

1. Composition de l'atome
2. Le cortège électronique
3. Ionisation
4. Vers des entités plus stables

1. Composition de l'atome

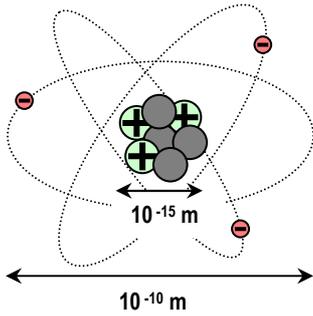
1.1. Ecriture conventionnelle

A retenir :

- L'ordre de grandeur d'un atome est de $10^{-10} m$
- L'ordre de grandeur du noyau de l'atome est de $10^{-15} m$

- 400 : Supposition de l'existence de l'atome (a-tomos) en Grèce Antique.
- 1897 : Découverte de l'électron (Joseph John Thomson)
- 1907 : Preuve expérimentale de l'existence de l'atome (Jean Perrin)
- 1911 : Preuve expérimentale de l'existence du noyau (Ernest Rutherford)
- 1919 : Découverte du proton (Ernest Rutherford)
- 1932 : Découverte du neutron (James Chadwick)

Considérons ci-dessous le modèle de Bohr d'un atome de lithium 7 de symbole : 7_3Li .

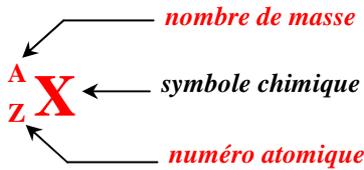


Exercice 1 :

- a. Sachant que les neutrons ont une charge électrique nulle, par quel motif sont-ils représentés sur ce schéma ?
- b. Sachant que les électrons ont une charge négative, quelles sont les particules présentes dans le noyau ? Quel nom leur donne-t-on ?
- c. Rechercher, à l'aide du modèle de Bohr de l'atome, à quoi peut bien correspondre chaque chiffre présent dans le symbole de l'atome.
- d. Quelle est la charge totale de cet atome ? Pourquoi ?
- e. Que peut-on alors dire des atomes sachant qu'ils sont tous électriquement neutres ?
- f. Comparer la taille de l'atome à celle de son noyau. Que trouve-t-on essentiellement dans l'atome ?

A retenir :

La notation d'un atome doit permettre de retrouver le nombre de particules de chaque type qui le compose. On utilise l'écriture conventionnelle suivante :



- A indique le nombre
- Z indique le nombre
- X indique le

1.2. Les particules subatomiques

Tous les atomes sont faits à partir de 3 particules : les protons, les neutrons et les électrons.

Les principales caractéristiques physiques de ces particules sont données ci-contre :

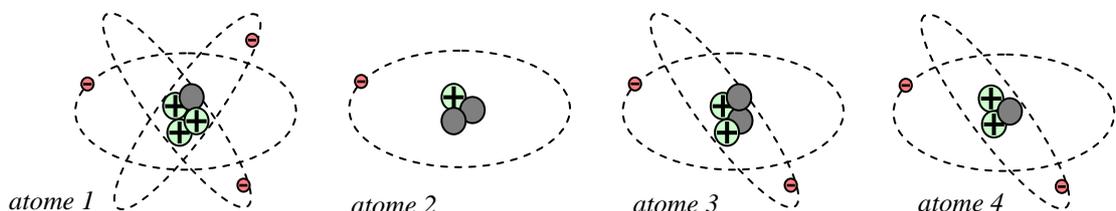
Particule	Masse m (kg)	Charge électrique q (coulomb)
Proton	$m_p = 1,673 \times 10^{-27}$	$q_p = + 1,602 \times 10^{-19} C$
Neutron	$m_n = 1,675 \times 10^{-27}$	$q_n = 0 C$
Electron	$m_e = 9,1 \times 10^{-31}$	$q_e = - 1,602 \times 10^{-19} C$

Exercice 2 :

- a. Que peut-on dire de la masse du proton et de celle du neutron ?
- b. Comparer la masse d'un nucléon à celle de l'électron.
- c. En physique, la charge élémentaire notée e est une charge électrique de valeur $1,602 \times 10^{-19} C$. Déterminer la charge électrique des trois particules du tableau en fonction de e .
- d. Pourquoi un atome doit-il, pour être neutre, avoir autant de protons dans son noyau que d'électrons autour ?
- e. On considère un atome de carbone C possédant 14 nucléons et 6 électrons. Déterminer le nombre de protons et de neutrons qu'il contient et en déduire son écriture conventionnelle.
- f. Calculer la masse de cet atome de carbone.

