

Chap 10 : STRUCTURE DES ENTITES CHIMIQUES

1. Rappels et compléments de seconde

1.1. La structure électronique des atomes et la classification périodique

Un atome A_ZX étant, il possède autant de que d'.....
 Le cortège électronique d'un atome de numéro atomique comporte électrons

Les électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées $n = 1, 2, 3$, etc.), elles-mêmes composées de sous-couches (notées s, p, d, etc.). La configuration électronique d'un atome décrit la répartition de ses électrons sur les différentes sous-couches.

Règles de remplissage

Couche	Sous-couche
$n = 1$	1s
$n = 2$	2s → 2p
$n = 3$	3s → 3p ... 3d

Lorsqu'une sous-couche est pleine, remplir la suivante si nécessaire.

Exemple :

Atome de soufre S ($Z = 16$)

Configuration électronique :



6 électrons de valence

Nombre maximal d'électrons par sous-couche

s	p
2	6

Électrons de valence

Électrons des sous-couches de numéro n le plus grand.

La classification simplifiée reprend les trois premières lignes du tableau complet, c'est-à-dire les éléments allant de $Z = 1$ à $Z = 18$.

La classification complète voit apparaître le bloc d à la 4^{ème} ligne.

Le tableau apporte des informations sur le numéro atomique car les éléments sont classés par Z croissant. Mais surtout il informe sur le cortège d'électrons. En effet, on change de ligne quand on démarre une nouvelle couche de valence.

	1	2		13	14	15	16	17	18
1	H								He
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar

bloc s
bloc p

- La ligne occupée correspond donc à
- La colonne occupée par un élément permet de trouver
- On voit apparaître des blocs qui informent sur la sous-couche de valence

Ainsi : L'élément F :

1.2. Le schéma de Lewis d'un atome

Les réactions chimiques modifient la répartition des électrons de valence ; les électrons internes, bien que présents, ne sont pas touchés lors des transformations chimiques et ne sont ni étudiés ni représentés.

On représente les électrons de valence sur un schéma nommé le **schéma** (ou représentation ou structure) **de Lewis**. Dans cette représentation on place le symbole de l'élément chimique au centre et on représente les électrons de valence autour de la façon suivante :

Un électron seul, dit **électron célibataire**, est représenté par un point : •

Une paire d'électrons, appelée **doublet d'électrons**, est représenté par un tiret : –

Pour les couches de valence $n=2$ et $n=3$,

- Jusqu'à 4 électrons de valence, l'atome est uniquement entouré d'électrons célibataires.
- Au-delà, les électrons supplémentaires s'apparient aux électrons célibataires pour former des doublets d'électrons.

Exemple : Schéma de Lewis d'un atome d'azote ${}^{14}_7N$

Structure électronique :

Nombre d'électrons de valence :

Schéma de Lewis :

Entrainement :

Nom et notation de l'entité	Formule chimique de l'atome	Nombre total d'électrons	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Schéma de Lewis de l'atome
Atome de carbone $^{12}_6\text{C}$	C				
Atome d'oxygène $^{16}_8\text{O}$					
Atome de sodium $^{23}_{11}\text{Na}$					
Atome de chlore $^{35}_{17}\text{Cl}$					
Atome d'argon $^{40}_{18}\text{Ar}$					
Atome d'hydrogène ^1_1H					
Atome d'hélium ^4_2He (cas particulier)					

1.3. Règle de stabilité des atomes

Règle de stabilité dite : règle de l'octet ou du duet

2. Schéma de Lewis des molécules et des ions

2.1. Formation des ions monoatomiques (rappel) et schéma de Lewis

Prévoir l'ion formé pour les éléments suivants et donner son schéma de Lewis

➤ Élément chlore :

➤ Élément sodium :

➤ Élément oxygène :

➤ Élément aluminium :

➤ Cas particulier de l'élément hydrogène

	1	2		13	14	15	16	17	18
1	H								He
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
	bloc s			bloc p					

2.2. Formation des molécules : doublets liants et non liants et schéma de Lewis

La règle de stabilité des atomes s'applique également à la formation des molécules. Un atome peut s'associer à d'autres atomes pour acquérir un duet (si Z petit) ou un octet d'électrons de valence.

Dans une molécule, les différents atomes sont liés entre eux par des liaisons covalentes.

