

Série de TD n°4, Structure de la Matière
Classification périodique des éléments chimiques

EXERCICE 1 :

Soient les éléments chimiques suivants : ${}^8\text{O}$; ${}^{10}\text{Ne}$; ${}^{11}\text{Na}$; ${}^{13}\text{Al}$; ${}^{17}\text{Cl}$; ${}^{19}\text{K}$; ${}^{24}\text{Cr}$; ${}^{29}\text{Cu}$; ${}^{37}\text{Rb}$;

1. Dresser un tableau dans lequel vous donnez :
 - a. La configuration électronique de chacun des éléments sous la forme simple et la forme abrégée (structure de cœur), en soulignant la couche de valence.
 - b. La classification périodique de chaque élément : la période, le groupe, la colonne, le bloc et la famille.
 - c. Les ions que ces éléments donnent préférentiellement. Justifier votre réponse.
2. Attribuer à chacun des éléments suivants : ${}^{11}\text{Na}$; ${}^{13}\text{Al}$; ${}^{15}\text{P}$; ${}^{17}\text{Cl}$; ${}^{19}\text{K}$; ${}^{37}\text{Rb}$, la valeur du rayon atomique ainsi que celle de l'énergie d'ionisation.

Rayons atomiques, $R(\text{\AA})$: 1,86 ; 1,43 ; 1,1 ; 0,99 ; 2,27 ; 2,48

Energies d'ionisation, $E_i (\text{kJ.mol}^{-1})$: 495,9 ; 418,7 ; 403,0 ; 577,9 ; 1012 ; 1251
3. L'énergie d'ionisation augmente avec la charge Z le long d'une période. Expliquer pourquoi l'énergie d'ionisation du soufre $E_i({}_{16}\text{S}) = 999,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$, est inférieure à celle du phosphore $E_i({}_{15}\text{P}) = 1012 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Exercice 2 :

Soient les trois éléments suivants : X, Y et Z.

X appartient au même groupe que le carbone ${}_6\text{C}$ et se situe sur la même période que ${}_{18}\text{Ar}$.

Y appartient au même groupe que l'oxygène ${}_8\text{O}$ et à la même période que X.

Z est un élément se situant entre X et Y.

1. Donner la configuration électronique, la période et le groupe des éléments X, Y, Z.
2. Quels sont les ions les plus stables que peuvent former les éléments Y et Z ?
3. Représenter la couche de valence de l'élément Z par des cases quantiques et donner les quatre nombres quantiques de tous les électrons célibataires de Z.
4. Parmi ces trois éléments, lequel est le plus électronégatif ?

SOLUTION DE L'EXERCICE 1 :

1.

Configurations électroniques : simple et abrégée / ion le plus stable	Période	Colonne	Groupe	Bloc	Famille
${}^8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ / ion stable: O^{2-} ${}^8\text{O} : [\text{He}] 2s^2 2p^4$	2	16	VI _A	p	chalcogènes
${}^{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$ ${}^{10}\text{Ne} : [\text{He}] 2s^2 2p^6$	2	18	VIII _A - 0	p	Gaz rares (nobles)
${}^{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ / ion stable: Na^+ ${}^{11}\text{Na} : [\text{Ne}] 3s^1$	3	1	I _A	s	Alcalins
${}^{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ / ion stable: Al^{3+} ${}^{13}\text{Al} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	3	13	III _A	p	Métaux
${}^{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ / ion stable: Cl^- ${}^{17}\text{Cl} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	3	17	VII _A	p	Halogènes
${}^{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ / ion stable: K^+ ${}^{19}\text{K} : [\text{Ar}] 4s^1$	4	1	I _A	s	Alcalins
${}^{24}\text{Cr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ / ions stable: Cr^{6+} ${}^{24}\text{Cr} : [\text{Ar}] 4s^1 3d^5$	4	6	VI _B	d	Métaux de transitions
${}^{29}\text{Cu} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ / ion stable: Cu^+ ${}^{29}\text{Cu} : [\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$	4	11	IB	d	Métaux de transitions
${}^{37}\text{Rb} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ / ion stable: Rb^+ ${}^{37}\text{Rb} : [\text{Kr}] 5s^1$	5	1	I _A	s	Alcalins

L'ion stable aura la structure électronique du **gaz rare** qui **suit** l'élément (pour les électronégatifs, formant ainsi des anions de type X^{3-} ; X^{2-} et X^-) ou qui **précède** l'élément (pour les électro donneurs, formant ainsi des cations de type X^+ ; X^{2+}). Pour les éléments de transition, les électrons quittent toujours l'orbitale ns avant les orbitales $(n-1)d$. La plus part des métaux de transition peuvent former plus d'un type de cation (selon les oxydes qu'ils peuvent former). Ces cations et le gaz rare qui les précède ne sont pas iso électroniques.

