

De la structure à la polarité d'une entité

Rappels et problématique

Un atome est composé d'un noyau autour duquel gravitent des électrons. Dans votre tête, vous pouvez vous représenter ça un peu comme le système solaire : le soleil, c'est le noyau (plus gros que toutes les planètes), et autour les électrons sont les planètes : ils gravitent autour car ils sont attirés par le noyau, comme les planètes sont attirées par le soleil.

Vous pouvez avoir cette image dans votre tête, cependant ça ne s'explique pas de la même façon.

Le noyau, plus gros que tous, est composé de **nucléons**. Il y en a deux sortes :

- les **neutrons** : ce sont des particules non chargées, neutres ;
- et les **protons**, qui sont des particules chargées positivement.

On en déduit aisément que le noyau est donc chargé positivement, car du neutre + du positif, ça donnera forcément du positif !

Or, vous savez bien que la matière a une charge neutre : quand je prend mon stylo, il n'est pas chargé positivement ou négativement : il est bien neutre.

Cela s'explique par la présence d'**électrons** chargés négativement. Pour que la matière soit neutre, vous vous doutez bien qu'il faut donc qu'il y ai le même nombre de protons que d'électrons dans un atome : ainsi, leurs charges s'annulent !

Vous savez sûrement aussi que le positif attire le négatif, et vice-versa. C'est donc cette histoire de charges opposées qui s'attirent qui explique que les électrons gravitent autour du noyau. Étant négatifs, ils sont attirés par le noyau qui lui est positif !

Dans votre tête, vous pouvez donc imaginer des petites planètes qui gravitent autour d'un gros soleil. Cependant, il faut savoir que pour étudier un système solaire on va utiliser la loi universelle de la gravitation, alors que pour étudier un atome, on utilisera la loi de Coulomb qui prend en compte cette histoire de charges. Ce n'est pas le sujet de ce chapitre pour autant, mais il ne faut pas confondre les deux.

Sachant cela, nous allons découvrir dans ce chapitre comment ces petits électrons se disposent autour de notre gros noyau, et surtout comment nous pouvons former des entités plus grosses mais toujours de charge neutre : les molécules.

I. Structure électronique des atomes

Dans ce chapitre, le tableau périodique nous sera fort utile. En effet, il regroupe des informations importantes sur les différents atomes. En voici un simplifié, qui ne contient que les atomes qui vont nous intéresser :

		Groupe							
		1	2	3	4	5	6	7	8
Période	1	¹ ₁ H hydrogène							⁴ ₂ He hélium
	2	⁷ ₃ Li lithium	⁹ ₄ Be béryllium	¹¹ ₅ B bore	¹² ₆ C carbone	¹⁴ ₇ N azote	¹⁶ ₈ O oxygène	¹⁹ ₉ F fluor	²⁰ ₁₀ Ne néon
	3	²³ ₁₁ Na sodium	²⁴ ₁₂ Mg magnésium	²⁷ ₁₃ Al aluminium	²⁸ ₁₄ Si silicium	³¹ ₁₅ P phosphore	³² ₁₆ S soufre	³⁵ ₁₇ Cl chlore	⁴⁰ ₁₈ Ar argon
	4	³⁹ ₁₉ K potassium	⁴⁰ ₂₀ Ca calcium						

Source : Le livre scolaire

Chaque atome est représenté de cette manière : A_ZX

- A représente le **nombre de nucléons** (protons + neutrons). On l'appelle le *nombre de masse*.
- Z représente le **nombre de protons** (et donc la plupart du temps, le nombre d'électrons). On l'appelle le *numéro atomique*.
- X représente le symbole de l'atome en question.

Exemple

Sur le tableau, je peux lire que l'oxygène (de symbole O) possède 16 nucléons et 8 protons. Pour qu'il soit de charge neutre, il a donc le même nombre de protons que d'électrons : 8 électrons.

Accessoirement, il a 8 neutrons ($16 - 8 = 8$!). Pour autant, le nombre de neutrons n'est pas forcément égal au nombre de protons (vous pouvez faire le calcul sur le fluor par exemple).

Vous devez savoir repérer le nombre d'électrons d'un atome sur le tableau périodique. Je vous conseille d'apprendre par coeur les deux premières lignes.