Une liaison covalente est un doublet d'électrons commun aux deux atomes liés. Chaque atome "met" dans la liaison un de ses électrons de valence. Cette mise en commun d'électrons permet d'augmenter le nombre d'électrons présents dans la couche de valence de chacun d'entre eux.

Exemple de la molécule de dihydrogène H₂.

Schéma de Lewis de deux atomes d'hydrogène isolés (instables)

H • et H • deux atomes d'hydrogène instables comportant chacun un électron de valence

Molécule de dihydrogène H₂ (stable)

En s'associant ainsi : H••H , les atomes mettent en commun leurs deux électrons.

Chacun est maintenant entouré d'un duet d'électron dans sa couche de valence, structure stable.

Les atomes ne peuvent plus se séparer sous peine de perdre leur stabilité. Ils sont liés.

Les deux électrons de la liaison forment un doublet liant.

La molécule de dihydrogène s'écrit ainsi : H – H .

Molécule d'eau H₂O

Schéma de Lewis des atomes présents dans une molécule d'eau :

Association stable de ces atomes

Schéma de Lewis de la molécule d'eau :

Vocabulaire à retenir :

- **Une liaison covalente** simple est formée par la mise en commun de deux électrons issus des électrons de valence de chacun des atomes liés. Ces électrons forment un **doublet liant**.
- Les électrons de valence de l'atome non impliqués dans les liaisons covalentes sont associés deux par deux et se nomment des **doublets non liants**.

A vous : Recherchez les schémas de Lewis des molécules stables suivantes :

NH ₃	CH ₄	CH ₄ O
-----------------	-----------------	-------------------

Molécule de dioxygène O₂ :

Schéma de Lewis des atomes présents dans une molécule de dioxygène :

Association stable de ces atomes

Schéma de Lewis de la molécule de dioxygène :

A retenir : Les atomes impliqués dans une liaison peuvent également mettre chacun en commun 2 ou 3 électrons. On observe alors une **liaison double** notée = ou une **liaison triple** notée ≡

A vous : Recherchez les schémas de Lewis des molécules stables suivantes :

N ₂	CO ₂	C ₂ H ₂
----------------	-----------------	-------------------------------

Remarques : pour chaque schéma de Lewis de molécule étudiée on observe que

Un H est toujours simplement lié à son voisin (un seul doublet liant) ce qui lui permet d'être entouré de 2 électrons et d'ainsi obéir à la règle du duet.

Tous les autres atomes sont entourés de 4 doublets (liants ou non liants) soit 8 électrons : un octet d'électrons, ils obéissent ainsi à la règle de l'octet.

Dans une molécule, un atome donné est toujours entouré du même nombre de doublets liants c'est sa valence. Le nombre de liaisons covalentes d'un élément chimique correspond et se retrouve donc facilement par sa position dans le tableau périodique.

	1	2		13	14	15	16	17	18
1	H								He
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar

bloc s bloc p

Valence (= nombre de doublets liants) de H : de C : de N : de O :

Cas particulier : les lacunes électroniques.

Il existe quelques molécules pour lesquelles la règle de l'octet n'est pas vérifiée. Elles ne sont pas parfaitement stables, mais elles existent tout de même. Il y a alors moins de 8 électrons autour de l'atome. Pour représenter ce déficit d'électron par rapport à la règle de stabilité, on dessine un petit rectangle appelé lacune électronique. Chaque lacune électronique représente un déficit de deux électrons.

Exemple : Molécule BH_3

Schéma de Lewis des atomes présents dans une molécule BH_3 : (atomes : 1_1H et ${}^{11}_5B$)

Association de ces atomes

Schéma de Lewis de la molécule BH_3 :

Ex 9, 22 p 92 et 94

2.3. Schéma de Lewis de quelques ions polyatomiques

Au sein des ions polyatomiques, les atomes sont également liés entre eux par des liaisons covalentes. Mais le nombre total d'électrons de l'entité est différent du nombre total de protons des noyaux ce qui en fait une espèce chimique chargée.

