

Activité 2 – Schéma de Lewis et géométrie des molécules

	NOM	PRÉNOM
Manager (représente le groupe lors des échanges avec le professeur)		
Chargé de communication (transmet les informations au reste de la classe)		
Secrétaire (Rédige rigoureusement les différentes réponses)		

OBJECTIF :

A l'aide des documents suivants et de vos connaissances, vous devez **construire un document informatique** (Powerpoint ou Open Impress) **que vous exposerez à la classe entière (≈ 5 min).**



Ce document comportera **une démarche claire de la construction du schéma de Lewis des molécules** qui vous ont été attribuées ainsi qu'un **raisonnement scientifique expliquant la géométrie de ces molécules**. Des images ou photos pourront être insérées pour appuyer vos propos.

Pour visualiser les molécules vous devez utiliser l'application « Mirage : géométrie des molécules » que vous avez téléchargé sur votre smartphone. 

Document 1 : Règle de l'octet ou du duet

Pour des raisons de stabilité, un atome tend à acquérir la structure électronique du gaz noble qui est le plus proche de lui dans le tableau périodique.

Pour acquérir cette structure, l'atome peut soit se transformer en ion, soit établir des liaisons de valence avec d'autres atomes au sein d'une molécule.

1							18
H $1s^1$	2	13	14	15	16	17	He $1s^2$
Li $\dots 2s^1$	Be $\dots 2s^2$	B $\dots 2s^2 2p^1$	C $\dots 2s^2 2p^2$	N $\dots 2s^2 2p^3$	O $\dots 2s^2 2p^4$	F $\dots 2s^2 2p^5$	Ne $\dots 2s^2 2p^6$
Na $\dots 3s^1$	Mg $\dots 3s^2$	Al $\dots 3s^2 3p^1$	Si $\dots 3s^2 3p^2$	P $\dots 3s^2 3p^3$	S $\dots 3s^2 3p^4$	Cl $\dots 3s^2 3p^5$	Ar $\dots 3s^2 3p^6$

POINT MÉTHODE

► **Nombre d'électrons de valence** : on peut connaître les électrons de valence d'un atome à partir de sa configuration électronique ou de sa position dans le tableau périodique.

Document 1 : Un nouveau modèle de la liaison chimique

Le chimiste américain Gilbert Norton Lewis (1875-1946) a remarqué que seuls les électrons de valence des atomes, ceux de la couche externe, interviennent dans les liaisons chimiques lors de la formation de molécules.
Les « électrons de cœur » ne sont pas impliqués.

Des atomes avec des sous-couches électroniques externes incomplètes peuvent se stabiliser en mettant en commun une paire ou plusieurs paires d'électrons, ils forment alors une ou plusieurs **liaisons de valence**. Chaque atome de la molécule ainsi formée acquiert alors une couche électronique externe identique à celle du gaz rare qui le suit dans le tableau périodique.

Document 2 : Principe du nouveau modèle

- Les électrons de valence de chaque atome doivent être tous représentés.
- Un trait reliant deux atomes symbolise une paire d'électrons qui forme une liaison de valence, on parle de doublet liant.
- Un trait accolé à un atome symbolise une paire d'électrons non engagés dans une liaison, on parle de doublet non liant.
- Un point (•) représente un électron célibataire.

L'atome de Chlore ⇒ $|\text{Cl}\cdot$ Molécule de dichlore : $|\text{Cl}-\text{Cl}|$

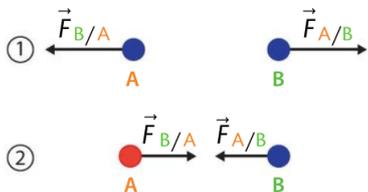
VOCABULAIRE

► **Liaison de valence** : liaison entre deux atomes résultant de la mise en commun de deux électrons issus de la couche de valence de chacun d'entre eux.

Document 3 : Modélisation des atomes

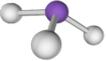
Couleur du modèle				
Symbole de l'atome	H	C	N	O
Nom de l'atome	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène

Document 4 : L'interaction électrostatique (Chap. 5)



> L'interaction électrostatique est :
 – répulsive si les deux charges sont de même signe ① ;
 – attractive si les charges sont de signes opposés ②.

Document 6 : Géométrie des molécules

Les géométries adoptées autour d'un atome dit central sont des formes géométriques simples : linéaire , plan trigonal pyramidal  ou coudée  .

Document 5 : modélisation possible

On peut modéliser un **doublet d'électrons** de valence par un **ballon de baudruche**.

