

1 Atomes, ions atomiques et isotopes

Un **atome** est le plus petit élément de la matière. Il est composé de **protons**, de **neutrons** et d'**électrons**. Les protons, les neutrons et les électrons sont des **particules**. L'agglomération de protons et de neutrons constituent le **noyau**. Les électrons tournent autour du noyau sur des couches définies. Les caractéristiques des atomes dépendent de leur charge, de leur masse atomique et du nombre d'électrons sur les couches les plus externes.

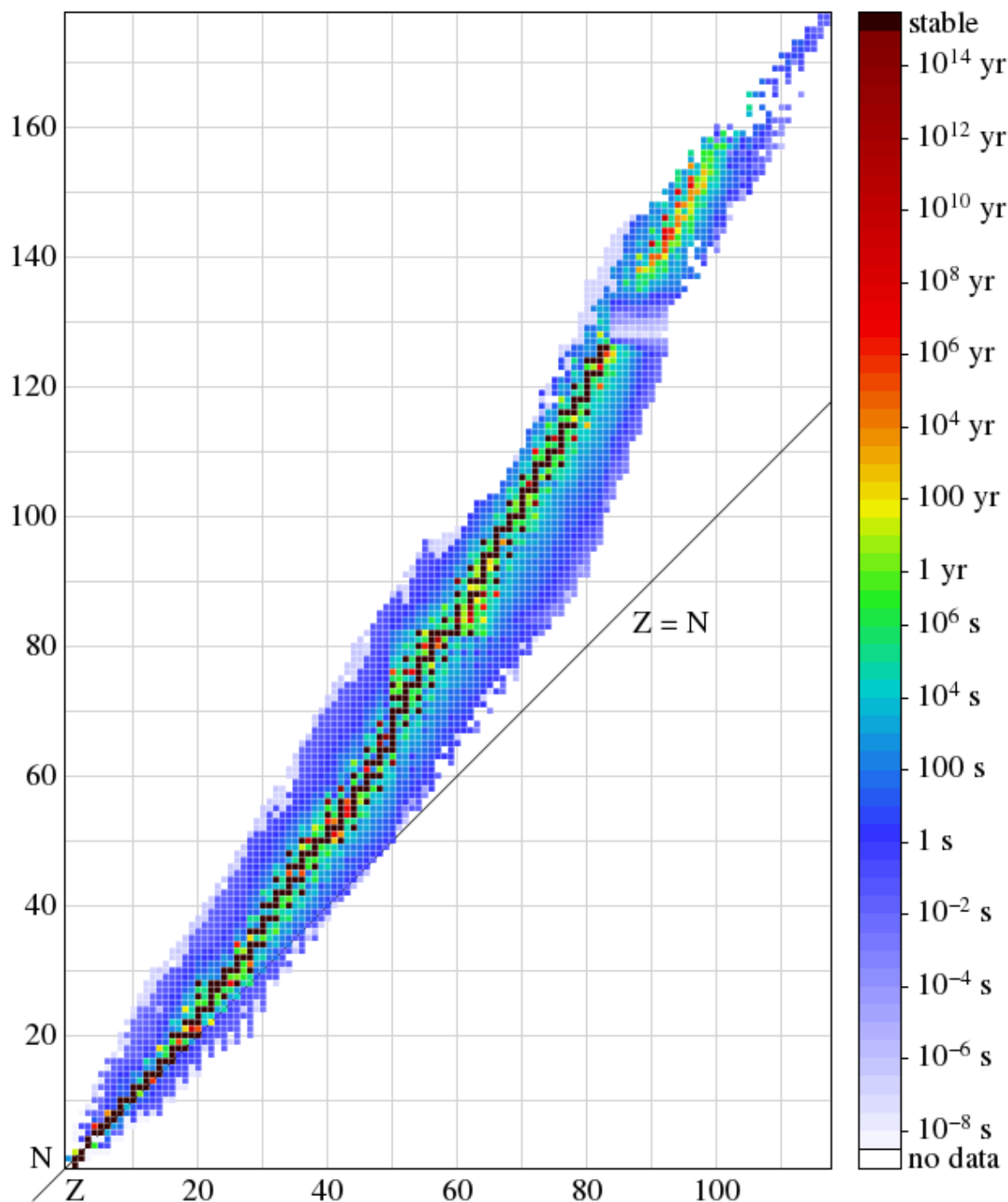


FIGURE 1 – Le rapport Z (nbre de protons) / N (nbre de neutrons)

