Structure et géométrie des espèces chimiques

Prérequis

Ce cours nécessite la maîtrise des notions de base sur la structure atomique (nombre de protons, neutrons, électrons, couches électroniques, règles de l'octet) et des liaisons chimiques (liaison covalente, liaison ionique) vues en seconde. Il s'inscrit dans la continuité du chapitre sur la liaison chimique et prépare à l'étude des réactions chimiques en solution. Ce chapitre est placé au début du semestre afin de fournir les outils nécessaires à la compréhension des réactions chimiques.

Chapitre 1 : La représentation de Lewis et la notion de doublet liant et non liant

1.1 Représentation de Lewis : un outil indispensable

La **représentation de Lewis** est un outil graphique permettant de visualiser la répartition des électrons de valence dans une molécule ou un ion. Elle permet de prévoir la **géométrie** de la molécule et son **caractère polaire ou apolaire**.

- **Définition :** La représentation de Lewis consiste à représenter les atomes par leur symbole chimique, et les électrons de valence par des points (•) ou des traits (-) représentant les doublets liants et non liants. Les électrons de valence sont les électrons de la dernière couche électronique.
- **Règle de l'octet:** La plupart des atomes tendent à acquérir une configuration électronique stable en ayant 8 électrons sur leur couche de valence (octet). Exception notable : l'hydrogène, qui vise un doublet électronique.
- **Exemple :** Représentons la molécule de méthane, CH_4. Le carbone possède 4 électrons de valence, et chaque hydrogène possède 1 électron de valence. La représentation de Lewis est :

H | H-C-H | H

Chaque trait représente un doublet liant (2 électrons mis en commun entre deux atomes). Le carbone respecte la règle de l'octet, tout comme chaque hydrogène.

1.2 Doublets liants et non liants

- **Doublet liant:** Un doublet liant est constitué de deux électrons mis en commun entre deux atomes pour former une liaison covalente. Il est représenté par un trait (-) dans la représentation de Lewis.
- **Doublet non liant:** Un doublet non liant est un doublet d'électrons appartenant exclusivement

à un atome. Il n'est pas impliqué dans une liaison covalente et est représenté par deux points (::) dans la représentation de Lewis.

- **Exemple:** Dans la molécule d'eau, H_2O, l'oxygène possède 6 électrons de valence. Deux de ces électrons forment des liaisons covalentes avec les deux atomes d'hydrogène (doublets liants), tandis que les quatre autres forment deux doublets non liants. La représentation de Lewis est :

H | O: | H

1.3 Exceptions à la règle de l'octet

Certains atomes, notamment ceux des troisième période et au-delà, peuvent avoir plus de 8 électrons de valence (par exemple, le phosphore dans PCl_5). D'autres peuvent avoir moins de 8 électrons (radicaux libres).

Chapitre 2 : Géométrie des molécules et théorie de la répulsion des paires électroniques de valence (VSEPR)

La **théorie VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion) permet de prédire la géométrie d'une molécule en se basant sur la répulsion entre les paires électroniques (liantes et non liantes) autour de l'atome central. Les paires électroniques se repoussent mutuellement et s'arrangent de manière à minimiser cette répulsion.

2.1 Principe de la théorie VSEPR

La géométrie d'une molécule est déterminée par le nombre total de paires électroniques autour de l'atome central (doublets liants et non liants). Plus précisément, ce sont les paires électroniques qui déterminent l'agencement des atomes dans l'espace.

- L'ordre de répulsion est : doublet non liant - doublet non liant > doublet non liant - doublet liant > doublet liant - doublet liant. Un doublet non liant occupe plus de place qu'un doublet liant.

2.2 Exemples de géométries moléculaires

- **AX_2:** Linéaire (angle de liaison de 180°). Exemple : CO_2.
- **AX_3:** Trigonal plane (angle de liaison de 120°). Exemple : BF_3.
- **AX_4:** Tétraédrique (angle de liaison de 109,5°). Exemple : CH_4.
- **AX_2E:** Coude ou plié (angle de liaison inférieur à 180°). Exemple : H_2O (angle de liaison environ 104,5°).
- **AX_3E:** Trigonal pyramidale. Exemple : NH_3.

Chapitre 3 : Polarisation des liaisons et polarité des

molécules

3.1 Électronégativité et polarisation des liaisons

L'**électronégativité** d'un atome est sa capacité à attirer les électrons d'une liaison covalente. Une différence d'électronégativité entre deux atomes liés entraîne une **polarisation** de la liaison. La liaison devient **polaire**, avec une charge partielle négative (δ-) sur l'atome le plus électronégatif et une charge partielle positive (δ+) sur l'atome le moins électronégatif.

3.2 Polarité des molécules

La polarité d'une molécule dépend de la polarité de ses liaisons et de sa géométrie.

- **Molécule polaire:** Une molécule est polaire si son moment dipolaire total est non nul. Cela se produit si les liaisons sont polaires et si la géométrie de la molécule empêche une compensation des moments dipolaires des liaisons. Exemple : H_2O.
- **Molécule apolaire:** Une molécule est apolaire si son moment dipolaire total est nul. Cela se produit si les liaisons sont apolaires ou si les moments dipolaires des liaisons se compensent du fait de la symétrie de la molécule. Exemple : CO_2.

Résumé

- **Représentation de Lewis:** Méthode graphique pour visualiser la répartition des électrons de valence.
- **Règle de l'octet:** La plupart des atomes tendent à avoir 8 électrons de valence.
- **Doublet non liant:** Deux électrons appartenant à un seul atome.
- **Théorie VSEPR:** Prédit la géométrie moléculaire en se basant sur la répulsion des paires électroniques.
- **Électronégativité:** Capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison.
- **Liaison polaire:** Liaison avec une différence d'électronégativité, créant des charges partielles (δ+ et δ-).
- **Molécule polaire:** Moment dipolaire total non nul.
- **Molécule apolaire:** Moment dipolaire total nul.
- **Chapitre 1:** Introduction à la représentation de Lewis et aux doublets liants et non liants.
- **Chapitre 2:** Présentation de la théorie VSEPR et des différentes géométries moléculaires.
- **Chapitre 3:** Définition de l'électronégativité, explication de la polarité des liaisons et des molécules.

From:
https://wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
https://wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:premiere_generale:physique_chimie:structure_et_geometrie_des_especes_chimiques

Last update: **2025/06/18 00:23**