

Notation de Lewis des molécules



Mode d'emploi de l'application « Mirage géométrie des molécules » :



1. Appuyer sur le bouton Scanner
2. Autoriser l'accès à la caméra
3. Pointer le téléphone vers les marqueurs en papier

Question introductive : Prendre les cartes 2, 3, 4 puis 1. Quelles que soient les molécules, les atomes ont **tout le temps le même nombre** de liaisons. Remplir e tableau suivant :

Atomes	Couleur	Nombre de liaisons avec des atomes voisins
C		
H		
O		
N		

Forme du travail à réaliser : Un poster A3

Travail à réaliser :

Etape 1 : Pour la molécule de la **carte 2**

1. Donner la formule de la molécule ($C?$ $H?$ $O?$...)
2. La configuration électronique de chaque atome.
3. Le nombre d'électrons manquants pour être stable pour chaque atome.
4. Détailler à l'aide de schéma et de phrases courtes les étapes qui permettent de créer la notation de Lewis de la molécule, en suivant le tutoriel ci-après.

Etape 2 :

Faire de même pour les **cartes 3, 4, 5, 6**.

Etape 3 : Prendre les **cartes 3 et 8**

1. Modifier votre notation de Lewis pour qu'elle suive la forme de la molécule en réalité.
2. Représenter dans une pyramide à base triangulaire les atomes et les doublets non liants de la molécule
3. Expliquer la géométrie de la molécule en prenant en compte les interactions électriques mises en jeu.

Notation de Lewis des molécules

Etape 4 :

Faire de même pour les **couples de cartes 4/9 puis 5/10 puis 6/11**

A chaque carte molécule correspond une carte géométrie comme suit :

Carte molécule	Carte géométrie
Carte 1	Carte 12
Carte 2	Carte 7
Carte 3	Carte 8
Carte 4	Carte 9
Carte 5	Carte 10
Carte 6	Carte 11

Etape 5 :

1. Donner la représentation de Lewis de la molécule de la **carte 1** et vérifier votre réponse avec la carte 12
2. Cette molécule est le paracétamol, quelle est l'utilité de cette molécule au quotidien ?

Notation de Lewis des molécules

Document : Notation de Lewis pour la molécule H_2S

Etape 1 : Analyser la configuration électronique

Les atomes peuvent devenir stables en formant des liaisons chimiques. Prenons comme exemple l'atome de soufre qui n'est pas stable seul.

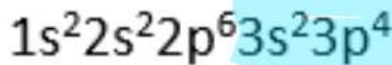
16	S	Soufre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
----	---	--------	----------------------------

pas stable

Sur sa couche externe ($3s3p$) lui manque deux électrons pour être stable.

Etape 2 : Notation de Lewis du Soufre

On symbolise les six électrons sur la couche externe par des points



2+4 électrons sur la couche externe à placer

Notation de Lewis des molécules

Etape 3 : Notation de Lewis de l'Hydrogène

1	H	Hydrogène	$1s^1$
---	---	-----------	--------

L'atome d'Hydrogène a une configuration en $1s^1$ et cherche à devenir stable en $1s^2$, on le représente comme ceci :

