

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 6 : Vers des entités plus stables

I. La configuration électronique

- ⊗ Les électrons sont répartis dans des **couches électroniques** qui contiennent des **sous-couches**.
- ⊗ Chaque **couche** est caractérisée par un nombre entier $n > 0$.
 - Une couche n peut contenir au maximum $2n^2$ électrons.
 - $n = 1 : 2 \times 1^2 = 2$ électrons.
 - $n = 2 : 2 \times 2^2 = 8$ électrons.
 - $n = 3 : 2 \times 3^2 = 18$ électrons.
- ⊗ Les **sous-couches** sont notées s, p et d et sont appelées **orbitales**.
 - La sous-couche s peut contenir au maximum 2 électrons.
 - La sous-couche p peut contenir au maximum 6 électrons.

✳ Pour les atomes dont $Z < 19$, les électrons se répartissent selon l'ordre suivant :



✳ Le nombre d'électrons dans chaque sous-couche est noté en exposant.

✳ On remplit au maximum une sous-couche avant de remplir celle d'après.

✳ La dernière **couche** occupée est appelée **couche externe**. Elle contient les électrons de **valence**.

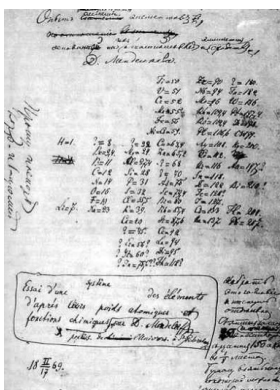
✳ La **répartition des électrons** en sous-couches est appelée **configuration électronique** (ou structure électronique).

Exemple : Structure électronique du Magnésium ($Z=12$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

La couche externe est la $n = 3$ et il possède 2 électrons de valence.

II. Le tableau périodique des éléments

✳ Les chimistes ont toujours voulu tenter de classer les différents éléments. Mendeliev eu l'idée en 1869 de les classer en vu de prédire leur propriété chimique.



Manuscrit du 1er tableau de Mendeliev (1869)

ОПЫТ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ.
ОСНОВАННОЙ НА ВЪЗРАСТЪ АТОМНОГО ВѢСЪ И ЗНАЧЕНІЮ СЛОЖНОСТІ.

	Ti=50	Zr=90	?=180.
	V=51	Nb=94	Ta=182.
	Cr=52	Mo=96	W=186.
	Mn=55	Rh=104,5	Pt=197,5.
	Fe=56	Ru=104,5	Ir=196.
	Ni=58,5	Pd=106,5	O=199.
	Cu=63,5	Ag=108	Hg=200.
H=1			
Be=9,5	Mg=24	Zn=65,5	Cd=112
B=11	Al=27,5	?=68	U=116
C=12	Si=28	?=70	Sn=118
N=14	P=31	As=75	Sb=122
O=16	S=32	Se=79,5	Te=128?
F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,5
		Ca=40	Sr=87,5
		?=45	Ce=92
		Te=96	La=94
		?Y=60	Di=95
		?N=75,5	Th=118?

И. Менделѣевъ

Tableau périodique de Mendeliev (1870)

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VA	VIA	VIA	O	
1																2	
H																He	
3	4									5	6	7	8	9	10		
Li	Be									B	C	N	O	F	Ne		
11	12									13	14	15	16	17	18		
Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	(43)	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Hf	Ta	Pt	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	(85)	86
Cs	Ba	Ln	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	(87)	88
(87)	88	89	90	91	92	(93)	(94)	(95)	(96)	(97)	(98)	(99)					
	57	58	59	60	(61)	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
	La	Ce	Pr	Nd		Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		

Tableau périodique des années 1920-1930 suite aux travaux d'Henry Moseley

⊗ Le tableau actuel contient 7 **lignes**, appelées **périodes**, et 18 **colonnes**, nommées **famille**. Le tableau simplifié ($Z \leq 18$) ne contient que 8 colonnes. Attention, la 3ème colonne est la 13ème.

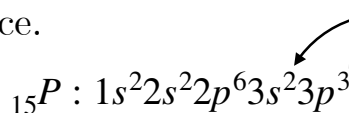
1							18
H	2	13	14	15	16	17	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

⊗ Règles de classement :

- Les éléments chimiques sont classés en lignes par Z croissant.
- Les atomes appartenant à la même période ont le même nombre de **couches** électroniques occupées.
- Les atomes des éléments qui appartiennent à la même **colonne** ont le même nombre d'**électrons de valence**.