En seconde, vous avez appris qu'on remplissait les couches K, L et M pour savoir comment étaient positionnés les électrons autour du noyau. Vous vous rappelez peut-être des électrons de valence ? Des doublets non-liants ? Si ce n'est pas le cas, ce n'est pas grave, on va tout reprendre car le programme a changé : on oublie les couches K, L et M et on apprend des choses moins vulgarisées ! Pas de panique pour autant.

I. 1. Propriétés des couches et les sous-couches

Au lieu de raisonner avec des couches comme vous l'avez vu en cours de seconde, on raisonne maintenant avec des couches et des sous-couches :

- les **couches** sont représentées par des chiffres : 1, 2, 3...
- les **sous-couches** sont représentées par des lettres : la première se note s , la seconde se note p , et la troisième se note d . Il y en a d'autres, mais vous n'aurez besoin que des deux premières.

On va placer les électrons sur les sous-couches :

- la sous-couche s peut accueillir 2 électrons au maximum.
- la sous-couche p peut accueillir 6 électrons au maximum.
- la sous-couche d peut accueillir 10 électrons au maximum.

Puis, on va placer ces sous-couches dans les couches :

- la couche 1 accueille une sous-couche s .
- la couche 2 accueille une sous-couche s et une sous-couche p .
- la couche 3 accueille une sous-couche s , une sous-couche p et une sous-couche d . On ne remplira jamais la sous-couche d .

Il faut également retenir que :

- les atomes de la 1^{ère} ligne du tableau périodique ont uniquement la couche 1,
- les atomes de la 2^{ème} ligne du tableau périodique ont une couche 1 et une couche 2,
- les atomes de la 3^{ème} ligne du tableau périodique ont une couche 1, une couche 2 et une couche 3,
- etc.

Cela paraît sans doute assez abstrait. Voici un petit exemple pour illustrer tout ça :

Exemple

L'atome d'oxygène, $^{16}_8\text{O}$ a 8 protons, on en déduit qu'il a 8 électrons, pour que sa charge soit neutre.

De plus, il se situe sur la deuxième ligne du tableau périodique. Il aura donc une couche 1 et une couche 2.

Je sais que ma couche 1 contient une sous-couche s ; et que ma couche 2 contient une sous-couche s et une sous-couche p .

Dans mes sous-couches s , je pourrai mettre 2 électrons par sous-couche ; et dans ma sous-couche p , je pourrai en mettre jusqu'à 6.

Normalement, avec ce qu'on a dit au dessus de l'exemple, vous pouvez en arriver là. Maintenant, on va apprendre à remplir correctement ces sous-couches avec les électrons. On ne peut pas le faire dans n'importe quel ordre !

I. 2. Remplissage des sous-couches

Voici comment on présente ces couches et ces sous-couches de manière générale :



Le nombre en **vert** correspond au numéro de la **couche**.

La lettre en **rouge** correspond à la **sous-couche**.

En **bleu**, je vous ai mis le maximum d'**électrons** que peut contenir cette sous-couche.

Ainsi, si je reprends mon premier exemple...

Exemple

Mon atome d'oxygène a 8 électrons.

Je remplis en premier ma couche **1s** avec **2** électrons.

Il m'en reste 6 à placer.

Je remplis ensuite ma couche **2s** avec **2** électrons.

Il m'en reste 4 à placer.

Enfin, je remplis ma couche **2p** avec ces **4** électrons restants.

On en déduit ainsi la **configuration électronique** de l'atome d'oxygène :



Exercice 1.

Si j'ai compris cette première partie, je peux maintenant donner la configuration électronique des atomes suivants :

- L'hydrogène H : $1s^1$
- L'hélium He : $1s^2$
- Le lithium Li : $1s^2 2s^1$
- Le béryllium Be : $1s^2 2s^2$
- Le bore B : $1s^2 2s^2 2p^1$
- Le carbone C : $1s^2 2s^2 2p^2$
- L'azote N : $1s^2 2s^2 2p^3$
- Le fluor F : $1s^2 2s^2 2p^5$
- Le néon Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$

II. Schéma de Lewis et stabilité

II. 1. Les électrons de valence

Définition

Les **électrons de valence** sont les électrons qui sont situés sur la dernière **couche**. Attention : pas juste ceux de la dernière sous-couche ! Cette dernière couche est appelée la **couche de valence**. Ces électrons vont jouer un rôle dans la réactivité chimique de l'atome : c'est-à-dire la manière dont il va réagir chimiquement avec d'autres entités.

