

Chapitre 2 : Liaisons chimiques

Objectifs



L'élève doit être capable

- d'expliquer la nécessité d'une liaison chimique,
- d'expliquer la stabilité des atomes des argonides,
- d'énoncer la règle de l'octet,
- de décrire la réaction entre le sodium et le dichlore,
- d'interpréter la réaction entre le sodium et le dichlore au niveau électronique,
- d'indiquer la charge des ions principaux formés par les éléments appartenant aux groupes principaux du T.P.E.,
- d'expliquer la formation d'une liaison covalente pour des corps diatomiques,
- de prédire s'il y a formation d'une liaison ionique ou d'une liaison covalente entre deux éléments donnés,
- d'établir la formule de Lewis de molécules simples.

Mots clés



- | | |
|-------------------------|------------------------------|
| ▪ argonides | ▪ sel |
| ▪ doublet électronique | ▪ liaison covalente |
| ▪ octet électronique | ▪ mise en commun d'électrons |
| ▪ liaison ionique | ▪ molécule |
| ▪ ion | ▪ liaison simple |
| ▪ anion | ▪ liaison double |
| ▪ cation | ▪ liaison triple |
| ▪ transfert d'électrons | ▪ formules de Lewis |
| ▪ réseau ionique | |

2

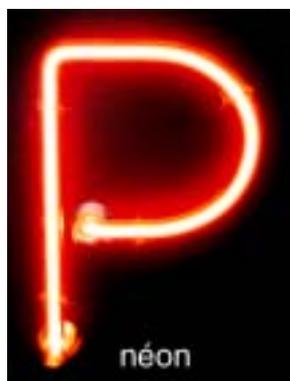
Liaisons chimiques

2.1. Pourquoi des liaisons chimiques ?

Dans l'univers tous les corps tendent à acquérir un état de stabilité maximale. Les atomes n'en font pas exception : ils acquièrent cette stabilité par formation de liaisons chimiques avec d'autres atomes.

2.1.1. Les argonides

Les atomes des éléments de la 8^e colonne du T.P.E. (famille des argonides) sont très inertes¹ chimiquement. Ces atomes se trouvent toujours à l'état isolé, c'est-à-dire ils ne s'associent pas à d'autres atomes par des liaisons chimiques. Les atomes appartenant à la famille des argonides se distinguent donc par une stabilité extraordinaire.



Les argonides sont souvent utilisés dans les tubes luminescents.

Le néon (à gauche) émet une lumière rouge caractéristique.

La lumière émise par l'argon (à droite) est de couleur violette.



En analysant la configuration électronique de ces atomes, on remarque qu'ils possèdent tous une couche de valence pleine :

- la couche de valence (couche K) des atomes d'hélium (He) contient un **doublet électronique** ;
- la couche de valence de tous les autres argonides (Ne, Ar, ...) contient huit électrons. On dit qu'ils possèdent un **octet électronique** sur leur couche de valence.

¹ très peu réactifs (inerte : träge)

2.1.2. Autres éléments

Les atomes appartenant à n'importe quel autre élément ne se trouvent jamais à l'état monoatomique, mais sont associés par des liaisons chimiques.

Tous les atomes tentent d'avoir un **octet électronique sur leur couche de valence**.

Règle de l'octet

Lors d'une réaction chimique, les atomes évoluent pour acquérir un **octet électronique** sur leur couche de valence.

Suivant la nature des atomes associés, on distingue différents types de liaisons.

Nous allons analyser deux types de liaisons plus en détail :

- la **liaison ionique** qui **associe les métaux aux non-métaux**
- la **liaison covalente** qui **relie les atomes de non-métaux**

2.2. La liaison ionique

2.2.1. Étude expérimentale : réaction entre le sodium et le dichlore



Dans un tube à essai à trou latéral, un petit morceau de sodium est chauffé dans la flamme du brûleur Bunsen. Ensuite, le tube contenant le sodium enflammé est introduit dans un récipient rempli de dichlore.



Il y a une réaction vive entre le sodium et le dichlore qui s'accompagne d'un fort dégagement de chaleur et d'une émission de lumière jaune éblouissante.



Comme produit de la réaction des deux réactifs dangereux, on obtient un sel blanc non toxique : le **chlorure de sodium** (NaCl), qui est utilisé comme sel de cuisine.

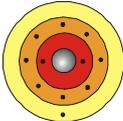
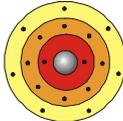
a) *Interprétation*

Lors de la réaction chimique, il y a un changement au niveau du cortège électronique des atomes de sodium et de chlore: ils acquièrent la configuration électronique de **l'argonide** le plus proche dans le T.P.E. qui comporte un **octet électronique** sur la couche de valence.

b) *Formation d'ions*

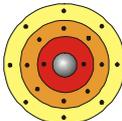
Analysons de plus près la configuration électronique des réactifs de la réaction précédente :

(i) *Configuration électronique des atomes de sodium et de chlore (avant la réaction)*

Na		Cl													
11 électrons	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"> <tr><th>K</th><th>L</th><th>M</th></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>1</td></tr> </table>	K	L	M	2	8	1	17 électrons	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"> <tr><th>K</th><th>L</th><th>M</th></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>7</td></tr> </table>	K	L	M	2	8	7
K	L	M													
2	8	1													
K	L	M													
2	8	7													

Le néon (Ne ; 10 électrons) est le gaz rare dont la configuration électronique est la plus proche de celle de Na (11 électrons).

