

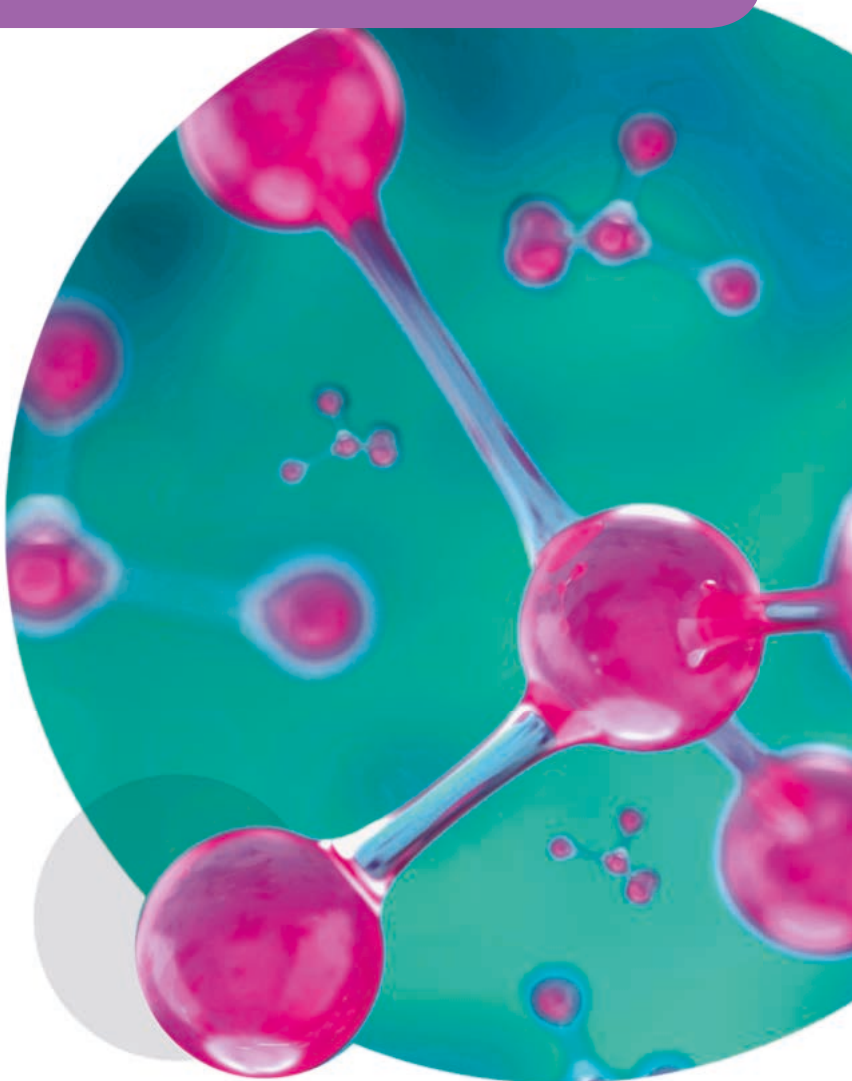
**LES  
FONDAMENTAUX**

**L1**

# CHIMIE

- 
- QCM d'évaluation
  - Rappels de cours
  - Fiches de synthèse
  - Plus de 100 exercices  
intégralement corrigés
- 

Christian Bellec





LES  
FONDAMENTAUX | L1

# CHIMIE

**Christian Bellec** est docteur ès sciences.  
Universitaire, enseignant-chercheur en chimie,  
ses recherches se sont partagées entre le domaine  
de la synthèse organique et celui de l'électrochimie.

### Dans la même collection, pour le même public

BURG P., *Mathématiques. Les fondamentaux en L1*, 272 pages

CERRUTI C. & STEIMER A., *Physique. Les fondamentaux en L1*, 272 pages

BEAUX G., BEAUX J.-F. & BOUTIN V., *Biologie. Les fondamentaux en L1*, 304 pages

Pour toute information sur notre fonds et les nouveautés dans votre domaine de spécialisation, consultez notre site web : [www.deboecksuperieur.com](http://www.deboecksuperieur.com)

Maquette et mise en page de l'intérieur : Hervé Soulard/Nexeme

Maquette et mise en page de la couverture : Primo&Primo

Dépôt légal :

Bibliothèque royale de Belgique : 2020/13647/095

Bibliothèque nationale, Paris : juin 2020

ISBN : 978-2-8073-2758-0

*Tous droits réservés pour tous pays.*

*Il est interdit, sauf accord préalable et écrit de l'éditeur, de reproduire (notamment par photocopie) partiellement ou totalement le présent ouvrage, de le stocker dans une banque de données ou de le communiquer au public, sous quelque forme ou de quelque manière que ce soit.*

© De Boeck Supérieur SA, 2020 - Rue du Bosquet 7, B1348 Louvain-la-Neuve

De Boeck Supérieur - 5 allée de la 2e DB, 75015 Paris

# Sommaire

Avant-propos .....	VII
Tableau d'unités .....	IX
Tableau de constantes physico-chimiques .....	X
Tableau d'électronégativité des éléments .....	XI
Classification périodique des éléments .....	XII
<b>1 Atomistique</b> .....	<b>1</b>
QCM .....	1
1 Les particules constituant l'atome .....	2
2 Les différents modèles atomiques .....	3
3 Les quatre nombres quantiques .....	4
4 Formes des orbitales atomiques .....	5
5 Structure des atomes polyélectroniques .....	6
6 Configuration électronique d'un atome dans l'état fondamental .....	7
7 La classification périodique des éléments .....	7
8 Énergie d'ionisation - Affinité électronique - Électronégativité .....	8
Synthèse .....	11
Exercices .....	12
Réponses au QCM .....	15
Solutions des exercices .....	15
<b>2 Liaisons chimiques</b> .....	<b>23</b>
QCM .....	23
1 La liaison dans la théorie de Lewis .....	24
2 Règle de l'octet .....	24
3 Liaisons multiples .....	24
4 Liaison coordinative ou dative .....	25
5 Caractère ionique partiel d'une liaison covalente .....	25
6 Schémas ou diagrammes de Lewis .....	26
7 Manquements à la règle de l'octet .....	26
8 La méthode V.S.E.P.R. ou méthode de Gillespie .....	27
9 Notion de mésomérie - Formes mésomères - Énergie de résonance ..	29
10 La molécule de dihydrogène H <sub>2</sub> dans la théorie quantique .....	32
11 La théorie de l'hybridation des orbitales .....	34
Synthèse .....	39
Exercices .....	40
Réponses au QCM .....	43
Solutions des exercices .....	43

