

MINISTRY OF HIGHER EDUCATION  
AND SCIENTIFIC RESEARCH

HIGHER SCHOOL IN APPLIED SCIENCES  
-TLEMCEEN-

PEOPLE'S DEMOCRATIC REPUBLIC OF ALGERIA

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية



المدرسة العليا للعلوم التطبيقية  
Ecole Supérieure en  
Sciences Appliquées

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

المدرسة العليا في العلوم التطبيقية  
-تلمسان-

## Ecole Supérieure en Sciences Appliquées de Tlemcen

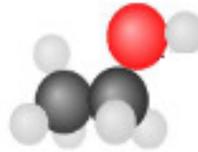
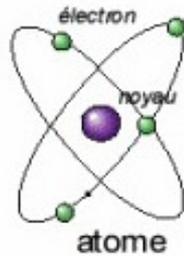
*Département de la Formation Préparatoire*  
**Polycopié de la matière**

---

### *Structure de la matière*

---

## **Rappels de cours & Exercices corrigés**



**Fait par: Dr. Saâdia GHELLAI**  
**Maitre de conférences « B »**

2019-2020

## **Avant-propos**

*Le présent polycopié s'adresse aux étudiants de la première année des filières sciences techniques ST et sciences de la matière SM ainsi qu'aux étudiants qui reçoivent un enseignement général de chimie.*

*Le manuscrit est constitué des exercices corrigés avec rappels de cours, il conforme aux programmes de structure de la matière agréé par le ministère.*

*Il comporte six chapitres, dans le premier chapitre, vous trouverez des exercices sur les notions fondamentales de chimie (la matière, la mole, la masse molaire,...).*

*Le deuxième chapitre est consacré aux principaux constituants de la matière (électrons, noyaux, protons, neutrons et les isotopes).*

*Le troisième chapitre traite l'effet photoélectrique, le modèle de Bohr et application aux ions hydrogénoïdes.*

*Le quatrième chapitre présente une introduction à la mécanique quantique (relation de De Broglie, principe d'incertitude d'Heisenberg et l'équation de Schrödinger).*

*Le cinquième chapitre traite la configuration électronique et la classification périodique des éléments chimiques.*

*Le sixième chapitre est consacré aux liaisons chimiques, représentation de Lewis et modèle VSEPR.*

*Enfin, nous terminera cet ouvrage par la bibliographie et nous espérons qu'il servira de référence pour les étudiants.*

---

## SOMMAIRE

---

Avant- propos		1
Sommaire		2
Chapitre 1:	Notions fondamentales .....	3
	Rappel de cours.....	5
	Exercices corrigés: Notions fondamentales.....	6
Chapitre 2:	Principaux constituants de la matière.....	9
	Rappel de cours.....	11
	Exercices corrigés: Principaux constituants de la matière.....	12
Chapitre 3:	Modèle de Bohr, application aux ions hydrogénéoïdes....	14
	Rappel de cours.....	16
	Exercices corrigés: Modèle de Bohr, application aux ions hydrogénéoïdes.....	18
Chapitre 4:	Introduction à la mécanique ondulatoire .....	24
	Rappel de cours .....	25
	Exercices corrigés: Introduction à la mécanique ondulatoire.....	26
Chapitre 5:	Configuration électronique et classification périodique des éléments chimiques.....	32
	Rappel de cours.....	34
	Exercices corrigés: Configuration électronique et classification périodique des éléments chimiques.....	36
Chapitre 6:	Liaisons chimiques, représentation de Lewis et modèle VSEPR.....	40
	Rappel de cours.....	42
	Exercices corrigés: Liaisons chimiques, représentation de Lewis et modèle VSEPR.....	43
Références bibliographiques	.....	48
Annexes	.....	49

## Chapitre 1: Notions fondamentales

### Exercice 1

1) Mettre une croix dans la case appropriée du tableau suivant:

	Elément chimique	Corps pur simple	Corps pur composé	Mélange homogène	Mélange hétérogène
L'air					
Diazote					
Eau distillée					
Méthane (CH <sub>4</sub> )					
Gaz carbonique					
Morceau de sucre (C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> )					
Eau de robinet					
Eau salée					
Pétrole					
Néon					
Argon					

2) Pour chacun des énoncés suivants, indiquer s'il s'agit d'une propriété physique ou chimique :

- a) le sel est soluble dans l'eau.      e) La décoloration d'un jean par l'eau de Javel.  
b) la fusion du bronze                      f) Le CO<sub>2</sub> bout à -40°C  
c) de la rouille qui se forme              g) La caramélisation du sucre.  
d) Le mercure est liquide à 25°C      h) l'hydroxyde de sodium forme un précipité avec le chlorure d'hydrogène.

