

Chimie 4 : Cortège électronique de l'atome

Dans ce chapitre, nous étudions la répartition des électrons autour du noyau des atomes. Dans la section 1 nous présentons un modèle des électrons, qui se répartissent en couches et sous-couches électroniques. Dans la section 2 nous introduisons les électrons de valence, et nous présentons le schéma de Lewis qui sert à représenter et à expliquer les propriétés chimiques des éléments. Nous faisons le lien avec le tableau périodique des éléments. Enfin, dans la section 3, nous montrons par quels mécanismes les atomes forment des ions et des molécules.

1 Le cortège électronique

1.1 Modèle en couches et sous-couches

Depuis l'avènement de la mécanique quantique, nous savons que le modèle planétaire de l'atome est incorrect. En réalité, les électrons n'occupent pas des orbites telles des planètes, mais des états quantiques délocalisés autour du noyau, c'est-à-dire qu'ils forment un nuage électronique, tel que l'illustre la figure 4.1.

Dans cette section, nous décrivons l'état quantique d'un électron autour d'un noyau. Pour ceci, introduisons tout d'abord le modèle en couches et sous-couches.

Considérons un atome de numéro atomique Z . La mécanique quantique permet de montrer que ses Z électrons se répartissent sur des états caractérisés par deux nombres entiers n et ℓ . Nous admettrons ce résultat, mais nous retiendrons ceci : n caractérise une couche électronique, ℓ caractérise une sous-couche électronique.

FIGURE 4.1: Autour du noyau de l'atome, les électrons forment un nuage électronique.

Définition 4.1: Couches, sous-couches

Pour caractériser l'état quantique d'un électron, on doit spécifier une couche et une sous-couche.

- Les couches électroniques sont numérotées $n = 1, 2, 3, \dots$
- Ces couches se divisent en n sous-couches numérotées $0 \leq \ell < n$.

Pour noter ces états, on reprend le nombre n , puis on utilise des lettres : s, p, d, f, \dots , qui représente respectivement $\ell = 0, 1, 2, \dots$. Voir figure 4.2.

REMARQUE :

Ils faut garder à l'esprit que cette notation est une façon commode de classer les différents états électroniques. Les professionnels savent ainsi que quand n augmente, le nuage atomique est de plus en plus étendu autour du noyau, et que quand ℓ augmente, le nuage atomique présente plus de lobes, voir figure 4.3.

$n \backslash \ell$	0	1	2	3
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
...		...		

FIGURE 4.2: Liste des états électroniques possibles jusqu'à la couche $n=4$. Chaque colonne correspond à une sous-couche, chaque ligne à une couche.

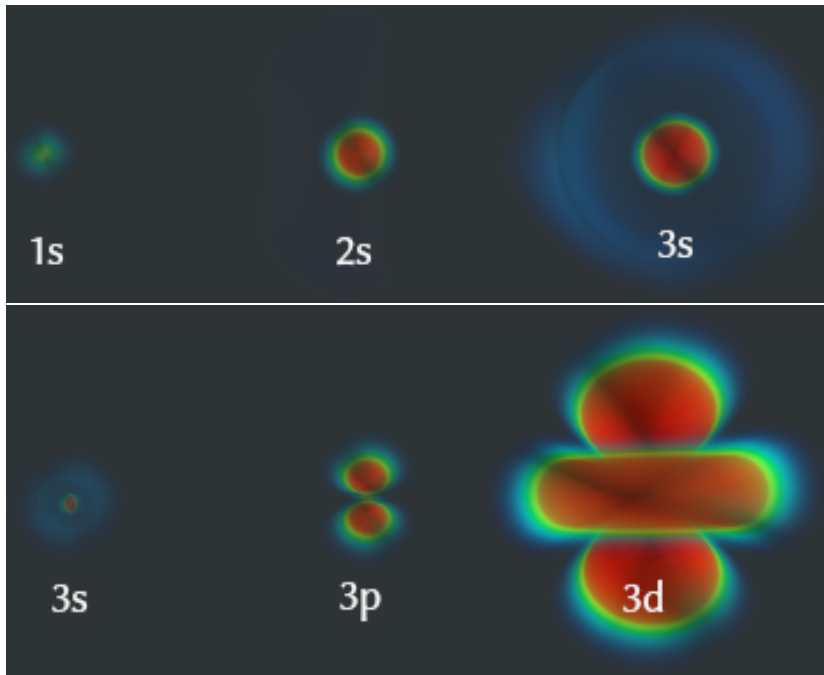


FIGURE 4.3: Représentation de quelques états électroniques : quand n augmente, le nuage électronique est de plus en plus étendu autour du noyau, quand ℓ augmente, le nuage atomique présente plus de lobes.

1.2 État électronique d'un atome

Définition 4.2: Configuration électronique

Un atome X comporte Z électrons. La donnée de l'état de chacun de ces électrons est appelée la configuration électronique de l'atome X . On la note $[X]$.