⊗ On peut déterminer la position d'un atome dans le tableau grâce à sa configuration électronique. On repère sa couche externe (période) et son nombre d'électrons de valence.

Ex :



n le plus grand est 3

$\Rightarrow 3^{\text{ème}}$ ligne

5 électrons de valence $\Rightarrow 5^{\text{ème}}$ colonne du tableau simplifiée, donc $15^{\text{ème}}$ colonne (XV).

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

III. Les familles chimiques

- ⊗ Les atomes d'une même colonne appartiennent à la même **famille** chimique : ils ont des **propriétés chimiques** communes.
- ⊗ Or l'appartenance à une colonne est liée au nombre d'électrons de valence.
- ⊗ Cela veut dire que les propriétés chimiques sont liées aux électrons de valence.
- ⊗ Quelques exemples de famille :
 - 18^{ème} colonne (XVIII) : Gaz nobles (rares) Les atomes sont **inertes**, ils réagissent très peu. Ils sont **stables**.
 - 1^{ère} colonne (I) : Alcalins.
 - 17^{ème} colonne (XVII) : Halogènes.

IV. Les entités stables

1. Règle de stabilité

- ⊗ Les **gaz nobles** sont **stables** grâce à leur configuration électronique.
- ⊗ Ecrivons leur structure électronique :
He (Z=2) : $1s^2$ Il a 2 électrons de valence (un duet)
Ne (Z=10) : $1s^2 2s^2 2p^6$
Ar (Z=18) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) Ils ont 8 électrons de valence (un octet)
- ⊗ Règle de stabilité : les atomes vont essayer d'obtenir la **même** configuration électronique que celle d'un gaz noble. (c'est-à-dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet)
- ⊗ Pour cela il y a 2 façons :
 - former des **ions** simples.
 - former des **molécules**.

2. Formation d'ions

⊗ En gagnant ou perdant des électrons, un atome va adopter la configuration du gaz noble le **plus proche** dans la classification périodique. L'ion ainsi formé est stable.

Exemples

- Un atome d'aluminium **Al** perd 3 électrons pour obtenir la configuration électronique du néon **Ne**, le gaz noble le plus proche. Il forme l'ion Al^{3+} .
- Un atome de soufre **S** gagne 2 électrons pour obtenir la configuration électronique de l'argon **Ar**, le gaz noble le plus proche. Il forme l'ion S^{2-} .

1								18
H								He
Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar

Diagram illustrating the formation of ions from atoms. The periodic table shows the following elements and their corresponding ion formation:

- Aluminum (Al) loses 3 electrons ($-1e^-$) to form the Aluminum ion (Al^{3+}).
- Sulfur (S) gains 2 electrons ($+1e^-$) to form the Sulfide ion (S^{2-}).

⊗ Étant donné que les atomes d'une même famille ont le même nombre d'électrons de valence, ils forment des ions de même charge.

Remarques :

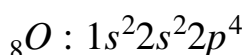
- l'Hydrogène est une exception. Il peut former l'ion H^+ en se débarrassant de son unique électrons (l'ions H^+ a donc aucun électron) et peut aussi former l'ion H^- (hydrure) et avoir une structure électronique identique à celle de l'Hélium.
- le carbone et les atomes présents dans sa colonne ne forme pas d'ions. Pour cela, il faudrait qu'il gagne ou qu'il perde 4 électrons. C'est trop d'électrons perdus ou gagnés, il ne forme pas d'ions.

