

C4 – Ions et molécules

Ions monoatomiques et liaison de valence

Livre p. 58, p. 76
TP C9 - Identification des ions

I. Ions

1. Formule

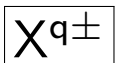
Définition

Un ion est un atome (ou une molécule) qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Types d'ions

- Anion : ion négatif, qui a gagné des électrons.
- Cation : ion positif, qui a perdu des électrons.

Formule d'un ion



X : symbole chimique de l'atome ou formule brute de la molécule
 q : nombre de charges électriques
 \pm (+ ou -) : signe des charges électriques

Remarque

Si l'ion ne contient qu'une seule charge électrique, on n'indique pas le nombre de charge.

Exemples de formules

- L'ion fer III, Fe^{3+} , contient 3 charges positives.
- L'ion sulfate, SO_4^{2-} , contient 2 charges négatives.
- L'ion ammonium, NH_4^+ , contient 1 charge positive.

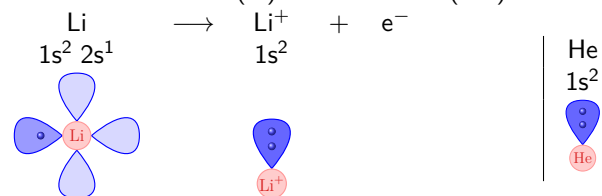
Quelques ions à connaître :

ion hydrogène	ion sodium	ion potassium	ion calcium	ion magnésium	ion fluorure	ion chlorure
H^+	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	F^-	Cl^-

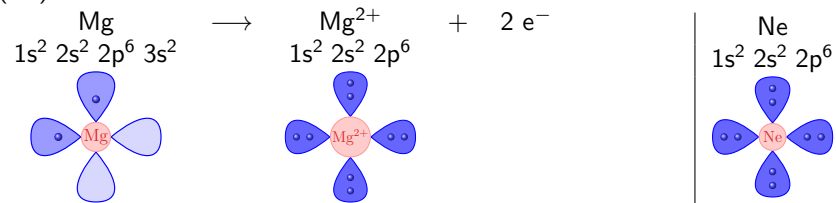
2. Formation des ions monoatomiques

Certains atomes peuvent gagner ou perdre des électrons pour acquérir la structure électronique d'un gaz noble plus stable que la leur.

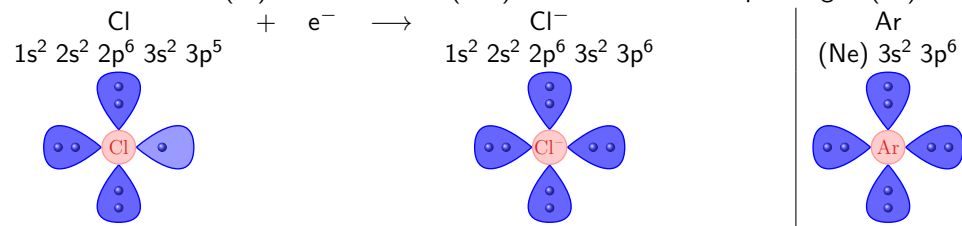
Ionisation du lithium (Li) en ion lithium (Li^+) de même structure que l'hélium (He) :



Ionisation du magnésium (Mg) en ion magnésium (Mg^{2+}) de structure identique au néon (Ne) :



Ionisation du chlore (Cl) en ion chlorure (Cl^-) de même structure que l'argon (Ar) :



Ex. 30 p. 87 – Li

3. Solides ioniques

Les solutions sont électriquement neutres : elles contiennent autant de charges positives que de charges négatives.

De même les solides ioniques sont neutres avant dissolution et séparation en anions et cations.

Exemples

- Dissolution du chlorure de potassium : $KCl_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
- Dissolution du fluorure de calcium : $CaF_{2(s)} \longrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2 F^-_{(aq)}$

Remarque

Dans le nom du solide ionique, les noms des ions sont inversés par rapport à la formule.

Ex. 21 p. 68 – Mg

II. Liaisons

1. Liaison de valence

Dans une molécule, les atomes sont liés entre eux par des liaisons de valence.

Définition

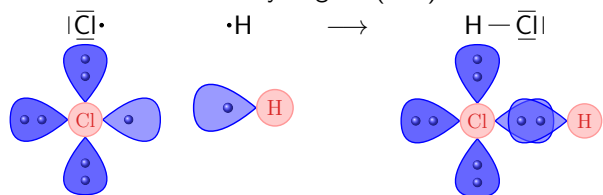
Dans une liaison de valence, deux atomes instables à cause de leur couche de valence insaturée, complètent leurs couches de valence en partageant chacun un électron avec l'autre.