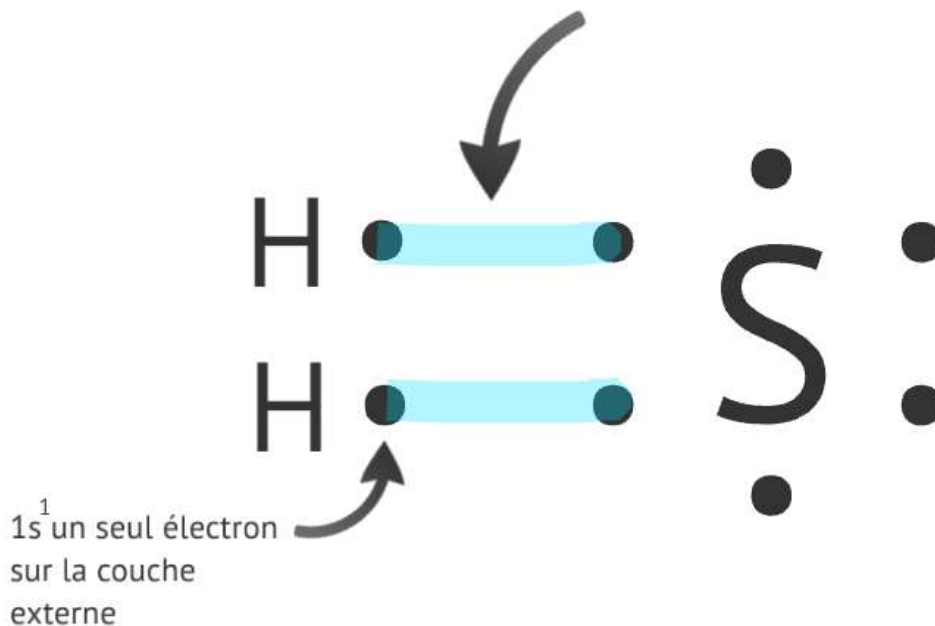


Etape 4 : Association entre S et H

Pour avoir 8 électrons sur la **couche 3s3p**, il faut maintenant aller chercher **deux autres électrons** sur d'autres atomes, dans le cas de H_2S , deux atomes d'Hydrogène H

Les atomes S et H **mettent en commun leurs électrons** pour créer des liaisons chimiques, ou « **liaisons covalentes** ».

Liaison chimique = doublet d'électrons liants



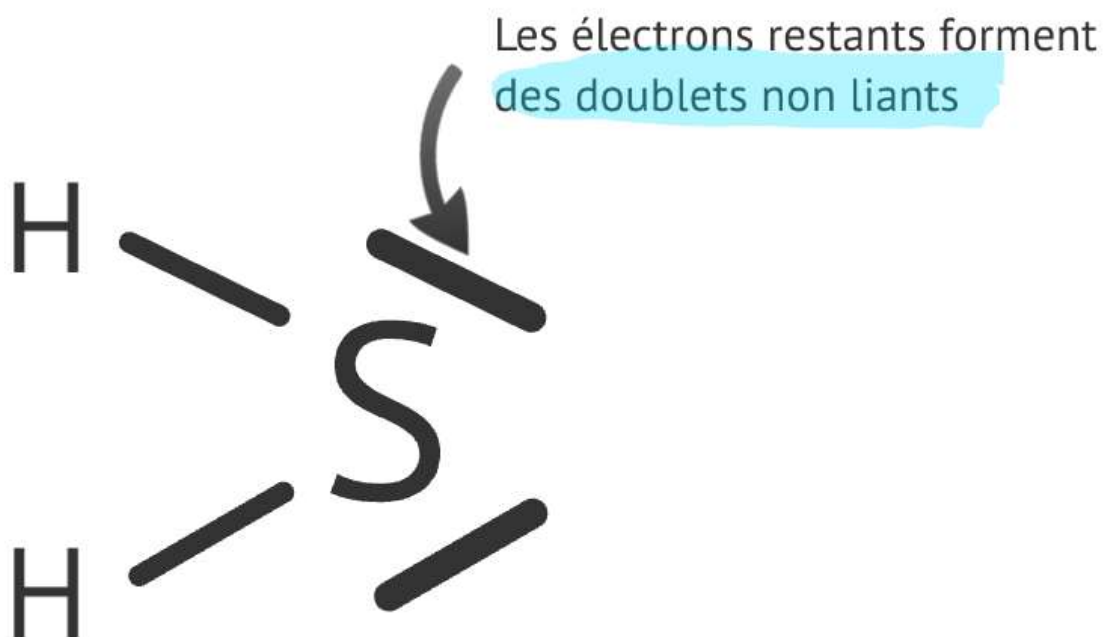
Si on fait le compte,

- **L'atome S** est maintenant entouré de **2 électrons supplémentaires**, donc **devient stable** en passant de $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ à $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- **Chaque atome H** sont maintenant entouré **d'1 électron supplémentaire**, donc **deviennent stable** en passant de $1s^1$ à $1s^2$.

Notation de Lewis des molécules

Etape 5 : Création des doublets non liants

Les électrons qui ne servent pas à créer des liaisons covalentes se mettent en paires



Notation de Lewis de la molécule H₂S