

Les formules de Lewis des ions

Dans une formule de Lewis comme celle de la figure 4.13, les ions sont représentés selon les règles suivantes :

- Dans le cas des ions positifs, on supprime un point (électron) de la couche de valence pour chaque charge positive de l'ion. En général, cela signifie que tous les points (électrons) sont supprimés. Seul le symbole de l'élément est présenté entre crochets, et sa charge positive est indiquée au-dessus du crochet de droite.
- Dans le cas des ions négatifs, on ajoute un point (électron) dans la couche de valence pour chaque charge négative de l'ion. En général, cela signifie que le symbole de l'élément est entouré de huit points (électrons), mais deux points pour l'hydrogène. Le symbole de l'élément est placé entre crochets, et sa charge négative apparaît au-dessus du crochet de droite.

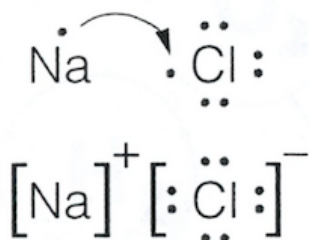


Figure 4.13 La formule de Lewis montrant la formation de NaCl

Les formules de Lewis des composés

Les formules de Lewis peuvent illustrer des liaisons ioniques. La figure 4.14 en montre deux exemples.

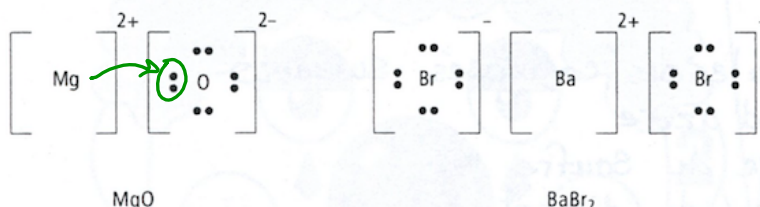


Figure 4.14 Des formules de Lewis représentant l'oxyde de magnésium (MgO) et le bromure de baryum (BaBr₂). L'absence de points (électrons) autour de Mg et de Ba signifie que la couche précédente est saturée. On pourrait l'indiquer en traçant huit points autour de Mg et de Ba, ce qui n'a pas été fait parce que ces huit électrons sont absents de la couche de valence.

Les formules de Lewis permettent aussi de représenter des liaisons covalentes. La figure 4.15 montre le composé covalent HF.

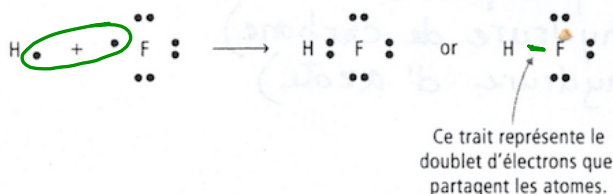


Figure 4.15 L'électron de l'atome d'hydrogène et l'électron libre de l'atome de fluor s'associent pour former la molécule HF. Remarque que l'hydrogène a deux doublets d'électrons (dans une couche saturée ressemblant à celle du gaz noble hélium). De plus, le fluor a quatre doublets d'électrons (dans une couche saturée ressemblant à celle du gaz noble néon).

Les formules de Lewis des molécules covalentes

La figure 4.16 ci-dessous illustre les molécules covalentes H_2O , NH_3 et CH_4 . Compare cette illustration aux schémas de Bohr, plus complexes, de la figure 4.10, à la page 177.

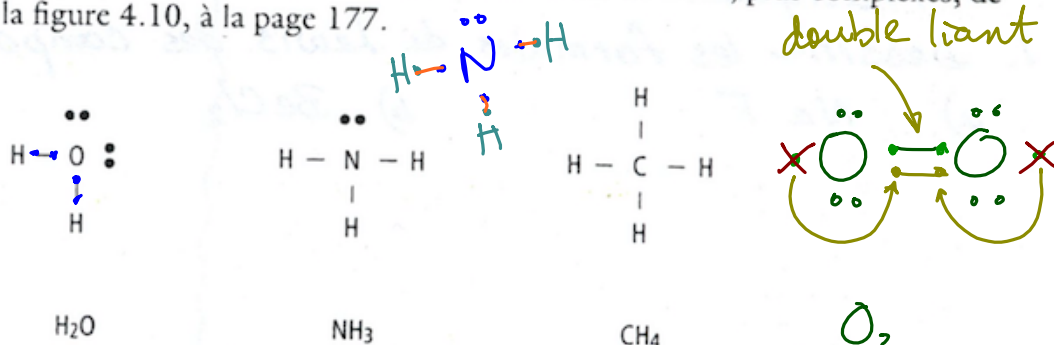


Figure 4.16 Les formules de Lewis de H_2O , de NH_3 et de CH_4

Les formules de Lewis des molécules diatomiques

Les formules de Lewis permettent d'expliquer pourquoi certains non-métaux existent sous forme de molécules diatomiques. Une **molécule diatomique** est une paire d'atomes du même élément qui forment une liaison covalente. Les molécules diatomiques se forment ainsi parce que les molécules à deux atomes sont plus stables que les atomes individuels. Par exemple, le fluor est un gaz diatomique. Quand deux atomes de fluor se lient pour former F_2 , chacun acquiert une couche de valence saturée contenant huit électrons (voir la figure 4.17). L'hydrogène (H_2), l'azote (N_2), l'oxygène (O_2), le chlore (Cl_2), le brome (Br_2) et l'iode (I_2) sont d'autres molécules diatomiques.

