

Compétences exigibles

- Établir la représentation de Lewis d'une molécule.

- Prévoir la géométrie d'une molécule simple à partir de sa représentation de Lewis.

1 De l'atome à la molécule (rappels)

1.1 Les électrons de valence

Les électrons de la couche **externe** d'un atome sont appelés

- a.** Dénumérer les électrons de valence des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'oxygène.

.....
.....
.....
.....
.....

1.2 Doublets liants et non liants

- Une liaison entre deux atomes est assurée par la mise en commun de deux des atomes.
- La liaison est symbolisée par un représentant le doublet d'électrons, et appelé doublet
- Les électrons non engagés dans des liaisons covalentes sont regroupés en doublets -
- Le résultat est la formule de Lewis, une représentation des qui constituent la molécule et de ses regroupés en doublets, représentés par des tirets.

- b.** Représenter les étapes successives de la construction de la formule de Lewis de la molécule d'eau.

.....
.....

Certains atomes sont liés entre eux par plusieurs doublets liants : il s'agit alors de liaisons covalentes ou

- c.** Représenter les étapes successives de la construction de la formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone CO₂.

.....
.....

La formule de Lewis fait apparaître les doublets et
.....

1.3 Retour sur les règles du duet et de l'octet

En observant plusieurs formules de Lewis, on constate qu'à l'exception de l'hydrogène, les atomes sont toujours entourés de doublets.

Les atomes des périodes 2 et 3 du tableau périodique (lignes 2 et 3) sont entourés de doublets d'électrons. C'est la règle de l'.....

Seuls l'hydrogène, l'hélium et le lithium s'entourent d'..... doublet. C'est la règle du

1.4 Formules brute, semi-développée et de Lewis

Brute Les atomes sont affublés d'un indice indiquant leur nombre dans la molécule.

Exemple : Saccharose :

Semi-développée Les atomes d'hydrogène sont regroupés sur le carbone ou sur l'atome qui les portent.

Exemple : Propan-2-ol :

De Lewis Toutes les liaisons et tous les doublets non-liants sont indiqués. Il faut donc savoir *par cœur* le nombre de liaisons et le nombre de doublets non-liants portés par chaque atome.

Exemple : Propan-2-ol :

1.5 Les liaisons entre atomes sont le résultat de leurs structures électroniques

Le tableau périodique est construit par numéro atomique Z croissant ; chaque ligne correspond au remplissage progressif d'une couche électronique externe. Cette couche externe est appelée *couche de valence*.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Certains atomes vont former des liaisons *covalentes*, c'est-à-dire qu'ils vont mettre en commun leurs électrons de valence afin de respecter le duet ou l'octet (le fait d'avoir deux ou huit électrons dans la couche externe, ce qui assure stabilité).

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Le mieux est d'apprendre par cœur le nombre de liaison(s) que chacun des atomes ci-dessus peut former.

2 Géométrie des molécules

2.1 Principe général

Les doublets liants ou non liants d'un atome s'orientent autour de celui-ci de façon à s'..... le plus possible les uns des autres. On parle de « répulsion maximale des doublets ».

2.2 La représentation de Cram permet des représentations en trois dimensions

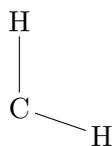
La feuille de papier est un espace à dimensions.

Pour représenter les objets que sont les molécules sur une feuille de papier, on peut utiliser la représentation de Cram. Cette représentation donne une indication sur l'organisation spatiale d'une molécule, à partir des conventions de dessin suivantes :

| | | |
|---------------------------|---|---|
| A — A | A ◀ A | A A |
| Liaison entre deux atomes | liaison entre un atome dans le plan et un atome | liaison entre un atome dans le plan et un atome |
| | dans le plan | dans le plan |
| | et un atome | et un atome |
| de la feuille | de la feuille | de la feuille |

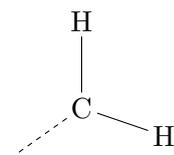
Pour construire la formule de Cram d'une molécule simple comme le méthane CH₄ par exemple, on peut procéder par étapes :

- Commencer par repérer atomes, les placer dans le plan de la feuille. Dessiner ces trois atomes en essayant de respecter l'angle de 109° (donc ni 90° ni 120°) :



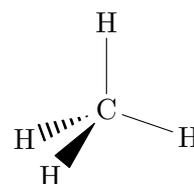
Remarquer alors que les deux atomes restants sont soit en avant du plan, soit en arrière.