### Exercice 2

On dispose d'1 dm<sup>3</sup> d'eau (H<sub>2</sub>O) liquide. Calculer :

- a- La masse d'eau correspondante  
b- Le nombre de moles de molécules d'eau  
c- Le nombre de molécules d'eau  
d- Le nombre de moles d'atomes d'hydrogène  
e- Le nombre de moles d'atomes d'oxygène  
f- Le nombre d'atomes d'hydrogène  
g- Le nombre d'atomes d'oxygène

On donne :  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g/cm}^3$  ;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$  ; le nombre d'Avogadro =  $6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

### Exercice 3

- 1) Un atome de cuivre a une masse  $m(\text{Cu}) = 10,56 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ :  
a) Calculer le nombre d'atomes de cuivre présents dans un échantillon de masse  $m = 35 \text{ g}$ .  
b) En utilisant la constante de d'Avogadro, déterminer la quantité de matière correspondante. ( $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).
- 2) Déterminer la masse en g de :  
a) 0,5 mol de Cu(OH)<sub>2</sub>  
b)  $641 \cdot 10^{21}$  molécules de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 3)  
a) Déterminer le nombre de mol de 23 g d'or.  
b) Calculer la quantité de matière de 6g de diamant.  
c) Combien y a-t-il de mol d'atomes d'argent dans 300 g d'argent?  
d) Combien d'atomes de carbone dans 792 g de gaz carbonique CO<sub>2</sub> ?

#### Exercice 4

Le fer rouille en présence du dioxygène de l'air : il se transforme en oxyde de fer (III).



1-Équilibrer la réaction

2-Calculer :

- Le volume d'oxygène nécessaire à l'oxydation de 50g de fer. Déduire le volume de l'air correspondant.
- La masse de produit formé.

**Données** :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

$V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$ ,  $V(\text{O}_2) = 20 \% V_{\text{air}}$

#### Exercice 5

Un moteur d'automobile brûle 7L d'octane de formule chimique  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ . On considère que l'essence est principalement constituée d'octane.

1-Ecrire l'équation bilan de combustion complète de cette essence.

2-Calculer :

- Le volume d'air nécessaire à cette combustion.
- Les masses des produits formés.

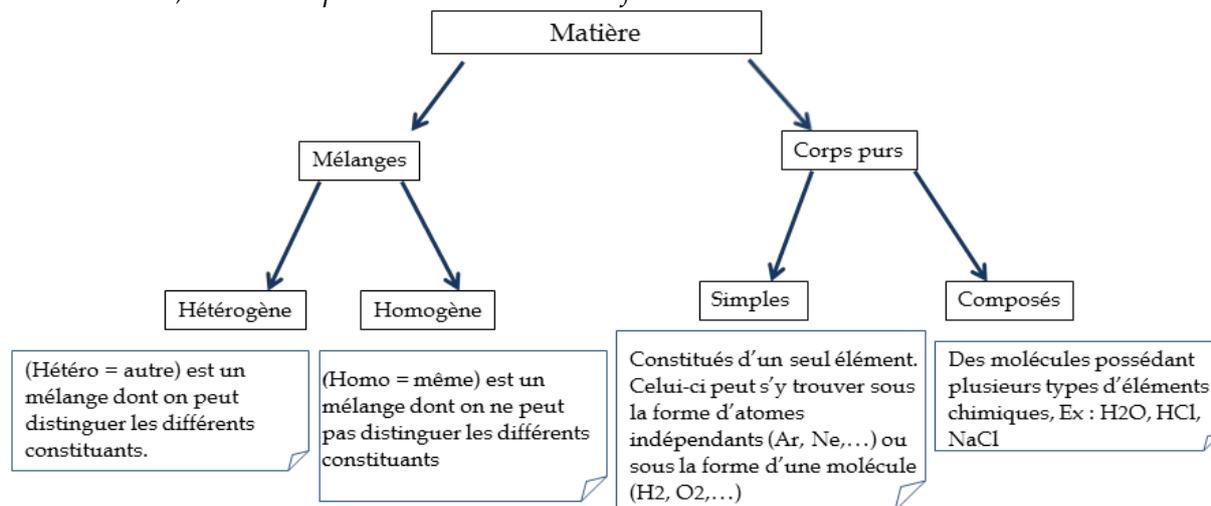
**Données** :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

$V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$ ,  $V(\text{O}_2) = 20 \% V_{\text{air}}$ ,  $\rho = 0,703 \text{ g/mL}$ .

