

# 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



chaleur  
condensation  
CH<sub>3</sub>  
trou f

$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$   
 $CH_3COOH$   
 $O=Pt-CH_2-CH_3$   
 $R=O$   
 $CH_3$   
 $CH_3$   
 $CH_3$







# I. La charge électrique

La charge élémentaire se note « e » et sa valeur est de  $e = 1,60.10^{-19} \text{ C}$

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

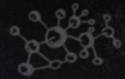
Un atome possède autant de protons que d'électrons, ce qui fait qu'un atome est électriquement neutre.

Exemple : L'ion  $\text{Cu}^{2+}$  porte 2 fois la charge élémentaire. Il possède donc deux protons de plus que d'électrons, sa charge est de :

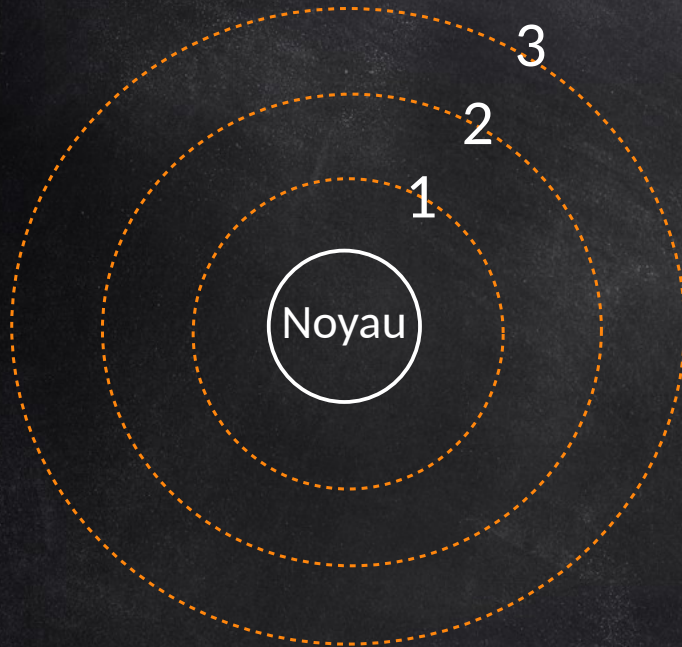
$$q = 2 \times (+e) = 3,20.10^{-19} \text{ C}$$

Symbole 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

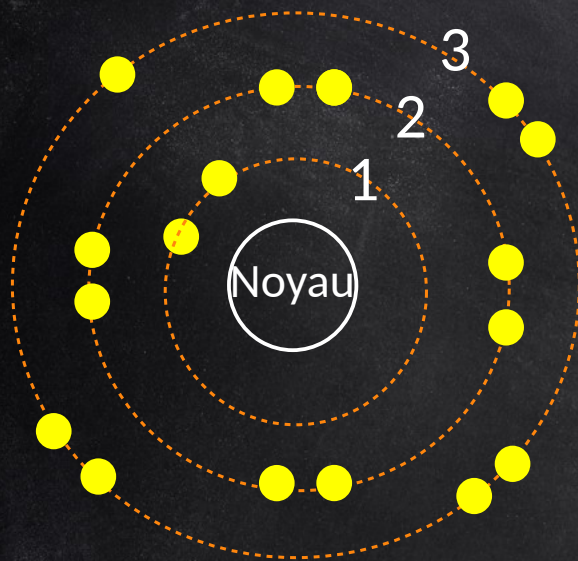
Exemple de l'atome de chlore ( $Z = 17$ )

17 protons donc 17 électrons

Structure électronique de l'atome de chlore :



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

Bloc p

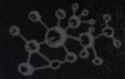
Famille des  
« gaz nobles »

1	1,0									2	4,0					
H										He						
Hydrogène										Hélium						
3	6,9	4	9,0		5	10,8	6	12,0	7	14,0	8	16,0	9	19,0	10	20,2
Li		Be			B		C		N		O		F		Ne	
Lithium		Bérylium			Bore		Carbone		Azote		Oxygène		Fluor		Néon	
11	23,0	12	24,3		13	27,0	14	28,1	15	31,0	16	32,1	17	35,5	18	40,0
Na		Mg			Al		Si		P		S		Cl		Ar	
Sodium		Magnésium			Aluminium		Silicium		Phosphore		Soufre		Chlore		Argon	
$s^1$	$s^2$				$p^1$	$p^2$	$p^3$	$p^4$	$p^5$	$p^6$						

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.

