

Fiche 3 :

Réactivité des molécules organiques (1/3)

Représentation de Lewis

• Les réactions chimiques vues dans la fiche précédente (addition, substitution, élimination, acide-base), nécessitent, pour se réaliser, un contact entre les molécules réagissant. Cette collision, pour être efficace, doit se produire à un endroit bien spécifique des molécules. Le hasard ne gouverne pas seul ces collisions entre molécules ! Nombre de réactions ont pour origine **une affinité entre des entités chimiques de charges opposées**.

Nous allons donc étudier des phénomènes qui au sein d'une molécule (neutre dans sa globalité) vont conduire à l'apparition de charges positives ou négatives. Ces phénomènes concernent les électrons de la molécule qui pourront s'accumuler dans une zone de la molécule, la polariser, et y faire apparaître une charge qui attirera des entités de charges opposées.

Ces effets électroniques sont très importants à prendre en considération pour comprendre la réactivité des molécules organiques. Ces déplacements d'électrons sont expliqués par deux mécanismes distincts appelés « **effet inductif** », et « **effet mésomère** ».

A : Représentation de Lewis d'un atome

►► Configuration électronique des atomes

Couche K	Couche L		Couche M		
2 électrons	8 électrons		18 électrons		
s	s	p	s	p	d
2 e ⁻	2 e ⁻	6 e ⁻	2 e ⁻	6 e ⁻	10 e ⁻

►► Représentation de Lewis des atomes

• **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946) professeur à l'université de Berkeley a introduit l'idée de la règle de l'octet, et proposé le modèle de partage d'une paire d'électrons pour interpréter la liaison entre deux atomes

►► **La représentation de Lewis d'un atome**, représente les électrons de la couche externe d'un atome :

→ Certains de ces électrons sont représentés par un **point** : ils sont dits « **célibataires** ».

Ce sont les « **points d'attaches** » des atomes : ce sont eux qui seront engagés dans les liaisons covalentes.

→ Les autres électrons présents dans la couche externe et n'intervenant pas dans les futures liaisons sont regroupés par 2 et sont représentés par des **traits**, appelés « **doublets non liants** ».

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca						

►► Comment déterminer la représentation de Lewis des atomes

ETAPE 1 : Connaissant le numéro atomique Z de l'atome, on donne sa configuration (sous la forme K, L, M ou s, p, d,...)

ETAPE 2 : On détermine le nombre d'électrons de valence (nombre d'électrons sur la couche électronique externe)

ETAPE 3 : On représente ces électrons de valence autour du symbole de l'atome :

- Certains électrons, représentés par des points, seront les électrons dits «**célibataires**»
- Certains électrons, regroupés par 2, formeront des «**doublets non liants**» et seront représentés par des traits pleins

B : Représentation de Lewis d'une molécule

►► La **représentation de Lewis d'une molécule** fait apparaître l'ensemble des atomes présents dans une molécule ainsi que tous les électrons externes de ces atomes, regroupés par paires, par doublets :

→ les doublets permettant de lier les atomes entre eux (liaisons covalentes) sont appelés «**doublets liants**».

→ les autres doublets, constitués par des paires d'électrons externes ne participant pas à une liaison chimique, sont appelés «**doublets non liants**»

►► Comment déterminer la représentation de Lewis des molécules

ETAPE 1 : On détermine la représentation de Lewis de chacun des atomes composant la molécule

ETAPE 2 : On assemble les schémas de Lewis des atomes : les électrons célibataires s'associent par **doublets liants** formant alors les **liaisons covalentes**

C : Représentation de Lewis d'un ion polyatomique

► ► Comme dans la représentation de Lewis d'une molécule, **la représentation de Lewis d'un ion polyatomique** fait apparaître l'ensemble des atomes présents dans l'ion ainsi que tous les électrons externes de ces atomes regroupés par doublets (doublets liants et non liants).

► ► Dans la représentation de Lewis d'un ion polyatomique apparaît des « **charges formelles** » portés par certains atomes de l'édifice : **la somme de toutes ces charges formelles donne la charge globale de l'ion polyatomique**

► ► **Lorsqu'il existe plusieurs représentations de Lewis pour un ion, la plus stable est celle qui comporte le moins de charges formelles**

► ► Comment déterminer la représentation de Lewis d'un édifice polyatomique

ETAPE 1 : On détermine le nombre d'électrons de valence de chaque atome isolé intervenant dans l'édifice ionique (à l'aide de la structure électronique ou du schéma de Lewis de l'atome isolé)

ETAPE 2 : On en déduit le nombre total d'électrons de valence dans l'édifice en tenant compte de la charge globale de l'ion

ETAPE 3 : On en déduit le nombre total de doublets (liants et non liants) :

$$nb_{\text{doublets}} = \frac{nb_{\text{électrons de valence}}}{2}$$

ETAPE 4 : On répartit les doublets dans l'édifice ionique

ETAPE 5 : On positionne les charges formelles sur chacun des atomes :

(1) On détermine le nombre d'électrons de valence dans l'atome isolé (grâce au schéma de Lewis de l'atome)

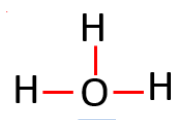
(2) On soustrait le nombre d'électrons autour de l'atome dans l'édifice

- chaque liaison covalente apporte 1 e⁻ à l'atome
- chaque doublet non liants apporte 2 e⁻ à l'atome

EXEMPLE : Formule de Lewis de l'ions H₃O⁺

H	Z = 1	K ₁	1s ¹	1 électron de valence	<u>Nombre total d'électrons de valence :</u> 3 × (1) + 1 × (6) - 1 = 8
O	Z = 8	K ₂ L ₆	1s ² 2s ² 2p ⁴	6 électrons de valence	
Charge de l'ion: 1+		<u>On retire 1 électron de valence</u>			

Nombre de doublets : $nb_{\text{doublets}} = \frac{nb_{\text{électrons de valence}}}{2} = \frac{8}{2} = 4$ doublets



Position des charges formelles

	Électrons de valence dans l'atome isolé	Electrons « en propre » dans l'édifice	Charge formelle
H	1 e ⁻	1 liaison : 1 e ⁻	1 - 1 = 0
O	6 e ⁻	3 liaisons : 3 e ⁻ 1 doublet : 2 e ⁻	6 - 5 = 1

Le schéma de Lewis de l'ion H₃O⁺ doit donc comporter 4 doublets (liants et non liants) ainsi qu'une charge formelle (+) portée par l'atome d'oxygène