L'argon (Ar ; 18 électrons) est le gaz rare dont la configuration électronique est la plus proche de celle de Cl (17 électrons).

Ne		Ar											
10 électrons	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"> <tr><th>K</th><th>L</th></tr> <tr><td>2</td><td>8</td></tr> </table>	K	L	2	8	18 électrons	<table border="1" style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"> <tr><th>K</th><th>L</th><th>M</th></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>8</td></tr> </table>	K	L	M	2	8	8
K	L												
2	8												
K	L	M											
2	8	8											

Pour acquérir la configuration électronique de ces gaz rares, tous les atomes de sodium (Na) doivent perdre un électron, tandis que tous les atomes de chlore (Cl) doivent en accepter un.

(ii) Configuration électronique des ions sodium et chlorure (après la réaction)



10 électrons	K	L
	2	8



18 électrons	K	L	M
	2	8	8

Remarque :

En perdant un électron, la couche M du sodium disparaît et l'avant-dernière couche devient dernière couche ; elle présente un octet électronique.

Analysons la charge des deux particules après cette transformation :

Na - 1e⁻	charge
11 protons	+ 11
10 électrons	- 10
charge de l'atome :	+ 1
On note :	Na⁺

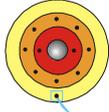
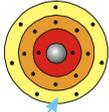
Cl + 1e⁻	charge
17 protons	+ 17
18 électrons	- 18
charge de l'atome :	- 1
On note :	Cl⁻

(iii) Équations ioniques :

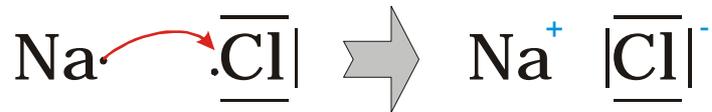


Un atome chargé électriquement est appelé **ion**.
Des ions chargés positivement (p.ex. Na⁺) sont appelés **cations**.
Des ions chargés négativement (p.ex. Cl⁻) sont appelés **anions**.

c) **Tableau récapitulatif**

avant la réaction	Na	Cl
		
 transfert d'électron		
après la réaction	Na ⁺	Cl ⁻
	 cation sodium	 anion chlorure

d) *Écriture de la réaction à l'aide des symboles de Lewis*

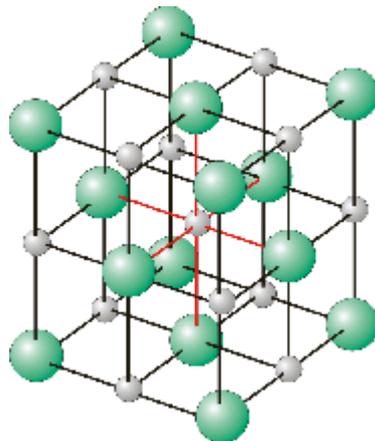


e) *Réseaux ioniques*

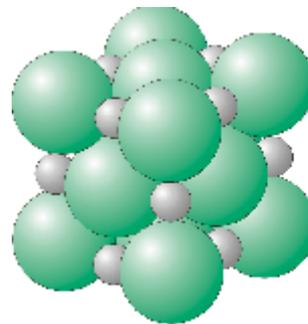
Lors de la réaction entre le dichlore et le sodium, il y a formation de cations (chargés positivement) et d'anions (chargés négativement).

Deux charges de même signe se repoussent, deux charges de signe contraire s'attirent.

Par conséquent, les cations se repoussent entre eux, de même que les anions se repoussent entre eux. Les anions et les cations s'attirent mutuellement ; la force électrostatique responsable de cette attraction est à l'origine de la liaison ionique. À cause des forces d'attraction et de répulsion entre les ions, il se forme un réseau tridimensionnel qu'on appelle **réseau ionique**. Le nombre d'ions dans un réseau ionique est extrêmement élevé.



modèle éclaté
du réseau de NaCl



modèle compact
du réseau de NaCl



Des composés, qui (comme le chlorure de sodium) sont constitués de cations métalliques et d'anions non-métalliques assemblés dans un réseau ionique, sont appelés **sels**.

f) Formules chimiques

- D'une part, un atome de chlore peut accepter autant d'électrons qu'un atome de sodium peut en céder (à savoir un seul).
- D'autre part, le réseau ionique du chlorure de sodium est constitué du même nombre d'ions chlorure que d'ions sodium.
Le réseau ionique est donc globalement neutre.

Dans le réseau ionique de NaCl,
nombre de cations Na^+ = nombre d'anions Cl^-

Comme le réseau est constitué d'un très grand nombre d'ions, la formule chimique correspondante ne peut rendre compte que du rapport entre les deux types d'ions. La formule chimique du chlorure de sodium s'écrit donc :



ou Na^+Cl^- si on veut rendre compte de la charge des ions.

Autres exemples : ☞ voir Infos

- 2.1 page 50: Le chlorure de sodium
- 2.2 page 53: Réaction entre le magnésium et le dioxygène
- 2.3 page 54: Réaction entre l'aluminium et le diiode



2.2.2. Formation des ions à partir des éléments du tableau périodique

a) Éléments situés dans la partie gauche du tableau périodique

Analysons les réactifs de la réaction précédente et des réactions décrites dans les Infos 2.2 et 2.3, situés dans la **partie gauche** du tableau périodique.

sodium :

- un métal alcalin
- situé dans la 1^{re} colonne du tableau périodique :
* 1 électron de valence

magnésium :

- un métal alcalino-terreux
- situé dans la 2^e colonne du tableau périodique :
* 2 électrons de valence

aluminium :

- un métal terreux
- situé dans la 3^e colonne du tableau périodique :
* 3 électrons de valence

Ces **atomes métalliques**, qui ont tous *moins* de 4 électrons de valence, perdent tous leurs électrons de valence en formant des **cations**.

