

CHAP 3 : VERS DES ENTITÉS PLUS STABLES

1. La configuration électronique des atomes

On a vu chap 2 la composition d'un atome : de son noyau comme de son cortège électronique
Ici on s'intéresse plus particulièrement aux électrons car ce sont les électrons qui sont responsable de la réactivité chimique d'un élément.

Les électrons du cortège électronique ne sont pas tous placés au même endroit : ils se répartissent dans des couches d'électrons, elles-mêmes composées de plusieurs sous-couches.

Les couches sont numérotées 1, 2, 3 etc...

Chaque sous-couche est repérée par une lettre : sous-couche s, sous couche p (et d, f pour les plus gros atomes)

Apprenons à répartir les électrons du cortège électronique dans les couches et les sous-couches :

ACTIVITÉ : CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE DES ATOMES

Document du manuel page 66 : Des règles à connaître

Les électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées $n = 1, 2, 3$, etc.), elles-mêmes composées de sous-couches (notées s, p, d, etc.). La configuration électronique d'un atome décrit la répartition de ses électrons sur les différentes sous-couches.

Règles de remplissage

Couche	Sous-couche
$n = 1$	$1s$
	↓
$n = 2$	$2s \rightarrow 2p$
	↙
$n = 3$	$3s \rightarrow 3p \dots 3d$
	↙

Lorsqu'une sous-couche est pleine, remplir la suivante si nécessaire.

Exemple :
Atome de soufre S ($Z = 16$)

Configuration électronique :
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

6 électrons de valence

Nombre maximal d'électrons par sous-couche

s	p
2	6

Électrons de valence
Électrons des sous-couches de numéro n le plus grand.

En utilisant les données du document ci-dessus, et les exemples deux premières lignes, compléter les autres lignes du tableau ci-dessous. Une classification périodique sera utile pour nommer les éléments chimiques

Atome étudié	Nombre total d'électrons	Configuration électronique	Numéro de la couche de valence	Nombre d'électrons de valence
Atome d'hélium ${}^4_2\text{He}$	2	$1s^2$	$n = 1$	2
Atome $Z = 3$:	3	$1s^2 2s^1$	$n = 2$	1
Atome ${}^{11}_5\text{B}$				
Atome de carbone C	6			
Atome de	10			
Atome de		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$		
Atome de			$n = 3$	5

Pour bien comprendre, voir la vidéo : https://youtu.be/YZ03y_NNbcM

Exercices 5 et 7 page 78

QCM pronote

Bilan à retenir :

- L'enchaînement des sous-couches pour les 18 premiers électrons est 1s puis 2s puis 2p puis 3s et 3p.
- Chaque sous-couche de type s peut accueillir 2 électrons maximum
- Chaque sous-couche de type p peut accueillir 6 électrons maximum
- On remplit les sous-couches dans l'ordre, en passant à la suivante quand la précédente est pleine. Les électrons se placent d'abord dans la sous-couche 1s, lorsqu'elle est pleine, s'il reste des électrons autour du noyau ils vont dans 2s, puis 2p et ainsi de suite.
- On appelle couche de valence : la dernière couche occupée par des électrons

La configuration électronique est l'écriture qui rend compte du remplissage des sous-couches. On y note le nombre d'électron dans chaque sous-couche avec un exposant

Exemple : pour 15 électrons : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ($2+6+2+2+3 = 15$)

Ici la couche de valence est la n°3 avec 5 électrons de valence : 2 dans 3s et 3 dans 3p

2. Comprendre la classification périodique des éléments (tableau périodique)

La classification périodique ou tableau périodique est un grand tableau regroupant tous les éléments chimiques. C'est une mine de renseignements pour tous les chimistes.

Excellente classification en ligne : <https://ptable.com/>

Ce classement a été élaboré par Mendeleïev au XIXème siècle. Il ne s'est appuyé à l'époque que sur la masse des éléments et leur réactivité chimique pour effectuer ce classement.

Comment est construite la version moderne de ce tableau ?

ACTIVITÉ : CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS ET CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

Chaque élément chimique occupe une case différente dans la classification périodique.