<b>3 Cinétique chimique</b>	53
QCM	53
1 Vitesse d'évolution (apparition – disparition) d'un réactif ou d'un produit	54
2 Vitesse d'une réaction chimique	55
3 Réaction élémentaire (ou simple) - Réaction complexe	55
4 Ordre des réactions élémentaires - Équations de vitesse	58
5 Influence de la température sur la vitesse d'une réaction	61
Synthèse	63
Exercices	64
Réponses au QCM	70
Solutions des exercices	70
<b>4 Thermodynamique - Équilibres chimiques</b>	83
1 Les deux domaines d'étude d'une réaction chimique	84
2 Quelques définitions...	85
3 Les deux conditions d'étude d'une réaction: P ou V = cste	85
4 Enthalpie de formation - Énergie de liaison: définitions	87
5 La grandeur entropie S, sa signification, ses variations	88
6 L'enthalpie libre G, marqueur de « faisabilité » d'une réaction	88
7 Remarque importante en préambule...	89
8 Quotient de réaction - Constante d'équilibre: définitions	90
9 Lois de déplacement d'un équilibre - Lois de Le Chatelier	91
10 Mise au point sur la prévision du sens d'évolution d'une réaction renversible	91
Synthèse	93
Exercices	94
Réponses au QCM	101
Solutions des exercices	101
<b>5 Équilibres acido-basiques et de précipitation</b>	115
QCM	115
1 Acides, bases: quelques définitions...	116
2 Notion de couple acido-basique	116
3 Force d'un couple acido-basique	117
4 L'eau, composé à la fois acide et basique	118
5 Équilibre entre deux couples acido-basiques	119
6 Milieu neutre, acide ou basique: définition du pH	121
7 pH d'une solution d'un monoacide fort	122
8 pH d'une solution d'un monoacide faible et d'une monobase faible	123
9 pH de solutions salines	126
10 Solutions tampon: définition et propriétés	128
11 Espèces prédominantes d'un couple acide/base à un pH donné	129

12	Dosages ou titrages acido-basiques .....	130
13	Solubilité de sels très peu solubles - Produit de solubilité .....	134
	Synthèse .....	137
	Exercices .....	139
	Réponses au QCM .....	146
	Solutions des exercices .....	146
<b>6</b>	<b>Équilibres d'oxydo-réduction</b> .....	<b>163</b>
	QCM .....	163
1	Quelques définitions... .....	164
2	Degré d'oxydation - Nombre d'oxydation .....	164
3	Demi-réaction rédox et équation (globale) d'oxydo-réduction .....	165
4	Potentiel standard d'un couple rédox Ox/Red .....	166
5	Notion d'électrode et de potentiel d'électrode .....	166
6	Lien entre potentiel d'électrode et potentiel standard - Formule de Nernst .....	168
7	Notion de potentiel standard apparent .....	168
8	Quel sens d'évolution d'une réaction d'oxydo-réduction renversable?	170
9	Principe d'une pile .....	173
10	Titrages ou dosages d'oxydo-réduction .....	176
	Synthèse .....	177
	Exercices .....	178
	Réponses au QCM .....	185
	Solutions des exercices .....	185





# Avant-propos

Depuis la réforme LMD, la première année universitaire, (**L1**) de la **Licence de Sciences et Technologie**, baptisée « cycle d'intégration », reste avant tout une année pluridisciplinaire destinée à éveiller la curiosité scientifique des étudiants et qui doit leur permettre, *in fine*, de faire leur choix quant à leur orientation ultérieure entre les grandes disciplines scientifiques : mathématiques, physique, **chimie**, mécanique, électronique, sciences du vivant...

Le parcours de l'étudiant se compose d'**unités d'enseignement** (U.E.) dites « **fondamentales** », *obligatoires* et d'un panel d'U.E. dites « **libres** » donc *optionnelles*, parmi lesquelles, en fonction de ses affinités et de son devenir, l'étudiant pourra choisir.

La **chimie**, présente essentiellement dans les parcours **PCME** (Physique Chimie Mécanique Electronique) et surtout **BGPC** (Biologie Géologie Physique Chimie) est représentée par une U.E. fondamentale d'« **Introduction à la chimie** » qui, en général, traite essentiellement de la *structure de l'atome* et de la nature des différentes *liaisons chimiques* rencontrées dans les divers états de la matière (donc d'une partie « **Atomistique – Liaisons chimiques** »). Elle fait l'objet ici des chapitres **1 et 2**.

Les U.E. optionnelles, pour compléter la formation des étudiants désirant s'orienter, dès l'année L2, vers la chimie, traitent le plus souvent principalement des *équilibres chimiques en solution aqueuse* : **équilibres acido-basiques** (pH) et **d'oxydo-réduction** (ici chapitres **5 et 6** de l'ouvrage). Un accent particulier est mis sur l'aspect pratique et expérimental de cette partie physico-chimie des solutions au travers de l'étude des dosages, associant étroitement aspect théorique et aspect Travaux Pratiques.

Enfin, un volet concernant l'étude des deux aspects complémentaires, **thermodynamique** et **cinétique**, de la réaction chimique est abordé sous l'angle dynamique des processus et sous celui du profil énergétique des réactions (respectivement traité ici dans les chapitres **4 et 3**).

C'est donc, *peu ou prou*, l'ensemble de la partie « **chimie physique** » ou « **chimie générale** » d'un cours habituel de chimie du parcours de cette **année L1 de licence** qui est abordé dans ce livre. Nous avons tenté de rassembler et d'unifier ici ces différentes parties de programme.