Dans $[X]$, on spécifie le nombre d'électrons situés dans chaque état par un chiffre en exposant : par exemple si deux électrons sont dans l'état $1s$, on écrit $1s^2$.

L'état de plus faible énergie d'un atome est appelé l'état fondamental : voici la méthode pour déterminer l'état fondamental d'un atome, cette méthode est une version simplifiée, qui ne fonctionne que pour $Z \leq 18$, comme il se doit en classe de seconde.

Méthode 4.1: Écrire la configuration fondamentale (version 2^{nde})

Pour écrire la configuration électronique d'un atome, il faut répartir les Z électrons dans une ordre qui obéit aux règles suivantes,

- Les électrons remplissent les couches dans l'ordre, ils ne commencent à occuper une nouvelle couche qu'après remplissage complet de la précédente.
- Pour remplir une couche électronique, il faut remplir toutes ses sous-couches dans l'ordre s, p, \dots
- Les différentes sous-couches s, p, d, f, \dots peuvent contenir au maximum 2, 6, 10, 14 électrons, comme indiqué sur le tableau suivant :

SOUS-COUCHE	NOMBRE D'ÉLECTRONS MAXIMAL
s	2
p	6
d	10
f	14

1.3 Lien avec le tableau périodique des éléments

Le tableau périodique des éléments classe les éléments par numéro atomique Z croissant. On peut le découper en différents blocs en fonction de l'état fondamental des atomes (voir fig. 4.4).

EXEMPLES :

- La configuration électronique de l'hydrogène dans son état fondamental $[H] = 1s^1$
- La configuration électronique du carbone ($Z = 6$) est $[C] = 1s^2 2s^2 2p^2$.
- Celle du néon $[Ne] = 1s^2 2s^2 2p^6$.
- Celle de l'ion fluorure F^- , $[F^-] = 1s^2 2s^2 2p^6$, si bien qu'on peut écrire $[F^-] = [Ne]$.
- Celle du sodium Na ($Z = 11$), $[Na] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, qu'on peut aussi écrire $[Na] = [Ne] 3s^1$

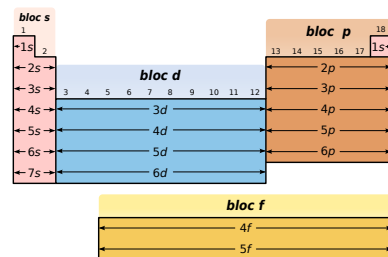


FIGURE 4.4: Les blocs s, p, d et f occupent respectivement 2, 6, 10 et 14 colonnes du tableau, exception faite de l'hélium (nous verrons pourquoi avec le schéma de Lewis).

Définition 4.3: Blocs du tableau périodique

Soit un atome. Si la dernière sous-couche de son état fondamental est une sous-couche s , on dit que l'atome fait partie du bloc s . De même on définit les blocs p , d et f .

EXEMPLES :

- En écrivant [Cl], montrez que l'atome de chlore ($Z = 17$) fait partie du bloc p .
- Pourquoi les blocs s , p , d et f ont-ils respectivement 2, 6, 10 et 14 colonnes?

2 Schéma de Lewis**2.1 Les électrons de valence****Définition 4.4: Électrons de valence (version 2^{nde})**

Les électrons de valence sont les électrons de la dernière couche en cours de remplissage. Les électrons restants sont appelés électrons de cœur.

EXEMPLES :

- Pour l'hydrogène [H] = $\underbrace{1s^1}_{\text{Électron de valence}}$
- Pour le chlore : [Cl] = $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6}_{\text{Électrons de cœur}} \underbrace{3s^2 3p^5}_{\text{Électrons de valence}}$.

REMARQUE :

Les électrons de valence sont particulièrement importants car ils permettent d'expliquer les propriétés chimiques des éléments.

2.2 Le schéma de Lewis

Les électrons de valence peuvent rester célibataires, mais ils peuvent aussi former de rassembler par paires, appelées doublets non liants. Le schéma de Lewis est une représentation de cette structure de la couche de valence :

- Les électrons célibataires sont représentés par des points
- Les doublets non liants par des traits.

Voici la méthode qui permet d'écrire le schéma de Lewis à partir d'une configuration électronique :

Méthode 4.2: Écrire un schéma de Lewis

- Déterminer le nombre d'électrons de valence.
- Répartir les électrons de valence un par un autour du symbole de l'élément. Au début les électrons restent célibataires, mais le 5^{ème} et les suivants forment des doublets non liants avec les électrons déjà présents.
- L'hélium $Z = 2$ est la seule exception : il possède un doublet non liant et c'est tout.

EXEMPLES :

- Le schéma de Lewis du carbone, qui possède 4 électrons de valence est $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$.
- Le schéma de Lewis de l'azote, qui possède 5 électrons de valence est $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$.

