

## MODÈLE DE LA LIAISON CHIMIQUE

### I. Modèle de la liaison covalente

Q.1.1 : Définir les notions de *corps simple* et de *corps composé*.

**Réponse :** Un *corps simple* est constitué d'un **seul élément**.

Exemples :  $\text{Na}_{(s)}$ ,  $\text{Fe}_{(s)}$ ,  $\text{H}_{2(g)}$ .

Un *corps composé* est constitué de **plusieurs éléments**.

Exemples :  $\text{NaCl}_{(s)}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ .

Q.1.2 : Définir la notion de *corps pur*.

**Réponse :** Un *corps pur* n'est constitué que d'**une seule espèce chimique**, par opposition au **mélange** qui en contient plusieurs.

● Un corps pur peut être constitué d'un corps simple pur, ou d'un corps composé pur : attention à la confusion.

Q.1.3 : Donner l'ordre de grandeur de la longueur d'une liaison covalente, ainsi que l'ordre de grandeur de son énergie.

**Réponse :** La longueur d'une liaison covalente est de l'ordre de **la centaine de picomètres**. Son énergie est de l'ordre de **quelques centaines de kilojoules par mole**.

Q.1.4 : Classer les liaisons simple, double et triple par ordre croissant d'énergie de dissociation.

**Réponse :**  $\mathcal{E}_{\text{simple}} < \mathcal{E}_{\text{double}} < \mathcal{E}_{\text{triple}}$

Q.1.5 : Classer les liaisons simple, double et triple par ordre croissant de longueur.

**Réponse :**  $\ell_{\text{simple}} > \ell_{\text{double}} > \ell_{\text{triple}}$

Q.1.6 : Définir la valence d'un atome.

**Réponse :** La **valence d'un atome** dans une entité chimique (molécule, ion polyatomique) est le **nombre de liaisons covalentes** qu'il peut engager de sorte à **respecter la règle de l'octet**. Une liaison double compte pour deux, une liaison triple pour trois.

Q.1.7 : Énoncer la règle de l'octet.

**Réponse :** Un atome suit la **règle de l'octet** s'il cherche à s'entourer de **huit électrons de valence** pour atteindre la **configuration électronique du gaz noble** qui le suit dans la classification périodique des éléments.

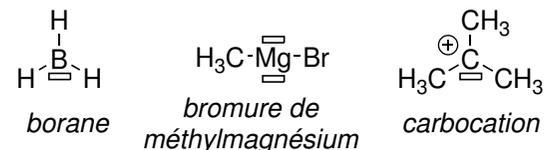
Q.1.8 : Quelle est la différence entre la formule développée d'une molécule et le schéma de LEWIS de cette molécule?

**Réponse :** Dans la **formule développée**, toutes les liaisons entre les atomes de l'entité sont explicitées.

Dans le **schéma de LEWIS**, toutes les liaisons entre les atomes de l'entité sont explicités, ainsi que tous les **doublets non liants** et les **lacunes électroniques**.

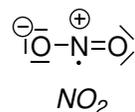
Q.1.9 : Que représente une **lacune électronique**? Donner des exemples de schémas de LEWIS comportant une (ou plusieurs) lacune(s) électronique(s).

**Réponse :** Il est parfois impossible pour un atome de respecter la règle de l'octet (il est alors entouré d'un nombre d'électron inférieur à huit). Pour montrer un déficit de deux électrons, une **lacune électronique** est alors ajoutée.



**Q.I.10 :** Définir un *radical*. Donner un exemple.

**Réponse :** Un *radical* est une entité chimique qui possède **au moins un électron célibataire**. C'est le cas lorsque le nombre total d'électron de valence de l'édifice est **impair**.



**Q.I.11 :** Rappeler **précisément** le principe de la méthode VSEPR.

**Réponse :** Dans une entité chimique, les doublets d'électron (liants et non liants) se positionnent dans l'espace de sorte à **minimiser les interactions électrostatiques répulsives** entre eux. La **méthode VSEPR associe la notation  $AX_pE_q$**  à l'atome étudié A.  $p$  est le **nombre d'atomes** (ou groupes d'atomes) **reliés directement** à A,  $q$  est le **nombre de doublets non liants** ou d'électrons célibataires portés par A. Selon la valeur de  $p + q$ , qui représente le **nombre de sommets de l'édifice**, la figure de répulsion diffère.

