

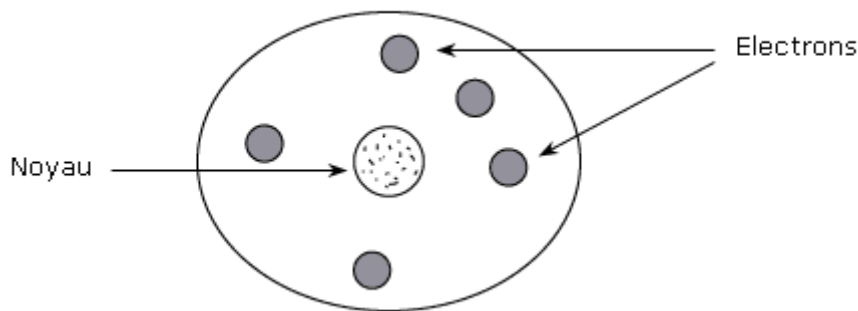
I. Les modèles de l'atome

A. Modèles et constitution de l'atome

La matière est constituée de petits "grains", invisibles à l'œil nu : Les atomes. C'est en 1910, que Rutherford a mis en évidence l'existence de ces petits "grains" de matière. Grâce à lui, on utilise encore de nos jours, le modèle qui porte son nom.

1. Le modèle atomique de Rutherford

Rutherford propose un modèle planétaire de l'atome (disposition analogue au système solaire). L'atome est composé d'un noyau autour duquel un ou plusieurs électrons sont en mouvement.



Remarque: C'est en bombardant des feuilles d'or avec des particules α (noyau d'hélium) beaucoup plus petites que l'atome d'or que Rutherford montre que la matière est essentiellement composée de vide: L'atome possède **une structure lacunaire**.

2. Constitution de l'atome

Dans le noyau

Le noyau est composé de particules appelées **nucléons**. Il existe deux types de nucléons: **Les protons et les neutrons**

Les protons sont chargés positivement. Ils portent une charge positive élémentaire notée q_p .

$$q_p = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C (Coulombs)}$$

Les neutrons ont une charge nulle : $q_n = 0 \text{ C}$

La masse d'un proton $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ est pratiquement égale à celle des neutrons $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Autour du noyau

Les électrons sont chargés négativement.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

La charge d'un électron q_e est **opposée à celle du proton**:

$$q_e = -q_p = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

La masse d'un électron $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ est environ 2000 fois plus petite que celle des protons et neutrons.

Conclusion

Dans un atome, il y a **autant d'électrons que de protons**. Comme $q_e = -q_p$, **l'atome est donc électriquement neutre**.

Les atomes se différencient par le nombre de particule (protons, neutrons, et électrons) qu'ils comportent.

Exemple

L'atome d'hydrogène est composée de **1 proton et 0 neutrons**, soit d'**1 seul nucléon** dans son noyau, et donc **d'1 électron autour du noyau**.

L'atome d'hélium comporte **2 protons et 2 neutrons**, soient **4 nucléons** dans son noyau, et donc **2 électrons autour du noyau**.

3. Représentation symbolique de l'atome

Symbole

Un atome X peut être représenté symboliquement par ${}^A_Z X$ où :

- X est le **symbole de l'atome**
- A est appelé **nombre de masse** et représente le **nombre de nucléons** dans le noyau de l'atome.
- Z est appelé **numéro atomique** et représente le **nombre de protons** dans le noyau de l'atome.

La différence **A-Z donne donc le nombre de neutrons** dans le noyau et Z donne aussi le nombre d'électrons que comporte l'atome.

Exemple

1 - L'atome de carbone est représenté par ${}^{12}_6\text{C}$, c'est-à-dire:

- $Z = 6 \rightarrow 6$ protons dans le noyau donc 6 électrons.
- $A = 12 \rightarrow 12$ nucléons donc $12 - 6 = 6$ neutrons dans le noyau.

2 - L'atome de sodium est représenté par ${}^{23}_{11}\text{Na}$, c'est-à-dire:

- $Z = 11 \rightarrow 11$ protons dans le noyau donc 11 électrons.
- $A = 23 \rightarrow 23$ nucléons donc $23 - 11 = 12$ neutrons dans le noyau.

B. La constitution d'un atome

1. Constitution du noyau de l'atome

Les nucléons

Le **noyau d'un atome**, dont le diamètre est d'environ 10^{-15} m , est constitué de particules appelées nucléons (du latin *nucleus* qui signifie noyau).

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Il existe deux sortes de nucléons :

- les **neutrons** (qui ne sont pas chargés)
- les **protons** (chargés positivement)

Caractéristique des nucléons

Les nucléons, qu'ils soient protons ou neutrons, ont quasiment la même **masse** :

$$m_p \approx m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

La charge électrique de toute particule, notée q , a pour unité le coulomb, de symbole C.

- **Le neutron est électriquement neutre**, sa charge est donc nulle : $q_n = 0 \text{ C}$.
- **Le proton possède une charge positive** de : $q_p = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. Cette valeur sera prise comme référence pour définir la **charge électrique élémentaire e** , avec : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ en valeur absolue d'où : $q_p = + e$.

Particule	Charge en Coulomb : C	Masse en kg
Proton	$q_p = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	$q_n = 0 \text{ C}$	$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

2. Constitution du cortège électronique

Les électrons

Autour du noyau d'un atome, des **électrons**, chargés négativement, gravitent et constituent le "**nuage électronique**" de l'atome.

Caractéristiques des électrons

Les électrons ont une **masse** très faible : $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

La **charge électrique** de l'électron est **négative** et de même valeur absolue que celle du proton donc : $q_{e^-} = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, c'est-à-dire en charge électrique élémentaire : $q_{e^-} = -e$.

Particule	Charge en Coulomb : C	Masse en kg
Electron	$q_{e^-} = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

C. L'atome et ses ordres de grandeurs

1. Dimension dans l'atome

Rayon atomique

La **sphère représentant l'atome**, d'après le modèle de Rutherford, **possède un rayon** qui englobe le noyau et va jusqu'aux limites du nuage électronique.

L'ordre de grandeur de l'atome est de **$10^{-10} \text{ m} = 100 \text{ pm}$** (car $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$)

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Plus un atome possède de nucléons et d'électrons, plus le volume de la sphère atomique associée au noyau est importante donc plus le rayon de l'atome noté r_a est grand.

Exemple : $r_a({}^1_1H) = 50 \text{ pm}$ et $r_a({}^{133}_{55}Cs) = 270 \text{ pm}$.

Rayon du noyau

L'ordre de grandeur du noyau atomique est de : $10^{-15} \text{ m} = 1 \text{ fm}$.

Donc le rayon du noyau est 100 000 fois ou 10^5 fois plus petit que celui de l'atome.

Exemple : Si le noyau était une orange de 3 cm de rayon, l'atome aurait un rayon de 3 kilomètres.