Chaque chapitre comporte tout d'abord un bref **QCM** qui doit permettre à l'étudiant de faire un bilan rapide de ses connaissances. Celui-ci est suivi par d'importants **rappels de cours** (qui représentent globalement plus d'un tiers de l'ouvrage). Sans avoir la prétention d'être un véritable cours complet, ces rappels ont pour ambition de regrouper les concepts essentiels, les notions fondamentales et les raisonnements à bien maîtriser pour aborder ensuite, le mieux armé possible, les **exercices d'application** directe de ce cours. Le nombre de ces exercices, **tous intégralement corrigés**, a été

sensiblement augmenté à l'occasion de cette seconde édition, dans laquelle la couleur fait son apparition. À la fin de chaque chapitre, une « **Synthèse** » regroupe maintenant ce qu'il faut impérativement retenir dans ce dernier.

Un sommaire détaillé des rappels de cours permettra à l'étudiant d'aller réviser un point précis du programme qu'il pense mal maîtriser.

Les exercices sont repérés par deux chiffres : ex. **4-9** signifie l'exercice 9 du chapitre 4.

Je voudrais remercier tous ceux qui, aux éditions Vuibert et De Boeck, ont permis – de près ou de loin – à ce livre de voir le jour. Ces remerciements s'adressent tout particulièrement à Alain Luguët, responsable de l'édition des ouvrages scientifiques, qui souhaitait que ce volume s'intègre dans une collection pluridisciplinaire consacrée à la première année de licence et à ses fondamentaux. C'est chose faite. Je tiens à remercier aussi chaleureusement Aurélie Farfarana, qui a assuré la « coordination technique » de la première édition de l'ouvrage. Qu'ils trouvent ici, tous deux, l'assurance de ma sympathie et de mes sentiments amicaux. Un grand merci à Jean-Louis Liennard pour la mise en forme de la première édition de ce livre mais aussi pour sa relecture attentive et minutieuse. Enfin mes remerciements vont à Hervé Soulard qui a eu en charge la maquette de cette seconde édition augmentée. Par leur compétence, tous deux ont contribué, je l'espère, à en faire un outil de travail clair et agréable à consulter par les étudiants.

# Tableau d'unités

	Système M.K.S.A. (S.I.)	
Longueur	mètre	(m)
Masse	kilogramme	(kg)
Temps	seconde	(s)
Intensité	ampère	(A)
Charge électrique	coulomb	(C)
Potentiel	volt	(V)
Force	newton	(N)
Travail	joule	(J)
Puissance	watt	(W)
Pression	pascal	(Pa)

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

$$1 \text{ atmosphère} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}; 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ \AA} (\text{angström}) = 10^{-10} \text{ m}; 1 \text{ }\mu\text{m} (\text{ancien nom, micron}) = 10^{-6} \text{ m}$$

Les températures sont exprimées en kelvins (K) :  $0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ .

Les enthalpies et enthalpies libres sont exprimées en kilojoules par mole ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ).

Les entropies sont exprimées en joules par kelvin et par mole ( $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ).

**Remarque sur la pression standard** – On définit actuellement une unité de pression dans des conditions standard, qui est **1 bar**. L'emploi de cette unité non légale (peu différente de la pression atmosphérique et dont la correspondance avec l'unité légale est une puissance entière de 10) est justifié par des raisons pratiques évidentes (il évite en particulier dans les exercices la présence d'une puissance de 10 dont l'exposant est élevé).

# Tableau de constantes physico-chimiques

Symbole		Valeur dans le système M.K.S.A.
$\mathcal{N}$	nombre d'Avogadro	$6,02(2\ 141\ 3)\cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$
$e$	charge de l'électron	$1,602\cdot 10^{-19}\ \text{C}$
$m_e$	masse de l'électron	$9,10\cdot 10^{-31}\ \text{kg}$
$m_p$	masse du proton au repos = masse du neutron	$1,67\cdot 10^{-27}\ \text{kg}$
$V$	volume molaire d'un gaz parfait	(CNTP)* $0,022\ 414\ \text{m}^3\ \text{mol}^{-1}$
		(CSTP)** $24,76\ \text{L}\ \text{mol}^{-1}$
$R$	constante des gaz parfaits	$8,314\ \text{J}\ \text{K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$
$\text{eV}$	électronvolt	$1,602\cdot 10^{-19}\ \text{J}$
$\mathcal{F}$	constante de Faraday	$96\ 500\ \text{C}\ \text{mol}^{-1}$
$A$	facteur d'Arrhenius	$4,3\cdot 10^{13}\ \text{s}^{-1}$
$k$	constante de Boltzmann	$1,38\cdot 10^{-23}\ \text{J}\ \text{K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$
$R_H$	constante de Rydberg pour l'hydrogène	$1,096\cdot 10^7\ \text{m}^{-1}$

\* CNTP (conditions normales de température et pression) : 0 °C (298 K) ;  $1,013\cdot 10^5\ \text{Pa}$

\*\* CSTP (conditions standard de température et pression) : 25 °C ; 1 bar



# Classification périodique des éléments

Numéro atomique		Symbole		Masse atomique (g · mol <sup>-1</sup> )	
Norm					
6	<b>C</b>	carbone		12,0	