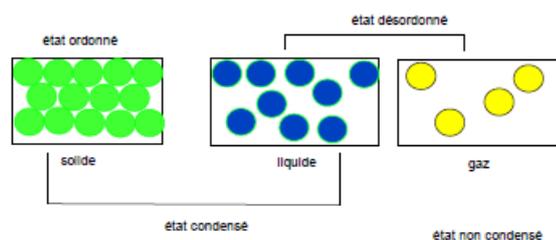
## Exercices corrigés: Notions fondamentales

### Rappel :

- En chimie, la matière peut être classée sous la forme suivante :



- La matière peut exister dans différents états physiques à savoir l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux :



- Lors d'un phénomène physique, les corps de départ ne deviennent pas d'autres corps mêmes s'ils changent d'aspects; ex : vaporisation, solidification, ...
- Au cours d'un phénomène chimique, les corps de départ (réactifs) deviennent d'autres corps de nature différente (produits).
- La mole (1 mol) représente un nombre constant de particules (nombre d'Avogadro,  $N_A = 6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )
- La notion de mole s'applique à toutes les particules que ce soit des protons, des neutrons, des électrons, des atomes ou des molécules.
- La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.
- Pour les molécules, il faut faire la somme des masses molaires des éléments constituants
- L'unité de masse atomique ( $u$ ,  $u$ ): est le 1/12 de la masse d'un atome neutre du l'isotope carbone 12 (<sup>12</sup>C) dans son état fondamental.

$$1u = 1u = \frac{1}{12} m({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{N_A} = 1,6605402 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6605402 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- Le volume molaire ( $V_m$ ) est le volume occupé par une mole de substance, il dépend de l'état de la substance:  $V_M = V/n$ .
- Une mole de gaz occupe un volume de **22,414 litre**,  $V_m = 22,414 \text{ L/mol}$  dans les conditions normales de température et de pression (CNTP)  $T=25 \text{ °C}$ ,  $P= 1 \text{ atm}$ .

### Exercice 1

1)

	Elément chimique	Corps pur simple	Corps pur composé	Mélange homogène	Mélange hétérogène
L'air				X	
Diazote		X			
Eau distillée			X		
Méthane (CH <sub>4</sub> )			X		
Gaz carbonique			X		
Morceau de sucre (C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> )			X		
Eau de robinet				X	
Eau salée				X	
Pétrole					X
Néon	X	X			
Argon	X	X			

2)

	Propriété physique	Propriété chimique
a) le sel est soluble dans l'eau	X	
b) la fusion du bronze	X	
c) de la rouille qui se forme		X
d) Le mercure est liquide à 25°C	X	
e) La décoloration d'un jean par l'eau de Javel		X
f) Le CO <sub>2</sub> bout à -40°C	X	
g) La caramélisation du sucre.		X
h) l'hydroxyde de sodium forme un précipité avec le chlorure d'hydrogène.		X

### Exercice 2

$V_{H_2O} = 1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ mL} = 10^3 \text{ cm}^3$ ;  $\rho (H_2O) = 1 \text{ g/cm}^3$ ;  $M (H_2O) = 18 \text{ g/mol}$ ;  $N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

a- La masse correspondante:

$$\rho_{H_2O} = m_{H_2O} / V_{H_2O} \Rightarrow m_{H_2O} = \rho_{H_2O} \cdot V_{H_2O} = 10^3 \text{ g}$$

b- Le nombre de moles de molécules d'eau

$$\text{nombre de moles de } H_2O : n_{H_2O} = m_{H_2O} / M_{H_2O} = 55,55 \text{ mol}$$

c- Le nombre de molécules d'eau

$$1 \text{ mol de } H_2O \rightarrow N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

$$55,55 \text{ mol de } H_2O \rightarrow N \text{ molécules}$$

$$N = 334,57 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

d- Nbre de moles d'atomes d'hydrogène

$$1 \text{ mol de } H_2O \rightarrow 2 \text{ mol d'H}$$

$$55,55 \text{ mol de } H_2O \rightarrow n_H \text{ mol d'H}$$

$$n_H = 111,1 \text{ mol}$$

e- Nbre de moles d'atomes d'oxygène

$$1 \text{ mol de } H_2O \rightarrow 1 \text{ mol d'O}$$

$$55,55 \text{ mol de } H_2O \rightarrow n_O \text{ mol d'O}$$

$$n_O = 55,55 \text{ mol}$$

- f- Le nombre d'atomes d'hydrogène  
 1 molécule de  $H_2O \rightarrow 2$  atomes d'H  
 $334,57 \cdot 10^{23}$  molécules de  $H_2O \rightarrow X$  atomes d'H  
 $X = 669,14 \cdot 10^{23}$  atomes d'H
- h- Le nombre d'atomes d'oxygène  
 1 molécule de  $H_2O \rightarrow 1$  atome d'O  
 $334,57 \cdot 10^{23}$  molécules de  $H_2O \rightarrow Y$  atomes d'O  
 $Y = 334,57 \cdot 10^{23}$  atomes d'O