Exemple

La couche de valence de l'atome d'oxygène est la couche **2**, car c'est la dernière que l'on a remplie.

Pour savoir combien d'électrons de valence a l'oxygène, il suffit que je compte tous ceux qui se situent dans les sous-couches de ma couche **2** !

J'en ai **2** sur ma sous-couche **2s**, et **4** sur ma sous-couche **2p**.

L'oxygène a donc 6 électrons de valence.

Exercice 2.

Reprenez les configurations électroniques des atomes de l'exercice 1, et donner le nombre d'électrons de valence de chacun d'eux :

- L'hydrogène H : 1 électron de valence (couche 1)
- L'hélium He : 2 électrons de valence (couche 1)
- Le lithium Li : 1 électron de valence (couche 2)
- Le béryllium Be : 2 électrons de valence (couche 2)
- Le bore B : 3 électrons de valence (couche 2)
- Le carbone C : 4 électrons de valence (couche 2)
- L'azote N : 5 électrons de valence (couche 2)
- Le fluor F : 7 électrons de valence (couche 2)
- Le néon Ne : 8 électrons de valence (couche 2)

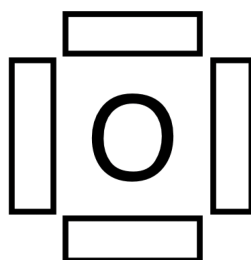
Remarque. Sur le tableau périodique, le numéro de la colonne nous indique le nombre d'électrons de valence de chaque atome. Tous les atomes d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence, sauf l'hélium He qui est un cas particulier. (regardez pour cela le tableau périodique que je vous ai donné au début de ce cours, et non le gros tableau périodique)

Sachant cela, nous allons désormais apprendre à dessiner les schémas de Lewis des atomes des première et deuxième lignes.

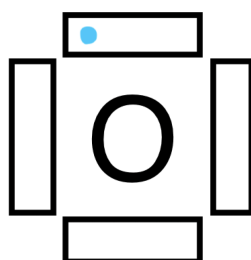
II. 2. Le schéma de Lewis d'un atome

Le schéma de Lewis permet de représenter **les électrons de la couche de valence** (et seulement de la couche de valence!) d'un atome. Ça nous sera utile par la suite pour prévoir les réactions possibles d'un atome avec un autre, par exemple.

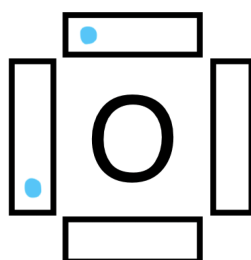
Il faut imaginer qu'un atome est un bus. Dans ce bus, il y a 4 "places à deux", donc 8 places en tout. Comme cela :



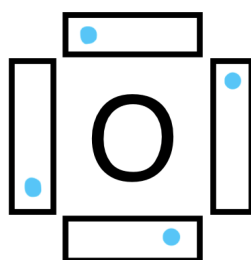
Dans ce bus, on va placer les électrons un par un. Le premier rentre dans le bus et s'assoit donc à une place au hasard :



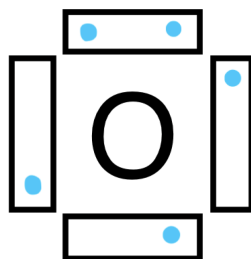
Le second rentre dans le bus, voit 3 "places à deux" libres et une occupée... Comme vous l'auriez fait, il va donc se placer tout seul, tranquille, sur une "place à deux" libre :



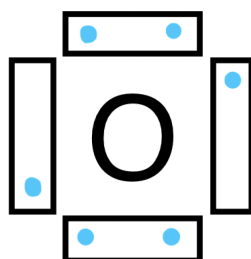
Le troisième et le quatrième font la même chose :



Arrive le cinquième, qui lui n'a plus le choix ! Il doit s'asseoir à côté de quelqu'un :



Et il en va de même pour le sixième (et on s'arrête là car on se souvient que mon atome d'oxygène a 6 électrons de valence) :



Une fois qu'on a placé tous nos petits électrons dans le bus, il faut savoir que chaque "place à deux" remplie (= qui contient deux électrons) forme un **doublet non liant**.