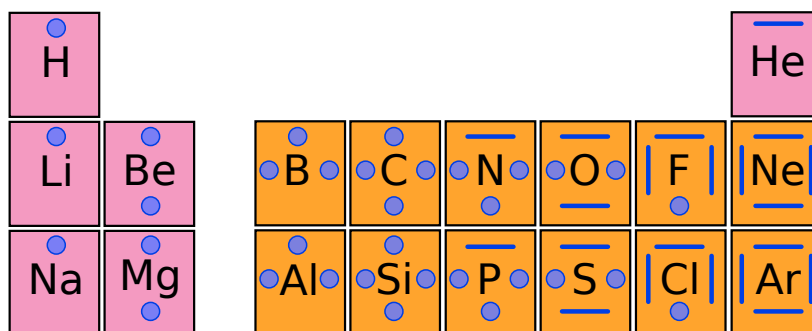
2.3 Lien avec le tableau périodique des éléments

FIGURE 4.5: Schéma de Lewis de tous les éléments sur les trois premières lignes du tableau périodique.

On s'aperçoit qu'un cycle de schémas de Lewis se répète, de façon périodique à chaque ligne du tableau périodique.

On s'aperçoit aussi que les éléments d'une même colonne possèdent le même schéma de Lewis, ce qui explique leur propriétés chimiques similaires.

L'exception dans le schéma de Lewis de l'Helium explique qu'on le place colonne 18 plutôt que colonne 2. Il se retrouve ainsi avec les gaz nobles donc la couche de valence est saturée.

Définition 4.5: Famille, période

Les lignes du tableau périodique sont appelées les périodes.
Les colonnes du tableau périodique sont appelées les familles.

REMARQUE : Une famille que l'on rencontre très fréquemment est la famille des gaz nobles, située colonne n°18.

Propriété 4.1: Relation entre période et couche de valence

Tout élément de la période n possède une couche de valence qui commence par la sous-couche s de la couche n .

EXEMPLES :

Répondez à partir du tableau périodique :

- Configuration électronique du chlore, colonne n°17, période n°3?
- Le béryllium a pour configuration électronique $[\text{Be}] = 1s^2 2s^2$, où se situe-t-il dans le tableau périodique?

3 Formation d'entités plus stables**3.1 Règles de stabilité**

Les gaz nobles sont particulièrement stables, c'est-à-dire qu'ils n'ont pas besoin de former d'édifices polyatomiques ou d'ions, ils existent à l'état

monoatomique dans la nature. Cette stabilité est due à leur couche de valence qui est saturée en électrons (en effet, toutes les sous-couches disponibles sont pleines).

Cette observation nous conduit aux règles empiriques¹ suivantes :

Propriété 4.2: Règles du duet et de l'octet

Un élément est stable lorsqu'il est entouré :

- d'un doublet d'électrons (on dit qu'il vérifie la règle du duet).
- de quatre doublets d'électrons (on dit qu'il vérifie la règle de l'octet).

3.2 Ions monoatomiques

Propriété 4.3: Formation des ions

Afin de respecter les règles de stabilité, un atome peut former des ions en gagnant ou en perdant des électrons.

EXEMPLES :

- L'ion chlorure Cl^- : Cl^-
- L'ion sodium Na^+ : Na^+
- L'ion magnésium (II) Mg^{2+} : Mg^{2+}
- Expliquez la formation des ions hydrogène H^+ , sodium Na^+ , potassium K^+ , Calcium (II) Ca^{2+} , magnésium (II) Mg^{2+} , chlorure Cl^- et fluorure F^- .

3.3 Édifices polyatomiques (ions et molécules)

Propriété 4.4: Formation d'édifices polyatomiques

Afin de respecter les règles de stabilité, deux atomes peuvent mettre des électrons de valence en commun, formant ainsi un doublet liant (liaison covalente). C'est ainsi que se forment les molécules et les ions polyatomiques.

Définition 4.6: Énergie de liaison

C'est l'énergie nécessaire à rompre cette liaison. Elle se mesure en joules J ou en électronvolt eV (voir 1^{ère} spé pour cette unité).

EXEMPLES :

Liaison double $\neq 2 \times$ liaison simple.

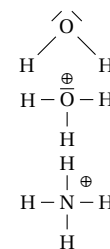
1. Une règle empirique est un règle qui n'est fondée que sur l'expérience, sans fondement théorique.

REMARQUE :

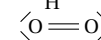
Dans le schéma de Lewis d'un ion, on entoure la charge électrique afin de ne pas la confondre avec des doublets d'électrons.

EXEMPLES :

- La molécule d'eau
- L'ion oxonium



- L'ion ammonium
- Le dioxygène O_2



À la fin de ce chapitre, je sais (extrait du B.O.) :

- Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.
- Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique ou de sa position dans le tableau périodique.
- Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.
- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique d'un gaz noble.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir de tableau périodique.
- Nommer les ions H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- , écrire leur formule) partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).
- Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.