

Notes complémentaires : Notation de Lewis

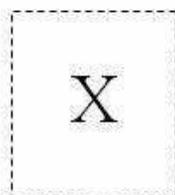
Formules structurales de Lewis (ou notation de Lewis)

Définition

Lewis a proposé de représenter les électrons de valence par des points entourant le symbole de l'élément. Ces électrons peuvent se présenter par paires (**électrons appariés**) ou se présenter seuls (**électrons célibataires**).

Pour bien dessiner la notation de Lewis, on doit d'abord savoir **qu'un atome ne peut jamais avoir plus de huit électrons sur sa dernière couche (règle de l'octet)** et donc, on ne pourra en aucun cas dessiner plus de huit électrons sur le modèle.

Pour ce faire, comme représenté sur l'atome « X » quelconque qui se trouve ci-dessous, on doit d'abord s'imaginer **une boîte qui entoure** le symbole chimique.



La boîte autour de l'atome « X » est imaginaire et ne doit pas être dessinée. On l'utilise pour mieux comprendre la disposition des électrons de valence.

Il faut ensuite connaître le nombre d'électrons de valence de l'atome. Puis, on place les électrons sur les côtés **selon les 2 règles suivantes** :

- Il ne peut y avoir plus de deux électrons par côtés.**
- On doit placer au **moins un électron par côté avant de placer un deuxième électron sur un même côté**. C'est comme lorsqu'on distribue des cartes autour d'une table: on en donne une à chacun avant d'en donner une deuxième.

Voici la représentation selon le modèle de Lewis des atomes de la deuxième période (ligne horizontale) du **tableau périodique**



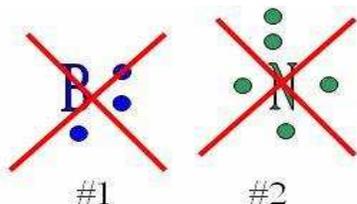
IL est possible de les placer sur n'importe quel côté pourvu qu'on respecte les deux règles de Lewis.

Les doublets d'électrons et la possibilité de liaisons

On appelle **électrons célibataires** les électrons qui **sont seuls sur leur côté**. Les électrons **célibataires** sont **les seuls électrons qui pourront former des liens chimiques** avec les atomes voisins.

Un atome possède autant de possibilités de liaisons qu'il possède d'électrons célibataires. On appelle **doublet d'électrons**, les électrons qui sont au **nombre de deux sur leur côté**. Les électrons ainsi placés en **doublets n'entreront jamais en liaisons chimiques** avec d'autres atomes.

Voici deux exemples d'erreurs fréquentes qui ne doivent pas être faites :



Dans le cas #1, on a placé deux électrons sur le même côté avant qu'il y ait un électron par côté. Dans le cas #2, on n'a pas respecté la boîte imaginaire quand on a disposé les électrons.

****Dans le cas des métaux: Il n'y a aucun doublet d'électrons.**

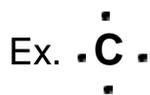


Famille IIIA: 3 é de valence : **3 é célibataires** :
L'aluminium peut former **3 liens chimiques**

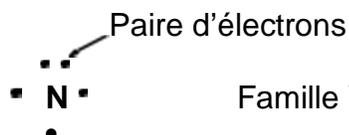


Famille IIA: 2 é de valence : **2 é célibataires**:
Le magnésium peut former **2 liens chimiques**.

****Dans le cas des non métaux: Ils ont tous au moins un électron sur chacun des côtés** : l'on complète ensuite selon le nombre d'électrons de valence restant.



Famille IVA: 4 é de valence : **4 é célibataires** : Le carbone peut former **4 liens chimiques**.



Famille VA: 5 é de valence : L'azote peut former **3 liens chimiques**.

*****RAPPEL IMPORTANT: Seuls les électrons célibataires forment des liens chimiques, jamais ceux des doublets. Dans les métaux, le nombre d'é célibataire(s) correspond au numéro de leur famille. Dans les non métaux, le nombre d'é célibataire(s) correspond à: 8 - le numéro de leur famille.**