On a représenté ci-dessous les trois premières lignes du tableau périodique.

${}_1\text{H}$								${}_2\text{He}$
${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$	
${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$	

1. Comment sont classés les éléments chimiques dans la classification périodique ?
2. Pour chaque case du tableau, écrire sous le symbole de l'élément la configuration électronique de l'atome.
3. Quel est le point commun des configurations électronique des atomes des éléments d'une même ligne ?
4. Quel est le point commun des configurations électroniques des atomes d'une même colonne ?
 - 5.1. Quelle est l'exception à l'observation précédente ?
 - 5.2. Selon-vous pourquoi a-t-on choisi le placer l'hélium (He) au-dessus du néon (Ne) et pas au-dessus du béryllium (Be)?

Bilan de l'activité :

- Dans une colonne, les éléments ont le même nombre d'électrons de valence. Cela leur donne des propriétés chimiques voisines. Leurs réactivités se ressemblent.
Les colonnes sont appelées des familles
- Dans une ligne les éléments ont la même couche de valence. On appelle une ligne une période
- On peut facilement passer de la position à la configuration électronique

Bilan à retenir : Classification simplifiée (Z<19) et classification complète

- Dans la classification périodique les éléments sont rangés par
- Chaque ligne de la classification s'appelle une
- Chaque colonne de la classification s'appelle une

EN SECONDE : LA CLASSIFICATION SIMPLIFIÉE

La classification simplifiée reprend les trois premières lignes du tableau complet, c'est-à-dire les éléments allant de $Z = 1$ à $Z = 18$. Les colonnes y sont numérotées 1, 2 puis 13, 14.. (et non 3, 4..) car à la quatrième ligne, le tableau est écartelé pour laisser rentrer un bloc de 10 colonnes après la colonne 2 (le bloc d).

	1	2		13	14	15	16	17	18
1	H								He
2	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar

bloc s bloc p

Le tableau apporte des informations sur le numéro atomique, mais surtout des informations sur le cortège d'électrons. En effet, on passe à la ligne suivante quand la couche d'électrons est pleine.

- La ligne occupée correspond donc à

Les éléments d'une même période (=) ont

Avec cette organisation on voit apparaître des blocs.

- Le bloc s : les deux premières colonnes 1 et 2 est occupé par les éléments ayant
- Le bloc p : les colonnes 13 à 18 est occupé par les éléments ayant
- La colonne occupée permet de trouver

Les éléments d'une même famille (=) ont

C'est pour cela que, les éléments d'une famille ont des propriétés chimiques voisines, c'est lié à la configuration de la couche de valence

Certaines familles particulièrement remarquables par leurs propriétés chimiques ont un nom à connaître :

Famille 1 : les – famille 17 : les
et famille 18

Applications (au tableau) :

- Quelle est la configuration électronique de l'élément situé à la 1^{ère} colonne de la 3^{ème} ligne ?
- Quelle est la configuration électronique de l'élément situé à la 16^{ème} colonne de la 2^{ème} ligne ?

- Où se place un élément de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^4$
- Où se place un élément de numéro atomique $Z = 9$

Exercices 9 -11 et 12 p 78
 QCM pronote

EN RÉALITÉ : LA CLASSIFICATION COMPLÈTE

Au-delà du 20^{ème} éléments, de nouvelles sous-couches apparaissent et de nouveaux blocs se glissent dans la classification, créant un tableau plus complexe

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Couche 1 :	H																	He
Couche 2 :	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Couche 3 :	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Couche 4 :	K	Ca															Br	Kr
Couche 5 :																	I	Xe
Couche 6 :																	At	Rn
	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	1	2	3	4	5	6
	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14				
	bloc f																	

À votre niveau, vous ne savez pas écrire la configuration des éléments avec $Z > 18$.
 Mais en appliquant les propriétés du tableau périodique, on peut tout de même avoir des informations.

