

Chapitre 1 : Rappels et compléments sur les molécules

🎯 Objectifs :

- Maîtriser l'utilisation des règles du duet et de l'octet.
- Maîtriser la représentation d'une molécule sous ses formes brute, développée, semi-développée et topologique.
- Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

1 Les molécules

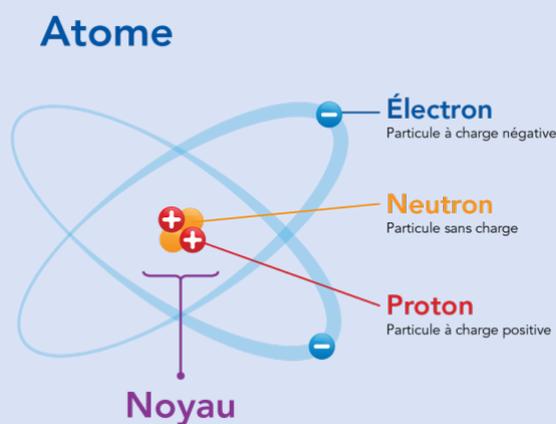
1.1 Rappels sur les atomes

L'atome

Un **atome** est une des « briques élémentaires » de la matière. Ceci signifie que toute la matière (donc essentiellement tout sauf la lumière) est constituée, au niveau microscopique, d'atomes.

Un atome est lui-même constitué :

- de **protons** de charge électrique positive, situés dans le **noyau** ;
- de **neutrons**, sans charge électrique, situés dans le noyau ;
- d'**électrons**, de charge électrique négative, qui se déplacent autour du noyau.



Électronneutralité de l'atome et numéro atomique

Un atome possède autant de protons que d'électrons : sa charge totale est donc nulle. Le nombre de protons (et donc d'électrons) d'un atome est appelé **numéro atomique**, souvent noté Z .

Classification périodique des éléments (ou tableau périodique des éléments, ou table de Mendeleïev)

Dans la **classification périodique des éléments**, les éléments chimiques sont classés en lignes par numéro atomique Z croissant.

Le passage d'une ligne à l'autre correspond à des placements d'électrons différents : les deux premiers électrons vont se placer sur la couche K, les huit suivants sur la couche L, les huit suivants sur la couche M... ^a

En particulier, la dernière colonne est appelée famille des **gaz nobles** : les éléments chimiques de cette famille ne participent pas à des réactions chimiques, et sont donc très stables.

Les trois premières lignes du tableau périodique

	1	2	...	13	14	15	16	17	18
couche K	1 H Hydrogène (K) ¹								2 He Hélium (K) ²
couche L	3 Li Lithium (K) ² (L) ¹	4 Be Béryllium (K) ² (L) ²		5 B Bore (K) ² (L) ³	6 C Carbone (K) ² (L) ⁴	7 N Azote (K) ² (L) ⁵	8 O Oxygène (K) ² (L) ⁶	9 F Fluor (K) ² (L) ⁷	10 Ne Néon (K) ² (L) ⁸
couche M	11 Na Sodium (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	12 Mg Magnésium (K) ² (L) ⁸ (M) ²		13 Al Aluminium (K) ² (L) ⁸ (M) ³	14 Si Silicium (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	15 P Phosphore (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	16 S Soufre (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	17 Cl Chlore (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	18 Ar Argon (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

^a. Nous ne chercherons pas dans ce cours à expliquer pourquoi les électrons se placent d'une manière ou d'une autre. On retiendra simplement que le tableau périodique a une raison non-arbitraire d'être présenté de cette manière.

Électrons de valence, électrons de cœur

Chaque élément chimique n'a « accès » qu'aux électrons de la couche en train d'être remplie.

Par exemple, le carbone C n'a accès qu'à quatre électrons : on dit que ce sont ses **électrons de valence**. Les deux électrons de sa couche K ne sont plus accessibles : ce sont ses **électrons de cœur**.

Question 1 : Combien d'électrons de valence l'oxygène O possède-t-il ? Et combien d'électrons de cœur ?

Question 2 : Combien d'électrons de valence l'hélium He possède-t-il ? Et combien d'électrons de cœur ?

Question 3 : Combien d'électrons de valence le chlore Cl possède-t-il ? Et combien d'électrons de cœur ?

1.2 La covalence

Une molécule est une entité constituée d'atomes. Les atomes ne vont pas s'assembler par hasard : certains préfèrent se lier à d'autres. Ce choix est déterminé par le nombre d'électrons dont a « besoin » chaque atome.

