**Géométrie de quelques molécules**

**Situation déclenchante:**

Pour un atome donné certains ions sont privilégiés, par exemple Na+ et non Na++, Mg++ et non Mg+, Cl- et non Cl- ou Cl+.

On outre, comment les molécules se forment ?

**Bilan :** ……………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

**I- Les règles du "duet» et de l’octet**

**1- Les gaz rares**

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules, des composés ioniques ou des métaux. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, ….) présentent une certaine inertie chimique, ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression.

Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes de gaz nobles :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Ar (Z = 18) | Ne (Z = 10) | He (Z = 2) | Gaz rare |
|  |  |  | Structure électronique |

A l'exception de l'atome d'hélium qui possède 2 électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz nobles ont tous 8 électrons sur leur couche externe.

La grande stabilité des atomes de gaz nobles est donc liée au nombre particulier d'électrons qu'ils possèdent sur la couche externe :

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**2- Énoncé des deux règles : duet & octet**

Contrairement aux atomes de gaz nobles, les autres atomes, dans les entités (ions, molécules) qu’ils forment, ont tendance à adopter la configuration électronique externe des gaz rares. On peut alors définir deux règles :

**2- 1- La règle du «duet»**

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**2- 2- La règle de l'octet**

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**3- Application aux ions monoatomiques stables**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Atome | Structure électronique de l’atome | Structure électronique du gaz rare le plus proche | Ion correspondant | Structure électronique de l’ion |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

**II- Représentation des molécules selon le modèle de Lewis**

Dans les molécules, les atomes mettent en **commun** des électrons de leurs couches externes en respectant, si possible, les règles du «duet» et de l'octet.

**1. La liaison covalente**

**i) Une liaison covalente simple** …………………………………………………………………………………………………………………….

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**ii) Une liaison covalente double** ……………………………………………………………………………………………………………….

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**iii) Une liaison covalente triple** ………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**Remarque :** ……………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

**2. Les doublets non liants**

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………………….

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Observation | Exemple | Nbre de liaison possible | Nbre d’é de la couche externe | Structure électronique | Symbole de l’atome |
|  |  |  |  |  | Hydrogène  |
|  |  |  |  | Chlore  |
|  |  |  |  |  | Oxygène  |
|  |  |  |  |  | Azote  |
|  |  |  |  |  | Carbone  |

**3. Représentation des molécules selon le modèle de Lewis.**

**Méthode pratique pour représenter les molécules selon le modèle de Lewis**

Pour représenter les molécules selon le modèle de Lewis, on suit les étapes suivantes :

* On écrit le nom et la formule brute de la molécule.
* On écrit la configuration électronique en différentes couches de chaque atome constituant la molécule.
* On trouve le nombre d'électrons **ne** de la couche externe de chaque atome constituant la molécule.
* On trouve le nombre total **nt** d'électrons externes intervenant dans la molécule en faisant la somme des différents **ne**.
* On trouver le nombre total **nd** de doublets liants et non liants en divisant par 2 le nombre total d'électrons externes **nt** de la molécule**.**
* On détermine le nombre de doublet liant répartit (les liaisons covalente) **nl** de chaque atome en respectant :
* La règle du « duet ».pour l'atome d'hydrogène **(nl = p – ne) avec p = 2.**
* La règle de l'octet pour les autres atomes **(nl = p – ne) avec p = 8**.
* On détermine le nombre de doublet non liant (doublet libre) **nnl** de chaque atome en utilisant la relation :



* finalement, on représente la molécule selon le modèle de Lewis.

**Exemple**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| nnl : Nbre de doublet liant | nl : Nbre de doublet liant  ou  | nt : Nbre d’é de la couche externe | Structure électronique | l’atome |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

**Exemples de représentation de la molécule selon le modèle de Lewis**

**i) La molécule du gaz de chlorure de hydrogène : HCl**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Les atomes | Structure électronique | **p** | **nl** | **nnl** | **nt** | **nd** | Représentation de Lewis |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

**ii) La molécule du dioxyde de hydrogène H2**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Les atomes | Structure électronique | **p** | **nl** | **nnl** | **nt** | **nd** | Représentation de Lewis |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |  |  |

**iii) La molécule de l’eau : H2O**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Les atomes | Structure électronique | **p** | **nl** | **nnl** | **nt** | **nd** | Représentation de Lewis |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

**vi) La molécule de dioxyde d’oxygène : O2**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Les atomes | Structure électronique | **p** | **nl** | **nnl** | **nt** | **nd** | Représentation de Lewis |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

**v) La molécule de dioxyde de carbone : CO2**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Les atomes | Structure électronique | **p** | **nl** | **nnl** | **nt** | **nd** | Représentation de Lewis |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

**vi) La molécule de dioxyde d’azote**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Les atomes | Structure électronique | **p** | **nl** | **nnl** | **nt** | **nd** | Représentation de Lewis |
|  |  |  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

**IV- Les isomères**

**1- La formule brut & formule développée**

**1- 1- Formule brute :** La formule brute d’une molécule est une écriture simplifiée qui renseigne sur la nature et le nombre des éléments qui la composent.