Vide de la structure atomique

Les électrons qui gravitent autour du noyau sont très petits et peu nombreux: Entre le noyau et le rayon atomique, il existe donc un vide dans lequel les électrons se déplacent, on dit que : L'atome possède une structure lacunaire.

2. Masse caractéristique de l'atome

Masse du noyau

Le noyau d'un atome est constitué de nucléons de deux types : Les neutrons et les protons donc pour calculer sa masse, il suffit d'additionner les masses des particules qui le constituent grâce aux valeurs suivantes :

Particule	Masse en kg
Proton	$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

$$m_{\text{noyau}} = m_p \times (\text{nombre de protons}) + m_n \times (\text{nombre de neutrons})$$

$$m_{\text{noyau}}(\text{Fe}) = m_p \times (Z) + m_n \times (A - Z)$$

$$m_{\text{noyau}}(\text{Fe}) = 1,673 \cdot 10^{-27} \times (26) + 1,675 \cdot 10^{-27} \times (30) = 9,375 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Masse des électrons

Les électrons possèdent une masse 2000 fois plus faible que celle des nucléons :

Particule	Masse en kg
Proton	$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Electron	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Masse de l'atome

On remarque que la masse d'un électron est très petite comparée à celle des nucléons donc la masse de l'atome est concentrée dans son noyau.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Les masses des protons et des neutrons sont quasiment identiques aussi, si on néglige la masse des électrons : $m_{\text{atome}} \approx A \times m_p$.

D. Le cortège électronique

1. L'électronéutralité de l'atome

Les électrons

Les **électrons** constituent le **cortège électronique** de l'atome. Leur existence a été mise en évidence par l'anglais J.J. **Thomson en 1881**, qui a prouvé que les électrons étaient des constituants universels de la matière.

Nombre d'électrons d'un atome de symbole A_ZX

Les électrons sont **chargés négativement** et gravitent autour du noyau chargé positivement du fait du nombre de protons qui le constituent.

Un atome isolé est électriquement neutre donc il y a **autant de protons** chargés positivement dans le noyau **que d'électrons** de charge opposée dans le cortège électronique.

Donc puisque le numéro atomique Z représente le nombre de protons, il y aura dans un atome autant d'électrons, soit **Z électrons**.

2. Constitution du cortège électronique

Les couches électroniques

Dans le modèle de l'atome le plus couramment utilisé, tous les électrons ne sont pas liés de la même manière au noyau, ils se répartissent sur différentes couches notées, de la plus proche à la plus éloignée du noyau : Couches électroniques K, L, M...

Répartition des électrons dans les couches électroniques du cortège

Les couches électroniques sont remplies les unes après les autres dans l'ordre en partant de la couche K.

Le nombre maximum d'électrons portés par :

- **la couche K est de 2 électrons**
- **la couche L est de 8 électrons**
- **la couche M est de 18 électrons**

Ainsi pour trouver la structure du cortège électronique il faut tout d'abord trouver le nombre d'électrons de l'atome puis compléter les couches électroniques dans l'ordre.

Exemple: Le carbone ${}^{12}_6C$ possède 6 protons donc 6 électrons car l'atome est électriquement neutre, sa structure électronique sera: $(K)^2, (L)^4$

La dernière couche électronique occupée

Cette **couche externe du cortège électronique** est la dernière contenant encore des électrons, on l'appelle **couche de valence**: Les électrons qu'elle contient sont les plus éloignés du noyau et y sont donc moins liés.

Exemple: Le carbone ${}^{12}_6C$ de structure électronique $(K)^2(L)^4$, possède 4 électrons dans la couche de valence L.

3. Les ions monoatomiques

La couche externe ou couche de valence du cortège électronique contient les électrons les moins liés au noyau qui vont pouvoir être arrachés à la structure de l'atome. A contrario si la structure de l'atome s'y prête, la couche de valence pourra capter des électrons: Dans les deux cas l'atome formera un ion.

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons :

- Si l'atome perd un ou plusieurs électrons, l'ion possédera une **charge globale positive** : on l'appellera **cation**.
- Si l'atome gagne un ou plusieurs électrons, l'ion possédera une **charge globale négative** : on l'appellera **anion**.

Le nombre de protons du noyau restera toujours inchangé car le gain ou la perte d'électrons ne concerne que le cortège électronique.

Pour se stabiliser, un atome doit acquérir la même structure électronique que le gaz rare de numéro atomique le plus proche. Il perd ou gagne un ou plusieurs électrons pour devenir un ion monoatomique.

L'ion monoatomique ainsi obtenu est plus stable que l'atome dont il est issu. Il a la structure électronique des gaz rares.

Exemple: L'atome de Chlore Cl ($Z = 17$) gagne un électron et forme ainsi l'ion négatif appelé anion chlorure (Cl⁻). Cet ion a la même structure électronique que l'Argon Ar (18 électrons): (K)²(L)⁸(M)⁸

II. De l'atome aux édifices chimiques

A. De l'atome aux édifices chimiques

1. Les molécules

Définition

Comme les lettres forment les mots, une molécule est composée d'un ensemble d'atomes (au moins deux). Dans une molécule, les atomes mettent en commun un ou plusieurs électrons externes en accord avec les règles du duet et de l'octet.

Dans une molécule, les atomes sont plus stables que s'ils sont isolés.

La liaison covalente

La liaison covalente simple est la mise en commun d'un seul électron externe de la part de chaque atome constituant la molécule. Les atomes sont alors liés.

La liaison covalente multiple (double ou triple) est la mise en commun de plusieurs électrons externes.

2. Représentation des molécules

Formule d'une molécule

a. La formule brute

Chapitre 2 - Constitution de la matière

La formule brute permet de rendre compte **du nombre et du type des atomes** composant la molécule, mais ne donne aucune information sur l'enchaînement des atomes et sa géométrie. Pour représenter la formule brute d'une molécule, on utilise le symbole de chaque atome composant la molécule et en indice le nombre de ces atomes.

Remarque: L'indice 1 n'est jamais représenté.

Exemple:

- La molécule de **dihydrogène** comporte **deux atomes d'hydrogène**: Sa formule brute est **H₂**.
- La molécule d'éthanol comporte **2** atomes de carbone (C), **5** atomes d'hydrogène (H) et **1** atome d'oxygène (O). Sa formule est **C₂H₅O**.

b. La formule développée

La **formule développée** et son "raccourci" (**la formule semi développée**), permettent de rendre compte de l'enchaînement des atomes dans la molécule.

Dans la formule développée, **toutes les liaisons sont représentées**. Dans la formule semi développée, les liaisons entre les atomes de carbone et d'hydrogène ne sont pas représentées.

Exemple:

- La formule développée de la molécule de dihydrogène est **H-H**.
- La formule semi développée de la molécule de **butane** C₄H₁₀ est : **CH₃-CH₂-CH₂-CH₃**.