Bloc s		Bloc d										Bloc f													
		Métaux de transition																							
1	<b>H</b> hydrogène 1,01	21	<b>Sc</b> scandium 45,0	22	<b>Ti</b> titane 47,9	23	<b>V</b> vanadium 50,9	24	<b>Cr</b> chrome 52,0	25	<b>Mn</b> manganèse 54,9	26	<b>Fe</b> fer 55,8	27	<b>Co</b> cobalt 58,9	28	<b>Ni</b> nickel 58,7	29	<b>Cu</b> cuivre 63,5	30	<b>Zn</b> zinc 65,4	67	<b>Lu</b> lutécium 175,0		
2	<b>Li</b> lithium 6,9	3	<b>Be</b> béryllium 9,0	39	<b>Y</b> yttrium 88,9	40	<b>Zr</b> zirconium 91,2	41	<b>Nb</b> niobium 92,9	42	<b>Mo</b> molybdène 95,9	43	<b>Tc</b> technétium 98,9	44	<b>Ru</b> ruthénium 101,1	45	<b>Rh</b> rhodium 102,9	46	<b>Pd</b> palladium 106,4	47	<b>Ag</b> argent 107,9	48	<b>Cd</b> cadmium 112,4	69	<b>Tm</b> thulium 168,9
3	<b>Na</b> sodium 23,0	11	<b>Mg</b> magnésium 24,3	57		72	<b>Hf</b> hafnium 178,5	73	<b>Ta</b> tantalum 180,9	74	<b>W</b> tungstène 183,9	75	<b>Re</b> rénium 186,2	76	<b>Os</b> osmium 190,2	77	<b>Ir</b> iridium 192,2	78	<b>Pt</b> platine 195,1	79	<b>Au</b> or 197,0	80	<b>Hg</b> mercure 200,6	70	<b>Yb</b> ytterbium 173,0
4	<b>K</b> potassium 39,1	20	<b>Ca</b> calcium 40,1	89		104	<b>Rf</b> rutherfordium 261	105	<b>Db</b> dubnium 262	106	<b>Sg</b> seaborgium 266	107	<b>Bh</b> bohrium 269	108	<b>Hs</b> hassium 269	109	<b>Mt</b> meitnérium 268	110	<b>Ds</b> darmstadtium 280	111	<b>Rg</b> roentgenium 280	112	<b>Uub</b> ununbium 277	81	<b>Tl</b> thallium 204,4
5	<b>Rb</b> rubidium 85,5	37	<b>Sr</b> strontium 87,6	88		106		108		110		112		114		116		118		120		122		82	<b>Pb</b> plomb 207,2
6	<b>Cs</b> césium 132,9	55	<b>Ba</b> baryum 137,3	86		108		110		112		114		116		118		120		122		124		83	<b>Bi</b> bismuth 208,0
7	<b>Fr</b> francium 223,0	87	<b>Ra</b> radium 226,0	88		108		110		112		114		116		118		120		122		124		84	<b>Po</b> polonium 209,0

Bloc p		Bloc d										Bloc f															
5	<b>B</b> bois 10,8	13	<b>Al</b> aluminium 27,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	69	<b>Er</b> erbium 167,3
6	<b>C</b> carbone 12,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	70	<b>Tm</b> thulium 168,9		
7	<b>N</b> azote 14,0	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	81	<b>Tl</b> thallium 204,4				
8	<b>O</b> oxygène 16,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	82	<b>Pb</b> plomb 207,2	83	<b>Bi</b> bismuth 208,0				
9	<b>F</b> fluor 19,0	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	84	<b>Po</b> polonium 209,0	85	<b>At</b> astate 210,0	86	<b>Rn</b> radon 222,0				
10	<b>Ne</b> néon 20,2	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	87	<b>Fr</b> francium 223,0	88	<b>Ra</b> radium 226,0	89	<b>Ac</b> actinium 227,0	103	<b>Lr</b> lawrencium 262,1				

Bloc p		Bloc d										Bloc f															
5	<b>B</b> bois 10,8	13	<b>Al</b> aluminium 27,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	69	<b>Er</b> erbium 167,3
6	<b>C</b> carbone 12,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	70	<b>Tm</b> thulium 168,9		
7	<b>N</b> azote 14,0	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	81	<b>Tl</b> thallium 204,4				
8	<b>O</b> oxygène 16,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	82	<b>Pb</b> plomb 207,2	83	<b>Bi</b> bismuth 208,0				
9	<b>F</b> fluor 19,0	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	84	<b>Po</b> polonium 209,0	85	<b>At</b> astate 210,0	86	<b>Rn</b> radon 222,0				
10	<b>Ne</b> néon 20,2	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	87	<b>Fr</b> francium 223,0	88	<b>Ra</b> radium 226,0	89	<b>Ac</b> actinium 227,0	103	<b>Lr</b> lawrencium 262,1				

Bloc p		Bloc d										Bloc f															
5	<b>B</b> bois 10,8	13	<b>Al</b> aluminium 27,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	69	<b>Er</b> erbium 167,3
6	<b>C</b> carbone 12,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	70	<b>Tm</b> thulium 168,9		
7	<b>N</b> azote 14,0	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	81	<b>Tl</b> thallium 204,4				
8	<b>O</b> oxygène 16,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	82	<b>Pb</b> plomb 207,2	83	<b>Bi</b> bismuth 208,0				
9	<b>F</b> fluor 19,0	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	84	<b>Po</b> polonium 209,0	85	<b>At</b> astate 210,0	86	<b>Rn</b> radon 222,0				
10	<b>Ne</b> néon 20,2	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	87	<b>Fr</b> francium 223,0	88	<b>Ra</b> radium 226,0	89	<b>Ac</b> actinium 227,0	103	<b>Lr</b> lawrencium 262,1				

Bloc p		Bloc d										Bloc f															
5	<b>B</b> bois 10,8	13	<b>Al</b> aluminium 27,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	69	<b>Er</b> erbium 167,3
6	<b>C</b> carbone 12,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	70	<b>Tm</b> thulium 168,9		
7	<b>N</b> azote 14,0	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	81	<b>Tl</b> thallium 204,4				
8	<b>O</b> oxygène 16,0	16	<b>S</b> soufre 32,1	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	82	<b>Pb</b> plomb 207,2	83	<b>Bi</b> bismuth 208,0				
9	<b>F</b> fluor 19,0	17	<b>Cl</b> chlore 35,5	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	84	<b>Po</b> polonium 209,0	85	<b>At</b> astate 210,0	86	<b>Rn</b> radon 222,0				
10	<b>Ne</b> néon 20,2	18	<b>Ar</b> argon 39,9	31	<b>Ga</b> gallium 69,7	32	<b>Ge</b> germanium 72,6	33	<b>As</b> arsenic 74,9	34	<b>Se</b> sélénium 79,0	35	<b>Br</b> brome 79,9	36	<b>Kr</b> krypton 83,8	87	<b>Fr</b> francium 223,0	88	<b>Ra</b> radium 226,0	89	<b>Ac</b> actinium 227,0	103	<b>Lr</b> lawrencium 262,1				

Bloc p		Bloc d										Bloc f									
5	<b>B</b> bois 10,8	13	<b>Al</b> aluminium 27,0	14	<b>Si</b> silicium 28,1	15	<b>P</b> phosphore 31,0	16	<b>S</b> soufre 32,1												

