

Un moyen mnémotechnique simple, pour vérifier les notations moléculaires de Lewis*

par J.-P. FOULON

Lycée Henri IV - 23, rue Clovis - 75231 Paris cedex 05

Les structures de Lewis s'intéressent aux liaisons intramoléculaires ; elles sont caractérisées par des doublets électroniques, que l'on représente habituellement par une «paire électronique» (:) ou conventionnellement par des «tirets électroniques» (-).

Cette manière d'écrire obéit à des règles bien précises, que l'on rencontre dans de nombreux ouvrages «scolaires» ; on peut signaler la mise au point de huit pages du début du livre de Chimie Organique de Vollhardt, traduit en français par P. Depovere [1].

Dans cet article, on se propose de donner un moyen simple, pour vérifier l'exactitude des écritures de Lewis des espèces chimiques polyatomiques simples : molécule, cation, anion.

On reprendra la méthode introduite récemment (1990) dans l'article de Al. MOUSSAWI [2], publié dans le Journal of Chemical Education ; puis on généralisera la méthode, en l'appliquant, en particulier, aux radicaux.

1. BUT

Soit une molécule : AX_n , où on note :

A : l'atome central,

X : les atomes liés à A,

n : le nombre d'atomes liés à l'atome central.

* N.D.L.R. : Cet article reprend une communication écrite affichée lors des 10^e Journée de la Division Enseignement de la Société Française de Chimie (10^e JIREC) de Grenoble (mai 1993).

Le «but du jeu» est de déterminer le type de structure associée : AX_nE_p , où p est le nombre de paires libres (restant) de l'atome central.

2. ÉNONCÉ DE LA RÈGLE

Elle peut se présenter sous la forme d'une «division euclidienne» $a = b \cdot q + r$, avec $b = 8$.

- Le dividende (a) est le nombre total d'électrons de valence de tous les atomes A et X du système chimique étudié.
- Le diviseur (b) est égal à 8.
- Le quotient (q) donne le nombre d'atomes liés à l'atome central.
- Le reste (r) correspond au nombre d'électrons non liés, restant sur l'atome central.

On peut donc en déduire le type structural : AX_nE_p , où p est le nombre de paires non liantes, avec $p = r/2$!

3. EXEMPLES D'APPLICATION DE LA RÈGLE

Premier cas : CO_2

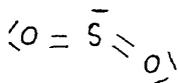
- nombre d'électrons de valence de l'atome de carbone : 4,
- nombre d'électrons de valence de l'atome d'oxygène : 6×2 ,
- ce qui donne : 16 électrons de valence.

La division est : $16 = 8 \cdot q + r$, ce qui donne : $q = 2$ et $r = 0$, le système est du type AX_2 ; la notation de Lewis est : $\langle O = C = O \rangle$.

Second cas : SO_2

- nombre d'électrons de valence de l'atome de soufre : 6,
- nombre d'électrons de valence de l'atome d'oxygène : 6×2 ,
- ce qui donne : 18 électrons de valence.

La division est : $18 = 8 \cdot q + r$, ce qui donne : $q = 2$ et $r = 2$, le système est du type AX_2E ; la notation de Lewis est :

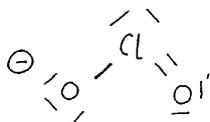


Troisième cas : $\text{ClO}_2^{(-)}$ anion chlorite

- nombre d'électrons de valence de l'atome de chlore : 7,
- nombre d'électrons de valence de l'atome de l'oxygène : 6×2 ,
- il faut ajouter un électron, correspondant à la charge de l'anion, ce qui donne : 20 électrons de valence.

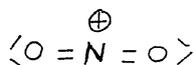
La division est $20 = 8 \cdot q + r$, ce qui donne : $q = 2$ et $r = 4$, le système est du type AX_2E_2 .

La notation de Lewis est :

**Quatrième cas : $\text{NO}_2^{(+)}$: cation nitronium**

- nombre d'électrons de valence de l'atome d'azote : 5,
- nombre d'électrons de valence de l'atome d'oxygène : 6×2 ,
- il faut retrancher un électron, correspondant à la charge du cation, ce qui donne : 16 électrons.

La division est : $16 = 8 \cdot q + r$, ce qui donne $q = 2$ et $r = 0$, soit un système du type : AX_2 ; la notation de Lewis est :

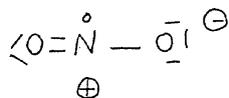
**Cinquième cas : généralisation aux radicaux : Exemple NO_2**

- nombre d'électrons de valence de l'atome d'azote : 5,
- nombre d'électrons de valence de l'atome d'oxygène : 6×2 .

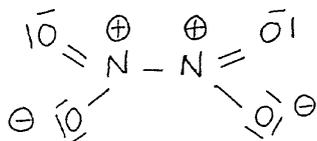
Ce qui donne : $a = 17$ électrons.

La division est : $17 = 8 \cdot q + r$, ce qui donne : $q = 2$ et $r = 1$.

Le système est du type $AX_2E_{0,5}$, ce qui correspond à un radical dont la notation de Lewis est :



On peut donc comprendre l'instabilité relative de NO_2 qui se dimérise spontanément en N_2O_4 , par couplage radicalaire, soit en notation de Lewis :



4. APPLICATIONS DE LA MÉTHODE

On retrouve, finalement et facilement, les types structuraux classiques AX_nE_p , à l'aide de la théorie de la V.S.E.P.R. (répulsion des paires électroniques de la couche de valence) de *Gillespie*.

Ainsi : les exemples traités précédemment conduisent aux géométries suivantes :

CO_2 :	AX_2 :	molécule linéaire
SO_2 :	AX_2E :	molécule coudée
$ClO_2^{(-)}$:	AX_2E_2 :	anion coudé
$NO_2^{(+)}$:	AX_2 :	cation linéaire
NO_2 :	$AX_2E_{0,5}$:	radical coudé

5. VALIDITÉ DE LA MÉTHODE

Cette présentation ne s'applique pas aux molécules hydrogénées ; la règle de l'octet n'est bien sûr, pas valable pour les atomes d'hydrogène !

L'auteur de l'article cité [2] modifie la méthode, et le lecteur pourra s'y reporter, s'il le souhaite.

CONCLUSION

La méthode proposée et les développements de cet article, présentent, à mon avis, un intérêt pédagogique, dans l'écriture de Lewis, des molécules (non hydrogénées). Pour s'en convaincre un peu, on peut «s'amuser» à retrouver ainsi les notations de Lewis des molécules ou ions azotés suivants: NO, NO₂, NO₂⁻, NO₂⁺, NO₃⁻, toujours délicates chez les élèves...

BIBLIOGRAPHIE

- [1] Chimie Organique de Vollhardt, traduit en français par DEPOVERE aux Éditions Universitaires à Paris (VI^e).
- [2] S.A. Al MOUSSAWI - Journal of Chemical Education, vol. 67, n° 10, octobre 1990, p. 861.

REMERCIEMENTS

Je remercie T. ZOBIRI et C. MESNIL pour la relecture attentive de cette note.