

Chapitre 5 : La classification périodique des éléments (p.69)

I-Comment se répartissent les électrons d'un atome ou d'un ion ? (p. 72)

Au cours du XX^e siècle, les scientifiques ont élaboré un modèle de l'atome plus riche que le modèle de Rutherford, permettant d'interpréter la formation des ions et des molécules.

1. Les couches électroniques (vidéo) (p. 72)

Les électrons sont en mouvement autour du noyau : on parle de « cortège électronique » du noyau.

- ✓ Les électrons d'un atome ou d'un ion se répartissent dans des **couches électroniques**.
- ✓ Chaque couche est représentée par **une lettre** : la première couche est notée **K**, la seconde couche est notée **L**, la troisième **M**...
- ✓ La dernière couche occupée s'appelle la **couche externe**. Les électrons qui l'occupent sont appelés les électrons périphériques de l'atome.

2. Les règles de remplissage (p. 72)

- ✓ Une couche électronique ne peut contenir qu'un **nombre limité d'électrons** : **2 électrons sur la couche K ; 8 électrons sur la couche L ; 18 électrons sur la couche M**.
- ✓ Les électrons commencent par occuper la **couche K puis la L et enfin la M**. Ils ne peuvent se placer sur une nouvelle couche que si la précédente est pleine.
- ✓ Une couche contenant un **nombre maximal d'électrons** est dite **saturée**.
- ✓ Le résultat de la répartition des électrons se nomme la **structure électronique de l'atome**.

Remarque :

Le remplissage des couches électronique se complique lorsqu'il y a plus de 8 électrons à placer dans la couche M.

Concrètement, la couche N commence à se remplir avant que la couche M soit complètement pleine...

3. La représentation de la structure électronique

- ✓ La structure électronique est composée des lettres correspondant aux couches **K, L, M**.
- ✓ On indique le nombre d'électrons qu'elles contiennent **en exposant**.

Compétence U22-SA16

Exemple de structure électronique :

→ l'atome d'oxygène O qui possède 8 électrons : $Z = 8 : (K)^2(L)^6$

→ l'atome de carbone C qui possède 6 électrons : $Z = 6 : (K)^2(L)^4$

→ l'ion chlorure, Cl^- , nombre de proton $Z = 17$, il a gagné 1 électron, il possède donc $17+1 = 18$ électrons : $(K)^2(L)^8(M)^8$

Exercices n°1 et (2) p. 80

II- Quelles sont les structures électroniques les plus stables ? (p. 72)

Activité n°1 : Les gaz nobles et la règle de l'octet

Correction :

- On les appelle « **gaz nobles** », « **gaz inertes** » ou « **gaz rares** ».
 - L'expression « gaz inertes » ne convient pas car il existe, par exemple, des composés du xénon et du krypton.
L'expression « gaz rares » ne convient pas non plus car l'argon représente 1 % de notre atmosphère.
 - Ces gaz sont **très peu réactifs**.
- La structure électronique des atomes de néon est Ne : $(K)^2(L)^8$ et celle de l'argon est Ar : $(K)^2(L)^8(M)^8$.
- Ils possèdent **8 électrons** sur leur couche externe (ou périphérique).
- La structure électronique des ions O^{2-} et Na^+ est : $(K)^2(L)^8$.
La structure électronique des ions Cl^- et Ca^{2+} est : $(K)^2(L)^8(M)^8$.
 - Les ions O^{2-} et Na^+ ont la même structure électronique que le néon, tandis que les ions Cl^- et Ca^{2+} ont la même structure électronique que l'argon. **Ces ions ont tous 8 électrons sur leur couche externe.**
- Un atome forme un ion afin d'acquérir la structure électronique particulièrement stable du gaz noble le plus proche qui possède 8 électrons (un octet) sur sa couche externe.

1. Les gaz nobles (vidéo) (p. 72)

- ✓ Les **gaz nobles** sont les éléments chimiques hélium, néon, argon, krypton, xénon et radon.
- ✓ Ces éléments sont chimiquement **stables ou inertes** c'est-à-dire qu'ils ne participent pas à des réactions chimiques car leur **couche externe comporte 2 électrons (duet) ou 8 électrons (octet)**.
- ✓ Ils existent naturellement sous forme d'atomes isolés et on ne les rencontre ni sous forme d'ions ni dans des molécules.