### Exercice 3

- 1)
- Le nombre d'atomes de cuivre présents dans une masse  $m(Cu) = 35$  g :  
 $N_{Cu} = 35 / 10,56 \cdot 10^{-23} = 3,31 \cdot 10^{23}$  atomes.
  - 1 mol contient  $\rightarrow N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  atomes  
 $n$  mol  $\rightarrow 3,31 \cdot 10^{23}$  atomes
- 2)
- La masse de 0,5 mol de  $Cu(OH)_2$  est :  
 On sait que :  $m = n \cdot M$ ,  $M$   
 $(Cu(OH)_2) = M_{Cu} + 2(M_O + M_H) = 63,54 + 2(16 + 1) = 97,54$  g/mol  
 $m = 0,5 \cdot 97,54 = 48,77$  g
  - La masse de  $641 \cdot 10^{21}$  molécules de  $H_2SO_4$  est :  
 1 mol de  $H_2SO_4 \rightarrow N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  molécules de  $H_2SO_4 \rightarrow M(H_2SO_4) = 98$  g  
 $641 \cdot 10^{21}$  molécules de  $H_2SO_4 \Rightarrow m$   
 $m = 641 \cdot 10^{21} \cdot 98 / 6,02 \cdot 10^{23} = 104,35$  g
- 3)
- Le nombre de moles contenu dans 23 g d'or est :  
 $n(Au) = m(Au) / M(Au) = 23 / 197 = 0,12$  mol
  - La quantité de matière de 6 g diamant (carbon)  
 $n(C) = m(C) / M(C) = 6 / 12 = 0,5$  mol
  - Le nombre de moles d'atomes d'argent Ag est :  
 $n(Ag) = m(Ag) / M(Ag) = 300 / 108 = 2,78$  mol
  - Le nombre d'atomes de carbone dans 789,37 g de gaz carbonique  $CO_2$  :  
 Dans une molécule de  $CO_2$  il y a un atome de C  
 Dans 789,37 g de  $CO_2$  il y a  $789,37 / 44 = 17,94$  mol de  $CO_2$  et donc  
 $17,94 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 108 \cdot 10^{23}$  molécules de  $CO_2$  et  $108 \cdot 10^{23}$  atomes de carbone.

### Exercice 4

- 1-  $4 Fe + 3 O_2 \longrightarrow 2 Fe_2O_3$
- 2- a) Le volume d'oxygène nécessaire à l'oxydation de 50g de fer :  
 $n_{Fe} = \frac{m}{M} = \frac{50}{56} = 0,893$  mol  
 Selon l'équation bilan : '  
 $4$  mol Fe  $\rightarrow$   $3$  mol  $O_2$   
 $0,893$  mol Fe  $\rightarrow$   $n_{O_2}$   
 $n_{O_2} = 0,669$  mol  
 $n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_M} \Rightarrow V_{O_2} = n_{O_2} \cdot V_M = 0,669 \cdot 24 = 16,056$  L
- Le volume de l'air correspondant :  
 $V_{O_2} = 0,2 V_{air} \Rightarrow V_{air} = 5 V_{O_2} = 80,28$  L
- b) Calcul de la masse de produit formé.
- c)  $4$  mol Fe  $\rightarrow$   $2$  mol  $Fe_2O_3$

$$0,893 \text{ mol Fe} \rightarrow n \text{ Fe}_2\text{O}_3$$

$$n \text{ Fe}_2\text{O}_3 = 0,446 \text{ mol} \Rightarrow m \text{ Fe}_2\text{O}_3 = n \cdot M = 0,446 \cdot 160 = 71,36 \text{ g}$$

### Exercice 5



2-

a) Calcul du volume d'air nécessaire à cette combustion.

Nous avons  $\rho_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = m_{\text{C}_8\text{H}_{18}} / V_{\text{C}_8\text{H}_{18}} \Rightarrow m_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = 0,703 \cdot 7 \cdot 10^3 = 4921 \text{ g}$

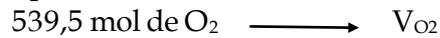
$\Rightarrow n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = m_{\text{C}_8\text{H}_{18}} / M_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = 4921 / 114 = 43,16 \text{ mol}$

D'après la réaction:



$n_{\text{O}_2} = 539,5 \text{ mol}$

$V_M = 24 \text{ L/mol}$  cela signifie que : 1 mol de  $\text{O}_2 \longrightarrow V_{\text{O}_2} = 24 \text{ L}$



$V_{\text{O}_2} = 12948 \text{ L}$

$V(\text{O}_2) = 20 \% V_{\text{air}}$  donc  $V_{\text{air}} = 5V_{\text{O}_2} = 64740 \text{ L}$

b) Calculs des masses des produits formés :

Pour  $\text{CO}_2$



$n_{\text{CO}_2} = 345,28 \text{ mol}$

$n_{\text{CO}_2} = m_{\text{CO}_2} / M_{\text{CO}_2} \Rightarrow m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} = 15192,32 \text{ g}$

Pour  $\text{H}_2\text{O}$



$n_{\text{H}_2\text{O}} = 388,44 \text{ mol}$

$n_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} / M_{\text{H}_2\text{O}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} = 6991,92 \text{ g}$

---

## Chapitre 2: Principaux constituants de la matière

---

### Exercice 1

I. Choisir la ou les réponse(s) juste(s) parmi les propositions suivantes:

- 1) Le noyau de l'atome est composé de:
  - a) neutrons et protons;
  - b) protons et électrons;
  - c) électrons et neutrons.
  
