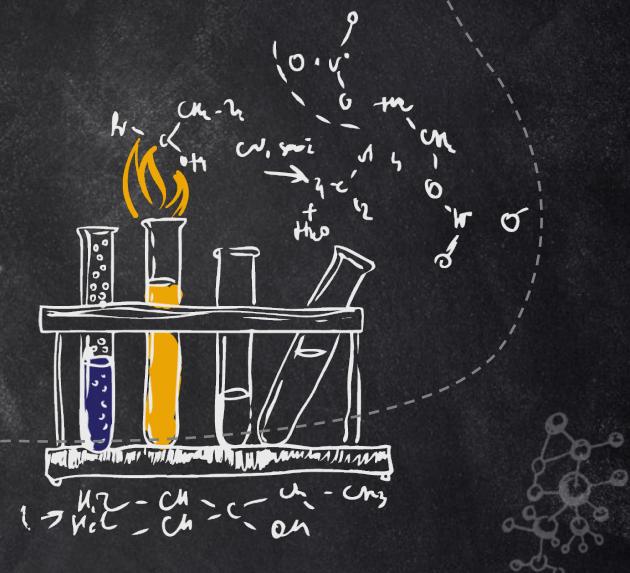


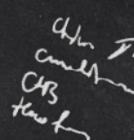
Modélisation de la matière à l'échelle microscopique – Partie 2





Plan

- I. La charge électrique
- II. Le cortège électronique
- III. Formation des ions monoatomiques
- IV. Formation des molécules
- V. Schéma de Lewis d'une molécule





I. La charge électrique

La charge élémentaire se note « e » et sa valeur est de $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

	... proton	... électron	... neutron	→ Coulomb
Charge d'un ...	$+e$	$-e$	0	

Un atome possède autant de protons que d'électrons, ce qui fait qu'un atome est électriquement neutre.

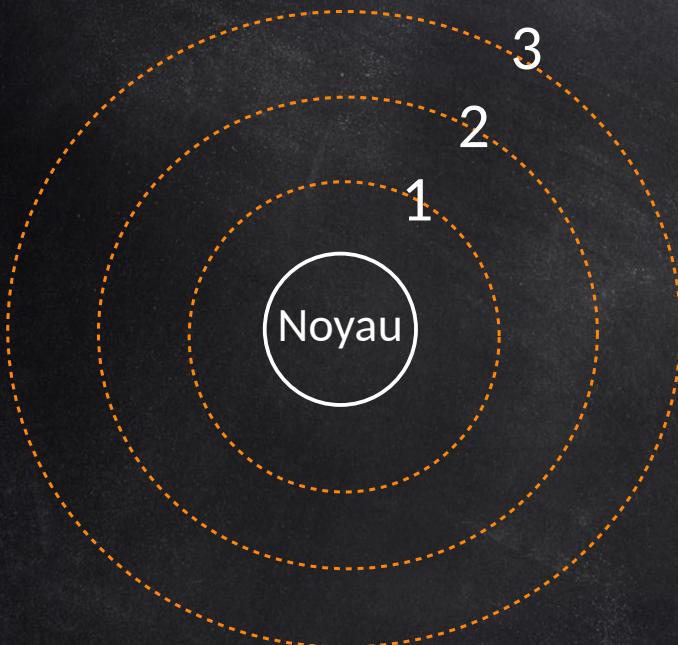
Exemple : L'ion Cu²⁺ porte 2 fois la charge élémentaire. Il possède donc deux protons de plus que d'électrons, sa charge est de :

$$q = 2 \times (+e) = 3,20 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Symbol de la
charge électrique



II. Le cortège électronique



Structure électronique d'un atome :

Position des électrons sur les différentes couches électroniques

L'ensemble des électrons d'un atome correspond au cortège électronique

Numéro de la couche électronique

1s 2s 2p 3s 3p

S et p sont des sous-couches électroniques :
La sous couche s peut contenir deux électrons
La sous couche p peut contenir six électrons