Définition

Un **doublet non-liant** est un doublet électronique composé de deux électrons de la couche de valence d'un atome. Ces électrons ne sont pas engagés dans une liaison covalente. Dans un schéma de Lewis, on les représente avec un trait.

Définition

Un **électron célibataire** est un électron qui *n'est assis à côté de personne dans le bus*. Il ne forme **pas** de doublet non-liant.

Il pourra s'engager dans une liaison covalente avec un autre atome : le nombre d'électrons célibataires d'un atome nous informe sur le **nombre de liaisons** qu'un atome pourra faire avec d'autres.

Sur un schéma de Lewis, on le représente par un point.

Ainsi, je peux remplacer mes "places à deux" remplies par des doublets non-liants, pour obtenir le schéma de Lewis de mon atome d'oxygène, avec ses deux doublets non-liants et ses deux électrons célibataires :



L'oxygène a deux électrons célibataires : il pourra donc s'engager dans deux liaisons avec d'autres atomes.

Exercice 3.

Maintenant, je peux dessiner les schéma de Lewis de tous les atomes des exercices précédents. À vos crayons !

L'hydrogène H : $\text{H}\cdot$

L'hélium H : $\cdot\text{He}$ L'hélium est un cas particulier : ses deux électrons de valence forment un doublet non-liant : $|\text{He}|$

Le lithium Li : $\text{Li}\cdot$

Le béryllium Be : $\cdot\text{Be}\cdot$

Le bore B : $\cdot\overline{\text{B}}\cdot$ Une "place à deux" est vide chez le bore !

Le carbone C : $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$

L'azote N : $|\dot{\text{N}}\cdot$

Le fluor F : $|\underline{\text{F}}\cdot$

Le néon Ne : $|\overline{\text{Ne}}|$

II. 3. Le schéma de Lewis d'une molécule

Comme dit précédemment, un électron célibataire peut s'engager dans une liaison avec un autre atome. Ce n'est pas qu'il le peut : il le doit, car **pour qu'une entité soit stable, elle ne doit pas contenir d'électron célibataire**. La dernière colonne du tableau périodique (la colonne 8), est celle des *gaz nobles*.

Les atomes du bloc P (de la colonne 3 à la colonne 8) : Lorsque vous avez fait les exercices, vous avez dû voir que le néon Ne a 8 électrons sur sa couche de valence. Ainsi, toutes les places du bus sont occupées par les électrons de la couche de valence de l'atome : **il n'a pas d'électron célibataire, il est donc stable** et ne pourra faire de liaison avec personne.

Les atomes du bloc P vont tous vouloir acquérir la même structure électronique qu'un gaz noble : ne plus avoir d'électron célibataire. Pour cela, ils vont former des **liaisons covalentes** avec d'autres atomes voulant eux aussi lier leurs électrons célibataires avec d'autres.

Les atomes du bloc S (première et deuxième colonne) : Le premier gaz noble est l'hélium He. Il a seulement deux électrons sur sa couche de valence, mais cela lui suffit à être stable. C'est l'unique gaz noble à avoir cette propriété.

La dernière couche des atomes du bloc S (ceux des deux premières colonnes du tableau) a seulement une sous-couche *s*, qui ne contient donc que 2 électrons au maximum.

- L'hydrogène H, qui lui n'a qu'un électron, est stable lorsqu'il a deux électrons sur sa couche de valence, comme l'hélium He. Il fera donc une seule liaison.

Les autres, c'est des petits flemmards... Plutôt que de vouloir trouver 6 autres électrons pour remplir leur dernière couche, ils préfèrent perdre les deux électrons de leur couche de valence *s*, car finalement la couche du dessous, elle est déjà stable !

