

Structure de la matière (Ingénieur)
Corrigé de la série 05– Classification périodique des éléments

Exercice 01

1. Configurations électroniques complètes et abrégées, électrons de cœur et valence, nombre d'électrons de valence

Élément	Config. Complète	Config. abrégée	Électrons cœur	Électrons valence	Ion préféré	Justification formation d'ion
¹² Mg	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	[Ne] 3s ²	10	2	Mg ²⁺	Perd 2 électrons pour ressembler au néon
²⁰ Ca	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²	[Ar] 4s ²	18	2	Ca ²⁺	Perd 2 électrons pour atteindre la configuration gaz noble argon
²⁶ Fe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶	[Ar] 4s ² 3d ⁶	18	8	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	On arrache les électrons de 4s puis de 3d
²⁷ Co	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁷	[Ar] 4s ² 3d ⁷	18	9	Co ²⁺ , Co ³⁺	Propriétés chimiques proches du fer
³⁵ Br	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	28	7	Br ⁻	Il gagne 1 électron, pour atteindre la configuration stable du krypton.
³⁸ Sr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ²	[Kr] 5s ²	36	2	Sr ⁺²	Perd 2 électrons
³⁷ Rb	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹	[Kr] 5s ¹	36	1	Rb ⁺	Perd 1 électron très facilement pour atteindre configuration noble krypton

2. Donnez la localisation de ces éléments dans le tableau périodique (groupe, période, bloc, famille). Classez-les par ordre croissant de rayon atomique ainsi que d'énergie d'ionisation.

2.a/ Groupe, période, bloc, famille des éléments

Élément	Groupe	Période	Bloc	Famille
Mg	IIA	3	s	Alcalino-terreux
Ca	IIA	4	s	Alcalino-terreux
Fe	VIII B	4	d	Métaux de transition
Co	VIII B	4	d	Métaux de transition
Br	VIIA	4	p	Halogène
Sr	IIA	5	s	Alcalino-terreux
Rb	IA	5	s	Alcalins

2.b/ Localisation de ces éléments dans le tableau périodique :

Période\ Groupe	IA	IIA	VIIIB	VIIIB	VIA	VIIA
3		Mg				
4		Ca	Fe	Co		Br
5	Rb	Sr				

Sur une même période : le rayon augmente de droite à gauche. Le numéro atomique (Z) augmente la force d'attraction est de plus en plus importante, et par conséquent le rayon diminue.

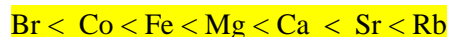
Période 4 : $r(\text{Ca}) > r(\text{Fe}) > r(\text{Co}) > r(\text{Br})$

Période 5 : $r(\text{Rb}) > r(\text{Sr})$

Sur un même groupe : Dans une même colonne du tableau périodique, le rayon augmente du haut vers le bas (nombre quantique n augmente). Par conséquent, le rayon atomique augmente

Groupe IIA : $r(\text{Sr}) > r(\text{Ca}) > r(\text{Mg})$

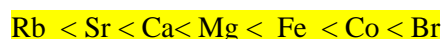
2.c/ Classement des atomes neutres par ordre croissant de rayon atomique



2.d/ Classement des atomes neutres par ordre croissant d'énergie d'ionisation

Elle augmente de gauche à droite dans une période

Elle diminue de haut en bas dans un groupe



3. **Le fer (Fe)** : En tant que métal de transition, il peut perdre des électrons de ses couches 4s et 3d, ce qui lui permet d'exister sous plusieurs états d'oxydation stables, notamment Fe^{2+} et Fe^{3+} . Cette polyvalence en états d'oxydation est caractéristique des éléments de transition à cause de la proximité énergétique entre les électrons 4s et 3d.

Le brome (Br) est un halogène. Les halogènes ont une configuration électronique qui leur permet de gagner facilement un électron pour compléter leur couche externe et atteindre la configuration stable d'un gaz noble. Ils ont tendance à former des ions négatifs monovalents en captant un électron.

Exercice 02

1. Les éléments de la troisième période possédant deux électrons célibataires dans leur couche externe ont les configurations électroniques suivantes : $3s^2 3p^2$ ou $3s^2 3p^4$.

