

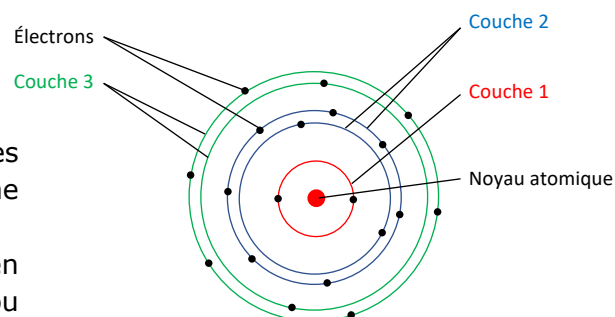


A. Organisation des électrons dans l'atome

1. Le cortège électronique

Le **cortège électronique** est l'ensemble des électrons présents autour d'un noyau atomique. Un atome possède autant d'électrons que de protons.

Les électrons s'organisent autour du noyau en **couches électroniques (1, 2, 3...)**, contenant une (ou plusieurs) **sous-couche(s) électroniques**.



Modèle de l'atome de Bohr permettant de comprendre plus facilement le remplissage des couches électroniques

- Les **sous-couches s** accueillent un **maximum de 2 électrons**.
- Les **sous-couches p** accueillent un **maximum de 6 électrons**.

Couche	Sous-couches dans la couche	Nombre d'électrons maximum
1	s	2
2	s	2
	p	6
3	s	2
	p	6

Les électrons sont ajoutés dans l'**ordre croissant** des couches et sous-couches électroniques. Lorsqu'une couche ou sous-couche est pleine, on passe à la suivante.

2. Configuration électronique

La **configuration électronique** d'un atome permet de décrire le **remplissage** des couches et sous-couches électroniques. Elle s'écrit sous la forme d'une suite de chiffres (couches), de lettres (sous-couches) et d'exposants (nombre d'électrons).

Configuration électronique de l'atome d'argon, $_{18}\text{Ar}$, possédant $Z = 18$ protons, donc $N_{e^-} = 18$ électrons.

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

couches électroniques

sous-couches électroniques

nombre d'électrons dans la sous-couche

La dernière couche électronique remplie (ou en cours de remplissage) s'appelle la **couche de valence**, et contient les **électrons de valence**.

L'oxygène, dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^4$ possède **6 électrons de valence** sur la **couche 2**.

B. Tableau périodique des éléments

1. Position des éléments chimiques

Les éléments chimiques sont regroupés dans le **tableau périodique des éléments**, dont l'idée a été proposée en 1869 par Dmitri Mendeleïev.

Le tableau est organisé en **périodes** (lignes) et en **colonnes**, formant plusieurs **blocs**. Les éléments chimiques sont ainsi classés en fonction de leur nombre d'électrons de valence.

Tableau périodique des éléments

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	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	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	*	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

↓

*

La

Ce

Pr

Nd

Pm

Sm

Eu

Gd

Tb

Dy

Ho

Er

Tm

Yb

**

Ac

Th

Pa

U

Np

Pu

Am

Cm

Bk

Cf

Es

Fm

Md

No

Bloc s

Bloc f

Bloc d

Bloc p

Blocs du tableau périodique

La **position** d'un élément dans le tableau périodique dépend de sa couche de valence :

- Son numéro de **période** correspond à son **numéro de couche de valence**
- Son numéro de **colonne** correspond : au nombre d'**électrons de valence** lorsque la configuration termine par une **sous-couche s**, ou au nombre d'**électrons de valence +10** lorsque la configuration électronique termine par une **sous-couche p**.
- Son **bloc** correspond à la dernière **sous-couche** remplie ou en cours de remplissage.

*L'atome d'oxygène dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^4$, est donc sur la **période n°2** et dans la colonne n°**16** (6 électrons de valence + 10), et dans le bloc **p**.*

L'hélium (He) est un cas particulier : on le place dans la colonne 18 malgré sa configuration indiquant sa présence dans le bloc s car il a des propriétés semblables aux éléments chimiques de la colonne 18.

2. Familles chimiques

Des éléments chimiques appartenant à la même colonne ont des **propriétés chimiques semblables** : ils font partie de la même **famille chimique**.

La colonne 18 forme la famille des **gaz nobles**. Ces gaz ont la propriété d'être **très stables** : ils réagissent très peu avec d'autres espèces chimiques.

C. Entités chimiquement stables

1. Stabilité des entités chimiques

La **stabilité** d'un atome est liée à ses électrons de valence. Pour être le plus stable possible, les atomes tendent à se rapprocher de la **configuration électronique du gaz noble** dont le nombre de protons est le plus proche : ce sont les règles de l'octet (8 électrons) et du duet (2 électrons).

Pour atteindre la configuration électronique du gaz noble le plus proche, l'entité chimique doit gagner ou céder des électrons afin de **saturer** (remplir complètement) **sa couche de valence**. Ce gain ou cette perte d'électrons peut entraîner l'apparition d'une charge électrique.

2. Stabilité des ions monoatomiques

Les éléments peuvent former des **ions monoatomiques stables** en respectant la règle précédente. Certains sont très répandus (et à connaître) :

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

Exemple : Atome d'oxygène (instable) : ${}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ gaz noble le plus proche : ${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$.