En général

Les atomes métalliques forment des **cations** par perte d'un ou de plusieurs électrons.

b) Éléments situés dans la partie droite du tableau périodique

Lors de la réaction étudiée précédemment et celles décrites dans les Infos 2.2 et 2.3, on a vu les éléments suivants situés dans la **partie droite** du tableau périodique.

- | | |
|-------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| oxygène : | <ul style="list-style-type: none"> • un non-métal • appartenant à la famille des sulfurides : <ul style="list-style-type: none"> * 6 électrons de valence |
| chlore et
iode | <ul style="list-style-type: none"> • deux non-métaux • appartenant à la famille des halogènes : <ul style="list-style-type: none"> * 7 électrons de valence |

Ces **atomes non-métalliques**, qui ont tous *plus* de 4 électrons de valence, acceptent des électrons supplémentaires sur la couche de valence jusqu'à avoir rempli un octet électronique. Ainsi ils forment des **anions**.

En général

Les atomes non-métalliques forment des **anions** par gain d'un ou de plusieurs électrons.

c) Résumé

- Les atomes ayant **moins** de quatre électrons de valence perdent tous leurs électrons de valence lors de la formation des ions.
- Les atomes ayant **plus** de quatre électrons de valence acceptent des électrons jusqu'à avoir un octet électronique sur leur couche de valence.
- Les atomes ayant quatre électrons de valence ne forment des ions que très rarement (ces ions ne seront pas traités dans notre cours).

Remarque

Le nombre d'électrons fournis par un atome métallique et le nombre d'électrons acceptés par un atome non-métallique est égal à la valence des atomes respectifs.

☞ voir exercices 2.1 et 2.2 page 49



2.3. Les liaisons covalentes

2.3.1. Le dichlore

☞ voir Info 2.4 page 56



Le dichlore est un gaz verdâtre.

a) Configuration électronique des atomes de chlore

Les atomes de chlore sont associés en molécules diatomiques. Pour cette raison le corps simple est appelé **dichlore**.

Les deux atomes de chlore ont chacun la configuration électronique suivante :

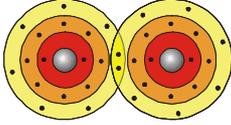
Cl

17 électrons	K	L	M
	2	8	7

De même que les ions dans les composés ioniques, les atomes dans les composés covalents obéissent aussi à la règle de l'octet.

On peut comprendre aisément que dans le dichlore, il est impossible qu'un atome fournisse un électron à l'autre atome, car alors bien qu'un des deux atomes de chlore ait un octet, l'autre aurait seulement 6 électrons de valence...

Ainsi, les deux atomes de chlore isolés mettent leurs électrons en commun et chacun des électrons de la liaison covalente appartient aux deux atomes.

atomes de chlore	
molécule de dichlore	

Après mise en commun des électrons, chacun des deux atomes a rempli sa couche de valence M par 8 électrons.

b) Les molécules

Les non-métaux forment des molécules. Les **molécules** sont composées d'un **nombre déterminé d'atomes**.

Exemple :

Une molécule de dichlore est composée de deux atomes de chlore.

Les liaisons entre les atomes non-métalliques sont appelées liaisons covalentes.

c) Formule chimique

La formule chimique d'un composé covalent indique le nombre **exact** d'atomes que la molécule contient.

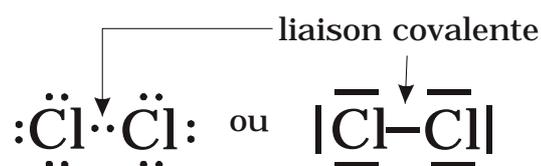
La formule du dichlore est : **Cl₂**

d) Formule de Lewis

Pour écrire les formules de Lewis des molécules, on utilise les symboles de Lewis *étudiés dans le chapitre 1*.

Chaque atome de chlore contribue avec un électron à la formation du doublet électronique de liaison.

Formule de Lewis du dichlore



2.3.2. Autres exemples de liaisons covalentes

☞ voir Infos

- 2.5 page 58: Le dihydrogène
- 2.6 page 61: Le chlorure d'hydrogène



2.4. Liaisons simples et liaisons multiples

Jusqu'à présent, on a seulement considéré les éléments possédant un seul électron célibataire. Considérons les formules des molécules résultant de l'association entre les éléments non-métalliques de la 2^e période et l'hydrogène.

2.4.1. Les liaisons simples dans les composés covalents

La valence d'un atome est égale au nombre d'atomes d'hydrogène que cet atome peut lier.

Puisque l'électron d'un atome d'hydrogène peut seulement être mis en commun avec un électron célibataire, la valence d'un atome est aussi égale au nombre d'électrons célibataires de cet atome.

Groupe	Symbole de Lewis	Formule de Lewis de la molécule	Formule brute	Nom
4	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ ou $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH ₄	méthane
5	$\cdot \overline{\text{N}} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ ou $\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	NH ₃	ammoniac
6	$\cdot \overline{\text{O}} $	$\text{H} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$ ou $\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{O}} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H ₂ O	eau
7	$\cdot \overline{\text{F}} $	$\text{H} \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$ ou $\text{H}-\overline{\text{F}} $	HF	fluorure d'hydrogène

S'il y a une seule liaison entre deux atomes, elle est appelée **liaison simple**.

