

CH 8 DE LA STRUCTURE À LA POLARITÉ D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

ACTIVITÉ 1 : SCHÉMA DE LEWIS D'UNE MOLÉCULE OU D'UN ION

Objectifs :

- Utiliser la règle de stabilité du « duet et de l'octet », pour identifier les doublets liants et non liants présents dans une molécule ou un ion ;
- Donner le schéma de Lewis d'une molécule simple et d'un ion.

A- Schémas de Lewis des atomes ou des ions monoatomiques :

Document n°1 : Structure électronique

- Elle indique la répartition des électrons sur les différentes couches électroniques.
- Chaque couche occupée par des électrons est notée en utilisant sa lettre K, L, M etc..
- Les couches occupées sont indiquées dans l'ordre d'éloignement au noyau (ce qui correspond aussi à un ordre alphabétique).
- Chaque couche contient des sous couches *s*, *p* *d* et *f*

n	Couche	Électrons	Sous-couche
1	K	2	s ²
2	L	8	s ² p ⁶
3	M	18	s ² p ⁶ d ¹⁰

Exemple : Mg Z = 12 (K)²(L)⁸(M)²
1s²2s²2p⁶3s²

http://labosims.org/animations/couche_electronique_spd/couches_electroniques.html

Une sous-couche (ou orbitale atomique OA) de type s peut contenir deux électrons et une sous-couche de type p peut contenir jusqu'à six électrons.

Doc. 2 Répartition des électrons dans des OA (pour Z ≤ 18)

Numéro de la couche	Nom de la sous-couche s (OA)	Nombre maximum d'électrons	Nom de la sous-couche p (OA)	Nombre maximum d'électrons
1	1s	2		
2	2s	2	2p	6
3	3s	2	3p	6

Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent selon l'ordre suivant : 1s → 2s → 2p → 3s → 3p.

1. Donner la structure (ou configuration électronique) des atomes suivants : H, He, Li, Be, B, C, O, N, F, Ne, Na, Cl, Ar.
2. Souligner la couche externe pour chaque configuration électronique des atomes de la question 1 et donner le nombre d'électrons de cette couche externe (appelée aussi couche de valence). Quels sont les atomes stables ? Justifier.

Document n°3 : Représentation de Lewis d'un atome

- Le **schéma** de Lewis d'un atome est une représentation symbolique des électrons de valence de cet atome, c'est-à-dire de la couche externe de l'atome.
- Dans cette représentation, on répartit les électrons sur quatre emplacements comportant chacun au maximum deux électrons en occupant le maximum d'emplacement (Sauf pour l'hydrogène et l'hélium).
- Autour du symbole de l'élément, on schématise les électrons de valence «célibataires» par des points et les électrons de valence «appariés» par des tirets formant ainsi un doublet non liant.
- Lorsqu'une case est vide, on la représente par un rectangle et on parle de lacune électronique.



Gilbert Newton
Lewis, physicien et
chimiste américain
1875-1946

3. Donner les schémas de Lewis des atomes suivants : H, He, C, N, O, Ne, S, Cl, Na et Ar.

4. Donner les schémas de Lewis des ions monoatomiques suivants : H^+ , Cl^- , N^{3-} , O^{2-} et Na^+ .

B- Schémas de Lewis des molécules ou des ions polyatomiques :

Document n°4 : Règle de l'octet ou du duet

- Lors de la formation d'une molécule ou d'un ion, les atomes tendent à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche :
 - Soit par perte ou par gain d'électron(s), il y a formation d'un ion
 - Soit en partageant une ou plusieurs paires d'électrons (liaison de covalence).
- Les gaz rares comportant 8 électrons de valence (respectivement 2 pour l'hélium), un atome cherche à s'entourer d'un octet d'électrons (respectivement d'un duet) soit 4 doublets (respectivement 1) liants ou non liants.