- 2) Un élément chimique est caractérisé par son:
  - a) nombre de charge;
  - b) nombre de protons;
  - c) nombre de nucléons;
  - d) numéro atomique.
  
- 3) Deux atomes isotopes ont le même nombre de
  - a) protons et de neutrons;
  - b) neutrons et un nombre de protons différent;
  - c) protons et un nombre de masse différent;
  - d) de protons et un nombre de neutrons différent.
  
- 4) Le noyau est .....que l'atome.
  - a) 100 000 plus petit;
  - b) 100 plus.
  
- 5) Les neutrons ont une charge électrique .....
  - a) Négative;
  - b) Positive;
  - c) Neutre
  
- 6) La masse de l'atome est concentrée dans:
  - a) Les électrons;
  - b) Le noyau;
  - c) Les protons.

II. Compléter les phrases suivantes:

- a) Le nombre de masse A est le nombre de .....c'est-à-dire la somme des nombres de .....et de .....
- b) Le numéro atomique Z est le nombre de .....égal au nombre d'.....dans un atome, mais différent de ce dernier dans un .....
- c) N (égal à A-Z) est le nombre de .....
- d) Un .....est défini par la valeur de A et de Z.
- e) Un .....est défini par la valeur de Z.
- f) Deux .....sont deux..... qui ont même valeur de Z et appartiennent donc au même ....., mais ont des valeurs différentes de N et de.....

### Exercice 2

La valeur expérimentale de la masse atomique du krypton 86 est 85,911.

Cette masse, exprimée en unité de masse atomique (u.m.a) donne la masse d'un atome.

1. Sachant qu'une u.m.a (reliée à l'inverse de la constante d'Avogadro) vaut  $1,660 \cdot 10^{-27}$  kg, en déduire la masse d'un atome de Krypton 86 ?
2. Calculer la masse d'un atome de Krypton 86 en faisant la somme de celles de ses constituants élémentaires: (neutron, proton et électron). Que constatez-vous ?.

Données:  ${}^{86}_{36}\text{Kr}$  ;  $m_e=9,110 \cdot 10^{-31}$  kg;  $m_p=1,6724 \cdot 10^{-27}$  kg;  $m_n=1,6747 \cdot 10^{-27}$  kg

### Exercice 3

I. On considère les nucléides A, B, C, D, E et F dont les noyaux ont la composition suivante:

Atomes	A	B	C	D	E	F
Nombre de protons	7	7	9	15	17	17
Nombre de neutrons	7	8	10	16	18	20

1. Y a-t-il des isotopes parmi ces nucléides ? Si oui lesquels ?
2. Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :  
 $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{59}_{28}\text{Ni}$ ,  $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ ,  $^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ ,  $^{39}_{19}\text{K}$  et  $^{40}_{20}\text{Ca}$ .

II. Le Silicium naturel est un mélange de trois isotopes stables  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  et  $^{30}\text{Si}$ . L'abondance isotopique naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%. La masse molaire atomique du Silicium naturel est de 28,085 g.mol<sup>-1</sup>.

1. Quel est l'isotope du Silicium le plus abondant ?
2. Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.

III. Le mélange de deux isotopes du lithium ( $^6_3\text{Li}^+$  et  $^7_3\text{Li}^+$ ) est analysé à l'aide d'un spectrographe de Bainbridge. Ces deux ions entrent d'abord dans le filtre de vitesse où ils sont soumis à l'action simultanée d'un champ électrique E et d'un champ magnétique  $B_0$ , pénètrent ensuite dans l'analyseur où il règne un champ magnétique B, avant d'impressionner une plaque photographique.

1. Quelle est l'expression de la vitesse avec laquelle se déplacent ces ions ?
2. Établir l'expression du rayon R de la trajectoire circulaire décrite par chacun de ces ions.
3. Déterminer la masse atomique de l'ion  $^A_3\text{Li}^+$  et en déduire la valeur de A, sachant que les rayons des trajectoires de  $^6_3\text{Li}^+$  et  $^A_3\text{Li}^+$  sont respectivement égaux à 20,5 et 23,9 cm.