☞ voir exercice 2.3 page 49



2.4.2. Les liaisons multiples dans les composés covalents

Si entre deux atomes il y a deux ou trois liaisons, on parle de **liaison double** ou **triple**.

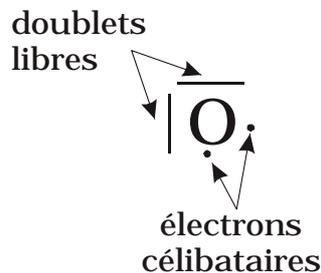
Exemples

a) molécule de dioxygène

Formule brute :

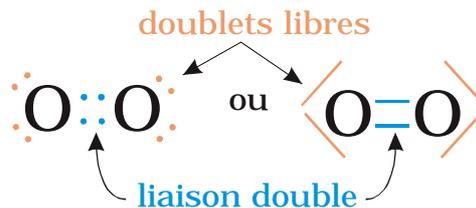


Symbole de Lewis de l'oxygène :



Chaque atome d'oxygène possède deux électrons célibataires. Les deux atomes mettent en commun leurs électrons célibataires.

Formule de Lewis du dioxygène :



b) molécule de diazote

Formule brute :

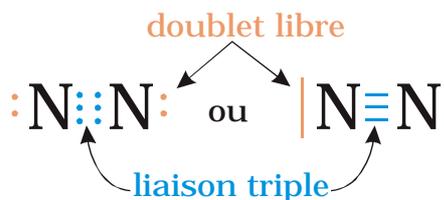


Symbole de Lewis de l'azote :



Chaque atome d'azote possède trois électrons célibataires. Les deux atomes mettent en commun leurs électrons célibataires.

Formule de Lewis du diazote :



c) *molécule de dioxyde de carbone*

Formule brute : **CO₂**

Symbole de Lewis du carbone :

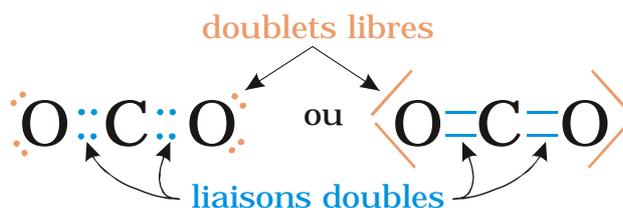


L'atome de carbone met en commun ses quatre électrons célibataires avec les deux atomes d'oxygène.

Symbole de Lewis de l'oxygène :



Formule de Lewis du dioxyde de carbone :



2.4.3. La structure tridimensionnelle des molécules

Les représentations planes des molécules étudiées jusqu'à présent ne rendent pas compte de la structure **spatiale, tridimensionnelle** des molécules. Pour des informations supplémentaires concernant ce sujet :

☞ voir Info 2.7 page 62: *Structure tridimensionnelle des molécules*



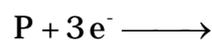
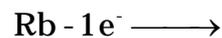
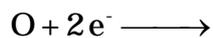


Questions de cours

1. Expliquer la stabilité des argonides.
2. Expliquer la nécessité d'une liaison chimique.
3. Énoncer la règle de l'octet.
4. Interpréter la réaction entre l'élément chlore et l'élément sodium du point de vue électronique. Écrire l'équation de cette réaction à l'aide des symboles de Lewis.
5. Expliquer la formation du réseau ionique de NaCl.
6. Définir les mots suivants :
 - ion,
 - anion,
 - cation,
 - sel,
 - liaison simple,
 - liaison double,
 - liaison triple.
7. Indiquer les noms et les formules de Lewis pour les molécules suivantes.
 - CH₄
 - NH₃
 - H₂O
 - O₂
 - N₂
 - CO₂

Questions de compréhension

8. Indiquer l'ion formé lors des réactions ioniques suivantes :



9. Prédire si les atomes des éléments suivants forment des anions ou des cations lors des réactions ioniques en remplissant le tableau suivant.

<i>nom de l'élément</i>	<i>anion / cation</i>
fer	
brome	
soufre	
cuiivre	
magnésium	

10. Indiquer la différence entre une formule ionique et une formule moléculaire.



11. Indiquer si les éléments sont liés par une liaison ionique ou une liaison covalente. Est-ce que les composés forment des molécules ou des réseaux ioniques ?

nom des éléments	type de liaison	type de composé
chlore et oxygène		
soufre et chlore		
fer et chlore		
carbone et oxygène		
sodium et oxygène		

Questions à choix multiple (QCM) - Une seule réponse est correcte.

12. Les atomes des argonides se trouvent toujours à l'état isolé
 parce qu'ils possèdent un octet électronique sur la couche de valence.
 parce qu'ils possèdent un nombre élevé d'électrons célibataires sur leur couche de valence.
 parce qu'ils ont une couche de valence à moitié vide.
13. Lors de la formation d'ions, les **métaux** se chargent
 positivement négativement pas du tout
14. Lors de la formation d'ions, les **non-métaux** se chargent
 positivement négativement pas du tout.
15. Lors d'une réaction ionique, il y a
 mise en commun d'électrons.
 transfert d'électrons.
 apport d'électrons de l'air environnant.
16. Deux ions placés à proximité l'un de l'autre dont l'un est chargé positivement et l'autre négativement,
 s'attirent.
 se repoussent.
 n'ont aucun effet l'un sur l'autre.
17. La formule ionique dépend
 du nombre d'électrons fournis par le métal et acceptés par le non-métal.
 du nombre d'électrons acceptés par le métal et fournis par le non-métal.
 seulement du nombre d'électrons fournis par le métal ; le non-métal n'a aucun effet sur la formule ionique.



