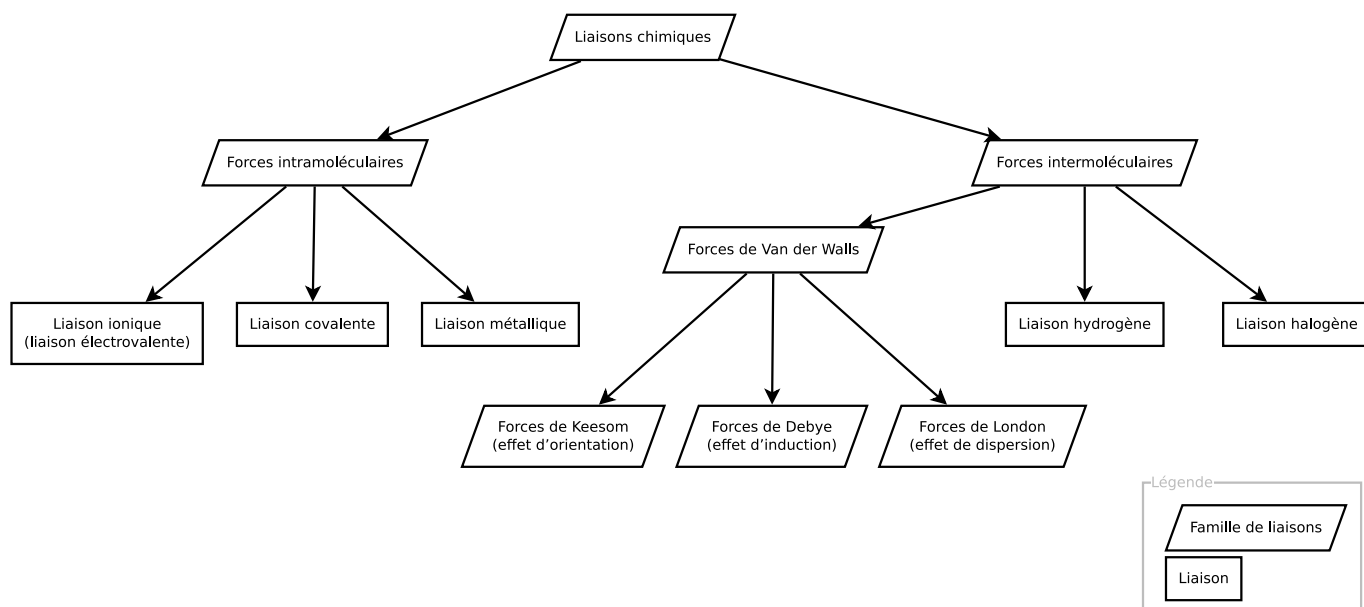


# Les Liaisons chimiques



Les forces intramoléculaires maintiennent ensemble des atomes pour constituer des molécules. Les forces intermoléculaires, essentiellement de nature électrostatique, sont quant à elles des phénomènes d'attraction ou de répulsion entre atomes, ions et molécules constituées.

Les forces intramoléculaires sont plus communes et en général plus fortes que les forces intermoléculaires. Quelques exemples d'énergies de dissociation de ces forces :

Type d'interaction	Energie de dissociation (Kcal / mol)
Liaison covalente	400
Liaison hydrogène	12 - 16
Forces de Keesom	0,5 - 3
Forces de London	< 1

**Liaison ionique (ou liaison électrovalente)** Type de liaison intramoléculaire qui peut s'effectuer entre deux atomes ayant une grande différence d'électronégativité et en général entre un non-métal et un métal. Le métal donne un ou plusieurs électrons et forme un ion positif (cation). Ces électrons sont captés par le non-métal, qui forme alors un ion négatif (anion). La liaison résulte de l'attraction exercée par les charges électriques opposées des deux ions ainsi formés.

Les sels (comme le chlorure de sodium, ou sel de table) sont des exemples de molécules maintenues par des liaisons ioniques.

**Liaison covalente** Type de liaison intramoléculaire dans laquelle deux atomes partagent deux électrons dans leurs couches externes. Les deux électrons peuvent provenir de chacun des deux atomes, ou du même atome.

Dans certains cas, les deux atomes peuvent partager non pas une seule paire d'électrons, mais deux paires (liaison double, comme dans la molécule de dioxygène  $O_2$ ) ou même trois paires (liaison triple, comme entre les deux atomes de carbone de la molécule d'acétylène  $C_2H_2$ ).

La molécule d'eau ou les molécules d'hydrocarbures (alcools, alcanes ...) sont des exemples de molécules maintenues par des liaisons covalentes.

**Liaison métallique** Type de liaison intramoléculaire dans laquelle deux atomes ionisés positivement sont unis par un fluide d'électrons délocalisés, formant une « mer d'électrons ». La nature électronique particulière des liaisons métalliques est responsable de plusieurs

propriétés associées aux métaux, comme leur conductivité électrique et thermique ou encore leur malléabilité. La force des liaisons dans un corps métallique dépend du nombre d'électrons libre par atome.

On trouve évidemment ces liaisons dans les blocs de métaux tels que le cuivre, l'aluminium ou l'or.

**Forces de Van der Waals** Il s'agit de différents types de liaisons intermoléculaires concernant des molécules formant des dipôles.

- Les **forces de Keesom** concernent le cas de paires de dipôles permanents.
- Les **forces de Debye** concernent le cas de paires comprenant un dipôle permanent et un dipôle induit.
- Les **forces de London** concernent le cas de paires de dipôles induits.

**Liaison hydrogène** Type de liaison intermoléculaire impliquant d'un côté une molécule comportant un atome d'hydrogène et de l'autre une molécule comprenant un atome d'oxygène, d'azote ou de fluor. Les polarités de certaines de ces molécules établissent une liaison électrostatique entre ces atomes.

**Liaison halogène** Type de liaison intermoléculaire d'une nature similaire à celle de la liaison hydrogène. Il s'agit d'une liaison électrostatique entre un halogène appauvri en électrons (iode, brome ...) et un composé riche en densité électronique (composés azotés ou oxygénés).