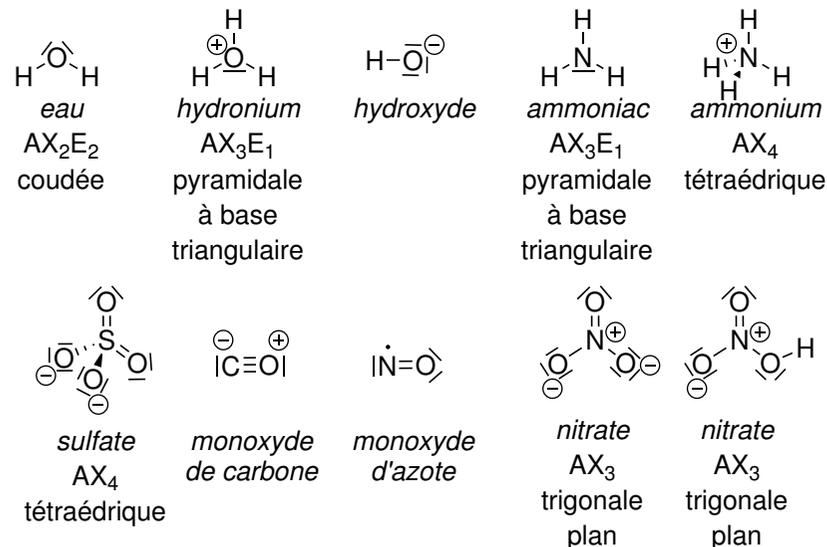
**Q.I.12 :** Compléter le tableau suivant concernant les figures de répulsions, selon la valeur de  $p + q$ .

**Réponse :**

$p + q$	figure de répulsion	angle de référence
2		180°
3		120°
4		109,5°
5		120° et 90°
6		90°

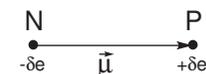
**Q.I.13 :** Donner le nom, le schéma de LEWIS ainsi que la géométrie justifiée de l'atome centrale (le cas échéant) des entités suivantes :  $H_2O$ ,  $H_3O^+$ ,  $HO^-$ ,  $NH_3$ ,  $NH_4^+$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $CO$ ,  $NO$ ,  $HNO_3$  et  $NO_3^-$ .

**Réponse :**



**Q.I.14 :** Définir le *moment dipolaire* et en donner son expression en fonction de la charge partielle  $\delta$  portée par les atomes, de  $e$  la charge élémentaire et du vecteur  $\vec{NP}$  séparant les points  $N$  et  $P$ . Que représente-t-il ?

**Réponse :** Considérons deux charges séparées par une distance  $d$  :  $+\delta e$  au point  $P$  et  $-\delta e$  au point  $N$ . Le **moment dipolaire** de ce dipôle est le vecteur  $\vec{\mu} = \delta e \vec{NP}$

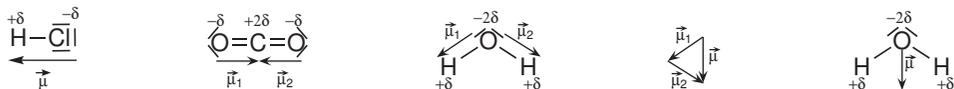


La norme du moment dipolaire  $\|\vec{\mu}\|$  est exprimée en C·m ou en debye D (avec  $1 D = 3,34 \cdot 10^{-30} C \cdot m$ ).

Il représente la **polarité** de la liaison : il est d'autant plus grand que la polarité de la liaison est grande.

**Q.I.15 :** Définir une *molécule polaire*. Donner deux exemples de molécules polaires et deux exemples de molécules apolaires.

**Réponse :** Une *molécule polaire* est une molécule qui possède un moment dipolaire global non nul.



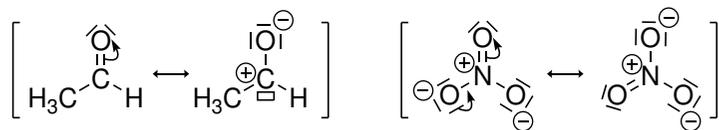
Le chlorure d'hydrogène est polaire, tout comme l'eau, car la somme des moments dipolaires est non nul au sein de ces deux entités.

La somme des moments dipolaires du dioxyde de carbone est nulle : le dioxyde de carbone est apolaire.