- Les plus petits atomes (lithium Li et béryllium Be) perdent le(les) électron(s) de leur couche de valence 2*s*, afin de se retrouver comme l'hélium avec seulement la couche 1*s* de remplie. Ils sont ainsi stables, car comme l'hélium He qui est un gaz noble.
- Les autres atomes de ce bloc perdent aussi les atomes de leur couche de valence *s*, car la couche d'en dessous a forcément 8 électrons : ils deviennent donc stables, car comme le néon Ne qui est un gaz noble !



À retenir

- Une entité stable ne doit pas avoir d'électron célibataire.
- Les gaz nobles sont les atomes de la 8^{ème} colonne du tableau, ils ont 8 électrons sur leur couche de valence (excepté l'hélium He qui en a 2) : **ils n'ont donc pas d'électron célibataire et sont donc naturellement stables**.
- Nous allons surtout étudier les atomes du bloc P.
- Les atomes du bloc P (excepté l'hélium He), ont besoin de 8 électrons sur leur couche de valence pour être stables. S'ils n'en ont pas assez seuls, ils vont faire des liaisons avec d'autres atomes ayant des électrons célibataires.
- L'hélium He et l'hydrogène H sont des cas particuliers : ils ont seulement besoin de deux électrons sur leur couche de valence pour être stables.
- L'hélium He est donc naturellement stable, et l'hydrogène H a besoin de faire seulement une liaison pour le devenir.

Définition

L'association de deux électrons célibataires forme une **liaison covalente**. Chaque atome considère que les deux électrons de la liaison sont sur sa couche de valence. C'est de cette manière qu'il obtient 8 électrons sur sa couche de valence, comme un gaz noble.

Point méthode pour dessiner le schéma de Lewis d'une molécule

Par exemple, si on me demande de dessiner le schéma de Lewis de la molécule d'eau H_2O :

- Dessiner les schémas de Lewis des atomes de la molécule :** J'ai deux atomes différents : l'oxygène O et l'hydrogène H. D'après l'exercice 3, on a : $\cdot\bar{\text{O}}\cdot$ pour l'oxygène et $\text{H}\cdot$ pour l'hydrogène.
- Relier les électrons célibataires ensemble :** $\text{H}\cdot \cdot\bar{\text{O}}\cdot \cdot\text{H}$ donne $\text{H} \text{---} \bar{\text{O}} \text{---} \text{H}$
- Vérifier qu'il n'y a plus d'électrons célibataires dans la molécule dessinée :** Il n'y en a plus, donc ma molécule est bien stable.

Les atomes peuvent également former des doubles liaisons. Par exemple, pour la molécule de dioxyde de carbone : CO_2

J'ai un atome de carbone dont le schéma de Lewis est $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$ et deux atomes d'oxygène dont le schéma de Lewis est $\cdot\bar{\text{O}}\cdot$.

La molécule de CO_2 a la forme suivante : $\langle \bar{\text{O}} = \text{C} = \bar{\text{O}} \rangle$

J'ai toujours deux doublets non liants sur chaque atome d'oxygène, ma molécule n'a plus d'électron célibataire et chaque atome a 8 électrons sur sa couche de valence : mon schéma de Lewis est donc correct.

Remarque. Pour l'exemple de la molécule H_2O : au départ, mes atomes seuls n'étaient pas stables : ils n'avaient pas la configuration électronique d'un gaz noble.

En effet, l'hydrogène avait un électron célibataire : $\text{H}\cdot$ alors qu'il lui fallait un deuxième électron pour devenir comme l'hélium.

L'oxygène lui, avait 6 électrons sur sa couche de valence (deux doublets non-liants et deux électrons célibataires : $\cdot\bar{\text{O}}\cdot$) : il lui fallait deux électrons de plus pour avoir la configuration électronique d'un gaz noble (8 électrons sur sa couche de valence).

Une fois la molécule formée : $\text{H} \text{---} \bar{\text{O}} \text{---} \text{H}$ chaque hydrogène considère que les deux électrons qu'il partage avec l'oxygène sont à lui : il est donc stable avec deux électrons sur sa couche de valence, comme l'hélium.

