



**Objectifs**

Etablir le schéma de Lewis de quelques

- molécules :  $O_2$   $H_2$   $H_2O$   $CO_2$   $NH_3$   $CH_4$   $HCl$
- ions :  $H^+$   $H_3O^+$   $Na^+$   $NH_4^+$   $Cl^-$   $OH^-$   $O^{2-}$

**DOCUMENTS**

**DOC 1 : Rangement des électrons ! Règles à suivre ! (Rappels de 2<sup>nd</sup>)**

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  $n = 1, 2, 3 \dots$ ),
- elles-mêmes composées de **sous-couches** (notées  $s, p, d, f \dots$ ) 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 :  **$1s^2 2s^2 2p^2$**

**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

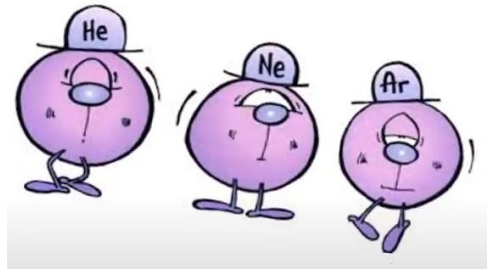
Une troisième couche notée  **$n = 3$**  composée de 2 sous couches notée **3s** avec **2** électrons et **3p** avec **4** électrons

La configuration électronique de l'atome de soufre sera donc :  **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$**

## DOC 2 : Stabilité (Rappels de 2<sup>nd</sup>)

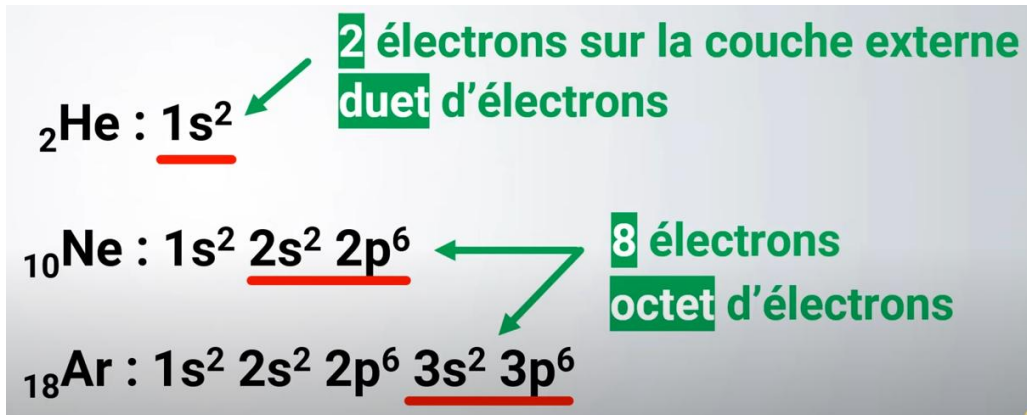
Les éléments chimiques de la 18<sup>ème</sup> colonne de la classification périodique sont appelés **GAZ NOBLES** (ou gaz rares).

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.

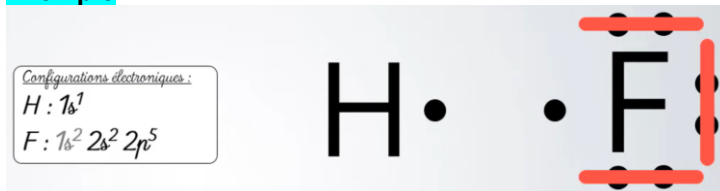


Dans un atome, les électrons de la couche de valence sont représentés :

→ 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.

<b>CATION</b> Chargé positivement par PERTE d'électron(s)	<b>ATOME de magnésium</b>  ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ 12 protons 12 électrons	<b>ION magnésium</b>  $\text{Mg}^{2+}$ 12 protons $12 - 2 = 10$ électrons
<b>ANION</b> Chargé négativement par GAIN d'électrons(s)	<b>ATOME de chlore</b>  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ 17 protons 17 électrons	<b>ION chlorure</b>  $\text{Cl}^{-}$ 17 protons $17 + 1 = 18$ électrons

**DOC 5 : Tableau périodique**

**Tableau périodique des éléments chimiques**

Groupe → I A    II A    III B    IV B    V B    VI B    VII B    O  
 Période 1    2    13    14    15    16    17    18

