

PLAN DE CHAPITRE

 L'avenir de l'énergie nucléaire.....	38	2.5 Les formules chimiques.....	50
2.1 La théorie atomique.....	39	2.6 Les composés chimiques.....	53
2.2 La structure de l'atome	40	 Le carbone... des arrangements étonnants!	57
 Marie Curie et sa famille, de grands chercheurs et de grands découvreurs!	43	2.7 La nomenclature des composés inorganiques	58
2.3 Le numéro atomique, le nombre de masse et les isotopes	46	Résumé	68
 Un réacteur nucléaire... naturel	47	Qu'avez-vous retenu?.....	70
2.4 Le tableau périodique.....	48	Problèmes	71

Les atomes, les molécules et les ions

Les travaux d'Ernest Rutherford, effectués en partie à l'Université McGill, ont permis de mettre en évidence le noyau de l'atome. Dans le modèle atomique qui en a découlé, les électrons sont en orbite autour du noyau.

OBJECTIFS D'APPRENTISSAGE

- Expliquer les découvertes scientifiques majeures qui ont permis d'élucider la structure de l'atome ;
- Décrire la structure de l'atome ;
- Déterminer le nombre de protons, d'électrons et de neutrons d'un atome ou d'un ion, ainsi que son nombre de masse et son numéro atomique ;
- Différencier élément, corps simple, composé, composé ionique, composé covalent, molécule, ion ;
- Nommer différentes espèces chimiques selon les règles de nomenclature.



Consultez les ressources en ligne sur la plateforme *i+ Interactif*

- Animations
- Compléments pédagogiques
- Réponses aux questions « Qu'avez-vous retenu ? »
- Questions interactives



Repérez les marqueurs pour un accès instantané à des animations sur :

- Le tube à rayons cathodiques (2.2)
- L'expérience de Millikan (2.2)
- Les rayons α , β et γ (2.2)
- La déviation des particules α (2.2)

PLAN DE CHAPITRE

 De la composition des étoiles aux cellules photovoltaïques.....	156	4.5 Les états quantiques.....	182
4.1 De la physique classique à la théorie des quanta ..	157	4.6 Les caractéristiques des orbitales atomiques.....	185
4.2 Le modèle de Bohr	164	4.7 L'énergie et la taille des orbitales atomiques.....	187
 Le laser, une source de lumière bien utile ...	173	Résumé	190
4.3 Le développement de la mécanique quantique....	174	Équations clés	192
 La microscopie électronique	177	Qu'avez-vous retenu ?	193
4.4 Les nombres quantiques.....	180	Problèmes	194

La structure électronique des atomes

Représentation des interactions électroniques autour des différents noyaux. Les nuages jaunes et orange indiquent les zones de probabilité de présence des électrons, en accord avec les prédictions de la mécanique quantique.

OBJECTIFS D'APPRENTISSAGE

- Décrire le comportement de la lumière;
- Expliquer l'effet photoélectrique;
- Interpréter le spectre de l'hydrogène à partir du modèle de Bohr;
- Calculer la fréquence, la longueur d'onde, l'énergie absorbée ou émise, l'énergie de l'électron et le niveau de l'orbite de Bohr pour une transition associée à l'atome d'hydrogène;
- Comprendre l'évolution des idées qui ont mené à la compréhension actuelle de la structure de l'atome;
- Décrire les principes de la mécanique quantique;
- Définir les quatre nombres quantiques associés à un électron dans une orbitale, leur signification et leurs valeurs permises;
- Employer les symboles des différentes orbitales et des différents états quantiques possibles d'un électron en fonction de contraintes données;
- Prévoir l'influence du numéro atomique sur l'énergie de l'électron et sur la taille des orbitales.



Consultez les ressources en ligne sur la plateforme **i+ Interactif**

- Animations
- Compléments pédagogiques
- Réponses aux questions « Qu'avez-vous retenu ? »



Repérez les marqueurs pour un accès instantané à des animations sur :

- Les spectres d'émissions (4.2)

1.6 | La matière

La chimie est la science qui étudie la structure de la matière et ses transformations. La **matière** représente tout ce qui occupe un espace et qui a une masse. Elle inclut toute chose que l'on peut voir et toucher, comme l'eau, la terre et les arbres, et aussi l'air, invisible, mais qu'on ressent sur la peau. La matière est constituée d'atomes et de molécules, ces dernières résultant d'un assemblage d'au moins deux atomes dans un arrangement déterminé (les atomes et les molécules sont abordés au chapitre 2).