3. Formation de molécules

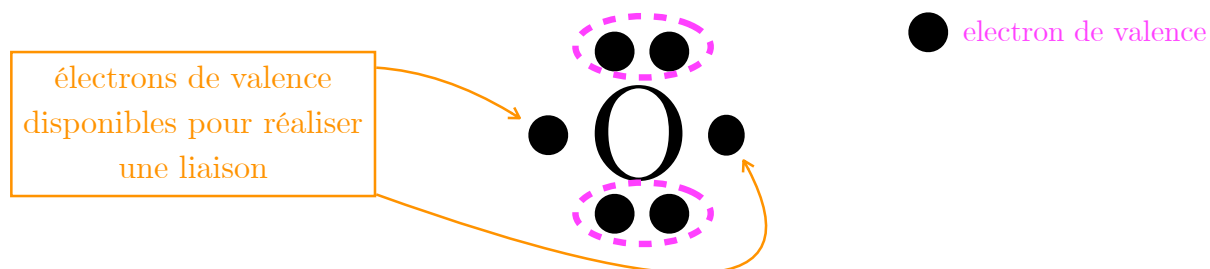
- ⊗ Au lieu de gagner ou perdre des électrons, un atome peut en **mettre en commun** avec un **autre** atome. Le résultat est la formation d'une **liaison** (électronique), dite **covalente** et donc la naissance d'une **molécule**.
- ⊗ Ce sont uniquement les électrons de valence qui peuvent être mis en commun.
- ⊗ Une liaison est aussi appelée doublet liant (doublet = 2).
- ⊗ Les électrons de la liaison appartiennent aux 2 atomes !
- ⊗ **Règles de stabilité : Pour être stable, un atome doit avoir autour de lui un duet (H) ou un octet d'électrons de valence.**
- ⊗ Le schéma de Lewis est une représentation simplifiée d'une molécule, mettant en évidence :
 - le symbole des éléments présents.
 - les électrons de valence, représentés par des doublets liants ou non liants.

Mais qu'est ce qu'un doublet non liant ?

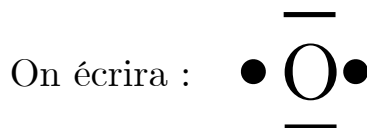
Ecrivons la configuration électronique de l'atome d'oxygène (Z=8)



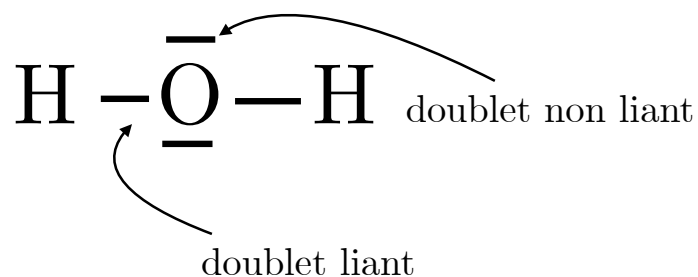
Il a **6** électrons de valence. Afin d'être stable il faut qu'il en gagne 2, il doit donc réaliser **2 liaisons** covalentes. Faire une liaison \Leftrightarrow gagner un électron



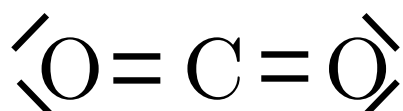
Les électrons de valence qui n'engagent pas de liaison vont s'appareiller par deux et former des **doublets non liants** (des doublets qui ne font pas de liaisons). Les doublets non liants appartiennent **uniquement** à l'atome.



Exemple : Molécule d'eau H_2O



Exemple : Dioxyde de carbone CO_2



⊗ Il existe des doubles et triple liaisons.

⊗ Grâce à la représentation de Lewis, on peut vérifier que les règles de stabilités sont respectés.

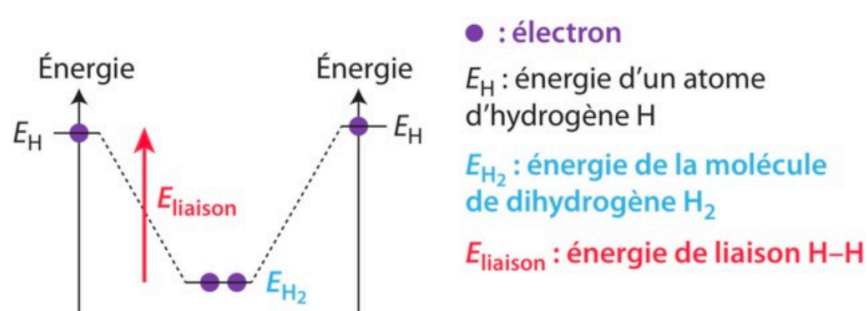
4. Energie de liaison

⊗ En se liant par une liaison covalente, deux atomes gagnent en stabilité énergétique.

