

**Liaison covalente ou doublet liant**  
= 2 électrons de valence  
(chaque atome apporte un électron)

Atome d'hydrogène entouré de 2 électrons = stable : même configuration électronique que l'hélium

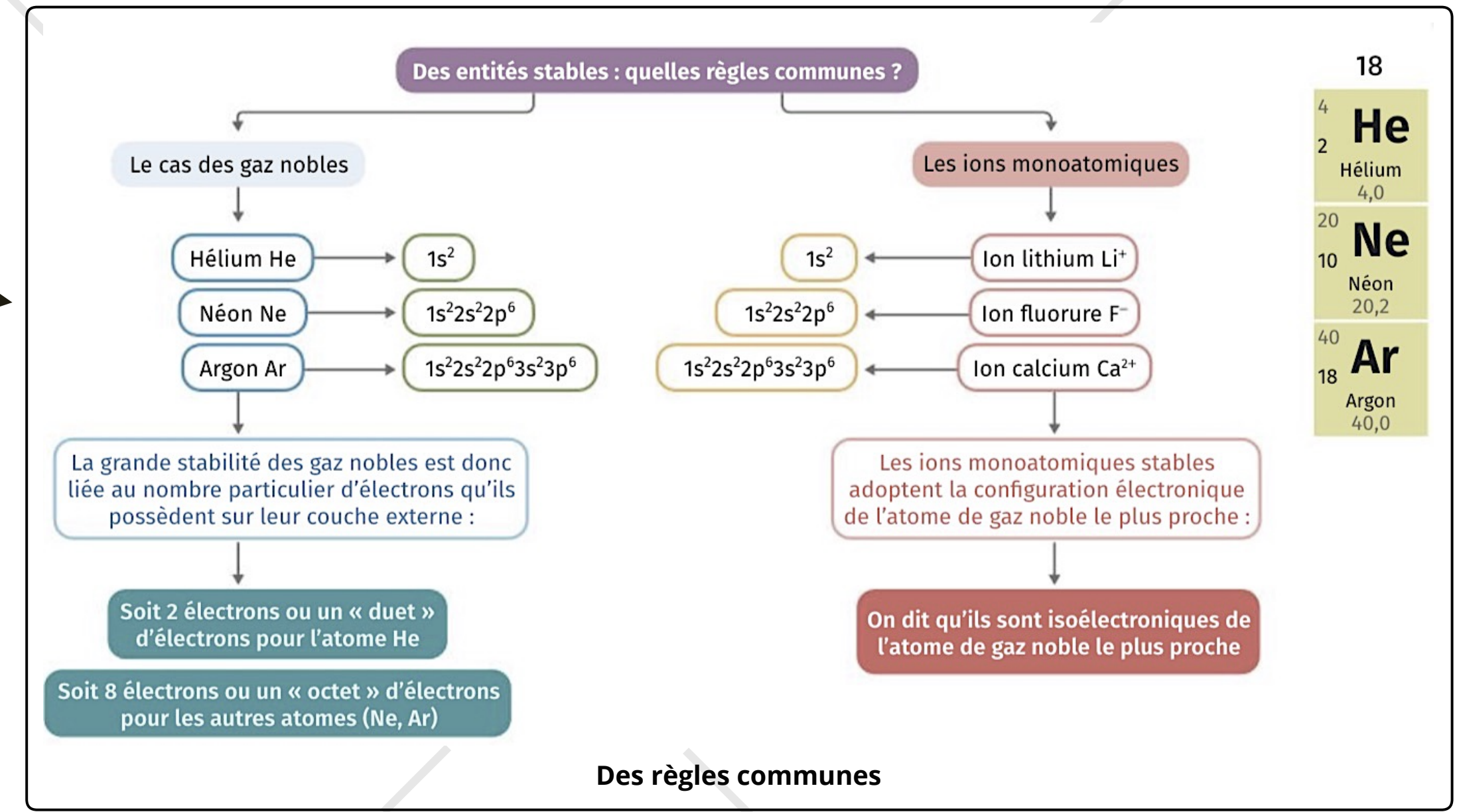
Atome de chlore entouré de 8 électrons = stable : même configuration électronique que l'argon

**Doublet non liant**  
(2 électrons de valence de l'atome non impliqué dans une liaison covalente)

**Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de molécule**

1 1 H 1s <sup>1</sup>							2 4 He 1s <sup>2</sup>
3 7 Li 1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	4 9 Be 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	5 11 B 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	6 12 C 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	7 14 N 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	8 16 O 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	9 19 F 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	10 20 Ne 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
11 23 Na 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	12 24 Mg 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>	13 27 Al 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	14 28 Si 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	15 31 P 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	16 32 S 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	17 35 Cl 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	18 40 Ar 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>

Les gaz nobles sont situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Leur configuration électronique " saturée" leur confère une grande stabilité.