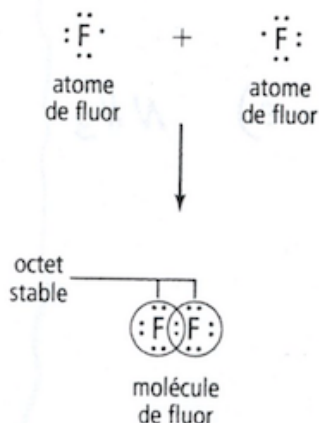
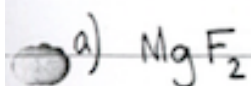


Figure 4.17 Deux atomes de fluor partagent une paire d'électrons pour former une liaison covalente. Remarque que chaque atome acquiert ainsi un octet stable.

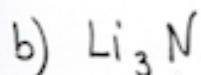
Dessine selon le schéma de Lewis.

ionique ou moléculaire

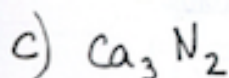
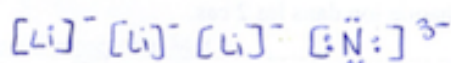
dessin



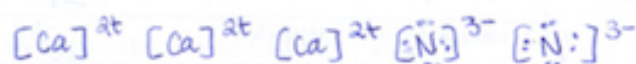
ionique



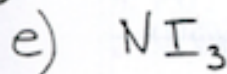
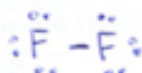
ionique



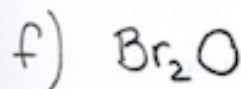
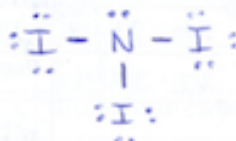
ionique



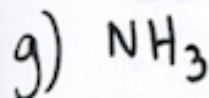
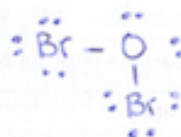
moléculaire



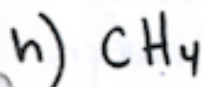
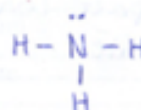
moléculaire



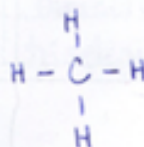
moléculaire



ionique



ionique



i) Combien de doublets non-liants pour NH_3 ?

1 doublet non-liants

(30)

Consolidation des composés ioniques et moléculaires (covalents)

1. Complète la formule du composé ionique et/ou le nom du composé. Inscris la charge de chaque ion dans les 2 cas.

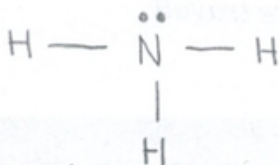
Nom du composé ionique	Charge des ions	Formule
1. carbonate de calcium	$\text{Ca}^{2+} \text{CO}_3^{2-}$	CaCO_3
2. hydroxyde de zinc	$\text{Zn}^{2+} \text{OH}^-$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$
3. iodure de molybdène (V)	$\text{Mo}^{5+} \text{I}^-$	MoI_5
4. carbonate de chrome (III)	$\text{Cr}^{3+} \text{CO}_3^{2-}$	$\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$

2. Ecris la formule du composé covalent (moléculaire) ou le nom selon le cas.

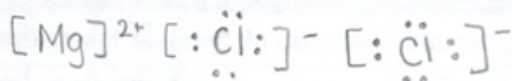
** N'oublie pas de vérifier les molécules diatomiques ou autres (clown)

Formule	Nom
a) FO	Monoxyde de fluor
b) NH_3	trihydrure d'azote
c) P_2O_5	pentaoxyde de diphosphore
d) F_2	fluor
e) SiF_4	tétrafluorure de silicium

4. (a) Dessine un diagramme de Lewis qui représente l'ammoniac (NH_3).



- (b) Dessine un diagramme de Lewis qui représente MgCl_2 .



- (c) Lequel des diagrammes (a) ou (b) a des doublets liants? Combien y en a-t-il?

a) il y a 3

5. Identifie si c'est une liaison ionique ou covalente. Ensuite, écris la formule ou le nom pour les composés suivants.

formule	Ionique ou covalent	nom
a. FeCl_3	ionique	chlorure de fer(III)
b. P_4O_{10}	covalent	decaoxyde de tétraphosphore
c. Na_2SO_4	ionique	sulfate de sodium
d. CS_2	covalent	Bisulfure de carbone
e. O_2	covalent	Oxygène
f. N_2O_3	covalent	trioxyde de diazote
g. SeF_6	covalent	hexafluorure de sélénium
h. NI_3	covalent	Triiodure d'azote
i. S_8	covalent	Soufre
j. NH_4PO_4	ionique	phosphate d'ammonium
k. N_2P_3	covalent	triphosphure de diazote
l. N_2	covalent	azote
m. KBr	ionique	bromure de potassium
n. H_2Se_3	covalent	trisélénure de dihydrogène