1.3. Les différents atomes d'un même élément chimique

On considère les 4 atomes ci-contre :



Exercice 3 :

- A l'aide de la classification réduite et des modèles de Bohr donnés ci-dessus, compléter le tableau ci-contre.
- A quelle condition deux atomes différents font-ils partie du même élément chimique ?
- Donner l'écriture conventionnelle des deux atomes faisant partie du même élément chimique.
- Expliquer pourquoi ces atomes n'existent pas : ${}^{12}_5\text{C}$; ${}^2_3\text{Li}$

	Élément chimique	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons
atome 1				
atome 2				
atome 3				
atome 4				

A retenir :

Deux atomes sont dits ISOTOPES s'ils ont le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent.

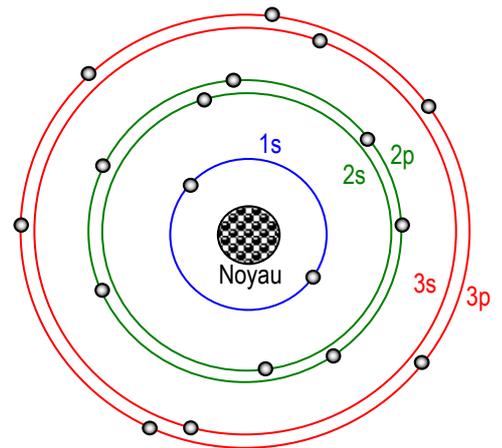
Exercice 4 : Compléter le tableau suivant :

Notation de l'atome	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons	Nombre d'électrons
	5		8	
			30	16
${}^1_1\text{H}$				
		30	56	

2. Le cortège électronique

Les électrons présents autour du noyau d'un atome se rangent dans des couches appelées **couches électroniques**.

H	couche 1																He												
	1s ²																												
Li	Be	couche 2										2p ⁶					B	C	N	O	F	Ne							
	2s ²																												
Na	Mg	couche 3										3p ⁶					Al	Si	P	S	Cl	Ar							
	3s ²																												
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	...																						



A retenir :

- La dernière couche électronique est appelée **couche de valence**.
- Les **électrons de valence** sont ceux présents sur la couche de valence.

Exemple :

L'atome d'azote est l'élément 7 du tableau. Il contient donc 7 protons dans son noyau et 7 électrons dans son cortège électronique.

- Sa **structure électronique** est donc : $1s^2 2s^2 2p^3$ ($2 + 2 + 3 = 7$)
- La **couche de valence** de cet atome est la couche $n = 2$
- Cet atome possède 5 **électrons de valence** ($2s^2 2p^3$)

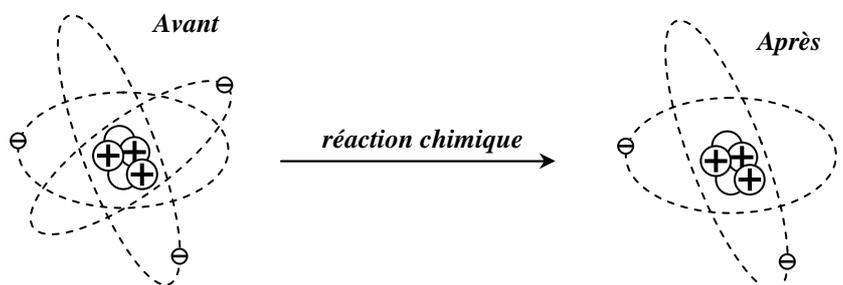
Exercice 5 :

- Déterminer la structure électronique des atomes de carbone, fluor, lithium et argon.
- Retrouver le nom de l'atome possédant 3 électrons sur sa couche de valence $n = 3$
- Combien d'électrons de valence possède l'oxygène ?
- Quel est l'atome possédant la structure électronique $1s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^2$?
- Donner la structure électronique d'un atome possédant 11 électrons. De quel atome s'agit-il ?