1.6.1 La classification de la matière

La matière peut être divisée en plusieurs catégories. Cette classification de la matière regroupe les substances pures, les mélanges, les éléments et les composés, ainsi que les unités de base qui les constituent.

Les substances pures et les mélanges

Une **substance pure** est un type de matière qui a une composition fixe et constante ainsi que des propriétés distinctes. L'eau, l'ammoniac, le sucre de table, l'or et l'oxygène en sont des exemples. Chaque substance pure se distingue des autres par sa composition et peut être identifiée par son apparence, son odeur, son goût ou par d'autres propriétés.

On appelle **mélange** une combinaison de deux ou de plusieurs substances pures dans laquelle chaque substance garde son identité propre. L'air, les boissons gazeuses, le lait et le ciment en sont des exemples. Les mélanges n'ont pas une composition définie. Par exemple, la composition des échantillons d'air prélevés dans différentes villes ne sera pas la même en fonction de l'altitude, de la pollution, etc.

Il existe deux types de mélanges : les mélanges homogènes et les mélanges hétérogènes. À titre d'exemple, lorsqu'une cuillerée de sucre est dissoute dans l'eau, après une agitation suffisante, la composition est la même dans tout le mélange ; il s'agit donc d'un **mélange homogène**. D'un autre côté, si du sable est mélangé à de la limaille de fer, les grains de sable et la limaille de fer restent visibles et distincts (voir la figure 1.7 a). Ce type de mélange, dont la composition n'est pas uniforme, est appelé un **mélange hétérogène**. L'addition d'huile à de l'eau crée aussi un mélange hétérogène parce que le liquide formé n'a pas une composition constante.

Tout mélange, qu'il soit homogène ou hétérogène, peut être formé et séparé par des moyens physiques sans que la nature des substances qui le constituent soit modifiée. Par exemple, le sel peut être récupéré d'un mélange avec de l'eau si le mélange est chauffé jusqu'à évaporation complète de l'eau. En condensant la vapeur d'eau ainsi produite, on récupère l'eau du mélange. Pour séparer la limaille de fer du sable, on peut utiliser un aimant, qui attire le fer, mais pas le sable (voir la figure 1.7 b). Après leur séparation, les constituants d'un mélange conservent leur composition et leurs propriétés d'origine.

Les éléments et les composés

Une substance pure peut être soit un élément, soit un composé. Un **élément** est une substance que des moyens chimiques ne peuvent pas décomposer en substances plus simples. Actuellement, 118 éléments ont été identifiés. Bien que la plupart d'entre eux existent naturellement sur la Terre (à l'état élémentaire ou combiné), certains ont été créés en laboratoire.

Le caractère chinois de la chimie signifie « l'étude du changement ».

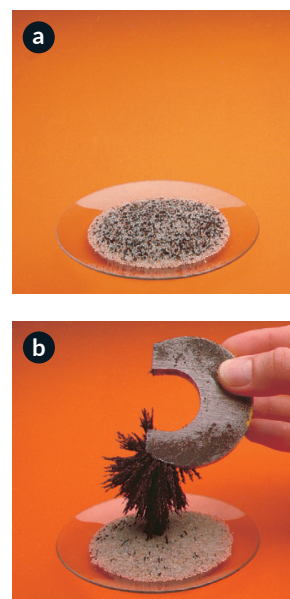


FIGURE 1.7

Séparation du fer

- a) Ce mélange contient de la limaille de fer et du sable.
- b) Sous l'action d'un aimant, le fer est séparé du sable.



Consultez le complément pédagogique « Les éléments, leurs symboles et l'origine de leurs noms ».

1.3 | Les mesures expérimentales

L'étude de la chimie dépend largement des mesures, car celles-ci sont à la base de nombreux calculs permettant d'obtenir les résultats des recherches. Les chimistes utilisent des valeurs chiffrées (ou grandeurs) pour comparer les propriétés des différentes substances ou pour rendre compte des transformations survenues au cours d'une expérience. La mesure d'une grandeur physique comporte deux constituants : la valeur numérique et l'unité avec laquelle on compare la grandeur mesurée.

En sciences, sauf dans de rares exceptions, l'unité est essentielle dans la formulation d'une mesure. La rubrique « Coup d'œil sur la chimie – Une erreur devenue historique » montre bien l'importance de l'utilisation du SI (système international).