Remarque: Deux molécules ayant la même formule brute, mais des formules développées (ou semi développées) différentes sont **des isomères de constitution**.

Représentation de Lewis

La **représentation de Lewis** permet de visualiser l'enchaînement des atomes dans un plan et de prévoir la structure des atomes, mais ne donne aucune information sur sa géométrie.

Dans ce modèle, chaque **liaison covalente (doublet d'électrons liants)** est représentée par un trait simple, horizontal ou vertical.

Les doublets d'électrons non liants (électrons des couches externes qui ne participent pas aux liaisons covalentes) sont représentés par des traits simples placés autour de l'atome correspondant.

Remarque: Le symbole de l'atome représente son noyau et ses couches internes.

B. Les règles du duet et de l'octet

1. Etude des gaz rares ou nobles

Les atomes des **gaz rares** sont regroupés dans la **dernière colonne du tableau périodique**. Dans la nature et dans les conditions normales de température et de pression, ils existent sous forme de gaz. On dit qu'ils sont rares car en faible proportion dans l'atmosphère terrestre.

Leur **structure électronique** met en évidence une **couche externe saturée**. Pour cette raison, ces gaz nobles **restent à l'état atomique** car ils possèdent une grande stabilité du fait de leur configuration électronique : ils n'ont pas besoin de gagner ou de perdre des électrons. On dira qu'ils sont **chimiquement inertes** ou qu'ils possèdent une grande inertie chimique.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Espèce	Symbole	Z	Structure Electronique
Hélium	He	2	(K) ²
Néon	Ne	10	(K) ² (L) ⁸
Argon	Ar	18	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

2. Règle du duet

L'hélium possède une **structure en duet** car sa **couche externe K est saturée avec 2 électrons**. Au cours des réactions chimiques, les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium (Z=2) cherchent à adopter sa structure en duet soit en perdant ou en gagnant des électrons (**formation d'ions**), soit en réalisant des liaisons covalentes (mise en commun d'électrons) avec d'autres atomes (**formation de molécules**).

3. Règle de l'octet

Le néon, l'argon... ont leur **couche externe saturée avec 8 électrons**. On dit qu'ils ont une **structure en octet**.

Au cours des réactions chimiques, les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de ces gaz rares, cherchent à adopter leur structure en octet soit en perdant ou en gagnant des électrons, soit en réalisant des liaisons avec d'autres atomes.

C. Application aux ions monoatomiques

1. Prévision de la charge des ions monoatomiques

D'après les **règles du duet et de l'octet**, un atome cherche à obtenir la configuration **électronique** (le nombre d'électrons perdu(s) ou gagné(s) doit donc être minimal) **du gaz rare qui lui est le plus proche**. Dans ces conditions, un atome peut donc perdre ou gagner des électrons afin d'arriver à ses fins.

- Un atome qui aura **gagné des électrons** sera un **anion de charge négative** (excès d'électrons par rapport aux protons).
- Un atome qui aura **perdu des électrons** sera un **cation de charge positive** (excès de protons par rapport aux électrons).

Le nombre **d'électrons perdu(s) ou gagné(s) constituera cette charge** puisqu'un atome est toujours électriquement neutre.

2. Cas de l'atome chlore

Considérons l'atome de Chlore Cl dont le **noyau** est noté: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$
Cet atome est constitué de Z = 17 protons, l'atome se compose de 17 électrons. Son noyau contient 18 neutrons car son nombre de nucléons est: A=35.

Sa répartition électronique est donc: (K)²(L)⁸(M)⁷

La couche externe est donc la couche M, elle contient 7 électrons périphériques. D'après la règle de l'octet, le chlore doit saturer sa couche externe du gaz rare le plus proche, à savoir, l'Argon de noyau ${}^{40}_{18}\text{Ar}$

Il contient 18 protons donc 18 électrons soit une répartition: (K)²(L)⁸(M)⁸

Pour arriver à ses fins, l'atome de chlore doit donc **gagner un électron**. Il va donc **gagner une charge négative** et se noter: **Cl⁻**, ion chlorure.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Attention: Cet électron n'apparaît pas spontanément, il a sans doute été donné par l'atome qui a eu besoin de perdre des électrons pour devenir stable et adopter la structure du gaz rare qui lui est proche.

3. Cas de l'atome d'aluminium

Considérons l'atome d'aluminium Al dont **le noyau** est noté: ${}_{13}^{27}\text{Al}$

Cet atome est constitué de $Z = 13$ protons donc 13 électrons. Son noyau contient également 14 neutrons car son nombre de nucléons est: $A = 27$. **La répartition électronique est donc:** $(K)^2(L)^8(M)^3$

La couche externe est la couche (M), elle contient 3 électrons périphériques.

D'après la règle de l'octet, l'aluminium doit obtenir la configuration électronique du gaz rare le plus proche, à savoir le Néon ${}_{10}^{20}\text{Ne}$

Il contient 10 protons, **donc 10 électrons, soit une répartition** $(K)^2(L)^8$

Pour arriver à ses fins, **l'atome d'aluminium a donc perdu 3 électrons** pour former l'ion aluminium. Il a donc un **excès de 3 protons** soit: Al^{3+}

D. Application aux molécules

1. La liaison covalente

Les règles du duet et de l'octet impliquent qu'un atome cherche à acquérir la configuration du gaz rare qui lui est le plus proche.

Pour réaliser cet objectif, il peut y avoir **transfert d'électrons** avec d'autres atomes (*ionisation*) mais il peut également y avoir **partage** d'un ou de plusieurs électrons externes avec d'autres atomes. Dans une **liaison covalente** entre deux atomes, **chaque atome met en commun un électron**. Ainsi, les deux électrons de la liaison appartiennent à chacun des atomes liés.

2. Formation de molécules

Lors de la formation de molécules à partir d'atomes isolés, on commence par **définir la structure électronique de chaque atome**. Une fois les couches externes identifiées, il faut **définir le nombre d'électrons manquants pour que chaque atome respecte la règle du duet ou de l'octet**.

Le nombre d'électrons manquants correspond ainsi au **nombre de liaisons** que l'atome doit faire pour respecter ces règles

3. Exemples

Le Chlore a pour noyau: ${}_{17}^{35}\text{Cl}$

Cet atome est constitué de $Z = 17$ protons donc 17 électrons. Son noyau contient également 18 neutrons car son nombre de nucléons est : $A = 35$.

La **répartition électronique** est donc : $(K)^2 (L)^8 (M)^7$.

La **couche externe** est la couche M : elle contient **7 électrons périphériques**.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

D'après la règle de l'octet, le chlore doit saturer sa couche externe pour obtenir la configuration externe du gaz rare le plus proche à savoir l'Argon de noyau ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ qui contient 18 protons donc 18 électrons. Soit une structure électronique $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$

Pour arriver à ses fins, **l'atome de chlore doit donc gagner un électron**. Il doit donc former **une liaison covalente dans une molécule pour être stable**.

