



PREMIERE SPECIALITE
Physique et chimie

CHAPITRE T2
STRUCTURE ET POLARITE DES ENTITES CHIMIQUES

ACTIVITE 14 : Représentation de Lewis

Objectifs

Etablir le schéma de Lewis de quelques

- molécules : O₂ H₂ H₂O CO₂ NH₃ CH₄ HCl
- ions : H⁺ H₃O⁺ Na⁺ NH₄⁺ Cl⁻ OH⁻ O²⁻



DOCUMENTS

DOC 1 : Rangement des électrons ! Règles à suivre ! (Rappels de 2nd)

En 1913, le physicien danois BOHR propose un nouveau modèle de l'atome, dans lequel les électrons du cortège électronique d'un atome (dans son état le plus stable appelé état fondamental) se répartissent :

- dans des **couches électroniques** (notées n = 1, 2, 3 ...),
- elles-mêmes composées de **sous-couches** (notées s, p, d, f ...) contenant un **nombre limité d'électrons**.

La répartition des électrons d'un atome dans son état fondamental sur ses couches et sous-couches correspond à la **configuration électronique** de l'atome.



REGLES

Il y a un **ordre** à respecter pour remplir les couches

Il y a nombre **maximal** d'électrons par couche

~~1s~~
~~2s 2p~~
~~3s 3p 3d~~
~~4s 4p 4d 4f~~
~~5s 5p 5d 5f ...~~
~~6s 6p 6d~~

s	p	d	f
2	6	10	14

Exemple : L'atome de **carbone** possède 6 électrons répartis sur 2 couches :

Une première couche notée **n = 1** composée d'une sous couche notée **1s** avec **2** électrons

Une deuxième couche notée **n = 2** composée de 2 sous couches notée **2s** avec **2** électrons et **2p** avec **2** électrons

La configuration électronique de l'atome de carbone sera donc : **1s² 2s² 2p²**

Exemple : L'atome de **soufre** a pour numéro atomique 16 et possède donc 16 électrons répartis sur 3 couches :

Une première couche notée **n = 1** composée d'une sous couche notée **1s** avec **2** électrons

Une deuxième couche notée **n = 2** composée de 2 sous couches notée **2s** avec **2** électrons et **2p** avec **6** électrons

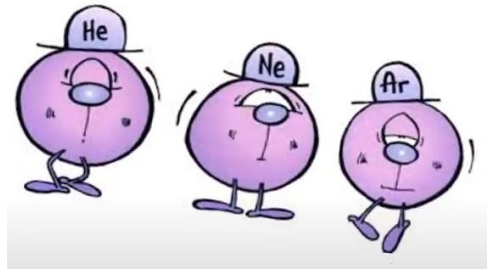
Une troisième couche notée **n = 3** composée de 2 sous couches notée **3s** avec **2** électrons et **3p** avec **4** électrons

La configuration électronique de l'atome de soufre sera donc : **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴**

DOC 2 : Stabilité (Rappels de 2nd)

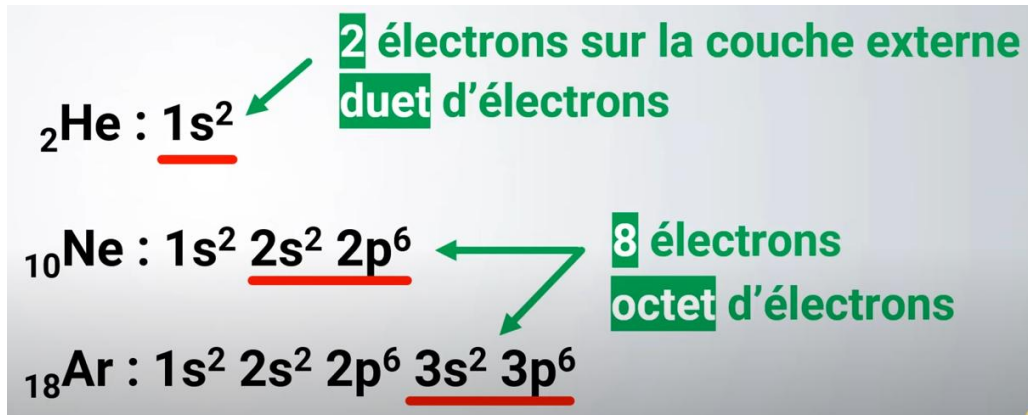
Les éléments chimiques de la 18^{ème} colonne de la classification périodique sont appelés **GAZ NOBLES** (ou gaz rares).

Ils sont qualifiés de nobles, car ils ne réagissent quasiment pas avec d'autres éléments chimiques ou entre eux, **ils sont stables dans la nature sous forme atomique.**



Cette quasi-inertie chimique explique pourquoi les physiciens ont mis longtemps à les découvrir.

La **stabilité** des gaz nobles est due à leur **CONFIGURATION ELECTRONIQUE**.



1H									2He
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F		10Ne	
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl		18Ar	

A RETENIR

GAZ NOBLE

**INERTE
CHIMIQUEMENT**

**COUCHE VALENCE
SATURÉE**

RÈGLE DE STABILITÉ

Au cours d'une transformation chimique les atomes cherchent à acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

→ duet : 2 électrons sur couche valence ($Z \leq 4$)

→ octet : 8 électrons sur couche valence (autres atomes)

DOC 3 : Modèle de LEWIS

En 1916, l'américain Gilbert LEWIS suppose que dans une molécule, lors de la formation d'une liaison entre 2 atomes, chacun d'eux fournit un électron.