Symbole

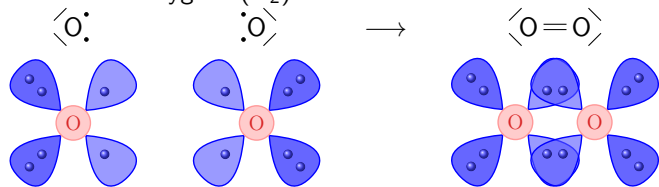
Les deux électrons d'une liaison de valence, appelés doublet liant, sont symbolisés par un trait — entre les deux atomes de la liaison.

Exemples

Molécule de chlorure d'hydrogène (HCl)



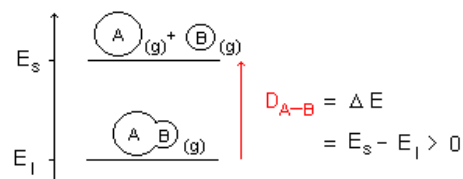
Molécule de dioxygène (O₂)



2. Énergie de liaison

Deux atomes isolés ont une énergie est plus élevée que deux atomes liés par une liaison de valence, ils sont moins stables isolés que liés.

Il faut fournir de l'énergie pour séparer deux atomes d'une liaison dans une molécule.

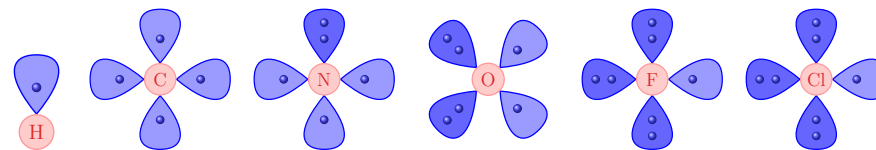


E_l : énergie des deux atomes liés

E_s : énergie des deux atomes séparés

3. Nombre de liaisons

Les électrons « célibataires », c'est à dire seul dans une « case » de la couche de valence d'un élément chimique sont ceux qui forment des liaisons ou doublets liants. Les « cases » complètes forment les doublets non-liants.



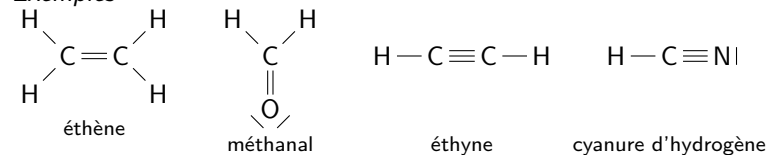
Élément chimique	Structure électronique	Électrons de valence	Doublets liants	Doublets non-liants
hydrogène (H)	1s ¹	1	1	0
carbone (C)	1s ² 2s ² 2p ²	4	4	0
azote (N)	1s ² 2s ² 2p ³	5	3	1
oxygène (O)	1s ² 2s ² 2p ⁴	6	2	2
fluor (F), chlore (Cl)	1s ² 2s ² 2p ⁵	7	1	3

III. Formules chimiques

1. Liaisons multiples

Dans une molécule, les atomes peuvent former des liaisons simples, doubles ou triples (mais pas quadruples) avec un autre atome.

Exemples



Ex. 36 p. 88 – Dichlore

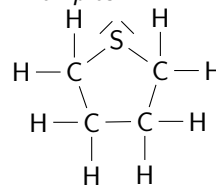
2. Formule brute

La formule brute d'une molécule indique la nature et le nombre d'atomes qui la composent.

Remarques

- Lorsqu'un seul atome est présent, le nombre d'atomes est omis.
- Ordre usuel des atomes : CHON

Exemples



Le tétrahydrothiophène (THT)

C₄H₈S, gaz malodorant utilisé pour détecter les fuites de gaz naturel contient

- 4 atomes de carbone,
- 8 atomes d'hydrogène,
- 1 atome de soufre.

L'hydroxyde d'aluminium Al(OH)₃ contient

- 1 atome d'aluminium,
- 3 atomes d'oxygène,
- 3 atomes d'hydrogène.

3. Formule de Lewis

Dans la formule de Lewis d'une molécule, on représente les doublets liants et les doublets non-liants de chaque atome.

