

Notions et contenus	Compétences exigibles
<p><u>Le cortège électronique de l'atome définit ses propriétés chimiques.</u> Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique (blocs s et p). Électrons de valence. Familles chimiques.</p>	<p>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. Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique. Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.</p>
<p><u>Vers des entités plus stables chimiquement.</u> Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées. Ions monoatomiques. Molécules. Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants. Approche de l'énergie de liaison.</p>	<p>Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble. Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique. Nommer les ions : H^+, Na^+, K^+, Ca^{2+}, Mg^{2+}, Cl^-, F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom. 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 ($Z \leq 18$). Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.</p>

I. Configurations électroniques

- Les Z électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées $n = 1, 2, 3, \dots$), elles-mêmes composées de sous-couches (notées s, p, \dots). Ces sous couches sont de la plus proche à la plus éloignées du noyau :

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s$ (au-delà c'est hors programme et un petit peu plus compliqué)

- La configuration électronique d'un atome dans l'état fondamental décrit la répartition de ses électrons dans les différentes sous-couches :

- Les électrons commencent à se placer dans la sous couche la plus proche du noyau. Lorsque celle-ci est pleine (ou saturée), les électrons restants vont occuper la sous-couche suivante puis si nécessaire celle d'après.
- La dernière couche n occupée est la couche externe (ou couche de valence) et les électrons de cette dernière sont appelés électrons de valences.

Document 1 : Configurations électroniques de quelques atomes dans l'état fondamental

Symbole	Numéro atomique Z	Configuration électronique
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$

Questions :

- Déduire du document .1 le nombre maximal d'électrons admissibles sur les sous-couches s et p
- Préciser la couche de valence des atomes de chlore, de bore et d'hélium ainsi que le nombre de leurs électrons externes
- Donner la configuration électronique de l'atome de magnésium ($Z=12$)

II. Le tableau périodique

- En 1869, le russe Mendeleïev a proposé de classer les 63 éléments connus à l'époque selon la masse atomique croissante. Il a également regroupé sur une même ligne les éléments qui possèdent des propriétés chimiques semblables.
- La découverte de l'électron au début du 20^{ème} siècle, va apporter de nombreuses modifications dans ce tableau.
En observant le tableau périodique de votre livre, indiquer comment sont classés, de nos jours, les éléments chimiques
- Dans la suite du cours, on utilisera un tableau périodique réduit aux 18 premiers éléments ($1 \leq Z \leq 18$).

Document 2 : Le tableau périodique de Mendeleïev

Mendeleïev classe l'hydrogène à part car il ne ressemble à aucun autre élément.

H 1						
	Be 9,4	Mg 24	Ca 40	Sr 87,6	Ba 56	
			Fe 56	Ru 104,4	Os 190	
			Ni 59	Pd 106,6	Pt 192	
			Cu 63,4	Ag 108	Au 197	
			Zn 65,2	Cd 112		
	B 11	Al 27,4	?	Ur 116		
	C 12	Si 28	?	Sb 118		
	N 14	P 31	As 75	Sn 122		
	O 16	S 32	Se 79,4	Te		
	F 19	Cl 35,5	Br 80	I 127		
Li 7	Na 23	K 39	Rb 85,4	Cs		

Questions :

1. Compléter le tableau suivant en indiquant la configuration électronique de chaque atome.
2. Que remarque-t-on pour les atomes d'une même ligne (encore appelée période) ?
3. Même question pour les éléments d'une même colonne ?

₁H								₂He
₃Li	₄Be		₅B	₆C	₇N	₈O	₉F	₁₀Ne
₁₁Na	₁₂Mg		₁₃Al	₁₄Si	₁₅P	₁₆S	₁₇Cl	₁₈Ar

III. Déterminer la charge des ions monoatomiques

Les propriétés chimiques des éléments dépendent de leurs électrons externes. Les éléments d'une même colonne possèdent donc les mêmes propriétés et forment ce qu'on appelle une famille chimique.

Document 3

La famille des gaz nobles sont des éléments chimiques très stables : ce sont les seuls éléments à rester sous forme atomique, ne formant ni ions, ni molécules. Ils sont gazeux dans les conditions ordinaires de pression et de température.

Hélium He	Néon Ne	Argon Ar
		
Ballon sonde	Boule à plasma	Conservation des aliments

Questions

1. Où est située la famille des gaz nobles dans le tableau périodique ?
2. Combien d'électrons possèdent-ils sur leur couche de valence ?
3. Donner la structure électronique des ions stables Li^+ , Al^{3+} et O^{2-} . Que remarque-t-on ? Conclure.
4. Application : compléter le tableau ci-dessous

atome	Z	Configuration électronique de l'atome	Configuration électronique de l'ion	Nom et symbole de l'ion
H				
Na				
K				
Mg				
Cl				
F				
Ca				

IV Molécules et schéma de Lewis

Pour se stabiliser un atome peut également créer des liaisons chimiques avec un ou plusieurs autres atomes et former des molécules.

Document 4 : La liaison chimique

- Deux atomes mettent en commun deux électrons de valence pour former une liaison covalente encore appelée doublet liant.

$H \cdot \cdot H$	$H \text{ : } H$	$H - H$
Chaque H apporte un électron	Formation d'une liaison	Liaison covalente

Un doublet liant (donc constitué de deux [électrons](#)) est comptabilisé à la fois dans la [structure électronique](#) du premier [atome](#) et dans celle du deuxième [atome](#).

- Il peut y avoir un, deux ou trois doublets liants entre deux atomes

Liaison	Simple	Double	Triple
Symbole	—	=	≡

Document 5 : Schéma de Lewis

- Les électrons de valence qui ne participent pas aux liaisons covalentes se regroupent par paires autour de l'atome dont ils sont issus formant des doublets non liants
- Le schéma de Lewis d'une molécule fait apparaître les doublets liants entre les atomes liés et les doublets non liants sur les atomes

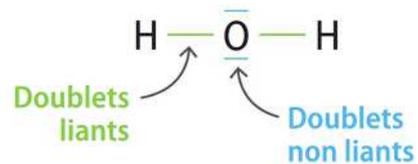


Schéma de Lewis de la molécule d'eau

Questions

- Compléter le tableau ci-dessous et conclure

Atome	Atome H	Atome O
Nombre d'électrons sur la couche de valence		
Schéma de Lewis		
Nombre de doublets liants		
Nombre de doublets non liants		
Schéma de Lewis	Molécule d'eau H ₂ O : $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - H$	
Nombre total de doublets liants et non liants		

Conclure :

2. Construire le même tableau dans le cas de la molécule de dioxyde de carbone, le compléter et conclure.

Donnée : schéma de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone CO₂ : $\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$

Atome	Atome C	Atome O
Nombre d'électrons sur la couche de valence		
Schéma de Lewis		
Nombre de doublets liants		
Nombre de doublets non liants		
Schéma de Lewis	Molécule d'eau CO ₂ : $\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$	
Nombre total de doublets liants et non liants		

Conclure :

1. Une molécule A-B est plus stable que les atomes A et B isolés.

L'énergie de liaison d'une molécule A-B correspond à l'énergie qu'il faut fournir pour rompre cette liaison.

Classer les différentes liaisons par ordre de solidité croissante.

Liaison	C-C	C=C	C≡C
Énergie (× 10 ⁻¹⁹ J)	6,0	10	14