Par exemple :

- Colonne 1 : les alcalins : indiquer la configuration de valence de
 - H :
 - Li :
 - Na :

Par extrapolation, quelle serait la configuration de valence de Cs placé à la 6^{ème} ligne, 1^{ère} colonne :
 Cs :
 Tous les alcalins ont

- Colonne 17 : les halogènes : indiquer la configuration de valence de
 - F :
 - Cl :

Par extrapolation, quelle serait la configuration de valence de I placé à la 5^{ème} ligne, 17^{ème} colonne :
 Tous les halogènes ont

- Colonne 18 : les gaz nobles : indiquer la configuration de valence de
 - Ne :

Ar :

Par extrapolation, quelle serait la configuration de valence de Kr placé à la 4^{ème} ligne, 18^{ème} colonne :
Kr

Tous les gaz nobles ont

3. Les entités chimiquement stables

3.1. Introduction Aspect historique

Petite histoire : Mendéléiev a construit la classification périodique des éléments à une époque où on ne connaissait pas encore l'existence du proton, du neutron, de l'électron. Et de plus de nombreux éléments chimiques n'avaient pas encore été découverts.

Sans connaître la constitution des atomes, il a réussi à organiser les éléments dans un tableau très proche du tableau actuel, il avait même laissé des cases vides en prédisant la découverte des éléments manquants et en décrivant leurs propriétés.

Comment a-t-il fait ?

A noter sur le cours :

A l'époque (XIX^{ème} siècle), Mendéléiev ne connaissait pas proton, neutron et électron. Il a construit le tableau en s'appuyant sur la masse et sur les propriétés chimiques des éléments !

On sait de nos jours que la réactivité chimique est due au nombre d'électrons de valence.

Les éléments qui ont le même nombre d'électrons de valence font des espèces chimiques qui se ressemblent.

En établissant son classement des éléments chimiques, Mendéléiev les a classés, sans le savoir, selon leur configuration électronique.

3.2. Stabilité chimique des atomes et des ions monoatomiques

ACTIVITÉ : STABILITÉ DES ENTITÉS CHIMIQUES

Les espèces chimiques qu'on rencontre dans la nature sont des espèces stables.

Lorsqu'elles ne le sont pas, elles subissent des réactions chimiques les faisant évoluer vers des espèces stables (par exemple : le fer devient de la rouille avec le temps).

Dans l'air, comme dans la mer, les espèces chimiques qu'on y trouve sont des espèces stables.

Document 1 espèces chimiques qu'on peut trouver dans l'air

- Diazote N₂
- Dioxygène O₂
- Argon Ar
- Dioxyde de carbone CO₂
- Néon Ne
- Méthane CH₄
- Dihydrogène H₂
- Hélium He

Document 2 : espèces chimiques qu'on peut trouver dans la mer

- Eau H₂O
- Ion Chlorure Cl⁻
- Ion sodium Na⁺
- Ion sulfate SO₄²⁻
- Ion magnésium Mg²⁺
- Ion calcium Ca²⁺
- Ion lithium Li⁺
- Ion fluorure F⁻

Étude des atomes : Compléter le tableau suivant avec **les atomes** stables présents dans l'air

Atome étudié	Numéro atomique de l'élément chimique	Nombre d'électrons dans l'atome	Configuration électronique	Position dans la classification périodique

Étude des ions monoatomiques Compléter le tableau suivant avec *les ions monoatomiques* stables présents dans la mer

Ion étudié	Numéro atomique de l'élément chimique	Nombre d'électrons dans l'ion	Configuration électronique de l'ion

Conclusion : Quel est le point commun de toutes les espèces stables dont on vient d'écrire la configuration électronique ?

Énoncé de la règle de stabilité : (appelée aussi règle de l'octet ou du duet)

Les atomes naturellement stables sont les gaz nobles (dernière colonne)

He : $1s^2$ (deux électrons de valence dans la couche 1 = un **DUET** d'électrons)

Ne $1s^2 2s^2 2p^6$

Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Et les suivants de configuration de valence $ns^2 np^6$ ($n > 3$) soit 8 électrons de valence : un **OCTET** d'électrons de valence dans des sous-couches s et p

Les atomes qui ne sont pas naturellement stables vont évoluer par réaction chimique pour former des ions ou des molécules qui ont la configuration électronique d'un gaz noble, c'est-à-dire un duet d'électrons si $Z < 5$ ou un octet d'électrons pour les autres atomes.