Structure électronique des 3 premiers gaz nobles :

Hélium (He) : $(K)^2$;

Néon (Ne) : $(K)^2(L)^8$;

Argon (Ar) : $(K)^2(L)^8(M)^8$

2. Les règles du duet et de l'octet (vidéo) (p. 73)

Au cours des transformations chimiques les atomes, appartenant aux différents éléments chimiques, ont tendance à acquérir une structure électronique proche d'un gaz noble :

- ✓ Les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium (≤ 4) adoptent la structure électronique en duet, $(K)^2$, de l'hélium. **C'est la règle du « duet ».**
- ✓ Les autres éléments de numéros atomiques inférieurs à 21 adoptent la structure électronique en octet du néon ou de l'argon. Ils portent donc 8 électrons sur leur couche externe. **C'est la règle de l'octet.**

3. La formation des ions (p. 73)

- ✓ Au cours des réactions chimiques certains atomes vont **perdre ou gagner des électrons** pour répondre aux **règles de stabilité électronique**.

Compétence U23♥-SA17

Exemple :

- 1) L'atome de soufre possède 16 électrons. Sa structure électronique est $(K)^2(L)^8(M)^6$.
Pour obtenir une structure électronique stable (règle de l'octet) il va gagner 2 électrons et se transformer en l'anion sulfure de formule S^{2-} . L'anion S^{2-} possède 18 électrons et sa structure électronique est $(K)^2(L)^8(M)^8$
- 2) L'atome de lithium Li possède 3 électrons. Sa structure électronique est $(K)^2(L)^1$.
Pour obtenir une structure électronique stable (règle du duet) il va perdre un électron et se transformer en cation lithium de formule Li^+ . Le cation Li^+ possède 2 électrons et sa structure électronique est $(K)^2$.

Exercices n°3, (4) et 5 p. 80

III- Quelle est la structure de la classification périodique ? (p.73)

Activité n°2 : La classification périodique des éléments

Correction :

I. Les premiers essais de la classification des éléments

1. Les éléments chimiques au XIX^e siècle étaient caractérisés par leur **masse atomique**.
2. La masse atomique égale à 12 du carbone signifie que le carbone est **12 fois plus lourd** que l'hydrogène.
3. Une triade est un groupe de trois éléments ayant des propriétés similaires.
4. La formule de l'oxyde de sodium sera **Na₂O** et celle de l'oxyde de potassium **K₂O**.

II. Le premier tableau de Mendeleïev

5. À l'époque de Mendeleïev on connaissait **63 éléments**.
6. Les deux critères qui ont permis à Mendeleïev de classer les éléments sont :
 - par **masses atomiques croissantes** ;
 - et en regroupant les familles d'éléments ayant des propriétés similaires sur la même ligne.
7. Le gallium se place à la suite (à droite) du bore et de l'aluminium, donc à la place du « ? = 68 ».
8. Les éléments qui ont les mêmes propriétés que l'azote (N) sont le phosphore (P), l'arsenic (As), l'antimoine (Sb) et le bismuth (Bi) ;
Les éléments qui ont les mêmes propriétés que le fluor (F) sont le chlore (Cl), le brome (Br) et l'iode (I).
9. Non, car bien que le béryllium (Be), magnésium (Mg) soient dans la même ligne, le strontium (Sr) n'est pas dans la même ligne quand il devrait l'être.
10. Dans le tableau actuel, les éléments sont classés horizontalement par numéro atomique Z croissant.
11. Les éléments appartenant à une triade sont placés verticalement dans le tableau actuel.
On a : 8 ↔ hélium (He) / 22 ↔ néon (Ne) / 68 ↔ gallium (Ga) et 70 ↔ Germanium (Ge).

1. La classification périodique (vidéo) (p. 73)

- ✓ Elle comporte **112 éléments chimiques connus**. Elle est constituée de 18 colonnes et de 7 lignes ou périodes. On distingue deux catégories d'éléments : **les métaux et les non-métaux**.
- ✓ Les éléments sont classés par **numéro atomique Z croissant**.
- ✓ Dans une même ligne, les atomes des éléments ont le même nombre de couches électroniques occupées.
- ✓ Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

En classe de seconde on n'étudiera que les **18 premiers éléments** de la classification périodique :

