

Fiche de cours

Vers des entités plus stables : ions et molécules

L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 LA STABILITÉ DES GAZ NOBLES

Propriété. Les **gaz nobles** (colonne 18) sont extrêmement stables : ils ne forment pratiquement ni ion ni molécule. Leur couche externe est saturée, avec 2 électrons pour l'hélium ou 8 électrons pour le néon et l'argon.

Propriété — règles du duet et de l'octet. pour gagner en stabilité, les autres atomes gagnent, perdent ou mettent en commun des électrons de façon à obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche : 2 électrons sur la couche externe pour les atomes de $Z \leq 4$ (**règle du duet**), 8 électrons pour les autres (**règle de l'octet**).

2 LES IONS MONOATOMIQUES

Méthode — prévoir la charge d'un ion. un atome perd ou gagne le plus petit nombre d'électrons qui lui donne la configuration électronique du gaz noble le plus proche. La colonne du tableau périodique donne directement la charge :

■ DONNÉES — Charge prévue et ions à connaître

Colonne	1	2	13	16	17
Électrons	1 perdu	2 perdus	3 perdus	2 gagnés	1 gagné
Ion formé	X^+	X^{2+}	X^{3+}	X^{2-}	X^-

Ions à connaître : hydrogène H^+ ; sodium Na^+ ; potassium K^+ ; calcium Ca^{2+} ; magnésium Mg^{2+} ; chlorure Cl^- ; fluorure F^- .

Remarque. L'ion H^+ est un atome d'hydrogène qui a perdu son unique électron : il ne reste que le noyau, d'où son autre nom de **proton**. Sans aucun électron, il fait exception à la règle du duet.

Propriété — solide ionique. un solide ionique est électriquement **neutre** : sa formule s'écrit cation puis anion, avec les plus petits indices entiers qui compensent les charges (Na^+ et O^{2-} donnent Na_2O ; Mg^{2+} et F^- donnent MgF_2).

3 LA LIAISON COVALENTE ET LE SCHÉMA DE LEWIS

Définition. Une **liaison covalente** est la mise en commun de deux électrons, un par atome. Les deux électrons partagés forment un **doublet liant**, représenté par un *trait entre* les deux atomes. Une paire d'électrons de valence non partagée forme un **doublet non liant**, représenté par un *trait porté par* l'atome.

Définition. Le **schéma de Lewis** d'une molécule représente tous les doublets, liants et non liants, de ses atomes ; chaque atome y respecte la règle du duet ou de l'octet. Une liaison peut être **simple**, **double** (deux doublets liants) ou **triple** (trois doublets liants).

Atome	H	C	N	O	Cl
Électrons de valence	1	4	5	6	7
Liaisons covalentes	1	4	3	2	1
Doublets non liants	0	0	1	2	3

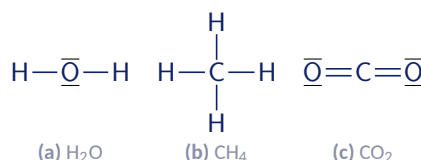


Figure 1 — Schémas de Lewis de l'eau, du méthane et du dioxyde de carbone

Méthode — établir un schéma de Lewis. compter les électrons de valence de chaque atome ; en déduire le nombre de liaisons que chacun doit former (tableau ci-dessus) ; relier les atomes en respectant ces nombres ; compléter avec les doublets non liants ; vérifier enfin le duet ou l'octet autour de chaque atome.

4 L'ÉNERGIE DE LIAISON

Définition. L'énergie de liaison est l'énergie qu'il faut fournir pour rompre une liaison covalente. Plus elle est grande, plus la liaison est **solide** et difficile à rompre.

■ DONNÉES — Quelques énergies de liaison, en J

Liaison	Cl - Cl	C - C	H - Cl	H - H	C = C	C ≡ C
Énergie ($\times 10^{-19}$)	4,04	5,78	7,17	7,24	10,2	13,9

Remarque. Pour deux mêmes atomes, une liaison double est plus solide qu'une liaison simple, et une liaison triple plus solide encore ; mais l'énergie n'est pas proportionnelle au nombre de doublets.

5 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

► SAVOIR-FAIRE

- Énoncer les règles du duet et de l'octet et les relier à la stabilité des gaz nobles.
- Prévoir la charge d'un ion monoatomique à partir de la configuration électronique ou de la colonne.
- Écrire la formule d'un solide ionique en respectant l'électroneutralité.
- Décrire un schéma de Lewis : formule brute, doublets liants et non liants, vérification de l'octet.
- Établir le schéma de Lewis d'une molécule simple (H_2 , HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 , CO_2).
- Comparer la solidité de deux liaisons à partir de leurs énergies de liaison.

6 EXEMPLES TYPES

★ EXEMPLE — prévoir la charge d'un ion

Magnésium, $Z = 12$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, soit 2 électrons de valence. En perdant ces 2 électrons, il obtient la configuration du néon : il forme l'ion Mg^{2+} . Le fluor ($Z = 9$, 7 électrons de valence) gagne au contraire 1 électron et donne F^- .

★ EXEMPLE — formule d'un solide ionique

Solide formé par Al^{3+} et O^{2-} : il faut 2 ions Al^{3+} (charge +6) pour 3 ions O^{2-} (charge -6). La formule est donc Al_2O_3 , électriquement neutre.

★ EXEMPLE — schéma de Lewis de l'ammoniac

L'azote possède 5 électrons de valence : il lui manque 3 électrons pour l'octet, il forme donc 3 liaisons et porte 1 doublet non liant. L'hydrogène forme 1 liaison. La molécule NH_3 comporte 3 doublets liants (N-H) et 1 doublet non liant sur l'azote.

★ EXEMPLE — comparer deux liaisons

D'après le tableau, la liaison Cl - Cl ($4,04 \times 10^{-19}$ J) est la plus facile à rompre, devant C - C ($5,78 \times 10^{-19}$ J), puis H - Cl et H - H, très proches. Pour le carbone, passer de C - C à C = C multiplie l'énergie par $\frac{10,2}{5,78} \approx 1,76$ seulement : la liaison double n'est pas deux fois plus solide.

✗ PIÈGES

- Appliquer la règle de l'octet à l'hydrogène : avec $Z = 1$, il suit la règle du *duet* et ne forme qu'une seule liaison.
- Croire qu'un atome gagne des charges positives en formant un cation : il *perd* des électrons.
- Oublier les doublets non liants dans un schéma de Lewis : ils font partie des électrons de valence et servent à vérifier l'octet.
- Écrire Al_3O_2 au lieu de Al_2O_3 : les indices s'échangent, chacun compensant la charge de l'*autre* ion.
- Penser qu'une liaison double est deux fois plus difficile à rompre qu'une liaison simple : elle est plus solide, mais pas deux fois plus.