### Exercice 4

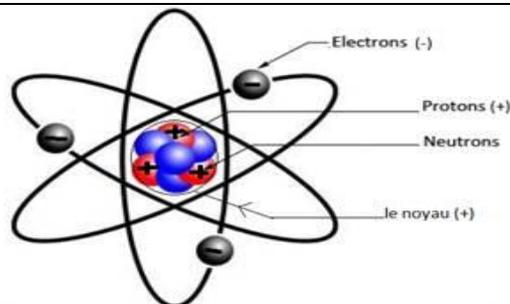
Dans un spectrographe de Dempster, une source ponctuelle S d'ions positifs ( $^6_3\text{Li}^+$  et  $^7_3\text{Li}^+$ ) émet un pinceau très étroit composé de deux types de particules de masses  $m_1$  et  $m_2$ , de charges respectives  $q_1$  et  $q_2$ , avec une vitesse initiale négligeable; ils sont accélérés par une d.d.p  $U=5\text{kV}$ , vers la fente f d'un plan P, puis déviés par un champ magnétique  $B=0,2\text{ T}$  uniforme perpendiculaire à leur trajectoire semi circulaires de rayons  $R_1$  et  $R_2$  respectivement. Ils viennent enfin impressionner une plaque photographique en deux points d'impact séparés par une distance d.

1. Ces ions ont-ils la même énergie cinétique ? Justifier.
2. Déterminer la distance d entre les points d'impact.

## Exercices corrigés : Principaux constituants de la matière

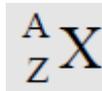
### Rappel :

- Les atomes sont constitués d'un noyau très dense, chargé positivement, entouré d'électrons (charge électrique négative).
- Le noyau est constitué de deux types de particules (protons et neutrons) appelées nucléons.



	Charge électrique	Masse
Noyau {	Proton $q = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,6724 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1836 m_e$
	Neutron $0$	$m_n = 1,6747 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1839 m_e$
Electron	$q = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,110 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

- Un nucléide est une espèce atomique symbolisé par:



- Où **A** est appelé **nombre de masse**, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons):  
 $A = Z + N$
- **Z** est appelé **numéro atomique ou nombre de charge**, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre).
- A l'état naturel, la majorité des éléments existent sous forme d'isotopes.
- Deux atomes sont dits isotopes s'ils ont le même de protons mais un nombre de neutrons différents.
- Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse ( tels que le spectromètre de masse de Dempster, de Bainbridge et d'Aston).
- Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$m = \sum(xi \cdot m_i)$  u.m.a de même la masse molaire sera :

$$M = \sum(xi \cdot M_i) \text{ (g/mol)}$$

Avec

$xi$ : l'abondance relative

$m$  : la masse moyenne de l'élément chimique considéré

$m_i$  : la masse atomique de l'isotope  $i$  avec une abondance  $xi$

### Exercice 1

I.

- 1) a
- 2) d
- 3) c et d
- 4) a
- 5) c
- 6) b

II. Les termes manquants :

- a) nucléons, protons, neutrons.
- b) protons, électrons, ion.
- c) Neutrons.
- d) Nucléide.
- e) Élément.
- f) isotopes, nucléides, élément, A

### Exercice 2

1. Masse expérimentale d'un atome:  $85,911 \cdot 1,660 \cdot 10^{-27} = 1,4261 \cdot 10^{-25}$  kg.

2. L'atome de Krypton 86 comporte 36 électrons, 36 protons et 50 neutrons.

La somme des masses de ces particules est égale à  $1,4397 \cdot 10^{-25}$  kg, valeur supérieure à celle calculée pour l'atome ! Cette différence (proche de 1 %) ou « défaut de masse » s'explique par la libération d'énergie lors de la formation du noyau à partir de ses constituants élémentaires.

### Exercice 3

I

1. Oui: A et B, E et F sont des isotopes car ils possèdent le même nombre de protons mais des nombres de neutrons différents.

	$^{16}_8\text{O}$	$^{59}_{28}\text{Ni}$	$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	$^{39}_{19}\text{K}$	$^{40}_{20}\text{Ca}$
Protons	8	28	13	16	19	20
Neutrons	8	31	14	16	20	20
Electrons	8	28	10	18	19	20

II.

1. L'isotope du Silicium le plus abondant :

La masse molaire du Silicium naturel est très proche de  $28 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , l'isotope  $^{28}\text{Si}$  est donc le plus abondant.

2. Calcul des abondances naturelles des deux autres isotopes.

Faisons l'approximation classique  $M_i = A_i$

Appelons (1) l'isotope  $^{28}\text{Si}$ , (2) l'isotope  $^{29}\text{Si}$  et (3) l'isotope  $^{30}\text{Si}$ .