**Q.I.16 :** Définir ce que sont des *formes mésomères* et donner des exemples.

**Réponse :** Au sein d'une entité chimique, certains électrons de valence peuvent être **délocalisés** sans qu'il y ait modification du squelette de l'entité. Les doublets délocalisables sont ceux des **liaisons doubles ou triples** ainsi que les **doublets non liants**.

Deux *formes mésomères* sont donc deux représentations de la **même molécule** avec un positionnement différent de certains doublets d'électrons.



**Q.I.17 :** Énoncer les critères pour qu'une forme mésomère soit représentative d'une molécule.

**Réponse :** Une forme mésomère est d'autant plus **représentative** que :

- le nombre d'atomes de l'entité respectant la **règle de l'octet** est important;
- le **nombre de charges** formelles de la molécule est **minimisé**;
- les charges formelles sont attribuées **en accord avec l'électronégativité** des différents atomes;
- les **charges formelles sont les plus éloignées** possibles les unes des autres.

## II. Relations entre structure des entités et propriétés physiques macroscopiques

**Q.II.1 :** Définir la notion de *polarisabilité*. Rappeler son évolution dans le cas particulier des halogènes.

**Réponse :** La *polarisabilité* d'une entité chimique est sa capacité à **déformer son nuage électronique** sous l'effet d'un **champ électrique** extérieur (une charge placée à proximité par exemple).

Le champ électrique environnant une molécule altère sa distribution de charge. Il apparaît un moment dipolaire induit  $\vec{\mu}_{\text{induit}}$  sur la molécule.

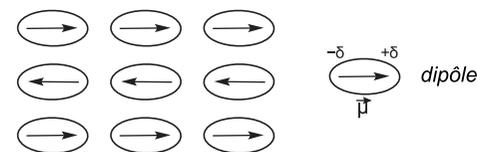
Dans le cas des **halogènes**, la polarisabilité du **chlore** est plus faible que celle du **brome** que celle de l'**iode**.

**Q.II.2 :** Indiquer comment évolue la polarisabilité dans la classification périodique des éléments (CPE).

**Réponse :** Plus un atome est **volumineux**, *ie.* plus les électrons externes sont **loins du noyau** donc moins retenus par le noyaux, plus il est **polarisable**. Dans la CPE, la polarisabilité augmente de **haut en bas** dans une colonne et de **droite à gauche** dans une ligne.

**Q.II.3 :** Décrire **précisément** l'interaction de KEESOM. Donner un ordre de grandeur de l'énergie de l'interaction mise en jeu.

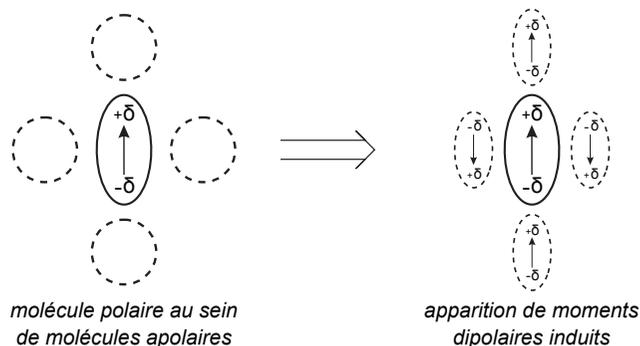
**Réponse :** L'**interaction** de KEESOM est l'interaction entre **deux molécules polaires**. Les deux molécules s'orientent pour que les charges partielles de signes opposés soient à proximité.



Ordre de grandeur de l'énergie d'interaction : 1 à 2  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Q.II.4 :** Décrire **précisément** l'interaction de DEBYE. Donner un ordre de grandeur de l'énergie de l'interaction mise en jeu.

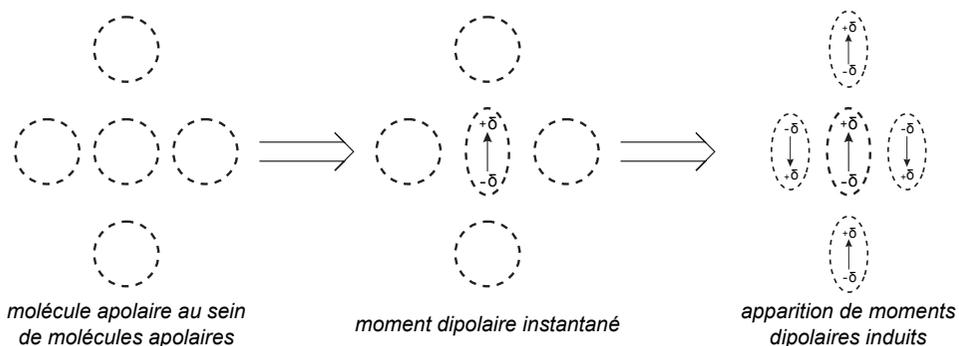
**Réponse :** L'interaction de DEBYE est l'interaction entre **une molécule polaire** et **une molécule apolaire polarisable**. La molécule polaire induit le moment dipolaire de la molécule apolaire.