# Atomistique

Sélectionner pour chaque proposition la réponse exacte.

		oui	non
1	Un atome neutre a toujours même nombre de protons que de neutrons.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2	Un atome neutre a toujours même nombre de protons que d'électrons.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3	Deux isotopes ont même nombre de masse.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4	Une orbitale $p$ est caractérisée par un nombre quantique secondaire $\ell = 0$ .	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5	Une orbitale $p$ a une forme sphérique.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6	Les sous-couches électroniques se remplissent selon les valeurs de $(n + \ell)$ croissantes.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7	Dans une même sous-couche, tous les électrons ont obligatoirement des spins identiques.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8	Une orbitale donnée peut contenir deux électrons.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9	Dans une même ligne du tableau périodique, les éléments ont tous le même nombre d'électrons sur la couche externe.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10	Les halogènes sont les éléments de la dernière colonne à droite du tableau périodique.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11	L'énergie d'ionisation caractérise la formation d'un ion positif.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
12	L'électronégativité croît de gauche à droite dans une même ligne du tableau périodique.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
13	Dans le modèle quantique, l'énergie de l'atome peut varier de manière continue.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
14	La lumière possède une double nature : corpusculaire et ondulatoire.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
15	On peut connaître à la fois parfaitement la position et la vitesse d'un électron, dans la théorie quantique.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
16	Le nombre quantique magnétique d'un électron donné peut être supérieur au nombre quantique secondaire.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

▶ Réponses page 15

# 1 Les particules constituant l'atome

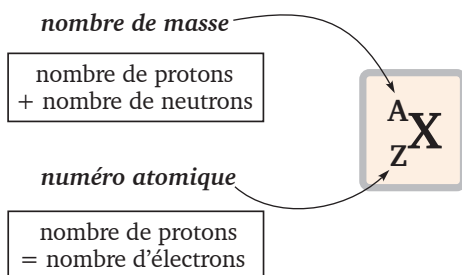
Un atome est constitué d'un **noyau** et d'**électrons**. Le noyau est lui-même formé de deux types de particules : les **protons** et les **neutrons** qui, réunis, constituent les *nucléons*.

Protons et neutrons ont des masses sensiblement égales de l'ordre de  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg. Seul le proton est chargé, sa **charge** électrique est **positive** et représente  $+e = 1,6 \cdot 10^{-19}$  C. L'électron possède une charge électrique **négative**, égale en valeur absolue à celle du proton, soit  $-e$ . L'électron possède une **masse** très souvent considérée comme **négligeable** vis-à-vis des nucléons puisqu'elle est 1 836 fois plus faible.

Globalement un atome est *électriquement neutre*, ce qui a pour conséquence que les **nombre de protons et d'électrons** sont **égaux**.

Un élément **X** de la classification périodique est ainsi associé à deux nombres, qui correspondent aux grandeurs **A** et **Z**, écrites conventionnellement à gauche du symbole de l'élément :  ${}^A_Z\text{X}$ .

- **Z** est le **numéro atomique** de l'élément. C'est le **nombre de protons** contenus dans le noyau de l'atome mais aussi le **nombre d'électrons** gravitant autour, puisque l'atome est neutre au plan électrique.
- **A** est le **nombre de masse**. C'est la somme **nombre de protons + nombre de neutrons**, particules constitutives du noyau de l'atome et – puisque les électrons ( $e^-$ ) ont une masse négligeable par rapport à ces deux particules – les seules qui contribuent à sa masse, d'où son nom. Le nombre de neutrons est par conséquent  $A - Z$ .



La masse d'un atome, encore appelée **masse atomique**, s'exprime habituellement en *unité de masse atomique* (**u.m.a.**) car les unités du système M.K.S.A. sont peu appropriées à cette échelle. Cette u.m.a. est définie comme 1/12 de la masse de l'atome de carbone 12, qui vaut donc exactement 12 u.m.a. Pour les autres atomes de la classification périodique, leur masse est généralement proche d'un nombre entier d'u.m.a.

Un même élément est souvent présent, à l'état naturel, sous forme de plusieurs « variétés » de cet élément appelées **isotopes**. Ces isotopes sont bien sûr caractérisés par le **même numéro atomique Z** puisqu'il s'agit du même élément, mais ils diffèrent par leur nombre de masse **A** puisqu'ils n'ont *pas le même nombre de neutrons*.



Dans le carbone naturel, par exemple, on dénombre trois isotopes:  $^{12}_6\text{C}$  très majoritaire, mais aussi  $^{13}_6\text{C}$  (environ 1,1 %) et des traces d'un isotope radioactif, le carbone 14:  $^{14}_6\text{C}$ .

## 2 Les différents modèles atomiques

Historiquement, le premier modèle atomique développé à la toute fin du XIX<sup>e</sup> siècle fut le **modèle de Rutherford**, souvent appelé *modèle corpusculaire* ou *planétaire* de l'atome.

Dans cette théorie, pour l'atome d'hydrogène, le plus simple et le premier étudié car ne comportant qu'un seul électron, ce dernier est animé d'un *mouvement circulaire uniforme* autour du noyau (ici constitué d'un seul proton). La cohésion, la stabilité de l'ensemble est assurée par des forces attractives de nature électrostatique entre les deux charges de signes opposés.

L'insuffisance de ce modèle, dans lequel l'énergie de l'atome peut varier de façon continue (et devenir infinie...) est vite apparue, car de nombreuses mesures spectroscopiques, connues à l'époque, mettaient en évidence que l'énergie de l'atome ne pouvait varier que par « sauts » d'un palier d'énergie à un autre, c'est-à-dire de manière *discontinue*.

Un temps, la **théorie de l'atome de Bohr**, qui associait à ces seules valeurs d'énergies possibles pour l'atome des trajectoires circulaires puis elliptiques, des « **orbites** » permises pour les électrons gravitant autour du noyau, les échanges d'énergie (émission, absorption) correspondant alors à des sauts d'une orbite sur une autre, parut une théorie prometteuse.