Reprenons 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  $\text{Cl}^-$



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





### III. Formation des ions monoatomiques

Bloc s

Bloc p

1	1 1,0 <b>H</b> Hydrogène									2 4,0 <b>He</b> Hélium
2	3 6,9 <b>Li</b> Lithium	4 9,0 <b>Be</b> Bérylium		5 10,8 <b>B</b> Bore	6 12,0 <b>C</b> Carbone	7 14,0 <b>N</b> Azote	8 16,0 <b>O</b> Oxygène	9 19,0 <b>F</b> Fluor	10 20,2 <b>Ne</b> Néon	
3	11 23,0 <b>Na</b> Sodium	12 24,3 <b>Mg</b> Magnésium		13 27,0 <b>Al</b> Aluminium	14 28,1 <b>Si</b> Silicium	15 31,0 <b>P</b> Phosphore	16 32,1 <b>S</b> Soufre	17 35,5 <b>Cl</b> Chlore	18 40,0 <b>Ar</b> 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-





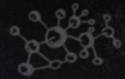
### III. Formation des ions monoatomiques

Quelques ions à connaître :

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



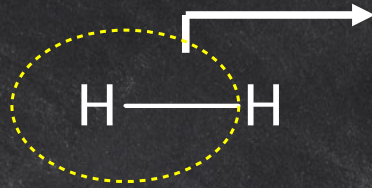
Souvent appelé « Proton »



## 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

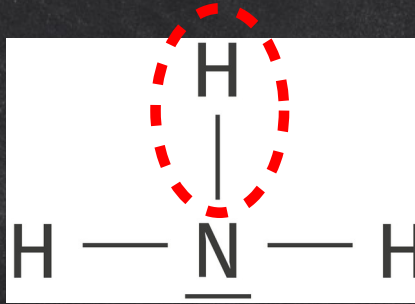
**Lorsqu'un atome forme une liaison, il gagne un électron**

	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





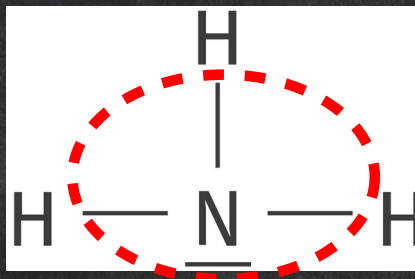
## V. Schéma de Lewis d'une molécule

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

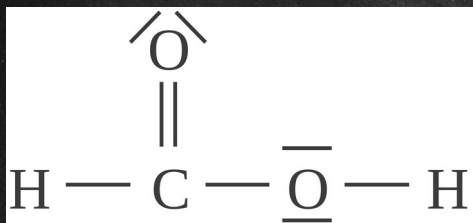
N : 3 Doublets liants, 1 doublet  
non liant = 8 électrons →  
Même structure électronique  
que le néon. L'atome est stable  
au sein de la molécule

Règle de l'octet



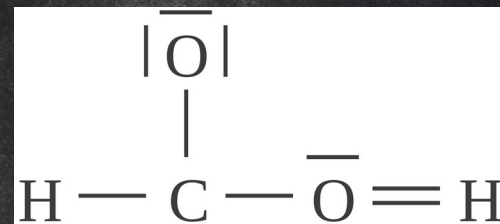
## V. Schéma de Lewis d'une molécule

Exemple :



Tous les atomes sont stables au sein de la molécule

Ou



?

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



Merci !



N'oubliez pas la fiche de cours à réaliser !