Au sein d'une molécule, les atomes se lient en mettant en commun un (ou plusieurs) de leurs électrons de valence. Ces liaisons sont appelées **liaisons covalentes**.

Question 4 : Le dihydrogène H_2 est constitué de deux atomes d'hydrogène H. Représenter la molécule en mettant en évidence les électrons. Combien d'électrons semble posséder chaque H ?

Question 5 : Le dioxygène O_2 est constitué de deux atomes d'oxygène O. Représenter la molécule en mettant en évidence les électrons. Combien d'électrons semble posséder chaque O ?

Question 6 : Le méthane CH_4 est constitué d'un atome central de carbone C relié à quatre atomes d'hydrogène H. Représenter la molécule en mettant en évidence les électrons. Combien d'électrons semble posséder chaque H ? Et le C ?

Règles du duet et de l'octet

Les atomes vont créer des liaisons de manière à avoir autant d'électrons de valence que le gaz noble le plus proche.

Par exemple, l'hydrogène H va former une liaison afin de posséder au total deux électrons de valence, « agissant » ainsi comme l'hélium He : c'est la **règle du duet**.

De même, le soufre S (et l'oxygène O) va former deux liaisons afin de posséder au total huit électrons de valence, « agissant » ainsi comme l'argon Ar (comme le néon Ne) : c'est la **règle de l'octet**.

Valence de quelques atomes

On retiendra les valences respectives de quelques atomes classiques en chimie :

- L'atome d'hydrogène H forme une liaison (il est **monovalent**) ;
- L'atome d'oxygène O forme deux liaisons (il est **bivalent**) ;
- L'atome d'azote N forme trois liaisons (il est **trivalent**) ;
- L'atome de carbone C forme quatre liaisons (il est **tétravalent**).

2 La représentation des molécules

2.1 Le modèle moléculaire boules-bâtonnets

Document 1 : Le modèle moléculaire boules-bâtonnets

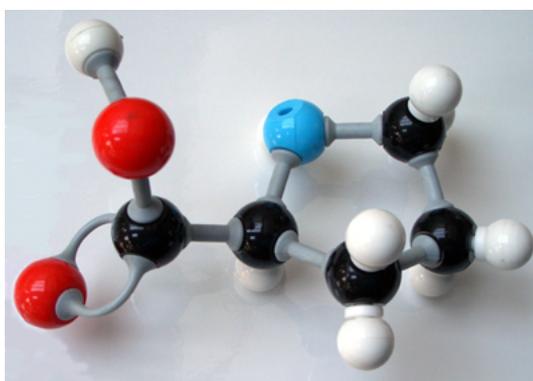
En chimie, un modèle moléculaire boules-bâtonnets est un modèle moléculaire d'une substance chimique qui permet la visualisation en trois dimensions de la position de ses atomes et des liaisons chimiques qui les unissent.

Les atomes sont généralement représentés par des boules, reliées entre elles par des bâtonnets qui représentent les liaisons chimiques. La couleur des boules utilisées suit une convention qui permet d'identifier l'élément chimique qu'elles représentent.

Dans un modèle moléculaire boules-bâtonnets, le rayon des boules est généralement inférieur à la longueur des bâtonnets afin de fournir une vue plus claire des atomes et liaisons.

Pour construire des modèles moléculaires boules-bâtonnets, on suit la convention suivante :

Atome	Hydrogène	Oxygène	Carbone	Azote	Chlore
Couleur	Blanc	Rouge	Noir	Bleu	Vert



Question 7 : Construire les modèles moléculaires des molécules ci-dessous.

Eau	Méthane
(Hydrogène) lié à (Oxygène) lié à (Hydrogène)	(Hydrogène) lié à (Carbone) lié à (Hydrogène) lié à (Hydrogène)

Ethylamine	
(Hydrogène) lié à (Hydrogène) lié à (Hydrogène)	(Hydrogène) lié à (Carbone) lié à (Carbone) lié à (Azote) lié à (Hydrogène) lié à (Hydrogène)

Diméthylamine		
(Hydrogène) lié à (Hydrogène) lié à (Hydrogène)	(Hydrogène) lié à (Azote) lié à (Carbone) lié à (Hydrogène)	(Hydrogène) lié à (Hydrogène)

Question 8 : Quels sont les avantages et les inconvénients de ce modèle ?