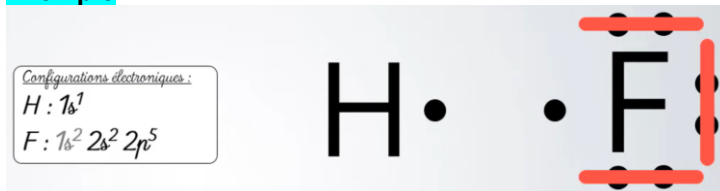


Dans un atome, les électrons de la couche de valence sont représentés :

→ par **un point** • s'ils sont célibataires

→ par un **tiret** — s'ils forment un doublet non liant

Exemple :



REGLE DE STABILITE

Pour **gagner en stabilité**, les atomes peuvent s'associer en **formant des molécules** et ainsi acquérir la **configuration électronique du gaz noble** le plus proche.

Les **électrons de valence** (couche externe) se répartissent en **doublets liants** (liaison covalente) et **doublets non liants**.

la mise en commun de **2 électrons** de valence apportés par les 2 atomes.

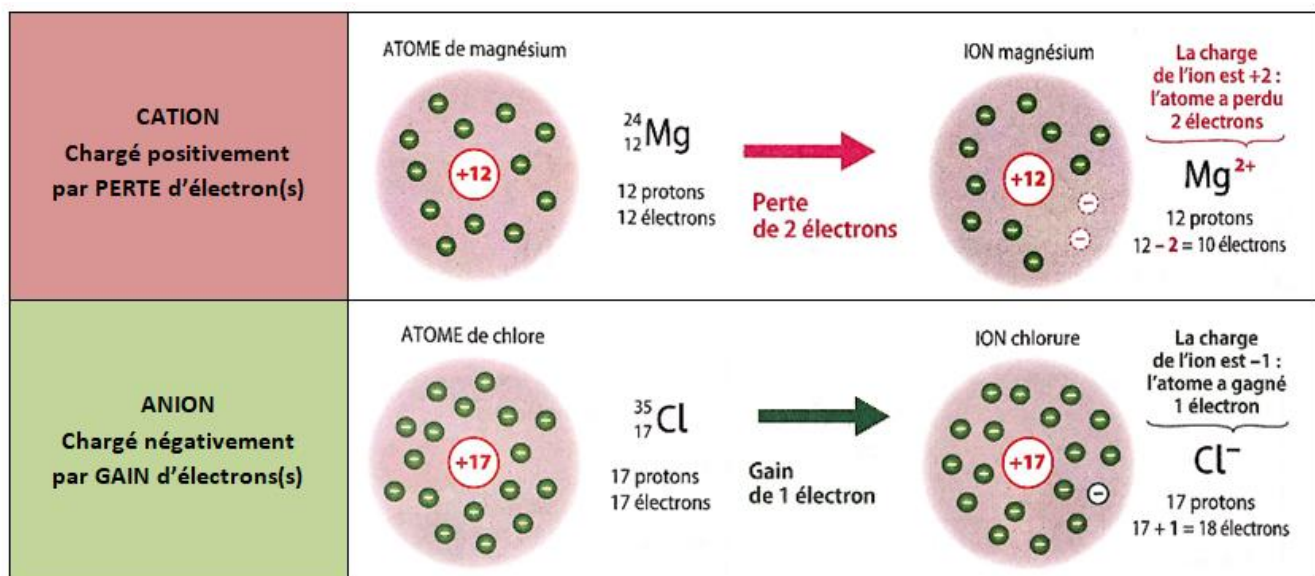
association de **2 électrons** de valence d'un même atome.

Exemple :










DOC 4 : Formation des ions

Afin de se stabiliser certains atomes peuvent **gagner** ou **perdre** des électrons afin d'obtenir la configuration électronique du gaz rare le plus proche et devenir ainsi des ions.



3 FORMULE DE LEWIS DES MOLECULES

Formule brute	H ₂	O ₂	H ₂ O	CO ₂	NH ₃	CH ₄	HCl
Vidéo							
Formule de Lewis de la molécule	$\text{H}-\text{H}$	$\text{O}=\text{O}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{Cl}$

4 FORMULE DE LEWIS DES IONS MONOATOMIQUES

Info importante :

Si un atome vide sa couche électronique on dit qu'il a une **lacune** que l'on représente par une **case vide**.

Symbole atome	H	Na	O	Cl
Numéro atomique	1	11	8	17
Nombre électrons	1	11	8	17
Configuration électronique	1s ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1s ² 2s ² 2p ⁴	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
Nombre d'électrons gagnés ou perdu pour devenir stable	1	1	2	1
Formule brute de l'ion monoatomique formé	H ⁺	Na ⁺	O ²⁻	Cl ⁻
Formule de Lewis de l'ion monoatomique formé	$\boxed{\text{H}^+}$	$\boxed{\text{Na}^+}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}^{2-}$	$\boxed{\text{Cl}^-}$




5 FORMULE DE LEWIS DES IONS POLYATOMIQUES

Info importante :

Si un atome engagé dans un ion polyatomique n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé alors il porte une

→ charge + s'il lui manque un électron

→ une charge - si on lui ajoute des électrons

Formule brute	HO ⁻	NH ₄ ⁺	H ₃ O ⁺
Nombre d'électrons de valence de chaque atome	Oxygène : 6	Azote : 5	Oxygène : 6
	Hydrogène : 1	Hydrogène : 1	Hydrogène : 1
Nombre d'électrons de valence total de l'ion apportés par chaque atome	6+1 = 7	5 + 4 x 1 = 9	3 x 1 + 6 = 9
Nombre d'électrons de valence total de l'ion polyatomique	7 + 1 = 8	9 - 1 = 8	9 - 1 = 8
Nombre de doublets total (liants et non liants) à répartir	8 / 2 = 4	8 / 2 = 4	8 / 2 = 4
Vidéo			
Formule de Lewis des ions polyatomiques	