Exemple : l'ion hydroxyde HO^-

Si on associe un atome H et un atome O, on ne peut pas former une espèce chimique stable

Mais, en ajoutant un électron à l'ensemble, on forme une entité qui respecte les règles de l'octet et du duet :

Remarque : Pour localiser la zone de l'ion polyatomique qui est chargée, il faut, élément par élément, déterminer le nombre d'électrons appartenant en propre à l'élément et le comparer aux électrons de l'atome (neutre)

2.4. **A vous :** Recherchez les schémas de Lewis des ions suivants :

ClO^-	H_3O^+	NH_4^+
---------	----------	----------

Ex 10 (corrigé), 15 p 92 – 93

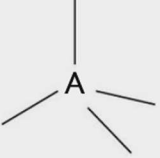
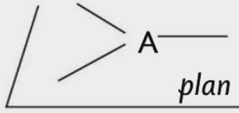
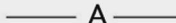
3. Géométrie des molécules et des ions

3.1. Principe général

On appelle géométrie d'une molécule l'organisation spatiale, en 3D, des atomes qui la constituent. Cette géométrie n'est pas due au hasard, elle est liée à son schéma de Lewis.

Règle à retenir : Autour d'un atome central, les "groupes d'électrons" (c'est-à-dire les liaisons (simples ou multiples) et les doublets non liants) tendent à se placer le plus loin possible les uns des autres.

Document page 86 du manuel :

Nombre de liaisons (simples ou doubles) + nombre de doublets non liants	Répartition des doublets d'électrons autour de l'atome A	Géométrie de la molécule autour de l'atome central A
4		<ul style="list-style-type: none">• Tétraédrique si A est lié à 4 atomes.• Pyramide à base triangulaire si A est lié à 3 atomes et possède 1 doublet non liant.• Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 2 doublets non liants.
3		<ul style="list-style-type: none">• Triangulaire si A est lié à 3 atomes.• Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 1 doublet non liant.
2		<ul style="list-style-type: none">• Linéaire.

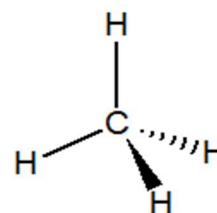
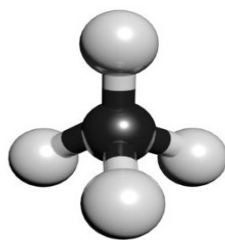
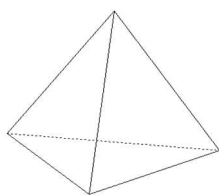
3.2. Exemples

➤ **Le méthane CH₄** Quel est son schéma de Lewis ?

Autour de l'atome C il y a "groupes d'électrons", c'est la **situation** du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour du C pointent dans 4 directions différentes, faisant des angles de 109° les uns avec les autres.

Au bout de chaque groupe d'électrons il y a un H. Ces 4 H forment un tétraèdre, le C est au centre de ce tétraèdre, on dit que le méthane a **une structure tétraédrique**.

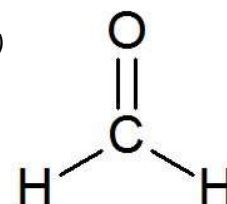
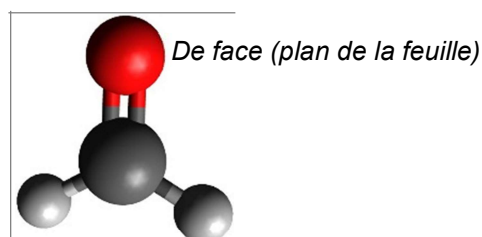
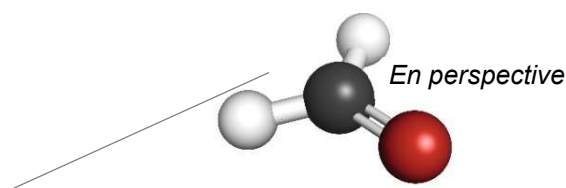


➤ **Le méthanal COH₂** Quel est son schéma de Lewis ?

Autour de C il y a "groupes d'électrons" (..... liaisons et doublets non liants). On est dans la situation du tableau.

La répulsion de ces 3 groupes d'électrons les place à 120° les uns des autres, dans le même plan.

On dessine la molécule en perspective, ou de face dans le plan de la feuille

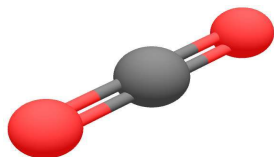


La géométrie de cette molécule s'appelle **triangulaire plane ou trigonale**

➤ **Le dioxyde de carbone CO₂** Quel est son schéma de Lewis ?

Autour de l'atome C il y a "groupes d'électrons" (..... liaisons et doublets non liants), c'est la **situation** du tableau précédent.