Il en va de même pour l'oxygène, qui considère que les 4 électrons qu'il partage avec les hydrogènes sont à lui : cela fait 4 électrons dans des liaisons + 4 électrons dans des doublets non liants : un total de 8 électrons qui le rend stable.

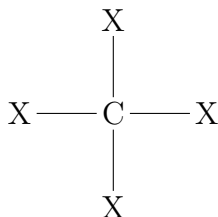
Remarque. Une formule brute peut avoir plusieurs schémas de Lewis possibles.

Vous verrez que plus vous dessinerez des molécules, plus vous en connaîtrez et plus cela vous paraîtra facile. Vous aurez une vidéo en ligne pour bien réexpliquer la théorie du début de cette partie, et comment on dessine les molécules.

Exercice 4.

Voyons si vous avez compris... Dessinez les schémas de Lewis des molécules suivantes : O_2 ; H_2 ; N_2 ; NH_3 ; CH_4 et HCl . À vos crayons !

Si un carbone fait 4 liaisons par exemple, dessinez les liaisons en croix autour de lui, comme cela :



O_2 : $\langle O=O \rangle$ *on voit ici une double liaison*

H_2 : $H - H$

HCl : $H - \overline{\underline{Cl}}$

N_2 : $|N \equiv N|$ *on est obligé ici de faire une triple liaison !*

NH_3 : $\begin{array}{c} H - \overline{N} - H \\ | \\ H \end{array}$

CH_4 : $\begin{array}{c} H \\ | \\ H - C - H \\ | \\ H \end{array}$

II. 4. Le schéma de Lewis d'un ion

Définition

Un **ion** est une entité chimique qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. L'entité chimique n'est donc pas de charge neutre. On distingue deux cas :

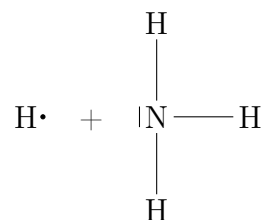
- les **anions** sont des entités chimiques qui ont gagné un ou plusieurs électrons : leur charge est donc **négative**.
- les **cations** sont des entités chimiques qui ont perdu un ou plusieurs électrons : leur charge est donc **positive**.

On distingue les ions monoatomiques (un seul atome) des ions polyatomiques (plusieurs atomes).

Méthode pour représenter le schéma de Lewis d'un ion

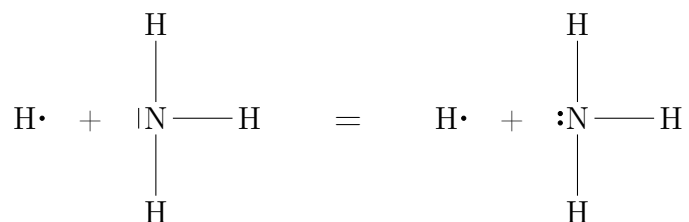
Prenons l'exemple de l'ion ammonium NH_4^+ .

1. **Repérer le nombre d'électrons ajoutés ou enlevés** : on observe une charge positive dans la formule brute. On en déduit qu'un électron a été enlevé.
2. **Dessiner le schéma de Lewis de l'entité, sans prendre en compte la charge** : Dans l'ion NH_4^+ , j'ai 4 atomes d'hydrogène dont le schéma de Lewis est $\text{H}\cdot$ et un atome d'azote dont le schéma de Lewis est $\text{N}\cdot$. Ainsi, je forme ma molécule...

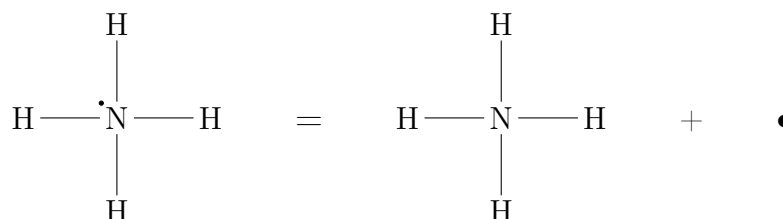


Et je me rends forcément compte que ce n'est pas possible ! Il n'y a plus d'électron célibataire à associer avec celui de mon hydrogène. Et pourtant, l'hydrogène doit être lié à la molécule, puisque la formule brute nous le dit...