Nous avons le système d'équations:

$$x_1 + x_2 + x_3 = 1 \text{ ou bien } x_1 + x_2 + x_3 = 100$$

$$x_1 = 0,9223$$

$$28,085 = 28 x_1 + 29 x_2 + 30 x_3$$

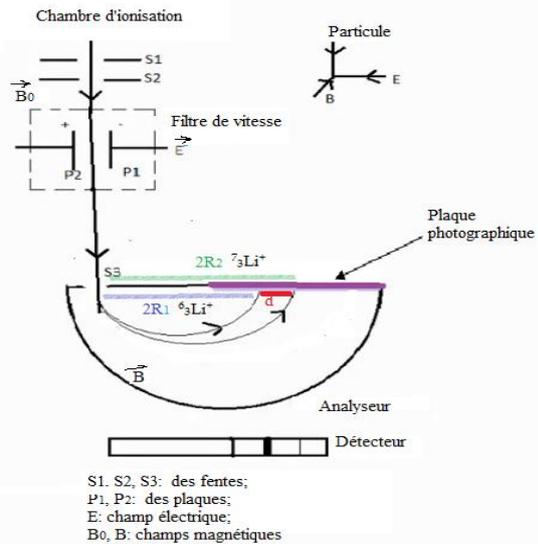
On trouve par résolution du système :

$$x_1 = 0,9223 ; x_2 = 0,0704 \text{ et } x_3 = 0,0073$$

$$\text{ou bien } x_1 = 92,23\% ; x_2 = 07,04\% \text{ et } x_3 = 0,73\%$$

### III.

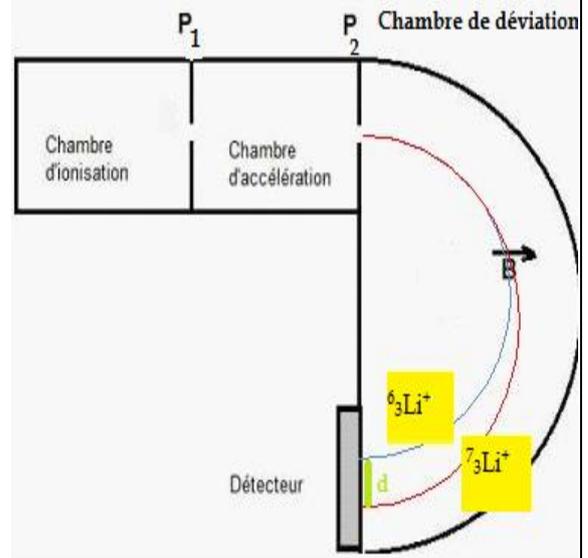
1. Dans le filtre de vitesse : égalité entre la force électrique  $F_e$  et la force magnétique  $F_m$  ( $F_e = F_m$ )  
 $qE = qvB_0 \Rightarrow v = E / B_0$ ;  $v$  étant la vitesse des ions qui traversent le filtre.
2. Dans l'analyseur: équilibre des forces dans le cas d'un mouvement circulaire de rayon  $R$  ( $F_m = m\gamma_N$ )  
 $qvB = mv^2/R \Rightarrow R = mv/(qB)$   
 $= mE/(q B_0 B)$ ;  
 les 2 ions portant la même charge  $q = +e$  ( $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ ) donc  $R = mE/(q B_0 B)$
3.  $R_1 = E/(q B_0 B) \times m_1 (^6_3\text{Li})$   
 et  $R_2 = E/(q B_0 B) \times m_2 (^7_3\text{Li})$   
 $\Rightarrow R_1/R_2 = m_1/m_2$   
 $m_2 = m_1 \times R_2/R_1 = 6,0151 \times 23,9/20,5$   
 $= 6,995 \text{ uma}$ , ou  $6,995 \text{ g/mol}$   
 $A = 7$  ( $A$  : nombre entier,  $>0$ ),  
 il s'agit de  $^7_3\text{Li}$ .



*Spectrographe de masse de Bainbridge*

### Exercice 4

1. Les ions  $^6_3\text{Li}^+$  et  $^7_3\text{Li}^+$  ont la même énergie cinétique  
 Justification :  
 Ces ions sont accélérés par une d.d.p  $U$  constante, leur énergie cinétique s'exprime alors sous la forme :  $E_C = mv^2/2 = qU$ ,  
 puisque  $q = e$  (les isotopes de Li sont ionisés une fois) alors  $E_C = mv^2/2 = eU = \text{constante}$ .
2. Détermination de la distance  
 Bilan des forces dans l'analyseur :  
 $F_m = m\gamma_N = F_g$ ;  $F_m$  : Force magnétique et  $F_g$  : Force centrifuge  
 $F_m = qvB$  et  $F_g = mv^2/R$ ; d'où  
 $qvB = mv^2/R \Rightarrow qB = mv/R$  comme  $mv^2/2 = qU$   
 $\Rightarrow v = (2qU/m)^{1/2}$ , on remplace la vitesse par son expression, on obtient:  
 $qB = (m/R)(2qU/m)^{1/2}$   
 Au carré:  $(qB)^2 = (m/R)^2(2qU/m) \Rightarrow$   
 $q/m = 2U/B^2R^2 \Rightarrow R = (2mU/qB^2)^{1/2}$   
 La distance  $d$  qui sépare les deux points d'impact:  $d = 2(R_2 - R_1)$   
 $R_1(^6_3\text{Li}^+) = (1/B) (2m_1U/q)^{1/2}$   
 et  $R_2(^7_3\text{Li}^+) = (1/B) (2m_2U/q)^{1/2}$  (l'isotope le plus léger correspond au rayon le plus petit).  
 Application numérique :  $d \approx 0,02 \times 10^{-2} \text{ m} \approx 2 \text{ cm}$ .