Exemple : **À voir avec le professeur**
dioxyde de carbone

5. Établir les schémas de Lewis des molécules suivantes : Dihydrogène (H_2), dioxygène (O_2), diazote (N_2), dichlore (Cl_2), eau (H_2O), cyanure d'hydrogène (HCN), ammoniac (NH_3), méthane (CH_4), éthanol (C_2H_6O) et cyclohexane (C_6H_{12}).

On pourra visualiser les modèles moléculaires de ces molécules à l'aide du logiciel en ligne JSmol (notice d'utilisation en annexe) ou les construire à l'aide de la boîte de modèles moléculaires.

6. Établir les schémas de Lewis des ions polyatomiques suivants :
ion oxonium (H_3O^+), ion hydroxyde (HO^-) et ion ammonium (NH_4^+).

Exercice : établir un schéma de Lewis

En s'aidant du tableau périodique des éléments chimiques (en annexe), établir le schéma de Lewis de la molécule de phosphine PH_3 .

Annexe 1. Logiciel JSMOL - Visualisation de modèles moléculaires

Le logiciel en ligne JSMOL permet de visualiser de nombreux modèles moléculaires éclatés ou compacts. Pour visualiser un modèle moléculaire à l'aide du logiciel JSMOL, il faut cliquer sur le lien suivant :

http://sciences-physiques-moodle.ac-orleans-tours.fr/moodle/pluginfile.php/3348/mod_resource/content/4/index2-jsmol.htm

Fiche technique du logiciel en ligne JSMol

- Ouvrir le fichier correspondant à la molécule souhaitée. Le modèle moléculaire éclaté apparaît par défaut ;
- À l'aide de la molette de la souris, on peut faire varier la taille de la molécule visualisée ;
- En déplaçant la souris tout en cliquant sur son bouton de gauche, on peut faire tourner la molécule.
- En choisissant, modèle compact, on peut visualiser le modèle compact.

Remarque :

On peut aussi «glisser-déposer» le fichier.mol d'une molécule situé dans un dossier de l'ordinateur afin de visualiser son modèle moléculaire.

Annexe 2. Critères actuels de construction de la classification périodique

- ⇒ Les éléments sont classés par numéro atomique Z croissant suivant les lignes (périodes).
- ⇒ Les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe sont regroupés dans une même colonne. (Ne pas en tenir compte pour l'hélium)
- ⇒ Une nouvelle ligne (période) est commencée chaque fois qu'intervient une nouvelle couche électronique

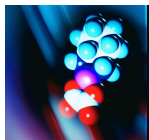
Colonne		1	2	3-12	13	14	15	16	17	18
1		H $1s^1$								He $1s^2$
2		Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$		B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
3		Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
		1	2		3	4	5	6	7	8 (2 pour He)
		Bloc s			Bloc p					Famille des gaz nobles
					Nombre d'électrons de valence					

On peut utiliser également la classification interactive des éléments chimiques des sites suivants :

<https://www.elementschimiques.fr/?fr>

<https://www.lelementarium.fr>

<https://ptable.com/?lang=fr#Propri%C3%A9t%C3%A9s>



CH 8 DE LA STRUCTURE À LA POLARITÉ D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

ACTIVITÉ 2 : GÉOMÉTRIE D'UNE MOLÉCULE

Objectif : Rendre compte de la géométrie d'une molécule à partir de son schéma de Lewis

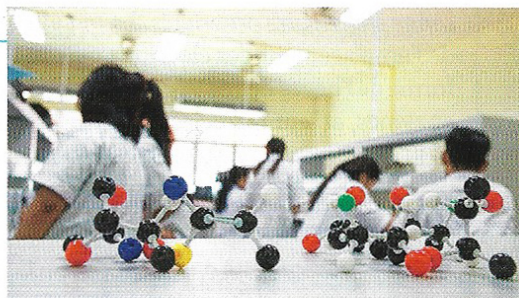
La théorie de Lewis ne fournit pas de renseignement quant à la structure spatiale de la molécule.

Pourtant, cette géométrie a une influence majeure sur la réactivité des molécules.

Pour la déterminer, il faut faire appel à une autre théorie datant de 1957 : celle du chimiste R.GILLESPIE.