1 Hydrogène **H** 1,00794  
 2 Lithium **Li** 6,9395    Béryllium **Be** 9,0121831  
 3 Sodium **Na** 22,98976928    Magnésium **Mg** 24,3055  
 4 Potassium **K** 39,0983(1)    Calcium **Ca** 40,078(4)    Scandium **Sc** 44,955908(6)    Titane **Ti** 47,867(1)    Vanadium **V** 50,9415(1)    Chrome **Cr** 51,9961(6)    Manganèse **Mn** 54,938044    Fer **Fe** 55,845(2)    Cobalt **Co** 58,933194    Nickel **Ni** 58,6934(4)    Cuivre **Cu** 63,546(3)    Zinc **Zn** 65,38(2)    Gallium **Ga** 69,723(1)    Germanium **Ge** 72,630(6)    Arsenic **As** 74,921595    Sélénium **Se** 78,971(8)    Brome **Br** 79,904    Krypton **Kr** 83,798(2)  
 5 Rubidium **Rb** 85,4678(3)    Strontium **Sr** 87,62(1)    Yttrium **Y** 88,90584    Zirconium **Zr** 91,224(2)    Niobium **Nb** 92,90637    Molybdène **Mo** 95,95(1)    Technétium **Tc** [98]    Ruthène **Ru** 101,07(2)    Rhodium **Rh** 102,90550    Palladium **Pd** 106,42(1)    Argent **Ag** 107,8682(2)    Cadmium **Cd** 112,414(6)    Indium **In** 114,818(1)    Étain **Sn** 118,710(7)    Antimoine **Sb** 121,760(1)    Tellure **Te** 127,60(3)    Iode **I** 126,90447    Xénon **Xe** 131,29(3)  
 6 Césium **Cs** 132,90545(3)    Baryum **Ba** 137,327(7)    Lanthanides 57-71    Hafnium **Hf** 178,49(2)    Tantalum **Ta** 180,94788    Tungstène **W** 183,84(1)    Rhenium **Re** 186,207(1)    Osmium **Os** 190,23(3)    Iridium **Ir** 192,222(1)    Platine **Pt** 195,084(8)    Or **Au** 196,966569(4)    Mercure **Hg** 200,592(3)    Thallium **Tl** 204,3825    Plomb **Pb** 207,2(1)    Bismuth **Bi** 208,98040    Polonium **Po** [209]    Astatine **At** [210]    Radon **Rn** [222]  
 7 Francium **Fr** [223]    Radium **Ra** [226]    Actinides 89-103    Rutherfordium **Rf** [261]    Dubnium **Db** [268]    Seaborgium **Sg** [269]    Bohrium **Bh** [270]    Hassium **Hs** [277]    Meitnium **Mt** [278]    Darmstadtium **Ds** [281]    Roentgenium **Rg** [282]    Copernicium **Cn** [285]    Nihonium **Nh** [286]    Flerovium **Fl** [289]    Moscovium **Mc** [291]    Livermorium **Lv** [293]    Tennessine **Ts** [294]    Oganesson **Og** [294]  
 Lanthane **La** 138,90547    Cérium **Ce** 140,116(1)    Prasodyme **Pr** 140,90766    Néodyme **Nd** 144,242(3)    Prométhium **Pm** [145]    Samarium **Sm** 150,36(2)    Europium **Eu** 151,964(1)    Gadolinium **Gd** 157,25(3)    Terbium **Tb** 158,92535    Dysprosium **Dy** 162,500(1)    Holmium **Ho** 164,93033    Erbium **Er** 167,259(2)    Thulium **Tm** 168,93422    Ytterbium **Yb** 173,045    Lutécium **Lu** 174,9668  
 Actinium **Ac** [227]    Thorium **Th** 232,0377    Protactinium **Pa** [231,03588]    Uranium **U** 238,02891    Néptunium **Np** [237]    Plutonium **Pu** [244]    Américium **Am** [243]    Curium **Cm** [247]    Berkelium **Bk** [247]    Californium **Cf** [251]    Einsteinium **Es** [252]    Fermium **Fm** [257]    Mendelevium **Md** [258]    Nobelium **No** [259]    Lawrencium **Lr** [266]

Métaux    Non métaux  
 Alcalins    Alcalino-terreux    Lanthanides    Actinides    Métaux de transition    Métaux pauvres    Métalloïdes    Autres non-métaux    Halogènes    Gaz nobles    Non classés    primordial    désintégration d'autres éléments    synthétique

**TRAVAIL A FAIRE**

**1 GAZ NOBLES**

- **Écrire** la configuration électronique des 3 gaz rares : Hélium Néon et Argon

Hélium : ..... Néon : ..... Argon : .....

- **Donner** leur nombre d'électrons de valence

Hélium : ..... Néon : ..... Argon : .....








- **Conclure** s'ils sont stables ou non et **justifier**

.....

**2 FORMULE DE LEWIS DES ATOMES**

Symbole atome	H	C	N	O	Cl
Numéro atomique	1				
Nombre électrons	1				
configuration électronique	1s <sup>1</sup>				
nombre électrons de valence	1				
atome stable ou non	non				
Nombre d'électrons engagés pour former un doublet liant	1				
Nombre e <sup>-</sup> de valence ne participant pas à doublet liant	0				
Nombre de doublet non liant	0				
Formule de Lewis de l'atome	H <sup>•</sup>				

### 3 FORMULE DE LEWIS DES MOLECULES

Formule brute	H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	CO <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>	HCl
Vidéo							
Formule de Lewis de la molécule	H—H						

### 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			
Nombre électrons	1			
Configuration électronique	1s <sup>1</sup>			
Nombre d'électrons gagnés ou perdu pour devenir stable	1			
Formule brute de l'ion monoatomique formé	H <sup>+</sup>			
Formule de Lewis de l'ion monoatomique formé	$\square H^+$			




## 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 <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Nombre d'électrons de valence de chaque atome	Oxygène : <b>6</b>	Azote : .....	Oxygène : .....
	Hydrogène : <b>1</b>	Hydrogène : .....	Hydrogène : .....
Nombre d'électrons de valence total de l'ion apportés par chaque atome	<b>6+1 = 7</b>		
Nombre d'électrons de valence total de l'ion polyatomique	<b>7 + 1 = 8</b>		
Nombre de doublets total (liants et non liants) à répartir	<b>8 / 2 = 4</b>		
Vidéo			
Formule de Lewis des ions polyatomiques	$\text{H}-\ddot{\text{O}}\text{:}^-$		