**1- 2- Formule développée :** La représentation en formule développée d’une molécule est une représentation de Lewis où les doublets liants n’en sont pas représentés.

**2- Les isomères**

Les isomères sont des composées moléculaires ayant la même formule brut mais ils se différent de leurs formule développée.

**Exemple :**  et 

**3- Exemples d’application**

Donner la formule développée des molécules suivantes :

**O2 ، C2H2، N2، CO2، C2H4، HCN و CH2O**

**Réponse**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Non de la molécule** | **La formule brute** | **Modèle de Lewis** | **La formule développée** |
| **Dioxyde d’oxygène** | **O2** |  |  |
| **Éthyne****(Acétylène)** | **C2H2** |  |  |
| **Azote** | **N2** |  |  |
| **Dioxyde de carbone** | **CO2** |  |  |
| **Ethylène** | **C2H4** |  |  |
| **Acide nitrique** | **HCN** |  |  |
| **méthanal** | **CH2O** |  |  |

**V. Géométrie de quelques molécules simples**

**1- Observation de modèles moléculaires**

* Un modèle moléculaire permet de construire une image de la molécule en 3 dimensions en respectant la position des atomes les uns par rapport aux autres.
* Chaque atome y est représenté par une boule de couleur et volume bien définies ; le couleur des éléments les plus courants : H : blanc C : noir O : rouge N : bleu Cl : vert

On distingue de types de modèles moléculaires :

* Les liaisons covalentes sont représentées par des bâtonnets dans les modèles éclatés (les distances entre les atomes ne sont pas respectées dans ce cas).
* Dans les modèles compacts les distances interatomiques sont respectées et les liaisons n’apparaissent pas.

**Exercice d’application :** Construire les modèles moléculaires des molécules suivantes et donner leur géométrie

HCℓ, O2 , CH4 , , NH3 et H2O

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **molécule** | **Modèle éclaté** | **géométrie** |
| **HCℓ** |  |  |
| **O2** |  |  |
| **CH4** |  |  |
| **NH3** |  |  |
| **H2O** |  |  |

**Remarques :**

* La plupart des molécules se forment d’un atome central lié à d’autres atomes par des liaisons simples ;
* suite à la répulsion des doublets d’électrons liants et non liants entre eux, les molécules vont prendre des forment géométrique dans l’espace bien déterminé.

**La représentation de Lewis permet-elle d’expliquer pourquoi les molécules CH4 et NH3 ne sont pas planes et pourquoi la molécule H2O n’est pas linéaire ?**

**2- Un nouveau modèle : le modèle de Gillespie**

* Les charges électriques de même signe se ……………………………….. et les forces de répulsion sont d’autant plus fortes que les charges sont plus ………………….………… les unes des autres.
* Les doublets d’électrons (liants ou non) étant constitués d’électrons porteurs de charges ………………………………, ils exercent les uns sur les autres des forces de ……………………………….…….
* **Le modèle de Gillespie explique la géométrie des molécules en considérant que les doublets externes (liants et non liants) des atomes s’orientent dans l’espace de façon à ce que les répulsions entre doublets soient les plus faibles** possibles ce qui signifient que les doublets doivent être le plus ………………….….possibles les uns des autres.(l’ensemble est ainsi plus stable).

Les atomes d’une molécule sont généralement entourés de 4 doublets. S’ils étaient tous dans le même plan, l’angle entre 2 doublets serait de ………………………………….

Dans l’espace il existe une configuration pour laquelle ces doublets sont plus éloignés les uns des autres : c’est la **configuration tétraédrique**

L’atome est au centre d’un tétraèdre régulier et les 4 doublets sont dirigés vers les 4 sommets ; les angles entre 2 doublets sont de 109°.

 : représente un doublet liant **ou** non liant

Remarque concernant les angles des liaisons dans les différentes molécules :

 angle HCH= 109° angle HNH= 107° angle HOH = 105°

Les doublets non liants sont ………………….……répulsifs que les doublets liants.

**3- La représentation de Crame**

Pour représenter une molécule tétraédrique sur une feuille de papier on utilise **la représentation de Cram.**

- La molécule est placée de façon à ce que le maximum d’atomes soit dans le plan de la figure

- Par convention on représente par:

 Un trait simple ( ) les liaisons situées dans ce plan et les doublets non liants

 Un triangle noir ( ) la liaison située en avant de ce plan

 Un triangle hachuré ( ) la liaison située en arrière de ce plan

- L’atome formant le plus de liaisons est au centre de la représentation.

*Donner les représentations de Cram des molécules ci-dessous :*

CH4 NH3  H2O