



## Représentation de Lewis des espèces chimiques

Synthèse

### A : Représentation de Lewis

1. Représentation de Lewis des atomes ..... P 1
2. Représentation de Lewis des molécules ..... P 1
3. Représentation de Lewis des ions ..... P 2

### B : Mésonérie

1. Délocalisation des électrons ..... P 3
2. Forme la plus stable ..... P 4

## A : Représentation de Lewis

### ► ► (1). Représentation de Lewis d'un atome

• **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** ».

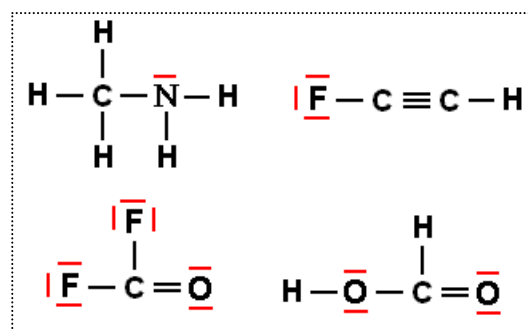
H								He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca							

### ► ► (2). Représentation de Lewis des molécules

• **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** »



### ► ► (3). Représentation de Lewis des ions

**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 global de l'ion

**ETAPE 3/** On en déduit le nombre total de doublets (liants en 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 :

Au nombre d'électrons de valence de l'atome isolé on soustrait le nombre d'électrons autour de l'atome dans l'édifice

- chaque liaison covalente apporte 1 e<sup>-</sup> à l'atome
- chaque doublet non liants apporte 2 e<sup>-</sup> à l'atome

**Remarque :** lorsqu'il y a plusieurs formules de Lewis possible, on retient celle dans laquelle les charges formelles sont les moins nombreuses

**EXEMPLE :** Etablissons la formule de Lewis de l'ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

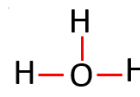
H	Z = 1	K <sub>1</sub>	1s <sup>1</sup>	1 électron de valence
O	Z = 8	K <sub>2</sub> L <sub>6</sub>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	6 électrons de valence
Charge de l'ion: 1+		On retire 1 électron de valence		

**Nombre total d'électrons de valence :**  $3 \times (1) + 1 \times (6) - 1 = 8$

Dans le calcul du nombre total de valence, on doit tenir compte :

- Du nombre total d'atome H et du nombre d'électrons de valence de chacun (3 atomes H ont chacun 1 électron de valence)
- Du nombre total d'atome O et du nombre d'électrons de valence de chacun (1 atome O avec 6 électrons de valence)
- De la charge de l'ion (la charge + indique que l'on retire 1 électron de valence)

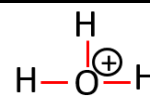
**Nombre de doublets :**  $nb_{\text{doublets}} = \frac{nb_{\text{électrons de valence}}}{2} = \frac{8}{2} = 4$  doublets



**Position des charges formelles**

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

**Conclusion :** le schéma de Lewis de l'ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> doit comporter 4 doublets (liants et non liants) ainsi qu'une charge formelle (+) portée par l'atome d'oxygène



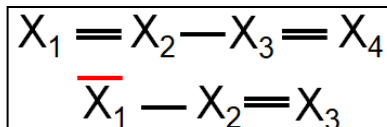
## B : L'effet mésomère

### ► ► (1). Délocalisation des électrons

► ► L'effet mésomère est un effet électronique présent dans les molécules (ou les ions) comportant des doubles liaisons et des atomes avec des doublets non-liants.

► ► Dans ces édifices, les électrons des doubles liaisons et des doublets non liants peuvent se déplacer : on parle de délocalisation des électrons

• On observe l'effet mésomère lorsque l'on a les enchainements suivants :



• Dans ce contexte, la représentation de Lewis de la molécule (ou de l'ion) n'est plus unique mais résulte d'une combinaison de **plusieurs structures dites mésomères**.