2.2 La formule brute

Question 9 : Rappeler les symboles des éléments chimiques suivantes : l'hydrogène, l'oxygène, le carbone, l'azote, le chlore.

Document 2 : La formule brute

En chimie, la formule brute renseigne uniquement sur la composition chimique des molécules, c'est-à-dire sur le nombre et le type d'atomes qui les composent. Elle ne renseigne pas sur l'agencement spatial des atomes.

Par exemple, la molécule d'eau est composée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. La formule brute de l'eau est donc : H_2O

Question 10 : Donner les formules brutes du méthane, de l'éthylamine et de la diméthylamine.

Question 11 : Que remarque-t-on quant aux formules brutes de l'éthylamine et de la diméthylamine ?

Question 12 : Quels sont les avantages et les inconvénients de ce modèle ?

2.3 La formule développée

Document 3 : La formule développée

En chimie, la formule développée renseigne sur l'agencement des atomes qui composent une molécule. Étant représentée à plat, elle ne renseigne pas sur l'agencement réel des atomes dans l'espace. Généralement les liaisons entre atomes sont représentées à 90° , mais pour des raisons de clarté elles sont parfois représentées à 120° .

La nature des atomes est indiquée à l'aide des symboles issus du tableau périodique des éléments et les liaisons entre atomes par un ou plusieurs traits suivant que celles-ci sont simples ou multiples.

Par exemple, la molécule d'eau sera représentée par H—O—H en formule développée.

Question 13 : Donner les formules développées du méthane, de l'éthylamine et de la diméthylamine.

Question 14 : Quels sont les avantages et les inconvénients de ce modèle ?

2.4 La formule semi-développée

Document 4 : La formule semi-développée

En chimie, la formule semi-développée est une simplification de la formule développée, dans laquelle on ne représente pas les liaisons avec les atomes d'hydrogène.

Par exemple, la formule semi-développée de l'éthylamine sera : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$.

Question 15 : Donner la formule semi-développée de la diméthylamine.

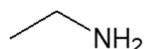
Question 16 : Quels sont les avantages et les inconvénients de ce modèle ?

2.5 La formule topologique

Document 5 : La formule topologique

En chimie, la formule topologique est une simplification de la formule semi-développée, dans laquelle on ne représente pas les atomes de carbone ainsi que les atomes d'hydrogène leur étant liés.

Par exemple, la formule topologique de l'éthylamine sera

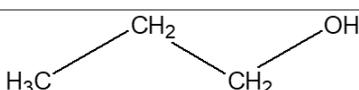
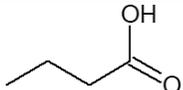
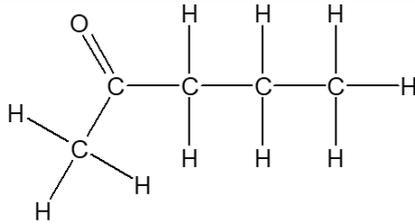
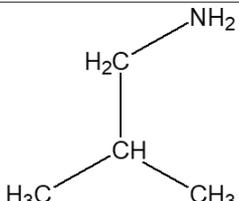


Question 17 : Donner la formule topologique de la diméthylamine.

Question 18 : Quels sont les avantages et les inconvénients de ce modèle ?

Exercice d'application

Passez d'une représentation à une autre, chaque ligne représentant une même molécule. Vous pouvez, pour vous aider, commencer par construire les modèles moléculaires des molécules.

Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée	Formule topologique
			
			
			
			

3 La polarité d'une molécule

3.1 Premières observations

Question 19 : Verser dans une fiole jaugée de 100 mL un volume de 50 mL d'eau à l'aide d'une éprouvette graduée. Faire de même avec 50 mL d'éthanol dans une autre fiole jaugée, puis avec 50 mL d'huile dans une dernière fiole.

Question 20 : À l'aide de la balance et d'une coupelle de pesée, verser 5 g de sel dans la fiole d'eau, 5 g de sel dans la fiole d'éthanol et 5 g de sel dans la fiole d'huile. Boucher les trois fioles et agiter vigoureusement.

Question 21 : Le sel est-il totalement dissous dans la fiole d'eau ? Dans la fiole d'éthanol ? Dans la fiole d'huile ?