A Modélisation des molécules

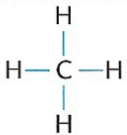
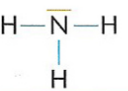
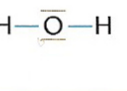
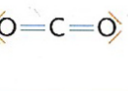
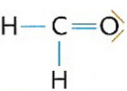
Dans un modèle moléculaire, chaque atome est modélisé par une boule, de couleur et de taille déterminées. Afin de modéliser des molécules, ces boules peuvent être liées entre elles par des tiges modélisant les liaisons entre les atomes. Ces modèles ne sont qu'une représentation simplifiée de la réalité, et en facilitent la compréhension. Il est également possible de modéliser des molécules à l'aide de logiciels.



Couleur du modèle					
Symbole de l'atome	H	C	N	O	Cl
Nom de l'atome	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Chlore

B Représentations de Lewis de quelques molécules simples

Les schémas de Lewis de quelques molécules sont donnés ci-dessous. Sur les schémas, les **doublets liants** sont représentés en **bleu**. Les **doublets non liants** sont représentés en **orange**.

				
Méthane	Ammoniac	Eau	Dioxyde de carbone	Méthanal

Pratique expérimentale

Mettre en œuvre un protocole **RÉA**

- 1 À l'aide de modèles moléculaires (doc. **A**) ou d'un logiciel de représentation*, modéliser les molécules du document **B**.

* Logiciel en ligne gratuit disponible à l'adresse suivante : www.librairiedemolecules.education.fr/outils/scribmol/ (ou logiciel Jmol)

Observer, décrire des phénomènes **APB**

- 2 a. Pour chaque molécule, examiner la disposition des atomes autour de l'atome central.
b. Comparer les géométries autour de l'atome central des molécules d'eau et de dioxyde de carbone, d'une part, et celles des molécules d'ammoniac et de méthanal, d'autre part.

Utiliser un vocabulaire scientifique adapté et rigoureux **COM**

- 3 Choisir un qualificatif, parmi ceux proposés ci-dessous, pour rendre compte de la géométrie autour de l'atome central de chaque molécule : linéaire, coudée, triangulaire, pyramidale à base triangulaire, tétraédrique.

Interpréter des résultats **ANA-RAIS**

- 4 Expliquer pourquoi la présence de doublets non liants influence la géométrie autour de l'atome central de chaque molécule. On pourra utiliser la simulation de l'université du Colorado (PHET VSEPR).

Un pas vers le cours

Mettre en lien des phénomènes et des concepts **VAL**

- 5 Expliquer comment rendre compte de la géométrie autour de l'atome central dans une molécule à l'aide de sa représentation de Lewis.

CH 8 DE LA STRUCTURE À LA POLARITÉ D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE (THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

ACTIVITÉ 3 : POLARITÉ D'UNE LIAISON COVALENTE

Objectif : Définir et prévoir la polarité d'une liaison chimique covalente

Dans les molécules de dichlore Cl_2 et de chlorure d'hydrogène HCl , un atome de chlore établit, respectivement, une unique liaison covalente avec un atome de chlore ou d'hydrogène.

Les électrons d'une liaison covalente sont-ils équitablement partagés par les atomes ?

Doc. 1 L'électronégativité d'un atome

Atome peu électronégatif Atome très électronégatif

(H)

(Cl)

L'électronégativité est une grandeur qui traduit la capacité que possède un atome à attirer vers lui les électrons participant à une liaison covalente. Dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl , l'atome de chlore, plus électronégatif que l'atome d'hydrogène, attire davantage le doublet d'électrons de son côté ou vers lui.

Doc. 2 Échelle d'électronégativité de Pauling

L'électronégativité de Pauling d'un atome est notée χ (khi). C'est un chiffre compris entre 0 et 4. Plus l'électronégativité est élevée, plus l'atome considéré est électronégatif. Elle augmente de la gauche vers la droite sur une ligne et du bas vers le haut dans une colonne.

L'atome le plus électronégatif est l'atome de fluor.