1.1 Proton

Les protons sont chargés positivement. Le **numéro atomique** (Z) correspond au nombre de protons. La masse d'un proton vaut 1 uma (unité de masse atomique).¹

1.2 Neutron

Les neutrons n'ont pas de charge. Le **nombre de masse atomique** (A) correspond à la somme de protons et des neutrons. Le nombre de neutrons (N) est donc $A - Z$. Le nombre de protons et de neutrons tend à être égal au sein d'un noyau.²

Cependant, de nombreux atomes acceptent des neutrons surnuméraires (ou ont moins de neutrons que de protons, mais cette situation est plus rare). On appelle ces formes d'atomes des **isotopes**. Certains isotopes sont stables, c-à-d qu'il conserve leur nombre de neutrons et de protons. D'autres isotopes sont instables, c-à-d qu'ils peuvent modifier la composition de leur noyau pour atteindre un état plus stable en émettant des particules radioactives. On appellera ces isotopes des **radio-isotopes**. Les neutrons permettent de conserver la cohérence du noyau en liant les protons entre eux, alors qu'ils ont tendance à se repousser par leur charge électrostatique.

1.3 Électron et couches électroniques

Les électrons sont chargés négativement. La masse d'un électron est négligeable et vaut $1/1850$ uma.

Le nombre maximum d'électrons par couche correspond à $2s^2$, où s est le numéro de la couche. Chaque couche supporte un nombre stable d'électrons correspondant à son maximum ou au maximum de ces couches sous-jacentes.

Pour assurer cette stabilité, chaque atome aura donc tendance à capter ou à libérer des électrons (à l'exception des gaz rares). Cette forme atomique, où le nombre de protons diffère du nombre d'électrons et qui n'est donc pas neutre électriquement est appelée **ions**.

1. L'uma est définie comme étant la masse d'un carbone 12 (C_6^{12}) divisé par 12.

2. Plus le noyau est lourd, plus il tend à accepter des neutrons surnuméraires.

2 Le tableau périodique

L'ensemble des atomes sont rassemblés dans le tableau périodique³. Les atomes sont ordonnés par ordre croissant de nombre atomique (c-à-d de protons et donc de masse) au sein d'une même ligne.

2.1 Les périodes

Les rangées horizontales dans le tableau périodique forment les périodes. Les électrons des éléments occupant une même période sont distribués sur un même nombre de couches électroniques, nombre donné par le numéro de période. Les atomes d'une même période ont donc un **nombre identiques de couches électroniques**.

2.2 Les familles

Les atomes au sein d'une même colonne ont **le même nombre d'électrons sur leur orbite externe**.

Les colonnes verticales forment les familles. Les éléments appartenant à une même famille ont en commun certaines caractéristiques. C'est donc dire que les propriétés chimiques semblables reviennent périodiquement, d'où le nom de tableau de classification périodique. Ces atomes ont donc sur leur dernière couche un même nombre d'électrons, leur donnant des propriétés réactionnelles équivalentes. Ci-dessous les principales familles chimiques :