Le Carbone C a pour noyau: ${}^{12}_6\text{C}$

Cet atome est constitué de $Z = 6$ protons donc 6 électrons. Son noyau contient également 6 neutrons car son nombre de nucléons est : $A = 12$.

La **répartition électronique** est donc : $(\text{K})^2(\text{L})^4$.

La **couche externe** est la couche L : elle contient **4 électrons périphériques**.

D'après la règle de l'octet, le carbone doit saturer sa couche externe pour obtenir la configuration électronique externe du gaz rare le plus proche, à savoir le Néon de noyau ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ qui contient 10 protons et 10 électrons.

Ils ont donc une répartition: $(\text{K})^2(\text{L})^8$

Pour arriver à ses fins, **l'atome de carbone doit donc gagner quatre électrons**. Il doit donc **former quatre liaisons covalentes dans une molécule pour être stable**.

E. Représentation de Lewis de quelques molécules

1. Convention de représentation

La représentation de Lewis permet à chacun de **représenter sur un plan, l'enchaînement des atomes, les liaisons covalentes entre eux ainsi que les doublets non liants**. Il suffit de suivre un certain nombre d'étapes avant d'accéder à la représentation :

- Dissocier tous les atomes.
- Donner la configuration électronique de tous les atomes séparés.
- Repérer combien chaque atome doit réaliser de liaisons covalentes.
- Faire la somme de tous les électrons externes.
- Calculer le nombre de doublets à répartir sur la molécule en divisant le nombre d'électrons externes par deux.
- Répartir les doublets de la molécule en doublets liants (liaisons covalentes) ou en doublets non liants.

Bien entendu, **l'édifice chimique imaginé doit être électriquement neutre et chaque atome doit y respecter les règles du duet ou de l'octet**. Pour se faire, on peut utiliser des **liaisons multiples** (double liaisons covalentes ou triples liaisons entre atomes).

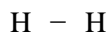
2. Représentation de quelques molécules simples

La molécule de dihydrogène H_2 :

Chapitre 2 - Constitution de la matière

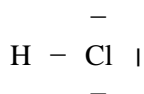
Elle est constituée de deux atomes d'hydrogène qui contiennent chacun un électron. La répartition électronique est donc : $(K)^1$ ce qui signifie que pour être stable un atome d'hydrogène doit respecter la règle du duet.

Il y a donc en tout 2 électrons externes sur la molécule soit 1 doublet à répartir soit 1 liaison covalente.

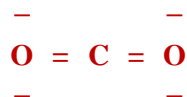


La molécule de chlorure d'hydrogène HCl:

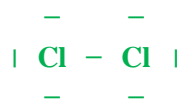
Elle est constituée d'un atome d'hydrogène qui possède 1 électron sur la couche externe, et d'un atome de chlore qui a 7 électrons sur sa couche externe. Il y a donc en tout 8 électrons externes sur la molécule soit 4 doublets à répartir soit 4 doublets à répartir.



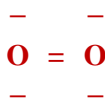
La molécule de dioxyde de carbone CO₂



La molécule de dichlore Cl₂



La molécule de dioxygène O₂



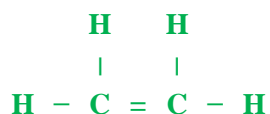
La molécule de diazote N₂



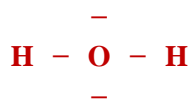
La molécule d'ammoniac NH₃



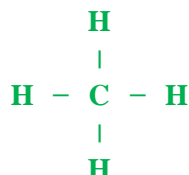
La molécule d'éthylène C₂H₄



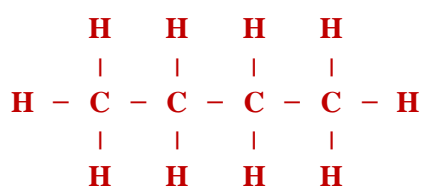
La molécule d'eau H₂O



La molécule de méthane CH₄



La molécule de butane C₄H₁₀



F. Formules développées et semi-développées. La notion d'isomérie

1. Les formules d'une molécule

La **formule brute** donne la **nature** et le **type d'atomes présents dans la molécule**. Elle ne donne aucune indication sur l'enchaînement des atomes et la structure de la molécule. Il est donc nécessaire d'utiliser d'autres formules pour décrire l'enchaînement.

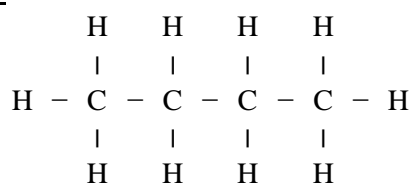
La **formule développée** remplit ce rôle. Elle permet de **visualiser toutes les liaisons de la molécule ainsi que tous les atomes**. Contrairement à la représentation de Lewis, elle ne fait pas état des doublets non liants.

Cependant, il est parfois commode d'utiliser une **formule semi-développée** qui reprend l'enchaînement décrit par la formule développée sans toutefois représenter les liaisons entre un atome (carbone, azote, oxygène..) et l'atome d'hydrogène.

Exemple : Considérons une molécule de butane

- **Formule brute** : C₄H₁₀

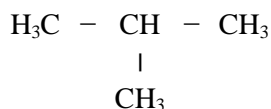
- **Formule développée** :



- **Formule semi-développée** : H₃C – CH₂ – CH₂ – CH₃

2. Isomérisation

Considérons la formule brute C_4H_{10} . Il est possible d'écrire deux formules semi-développées associées à cette formule brute :



Les deux enchaînements sont réellement différents : ce sont deux molécules qui ont seulement en commun la formule brute, ce sont des **isomères**. Elles n'ont pas les mêmes propriétés physiques et chimiques.

Autre **exemple** : A la formule brute C_2H_6O , j'associe les deux formules semi-développées :



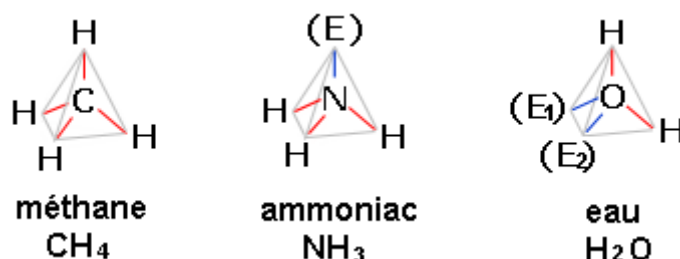
G. La géométrie de quelques molécules. Représentation de Cram

1. La géométrie de quelques molécules

La représentation de Lewis permet de visualiser l'enchaînement des atomes, les liaisons et les doublets non liants mais ne prévoit pas la géométrie de l'édifice chimique.

En effet, les **doublets liants et non liants** (négatifs) se repoussent de manière à ce que l'édifice chimique soit **le plus stable possible**. Ainsi, **4 doublets vont toujours se disposer au sein d'un tétraèdre**.