3.2 Polarité d'une liaison

Une liaison covalente entre deux atomes A et B correspond à la mise en commun d'un électron de chaque atome. Cependant, ces deux électrons mis en commun ne vont pas forcément rester « au milieu » de A et B ; effectivement, certains atomes attirent davantage les électrons de covalence que d'autres.

Électronégativité d'un élément chimique

La faculté d'un atome à attirer les électrons d'une liaison covalente vers lui est appelée **électronégativité** ; elle est notée ^a χ . Elle n'a pas d'unité. Les électronégativités de quelques éléments chimiques sont données dans le tableau ci-dessous.

H 2,20						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,50	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16

Plus cette valeur est élevée, et plus l'attraction est forte. Lorsque la différence d'électronégativité entre deux atomes est supérieure à 0,4, les électrons vont se répartir de manière déséquilibrée entre ceux-ci : il s'agit d'une liaison polaire.

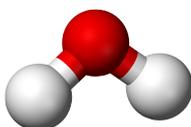
^a. Cette lettre grecque se prononce « ki ».

Question 22 : Parmi ces liaisons, lesquelles sont polaires ? Justifier la réponse.

Liaison H–O	Liaison C–H	Liaison C–Cl	Liaison C–O

3.3 Molécules polaires et apolaires

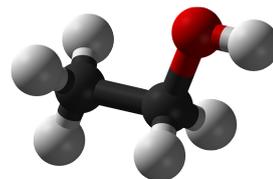
Revenons sur la molécule d'eau, qui était un des deux solvants utilisés précédemment. On fournit ci-dessous une représentation de sa géométrie ¹ :



Question 23 : Au sein de chaque liaison O–H, par quel atome les électrons vont-ils être davantage attirés ?

1. On dit que la molécule d'eau est coudée.

Question 24 : Représenter où se situent en moyenne les charges positives et les charges négatives de la molécule d'eau. Pourquoi peut-on dire que cette molécule est polaire ?



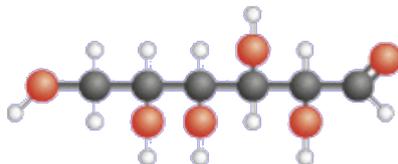
Question 25 : Justifier que la molécule d'éthanol ci-contre est polaire :

4 Interactions molécule-environnement

4.1 Solubilité de substances moléculaires dans l'eau

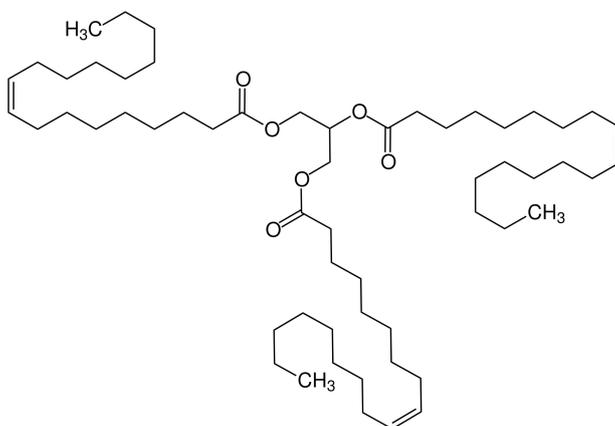
L'eau est un solvant polaire, car il est constitué de molécules polaires. Grâce à cette propriété, l'eau peut facilement dissoudre des solides polaires ou ioniques.

Par exemple, le glucose (ci-dessous) possède 5 liaisons O–H très polaires.



Les molécules d'eau, polaires elles aussi, vont donc « entourer » la molécule de glucose très fortement, ce qui favorise la dissolution du solide. Une telle molécule qui a de fortes interactions avec l'eau est dite **hydrophile**.

Au contraire, la molécule de trioléine (ci-dessous) est quasiment apolaire. C'est pour cette raison que l'huile et les corps gras ne sont pas miscibles avec l'eau. On dit qu'ils sont **hydrophobes**.



Question 26 : Expliquer pourquoi le sel se dissout davantage dans l'eau que dans l'éthanol, et pas du tout dans l'huile. On admet que le chlorure de sodium qui compose essentiellement le sel est une molécule très polaire.

4.2 Extraction d'une substance moléculaire

Une substance moléculaire peut être extraite d'un solvant à l'aide d'un autre solvant appelé **solvant extracteur**. Celui-ci doit être liquide, non miscible au solvant initial, et la substance à extraire doit être beaucoup plus soluble dans le solvant extracteur.