3. Ionisation

Un atome est électriquement neutre et possède donc autant de protons dans son noyau que d'électrons autour.

Néanmoins, durant certains processus, l'atome peut être amené à perdre ou à gagner des électrons. Il deviendra alors chargé et sera renommé **ion**.



Exercice 6 : Transformation du lithium

- Qu'est-il arrivé à l'atome sur le schéma ci-dessus ?
- Quelle est à présent la charge de l'ion obtenu ? Justifier.
- Qu'aurait-il fallu faire à l'atome de départ pour obtenir l'ion Li^{2+} ?
- Est-il possible de fabriquer l'ion Li^{4+} ? Justifier.
- Que doit-il se passer lors de la réaction chimique pour que l'atome de départ devienne l'ion Li^- ?

A retenir :

- Un atome ayant perdu un ou plusieurs électrons se charge positivement. Il devient alors un ion positif appelé **cation**.
- Un atome ayant gagné un ou plusieurs électrons se charge négativement. Il devient alors un ion négatif appelé **anion**.

Exercice 7 : Compléter le tableau suivant

Notation	Protons	Neutrons	Nucléons	Electrons	Structure électronique
${}^{23}_{11}\text{Na}^+$					
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$					

4. Vers des entités plus stables

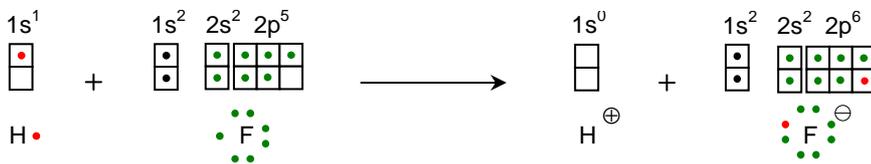
Au cours des transformations chimiques que subissent les atomes, ces derniers cherchent à avoir leur dernière couche électronique complète. Pour y parvenir, ils peuvent alors capturer, partager ou encore perdre un ou plusieurs électrons.

Règle du duet et de l'octet :

Au cours d'une réaction chimique, les atomes perdent ou gagnent un ou plusieurs électrons de manière à compléter leur couche de valence, c'est-à-dire d'y avoir 2 électrons pour les éléments proches de l'hélium et 8 électrons pour les autres éléments.

4.1. Formation des ions

Par exemple, lorsqu'un atome d'hydrogène rencontre un atome de fluor, ce dernier arrache un électron à l'hydrogène pour compléter sa couche de valence et ainsi satisfaire à la règle de l'octet :



Les deux ions obtenus, étant de charges opposées, vont s'attirer l'un vers l'autre et former un composé ionique de formule simplifiée HF.

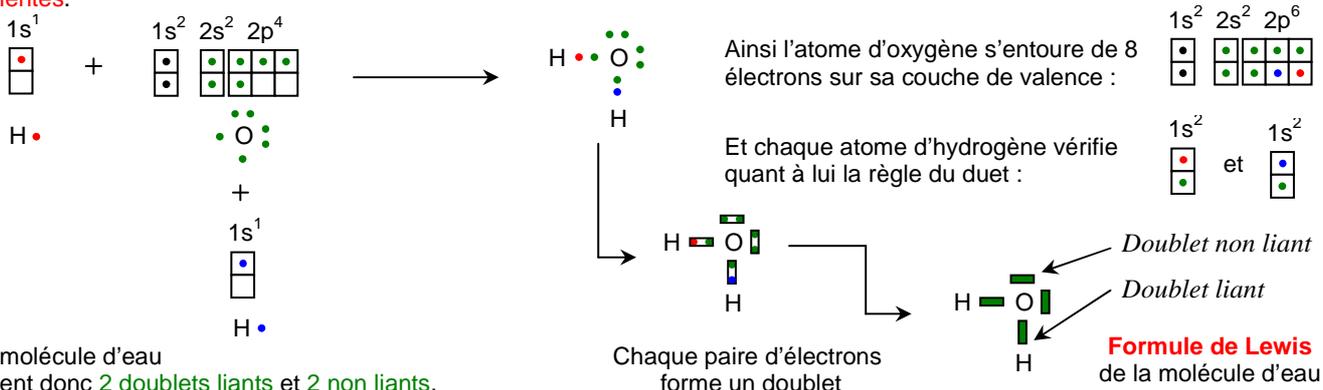
Après la réaction, les deux ions possèdent leur dernière couche électronique complète (ou vide).