Les 2 groupes d'électrons autour de C se repoussent et pointent dans 2 directions diamétralement opposées, faisant des angles de 180°.

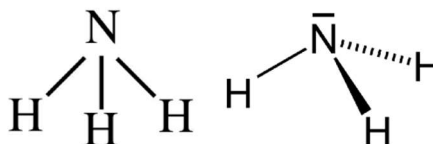
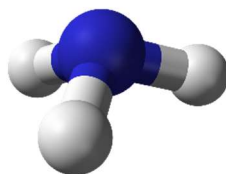
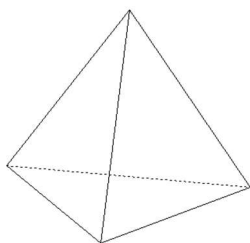


Le dioxyde de carbone CO₂ est une **molécule linéaire**

➤ **L'ammoniac NH₃** Quel est son schéma de Lewis ?

Autour de l'atome N il y a "groupes d'électrons" (..... liaisons et doublet non liant), on retrouve la **situation** du tableau mais un des doublets présents est non liant.

Les groupes d'électrons autour de N pointent dans 4 directions différentes, faisant des angles de 109° les uns avec les autres. Un de ces doublets d'électrons est non liant, il n'aboutit pas à un atome. Or ce sont les atomes qu'on détecte lors de l'observation des molécules. Les doublets d'électrons non liants sont "invisibles" bien que présents, ils occupent de la place sans être détectés.



La géométrie autour de N est tétraédrique, mais **la géométrie de la molécule NH₃ est pyramidale** car les atomes (N et les 3H forment une pyramide à base triangle)

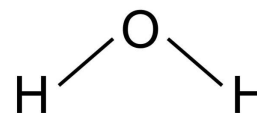
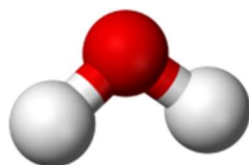
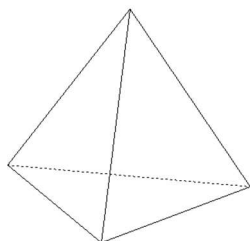
Remarque : en réalité, les doublets non liants prennent un peu plus de place que les liants, les angles entre les liaisons N – H font 107°

➤ **L'eau H₂O** Schéma de Lewis :

Autour de l'atome O il y a "groupes d'électrons" (..... liaisons et doublets non liants), c'est la **situation** du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour de O pointent dans 4 directions différentes, faisant en théorie des angles de 109° les uns avec les autres.

Cette fois-ci doublets non liants sont "invisibles" mais présents.



La molécule d'eau est une molécule coudée (angles proches de 109° ; 104,5° en réalité)

Ex 17, 19, 25 et 28 p 93 à 95

4. Polarité des molécules et des ions

4.1. Polarisation d'une liaison covalente

Une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons, qui sont en mouvement entre les deux atomes liés. Mais la répartition de ces électrons est-elle toujours symétrique ?

Exemples de répartition des électrons du doublet liant pour deux molécules différentes



Dans la deuxième molécule les électrons sont préférentiellement positionnés vers l'atome de
On dit que le chlore est plus **ELECTRONEGATIF** que l'hydrogène.

Dans la molécule H-Cl, l'atome de chlore possède un léger d'électrons et l'atome d'hydrogène un léger d'électrons.

Dans la molécule H-Cl, le chlore possède une petite charge (inférieure à l'unité) notée
et l'hydrogène possède une petite charge notée

La molécule reste globalement neutre mais la liaison covalente est **polarisée**.

Échelle d'électronégativité de Pauling.

Pour chiffrer l'aptitude à attirer les électrons, on a établi une échelle d'électronégativité en attribuant à chaque atome une valeur d'électronégativité notée χ allant de 0 à 4.

$\chi = 4$ indique une grande électronégativité c'est-à-dire une grande aptitude à attirer les électrons de la liaison covalente.

- Comment évolue l'électronégativité le long d'une période (= ligne) de la classification périodique ?

E Échelle de Pauling des électronégativités

Doc p 87

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

- Comment évolue l'électronégativité le long d'une famille (= colonne) de la classification périodique ?

Polarisation des liaisons

Une liaison est polarisée si les atomes qui la constituent ont des électronégativités différentes. Toutefois, si l'écart est faible ($\leq 0,4$) la polarisation de la liaison est négligeable.

