

## RAPPELS SUR LE FORMALISME DE LEWIS

- **La règle de l'octet :**

Un atome cherche toujours à acquérir la *configuration électronique* la plus stable, qui est celle du *gaz noble* le plus proche de lui dans la classification périodique.

Il possède alors 8 électrons – 2 si c'est l'hydrogène – sur sa couche *externe* ou *périphérique*, c'est à dire celle qui est la plus éloignée du noyau.

Pour cela, l'atome peut : - s'ioniser

- former des liaisons de covalence ou liaisons covalentes.

- **Liaisons de covalence :**

C'est la mise en commun de deux électrons entre deux atomes : ces électrons sont forcément des électrons périphériques, appelés *électrons de valence*, car, étant les plus éloignés du noyau, ce sont les moins liés énergétiquement au noyau.

Quand un atome peut former une liaison de covalence, il est dit *monovalent*, si 2 alors *bivalent*, 3 alors *trivalent*, et enfin 4 alors *tétravalent* : 5 liaisons et plus sont des cas impossibles.

Il existe enfin des liaisons dites *multiples*, *double* et *triple*, mais pas d'avantage.

- **Schéma de Lewis :**

C'est un formalisme qui rend plus concret la structure d'une molécule, sans pour autant rendre compte de sa structure dans l'espace tridimensionnel, en mettant clairement en évidence les liaisons de covalence entre les différents atomes de celle-ci.

On représente l'atome par son symbole et les électrons de valence uniquement.

Pour savoir combien l'atome possède, ou peut posséder, d'électrons de valence, on utilise :

- *le principe dit de Pauli* : la couche électronique n d'un atome possède au plus  $2n^2$  électrons.
- *la formule électronique* : noté (K) (L) (M) etc.... elle indique par un chiffre en exposant sur ces lettres le nombre d'électrons présents sur la couche.

Lorsqu'une couche est remplie, on dit qu'elle est *saturée* – voir Pauli pour nombre maximal d'électrons –, on passe simplement à la couche  $n+1$ .

Remarques :

- 1> les règles de remplissage énoncées ci-dessus sont valables pour les trois premières lignes de la classification, soit le cas du lycée : au delà, ces règles sont mises en défaut.
- 2> L'atome est, dans ce chapitre et le suivant, considéré dans son état énergétique le plus stable, ou *état fondamental*. Lorsqu'il a reçu de l'énergie de l'extérieur – chaleur, lumière...-, il est dit *excité* et toutes les règles précédentes sont mise ne défaut.

Enfin, les électrons susceptibles de s'associer avec d'autres pour que l'atome respecte la règle de l'octet – ou du *duet* si c'est l'atome H –, sont représentés par un point • sinon les autres par un trait –, sachant qu'un point • ne représente qu'un électron tandis qu'un trait – en représente deux.

- **Représentation de Lewis des molécules :**

On distingue les électrons engagés dans une liaison de covalence des autres non engagés.

Pour les premiers cités on parle de *paires d'électrons liés* ou *paires d'électrons liants* ou *paires liantes* ; de plus le mot *paire* peut être remplacé par le mot *doublet*.

Pour les seconds, on parle de *paires d'électrons libres* ou *paires d'électrons non liants* ou *paires non liantes* ; on peut encore utiliser le mot *doublet*.

- **Représentation de Lewis des ions :**

Noter les exemples traités en cours.

- **Insuffisance du modèle de Lewis :**

La structure tridimensionnelle des molécules est un facteur essentiel de leur réactivité ; or Lewis n'en rend nullement compte.

Pour en parler on utilise la méthode dite VSEPR due au chimiste américain Gillespie en 1960.