2. Dans une même période : le rayon atomique (R) \searrow avec Z et l'énergie d'ionisation (E_i) \nearrow avec Z

Dans un même groupe: le rayon atomique (R) \nearrow avec Z et l'énergie d'ionisation (E_i) \searrow avec Z

${}^{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ n=3 et la colonne: 15

Rayon atomique; $R(\text{\AA})$	0,99	1,1	1,43	1,86	2,27	2,48
Energie d'ionisation ; $E_i (\text{kJ.mol}^{-1})$	1251	1012	577,9	495,9	418,7	403,0
Elément chimique	Cl	P	Al	Na	K	Rb

3. Pour la même période, les énergies d'ionisation E_i des éléments, augmentent avec Z. Cependant il existe quelques exceptions. Une des exceptions apparait quand on passe du groupe V_A (15^e colonne) au groupe VI_A (16^e colonne) (de **N** à **O**, ou de **P** à **S**). Ceci revient à ce que les éléments de la 15^e colonne ont 3

électrons sur la sous-couche périphérique $p(ns^2np^3)$, c.-à-d., **couche de valence à moitié remplie** d'où un **maximum de stabilité**. Alors que les électrons de valence des éléments de la 16^e colonne sont au nombre de 4 sur la sous-couche périphérique $p(ns^2np^4)$, donc, il serait plus facile d'arracher un électron d'une couche ns^2np^4 par rapport à la couche ns^2np^3 d'où la diminution de l'énergie d'ionisation pour les éléments de la 16^e colonne.

SOLUTION DE L'EXERCICE 2 :

1. configuration électronique, la période et le groupe des éléments X, Y, Z.

a. X appartient au même groupe que le carbone ${}_6\text{C}$ et se situe sur la même période que l'argon ${}_{18}\text{Ar}$.

${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ le groupe auquel (X) appartient est : **IV_A (14^e colonne)**

${}_{18}\text{Ar} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \Rightarrow$ la période à laquelle (X) appartient est : **n = 3**

Donc la configuration électronique de l'élément X est la suivante :

X : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ${}_{14}\text{X} \equiv {}_{14}\text{Si}$ il s'agit de **silicium**

b. Y appartient au même groupe que l'oxygène ${}_8\text{O}$ et à la même période que X.

La période à laquelle (Y) appartient est : **n = 3**

${}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ le groupe auquel (Y) appartient est : **VI_A (16^e colonne)**

Donc la configuration électronique de l'élément Y est la suivante :

Y : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ${}_{16}\text{X} \equiv {}_{16}\text{S}$ il s'agit du **soufre**

c. Z est un élément se situant entre X et Y,

Donc le nombre d'électrons que l'élément Z possède est égal à **15**, d'où la configuration suivante :

Z : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ${}_{15}\text{Z} \equiv {}_{15}\text{P}$ il s'agit du **phosphore**

2. Les ions les plus stables que peuvent former les éléments : Y et Z sont : **S²⁻** et **P³⁻**

3. La représentation de la couche de valence par des cases quantiques et les quatre nombres quantiques de tous les électrons célibataires de Z (${}_{15}\text{P}$)

${}_{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

la couche de valence est

↑↓	↑	↑	↑
3s	3p		

3 électrons célibataires

1^{er} électron célibataire : $n=3 ; l=1 ; m=-1$ et $s=+\frac{1}{2}$

2^e électron célibataire : $n=3 ; l=1 ; m=0$ et $s=+\frac{1}{2}$

3^e électron célibataire : $n=3 ; l=1 ; m=+1$ et $s=+\frac{1}{2}$

4. Les trois éléments appartiennent à la même période, et l'électronégativité augmente avec Z pour la même période. Alors c'est le soufre S qui est le plus électronégatif parmi les trois éléments : Si, P et S