**, il s'agit en réalité d'**exactitude**. Elle se détermine facilement par simple répétition des mesures.

2.2 Erreurs et incertitudes

Malgré les recommandations très précises du Bureau international des poids et mesures, une confusion est souvent faite par les scientifiques qui parlent de calculs d'erreurs au lieu de calculs d'incertitudes, alors que ces deux notions sont complètement indépendantes.

2.2.1 L'erreur

Définitions

- L'**erreur absolue (E)** est la différence entre la valeur mesurée et la valeur vraie.
- L'**erreur relative (E_r)**, plus souvent utilisée que l'erreur absolue, correspond à l'erreur absolue divisée par la valeur vraie.

La mesure ne pouvant être absolument précise, il existe un écart entre la valeur mesurée (x) et la valeur vraie (X) que l'on appelle **erreur absolue (E)**. L'erreur absolue s'exprime dans les unités de la grandeur mesurée.

$$E = x - X$$

Attention, ne pas confondre calcul d'erreurs et calcul d'incertitudes.

L'**erreur relative** n'a pas d'unité et s'exprime en général en %.

$$E_r = \frac{x - X}{X} \times 100 \%$$

Deux catégories d'erreurs peuvent être rencontrées :

- Les **erreurs aléatoires** (Δ) ou erreurs de répétabilité qui apparaissent de façon fortuite lorsque le système de mesure est poussé à son maximum de sensibilité. Ces erreurs étant difficilement corrigeables, elles nécessitent de prendre en compte une valeur moyenne sur plusieurs mesures. Elles peuvent cependant être réduites en augmentant le nombre de mesures. Les erreurs aléatoires affectent la précision des mesures et représentent la différence entre le résultat d'un mesurage x_i et cette moyenne \bar{x} lorsque le nombre de mesure n tend vers l'infini et que les mesures sont obtenues dans des conditions de répétabilité. $\Delta = x_i - \bar{x}$
- Les **erreurs systématiques** (ε) qui dépendent généralement de l'appareil de mesure (mais qui peuvent aussi dépendre de la méthode de mesure ou d'erreurs du manipulateur) et qui se reproduisent à l'identique d'une mesure à l'autre. Si elles sont identifiées, les erreurs systématiques peuvent être éliminées en effectuant une correction adaptée.

Les erreurs systématiques affectent l'exactitude des résultats. Elles correspondent ainsi au décalage entre la valeur vraie du mesurande (X) et la moyenne de toutes les mesures pouvant être réalisées (\bar{x}) : $\varepsilon = \bar{x} - X$.

Une erreur de mesure a donc en général deux composantes : une erreur aléatoire et une erreur systématique.

Erreur de mesure = erreurs aléatoires + erreurs systématiques.

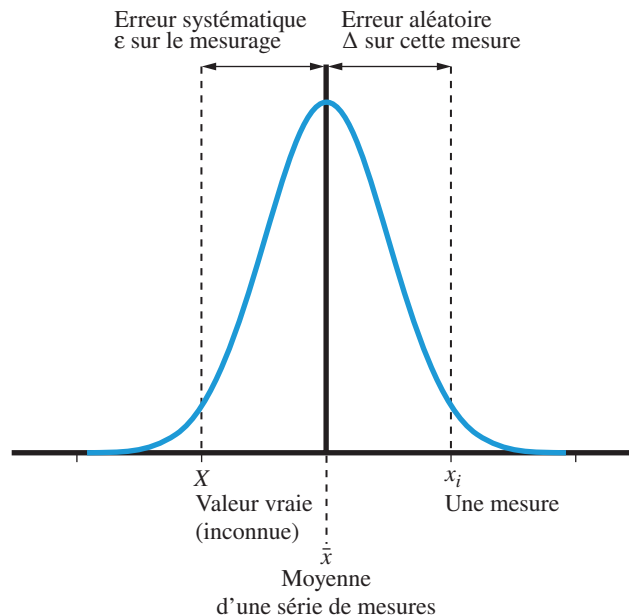


Figure 1.2
La notion d'erreur

2.2.2 L'incertitude

Définitions

- L'**incertitude** (δx) correspond à l'estimation de l'importance de l'erreur aléatoire commise.
- L'**intervalle de confiance** (%) correspond à l'intervalle de valeurs dans lequel on a un pourcentage de chance de trouver la vraie valeur du paramètre estimé.

En l'absence d'erreur systématique, l'incertitude (appelée également **incertitude absolue**) définit un intervalle autour de la valeur mesurée qui inclut la valeur vraie (X) avec un niveau (ou intervalle) de confiance déterminée.

Avec moins de rigueur, si on choisit un intervalle de confiance de 95 %, on peut dire qu'il représente la fourchette de valeurs à l'intérieur de laquelle nous sommes certains à 95 % de trouver la vraie valeur recherchée.

Deux cas de figures peuvent être rencontrés pour la détermination de l'incertitude.

1. Premier cas : l'incertitude est évaluée statistiquement, il s'agit d'une **évaluation de l'incertitude de type A**.

On cherche dans ce cas à caractériser la distribution de probabilité des valeurs x_i , en évaluant le mieux possible :

– la **valeur moyenne** : $\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n}$;

– l'**écart-type expérimental** : $\sigma_{n-1} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{(n-1)}}$.

En l'absence d'erreur systématique, **l'estimation de la valeur moyenne est la meilleure estimation de la valeur vraie X**. L'incertitude type δx est directement reliée à l'estimation de l'écart-type de la distribution. Elle va permettre de définir un intervalle dans lequel la valeur vraie X se trouve avec un niveau de confiance connu.

On choisit le plus souvent comme incertitude l'estimation de l'écart-type de la moyenne, appelé aussi **incertitude-type $u(x)$** .

$$u(x) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}} = \frac{1}{\sqrt{n}} \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{(n-1)}}$$

Comme le nombre de mesures est limité, on introduit le **facteur d'élargissement k** (ou coefficient de Student $t(n|%)$) qui dépend du nombre de mesures n et de l'intervalle de confiance (%) choisi.

Le coefficient de Student $t(n|%)$ est tabulé en fonction du nombre de mesures n pour différents niveaux de confiance ; par exemple pour 95 ou 99 % de confiance, on a les valeurs suivantes :

n	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
$t(n 95\%)$	4,30	3,18	2,78	2,57	2,45	2,37	2,31	2,26	2,23	2,20
$t(n 99\%)$	9,93	5,84	4,60	4,03	3,71	3,50	3,36	3,25	3,17	3,11