Exercice 2.1

Écrire d'abord la structure électronique des atomes.

D'après la règle de l'octet, quel est l'ion qui se forme préférentiellement ?

Écrire ensuite la structure électronique de cet ion.

		nombre total d'électrons	couche			
			K	L	M	N
atome	F					
ion						
atome	P					
ion						
atome	K					
ion						

Exercice 2.2

En considérant la position des éléments dans le tableau périodique, indiquer les ions que les éléments suivants forment préférentiellement.

- a) azote
- b) soufre
- c) calcium

Exercice 2.3

Écrire les formules de Lewis des molécules contenant les atomes suivants.

Mettre au milieu le symbole de l'atome imprimé en gras qui est contenu une seule fois dans la molécule.

- a) **P** et H
- b) **S** et H
- c) **N** et Cl

Info 2.1

Le chlorure de sodium

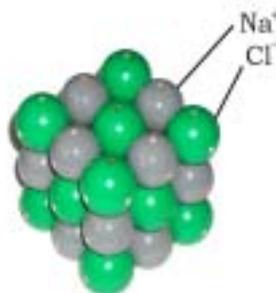
1. Propriétés physiques

masse volumique	2,664 g/cm ³
température de fusion	801°C
température d'ébullition	1413°C
solubilité dans l'eau	environ 36 g dans 100 mL
couleur	incolore
odeur	inodore
savoir	salée

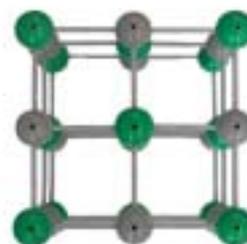
NaCl se présente sous forme de cristaux cubiques incolores.



cristaux de NaCl



modèle compact



modèle éclaté

2. État naturel et production

Le chlorure de sodium est très répandu dans la nature :

- L'eau de mer contient environ 3% de chlorure de sodium (dans 100 g d'eau de mer, il y a donc 3 g de sel).



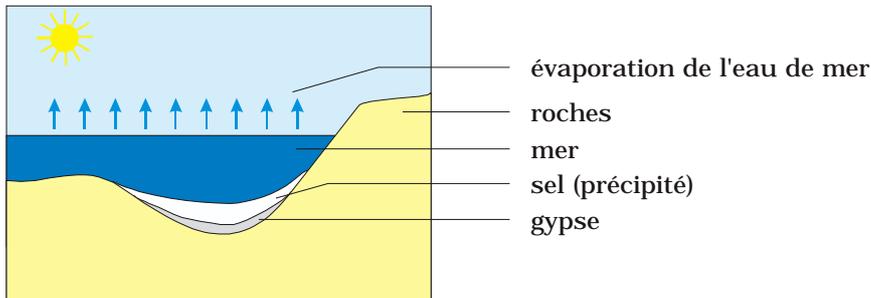
marais salants
en Provence
(France)

Le sel est obtenu par évaporation de l'eau de mer dans des marais salants.

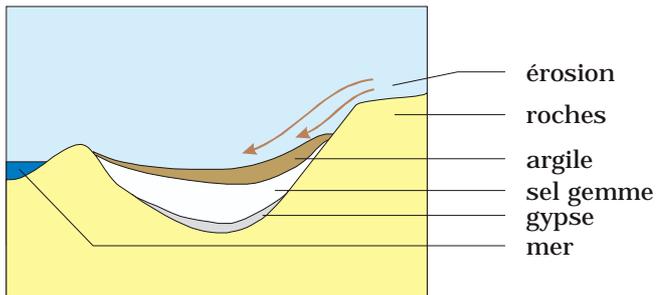
Info 2.1 (suite)

- de grands dépôts de chlorure de sodium sont exploités dans des mines souterraines.

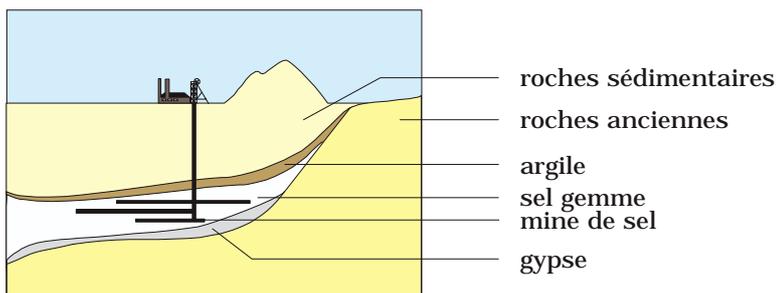
Origine des mines de sel



Il y a 200 millions d'années, l'eau de mer s'évaporait rapidement à cause d'une élévation de la température moyenne globale. L'évaporation de l'eau de mer progressant, la concentration du sel augmentait dans les eaux des mers. Ayant atteint une concentration limite, le sel précipitait et se déposait sur le fond.



En certains endroits la mer desséchait. À cause de l'érosion, le sel déposé fut couvert d'argile qui le protégeait des influences atmosphériques² ultérieures.



Pendant des millions d'années écoulées depuis, d'autres couches sédimentaires se sont déposées sur le sel. Le sel gemme³ est extrait des mines de sel⁴ qui peuvent atteindre des épaisseurs d'un kilomètre.