3.3. Application de la règle de stabilité à la formation d'ions monoatomiques :

A retenir : un atome non stable peut gagner ou perdre des électrons, sans modifier son noyau, pour obéir à la règle de stabilité et acquérir la configuration électronique d'un gaz noble.

Cette modification du cortège électronique sans modifier le noyau entraîne l'apparition d'une charge électrique et conduit à la formation d'un ion. L'ion est positif si on a retiré un ou plusieurs électrons par rapport à l'atome, l'ion est négatif si on a ajouté un ou plusieurs électrons par rapport à l'atome.

Applications :

Rechercher sous quel ion stable existe l'élément oxygène ${}^{16}_8O$

Même question avec l'aluminium ${}^{27}_{13}Al$

Vérifier que l'espèce chimique Cl^+ n'est pas une espèce chimique stable, elle n'existe pas
Proposer un ion stable pour l'élément chlore

Exercices 17, 20 et 29 p 79-81

Remarque importante : lien avec le tableau périodique (à projeter)

On a vu que tous les éléments chimiques d'une même colonne ont la même configuration de valence, ils vont donc avoir le même comportement vis-à-vis de la règle de stabilité et former le même type d'ions.

Exemple : les alcalins ont tous 1 électron de valence, ils vont avoir tendance à la perdre pour former des ions M^+ (H^+ ; Li^+ ; Na^+ ; K^+ ; Rb^+ etc..)

Colonne 2 : ils ont tous 2 électrons de valence qu'ils vont avoir tendance à perdre pour former M^{2+} . (Be^{2+} ; Mg^{2+} ; Ca^{2+} ; Sr^{2+} etc...)

Colonne 16 : ils ont tous 6 électrons de valence, ils vont avoir tendance à capter 2 électrons supplémentaire pour compléter la sous-couche p pour former X^{2-} . (O^{2-} ; S^{2-} ; Se^{2-} etc...)

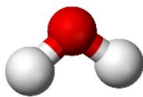

Colonne 17 : les halogènes ils ont tous 7 électrons de valence ils vont avoir tendance à capter 1 électron supplémentaire pour compléter la sous-couche p pour former X^- . (F^- ; Cl^- ; Br^- ; I^- etc...)

3.4. Application de la règle de l'octet à la formation des molécules

Activité : Schéma de Lewis des molécules stables

Selon leurs besoins, les chimistes peuvent représenter une molécule de différentes façons.

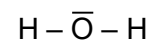
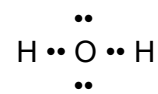
Document 1 : Quelques représentations possibles pour une même molécule.

Type de représentation	Molécule d'eau	Molécule d'éthanol
Formule brute	H_2O	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
Modèle moléculaire		
Formule développée	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - \text{O} & - & \text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & & \end{array}$
Formule semi-développée	Représentation inadaptée pour la molécule d'eau car identique à sa formule brute	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
Schéma de Lewis	$\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} - \text{H}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} & - & \text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & & \end{array}$

Document 2 : Schéma de Lewis signification et exemples

Un schéma de Lewis permet de repérer où se situent les électrons de valence des atomes liés. Chaque tiret du schéma représente 2 électrons.

- Si le tiret est entre deux atomes, il assure la liaison covalente de ces deux atomes, on appelle ce tiret un doublet liant.
- Si le tiret est autour d'un seul atome, il s'appelle doublet non liant.



Nom de la molécule	Chlorure d'hydrogène	Méthane	Ammoniac	Dioxygène	Dioxyde de carbone	Diazote
Formule brute	HCl	CH ₄	NH ₃	O ₂	CO ₂	N ₂
Schéma de Lewis	$\text{H} - \overline{\text{Cl}}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\overline{\text{O}} = \overline{\text{O}}$	$\overline{\text{O}} = \text{C} = \overline{\text{O}}$	$\overline{\text{N}} \equiv \overline{\text{N}}$

Questions :

1. Une molécule est stable si chaque atome de la molécule est stabilisé.
Pour les atomes H, C, N, O et Cl, compléter les trois premières colonnes vides.