⊗ L'**énergie de liaison** d'une liaison covalente A–B correspond à l'**énergie** nécessaire **pour rompre** la liaison et reformer les atomes isolés A et B.

⊗ Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

⊗ Par exemple, la molécule de dihydrogène H_2 est plus stable en énergie que les deux atomes isolés H.



5 Dénombrer les électrons de valence

✎ Rédiger une explication.

À l'aide du tableau périodique simplifié ci-dessous, dénombrer les électrons de valence d'un atome de soufre S et d'un atome de bore B.

1							18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

6 Identifier des éléments

✎ Mobiliser ses connaissances.

À l'aide du tableau périodique simplifié de l'exercice 5, déterminer le (ou les) symbole(s) du (ou des) élément(s) dont les atomes ont 3 électrons de valence.

14 Identifier des atomes stables

✎ Mobiliser ses connaissances.

Identifier les atomes stables parmi ceux dont les configurations électroniques sont données ci-dessous. Justifier.

- a He : $1s^2$ b Li : $1s^2 2s^1$
 c F : $1s^2 2s^2 2p^5$ d Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$
 e Mg : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ f Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

16 Utiliser la charge d'un ion

✎ Exploiter des informations.

La chalcantite est un minéral qui contient des ions sulfure S^{2-} .

Déterminer, en justifiant, le numéro de la colonne à laquelle appartient l'élément soufre S.



> Chalcantite

8 Identifier un élément à partir de sa position dans le tableau périodique

✎ Mobiliser ses connaissances.

L'élément fluor se localise dans le tableau périodique à la 2^e période et la 17^e colonne.

1. Parmi les configurations électroniques suivantes, préciser celle qui correspond à un atome de fluor :

- a $1s^2 2s^2 2p^4$ b $1s^2 2s^2 2p^5$ c $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

2. Donner le bloc dans lequel se trouve l'élément fluor.

12 Lire verticalement le tableau périodique



> Sodium métallique

Dans le tableau périodique, l'élément sodium Na se situe juste en-dessous de l'élément lithium Li. L'élément carbone C se situe à la même période que le lithium et deux éléments les séparent.

- a. Dénombrer les électrons de valence d'un atome de lithium.
- b. En déduire le nombre d'électrons de valence de l'atome de sodium.
- a. Déterminer la période des éléments carbone C et lithium Li.
- b. Écrire la configuration électronique d'un atome de carbone à l'état fondamental.

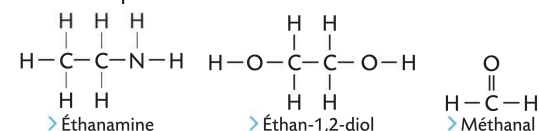
Donnée

La configuration électronique du tableau périodique d'un atome de lithium est $1s^2 2s^1$.

24 Prévoir le nombre de doublets non liants

✎ Mobiliser ses connaissances.

Des schémas de Lewis incomplets de différentes molécules sont présentés ci-dessous.



Recopier ces schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s). Justifier.

21 Choisir un schéma de Lewis

✎ Faire preuve d'esprit critique.

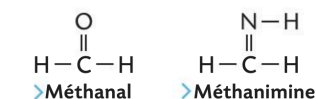
Pour chaque molécule ci-dessous, choisir le schéma de Lewis parmi les deux schémas proposés, sachant que tous les atomes ont une configuration électronique identique à celle d'un gaz noble.

Molécule	Proposition 1	Proposition 2
Méthanal CH_2O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \text{ } \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \text{ } \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$
Acétylène C_2H_2	$\text{H}=\text{C}=\text{C}=\text{H}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

28 Énergie de liaison double

✎ Faire preuve d'esprit critique ; effectuer des calculs.

Voici deux schémas de Lewis incomplets de molécules contenant des liaisons doubles.



- Recopier les schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s), sachant que chaque atome vérifie la règle de stabilité.
- L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.
 - Calculer les énergies de liaison des liaisons $\text{C}=\text{O}$ et $\text{C}=\text{N}$.
 - En déduire, parmi les doubles liaisons $\text{C}=\text{O}$ et $\text{C}=\text{N}$, celle qui est la plus stable.