² influences atmosphériques: Witterungseinflüsse

³ sel gemme: Steinsalz

⁴ mine de sel: Salzbergwerk

Info 2.1 (suite)

3. Utilisation

- Le chlorure de sodium est utilisé abondamment pour le salage des aliments et pour la conservation de la nourriture (viandes et fromages).
- Dans le corps humain, les ions sodium jouent un rôle essentiel dans les neurones, tandis que les ions chlorure sont utilisés dans la production du suc gastrique. Le corps humain contient environ 200 g de chlorure de sodium ; le sang en contient environ 9 g/L. Un apport de chlorure de sodium d'environ 3 g par jour est nécessaire, parce que le corps élimine ce sel dans l'urine et lors de la transpiration.
- Dans nos régions, on utilise le chlorure de sodium pour dégivrer les routes en hiver. Un mélange de sel et d'eau a une température de congélation inférieure à celle de l'eau pure. Ainsi, un tel mélange se solidifie seulement en dessous de 0°C.



Info 2.2

Étude expérimentale de la réaction entre le magnésium et le dioxygène



Introduisons un ruban de magnésium enflammé dans un cylindre rempli de dioxygène.

Dans le dioxygène, le magnésium brûle avec une flamme encore plus éblouissante que dans l'air. La réaction entre le magnésium et le dioxygène est une réaction très violente. Lors de la réaction, il y a formation d'un solide blanc : **l'oxyde de magnésium**.

avant la réaction	
après la réaction	

Écriture de la réaction à l'aide des symboles de Lewis



Un atome d'oxygène accepte les deux électrons fournis par un atome de magnésium. Dans le réseau ionique qui se forme lors de la réaction, il y a le même nombre d'ions magnésium que d'ions oxyde. Le rapport des ions dans l'oxyde de magnésium vaut 1:1.

La formule chimique s'écrit :



ou $\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$ si on veut rendre compte de la charge des ions.



Info 2.3 (suite)

Un atome d'iode peut accepter un électron tandis qu'un atome d'aluminium fournit 3 électrons. Pour pouvoir accepter tous les électrons fournis par l'aluminium, il faut trois fois plus d'atomes d'iode que d'atomes d'aluminium.

L'iodure d'aluminium forme un réseau ionique avec trois fois plus d'ions iodure que d'ions aluminium.

Le rapport des ions Al : I vaut 1 : 3.
La formule chimique s'écrit.



ou $\text{Al}^{3+}(\text{I}^-)_3$ si on veut rendre compte de la charge des ions.

Info 2.4

Le dichlore (Cl_2)

(grec *khlôros* : vert)

Propriétés physiques et chimiques

a) Découverte

Au début des années 70 du XVIII^e siècle, **K.W. SCHEELE** (1742-1786) (voir aussi chapitre 5) était le premier à produire du **dichlore**, mais il n'en reconnaissait pas la nature élémentaire. C'est le scientifique anglais **Humphry DAVY** (1778-1829) qui a réussi à montrer qu'il s'agit d'un nouvel élément chimique.



Humphry Davy
a fait des études dans le domaine de l'électrochimie, ce qui lui a permis de découvrir des éléments comme Na, K, Ca, Mg ...

b) État naturel

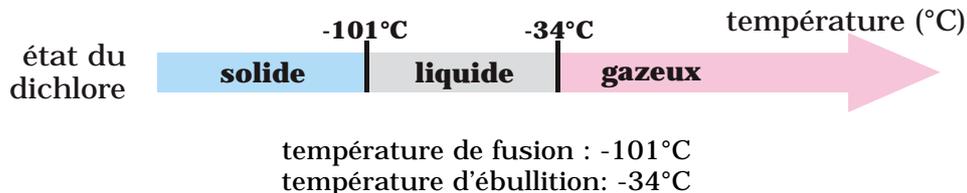
Dans la nature on ne trouve pratiquement pas de dichlore ; les atomes de chlore sont toujours liés à d'autres éléments, principalement sous forme d'ions dans des sels.

c) Propriétés physiques

aux c.n.t.p.⁶ le dichlore est un **gaz**



- jaune-verdâtre,
- à odeur suffocante,
- soluble dans l'eau (environ 2 L de Cl_2 par litre d'eau),
- de masse volumique $\rho = 3,17 \text{ g/L}$,
(environ 2,5 fois plus lourd que l'air).



⁶ conditions normales de température et de pression: $t = 0^\circ\text{C}$ et $p = 1013 \text{ mbar}$

Info 2.4 (suite)

d) *Propriétés chimiques*

Le dichlore est un gaz très réactif.

e) *Toxicité*

- Le dichlore irrite les muqueuses des voies respiratoires déjà à faible concentration.
- Des concentrations plus élevées (environ 0,5 %) conduisent à la mort par suffocation.

f) *Usage*

Le dichlore

- est un désinfectant utilisé dans les piscines (Cl_2 tue des microorganismes),
- est un désinfectant pour l'eau potable,
- a été utilisé comme gaz de combat au cours de la *Première Guerre Mondiale*,
- est utilisé pour la synthèse de l'acide chlorhydrique et de l'eau de Javel,
- était un agent blanchissant⁷ dans l'industrie du papier et des textiles.

Vu la toxicité du dichlore, il n'est plus utilisé de nos jours comme agent blanchissant : pour cette application, il a été remplacé par le dioxygène.



⁷ agent blanchissant : Bleichmittel

Info 2.5

Le dihydrogène (H₂)

Propriétés physiques et chimiques

a) Découverte

Le **dihydrogène** a été découvert par le chercheur anglais **Henry CAVENDISH** en 1766.

