

2 nd e GT Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS	
Chapitre 2 : Vers des entités plus stables			
Activité documentaire n°2.3 : Formation des molécules			

Gilbert Lewis (1875-1946) était un chimiste américain qui a travaillé notamment sur la liaison de valence. Pour se stabiliser, certains atomes peuvent former des liaisons avec d'autres atomes pour former des molécules.

→ **Comment les atomes peuvent-ils acquérir une stabilité en formant des molécules ?**

Document 1 : schéma de Lewis d'un atome

Le schéma de Lewis d'un atome représente la couche électronique de valence de l'atome.

Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'atome. Les électrons de valence sont représentés par des points • que l'on répartit l'un après l'autre sur les quatre « côtés » du symbole. Par conséquent, à partir du 5^{ème} électron de valence, ceux-ci se retrouvent « par deux » sur chaque côté et forment des doublets non liants.

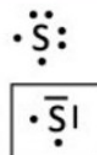
On peut donc trouver autour du symbole de l'atome :

- des électrons seuls appelés « **électron célibataire** » et représentés par un point •.
- des électrons par pair appelés « **doublet non liant** » et représenté par un trait –.

Exemple : Le soufre (Z = 16) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Il a donc 6 électrons de valence répartis autour de l'atome :

Les électrons qui se retrouvent par pair sur un même côté sont représentés par un trait.

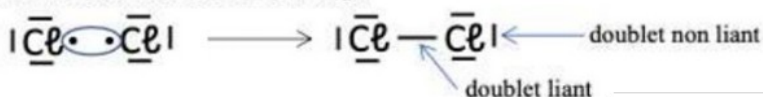
Le schéma de Lewis de l'atome de soufre va contenir 2 doublets non liants et 2 électrons célibataires : L'emplacement de ces doublets non liants et de ces électrons célibataires n'a pas d'importance, du moment qu'ils sont autour du symbole.

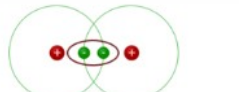
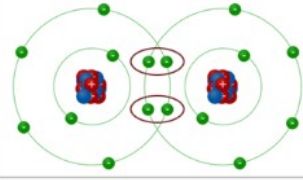
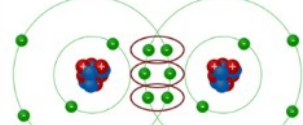


Document 2 : schéma de Lewis d'une molécule

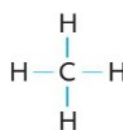
Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes. Les électrons célibataires face à face s'assemblent et forment alors des doublets liants. Il s'agit bien de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, donc d'une liaison covalente.

Exemple : Formation de la molécule de dichlore Cl_2 :



Liaison	Représentation	Lewis
Simple		$H-H$
Double		$O=O$
Triple		$N \equiv N$

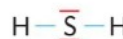
Quelques exemples de schémas de Lewis de molécules :



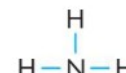
> Méthane



> Eau



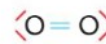
> Sulfure d'hydrogène



> Ammoniac



> Dioxyde de carbone



> Dioxygène

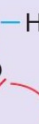
COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

1.

- Le schéma de Lewis permet de modéliser l'enchaînement des atomes dans la molécule, ainsi que les électrons des couches de valence regroupés par paires.
- Chaque doublet (liant ou non liant) est représenté par un tiret.

1 doublet liant : mise en commun de $2e^-$ par les atomes C et H, les $2e^-$ appartiennent à la fois à C et à H

2 doublets liants : mise en commun de $2 \times 2e^- = 4e^-$ par les atomes C et O, les $4e^-$ appartiennent à la fois à C et à O



2 doublets non liants : $2 \times 2e^- = 4e^-$ non engagés dans des liaisons et appartenant en propre à O

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Schéma de Lewis de l'atome
Azote N	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	$\cdot \ddot{N} \cdot$
Oxygène O	Z = 8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$\cdot \ddot{O} \cdot$
Hydrogène H	Z = 1	$1s^1$	1	$H \cdot$
Chlore Cl	Z = 17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	$\cdot \ddot{Cl} \cdot$
Carbone C	Z = 6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	$\cdot \ddot{C} \cdot$
Soufre S	Z = 16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6	$\cdot \ddot{S} \cdot$
Argon Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	$ \underline{\underline{Ar}} $

Appel n°1 du professeur pour validation

2. Pour chaque schéma de Lewis du document 2, **compléter** le tableau ci-dessous en vous aidant du complément scientifique.

Nom de la molécule	Atome ciblé (1 seul à la fois)	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non liants	Nombre d'électrons de valence entourant l'atome ciblé
Méthane	Atome de carbone C	4	0	$4 \times 2 = 8$
	Atome d'hydrogène H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Eau	Atome d'oxygène O	2	2	$2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$
	Atome d'hydrogène H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Sulfure d'hydrogène	Atome de soufre S	2	2	$2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$
	Atome d'hydrogène H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Ammoniac	Atome d'azote N	3	1	$3 \times 2 + 1 \times 2 = 8$
	Atome d'hydrogène H	1	0	$1 \times 2 = 2$
Dioxyde de carbone	Atome de carbone C	4	0	$4 \times 2 = 8$
	Atome d'oxygène O	2	2	$2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$
Dioxygène	Atome d'oxygène O	2	2	$2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$

Rappels : Les gaz nobles hélium He (g), néon Ne (g), argon Ar (g), sont stables chimiquement en raison de la configuration électronique des atomes qui les constituent.

Gaz noble	Configuration électronique de l'atome
Hélium	$1s^2$
Néon	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

3. **Comparer** le nombre d'électrons de valence autour des atomes dans les molécules à celui des gaz nobles. Que constatez-vous ?

On observe qu'au sein d'une molécule, chaque atome d'hydrogène est entouré de 2 électrons de valence comme l'hélium et que les autres atomes sont entourés de 8 électrons de valence comme les gaz nobles néon et argon.

4. **Conclure** en proposant une règle concernant la configuration électronique de valence des atomes dans une molécule. **Distinguer** le cas de l'hydrogène et celui des autres atomes.

Dans une molécule, les atomes adoptent une configuration électronique de valence semblable à celle d'un gaz noble.

Dans une molécule :

- les atomes d'hydrogène respectent **la règle du duet** (entourés de 2 électrons sur leur couche externe)
- les autres atomes étudiés respectent **la règle de l'octet** (entourés de 8 électrons sur leur couche externe).

 **A RETENIR**

Schéma de Lewis

- ⇒ Indique le nombre de **doublets liants** et **non liants** autour de chaque atome de la molécule.
- ⇒ Il permet de justifier **la stabilité des atomes** = respect de la règle **du duet** et **de l'octet**.

L'atome est stable si sa couche externe est remplie avec **2 électrons**.

L'atome est stable si sa couche externe est remplie avec **8 électrons**.

- ⇒ Dans une molécule, des atomes peuvent être liés par **plusieurs doublets liants** d'électrons : liaison **double** ou **triple**.

[Source](#)