L'électronégativité des gaz nobles n'est pas définie.

H 2,2							He
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar

Doc. 3 Charges électriques partielles

- La liaison $\text{A}-\text{B}$ est polarisée si la différence d'électronégativité entre les deux atomes A et B est supérieure ou égale à 0,4 ($\chi_{\text{A}} - \chi_{\text{B}} \geq 0,4$).
- L'atome A, le plus électronégatif, attire davantage les électrons de la liaison vers lui que le second atome. Il porte une charge électrique partielle négative notée δ^- et sera noté A^{δ^-} .
- L'atome B, le moins électronégatif, a perdu partiellement le doublet d'électrons et porte une charge électrique partielle positive δ^+ et sera noté B^{δ^+} . Les charges électriques partielles δ^- et δ^+ respectent la neutralité de la molécule et sont donc égales en valeur absolue.
- La formule de la molécule $\text{A}-\text{B}$ s'écrit : $\text{A}^{\delta^-}-\text{B}^{\delta^+}$.

Appropriation et analyse

→ S'approprier, analyser

1 Parmi les liaisons suivantes $\text{H}-\text{F}$, $\text{B}-\text{H}$, $\text{O}-\text{H}$, $\text{F}-\text{F}$, $\text{C}-\text{H}$ et $\text{N}-\text{H}$, indiquer celles qui sont polarisées et celles qui ne le sont pas. Expliquer.

2 Représenter les charges partielles sur les liaisons polarisées.

Conclusion

3 Déterminer si la liaison covalente dans les molécules de dichlore et de chlorure d'hydrogène est ou non polarisée. Si oui, représenter les molécules en y indiquant les charges partielles.

De l'activité au cours

→ Valider

4 Expliquer comment déterminer si une liaison est polarisée ou non.

CH 8 DE LA STRUCTURE À LA POLARITÉ D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE (THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

ACTIVITÉ 4 : MOLÉCULES POLAIRES ET APOLAIRES

Objectif : Définir et prévoir la polarité d'une molécule

Un solvant moléculaire contient des molécules électriquement neutres. Or, il est possible d'attirer un mince filet de certains solvants moléculaires, s'écoulant d'une burette graduée, avec une baguette électrisée. Quel solvant moléculaire peut être attiré par un matériau électrisé ?

Doc. 1 Une drôle d'expérience



Constitué de molécules polaires, le filet de liquide qui s'écoule de la burette est attiré par un tube chargé.

Matériel et produits disponibles

Burette graduée • Bécher de 100 mL
• Bâton d'ébonite • Chiffon.

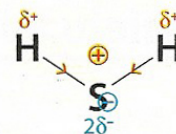
Doc. 2 Quelques solvants disponibles

Acétone	Cyclohexane	Éthanol	Eau

Vocabulaire

• Une molécule est **polaire** si les centres des charges partielles négatives et positives sont différents.

Exemple : la molécule de sulfure d'hydrogène H_2S .



• Une molécule est **apolaire** si les deux centres des charges partielles sont confondus.

Exemple : la molécule de dioxyde de carbone CO_2 .



Mise en œuvre

→ Réaliser

→ Analyser, raisonner

Conclusion

De l'activité au cours

→ Communiquer

- 1 Déterminer, en réalisant l'expérience, si l'eau distillée est attirée par une baguette électrisée.
- 2 Choisir un autre solvant disponible et reprendre l'expérience précédente en la présentant à vos camarades.
- 3 Dessiner les schémas de Lewis des molécules de solvant du doc. 2, en respectant les orientations des liaisons dans l'espace.
- 4 Déterminer les liaisons polarisées de chaque molécule, représenter les centres des charges partielles positives et négatives de la molécule et en déduire si celle-ci est polaire.
- 5 Indiquer s'il est possible d'attirer un mince filet de cyclohexane avec une baguette électrisée. Justifier.
- 6 Donner les conditions nécessaires pour qu'une molécule soit qualifiée de polaire.

On pourra visualiser sur Internet l'animation « PHET – Polarité d'une molécule ».