Ceci permet de représenter dans l'espace, des molécules comme celle du méthane, de l'ammoniac et de l'eau :



Le méthane a une forme tétraédrique, l'ammoniac, une forme pyramidale et l'eau une forme coudée plane. Plus il y a de doublets liants, plus l'angle entre l'atome au centre du tétraèdre et deux atomes d'hydrogène augmente : les doublets non liants repoussent donc fortement les doublets liants.


2. Représentation de Cram

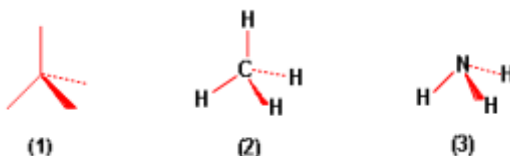
Il faut se rendre à l'évidence : à moins d'être expert en perspectives, il semble parfois délicat de représenter des molécules. Le chimiste dispose alors de la représentation de Cram.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Il coupe sa molécule par un plan qui contient un maximum de liaisons. Après avoir repéré les liaisons en avant du plan et celles en arrière du plan, il suit les conventions suivantes :

Les liaisons situées dans le plan :

- Dans le plan sont représentées par un trait fin : —
- En avant du plan sont représentées par un trait épaissi : 
- En arrière du plan sont représentées par des pointillés : -----



III. La classification périodique des éléments

A. La classification périodique des éléments

1. La classification périodique

a. Un peu d'histoire :

Dimitri Mendeleïev a eu l'idée de classer les éléments connus à l'époque par **masse atomique croissante** (seul paramètre accessible à son époque puisque les électrons ne furent mis en évidence que bien plus tard, par J.J. Thomson en 1897).

Son génie réside dans le fait qu'il a prévu une place pour les éléments manquants et qu'il a estimé leur masse. De plus il a remarqué que certains éléments avaient les **mêmes propriétés chimiques**, anticipant ainsi la notion de **famille**.

Cependant certains éléments lui ont posé quelques problèmes, ne sachant pas où les placer comme les lanthanides et les gaz nobles.

b. La classification

La classification actuelle regroupe près de **114** éléments, dont **90 naturels** (que l'on peut trouver sous forme d'oxyde dans les minerais...).

Les autres sont créés artificiellement au laboratoire et ont parfois une durée de vie très courte (de l'ordre de la microseconde : 10^{-6} s). Les éléments sont classés par **numéro atomique Z croissant** et sont regroupés en métaux d'un côté et non-métaux de l'autre.

c. Organisation

Le tableau périodique est divisé en **7 lignes**, appelées **périodes**, et **18 colonnes** qui forment les **familles**.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

Le numéro de la ligne indique le **nombre de couches électroniques** autour du noyau de l'atome correspondant.

Le numéro de la colonne indique le **nombre d'électrons sur la couche externe** de l'atome correspondant.

Exemple : L'atome de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ ($Z=6$) a 6 électrons répartis sur 2 couches électroniques : $(\text{K})^2(\text{L})^4$. L'élément carbone se situe donc à l'intersection de la 2^{ème} ligne (car 2 couches occupées) et de la 4^{ème} colonne (car 4 électrons externes).

2. Utilisation

En fonction de la place de l'élément, la classification permet de connaître le **nombre d'électrons sur la couche externe** et le **nombre de couches électroniques** de l'atome correspondant à l'élément et réciproquement.

Connaissant le nombre d'électrons externes de l'atome, on peut connaître le **nombre de liaisons covalentes** que l'atome établit dans la formation d'une molécule.

Exemple :

Les atomes des éléments situés sur la colonne du carbone (famille du carbone) ont tous **4** électrons sur leur couche externe. Il leur manque donc **4** électrons pour ressembler aux gaz rares les plus proches et vérifier la règle de l'octet. Ils forment donc **4** liaisons covalentes dans une molécule. Les éléments de cette famille sont **tétravalents**.

On peut aussi en déduire le type d'ions que l'atome va former.

Exemple :

Le fluor F ($Z=9$) appartient à la **2^e période** car l'atome correspondant possède 9 électrons répartis sur 2 couches : $(\text{K})^2(\text{L})^7$. Il appartient à la **colonne 17** ou avant-dernière colonne : l'atome correspondant possède 7 électrons externes. Il lui manque **1** électron pour ressembler au **néon Ne** ($Z=10$) et vérifier ainsi la règle de l'octet. L'atome de fluor tend donc (comme tous les atomes dont les éléments appartiennent à cette colonne) à gagner **1** électron et former l'ion négatif **F⁻** appelé ion **fluorure**.

B. Quelle a été la démarche de Mendeleïev pour établir sa classification ?

1. Principe de classification de Mendeleïev

Mendeleïev (1834-1907) est professeur de Chimie à l'université de Saint Petersburg. En 1869, il a déjà préparé des fiches, pour chacun des 63 éléments connus, sur lesquelles il reporte leur masse atomique molaire et les formules des oxydes qui les impliquent.

Il propose de **classer ces différents éléments par masses atomiques croissantes** car il constate une **évolution régulière de leurs propriétés particulières**. Il range les **63 éléments verticalement selon leur masse atomique croissante**, mettant en évidence une certaine **périodicité** quant aux propriétés des éléments. Les éléments aux propriétés comparables seront placés sur une même ligne.

I	II	III	IV	V
			Ti = 50	Zr = 90
			V = 51	Nb = 94
			Cr = 52	Mo = 96
			Mn = 55	Rh = 104,4
			Fe = 56	Ru = 104,4
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sb = 118
	N = 14	P = 31	As = 75	Sn = 122
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128 ?
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137
		? = 45	Ce = 92	
		?Er = 56	La = 94	
		?Yt = 60	Di = 95	
		?In = 75,6	Th = 118?	

2. Intérêts de la classification de Mendeleïev

Dans son tableau, Mendeleïev doit laisser des places vides afin de respecter ses constatations : il **prévoit donc l'existence de corps simples non encore découverts** à l'époque. A ces éléments il attribue un nom : l'ékaaluminium de masse atomique 68 et l'ékasilicium de masse atomique 70.

Cependant, dans un premier temps, son tableau trouve bien peu d'échos dans la communauté scientifique. Il faudra attendre 1875 et les travaux du Français Lecoq de Boisbaudran dans la découverte du gallium (ékaaluminium dont la masse est celle prévue par Mendeleïev) ; puis 1886 et l'Allemand Winkler qui découvre le germanium (ékasilicium) pour que ce classement soit reconnu puis complété.

L'adoption d'une classification basée sur les numéros atomiques croissants des éléments, seule modification notable du tableau, fait suite aux travaux de l'Anglais Moseley en 1914 qui parvient à établir la structure atomique des éléments grâce à l'utilisation des rayons X.