Donc, les deux éléments sont :

- Silicium (Si), Z=14, configuration : $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$
- Soufre (S), Z=16, configuration : $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$

2- a) Structures électroniques possibles avec 2 électrons célibataires et moins de 18 électrons :

Les configurations électroniques possibles sont :

- $1s^2 2s^2 2p^2$ (carbone, $Z=6$)
- $1s^2 2s^2 2p^4$ (oxygène, $Z=8$)
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (silicium, $Z=14$)
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (soufre, $Z=16$)

b) L'élément appartient à la période du magnésium ($_{12}\text{Mg}$) et au groupe $_6\text{C}$:

- Le magnésium est en période 3. Groupe $_6\text{C}$ correspond au groupe IVA.
- la configuration électronique de cet élément est donc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, c'est le **silicium (Si)**, numéro atomique 14.

3. Identification des éléments X, Y, Z :

- **X :**
 - Même groupe que le silicium (Si) → **Groupe IVA**, Même période que le potassium (K) → **Période 4**
 - Élément → **Germanium (Ge)** : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$, **Z=32**
- **Y :**
 - Même groupe que le soufre (S) → **Groupe VIA**, Même période que X (**période 4**)
 - Élément → **Séléniums (Se)**, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, **Z=34**
- **Z :**
 - Élément entre X (Ge) et Y (Se) ; même période (**période 4**) et **Groupe VA** → **Z=33 Arsenic (As)**,

Configuration électronique, période, groupe et famille

Élément	Configuration électronique	Période	Groupe	Famille
X (Ge)	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$	4	IVA	Métalloïdes
Z (As)	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$	4	VA	Métalloïdes
Y (Se)	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	4	VIA	Non-métaux Chalcogènes

Ions les plus stables possibles

- Ge (X) : forme généralement Ge^{2+} ou Ge^{4+} (perte des 2 ou 4 électrons de valence)
- As (Z) : forme As^{3-} [arséniure (ion très réducteur) gain de 3 électrons pour atteindre la configuration du gaz rare voisin], As^{3+} As^{5+} (perte des 3 ou 5 électrons de valence, en solution aqueuse, les états d'oxydation stable de arsenic sont principalement III et V)
- Se (Y) : forme Se^{2-} (gain de 2 électrons pour atteindre la configuration stable du gaz rare voisin)

Nombres quantiques des électrons célibataires de Z (arsenic)

L'arsenic a 3 électrons célibataires sur la couche 4p (4p³). Pour chaque électron célibataire :

- $n = 4$, $l = 1$ (orbitales p), m : peut prendre les valeurs -1, 0, +1 (chacun pour un électron célibataire), $s = +1/2$ pour tous les célibataires.

Élément le plus électronégatif parmi X, Y, Z

- En règle générale, l'électronégativité augmente de gauche à droite dans une période. Les atomes X, Y et Z appartiennent à la même période, lorsque le numéro atomique augmente, l'électronégativité augmente
- Par conséquent : $\text{Ge} < \text{As} < \text{Se} \Rightarrow$ L'élément le plus électronégatif parmi eux est donc **Se (Sélénium)**.

Exercice 03

1. Soit un atome avec un numéro atomique Z ($20 < Z < 30$) et 2 électrons célibataires dans sa configuration électronique fondamentale. Les configurations électroniques possibles :

zX avec Z ($20 < Z < 30$) et 2 électrons célibataires

$_{22}X_1$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

↑	↑			
---	---	--	--	--

 période : 4 Groupe : IV_B

$_{28}X_2$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
----	----	----	----	---	---

 période : 4 Groupe : VIII_B

2. Identification de cet élément sachant qu'il appartient à la famille du palladium et à la période du chrome.

La Période de chrome ($_{24}\text{Cr}$) : 4

Le Groupe de Palladium ($_{46}\text{Pd}$) : VIII_B

Donc c'est le **$_{28}X_2$** → c'est le Nickel

3. L'expression de l'énergie électronique totale de l'atome :

$$E_T = \sum_{i=1}^{l=n} n_i E_i \quad \text{avec } n \text{ nombres des électrons et } E_i = -13.6 \frac{Z^{*2}}{n^{*2}} \text{ (eV)}$$

$_{28}\text{Ni}$: $\underbrace{1s^2}_{\text{K}} \underbrace{2s^2 2p^6}_{\text{L}} \underbrace{3s^2 3p^6}_{\text{M}} 4s^2 3d^8$

$$E_T = 2E_{1s} + 8E_{2s\ 2p} + 8E_{3s\ 3p} + 2E_{4s} + 8E_{3d}$$