1.3.1 Le système international (SI)

Depuis 1960, le **système international (SI)** est le seul système d'unités en vigueur à l'échelle internationale. Il comporte sept unités de base (voir le tableau 1.1). Ces dernières peuvent être combinées pour former des unités dérivées, présentées dans le tableau 1.2. Les unités SI sont modifiées sur une base décimale par une série de préfixes (voir le tableau 1.3).

La compréhension de la **notation scientifique** est également essentielle à l'utilisation du SI. Les grandeurs fréquemment utilisées en chimie sont le temps, la masse, le volume, la quantité de matière et la température.



Consultez le complément pédagogique « La notation scientifique ».

TABLEAU 1.1 Grandeurs de base et unités SI

Grandeur	Unité	Symbole
Longueur	mètre	m
Masse	kilogramme	kg
Temps	seconde	s
Intensité du courant électrique	ampère	A
Température	kelvin	K
Quantité de matière	mole	mol
Intensité lumineuse	candela	cd

TABLEAU 1.2 Exemples d'unités dérivées du SI

Grandeur	Unité	Symbole	Symbole en unités SI
Charge électrique	coulomb	C	A · s
Fréquence	hertz	Hz	s ⁻¹
Pression	pascal	Pa	kg · m ⁻¹ · s ⁻²
Énergie (travail)	joule	J	kg · m ² · s ⁻²

TABLEAU 1.3 Certains préfixes utilisés avec les unités SI

Préfixe	Symbole	Valeur	Préfixe	Symbole	Valeur
téra-	T	10 ¹²	centi-	c	10 ⁻²
giga-	G	10 ⁹	milli-	m	10 ⁻³
méga-	M	10 ⁶	micro-	μ	10 ⁻⁶
kilo-	k	10 ³	nano-	n	10 ⁻⁹
déci-	d	10 ⁻¹	pico-	p	10 ⁻¹²

Si les valeurs de $\Delta H_{\text{vap}}^\circ$ et de P d'un liquide sont connues à une température donnée, on peut utiliser l'équation de Clausius-Clapeyron pour calculer la pression de ce liquide à une autre température. Aux températures T_1 et T_2 , si les pressions de vapeur correspondantes sont de P_1 et de P_2 , on peut alors écrire, à partir de l'équation 8.1 :

$$\ln P_1 = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT_1} + C \quad \text{et} \quad \ln P_2 = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT_2} + C$$

Par soustraction, on obtient :

$$\ln P_1 - \ln P_2 = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT_1} - \left(-\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{RT_2}\right) = \frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

d'où :

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

← Équation clé → 8.2

EXEMPLE 8.3 Le calcul de la pression de vapeur à une température donnée

L'éther diéthylique ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$), ou diéthyléther, est un liquide organique volatil très inflammable, surtout utilisé comme solvant. La pression de vapeur de l'éther diéthylique est de 401 mm Hg à 18 °C. Calculez sa pression de vapeur à 32 °C.

DÉMARCHE

On connaît la pression de vapeur de l'éther diéthylique à une température, et l'on nous demande de trouver la pression à une autre température. Il faudra donc utiliser l'équation 8.2.

SOLUTION

D'après le tableau 8.7 (voir p. 368), $\Delta H_{\text{vap}}^\circ = 26,0 \text{ kJ/mol} = 26\,000 \text{ J/mol}$. Les données sont :

$$\begin{array}{ll} P_1 = 401 \text{ mm Hg} & P_2 = ? \\ T_1 = 18^\circ\text{C} = 291 \text{ K} & T_2 = 32^\circ\text{C} = 305 \text{ K} \end{array}$$

Selon l'équation 8.2, nous avons :

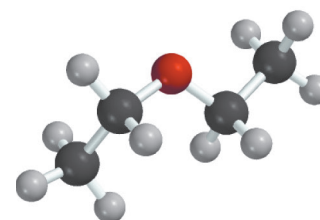
$$\begin{aligned} \ln \frac{401}{P_2} &= \frac{26,0 \times 10^3 \text{ J/mol}}{8,314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}} \left(\frac{1}{305 \text{ K}} - \frac{1}{291 \text{ K}} \right) \\ &= -0,493 \end{aligned}$$

et, en prenant l'antilogarithme des deux membres, nous obtenons :

$$\begin{aligned} \frac{401}{P_2} &= e^{-0,493} \\ &= 0,611 \end{aligned}$$

d'où :

$$P_2 = 656 \text{ mm Hg}$$



Éther diéthylique
($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$)



Consultez le complément pédagogique « Quelques opérations mathématiques ».