

Chapitre 3

Les liaisons covalentes

Les types de liaisons covalentes :

Une liaison covalente s'établit généralement entre 2 atomes de non-métaux. La différence d'électronégativité entre les éléments concernés est faible : $\Delta E < 1,7$.

On distingue deux cas de liaisons covalentes :

- la **covalence normale**, qui est soit **pure**, soit **polarisée**
- la **covalence de coordination**

La covalence normale :

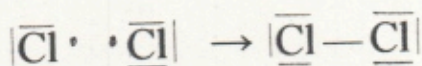
Lorsque deux atomes mettent en commun deux électrons célibataires, chaque atome en fournissant un, ils sont liés par une **liaison dite covalente normale**. Cette paire d'électrons subit simultanément l'attraction des deux noyaux ; elle constitue le ciment de la liaison.



La covalence pure :

Il y a covalence pure lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes est nulle ($\Delta E = 0$). Le nuage électronique de la paire d'électrons de liaison se répartit de manière égale entre les deux atomes.

Le chlore : Chaque atome de chlore possède 7 électrons externes. En mettant en commun leur unique électron célibataire, deux atomes se trouvent ainsi entourés de 4 paires d'électrons et chacun d'eux obtient ainsi la structure électronique du néon. Le chlore forme une molécule de formule Cl_2 .



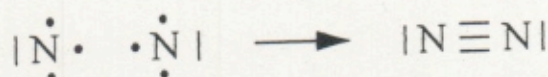
La liaison chlore est une liaison de **covalence simple**. L'hydrogène, le fluor, le brome et l'iode forment des molécules semblables : H_2 , F_2 , Br_2 et I_2 .

D'autres molécules forment des **liaisons doubles ou triples**, en mettant en commun 2 ou 3 électrons célibataires.

L'oxygène : a 6 électrons externes, dont deux célibataires. Les atomes d'oxygène se lient deux par deux en mettant en commun leurs deux électrons célibataires. Il se forme alors une double liaison.



L'azote : a trois électrons célibataires. Dans la molécule d'azote N_2 , l'atome d'azote met ses trois électrons à disposition pour former une triple liaison :



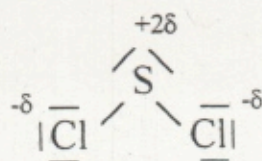
Remarques :

- Hormis les gaz rares, il existe que 5 éléments à l'état gazeux aux conditions normales, à savoir : H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 .
- Dans les molécules de Cl_2 , de O_2 et de N_2 , la valence du chlore vaut 1, celle de l'oxygène vaut 2 et celle de l'azote : 3.

La covalence polarisée :

Lorsqu'une liaison covalente normale unit deux atomes d'électronégativité différente, le nuage électronique se répartit de manière asymétrique autour des deux atomes. Il y a un certain déplacement des charges négatives, plus exactement des électrons de la liaison, par rapport aux noyaux positifs. Ce déplacement produit un petit dipôle : on parle alors de **liaison polaire**.

Par exemple, dans la molécule SCl_2 , le soufre possède une électronégativité de 2,5 et le chlore une électronégativité de 3,0. Le chlore attire les électrons de la liaison plus fortement que le soufre, ce qui entraîne un léger déplacement du nuage électronique vers les atomes de chlore.

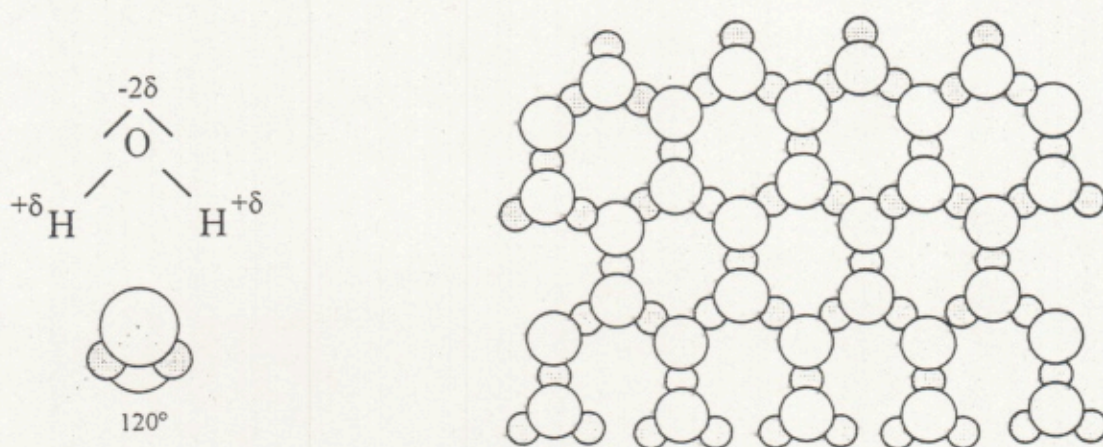


La molécule d'eau : Les atomes d'hydrogène forment un angle d'environ 120° par rapport au centre de l'atome d'oxygène. Chacune de ses deux liaisons est polarisée, car la différence d'électronégativité entre l'oxygène et l'hydrogène est égale à : $3,5 - 2,1 = 1,4$. Du fait de l'asymétrie de la disposition des atomes d'hydrogène, la molécule d'eau forme un petit dipôle

dont la charge négative se trouve du côté de l'atome d'oxygène. L'eau est donc une molécule polaire.