- Repérer mentalement la de l'angle complémentaire entre ces deux liaisons, ici mis en évidence par un pointillé :



- Observer le modèle moléculaire un peu par au dessus : les deux atomes à l'avant et à l'arrière ne se

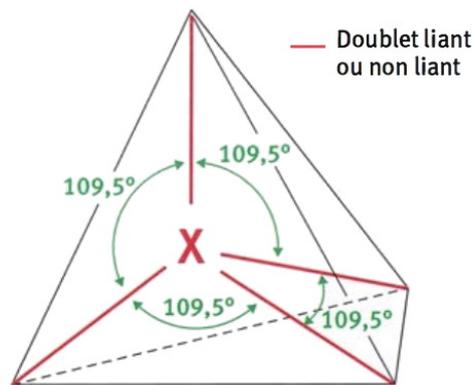
cachent plus mutuellement, et se placent de part et d'autre de la médiatrice précédente :



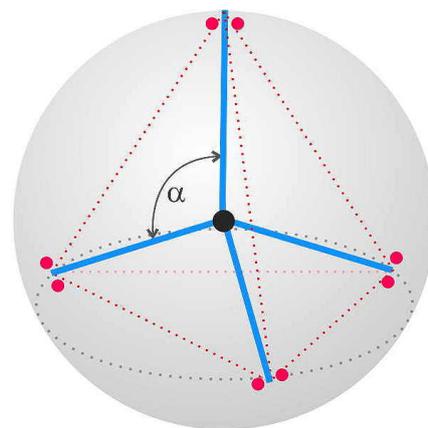
Les deux « » et doivent être à égal écart angulaire *apparent* des deux autres atomes d'hydrogène.

2.3 Géométrie tétraédrique

Lorsque l'atome central porte quatre doublets, la molécule adopte une géométrie L'atome central est au centre d'un tétraèdre, et les quatre doublets sont dirigés vers les sommets.



Les angles entre les liaisons sont alors (en théorie) de

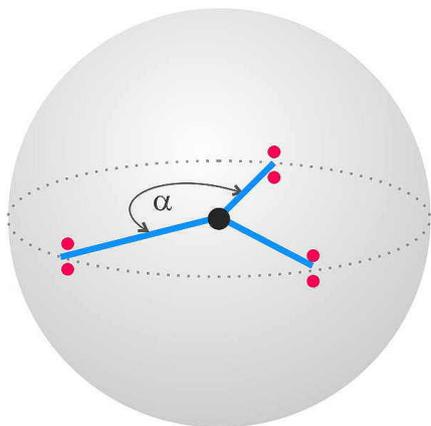


Une telle géométrie tétraédrique est adoptée par le carbone, l'azote ou l'oxygène, quand ils ne sont impliqués que dans des liaisons

2.4 Géométrie triangulaire

Lorsque l'atome central porte quatre doublets dont deux sont regroupés dans une liaison , la molécule adopte une géométrie L'atome central est au centre d'un triangle.

Les angles entre les liaisons sont alors (en théorie) de Les doublets se répartissent dans un

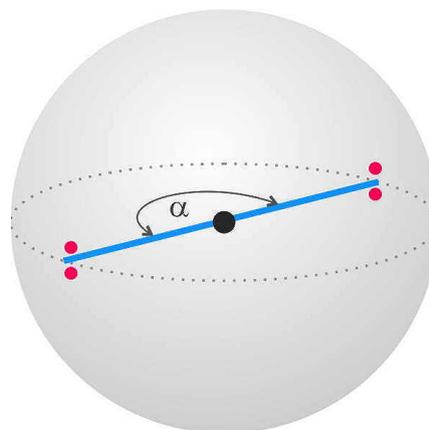


Une telle géométrie triangulaire est adoptée par le carbone, l'azote ou l'oxygène, quand ils sont impliqués dans une liaison

2.5 Géométrie linéaire

Lorsque l'atome central porte quatre doublets dont trois sont regroupés dans une liaison , la molécule adopte une géométrie L'atome central est au centre d'un segment de droite.

