

Activité 8 : En quête de stabilité : formation des molécules

Objectifs de la séance :

- Comprendre la liaison covalente et les notions de doublet liant et non-liant.
- Comprendre que la stabilité d'une molécule est liée à la règle du duet et de l'octet (couche externe complète).
- Savoir analyser un schéma de Lewis pour expliquer la stabilité d'une molécule.

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

→ Quelles règles régissent la formation des molécules ?

1 – Le modèle de Lewis

Document 1 – Doublet liant

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

En 1916, Lewis propose un modèle simple pour schématiser la formation des liaisons entre atomes. Dans ce modèle, les atomes 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 atomes deviennent liés, on parle de **liaison covalente**.

→ *Exemple* : Formation de la molécule de dihydrogène H_2 à partir de deux atomes ${}_1H$:

Schéma des deux atomes d'hydrogènes

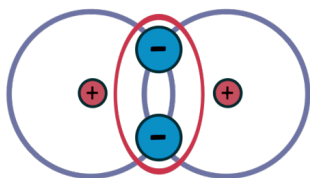


Schéma de Lewis de la liaison



Document 2 – Doublet non-liant

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

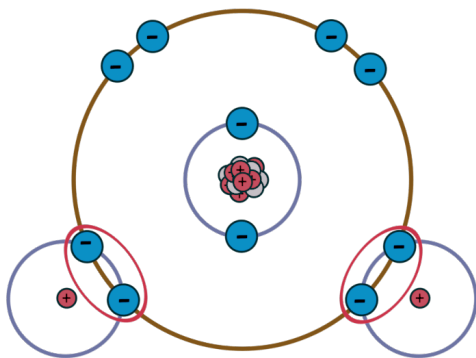


Schéma de Lewis des doublets liants et des doublets non-liants (en noir)



Document 3 – Liaisons multiples

Pour être stables, les atomes 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

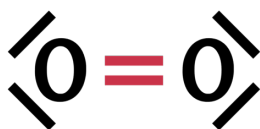


Schéma des deux atomes d'oxygène

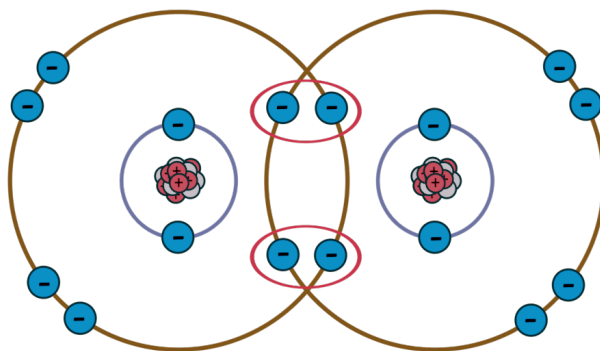


Schéma des deux atomes d'azote

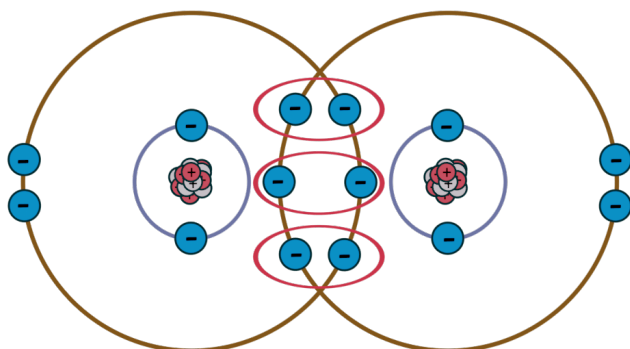


Schéma de Lewis



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 atome pour que leur couche externe soit pleine. Comment peuvent-ils gagner en stabilité ?

.....

.....

.....

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

.....

.....

4 – Même question pour un atome d'azote et plusieurs atomes d'hydrogènes.

.....

.....

Pour gagner en stabilité, les atomes peuvent partager les électrons de leur couche externe en créant

De cette manière, les atomes

.....

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

.....