

T1C05 - Polarité d'une entité

E. Machefer

10 janvier 2024

1 Rappels de seconde

1.1 Cortège électronique d'un atome

2 Schéma de Lewis

2.1 Rappels

Définition 1.

Le **schéma de Lewis** d'un atome permet de représenter les électrons de valence. Les **doublets** sont représentés par un tiret ('), les électrons célibataires par un point ('·').

Jusqu'à 4 électrons de valence, l'atome est entouré d'électrons célibataires, au delà, chaque électrons supplémentaire s'ajoute aux électrons présent pour former des doublets.

2.2 Cas d'un ion polyatomique

Remarque 1.

Pour les ions, la même règle s'applique.

2.3 Lacune électronique

Définition 2.

Une **lacune électronique** est noté par un rectangle, elle indique un déficit d'un doublet d'électron.

- L'ion hydrogène H^+
- Le borane BH_3

Exercice 1.

13 p 93

3 Géométrie des molécules

3.1 Doublets liant et non-liant

Définition 3.

Les doublets liants et non liant dans une molécule (ou un ion polyatomique) s'écartent au maximum les uns des autres.

Remarque 2.

Pour déterminer le nombre de doublets, il faut compter le nombre d'électrons de valence et diviser ce nombre par deux.

On repère la géométrie d'une molécule par rapport à un atome central dans la molécule.

Forme	Nombre de liaisons ¹ (1+nl)	Exemple
Linéaire	2	CO ₂
Triangulaire	3	Méthanal CH ₂ O
Coudée	3 (2+1) / 4 (2+2)	Eau H ₂ O
Tétraédrique	4	Méthane CH ₄
Pyramide trigonale	4 (3+1)	Ammoniac NH ₃

Exercice 2.

2 p 91, 18 et 19 p 93

4 Polarité des molécules

4.1 Électronégativité d'un atome

Définition 4.

Grandeur physique qui caractérise sa capacité à attirer le doublet d'électrons partagés lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre atome.

Cette grandeur est sans unité, et elle est notée χ_X avec X le symbole de l'élément étudié.

Voir le document E du manuel p 87

Remarque 3.

L'électronégativité augmente :

- lorsque le rayon atomique décroît
- lorsque le numéro atomique d'une même période augmente

Dans une liaison covalente entre deux atomes A et B, si l'atome A est plus électronégatif que l'atome B, la liaison AB est dite polarisée. Elle est alors notée



avec δ^{\pm} la charge partielle portée par cet atome.

Remarque 4.

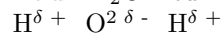
- Une **liaison** est **polarisée** ou **non polarisée**
- Une **molécule** est **polaire** ou **apolaire**

1. Simple, double ou triple

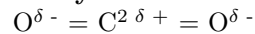
4.2 Polarité d'une molécule

Pour déterminer la polarité d'une molécule, il faut regarder celle de chaque liaison.

— **Eau** : H_2O Deux liaisons $\text{O}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+}$, elle est notée



— **Dioxyde de carbone** : CO_2 Deux liaisons $\text{C}^{\delta+} = \text{O}^{\delta-}$,



Selon la géométrie des molécules, les charges partielles positives et négatives peuvent se compenser sur un même point, la molécule est alors **apolaire**, sinon les charges ne se compensent pas et la molécule est **polaire**.

Exercice 3.

20, 21 p 93