Cependant, ce modèle ne permettait toujours pas d'expliquer de nouveaux phénomènes expérimentaux observés, comme l'effet photoélectrique, et surtout l'apparition de la théorie du **double aspect corpusculaire** (photon) et *ondulatoire* (interférences lumineuses) **de la lumière**, très vite étendue à toute particule matérielle, lui apporta un coup fatal!...

Cette théorie, initiée entre autres par **Albert Einstein** et **Louis de Broglie**, associait à toute particule matérielle (et donc à l'électron) de masse  $m$ , animée d'une vitesse  $v$ , une **onde** de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

dans laquelle  $h$  est une constante nommée constante de Planck.

Cette particule matérielle possède une énergie  $E$  telle que:  $E = mc^2$  (relation d'Einstein) dans laquelle  $c$  est la vitesse de la lumière.

Les fondements de cette théorie associent à toute particule matérielle, donc à l'électron, une **fonction d'onde**  $\psi : \psi(x,y,z)$ . Cette fonction n'a pas de signification physique

concrète. Seul son carré  $\psi^2(x,y,z) \cdot dV$  représente la **densité de probabilité**  $dP$  de trouver la particule dans un volume  $dV$  de l'espace, autour d'un point donné, à un instant donné.

Cette nouvelle théorie physique qui révolutionna toute la science du début du  $xx^e$  siècle, la **mécanique quantique**, est basée sur la résolution d'une équation complexe, l'**équation de Schrödinger**, équation que l'on ne sait résoudre exactement que dans le cas de l'atome d'hydrogène, atome le plus simple de la classification périodique.

Pour tous les autres atomes, on ne sait trouver que des *solutions approchées*.

Cette équation se traduit sous forme de l'expression mathématique suivante :

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \left( \frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} \right) + V(x,y,z) = E \psi$$

dans laquelle  $V$  est l'énergie potentielle de la particule et  $m$  sa masse.  $E$  est son énergie totale et la constante  $\hbar$  est égale à  $h/2\pi$ .

Cette mécanique quantique se différencie fondamentalement de la mécanique classique (newtonienne) qui, bien qu'ayant fait ses preuves depuis près de trois siècles à notre « échelle humaine », ne se révélait manifestement plus adaptée à l'échelle de l'infiniment petit qu'est le règne atomique.

La différence majeure est que le déterminisme n'est plus absolu en ce sens que **l'on ne peut connaître de façon précise à la fois vitesse et position exacte d'une particule**.

Quand on connaît bien son énergie (par exemple sa quantité de mouvement  $mv$ ), on en est réduit à ne pouvoir calculer que des **probabilités de présence** de cette particule en chaque point de l'espace. Ce principe est connu sous le nom de **principe d'incertitude d'Heisenberg**.

Autre point capital, les grandeurs physiques associées à la particule et tout particulièrement son **énergie** ne peuvent *s'échanger* que *par quantités bien définies* nommées **quanta** (d'où le nom de mécanique *quantique*...), ceci attesté par de nombreuses expériences de spectroscopie. L'énergie de l'atome ne peut donc varier que de manière *discontinue* (on dit parfois aussi « discrète »).

### 3 Les quatre nombres quantiques

Lors de la résolution de l'équation de Schrödinger, apparaissent trois paramètres qui sont des nombres entiers nommés :  $n$ ,  $\ell$  et  $m$ , et qui ne peuvent prendre que certaines valeurs, contrainte nécessaire si l'on veut que les solutions de l'équation aient une signification physique concrète (probabilité = 1 de trouver la particule dans tout l'espace, par exemple).

- $n$  peut prendre toute valeur entière positive.
- $\ell$  peut prendre toute valeur entre 0 et  $n - 1$ , pour chaque valeur de  $n$ .

- $m$  peut prendre, pour chaque valeur de  $n$ , toute valeur comprise entre  $-\ell$  et  $+\ell$ , soit  $2\ell + 1$  valeurs.

Ceci peut être illustré par le tableau ci-dessous :

$n$	1	2			3									
$\ell$	0	0	1		0	1		2						
$m$	0	0	-1	0	1	0	-1	0	1	-2	-1	0	1	2
O.A.	1s	2s	2p		3s	3p		3d						

**Tableau 1 :** Règles de sélection sur les nombres quantiques caractérisant un électron

- $n$ , le **nombre quantique principal** définit la **couche** électronique à laquelle appartient l'électron :  $n = 1$ , couche K ;  $n = 2$ , couche L ; etc.
- $\ell$ , le **nombre quantique secondaire** définit la **sous-couche** électronique :  $\ell = 0$ , sous-couche s ;  $\ell = 1$ , sous-couche p ;  $\ell = 2$ , sous-couche d.
- $m$  se nomme le **nombre quantique magnétique**.

Un triplet de valeurs de  $n$ ,  $\ell$  et  $m$  données, définit une fonction d'onde  $\psi_{n\ell m}$ , solution de l'équation de Schrödinger, qui est nommée fonction orbitale ou **orbitale**. On remarque dans le tableau 1 ci-dessus que les règles de sélection sur les nombres quantiques conduisent au fait qu'il n'existe qu'**une seule orbitale s**, dans une couche donnée, mais **3 orbitales p** et **5 orbitales d**.

Les trois nombres quantiques  $n$ ,  $\ell$  et  $m$  définissent donc l'**état d'un électron**, c'est-à-dire plus précisément l'orbitale dans laquelle il se trouve, sans oublier que lui est étroitement associée une **énergie**. Pour l'atome d'hydrogène, cette énergie ne dépend que de  $n$  et croît avec lui.

Enfin, il existe un  $4^{\text{e}}$  nombre quantique, le **nombre de spin « s »** ou **spin** tout court de l'électron. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs  $+1/2$  et  $-1/2$  en fonction de l'orientation de l'électron dans un champ magnétique.

## 4 Formes des orbitales atomiques

Nous ne rentrerons pas ici dans les détails des considérations sur la variation de la fonction d'onde  $\psi$  en fonction de la distance de l'électron par rapport au noyau ou sur l'allure des courbes d'isodensité. Notre but est simplement de rappeler les représentations conventionnelles des différents « types » d'orbitales, **s**, **p**...