Les angles entre les liaisons sont alors (en théorie) de Les doublets se répartissent dans un



Une telle géométrie triangulaire est adoptée par le carbone ou l'azote, quand ils sont impliqués dans une liaison

| Formule de Lewis | Répartition des doublets | Représentation de Cram | Modèle moléculaire | Géométrie de la molécule |
|---|---|------------------------|--------------------|--------------------------|
| $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | 4 doublets liants, dirigés vers les sommets d'un tétraèdre | | | |
| $\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | 4 doublets liants et 1 doublet non liant, dirigés vers les sommets d'un tétraèdre | | | |
| $\text{H}-\bar{\text{O}}-\text{H}$ | 2 doublets liants et 2 doublets non liants, dirigés vers les sommets d'un tétraèdre | | | |

Exemples de géométries

| Formule de Lewis | Répartition des doublets | Représentation de Cram | Modèle moléculaire | Géométrie de la molécule |
|--|---|--|--|--------------------------|
| $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \end{array}$ | doublets liants et doublets non liants, répartis dans un plan | $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$ |  | |

Exemples de géométries

| Formule de Lewis | Répartition des doublets | Représentation de Cram | Modèle moléculaire | Géométrie de la molécule |
|--|---|--|--|--------------------------|
| $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ | doublets liants et doublets non liants, répartis linéairement | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ |  | |

Exemples de géométries

3 Correction des exercices du chapitre 6 (suite et fin !)

Tableau d'avancement

6.9 Métallurgie du fer

a. Tableau récapitulatif de la transformation :

| Équation | | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO} + 2\text{Fe}$ | | | |
|----------|------------|---|-------------------|-------------|-------------|
| État | Avanc. x | Quantités de matière (mol) | | | |
| EI | 0 | 0,5 | 1,7 | 0 | 0 |
| Ec | x | $0,5 - x$ | $1,7 - 3x$ | $3x$ | $2x$ |
| EF | x_{\max} | $0,5 - x_{\max}$ | $1,7 - 3x_{\max}$ | $3x_{\max}$ | $2x_{\max}$ |

b. Pour déterminer l'avancement maximal, on écrit que les quantités finales de réactifs sont positives :

$$\begin{cases} 0,5 - x_{\max} \geq 0 \\ 1,7 - 3x_{\max} \geq 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_{\max} \leq 0,5 \\ x_{\max} \leq 0,57 \end{cases}$$

$$\Rightarrow x_{\max} = 0,5 \text{ mol}$$

c. Le réactif limitant est l'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 .

6.10 N° 4 p. 94 – Coloration d'une solution

1. La seule espèce colorée est le diiode I_2 , qui octroye à la solution une teinte orangée. Cette espèce est un réactif, qui est consommé au cours de la réaction, donc la teinte de la solution s'atténue. Si le diiode est le réactif limitant, c'est-à-dire le réactif qui disparaît en premier, la solution peut même devenir incolore en fin de réaction.

2. La quantité de matière en ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est la même dans les deux cas proposés ; en revanche, la quantité de matière en ions diiode I_2 est plus importante pour le système 2 que pour le système 1. La coloration initiale du système 1 est donc plus importante, mais bien sûr cette lapalissade n'est pas la question.

Quel est le réactif limitant dans chacun des deux systèmes ? Système 1, en exprimant toutes les quantités de matière en millimoles (mmol) :

$$\begin{cases} 0,70 - 2x \geq 0 \\ 0,60 - x \geq 0 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \leq 0,35 \text{ mmol} \\ x \leq 0,60 \text{ mmol} \end{cases}$$

donc les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ sont le réactif limitant. Système 2, en exprimant toutes les quantités de matière en millimoles (mmol) :

$$\begin{cases} 0,70 - 2x \geq 0 \\ 0,50 - x \geq 0 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \leq 0,35 \text{ mmol} \\ x \leq 0,50 \text{ mmol} \end{cases}$$

donc les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ sont le réactif limitant. Puisque dans les deux cas, les ions thiosulfate sont le réactif limitant, et qu'ils sont en même quantité, il restera donc plus de diiode dans le système 1 que dans le 2 en fin de réaction.