On représente la polarisation d'une liaison en indiquant la position des charges partielles positives et négatives.

Application : Indiquer la polarisation des liaisons suivantes :

O – H	C = O	C – H	C – Cl	N – H
-------	-------	-------	--------	-------

4.2. Polarité des molécules

Étudier la polarité des liaisons de ces deux molécules et proposer des hypothèses permettant d'expliquer que la molécule d'eau est polaire alors que la molécule de dioxyde de carbone est apolaire.

Eau : H₂O molécule polaire



Dioxyde de carbone : CO₂ molécule apolaire

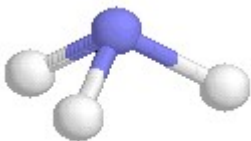


À retenir : **Une molécule est polaire si** (2 conditions)

-
- Et si

Application : Pour les molécules suivantes indiquer s'il s'agit de molécules polaires ou apolaires

L'ammoniac : NH₃



Le méthane CH₄

BF₃



L'éthanol C₂H₆O

4.3. Importance de la polarité des molécules sur les propriétés macroscopiques

Activité expérimentale

On dispose d'une solution aqueuse S contenant deux solutés : du diiode (jaune) et du sulfate de cuivre (bleu)

Objectif : Réaliser une extraction liquide-liquide en ampoule à décanter en utilisant comme solvant extracteur de l'huile alimentaire.

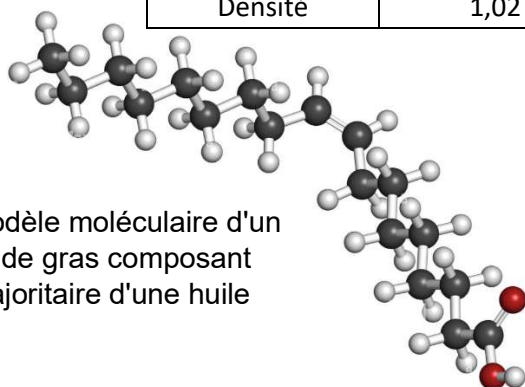
Remarque : au lycée on utilise de l'huile pour faire cette extraction car c'est peu volatil et peu dangereux, mais ce n'est pas habituel. Habituellement on réalise cette extraction sous hotte avec du cyclohexane : C_6H_{12}

PROTOCOLE D'UNE EXTRACTION LIQUIDE-LIQUIDE EGALEMENT APPELEE EXTRACTION PAR SOLVANT :

- Vérifier que le robinet de l'ampoule est en position fermée.
- Placer 20 mL de solution S dans l'ampoule à décanter
- Ajouter 10 mL de solvant extracteur.
- Boucher l'ampoule et la prendre en main en la retirant de son support.
- Maintenir le bouchon dans le creux de la main, et retourner l'ampoule. Ouvrir le robinet pour dégazer.
- Agiter fortement l'ampoule une minute, en dégazant périodiquement
- Replacer l'ampoule sur son support, retirer le bouchon et laisser décanter.
- Quand les deux phases sont bien séparées, les récupérer par coulée dans deux béchers différents.

Données :

	Solution S	Eau	Huile
Densité	1,02	1,00	0,80



Modèle moléculaire d'un acide gras composant majoritaire d'une huile

- Le diiode I_2 est un soluté moléculaire
- Le sulfate de cuivre est un soluté ionique composé d'ions Cu^{2+} et d'ions SO_4^{2-}

Questions : (réponses sur une feuille annexe)

1. Schématiser la manipulation et le résultat obtenu.
2. A partir de vos observations, reproduire et compléter le tableau avec les termes **miscible**, **non miscible**, (pour les solvants) et **soluble**, **peu soluble** ou **insoluble** (pour les solutés).

	Eau	Huile	Diode	Sulfate de cuivre
Eau				
Huile				

3. Pourquoi cette manipulation s'intitule-t-elle "extraction par solvant"
4. Pourquoi le solvant extracteur doit-il être obligatoirement non miscible avec le mélange initial.
5. Etudier la polarité de chaque solvant :
 - 5.1. Polarité de l'eau
 - 5.2. Polarité de l'huile ou du cyclohexane C_6H_{12}
6. Etudier la polarité de chaque soluté
 - 6.1. Polarité du diiode
 - 6.2. Polarité du sulfate de cuivre

7. **Conclusion à retenir** : quel lien se dégage entre polarité et miscibilité et entre polarité et solubilité.