II. Le cortège électronique

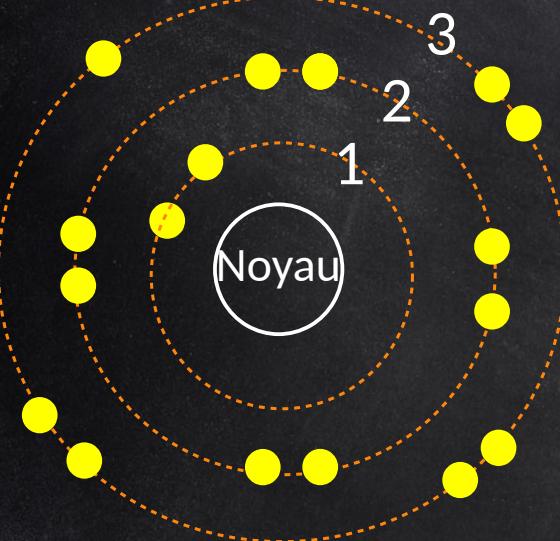
Exemple de l'atome de chlore ($Z = 17$)

17 protons donc 17 électrons

Structure électronique de l'atome de chlore :

$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$

Couche électronique externe
ou couche de valence



On complète la structure électronique de la gauche vers la droite en mettant toujours le nombre maximum d'électrons.

La couche de valence est la dernière couche occupée par des électrons.

Les atomes qui possèdent le même nombre d'électrons sur la couche de valence font partie d'une même famille chimique et possèdent les mêmes propriétés chimiques.



II. Le cortège électronique

Bloc s

1
2
3

1	1,0	H	Hydrogène
3	6,9	4	9,0
Li	Bérylium	Be	

11	23,0	12	24,3
Na		Mg	
Sodium		Magnésium	

s^1 s^2

Bloc p

5	10,8	6	12,0	7	14,0	8	16,0	9	19,0	10	20,2
Bore		Carbone		Azote		Oxygène		Fluor		Neon	
Al	27,0	Si	28,1	P	31,0	S	32,1	Cl	35,5	Ar	40,0
Aluminium		Silicium		Phosphore		Soufre		Chlore		Argon	

p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6

Famille des
« gaz nobles »

Une ligne
est appelée
« période »

Les éléments d'une même colonne font partie de la même famille



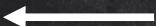
III. Formation des ions monoatomiques

Avoir sa couche électronique de pleine est un critère de stabilité. Les gaz nobles sont les seuls éléments chimiques stables à l'état atomique

En solution, un élément chimique va former un ion en perdant ou gagnant un certain nombre d'électrons afin d'acquérir la structure du gaz noble le plus proche.

Reprendons l'exemple du chlore de structure électronique : $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$

17 protons
18 électrons



L'élément chlore va donc gagner un électron pour former l'ion chlorure de formule Cl^-



Il manque un électron pour acquérir la structure électronique de l'argon





III. Formation des ions monoatomiques

Bloc s

1	<table border="1"><tr><td>1</td><td>1,0</td></tr><tr><td>H</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Hydrogène</td></tr></table>	1	1,0	H		Hydrogène							
1	1,0												
H													
Hydrogène													
2	<table border="1"><tr><td>3</td><td>6,9</td></tr><tr><td>Li</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Lithium</td></tr></table> <table border="1"><tr><td>4</td><td>9,0</td></tr><tr><td>Be</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Bérylium</td></tr></table>	3	6,9	Li		Lithium		4	9,0	Be		Bérylium	
3	6,9												
Li													
Lithium													
4	9,0												
Be													
Bérylium													
3	<table border="1"><tr><td>11</td><td>23,0</td></tr><tr><td>Na</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Sodium</td></tr></table> <table border="1"><tr><td>12</td><td>24,3</td></tr><tr><td>Mg</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Magnésium</td></tr></table>	11	23,0	Na		Sodium		12	24,3	Mg		Magnésium	
11	23,0												
Na													
Sodium													
12	24,3												
Mg													
Magnésium													

