

DE L'ATOME AUX MOLÉCULES

STRUCTURE ET GÉOMÉTRIE DES MOLÉCULES

I. ATOMES ET MOLÉCULES, NOTION DE VALENCE ET LIAISONS DANS LA MOLÉCULE

1. Liaison covalente, valence d'un atome

a. Liaison covalente

Une liaison covalente est le type de liaison que forment deux atomes voisins dans *UNE MOLÉCULE*. Elle résulte de la mise en commun de deux électrons apportés par chacun des atomes. Une liaison covalente peut être simple, double ou triple. Elle engage alors respectivement deux, quatre ou six électrons.

Le nombre de liaisons que forme un atome avec ses voisins est appelé *LA VALENCE*.

Chaque liaison covalente engagée par un atome lui apporte un électron supplémentaire provenant de son voisin.

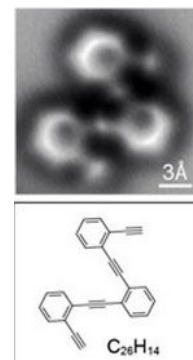


Illustration 1 :
Liaisons covalentes
dans une molécule

b. Valence d'un atome

En première approximation, la valence d'un atome correspond au nombre de liaisons covalentes qu'il peut former *DE FAÇON À ACQUÉRIR UNE STRUCTURE ÉLECTRONIQUE EXTERNE LA PLUS STABLE POSSIBLE*. De nombreux éléments peuvent cependant présenter d'autres valences que celle déterminée par cette règle.

Le critère de stabilité retenu est *LA RÈGLE DE L'OCTET* (ou *DU DUET* pour l'élément hydrogène) qui stipule qu'une structure électronique *EXTERNE* comportant **8 ÉLECTRONS** (2 dans le cas du duet) est particulièrement stable. C'est ce principe qui permet de prévoir la formule des ions monoatomiques courants (voir programme de 2^{nde}).

AINSI, UN ATOME A TENDANCE À FORMER AUTANT DE LIAISONS COVALENTES QUE NÉCESSAIRES AVEC SES VOISINS POUR S'ENTOURER DE 8 ÉLECTRONS PÉRIPHÉRIQUES, DE FAÇON À ACQUÉRIR LA STRUCTURE ÉLECTRONIQUE DU GAZ RARE LE PLUS PROCHE DANS LA CLASSIFICATION. ON RAPPELLE QUE CHAQUE LIAISON COVALENTE ENGAGÉE APORTE UN ÉLECTRON SUPPLÉMENTAIRE À L'ATOME.

L'ÉLÉMENT HYDROGÈNE FAIT EXCEPTION, SA VALENCE EST TOUJOURS ÉGALE À 1.

On peut donc connaître la valence v d'un atome dès lors qu'on connaît son nombre d'électrons de valence (électrons externes) n_v .

$$v = 8 - n_v$$

Les électrons périphériques d'un atome sont ceux situés sur la dernière couche électronique principale non vide.

Rappel sur le remplissage des couches électroniques :

Voir la fiche [Méthode de remplissage des sous-couches électroniques](#).

Exemple de l'atome de carbone :

Le carbone a pour numéro atomique $Z=6$. Il possède donc 6 électrons au total.

Sa structure électronique est donc $1s^2 \overbrace{2s^2 2p^2}^{\text{couche externe}}$. L'atome de carbone possède **4 ÉLECTRONS DE VALENCE**, sa valence est donc $v = 8 - 4 = 4$.

Un atome de carbone a donc tendance à former *QUATRE LIAISONS COVALENTES AVEC SES VOISINS*.



QR_Code 1 : Télécharger la
fiche méthode

2. Représentation de Lewis d'une molécule

a. Règles de l'octet et du duet

Un atome respecte la règle de *L'OCTET* s'il acquiert une structure électronique externe comportant **8 ÉLECTRONS (OCTET)**.

C'est la règle du *DUET* qui s'applique à l'élément *HYDROGÈNE* où la stabilité est assurée par une structure externe à *DEUX ÉLECTRONS (DUET)*.

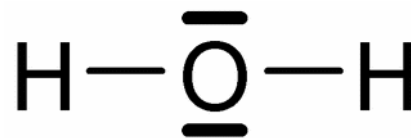
Les molécules courantes respectent ces règles de construction. Dans ces molécules, tous les atomes autres que l'hydrogène, respectent la règle de l'octet et *S'ENTOURENT DONC DE HUIT ÉLECTRONS*.

b. Établir la représentation de Lewis d'une molécule

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître la répartition des électrons *DE SES COUCHES EXTERNES*, qu'il s'agisse d'électrons participant à des liaisons covalentes ou localisés sur un atome particulier (doublets non-liants).