Formules de Lewis de quelques molécules simples :

Ammoniac	Eau	Difluor	Dioxyde de carbone	Méthane
$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$ \bar{\text{F}} - \bar{\text{F}} $	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

Ex. 12 p. 85 – Eau

Exercices

Ex. 14 p. 67

Déterminer une formule de l'iodure de plomb, un composé ionique obtenu en associant des ions plomb Pb^{2+} et des ions iodure I^- .

SOLUTION

D'après le principe de l'électroneutralité de la matière, la charge globale d'un composé ionique est nulle.

Le cation Pb^{2+} porte deux charges élémentaires « + » ; l'anion I^- porte une charge élémentaire « - ». Pour que la charge globale soit nulle, il faut que les charges électriques des anions compensent celles des cations, donc pour un cation Pb^{2+} il faut deux anions I^- .

Une formule du composé ionique est donc : PbI_2 .

APPLICATION - Sur le modèle de l'exercice résolu

Déterminer une formule de l'oxyde de sodium, un composé ionique obtenu en associant des ions sodium Na^+ et oxyde O^{2-} .

Ex. 19 p. 68

a. Recopier les listes ci-dessous. Relier chaque terme à l'exemple qui convient.

Molécule ·	· SO_3^{2-}
Anion ·	· Zn
Cation ·	· Zn^{2+}
Atome ·	· $ZnSO_4$
Composé ionique ·	· SO_2

b. Utiliser le terme adapté pour qualifier chacune des entités dont la formule est donnée ci-dessous.

1. CO_3^{2-} · 2. $C_9H_8N_2O_4$ · 3. Ca^{2+} · 4. Ag · 5. $CaCO_3$ ·

Ex. 21 p. 68

Écrire la formule du composé ionique formé par l'association d'ions magnésium Mg^{2+} et d'ions :

a. O^{2-} · b. CO_3^{2-} · c. I^- · d. SiO_4^{4-} ·

Ex. 22 p. 68

Le chlorure de calcium est un composé ionique constitué d'anions chlorure Cl^- et de cations calcium Ca^{2+} . Choisir, en justifiant, la formule de ce composé ionique parmi la liste suivante :

a. $Ca_{0,5}Cl$ · b. $ClCa^+$ · c. $CaCl^+$ · d. Cl_2Ca ·
e. $CaCl_2$ · f. Ca_2Cl_4 · g. $Cl_{10}Ca_5$ ·

Ex. 24 p. 68

L'aluminium est un métal peu dense. Par réaction avec le dioxygène de l'air, il se recouvre d'une couche d'alumine, un composé ionique qui contient des ions Al^{3+} et O^{2-} . Un traitement adapté permet d'augmenter l'épaisseur et la compacité de cette couche. Les panneaux d'aluminium ainsi préparés sont très résistants à la corrosion ; ils sont utilisés dans le bâtiment et l'aéronautique.

Écrire la formule de l'alumine. Justifier.

Ex. 9 p. 85

L'ion de formule chimique F^- est :

a. l'ion fer. b. l'ion fluor. c. l'ion fluorure. ▶

Ex. 10 p. 85

L'ion calcium a pour formule chimique :

a. Ca^+ · b. Ca^{2+} · c. Ca^{3+} ·

Ex. 12 p. 85

Le schéma de Lewis de l'eau est : $H-\overline{\underset{\cdot\cdot}{O}}-H$

Cette molécule possède :

a. 4 doublets liants. b. 2 doublets liants et 2 doublets non liants. c. 4 doublets non liants. ▶

Ex. 13 p. 85

L'atome d'aluminium Al perd des électrons pour former l'ion aluminium.

À l'aide du tableau périodique (→ **Rabat**), déterminer le nombre de charges électriques de cet ion, puis sa formule.

SOLUTION

L'aluminium est dans la 13^e colonne du tableau périodique. Il perd trois électrons pour avoir autant d'électrons que le gaz noble le plus proche en numéro atomique, c'est-à-dire le néon.

Le nombre de charges électriques de l'ion aluminium est (+3). Sa formule chimique est donc Al^{3+} .

APPLICATION - Sur le modèle de l'exercice résolu

L'atome de soufre S gagne des électrons pour former l'ion sulfure.

À l'aide du tableau périodique, déterminer le nombre de charges électriques de cet ion, puis sa formule.

Ex. 30 p. 87

La configuration électronique du lithium Li à l'état fondamental est : $(1s)^2 (2s)^1$. La configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche est $(1s)^2$.