Ce classement conserve toutefois la même périodicité quant aux propriétés particulières des éléments, celles-là même mises en évidence par Mendeleïev.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

C. Les familles chimiques

1. Notion de famille chimique

Les **éléments** dans la classification actuelle sont **rangés par numéros atomiques croissants**. On peut donc y constater le **remplissage progressif des couches électroniques** pour les atomes associés à ces éléments.

Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons périphériques ce qui explique les analogies dans leurs propriétés chimiques. C'est pour cette raison que les éléments d'une même colonne font partie de la **même famille chimique**.

Dans le tableau périodique des 18 premiers éléments, on retrouve donc :

Colonne	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Famille	Hydrogène et Alcalins	Alcalino-terreux	Famille du bore	Famille du carbone	Famille de l'azote	Famille de l'oxygène	Halogènes	Gaz nobles
Nombre d'électrons sur la couche de valence des éléments de la famille	1	2	3	4	5	6	7	8 excepté l'hélium

2. Famille des Alcalins (première colonne du tableau)

C'est la famille du lithium (Li), du sodium (Na), du potassium (K), (etc.) qui se trouve dans la première colonne (l'hydrogène ne fait pas partie de cette famille). Ce sont des **métaux** qui **réagissent de manière violente avec l'eau et le dioxygène**. Ces éléments sont malléables, ce qui veut dire qu'on peut les déformer sans provoquer de rupture. De plus, les alcalins doivent être conservés dans l'huile, car lorsqu'ils sont en contact avec l'eau ou l'air, ils réagissent violemment pour former une base hydroxylée ou alcaline.

Nom	Lithium	Sodium	Potassium	Rubidium	Césium	Francium
Symbole	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
N° Atomique	3	11	19	37	55	87
Configuration électronique	$(K)^2(L)^1$	$(K)^2(L)^8(M)^1$	$(K)^2(L)^8(M)^8(N)^1$	$(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^8(O)^1$	$(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^{18}(O)^8(P)^1$	$(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^{32}(O)^{18}(P)^8(Q)^1$
Ion correspondant	Li^+	Na^+	K^+	Rb^+	Cs^+	Fr^+

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède un électron périphérique**. Ils peuvent perdre cet électron pour donner des cations du type X^+ .

Les ions obtenus ont une couche externe saturée : ils sont donc très **stables**, cette structure électronique est la même que celle de l'atome de gaz rare situé la ligne au-dessus.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

3. Famille des Alcalino-terreux (2^{ème} colonne du tableau)

C'est la famille du béryllium (Be), du magnésium (Mg), du calcium (Ca), (etc.) qui se trouve dans la deuxième colonne. Ce sont des **métaux** qui **réagissent de manière violente avec l'eau et le dioxygène**. Comme les métaux du groupe des alcalins, ils sont très électropositifs. Ce sont des métaux légers, mous, très réactifs.

Les alcalino-terreux sont plus durs que les alcalins. Lorsque leur numéro atomique augmente, ils sont de plus en plus mous. Ces éléments ont tendance à être cassants, mais ils peuvent subir une pression assez grande, sans se casser. Dans une même période, ils ont une charge nucléaire plus élevée que les alcalins et cela cause une diminution du volume de l'ion alcalino-terreux.

Nom	Béryllium	Magnésium	Calcium	Strontium	Baryum	Radium
Symbole	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
N° Atomique	4	12	20	38	56	88
Configuration électronique	(K) ² (L) ²	(K) ² (L) ⁸ (M) ²	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸ (N) ²	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ⁸ (O) ²	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ⁸ (P) ²	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ⁸ (Q) ²
Ion correspondant	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Ra ²⁺

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède deux électrons périphériques. Ils peuvent perdre ces électrons pour donner des cations du type X²⁺**.

Les ions obtenus ont une couche externe saturée : ils sont donc très **stables**, cette structure électronique est la même que celle de l'atome de gaz rare situé la ligne au-dessus.

4. Famille des métaux de transition

C'est la famille des éléments qui se retrouvent entre les colonnes 2 et 13 du tableau périodique. C'est une très grande famille. Tous les éléments de cette famille sont des métaux et pour la majorité, ils ont les particularités propres aux métaux: durs, forts, et ils leur faut beaucoup de pression pour bouillir.

Ils ont aussi, pour la plupart, tendance à s'unir entre eux, ou encore avec des composés d'autres familles pour former ce que l'on appelle des alliages. Il est parfois étonnant de voir ce que donnent ces mélanges. Les alliages sont très populaires dans les milieux industriels, principalement en raison de leurs propriétés mécaniques.

Mais le plus étonnant dans cette famille, c'est la perte ou le gain des électrons : ils n'obéissent pas à la règle de l'octet. En effet, ils peuvent accueillir plus de 8 électrons dans leur couche de valence. Certains éléments peuvent même en accueillir jusqu'à 32! Cela rend parfois difficiles les interactions avec les éléments des autres familles.

De plus, leur chimie est assez spéciale. Elle se nomme chimie de coordination. Parfois, pour former des liens plus forts avec les autres éléments, ils peuvent donner ou de recevoir deux électrons afin de former un lien supplémentaire.

Bref, les métaux de transition se ressemblent beaucoup. Mais, même s'ils font partie de la même famille, chaque élément a ses particularités qui dépendent principalement de son emplacement sur le tableau périodique.

5. Famille du Bore (13^{ème} colonne du tableau)

Elle est composée du bore (B), de l'aluminium (Al), du gallium (Ga), de l'indium (In), du thallium (Tl) et de l'ununtrium (Uut).

Chapitre 2 - Constitution de la matière

La famille du bore est l'une des plus particulières du tableau. En effet elle ne possède que très peu de caractéristiques propres. Ainsi, par exemple, le digne représentant de cette famille (du moins, celui qui lui donne son nom) est un élément appartenant aux métalloïdes, les 4 autres étant des métaux pauvres.

Nom	Bore	Aluminium	Gallium	Indium	Thallium	Ununtrium
Symbole	B	Al	Ga	In	Tl	Uut
N° Atomique	5	13	31	49	81	113
Configuration électronique	(K) ² (L) ³	(K) ² (L) ⁸ (M) ³	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ³	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ³	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ³² (P) ¹⁸ (Q) ³
Ion correspondant	B ³⁺	Al ³⁺	Ga ³⁺	In ³⁺	Tl ³⁺	Uut ³⁺

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède trois électrons périphériques. Ils peuvent perdre ces électrons pour donner des cations du type X³⁺.**

Les ions obtenus ont une couche externe saturée : ils sont donc très **stables**, cette structure électronique est la même que celle de l'atome de gaz rare situé la ligne au-dessus.

6. Famille du Carbone (14^{ème} colonne)

Cette famille sort vraiment de l'ordinaire par rapport aux autres familles du tableau périodique. Ses membres possèdent tous quatre électrons sur la couche de valence, donc ils peuvent en céder ou en attirer pour se saturer.