Données

- $E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H}) = 413 \text{ USI}$.
- $E_{\text{liaison}}(\text{N}-\text{H}) = 391 \text{ USI}$.
- $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = 1\,567 \text{ USI}$.
- $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = 1\,564 \text{ USI}$.

30 Fermentation du jus de raisin

Utiliser un modèle pour expliquer ; effectuer des calculs.

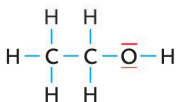
Voir exercice résolu 3 p.89

A Description de la fermentation

Le vin est obtenu par fermentation du jus de raisin. Lors de cette fermentation, une molécule de glucose $C_6H_{12}O_6$ produit deux molécules d'éthanol C_2H_6O et deux molécules de dioxyde de carbone CO_2 . De l'énergie est également libérée. Cette transformation s'accompagne d'une élévation de température du milieu réactionnel.



B Schéma de Lewis de la molécule d'éthanol



- Justifier la stabilité de la molécule d'éthanol en exploitant son schéma de Lewis.
- Recopier le schéma de Lewis incomplet de la molécule de dioxyde de carbone. Le compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s) sachant que chaque atome vérifie la règle de stabilité.
- À l'aide des informations, écrire l'équation de la réaction modélisant la fermentation.
- a. Calculer, en USI, l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons d'une molécule :
– d'éthanol ;
– de dioxyde de carbone.
b. En déduire l'énergie nécessaire pour former les produits de la fermentation d'une molécule de glucose.
- Expliquer l'élévation de température observée lors de la fermentation.

Données

	O-H	C-C	C-H	C-O	C=O dans CO_2
Énergie de liaison (USI)	463	348	413	351	795

- Énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons de la molécule de glucose : 9 403 USI.

40 Un additif alimentaire Voir exercice résolu 2 p.89

Mobiliser ses connaissances, exploiter des informations.

Pour assurer le croquant des cornichons, l'industrie agroalimentaire utilise des additifs qui ont un caractère asséchant et donc affermissant. Les additifs E509 et E511 sont des composés ioniques contenant respectivement les éléments calcium Ca et magnésium Mg.



- L'élément magnésium Mg se situe à la troisième période et deuxième colonne du tableau périodique. Écrire la formule chimique de l'ion monoatomique stable issu d'un atome de magnésium.
- La formule de l'additif E511 est MgX_2 . Déterminer la charge de l'ion issu d'un atome X.
- À l'aide du tableau périodique, indiquer les symboles qui peuvent correspondre à X.
- La configuration électronique de valence d'un atome de l'élément X est : $2s^2 2p^5$. Nommer l'ion issu d'un atome X.
- En déduire la formule chimique du composé ionique constituant l'additif E511.
- La formule chimique de l'additif E509 est CaX_2 . Proposer une hypothèse permettant d'expliquer que les deux additifs ont des propriétés similaires.

15 min

43 CORRIGÉ Fumée de tabac (10 pts)

L'inhalation involontaire de la fumée dégagée par un fumeur est dangereuse pour la santé. En effet, la fumée de tabac contient de l'acide cyanhydrique HCN métabolisé par l'organisme en ion thiocyanate SCN^- qui, en milieu acide, donne l'acide thiocyanhydrique de formule brute HSCN.

1. Pour chaque schéma de Lewis ci-dessous, dresser un tableau recensant pour chaque atome de la molécule le nombre de doublets liants, de doublets non liants et d'électrons qui entourent l'atome.

Proposition 1	Proposition 2
$\text{H}-\bar{\text{N}}=\text{C}=\underset{\cdot}{\text{S}}$	$\text{I}\text{N}\equiv\text{C}-\bar{\text{S}}-\text{H}$

C6 2. Ces atomes respectent-ils la règle de stabilité ?

Utiliser le réflexe 3

- C7 3. a. Pour chacune des propositions, calculer l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons de la molécule.
b. Comparer la stabilité des deux molécules.
4. Ces deux représentations correspondent à des molécules qui existent. Il est d'usage de dire que la molécule la moins présente est celle dans laquelle les atomes de carbone et de soufre partagent 4 électrons. Cette affirmation confirme-t-elle la réponse de la question 3. b. ?

Données

	N-H	S-H	C=N	C≡N	C-S	C=S
Énergie de liaison (USI)	390	364	615	890	272	430