Il faut rajouter 2 électrons à l'atome d'oxygène pour obtenir l'ion oxyde, plus stable. Comme l'atome d'oxygène gagne 2 électrons, sa formule chimique devient : O^{2-} .

D. Modèle et schéma de Lewis

Le **modèle de Lewis** est une façon de représenter les entités chimiques avec leurs électrons de valence.

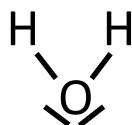
Dans un schéma de Lewis, un atome est représenté par le **symbole de l'élément chimique** correspondant. Autour de cet atome, les électrons sont regroupés **par paires**, appelées **doublets**.

Un **doublet liant** est représenté par un **trait entre deux atomes**. Les électrons d'un doublet liant appartiennent **à chaque atome**.

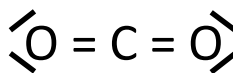
Un **doublet non liant** est représenté par un **trait sur un atome**. Les électrons d'un doublet non liant appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils se situent.

Un atome est stable s'il respecte la règle de l'octet ou du duet. Si tous les atomes d'une molécule sont stables, alors la molécule est stable.

Exemples :



H : 1 doublet liant = 2 électrons
O : 2 doublets liants 2 doublets non liant = 8 électrons
Molécule stable



C : 4 doublets liants = 8 électrons
O : 2 doublets liants 2 doublets non liant = 8 électrons
Molécule stable

E. Liaison covalente et énergie de liaison

Les doublets entre atomes forment des **liaisons chimiques**.

Il existe trois types de liaison :

- **Simple** formée de 1 doublet liant
- **Double** formée de 2 doublets liants
- **Triple** formée de 3 doublets liants

Une liaison chimique possède une **énergie de liaison**. Cette dernière correspond à l'énergie nécessaire pour **rompre** une liaison chimique.

Une liaison triple possède une plus grande énergie de liaison qu'une liaison double, qui possède une plus grande énergie de liaison qu'une liaison simple.



2nde
Attendus

Chapitre 4 – Vers des entités plus stables



Ce que je dois connaître - Notions

Définitions et notions

Configuration électronique
Tableau périodique des éléments
Électrons de valence
Familles chimiques
Stabilité chimique des gaz nobles
Ions monoatomiques
Molécules
Modèle et schéma de Lewis
Doublets liants / non liants
Énergie de liaison

Formules

$(1s^2)(2s^2)(2p^6)(3s^2)(3p^6) \dots$

Ce que je dois savoir faire – Capacités



Capacités à maîtriser	Exercices et activités associées	Auto-évaluation
Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental	Activité : 1p.66 Exercice : 5, 9, 11, 30	
Déterminer les électrons de valence d'un atome à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique	Activité : 1 p.66 Exercice : 7, 9, 11, 13, 29	
Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles	Exercice : 12	
Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble	Activité : 2 Exercice : 15	
Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique	Activité : 3 p.68 Exercice : 17, 19, 30	
Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- Écrire leur formule à partir de leur nom.	Activité : 3 p.68 Exercice : 21	
Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés	Activité : 4 p.69 Exercice : 23, 25, 28, 34	
Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison	Exercice : 27, 35	



1 La configuration électronique d'un atome

Lien vidéo



Les Z électrons de l'atome se répartissent dans des couches électroniques composées de sous-couches.

Couches et sous-couches

$n=1$ **1s**
 $n=2$ **2s 2p**
 $n=3$ **3s 3p 3d**
 Couche Sous-couche

Ordre de remplissage

1s → **2s** → **2p** → **3s** → **3p**

Exemple : Soufre S ($Z=16^*$)

Configuration électronique

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴

$*16 = 2 + 2 + 6 + 2 + 4$

Capacité maximale

Sous-couche s : $2 e^-$

Sous-couche p : $6 e^-$

Électrons de valence

Électrons occupant la couche de nombre n le plus élevé

2 Le tableau périodique des éléments

		Bloc s		Bloc p										Famille des gaz nobles					
		1	2	13	14	15	16	17	18										
Couche $n = 1$ (1s)	H								He										
	$1s^1$								$1s^2$										
Couche $n = 2$ (2s, 2p)	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne											
	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$											
Couche $n = 3$ (3s, 3p)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar											
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$											
Électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8											

Famille chimique

Les éléments d'une même famille chimique :

- appartiennent à la même colonne du tableau périodique ;
- ont le même nombre d'électrons de valence et ont donc des propriétés chimiques communes.

VIDÉO Tableau périodique

3 Les entités stables chimiquement

Colonnes 1 à 17

Couche de valence non saturée ⇒ les atomes tendent à obtenir une couche électronique de valence identique à celle d'un gaz noble.

Colonne 18 : gaz nobles

Couche de valence saturée ⇒ stabilité

Formation d'ions

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

$-1e^-$ $-1e^-$ $-1e^-$

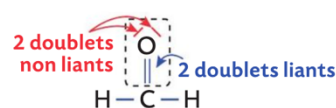
$+1e^-$ $+1e^-$

- Atome **Al** : perte de $3e^-$ et formation de l'ion Al^{3+} .
- Atome **S** : gain de $2e^-$ et formation de l'ion S^{2-} .

Formation de molécules

Pour obtenir une configuration électronique de valence en duet ou en octet, les atomes peuvent mettre en commun des électrons et former des liaisons covalentes.

Exemple : O est entouré de quatre doublets d'électrons, soit 8 électrons.



VIDÉOS Ions stables – Schéma de Lewis