Les différentes formes mésomères sont obtenues par des déplacements successifs de doublet d'électrons symbolisés par des flèches.

Lors de l'écriture des différentes formes mésomères :

- On garde toujours le même enchainement d'atomes
- Il doit y avoir la même charge globale d'une forme mésomère à une autre
- Il faut veiller à ce qu'il n'y ait pas plus de 8 électrons autour d'un élément de la seconde période (C, N, O, F), et de 2 autour de H. Les éléments de la 3<sup>ème</sup> période (et les suivantes) peuvent être hypervalents (plus de 4 doublets)
- On peut être amené à modifier le schéma de Lewis des éléments

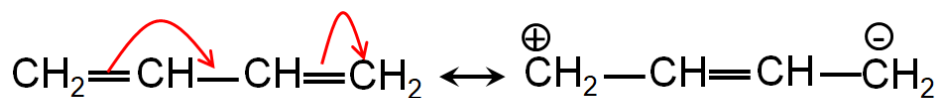
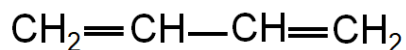
Schéma de Lewis	Valence	Si l'atome gagne un électron		Si l'atome perd un électron	

### ► ► (2). Forme la plus probable

• Pour la représentation de Lewis de la molécule (ou de l'ion) on utilise la forme la plus stable, donc la plus probable ; Les autres formes ont parfois un intérêt pour expliquer la réactivité des composés.

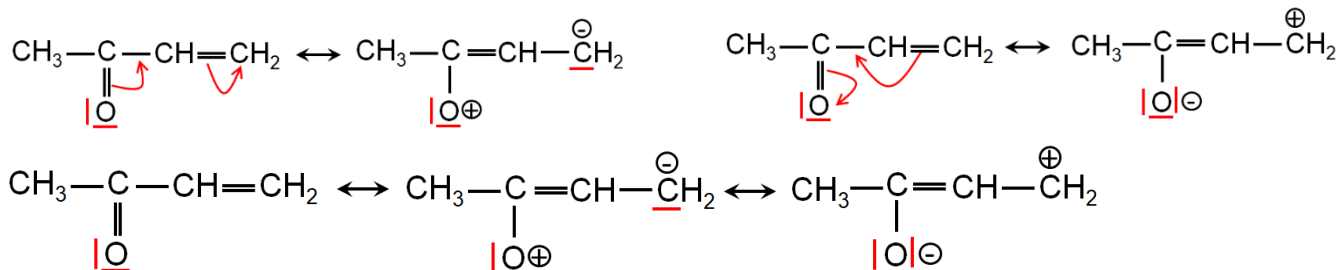
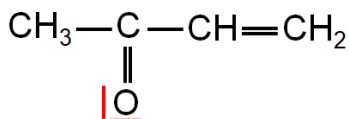
• Parmi les différentes formes mésomères écrites, **la forme la plus probable** :

- possède un nombre maximal d'atomes avec un octet d'électrons (*en effet dans certaines formes mésomères, certains atomes ont 6 e<sup>-</sup>*)
- est la forme possédant le moins de charge formelle. Les charges formelles doivent être réduites au maximum. Les charges formelles négatives doivent être portées par les atomes les plus électronégatifs.

**Exemple 1 :** *Le butadiène*

*Il existe donc 2 représentations de Lewis pour le butadiène*

*La forme mésomère la plus probable est la 1<sup>ère</sup> car elle ne contient pas de charges et dans la 2<sup>nde</sup> forme le carbone C+ ne possède que 6 électrons*

**Exemple 2 :** *Le but-3-èn-2-one*

*La forme la plus probable est la 1<sup>ère</sup> car :*

- *la 1<sup>ère</sup> forme ne possède pas de charge.*
- *la 2<sup>nde</sup> forme possède un atome d'oxygène entouré que de 6 électrons*
- *la 3<sup>ième</sup> forme possède un atome de carbone entouré que de 6 électrons*