6.11 L'ancêtre du flash

a. Quantité de matière de magnésium initiale :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,0}{24,3} = 82 \text{ mmol}$$

Tout le magnésium présent initialement est brûlé, car le dioxygène provenant de l'air est supposé être présent en large excès.

$$\Rightarrow n_{\text{Mg}} = 82 \text{ mmol}$$

b. On dresse un tableau d'avancement : voir ci-dessous ;
On en déduit une consommation de :

$$n_{\text{O}_2} = 41 \text{ mmol}$$

en dioxygène et une production de :

$$n_{\text{MgO}} = 82 \text{ mmol}$$

d'oxyde de magnésium.

| Équation | | 2 Mg + O ₂ → 2 MgO | | |
|-----------|-----------------------------------|-------------------------------|---------------------|------------|
| État | Avancement | Quantités de matière (mmol) | | |
| EI | 0 | 82 | <i>n</i> | 0 |
| Ec | <i>x</i> | 82 - 2 <i>x</i> | <i>n</i> - <i>x</i> | 2 <i>x</i> |
| EF | <i>x</i> _{max} = 41 mmol | 0 | <i>n</i> - 41 | 82 |

c. $n_{\text{MgO}} = \frac{m_{\text{MgO}}}{M_{\text{MgO}}}$

$$\Rightarrow m_{\text{MgO}} = n_{\text{MgO}} \times M_{\text{MgO}}$$

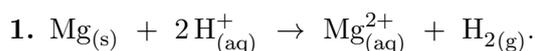
$$\Rightarrow m_{\text{MgO}} = 82 \cdot 10^{-3} \times (24,3 + 16,0) = \boxed{3,3 \text{ g}}$$

d. $n_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m}$

$$\Rightarrow V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_m$$

$$\Rightarrow V_{\text{O}_2} = 41 \cdot 10^{-3} \times 24,0 = \boxed{0,99 \text{ L}}$$

6.12 N° 5 p. 95 – Acide chlorhydrique et Mg



2. Tableau d'évolution dans le cas général, c'est-à-dire avec des variables $n_i(\text{Mg})$ et $n_i(\text{H}^+)$ pour les quantités initiales de réactifs :

| Équation | | Mg + 2H ⁺ → Mg ²⁺ + H ₂ | | | |
|-----------|-------------------------|--|------------------------------------|-------------------------|-------------------------|
| État | Av. ^{mt} | Quantités de matière (mol) | | | |
| EI | 0 | $n_i(\text{Mg})$ | $n_i(\text{H}^+)$ | 0 | 0 |
| Ec | <i>x</i> | $n_i(\text{Mg}) - x$ | $n_i(\text{H}^+) - 2x$ | <i>x</i> | <i>x</i> |
| EF | <i>x</i> _{max} | $n_i(\text{Mg}) - x_{\text{max}}$ | $n_i(\text{H}^+) - x_{\text{max}}$ | <i>x</i> _{max} | <i>x</i> _{max} |

3. a. Quantité initiale de magnésium :

$$n_i(\text{Mg}) = \frac{m}{M}$$

$$n_i(\text{Mg}) = \frac{1,0}{24,0} = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{Mg}) = 42 \text{ mmol}$$

Quantité initiale d'ions hydrogène :

$$n_i(\text{H}^+) = c \cdot V$$

$$n_i(\text{H}^+) = 1,0 \times 50 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}^+) = 50 \text{ mmol}$$

b. Recherche du réactif limitant, toutes quantités de matière en millimole (mmol) :

$$\begin{cases} 42 - x \geq 0 \\ 50 - 2x \geq 0 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \leq 42 \text{ mmol} \\ x \leq 25 \text{ mmol} \end{cases}$$

donc $x_{\text{max}} = 25 \text{ mmol}$, et le réactif limitant est l'ion hydrogène H⁺.

c. Pour connaître l'état final, on complète la dernière ligne du tableau d'avancement, en remplaçant x_{max} par la valeur trouvée précédemment : voir en fin d'énoncé, toutes valeurs de quantités de matière en millimole (mmol).

d. Volume de gaz dégagé lors de l'expérience :

$$V = n \cdot V_m = 25 \times 10^{-3} \times 24 = 0,60 \text{ L}$$

| Équation | | Mg + 2H ⁺ → Mg ²⁺ + H ₂ | | | |
|-----------|-------------------------|--|-----------------|----------|----------|
| État | Av. ^{mt} | Quantités de matière (mol) | | | |
| EI | 0 | 42 | 50 | 0 | 0 |
| Ec | <i>x</i> | 42 - <i>x</i> | 50 - 2 <i>x</i> | <i>x</i> | <i>x</i> |
| EF | <i>x</i> _{max} | 42 - 25 = 17 | 0 | 25 | 25 |