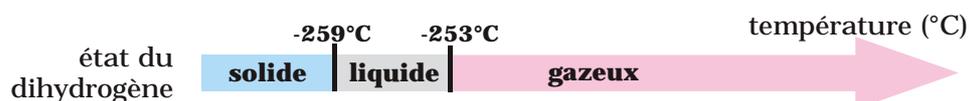
Henry Cavendish (1731-1810), chimiste et physicien britannique, est surtout connu pour avoir découvert la composition de l'eau. En physique, il s'est surtout intéressé aux problèmes d'électrostatique.



b) Propriétés physiques

aux c.n.t.p. le dihydrogène est un **gaz**

- incolore,
- inodore,
- insipide,
- très peu soluble dans l'eau,
- de masse volumique $\rho = 0,089 \text{ g/L}$ (environ 14,5 fois plus léger que l'air).

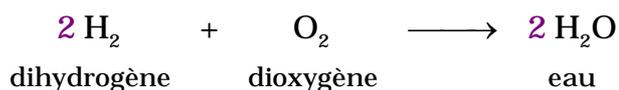


température de fusion : -259°C
température d'ébullition: -253°C

c) Propriétés chimiques

- gaz inflammable : le dihydrogène brûle dans l'air avec une flamme bleuâtre.

Équation



Info 2.5 (suite)

- risque d'explosion du dihydrogène en contact avec l'air, le dioxygène et le dichlore.

exemples d'accidents dus au dihydrogène

- combustion du dirigeable *LZ129 « Hindenburg »* le 6 mai 1937,
- explosion de la navette spatiale *Challenger* le 28 janvier 1986.



**Combustion du dirigeable
*Hindenburg***



**Explosion de la navette
spatiale *Challenger***

d) Usage

Le dihydrogène est utilisé

- dans les procédés d'hydrogénation des composés organiques,
- pour la production d'ammoniac et d'acide chlorhydrique,
- comme carburant des réacteurs de fusées,
- dans la pile à combustible où la réaction du dihydrogène avec le dioxygène libère de l'énergie électrique.

Ainsi espère-t-on à moyen terme pouvoir utiliser le dihydrogène comme carburant à la place des combustibles fossiles (pétrole, essence...).

Remarque

L'élément hydrogène est l'élément le plus abondant dans l'univers (environ 75% de tous les atomes de l'univers sont des atomes d'hydrogène).

Info 2.5 (suite)

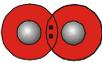
e) Configuration électronique

Les atomes d'hydrogène sont associés en molécules diatomiques. Pour cette raison le corps simple est appelé **dihydrogène**.

Les deux atomes d'hydrogène ont chacun la configuration électronique suivante :

H	
1 électron	K 1

Un atome d'hydrogène ne peut avoir un octet électronique sur sa couche de valence, car la couche de valence K ne peut accepter que deux électrons.

atomes d'hydrogène	
molécule de dihydrogène	

Chaque atome d'hydrogène contribue avec un électron à la formation du doublet électronique de liaison. Ainsi, les atomes d'hydrogène acquièrent la configuration électronique de l'hélium.

f) Formule chimique

La formule du dihydrogène est **H₂**.

g) Formule de Lewis



Info 2.6

Le chlorure d'hydrogène (HCl)

a) Configuration électronique

Les composés covalents ne sont pas nécessairement constitués d'atomes identiques. Ils peuvent aussi être formés par deux ou plusieurs **éléments non-métalliques** différents.

Ainsi le chlorure d'hydrogène est constitué d'atomes de chlore et d'atomes d'hydrogène.

Configuration électronique de l'atome d'hydrogène et de l'atome de chlore

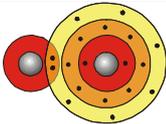
H

1 électron	K
	1

Cl

17 électrons	K	L	M
	2	8	7

Pour remplir les couches de valence respectives, le chlore et l'hydrogène mettent un électron célibataire en commun.

atome d'hydrogène et atome de chlore	
molécule de chlorure d'hydrogène	

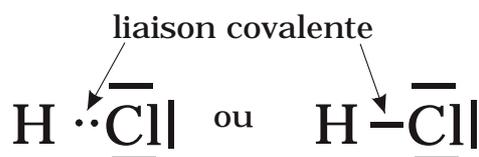
Dans la molécule de chlorure d'hydrogène, le chlore a rempli sa couche M avec 8 électrons, tandis que l'hydrogène a rempli sa couche K avec deux électrons.

b) Formules chimiques

Une molécule de chlorure d'hydrogène est donc constituée d'un atome d'hydrogène et d'un atome de chlore.