Le carbone (C) et le silicium (Si) appartiennent à la région des **métalloïdes**. Ce qui les différencie des non-métaux, c'est qu'ils conduisent le courant électrique à des degrés divers. Ces éléments sont sujets à s'oxyder assez facilement. D'ailleurs, leurs points de fusion et d'ébullition sont très élevés.

Le germanium (Ge), l'étain (Sn), le plomb (Pb) et l'ununquadium (Uuq) font partie de la région des **métaux pauvres**. Ceux-ci sont assez faciles à identifier, car ils ont un éclat métallique et ils sont bons conducteurs d'électricité et de chaleur. Ils sont malléables, on peut les déformer sans provoquer de rupture, et ils sont ductiles, c'est-à-dire qu'on peut les étirer en fils. De plus, l'étain et le plomb réagissent avec les acides, une des caractéristiques des métaux.

Nom	Carbone	Silicium	Germanium	Etain	Plomb	Ununquadium
Symbole	C	Si	Ge	Sn	Pb	Uuq
N° Atomique	6	14	32	50	82	114
Configuration électronique	(K) ² (L) ⁴	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ⁴	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ⁴	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ⁴	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ³² (P) ¹⁸ (Q) ⁴
Ion correspondant	C ⁴⁺ ou C ⁴⁻	Si ⁴⁺ ou Si ⁴⁻	Ge ⁴⁺ ou Ge ⁴⁻	Sn ⁴⁺ ou Sn ⁴⁻	Pb ⁴⁺ ou Pb ⁴⁻	Uuq ⁴⁺ ou Uuq ⁴⁻

Chapitre 2 - Constitution de la matière

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède quatre électrons périphériques. Ils peuvent perdre ces électrons pour donner des cations du type X^{4+} ou des anions du type X^{4-} .**

Les ions obtenus ont une couche externe saturée : ils sont donc très **stables**, cette structure électronique est la même que celle de l'atome de gaz rare situé la même ligne ou la ligne au-dessus.

7. Famille de l'Azote (15^{ème} colonne)

L'azote (N), le phosphore (P), l'arsenic (As), l'antimoine (Sb), le bismuth (Bi) et l'ununpentium (Uup) sont des éléments importants et très étudiés qui constituent la 15^{ème} colonne du tableau périodique des éléments.

Leur comportement non-métallique diminue lorsque la masse atomique augmente. On peut donc considérer comme **non-métallique**, l'azote et le phosphore, comme **semi-métallique**, l'arsenic et l'antimoine, et comme **métallique**, le bismuth et l'ununpentium.

- **L'azote** est un gaz incolore et inodore, difficilement liquéfiable et peu soluble dans l'eau. Il constitue à l'état libre, 4/5 de l'air que nous respirons. Il est souvent utilisé comme gaz inerte dans différents laboratoires.
- Le **phosphore** blanc est solide, blanc jaunâtre, très toxique, mou comme de la cire, insoluble dans l'eau, soluble dans des solvants organiques.
- **L'arsenic** est un solide cristallin, gris acier brillant, peu conducteur d'électricité et de chaleur.
- **L'antimoine** a un caractère métallique plus prononcé que l'arsenic. C'est un métal fragile qui se pulvérise facilement.
- **Le bismuth** physiquement semblable à l'antimoine, mais de couleur blanc rosé est un mauvais conducteur d'électricité et de chaleur.

Nom	Azote	Phosphore	Arsenic	Antimoine	Bismuth	Ununpentium
Symbole	N	P	As	Sb	Bi	Uup
N° Atomique	7	15	33	51	83	115
Configuration électronique	(K) ² (L) ⁵	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ⁵	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ⁵	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ⁵	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ³² (P) ¹⁸ (Q) ⁵
Ion correspondant	N ³⁻	P ³⁻	As ³⁻	Sb ³⁻	Bi ³⁻	Uup ³⁻

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède cinq électrons périphériques. Ils peuvent perdre ces électrons pour donner des anions du type X^{3-} .**

Les ions obtenus ont une couche externe saturée : ils sont donc très **stables**, cette structure électronique est la même que celle de l'atome de gaz rare situé sur la même ligne.

Les éléments les plus importants sont certainement l'azote et le phosphore, éléments essentiels à la vie des animaux et des végétaux et dont nombreux de leurs composés ont des applications importantes.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

8. Famille de l'Oxygène 16^{ème} colonne

L'oxygène (O), le soufre (S), le sélénium (Se), le tellure (Te), le polonium (Po) et l'ununhexium (Uuh) font parti de la famille Oxygène situé sur la 16^{ème} colonne du tableau.

Nom	Oxygène	Soufre	Sélénium	Tellure	Polonium	Ununhexium
Symbole	O	S	Se	Te	Po	Uuh
N° Atomique	8	16	34	52	84	116
Configuration électronique	(K) ² (L) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ³² (P) ¹⁸ (Q) ⁶
Ion correspondant	O ²⁻	S ²⁻	Se ²⁻	Te ²⁻	Po ²⁻	Uuh ²⁻

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède six électrons périphériques. Ils peuvent perdre ces électrons pour donner des anions du type X²⁻.**

Les ions obtenus ont une couche externe saturée : ils sont donc très **stables**, cette structure électronique est la même que celle de l'atome de gaz rare situé sur la même ligne.

9. Familles des Halogènes

Dans le tableau périodique, immédiatement à gauche de la colonne des gaz inertes, se trouve la famille des halogènes.

Les éléments de cette famille sont le fluor (F), le chlore (Cl), le brome (Br), l'iode (I) et l'astate (At). Tous ces éléments sont des non-métaux qui ont en commun certaines caractéristiques : ils ne conduisent pas le courant électrique, ils ont un aspect terne, ils ne sont pas malléables et enfin, ils ne peuvent être laminés. C'est la seule famille du tableau périodique où l'on retrouve des éléments à l'état liquide, gazeux et solide.

Ces éléments ont une très grande réactivité aux métaux. Parfois, cette réaction peut être très violente, elle peut même aller jusqu'à une explosion, dépendamment des conditions.

L'électronégativité de cette famille varie en diminuant, du fluor jusqu'à l'astate. Par contre, le point de fusion varie en augmentant, du fluor à l'astate.

Nom	Fluor	Chlore	Brome	Iode	Astate
Symbole	F	Cl	Br	I	At
N° Atomique	9	17	35	53	85
Configuration électronique	(K) ² (L) ⁷	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ⁷	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ⁷	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ⁷
Ion correspondant	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	At ⁻

Chapitre 2 - Constitution de la matière

D'après le tableau précédent, on constate que **chacun des atomes possède 7 électrons sur la couche externe**. Ils peuvent **capter un électron supplémentaire pour donner des anions de type X⁻** avec une **couche externe saturée**.

Leur structure est la même que l'atome de gaz rare situé à droite dans le tableau.