Exercice 8 :

- Quel nom donne-t-on à la dernière couche électronique d'un atome ou d'un ion ?
- Dans le cas de l'atome de magnésium, quel est le numéro n de cette couche ?
- Combien d'électrons de valence possède l'ion magnésium ?
- Quel est le numéro de sa couche de valence ? Cette couche est-elle complète ? Justifier.
- A l'aide de la structure électronique de l'atome de phosphore ($z = 15$), retrouver la formule de l'ion le plus stable qu'il peut donner.

4.2. Formation des molécules

Lorsque des atomes se rencontrent, ils peuvent aussi partager leurs électrons pour former des liaisons entre eux appelées **liaisons covalentes**.



Une molécule d'eau contient donc 2 doublets liants et 2 non liants.

FICHE EXERCICES

Exercice 1 : Ions à connaître

Rechercher la formule des ions suivants et indiquer pour chacun leur structure électronique.
ion hydrogène – ion fluorure – ion potassium – ion calcium – ion magnésium – ion chlorure – ion sodium

Exemple : Comment rechercher la formule de l'ion oxygène ?

- D'après le tableau périodique, l'élément oxygène correspond à $Z = 8$, donc sa structure électronique est : $1s^2 2s^2 2p^4$
- Il faut donc rajouter 2 électrons à cette structure pour que la couche de valence soit complète.
- L'ion oxygène possède donc 2 électrons de plus que l'atome d'oxygène et son écriture est donc O^{2-}

Exercice 2 : Compléter chaque phrase

1. Un atome est toujours électriquement
2. Le proton et l'électron ont des charges électriques parfaitement
3. Dans un atome, il y a toujours autant d'électrons que de
4. Le neutron et le proton ont une masse
5. Le neutron et le proton font partie de la famille des
6. L'électron a une masse environ 2000 fois plus faible que celle d'un
7. Le proton est positif, le neutron est et l'électron est
8. e est appelé la
9. La masse d'un atome de lithium ${}^7_3\text{Li}$ est égale à

Exercice 3 : La classification périodique

1 H	Le premier à avoir eu l'idée de classer les éléments chimiques qui composent la matière dans un tableau est le chimiste russe <i>Dmitri Mendeleïev</i> . Depuis, ce tableau a été remanié et complété. Il contient aujourd'hui 118 éléments chimiques.																2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	...															

Ce tableau a été réalisé de manière à placer les éléments chimiques d'une même famille dans une même colonne. Les éléments chimique d'une même famille ont des propriétés chimiques voisines.

Compléter ce tableau à l'aide de couleurs en tenant compte des critères suivants :

- Métaux alcalins : colonne 1, hormis l'hydrogène. Ils sont mous, de faible densité et réagissent vivement avec l'eau.
- Métaux alcalino-terreux : colonne 2. Ils ont des propriétés proches de celles des métaux alcalins mais réagissent de manière moins virulente.
- Halogènes : colonne 17. Ils forment des sels en réagissant avec les métaux alcalins. On les trouve surtout sous forme de molécules diatomiques très toxiques.
- Gaz nobles, rares ou inertes : colonne 18. Ils sont chimiquement inertes.

Exercice 4 : La classification périodique

Le rayon d'un atome d'hélium est $R = 128 \times 10^{-12} m$. Le rayon du noyau de cet atome est $r = 1,8 \times 10^{-15} m$.

1. Comparer la taille de l'atome et celle de son noyau.
2. Déterminer la charge électrique, exprimée en coulombs, du noyau de cet atome.
3. Expliquer pourquoi cet atome est chimiquement inerte.

Exercice 5 : Formule de Lewis

L'acide éthanoïque est une molécule présente dans le vinaigre. Sa formule brute est $C_2H_4O_2$. Choisir parmi les représentations ci-dessous celle qui est correcte et préciser le nombre de doublets liants et le nombre de doublets non liants qu'elle contient.