Bloc p

2	<table border="1"><tr><td>4,0</td></tr><tr><td>He</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Hélium</td></tr></table>	4,0	He		Hélium	
4,0						
He						
Hélium						
5	<table border="1"><tr><td>10,8</td></tr><tr><td>B</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Bore</td></tr></table>	10,8	B		Bore	
10,8						
B						
Bore						
6	<table border="1"><tr><td>12,0</td></tr><tr><td>C</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Carbone</td></tr></table>	12,0	C		Carbone	
12,0						
C						
Carbone						
7	<table border="1"><tr><td>14,0</td></tr><tr><td>N</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Azote</td></tr></table>	14,0	N		Azote	
14,0						
N						
Azote						
8	<table border="1"><tr><td>16,0</td></tr><tr><td>O</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Oxygène</td></tr></table>	16,0	O		Oxygène	
16,0						
O						
Oxygène						
9	<table border="1"><tr><td>19,0</td></tr><tr><td>F</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Fluor</td></tr></table>	19,0	F		Fluor	
19,0						
F						
Fluor						
10	<table border="1"><tr><td>20,2</td></tr><tr><td>Ne</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Néon</td></tr></table>	20,2	Ne		Néon	
20,2						
Ne						
Néon						
13	<table border="1"><tr><td>27,0</td></tr><tr><td>Al</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Aluminium</td></tr></table>	27,0	Al		Aluminium	
27,0						
Al						
Aluminium						
14	<table border="1"><tr><td>28,1</td></tr><tr><td>Si</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Silicium</td></tr></table>	28,1	Si		Silicium	
28,1						
Si						
Silicium						
15	<table border="1"><tr><td>31,0</td></tr><tr><td>P</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Phosphore</td></tr></table>	31,0	P		Phosphore	
31,0						
P						
Phosphore						
16	<table border="1"><tr><td>32,1</td></tr><tr><td>S</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Soufre</td></tr></table>	32,1	S		Soufre	
32,1						
S						
Soufre						
17	<table border="1"><tr><td>35,5</td></tr><tr><td>Cl</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Chlore</td></tr></table>	35,5	Cl		Chlore	
35,5						
Cl						
Chlore						
18	<table border="1"><tr><td>40,0</td></tr><tr><td>Ar</td><td></td></tr><tr><td colspan="2">Argon</td></tr></table>	40,0	Ar		Argon	
40,0						
Ar						
Argon						

Les gaz nobles ne forment pas d'ions

s^1 s^2

p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6

Charge de l'ion monoatomique : 1^+ 2^+

3^+ $4^+/4^-$ 3^- 2^- 1^-



III. Formation des ions monoatomiques

Quelques ions à connaître :

	H^+	Na^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	K^+	Cl^-	F^-
Ion...	hydrogène	Sodium	Calcium	Magnésium	Potassium	Chlorure	Fluorure



Souvent appelé « Proton »



IV. Formation des molécules

Au sein d'une molécule, deux atomes peuvent se lier entre eux en partageant leurs électrons de valence. **Chaque atome apporte un électron de valence afin de former une liaison covalente (appelé aussi doublet liant)**

Les deux électrons sont mis en commun : Ils appartiennent à la fois à l'hydrogène de gauche



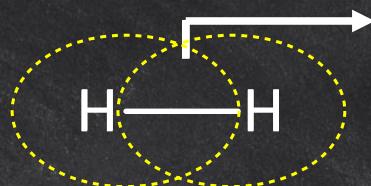
Doublet liant composé de 2 électrons



IV. Formation des molécules

Au sein d'une molécule, deux atomes peuvent se lier entre eux en partageant leurs électrons de valence. **Chaque atome apporte un électron de valence afin de former une liaison covalent (appelé aussi doublet liant)**

Les deux électrons sont mis en commun : Ils appartiennent à la fois à l'hydrogène de gauche et à celui de droite



Doublet liant composé de 2 électrons

conséquence

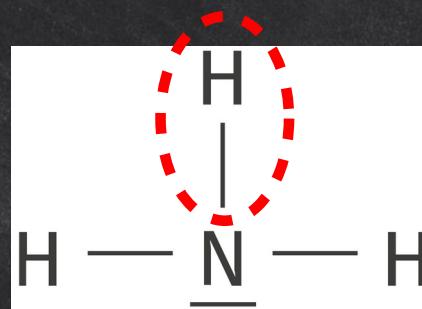
Lorsqu'un atome forme une liaison, il gagne un électron