- Les orbitales **s** sont des **sphères** (de rayon augmentant avec la valeur de  $n$ ).
- Les orbitales **p** sont des **lobes allongés** en « forme de 8 », de symétrie axiale et pour chacune d'entre elles, regroupées dans une même sous-couche ( $n$  et  $\ell$  identiques), orientée selon l'une des trois directions d'un trièdre trirectangle. On les nomme respectivement  **$p_x$** ,  **$p_y$**  et  **$p_z$**  en fonction de leur orientation.

Le schéma ci-après les représente, telles que les logiciels de dessin conçus spécifiquement pour la chimie et ses diverses illustrations les proposent.

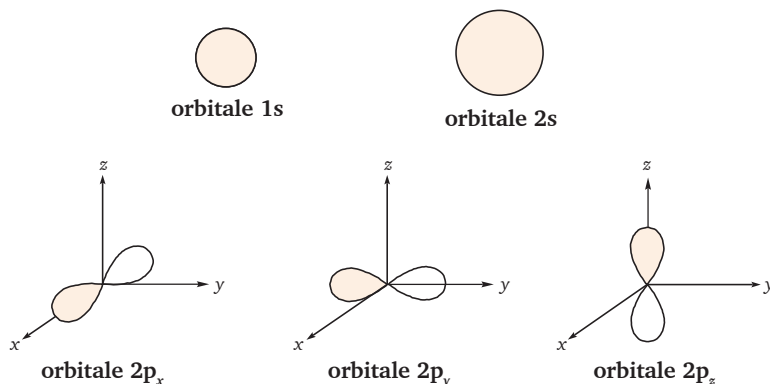


Figure 1 : Formes et géométrie des orbitales s et p

## 5 Structure des atomes polyélectroniques

Les solutions approchées acceptables que l'on sait malgré tout obtenir dans ce cas, par résolution de l'équation de Schrödinger, montrent que l'énergie associée à une orbitale dépend à la fois de  $n$  et de  $\ell$ . Ainsi, les niveaux d'énergie de chaque orbitale atomique (O.A.) vont croissant selon les valeurs de  $(n + \ell)$  croissant. La **succession des niveaux d'énergie** associés aux orbitales atomiques d'un atome comprenant un nombre  $x$  d'électrons (on parle d'atome polyélectronique, contrairement à l'hydrogène) est connue sous le nom de **règle de Klechkowski**.

Elle est représentée ci-dessous :

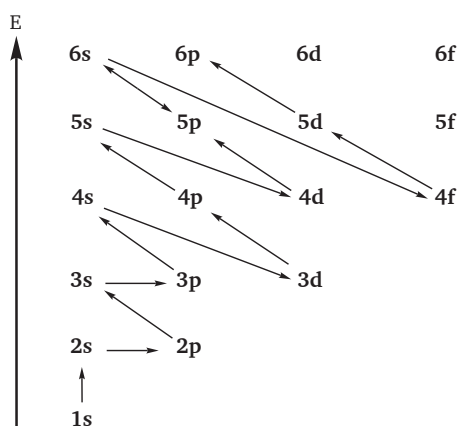


Figure 2 : Succession, par valeur croissante, des niveaux d'énergie dans un atome

## 6 Configuration électronique d'un atome dans l'état fondamental

Connaître la **répartition électronique** d'un atome donné dans son état le plus stable, appelé **état fondamental**, est essentiel pour le chimiste. En effet, les propriétés physiques et chimiques des éléments dépendent pour une bonne part de la structure de leur couche électronique « externe » (comprendre de plus haute énergie) encore appelée **couche de valence**.

Il faut donc être en mesure de connaître et prévoir l'ordre de remplissage des différentes couches et sous-couches pour un atome donné comportant  $x$  électrons, sachant que ce sont les niveaux de plus basse énergie qui sont logiquement remplis les premiers et que, lorsque ceux-ci sont pleins, c'est le niveau d'énergie directement supérieur qui commence à se remplir.

L'écriture de la **structure** ou **configuration électronique** d'un atome donné obéit aux règles suivantes, outre la **règle de Klechkowski** énoncée au paragraphe 5 précédent :

- le **principe d'exclusion de Pauli** : deux électrons ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques ( $n$ ,  $l$ ,  $m$  et  $s$ ) identiques. En d'autres termes, si deux électrons occupent la même orbitale (case quantique), ils ont des spins «  $s$  » opposés  $+1/2$  et  $-1/2$ . On dit que ces électrons sont *appariés* ;
- la **règle de Hund** : dans une *même sous-couche* (correspondant à des orbitales de même niveau d'énergie), les électrons occupent le **maximum** d'orbitales vacantes, **avec des spins parallèles**, *avant de s'apparier* dans une même orbitale.

## 7 La classification périodique des éléments

Le chimiste russe Mendeleïev (1834-1907), dans la seconde moitié du  $xix^e$  siècle, avait observé que certains éléments possédaient des *propriétés* physiques et chimiques *voisines* et avait conçu de les classer dans un embryon de tableau (beaucoup d'éléments n'étaient pas encore connus à l'époque) en rangeant dans une *même colonne* les éléments au *comportement et aux propriétés semblables*.

Cette intuition s'est brillamment confirmée lorsqu'on a connu la structure électronique des éléments, puisqu'on a constaté que se trouvent réunis dans une **même colonne** les éléments qui présentent la **même configuration électronique sur leur couche externe**.

Lorsque le numéro atomique  $Z$  croît en fonction du remplissage des couches et sous-couches selon la règle de Klechkowski, on retrouve en effet une « écriture électronique », une structure de la couche externe, dite couche de valence, identique à la valeur de  $n$  près, puisque l'on passe de la couche  $n$  à la couche  $n + 1$ . On constate donc une certaine régularité, *périodicité*, dans cette répartition électronique, d'où le nom de « Tableau périodique des éléments » donné à cette classification.

Exemples : l'oxygène  ${}_6\text{O}$  de structure  $\dots 2s^2 2p^4$  et le soufre  ${}_{16}\text{S}$  de structure  $\dots 3s^2 3p^4$  ; ou bien encore le sodium  ${}_{11}\text{Na}$   $\dots 2p^6 3s^1$  et le potassium  ${}_{19}\text{K}$   $\dots 3p^6 4s^1$ .