Ordre de grandeur de l'énergie d'interaction : 1 à 2 kJ · mol<sup>-1</sup>.

**Q.II.5 :** Décrire **précisément** l'interaction de LONDON. Donner un ordre de grandeur de l'énergie de l'interaction mise en jeu.

**Réponse :** L'interaction de LONDON est l'interaction entre **deux molécules apolaires polarisables**. Le moment dipolaire instantané d'une molécule apolaire induit un moment dipolaire au sein d'une molécule apolaire voisine. Celle-ci va, à son tour, induire un moment dipolaire au niveau d'une molécule voisine, et ainsi de suite...



L'interaction de LONDON est en général **la plus forte** des interactions de VAN DER WAALS.  
Ordre de grandeur de l'interaction : environ 10 kJ · mol<sup>-1</sup>.

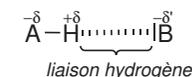
**Q.II.6 :** Définir une *molécule protique*. Donner des exemples.

**Réponse :** Une molécule possédant un **atome d'hydrogène relié à un atome très électronégatif** (F, O ou N) est dite **protique** (ou **protogène**). Dans le cas contraire, elle est **aprotique**.

*Exemples :* l'eau, l'ammoniac, l'éthanol sont des molécules protiques.

**Q.II.7 :** Définir la *liaison hydrogène* en expliquant le type d'interaction dont il s'agit et entre quel type de molécule elle peut exister ainsi que l'ordre de grandeur énergétique de cette interaction.

**Réponse :** Une **liaison hydrogène** résulte de l'interaction attractive entre un hydrogène relié à un atome A très électronégatif (F, O, N) et un atome B électronégatif porteur d'un doublet non-liant.



L'énergie d'une liaison hydrogène est de l'ordre de 10 à 40 kJ · mol<sup>-1</sup>. L'interaction est optimale si les trois atomes A, H et B sont alignés.

**Q.II.8 :** Définir le *pouvoir dissociant* d'un solvant.

**Réponse :** Le **pouvoir dissociant** d'un solvant est lié à sa **capacité à séparer des ions de charges opposées**.  $\epsilon_r$  (sans dimension) est appelée **permittivité relative** du solvant. Plus  $\epsilon_r$  est grand et plus le solvant est dissociant.

**Q.II.9 :** Dans quel(s) type(s) de solvants les ions peuvent-ils se dissoudre ?

**Réponse :** Les **ions** sont plutôt solubles dans les **solvants polaires**, de **permittivité relative élevée**.

Q.II.10 : Dans quel(s) type(s) de solvants les molécules polaires peuvent-elles se dissoudre ?

■ Réponse : Les **molécules polaires** sont plutôt solubles dans les **solvants polaires**.

Q.II.11 : Dans quel(s) type(s) de solvants les molécules apolaires peuvent-elles se dissoudre ?

■ Réponse : Les **molécules apolaires** sont plutôt solubles dans les **solvants apolaires**.

Q.II.12 : Définir la *miscibilité* de deux liquides.

■ Réponse : Deux liquides sont dits **miscibles** s'ils peuvent se mélanger en ne formant qu'une **seule phase**.

Q.II.13 : Définir la *constante de partage* d'un soluté entre deux solvants.

■ Réponse : La **constante de partage** (notée  $P$ ) d'un soluté  $S$  dans deux solvants non miscibles en contact est définie comme le rapport des **concentrations** suivant :

$$P = \frac{[S]_{\text{solvant2}}}{[S]_{\text{solvant1}}}$$

En d'autres termes, il s'agit de la constante thermodynamique de l'équilibre suivant :

$$S_{(\text{solvant 1})} = S_{(\text{solvant 2})}$$

Q.II.14 : Définir un *tensioactif*. Donner un exemple.

■ Réponse : Un **tensioactif** est une molécule possédant une longue chaîne carbonée **apolaire hydrophobe** reliée à une **partie polaire hydrophile**.