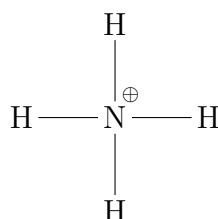
3. **En déduire l'ion** : Dans le cas d'un cation comme ici, j'enlève un électron d'un doublet non-liant pour créer la liaison covalente qu'il me manque :



Ainsi :



4. **Afficher la charge** : Maintenant, on peut enlever le petit électron qui ne nous intéresse plus (puisque'il n'est pas présent dans la formule brute), et afficher la charge à côté de l'atome qui a perdu son électron !



À retenir

- Si notre ion est un cation (qui a perdu des électrons), on supprime le nombre d'électrons nécessaires **en commençant par supprimer ceux des doublets non-liants**.
- S'il s'agit d'un anion (qui a gagné des électrons), on ajoute les électrons nécessaires en formant des doublets non-liants avec des électrons célibataires.
- Attention, chaque atome doit être stable à la fin !

II. 5. Point sur la stabilité

La stabilité est à ne pas confondre avec la neutralité :

- une entité chimique est **neutre** si elle n'a pas de charge (si ce n'est pas un ion).
- une entité chimique est **stable** si tous les atomes qui la composent ont la configuration électronique d'un gaz noble. On retiendra qu'ils doivent tous avoir 8 électrons sur leur couche de valence, sauf l'hydrogène qui n'en a besoin que de deux.

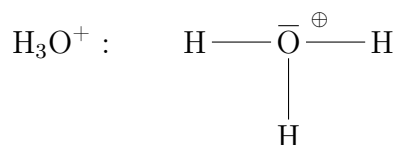
On en conclut donc que :

- Les gaz nobles sont neutres et stables.
- Les atomes seuls qui ne sont pas des gaz nobles sont neutres mais ne sont pas stables.
- Les molécules non-ionisées sont neutres et stables.
- Les ions monoatomiques et/ou polyatomiques ne sont pas neutres, mais sont stables, à l'exception de l'ion H^+ qui n'a aucun électron.

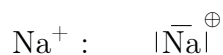
Vérifiez toujours la stabilité dans vos schémas de Lewis ! Si ce n'est pas stable, c'est faux !

Exercice 5.

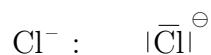
Si vous avez bien compris cette partie, à vous de jouer ! Dessinez le schéma de Lewis des ions suivants : H_3O^+ ; Na^+ ; Cl^- ; OH^- et O^{2-} .



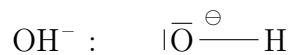
Ici j'ai pris un électron d'un doublet non-liant de l'oxygène pour lier le troisième hydrogène. L'autre électron du doublet non-liant est parti : un électron en moins donc une charge positive !



Je vois une charge positive dans la formule brute : le sodium a donc perdu son seul électron de valence (qui était sur la couche 3s). Il se retrouve donc avec sa couche 2 remplie : on dessine donc les doublets non-liants de la couche 2.



Il y a une charge négative donc je rajoute un électron, cela forme un quatrième doublet non-liant.



Il y a une charge négative donc je rajoute un électron. Il va former un doublet non-liant avec le dernier électron célibataire de mon oxygène. C'est donc l'oxygène qui a gagné un électron : c'est à côté de lui que je dessine ma charge.



J'ai deux charges négatives, donc j'ai gagné deux électrons. Ils vont former des doublets non-liants avec les électrons célibataires de mon oxygène.

III. Les lacunes électroniques

Définition

On appelle **lacune électronique** une sous-couche électronique presque vide, qui empêche à l'atome d'atteindre la configuration électronique d'un gaz noble, et donc d'être stable.

Exemple

L'atome de Bore ${}^{11}_5\text{B}$ a cinq électrons. Sa configuration électronique est donc la suivante : $1s^2 2s^2 2p^1$.

Il a donc 3 électrons sur sa couche de valence qui est la couche 2.

Si on se rappelle de l'histoire des "places à deux" dans le bus, alors pour le Bore seulement 3 places à deux peuvent être occupées par un seul électron chacune...

Malheureusement, il ne pourra donc faire que trois liaisons, et aura donc une **lacune électronique**, qu'on représentera comme ceci :