La formule du chlorure d'hydrogène est : **HCl**

c) Formules de Lewis



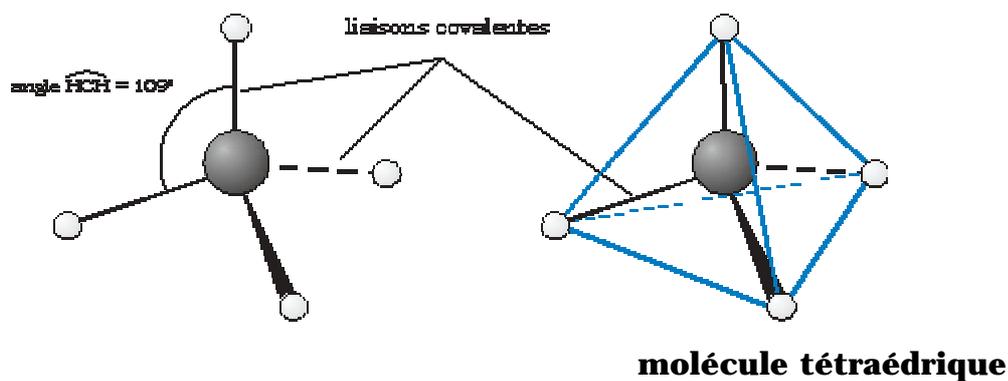
Info 2.7

La structure tridimensionnelle des molécules

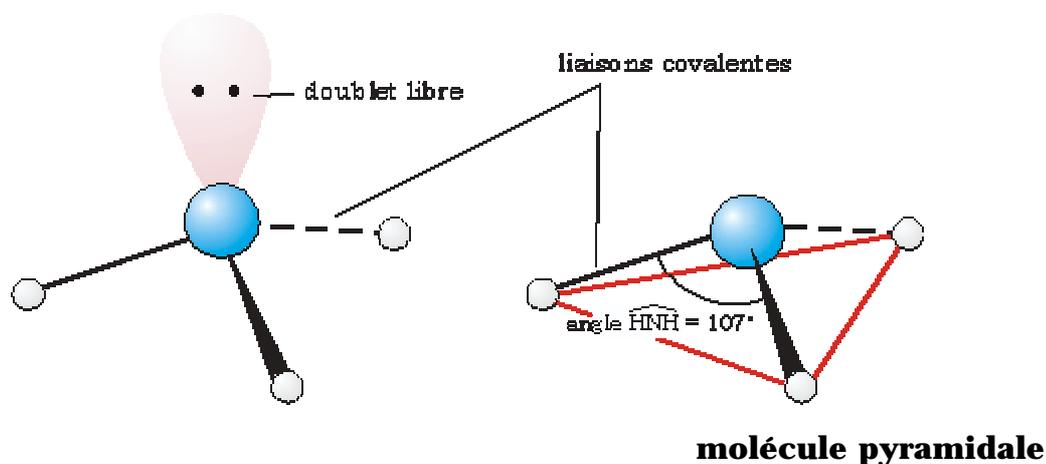
À cause de la répulsion des électrons de valence des différents atomes, les atomes sont le plus éloigné possible les uns des autres.

En analysant les structures électroniques des molécules, on a remarqué que les doublets libres ont des effets de répulsion plus élevés que les liaisons covalentes.

(i) *méthane (CH₄)*

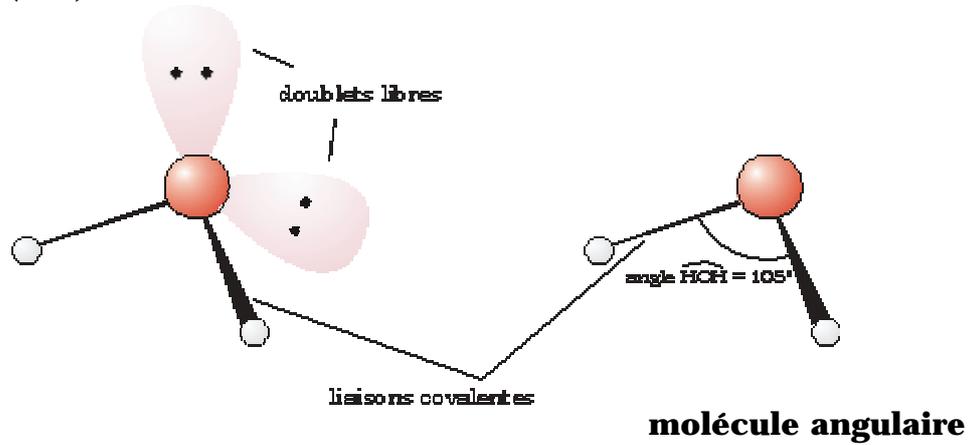


(ii) *ammoniac (NH₃)*

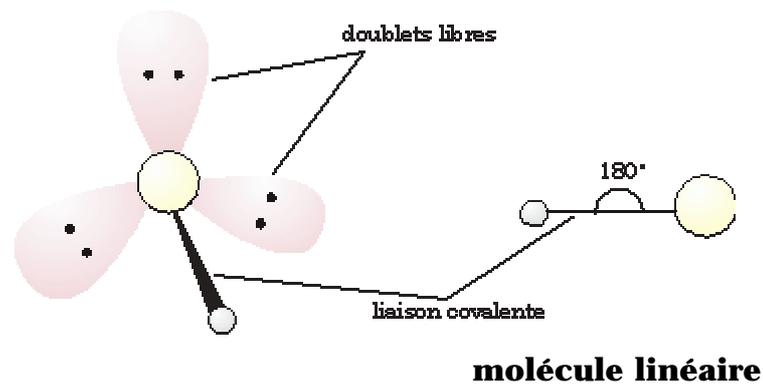


Info 2.7 (suite)

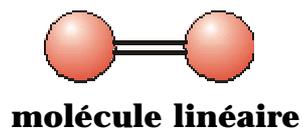
(iii) eau (H_2O)



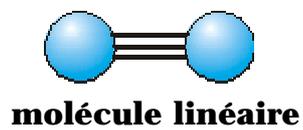
(iv) fluorure d'hydrogène (HF)



(v) dioxygène (O_2)



(vi) diazote (N_2)



(vii) dioxyde de carbone (CO_2)