Exemple : représentation de Lewis de la molécule d'eau

La valence des atomes est bien respectée : 2 pour l'oxygène et 1 pour l'hydrogène. Le respect de la valence des atomes permet de déterminer la répartition des liaisons covalentes représentées par les doublets liants.



Chaque atome d'hydrogène respecte la règle *DU DUET*.

L'atome d'oxygène quant à lui doit respecter la règle *DE L'OCTET* : les deux doublets liants lui apportent quatre électrons. Il lui en manque donc quatre pour s'entourer de huit électrons, d'où **les deux doublets non-liants localisés sur l'atome d'oxygène**.

Méthode générale

Pour établir la représentation de Lewis d'une molécule, on suit la démarche suivante :

1. On établit la structure électronique des atomes composant la molécule.
2. Dénombrer le nombre d'électrons de valence de chaque atome (électrons externes) puis en déduire le nombre total n_t d'électrons des couches externes de la molécule.
3. On considère que ces électrons se répartissent *EN DOUBLETS*. Calculer le nombre de doublets de la molécule $n_d = \frac{n_t}{2}$.
4. Répartir ces doublets sur la molécule :
 - x en établissant des liaisons covalentes entre atomes dans le respect de la valence de chaque atome ;
 - x en répartissant des doublets non-liants de façon à respecter la règle de l'octet (ou la règle du duet pour l'élément hydrogène H).

Exemple - Établir la représentation de Lewis de la molécule d'eau

Formule brute : H₂O

1. Structure électronique des atomes :
 - x H : $1s^1 \rightarrow$ valence 1 (règle du duet).
 - x O : $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ valence 2 ($\underbrace{8}_{\text{octet}} - 6$).
2. Les atomes d'hydrogène ont chacun 1 électron de valence. L'atome d'oxygène en compte 6. L'environnement électronique externe de la molécule d'eau comporte donc en tout $n_t = 8$ électrons.
3. Les électrons se répartissent en doublets, on a donc $n_d = \frac{8}{2} = 4$ **doublets** à répartir sur la molécule.
4. On répartit ces doublets en associant les atomes et en respectant leur valence (deux liaisons pour l'oxygène et une pour chaque atome d'hydrogène).
On répartit ensuite les doublets restants de façon à satisfaire la règle de l'octet : sur les 4 doublets à répartir, il en reste deux qui se localisent sur l'atome d'hydrogène qui s'entoure ainsi de 8 électrons.



Applications

En suivant cette méthode, établir la représentation de Lewis des molécules suivantes : NH₃, H₂O₂, HCl et CCl₄.

II. GÉOMÉTRIE D'UNE MOLÉCULE

Pour cette partie il vous faut installer l'application mobile **Mirage Make** sur votre téléphone.

Elle permet de scanner les QR-Codes dans les parties suivantes (connexion internet nécessaire).



Mirage Make

M. Chardine Enseignement

PEGI 3



Cette application est compatible avec vos appareils.

Vous pouvez partager cet article avec votre famille [En savoir plus sur la bibliothèque famille](#)

1. Répartition des doublets

Établir les représentations de Lewis du méthane CH_4 et de l'éthylène C_2H_4 .

En visualisant les géométries de ces deux molécules, proposez une règle permettant de répartir les doublets liants autour d'un atome en l'absence de doublets non-liants.

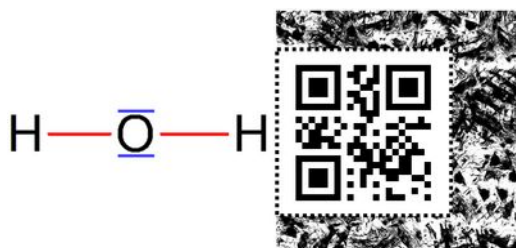
CH_4	C_2H_4
	

2. Influence des doublets non-liants

Comparez les géométries des molécules H_2O et CO_2 .

Établir la représentation de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone.

Proposez une interprétation de la différence de géométrie entre ces deux molécules en vous appuyant sur les doublets non-liants.



3. Géométrie d'autres molécules

Essayez de prévoir la géométrie des molécules ci-dessous en vous appuyant sur leur représentation de Lewis et en exploitant la méthode dite VSEPR ([voir page 113 – Le Livre Scolaire](#)). Vérifiez votre réponse en scannant le QR-Code à l'aide de l'application Mirage Make (connexion internet nécessaire).