10. Famille des gaz nobles

Il y a quelques années, les gaz rares étaient appelés gaz inertes à cause de leur inertie chimique. On sait maintenant qu'ils peuvent réagir avec d'autres gaz. Désormais, l'argon (Ar), l'hélium (He), le néon (Ne), le krypton (Kr), le radon (Rn) et le xénon (Xe) sont surnommés gaz rares ou gaz nobles. Ils se séparent tous par liquéfaction et distillation fractionnée à l'exception du **radon**.

Ce sont les seuls gaz monoatomiques, tous les autres gaz ont des molécules diatomiques c'est-à-dire qu'il y a deux atomes d'un même élément qui composent la molécule. Les gaz nobles ont une masse moléculaire identique à leur masse atomique. Sauf l'**hélium**, tous les gaz nobles ont huit électrons à leur couche externe, ils sont donc comblés et ils ne sont pas intéressés à donner ou à recevoir des électrons, car huit est le maximum à obtenir. La source des gaz rares est l'air.

Nom	Hélium	Néon	Argon	Krypton	Xénon	Radon
Symbole	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
N° Atomique	2	10	18	36	54	86
Configuration électronique	(K) ²	(K) ² (L) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ¹⁸ (O) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹⁸ (N) ³² (O) ¹⁸ (P) ⁸
Ion correspondant	∅	∅	∅	∅	∅	∅

Les atomes de ces éléments possèdent tous des couches externes saturées et ils sont par conséquent très stables et inertes d'un point de vue chimique.

D. Comment les rayons atomiques évoluent-ils dans le tableau ?

1. Notion de rayon atomique

On admet que les atomes ont une forme sphérique. Leur grosseur est donc définie par la valeur de leur rayon qu'il est difficile de définir de façon précise.

En effet, un atome est surtout fait de vide : il n'a donc pas de limite précise dans l'espace. Dans le modèle de l'atome, on connaît seulement la **probabilité de présence des électrons dans une région donnée de l'espace autour du noyau**.

L'expérience montre cependant que **les atomes se comportent pourtant les uns envers les autres comme s'ils étaient des sphères compactes**, impénétrables les uns aux autres. On peut donc évaluer ce rayon atomique.

2. Evolution du rayon atomique dans le tableau

On remarque globalement que **les atomes ont à peu près la même taille** et que les atomes possédant beaucoup d'électrons ne sont pas plus volumineux que les atomes possédant moins d'électrons.

E. Les critères actuels de la classification

1. Les critères de Mendeleïev

Mendeleïev obtient sa classification en combinant **deux critères de classement** :

- Il les classe dans l'ordre des **masses atomiques croissantes** et **observe une périodicité dans leurs propriétés**.
- Il les range alors dans un tableau, les **éléments ressemblants** se trouvant **sur une même ligne**.

Cependant, il ne trouve aucune explication valable à ces ressemblances ainsi qu'à la périodicité des propriétés chimiques.

2. Les critères actuels de classification

Si les éléments chimiques sont classés par numéro atomique croissant, on remarque qu'à **chaque nouvelle ligne correspond le remplissage d'une nouvelle couche électronique**.

Les éléments qui seront dans la **même colonne** auront donc le **même nombre d'électrons périphériques** et donc des **propriétés chimiques voisines**.

- La première période correspond au remplissage de la **couche K**.
- La seconde période correspond au remplissage de la **couche L**.
- La troisième période au remplissage de la **couche M**.
- ...

La classification actuelle ne repose donc que sur la structure électronique des atomes qui respecte à la fois :

- Le classement par numéro atomique croissant
- Le regroupement par colonne des familles d'éléments chimiques

F. Comment utiliser la classification ?

1. Place d'un élément chimique dans la classification

La classification actuelle classe les éléments chimiques par numéro atomique croissant de manière à ce que chaque ligne corresponde au remplissage d'une nouvelle couche électronique et que les éléments d'une même colonne possèdent le même nombre d'électrons périphériques.

Exemple :

Considérons le silicium dont le symbole est ${}_{14}^{28}\text{Si}$. Il possède 14 électrons qui s'organisent selon la répartition : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^4$. La couche externe étant la couche M, le silicium est donc sur la 3^{ème} ligne. Cette couche de valence possède 4 électrons, le silicium est donc sur la 4^{ème} colonne du tableau simplifié (ou sur la 14^{ème} du tableau complet).

2. Formation d'un ion monoatomique

D'après la règle du duet ou de l'octet, un atome cherche à obtenir la structure électronique du gaz rare qui lui est le plus proche.

Chapitre 2 - Constitution de la matière

D'après les données précédentes, les éléments d'une famille (colonne du tableau périodique) ont tous le même nombre d'électrons périphériques. De manière à respecter les règles du duet et de l'octet :

- **Les atomes qui ont moins de 4 électrons sur leur couche externe**, soient les éléments des 3 premières colonnes du tableau des 18 premiers éléments, auront tendance à les perdre afin de former un ion.
- **Les atomes qui ont plus de 4 électrons sur leur couche externe**, soient les éléments des 3 dernières colonnes du tableau des 18 premiers éléments, cherchent à gagner le nombre d'électrons nécessaire de manière à adopter la structure électronique du gaz rare qui leur est le plus proche.
- **Pour les atomes de la 4^{ème} colonne du tableau des 18 premiers éléments**, on comprend bien qu'ils sont partagés entre le fait de vouloir gagner 4 électrons ou d'en perdre 4 : la formation d'ions à partir de ces atomes est donc très rare !

Exemple :

Considérons le magnésium. Situé dans la deuxième colonne et la troisième ligne, il possède deux électrons sur sa couche M externe. Il cherche donc à perdre ces électrons de manière à obtenir une structure où la couche L est saturée à 8 électrons, cette structure correspond à celle du néon situé dans la dernière colonne et la deuxième ligne.

On notera cet ion : Mg^{2+} . Notons que les atomes de la même famille donnent tous des ions du type X^{2+} (les atomes perdent 2 électrons, ils donnent des ions positifs).

3. Formation de molécules et de liaisons covalentes

De même que la formation d'ions, **la formation de liaisons covalentes permet à un atome de respecter la règle du duet ou de l'octet.**

La formation d'une liaison implique l'emprunt d'un électron par un atome à un autre atome auquel il va se lier. Ce qui signifie qu'**un atome réalise autant de liaisons qu'il a besoin d'électrons pour adopter une structure électronique stable.**

On peut donc conclure que les atomes situés dans les colonnes 4, 5, 6, 7 du tableau des 18 premiers éléments cherchent à réaliser respectivement 4, 3, 2, 1 liaison covalentes.

Exemple :

Considérons le phosphore ${}_{15}^{31}P$. Situé dans la 5^{ème} colonne et sur la troisième ligne, il cherche à réaliser 3 liaisons covalentes de manière à avoir 8 électrons périphériques sur sa couche M.