La principale propriété de l'eau est d'être un solvant universel, capable de dissoudre aussi bien des substances minérales (comme le sel) que des substances organiques comme le sucre.

L'eau se dilate en se solidifiant, ce qui permet aux icebergs de flotter. Cette propriété vient de la disposition spatiale des molécules lors de la solidification. Les molécules s'arrangent de manière à ce que chaque atome d'hydrogène se rapproche de l'atome d'oxygène d'une molécule voisine, et vice versa. Cette liaison supplémentaire est appelée **pont d'hydrogène**.



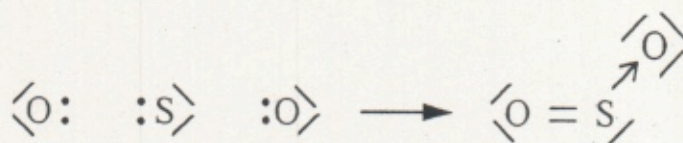
La covalence de coordination :

Certains atomes qui ont mis en jeu tous leurs électrons célibataires peuvent encore se lier à un ou plusieurs autres atomes en mettant en jeu la ou les paires d'électrons dont ils disposent sur leur couche électronique externe. En mettant en commun une paire d'électrons fournie par l'un des deux partenaires uniquement, deux atomes forment ainsi une **liaison covalente de coordination**.

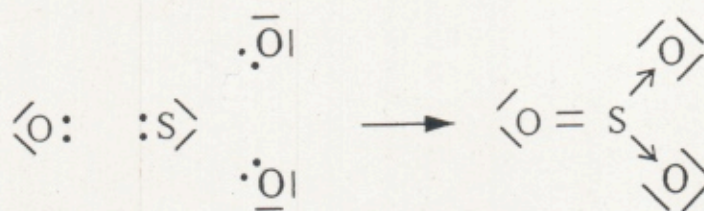
Cette paire d'électrons va former une orbitale autour des deux atomes, et il en résultera un **déplacement de la charge électrique** des électrons par rapport à chacun des deux atomes. Le receveur d'électrons gagne une certaine **charge négative (δ^-)**, tandis que le donneur acquiert une **charge positive (δ^+)**.

On symbolise cette liaison par une **flèche** allant du donneur à l'accepteur.

Par exemple, la molécule de SO_2 possède une liaison covalente normale et une liaison covalente de coordination.



Quant à la molécule de SO_3 , elle possède une liaison covalente normale et deux liaisons covalentes de coordination.



Dans la molécule de SO_2 , la valence de l'atome de soufre est égale à 4, alors que dans celle de SO_4 , elle est égale à 6.

Seuls les éléments des familles VA, VIA et VIIA sont prêteurs de paires d'électrons, à l'exception du fluor et de l'oxygène.

Remarque :

- Les molécules qui ne présentent que des liaisons covalentes (normales ou de coordination) ne sont pas facilement solubles dans l'eau, contrairement aux composés ioniques.
- Le prêt des deux électrons d'une liaison covalente de coordination peut influencer la répartition de toutes les charges de la molécule, et en particulier le pourcentage de caractère ionique des autres liaisons.

Exercices :

2.0. Questions récapitulatives

a) Indiquez tous les types de liaisons covalentes.

Normal et Pure

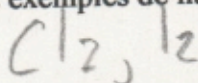
b) Qu'est-ce qui lie les atomes d'une liaison covalente normale?

1 électrons célibataires dans chaque atome

c) Quelle est la différence d'électronégativité entre deux atomes liés par une liaison covalente pure?

$$\Delta E = 0$$

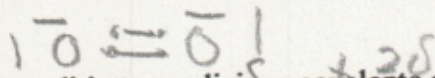
d) Citez 2 exemples de liaisons covalentes pures.



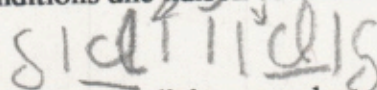
e) Qu'est-ce qu'une liaison double?

2 électrons célibataires dans chaque atome

f) Donnez la formule développée d'une molécule ayant une double liaison.



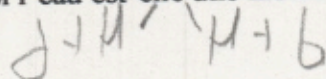
g) Dans quelles conditions une liaison covalente est-elle polarisée?



h) Qu'est-ce qui distingue une liaison covalente polarisée d'une liaison ionique?

ionique mais charges covalente polarisée \Rightarrow charge partielle

i) Pourquoi l'eau est-elle une molécule polaire?



j) Qu'est-ce qu'une molécule polaire?

2 charges différentes (+ et -)

k) Pourquoi les icebergs flottent-ils?

Parce qu'ils sont faits de molécules d'eau qui ont emprisonné de l'air en cristallisant

l) Comment sont répartis les électrons d'une liaison covalente de coordination?