- Indiquer la colonne du tableau périodique dans laquelle se trouve le lithium.
- Déterminer à quel ion monoatomique il conduit facilement.
- Les éléments hydrogène et sodium se trouvent dans la même colonne que le lithium. Donner les formules des ions formés par ces éléments.

Ex. 31 p. 87

Le fluor F et le chlore Cl possèdent un électron de valence de moins que les gaz nobles.

- Indiquer la colonne du tableau périodique dans laquelle se trouvent ces éléments.
- Déterminer leur nombre d'électrons de valence.
- Déterminer à quels ions monoatomiques ils conduisent. Nommer ces deux ions.

Ex. 32 p. 87

La détermination de la concentration en masse des ions présents dans le sang permet de réaliser un ionogramme.



Sur l'ionogramme qu'il a fait réaliser au laboratoire d'analyses médicales, un patient ne parvient pas à lire la charge de l'ion magnésium. Il s'aide du tableau périodique pour la retrouver.

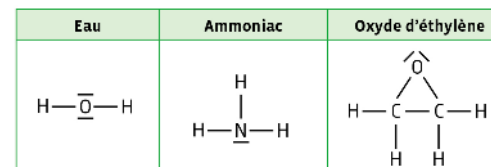
- Relever dans le tableau périodique la position de l'élément magnésium Mg.

Aide méthodologique

- Donner la ligne et la colonne du tableau périodique auxquelles appartient le magnésium.
- Déterminer la charge de l'ion formé par le magnésium puis le nommer.
 - Déterminer le nombre d'électrons que le magnésium a en plus par rapport au gaz noble le plus proche en numéro atomique.
 - Conclure en donnant la formule de l'ion et son nom.

Ex. 33 p. 87

Reproduire les schémas de Lewis ci-dessous et surligner, avec des couleurs différentes, les doublets liants et les doublets non-liants.



Ex. 35 p. 88

Le chlorure d'hydrogène HCl est un gaz corrosif, produit notamment lors d'activités volcaniques.

Le schéma de Lewis du chlorure d'hydrogène est $\overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}-\text{H}$ donné ci-contre.

- À l'aide du tableau périodique, déterminer le nombre d'électrons de valence de l'atome d'hydrogène.
- Le gaz noble le plus proche de l'hydrogène en numéro atomique est l'hélium, de configuration électronique $(1s)^2$. Déterminer combien d'électrons il manque à l'atome d'hydrogène pour avoir le même nombre d'électrons de valence que l'hélium.
- Ce résultat est-il en accord avec le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène ?

Ex. 36 p. 88

Le dichlore Cl_2 est un gaz de couleur vert-jaune, utilisé entre autres pour préparer l'eau de Javel.

Le schéma de Lewis de la molécule de dichlore est $\overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}-\overset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}$ donné ci-contre.

- À l'aide du tableau périodique, déterminer le nombre d'électrons de valence de l'atome de chlore.
- Déterminer le nombre d'électrons qu'il manque à l'atome de chlore pour avoir la configuration électronique de valence du gaz noble le plus proche en numéro atomique.
- Le nombre de liaisons de valence établies par l'atome de chlore est-il en accord avec la réponse précédente ?

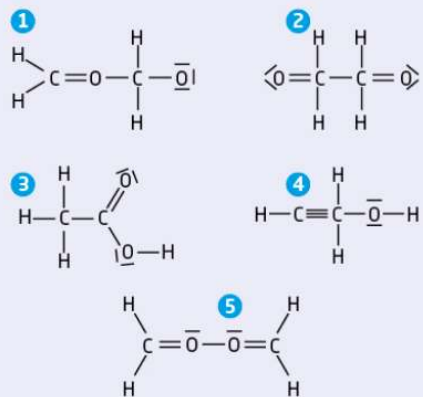


Ex. 50 p. 91

L'acide éthanoïque (ou acide acétique) est une espèce chimique présente dans le vinaigre. Il est responsable de l'odeur si particulière de ce condiment.

Des élèves trouvent la formule brute de l'acide éthanoïque, $C_2H_4O_2$, et tentent de représenter son schéma de Lewis.

Voici les schémas obtenus :



Donnée : un atome forme autant de liaisons de valence que d'électrons qu'il lui manque pour en avoir autant que le gaz noble le plus proche en numéro atomique.

Déterminer le schéma de Lewis correct de l'acide éthanoïque.