Colonne Période	1	2	13	14	15	16	17	18
1 ^{re}	H Hydrogène Z = 1 (K) ¹							He Hélium Z = 2 (K) ²
2 ^e	Li Lithium Z = 3 (K) ² (L) ¹	Be Béryllium Z = 4 (K) ² (L) ²	B Bore Z = 5 (K) ² (L) ³	C Carbone Z = 6 (K) ² (L) ⁴	N Azote Z = 7 (K) ² (L) ⁵	O Oxygène Z = 8 (K) ² (L) ⁶	F fluor Z = 9 (K) ² (L) ⁷	Ne Néon Z = 10 (K) ² (L) ⁸
3 ^e	Na sodium Z = 11 (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	Mg Magnésium Z = 12 (K) ² (L) ⁸ (M) ²	Al Aluminium Z = 13 (K) ² (L) ⁸ (M) ³	Si Silicium Z = 14 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	P Phosphore Z = 15 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	S Soufre Z = 16 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	Cl Chlore Z = 17 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Ar Argon Z = 18 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸
Nombre d'électrons sur la couche externe	1	2	3	4	5	6	7	8

Exercices n°6 et 7 p. 80

2. Les familles chimiques (vidéo) (p. 75)

- ✓ Les éléments ayant des propriétés chimiques voisines forment une famille. Ils sont placés dans la même colonne. Ces propriétés chimiques sont dues aux nombres d'électrons de leur couche externe.

Compétence U24 SA21

Exemples :

→ La famille des alcalins : à l'exception de l'hydrogène, les éléments de la première colonne appartiennent à la famille des alcalins.

Dans la nature on les rencontre sous forme de cations monoatomiques M⁺, comme dans l'eau ou les eaux minérales. Ils sont responsables du goût salé.

À l'état de corps purs simples se sont des métaux mous qui réagissent spontanément avec l'eau ou le dioxygène de l'air.

→ La famille des halogènes : les éléments de la 17^{ème} colonne (7^{ème} colonne de la classification simplifiée) appartiennent à la famille des halogènes.

Dans la nature on les rencontre sous forme d'anions monoatomiques X^- (ions halogénures). Ils peuvent également exister sous forme de molécules diatomiques : F_2 , Cl_2 , Br_2 . Ces espèces chimiques sont fortement colorées et très nocives.

→ La famille des gaz nobles : les éléments de la dernière colonne (18^{ème} colonne) appartiennent à la famille des gaz nobles.

Leur dernière couche électronique étant saturée à 2 ou 8 électrons, ce sont les éléments chimiques les plus stables. Ils sont inertes chimiquement c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique. Ils ne forment pas d'ions ni de molécules. Ils sont peu présents dans l'atmosphère terrestre

L'hélium est l'élément le plus abondant dans l'Univers après l'hydrogène.

Exercices n°(8) et 9 p. 80

IV- Utilisation de la classification périodique (vidéo) (p. 75)

✓ La colonne d'un atome nous renseigne sur l'ion qu'il va donner au cours des réactions chimiques.

Compétence U25-SA22

Dans la classification simplifiée, les ions monoatomiques correspondant à des éléments chimiques d'une même famille ont tous la même charge. La cause est due à la règle de l'octet et du duet.

Exemples :

- les halogènes (avant dernière colonne) possèdent tous **sept** électrons périphériques, ils donnent tous des anions chargés 1 fois négativement : Cl^- ; Br^- ; I^-
- les alcalino-terreux (seconde colonne) possèdent tous **deux** électrons périphériques, ils donnent tous des cations chargés 2 fois positivement : Be^{2+} , Mg^{2+} .
- les chalcogènes (16^{ème} colonne) possèdent tous **six** électrons périphériques, ils donnent tous des anions chargés 2 fois négativement : O^{2-} ; S^{2-} .

Exercices n°10 et (11) p. 81

Exercices n°(12), 14 p. 81 et n°15, 16 p. 82

Compétences vues dans le Chapitre 5 :

U20 - SA15	Je sais mettre en œuvre un protocole pour identifier des ions.
U22 - SA16	Je sais dénombrer les électrons de la couche externe.
U23♥ SA17	Je connais et je sais appliquer les règles du « duet » et de l'octet pour rendre compte des charges des ions monoatomiques usuels.
U24 - SA21	Je sais localiser, dans la classification périodique, les familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles.
U25 - SA22	Je sais utiliser la classification périodique pour retrouver la charge des ions monoatomiques.