

Activité 6.2 – En quête de stabilité : les molécules

Objectifs :

- ▶ Comprendre la liaison covalente et les notions de doublet liant et non-liant.
- ▶ Comprendre que la stabilité d'une molécule est liée au remplissage de sa couche externe.
- ▶ Savoir analyser un schéma de Lewis pour expliquer la stabilité d'une molécule.

Contexte : En dehors des gaz nobles de la 18^{ème} colonne du tableau périodique (He, Ne, Ar, Kr, etc.), les éléments ont tendance à s'associer spontanément pour former des molécules.

→ Quelles règles régissent la formation des molécules ?

1 – Le modèle de Lewis de la liaison covalente

Document 1 – Électrons de valences

Les éléments ont tendance à s'associer en molécule, afin de gagner en stabilité en complétant leur couches électronique externe.

Les électrons de la couche externe sont appelés **électrons de valence**.

Document 2 – Doublet liant et liaison covalente

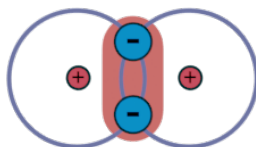
En 1916, Lewis propose un modèle simple pour schématiser la formation des liaisons entre éléments :

Les éléments qui s'associent en molécule vont mettre en commun un des électrons de leur couche externe. Ces électrons mis en commun forment une paire appelée **doublet liant**.

En partageant leurs électrons les éléments deviennent liés, on parle de **liaison covalente**.

- ▶ *Exemple :* Formation de la molécule de dihydrogène H_2 à partir de deux éléments ${}_1H$:

Schéma des deux éléments hydrogènes liés par un partage d'électron



Pour représenter la molécule, on peut soit donner sa **formule brute**, soit son **schéma de Lewis** :

Schéma de Lewis de la molécule



Formule brute de la molécule



1 – Rappeler la configuration électronique de l'hydrogène ${}_1\text{H}$, du carbone ${}_6\text{C}$, de l'azote ${}_7\text{N}$ et de l'oxygène ${}_8\text{O}$. Identifier pour chacun de ces atomes leurs électrons de valence.

.....

.....

.....

.....

2 – Donner le nombre d'électrons manquant à chaque élément pour que leur couche externe soit pleine et qu'ils gagnent en stabilité.

.....

.....

.....

3 – Quelle molécule stable peut-on former à partir d'un carbone et de 4 hydrogènes ?

.....

.....

.....

  Construire cette molécule à partir des modèle moléculaire.

2 – Doublets non-liants et liaisons multiples

Document 3 – Doublets non-liants

Lors de la formation d'une molécule, les électrons de valence qui ne sont pas partagés forment des paires appelées **doublet non-liant**.

► *Exemple :* Formation de la molécule d'eau H_2O à partir de 2 atomes ${}_1\text{H}$ et d'un atome ${}_8\text{O}$:

Schéma des trois éléments se partageant des électrons

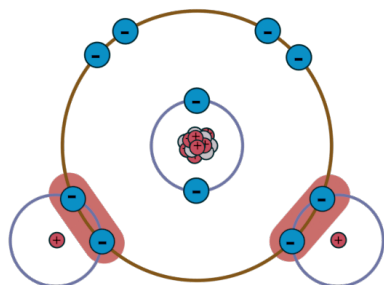


Schéma de Lewis des doublets liants et des doublets non-liants (barres du haut)



4 – Indiquer combien de doublet non-liant la molécule d'eau possède.

.....

.....

Document 4 – Liaisons multiples

Pour être stables, les éléments peuvent partager plusieurs paires d'électrons et ainsi créer une liaison multiple. Celle-ci peut être double, comme dans le cas du dioxygène ; ou triple comme dans le cas du diazote.

Schéma de Lewis

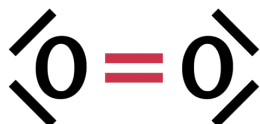


Schéma des deux éléments oxygène se partageant des électrons

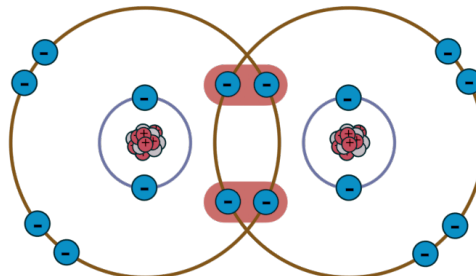


Schéma des deux éléments azote se partageant des électrons

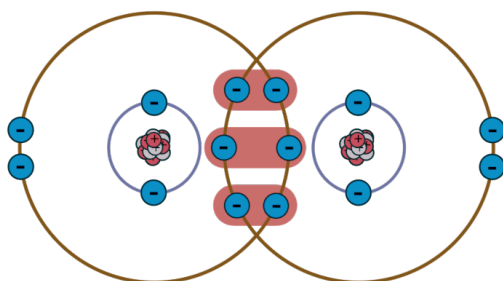


Schéma de Lewis





5 – Quelles molécules peut-on former à partir d'un carbone, d'un d'oxygène et de plusieurs hydrogènes ?

.....

.....

.....

  Construire cette molécule à partir des modèles moléculaires.

Document 5 – Règles de stabilité

Pour gagner en stabilité, les éléments peuvent partager les électrons de leur couche externe en créant **des liaisons covalentes**.



De cette manière, les éléments



.....

Pour savoir combien de liaisons un élément peut former, il suffit de

.....

.....

  Télécharger l'application mirage.

  Prendre une feuille de molécule, puis la scanner avec l'application pour la visualiser en 3 dimension. Au dos de la feuille, donner la formule brute de la molécule, son schéma de Lewis et vérifier que tous les éléments ont le bon nombre d'électrons.