1. Les **alcalins** (IA) se situent à l'extrême gauche du tableau de classification périodique. Ils ont un électron sur leur dernière couche et ont tendance à partager ou donner ce seul électron. Tous les éléments de cette famille chimique ont en commun une très grande réactivité aux non-métaux et à l'eau. En réagissant avec cette dernière, ils forment un alcali, d'où leur appellation. Ce sont des métaux mous, légers et d'aspect argenté. Ils n'existent pas à l'état pur dans la nature ; ils sont toujours combinés à d'autres éléments.
2. Les **alcalino-terreux** (IIA) se situent à droite de la famille des alcalins. Ils ont deux électrons sur leur dernière couche. Ils présentent en solution des propriétés alcalines et se retrouvent dans plusieurs roches. Ce sont des solides gris métalliques. Ils ont des analogies avec les alcalins, mais ils sont moins réactifs.
3. Les **métaux de transition** (B) sont des éléments particuliers ne complétant pas systématiquement leur dernière couche
4. Les **terreux** (IIIA) sont des éléments moins réactionnels que les alcalino-terreux. Ils ont trois électrons sur leur dernière couche.
5. Les **carbonides** (IVA) ont 4 électrons sur leur dernière couche. Ils peuvent soit accepter 4 électrons, soit en donner 4, ce qui explique le rôle pivot que le carbone a dans la chimie du vivant.
6. Les **azotides** (VA) ont 5 électrons et sont plus réactifs que les carbonides en acceptant 3 électrons.
7. Les **sulfurides** (VIA) disposant de 6 électrons sont encore plus réactifs en acceptant 2 électrons.
8. Les **halogènes** (VIIA) se situent dans la colonne à gauche des gaz inertes. Ils sont tellement réactifs qu'on ne les rencontre qu'à l'état combiné dans la nature. Cette famille tire son nom d'un mot grec qui signifie «générateurs de sels». En effet, ils forment des sels avec les alcalins ; ils donnent des acides forts avec l'hydrogène en acceptant son unique électron.
9. Les **gaz inertes** ou gaz rares (VIIA) se situent dans la dernière colonne du tableau de classification périodique. Tous ces éléments ont une réactivité chimique presque nulle aux autres éléments. Ils se caractérisent par une très grande stabilité chimique grâce à leurs couches électroniques saturées.

3. Ce tableau a été créé par un scientifique russe Mendeleïev. À l'époque, le concept d'atomes ne faisait pas encore consensus, on parlait alors d'éléments qui correspondaient à des rapports au sein des molécules.

3 Représentations de l'atome

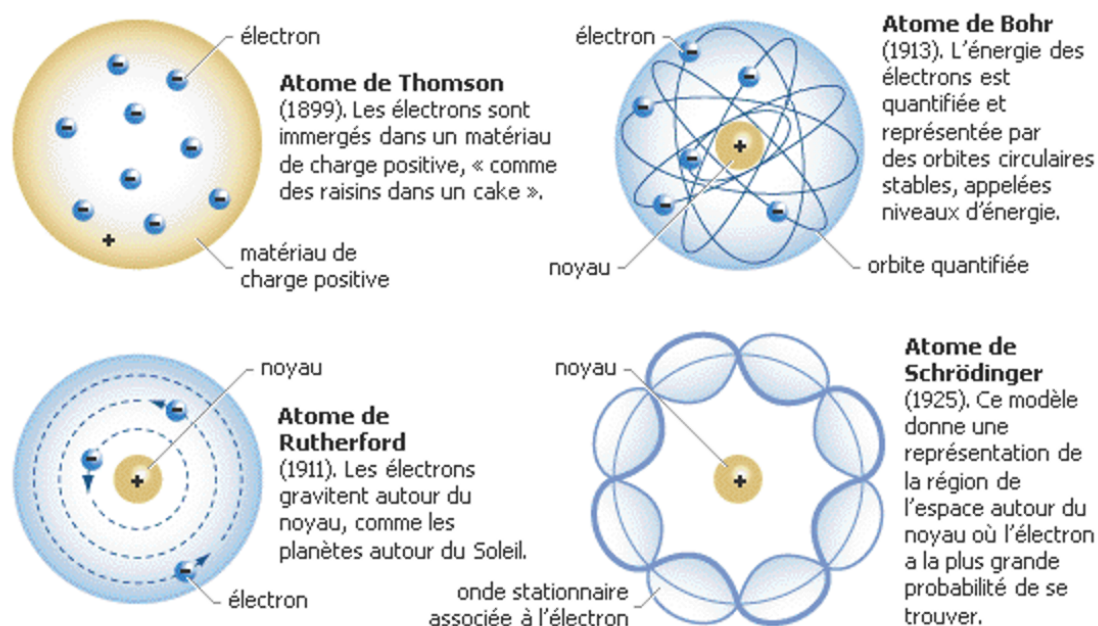


FIGURE 2 – L'évolution des modèles atomiques

3.1 Modèle de Thomson

Dans ce premier modèle très simple, les électrons baignent dans une "mer" de charges positives. Les contradictions apparaissent rapidement. Pourquoi des charges opposées ne s'attirent pas ? Pourquoi les charges identiques ne se repoussent pas ?