	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène
Structure électronique	$1s^1$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^2$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^3$	$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4$
Nombre d'électrons manquant afin d'acquérir la SE du GN le plus proche	1	4	3	2
Nombre de liaisons que va former l'atome	1	4	3	2



V. Schéma de Lewis d'une molécule

Seuls les électrons de valence apparaissent sur la schéma de Lewis d'une molécule



H : 2 électrons autour de lui → même structure électronique que le gaz noble « Hélium »

Règle du duet



V. Schéma de Lewis d'une molécule

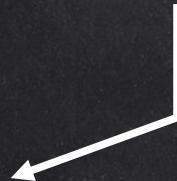
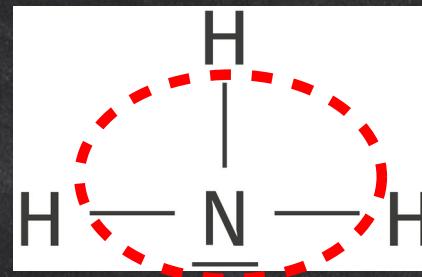
Seuls les électrons de valence apparaissent sur la schéma de Lewis d'une molécule

Couche de valence
de l'azote : $2s^2 2p^3$

2 électrons restant
qui vont former un
doublet non liant

3 électrons
engagés dans
des liaisons

Doublet non liant :
Composé de deux
électrons mais ne
forme pas de liaison



H : 2 électrons autour de
lui → même structure
électronique que le gaz
noble « Hélium »

Règle du duet

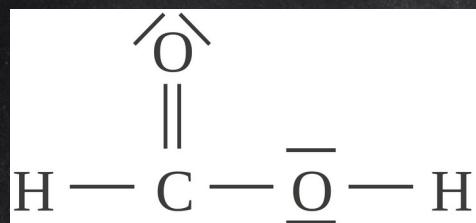
N : 3 Doublets liants, 1 doublet
non liant = 8 électrons →
Même structure électronique
que le néon. L'atome est stable
au sein de la molécule

Règle de l'octet

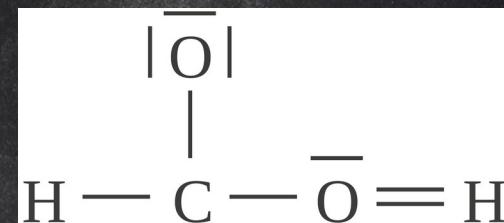


V. Schéma de Lewis d'une molécule

Exemple :



Ou

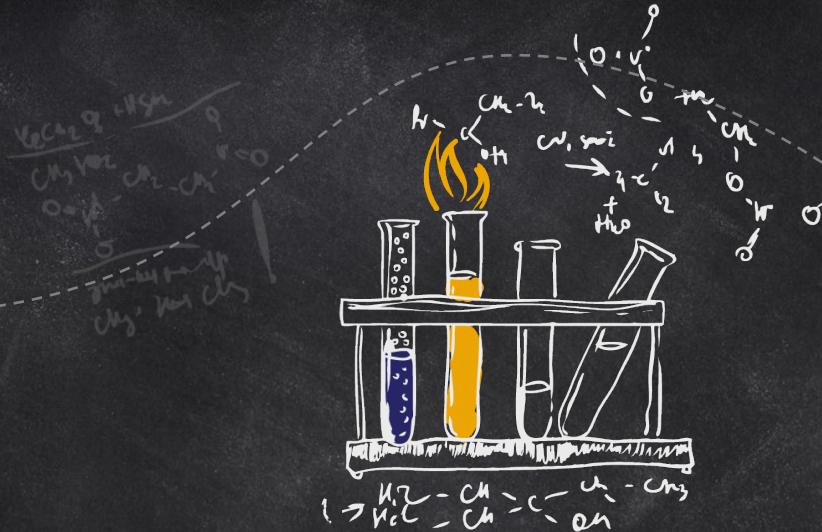
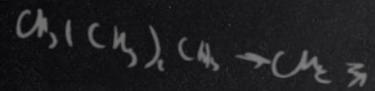


?

Tous les atomes sont stables au sein de la molécule

Les atomes d'oxygène ne forment pas le bon nombre de liaisons

Merci !



N'oubliez pas la fiche de cours à réaliser !