Colonne 1	Colonne 2	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
1 électron de valence*	2 électrons de valence	3 électrons de valence	4 électrons de valence	5 électrons de valence	6 électrons de valence	7 électrons de valence	8 électrons de valence**
Ion X <sup>+</sup>	Ion X <sup>2+</sup>	Ion X <sup>3+</sup>		Ion X <sup>3-</sup>	Ion X <sup>2-</sup>	Ion X <sup>-</sup>	
Alcalins*						Halogènes	Gaz nobles

**Éléments d'une famille chimique :**

- Même colonne de la classification
- Même nombre d'électrons de valence et mêmes propriétés chimiques

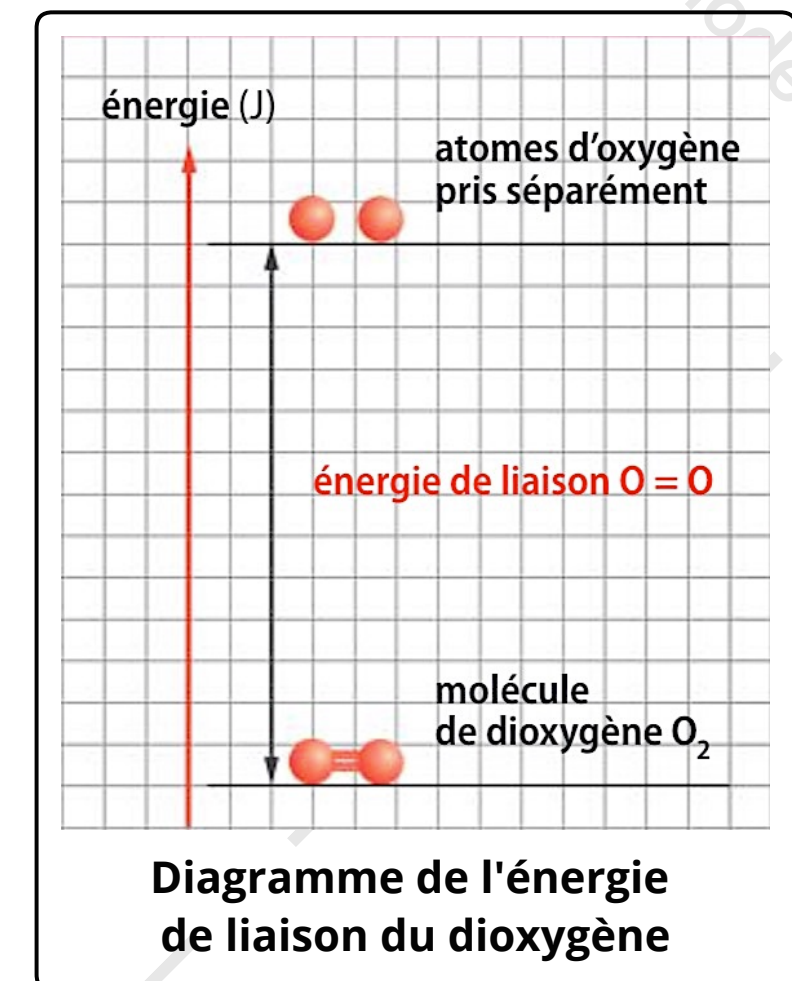
\* Sauf H  
\*\* Sauf He : 2e<sup>-</sup>

Les atomes autres que les gaz nobles se stabilisent en gagnant ou en perdant des électrons afin d'acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche.

La matière est **électriquement neutre** : il y a autant de charges positives que de charges négatives dans une solution ionique ou dans un solide ionique.

Dans cet exemple de solution de chlorure de fer, il y a 3 fois plus d'ions Cl<sup>-</sup> que d'ions Fe<sup>3+</sup>.

**Electroneutralité de la matière**



L'énergie de liaison entre deux atomes est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison. Cette énergie s'exprime en Joule (J)

D'un point de vue énergétique, une molécule est plus stable que les atomes qui la forme pris séparément. Il faut fournir de l'énergie pour la dissocier.

## Stabilité de la matière

## Stabilité des entités chimiques

### Energie de liaison

### Modèle de Lewis

Afin d'acquérir la configuration électronique des gaz nobles, les atomes mettent en commun des paires d'électrons et forment des liaisons de valence appelées aussi doublets liants

Dans une molécule, chaque atome doit respecter la règle du duet (2 électrons) ou la règle de l'octet (8 électrons)

En s'associant entre eux pour former des molécules, les atomes vont chercher à acquérir une plus grande stabilité ; pour cela, ils vont s'entourer de deux ou huit électrons