3.2 Modèles orbitales

Ernest Rutherford, qui a été assistant de Thomson, propose un modèle orbital simple à l'image des orbites des planètes. Les électrons tournent autour des protons, leur vitesse compensant la force d'attraction entre charges.

Sur base des travaux de Rutherford et pour tenir compte de certaines observations (raies spectrales, photoluminescence, ..), Niels Bohr propose un modèle orbital ayant 4 divergences :

- les orbitales sont quantifiées, c-à-d qu'elles sont circulaires et stables ;
- les sauts d'électrons entre orbitales correspondent à des sauts énergétiques ;
- les électrons sont appariés pour tenir compte des liaisons covalentes ;
- les neutrons (qui seront observés en 1932), stabilisent les forces opposées entre les protons.

C'est le modèle généralement utilisé en enseignement secondaire, vu son aspect visuel abordable.

3.3 Modèle quantique

La convergence des travaux sur l'électromagnétisme, sur la lumière et sur la radioactivité, on amené à développer un modèle mathématique de l'atome appelé **mécanique quantique**. Dans ce cadre, la position des électrons n'est pas circulaire, mais dépend de la fonction d'onde développée par Erwin Schrödinger. Les électrons ne circulent plus sur des orbitales stables, mais ont une probabilité de présence en certains endroits. La mécanique quantique se base donc sur les probabilités pour définir des possibles plutôt que des certitudes. Par la suite le principe d'incertitude d'Heisenberg, montra qu'au niveau des particules, indépendamment des moyens d'observations, il n'était pas possible de

connaître de façon précise à la fois leur position et leur vitesse. Même si ce modèle est le plus valide à l'heure actuelle, il n'est pas vu au niveau de l'enseignement secondaire.

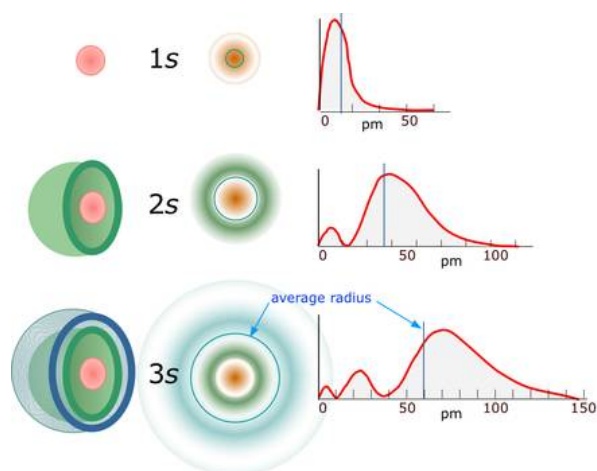


FIGURE 3 – Fonction d'ondes et position de l'électron.

4 Notation de Lewis

La notation de Lewis est un simple moyen de notation des atomes applicables aux 3 premières lignes qui ne comportent que 8 électrons sur leur couche externe. On note un électron par un point et une paire d'électrons par une barre. Nous utiliserons cette notation lorsque nous verrons les liaisons chimiques ioniques et covalentes. Le tableau ci-dessus reprend les 3 premières lignes du tableau périodique avec leur notation de Lewis.

La notation de Lewis est relativement simpliste et limitée, mais elle est utilisée en chimie organique où la très grande majorité des atomes se trouvent dans les 3 premières lignes du tableau périodique.

Classification périodique réduite

	colonnes → périodes ↓	1	2	13	14	15	16	17	18
		1	2	3	4	5	6	7	8
K	1	H							He
L	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
M	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
N	4	K	Ca						

FIGURE 4 – Modèle de Lewis et tableau périodique

Table des matières

1	Atomes, ions atomiques et isotopes	1
1.1	Proton	2
1.2	Neutron	2
1.3	Électron et couches électroniques	2
2	Le tableau périodique	3
2.1	Les périodes	3
2.2	Les familles	3
3	Représentations de l'atome	4
3.1	Modèle de Thomson	4
3.2	Modèles orbitales	4
3.3	Modèle quantique	4
4	Notation de Lewis	5