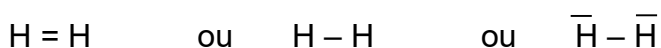
Atome	Numéro atomique	Config. électronique de l'atome	Nb électrons de valence	Nb d'électrons <u>MANQUANTS</u> pour avoir espèce stable	Nb de doublets liants autour de l'atome
H	1				
C	6				
N	7				
O	8				
Cl	17				

2. Observer les schémas de Lewis des molécules du doc 2 et repérer, quelle que soit la molécule étudiée, le nombre de doublets liants présents autour de chaque d'atome. Compléter la dernière colonne du tableau. En tirer une généralisation :
3. Compter le nombre total de doublets, liants ou non liants, autour des atomes en gras, en déduire leur nombre d'électrons de valence et montrer qu'ils sont stabilisés dans la molécule.

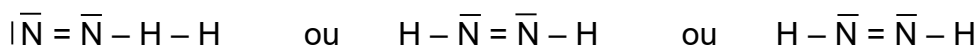
$\text{H} - \overline{\text{O}} - \text{H}$	$\text{H} - \overline{\text{Cl}}$	$\text{H} - \overline{\text{Cl}}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
$\text{H} - \overline{\text{O}} - \text{H}$	$\overline{\text{O}} = \overline{\text{O}}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\overline{\text{N}} \equiv \overline{\text{N}}$

4. En appliquant ce qui a été mis en évidence à la question 2, déterminer dans chaque cas le schéma de Lewis qui est juste. Expliquer vos choix

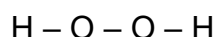
➤ Dihydrogène H₂ :



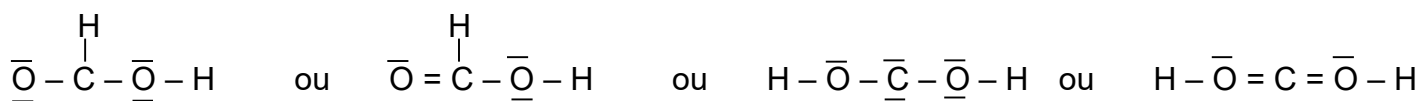
➤ Hydrazine N₂H₄



5. Compléter la formule développée juste de l'eau oxygénée H₂O₂ ci-dessous pour trouver son schéma de Lewis.



6. En appliquant ce qui a été mis en évidence aux questions 1 et 2, déterminer le schéma de Lewis de l'acide formique CH₂O₂ qui est juste. Expliquer vos choix



A retenir

Les atomes peuvent se stabiliser sans perdre ou gagner d'électrons.

Pour cela, ils mettent en commun une partie de leurs électrons de valence de façon à respecter la règle de stabilité et d'acquérir le cortège électronique d'un gaz noble.

La mise en commun d'électron s'appelle une liaison covalente et l'espèce chimique formée par les atomes liés est une molécule. Les électrons non mis en commun sont appelés les électrons non liants, ils sont personnels à un atome.

On peut localiser les électrons de valence dans le schéma de Lewis où chaque tiret représente 2 électrons de valence.

Un tiret entre deux atomes est un doublet liant, un tiret sur un atome un doublet non liant.

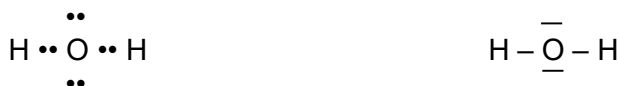
Exemple H₂O

Les atomes isolés ne sont pas stables

H : 1s¹ 1 électron de valence (non stable)

O : 1s² 2s² 2p⁴ : 6 électrons de valence (non stable)

La molécule d'eau organise les électrons de valence ainsi, et elle est stable



Stable car chaque H a 2 électrons dans son cortège (1 doublet liant = 2 électrons liants comme He 1s² donc stable)

et O a 8 électrons dans son cortège (2 doublets liants et 2 doublets non liants = 4×2électrons = 8 électrons comme Ne 1s²2s²2p⁶)

Remarque :

Là aussi, ce qui compte est le nombre d'électrons de valence. Des atomes d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence et forme le même type de molécules.

Ainsi sous O se trouve S, la molécule H₂S existe elle est stable.