Il faut savoir identifier les métaux **alcalins** de la 1<sup>re</sup> colonne (structure en  $ns^1$ ) de valence 1 et les métaux **alcalino-terreux** de la 2<sup>e</sup> colonne (structure en  $ns^2$ ) de valence 2. Dans la dernière colonne, à droite du tableau, sont situés les **gaz nobles** (anciennement appelés gaz rares) dont la couche électronique externe en  $ns^2 np^6$ , saturée à 8 électrons, leur confère une certaine inertie chimique. Juste « à leur gauche » se trouvent la famille des **halogènes** : fluor, chlore, brome, iode, de structure  $ns^2 np^5$  (7  $e^-$  sur la couche de valence).

Ce nombre d'électrons sur la couche externe détermine entre autres la **valence** de l'élément (d'où son nom). Concernant justement cette *valence*, on a constaté que beaucoup d'entre eux avaient une valence égale à  $8 - n$ , si  $n$  est le nombre d'électrons de la couche électronique externe. Ainsi, les halogènes sont monovalents ( $8 - 7 = 1$ ), l'oxygène et le soufre, évoqués précédemment, divalents ( $8 - 6 = 2$ ), etc.

Nous reviendrons plus longuement sur cette particularité lorsque nous évoquerons la règle de l'octet dans la partie consacrée à la liaison chimique (cf. chapitre 2, § 2 et 7).

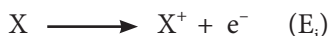
Un tableau périodique complet des éléments (encore appelé tableau de Mendeleiev) figure en début d'ouvrage, page XII.

## 8 Énergie d'ionisation - Affinité électronique - Électronégativité

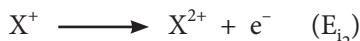
Pour l'instant, examinons **trois grandeurs** associées à chaque élément de la classification périodique et leurs **variations** lorsqu'on se déplace dans le tableau de Mendeleiev.

### 8.1. Énergie d'ionisation

Il s'agit de l'**énergie** qu'il est nécessaire de fournir à un atome pour lui **arracher un électron** :



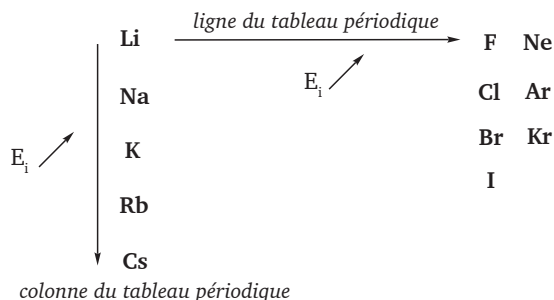
C'est en fait l'énergie de *première ionisation* car le processus peut éventuellement se poursuivre par l'arrachement d'un second électron :



On parle alors d'énergie de *seconde ionisation* ( $E_{i_2}$ ). Si rien n'est précisé, il s'agit par convention de la 1<sup>re</sup>.

Plus  $E_i$  est faible, plus l'atome se transformera facilement en ion positif (cation)  $X^+$ . Qualitativement, on peut prévoir que, plus les électrons susceptibles d'être arrachés sont loin du noyau, moins ils seront retenus par les forces de nature électrostatique (en  $1/r^2$ ) entre charges de signes opposés. Ainsi,  $E_i$  **diminue** si le **rayon covalent** de l'atome

**augmente.** Le tableau ci-dessous indique les variations de  $E_i$  quand on se déplace dans une ligne ou une colonne du tableau périodique :



**Figure 3 :** Variation de l'énergie d'ionisation dans le tableau périodique des éléments

## 8.2. Affinité électronique

Souvent notée  $A_E$ , l'**affinité électronique** est l'opposé de l'enthalpie de la transformation d'un atome X en ion négatif (anion)  $X^-$  par capture d'un électron.

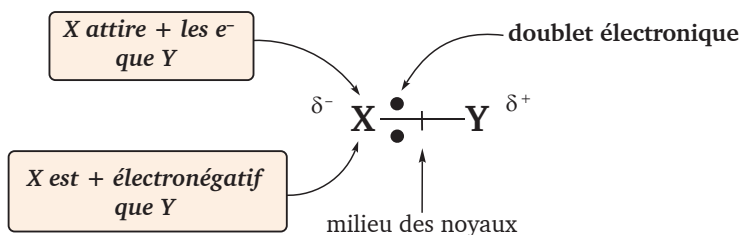


Ainsi, plus la valeur de  $A_E$  est élevée, plus l'affinité de X pour l'électron est grande et plus  $X^-$  est facile à former (car stable).

## 8.3. Électronégativité

Lorsque deux atomes X et Y sont engagés dans une liaison covalente, sauf si  $X=Y$ , l'un des atomes a régulièrement tendance à attirer vers lui le doublet électronique « mis en commun » pour former la liaison. On dit que cet atome est **plus électronégatif** que l'autre.

Barycentres des charges positives (milieu des deux noyaux) et négatives ne coïncident plus.



Dans l'illustration très schématique ci-dessus, X qui attire à lui le doublet acquiert une *charge partielle*  $-\delta$  tandis qu'à l'atome Y, se retrouvant avec un déficit d'électrons, on peut attribuer une charge partielle  $+\delta$ .

**C**onforme aux cursus des Licences scientifiques, ce manuel permet aux étudiants de renforcer leurs compétences et leur autonomie en chimie durant toute leur première année de Licence. Le contenu traite du socle de connaissances commun à l'ensemble des universités.



## Dans chaque chapitre

- Un QCM d'évaluation pour tester ses acquis.
- Des rappels de cours et leur synthèse pour réviser les grandes notions abordées durant l'année.
- De nombreux exercices d'application intégralement corrigés pour s'exercer efficacement.

## SOMMAIRE

1. Atomistique
2. Liaisons chimiques
3. Cinétique chimique
4. Thermodynamique.  
Équilibres chimiques
5. Équilibres acido-basiques  
et de précipitation
6. Équilibres d'oxydo-réduction

## DANS LA MÊME COLLECTION



ISBN : 978-2-8073-2758-0



9 782807 327580

deboeck **B**  
SUPÉRIEUR

[www.deboecksuperieur.com](http://www.deboecksuperieur.com)