*Spectromètre de masse de Dempster*

---

## Chapitre 3: Modèle atomique de Bohr, application aux ions hydrogénoïdes

---

### Exercice 1

Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses :

- L'effet photoélectrique est une interaction entre un photon incident et un électron lié à l'atome.
- La fréquence du rayonnement impliqué dans une transition électronique entre les 2 niveaux d'énergie  $n$  et  $(n+1)$  est la même, qu'il s'agisse d'absorption ou d'émission.
- Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène ne comporte que les raies de la série de Paschen.
- Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène comporte une raie de longueur d'onde 654,5nm de couleur rouge.
- La série de Balmer du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène apparaît dans l'UV.
- L'énergie de l'électron de l'ion hydrogénoïde ne dépend que du nombre quantique principal  $n$ .

### Exercice 2

On éclaire une cellule photoélectrique dont la cathode est en césium avec une radiation de longueur d'onde  $\lambda_1 = 495 \cdot 10^{-9}$  m, puis avec une radiation de longueur d'onde  $\lambda_2 = 720 \cdot 10^{-9}$  m. Le travail d'extraction d'un électron de césium est  $W_0 = 3 \cdot 10^{-19}$  J.

- Calculer la longueur d'onde  $\lambda_s$  qui correspond au seuil photoélectrique.
- Vérifier que l'émission photoélectrique n'existe qu'avec une seule des deux radiations précédentes.

**Données :**  $h = 6.62 \cdot 10^{-34}$  J.s ;  $c = 3 \cdot 10^8$  m s<sup>-1</sup> ;  $m_e = 9.11 \cdot 10^{-31}$  kg

### Exercice 3

Une surface métallique est éclairée par la lumière UV de longueur d'onde  $\lambda = 0.150 \mu\text{m}$ . Elle émet des électrons dont l'énergie cinétique maximale est égale à 4.85 eV.

- Calculer le travail d'extraction  $W_0$ .
- Quelle est la nature du métal ?
- Quelle tension serait nécessaire pour arrêter cette émission ?
- Pour augmenter la vitesse maximale d'émission faut-il changer l'intensité du faisceau lumineux, sa longueur d'onde restant constante, ou bien changer sa longueur d'onde ?
- Quelle est l'influence de l'intensité du faisceau à longueur d'onde constante ? Justifiez.

<i>métal</i>	<i>Seuil photoélectrique <math>\lambda_s</math> (<math>\mu\text{m}</math>)</i>
<i>Zn</i>	<i>0.35</i>
<i>Al</i>	<i>0.365</i>
<i>Na</i>	<i>0.50</i>
<i>K</i>	<i>0.55</i>
<i>Sr</i>	<i>0.60</i>
<i>Cs</i>	<i>0.66</i>

**Données :**  $h = 6.62 \cdot 10^{-34}$  J.s ;  $c = 3 \cdot 10^8$  m s<sup>-1</sup> ;  $m_e = 9.11 \cdot 10^{-31}$  kg

### Exercice 4

I. Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est un spectre discontinu constitué de séries de raies.

1. Citer les cinq premières séries de ce spectre.
2. À quels phénomènes physiques correspondent ces raies ?
3. Donner l'expression générale exprimant la longueur d'onde d'une raie.

II. Dans l'atome d'hydrogène, l'énergie de l'électron dans son état fondamental est égale à  $-13,54 \text{ eV}$ .

1. Quelle est la plus petite quantité d'énergie qu'il doit absorber pour:
  - Passer au 1er état excité ?
  - Passer du premier état excité à l'état ionisé ?
2. Quelles sont les longueurs d'onde des raies du spectre d'émission correspondant au retour :
  - De l'état ionisé au 1<sup>er</sup> état excité ?
  - Du premier état excité à l'état fondamental ?

III. Si l'électron de l'atome d'hydrogène est excité au niveau  $n=5$ .

1. Combien de raies différentes peuvent-elles être émises lors du retour à l'état fondamental.
2. Calculer dans chaque cas la fréquence et la longueur d'onde du photon émis.

Vitesse de la lumière :  $c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$  ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

Constante de Planck :  $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$  ;  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ \AA}$

### Exercice 5

1. Rappeler la définition d'un ion hydrogénoïde.
2. Lequel de ces ions ( ${}_3\text{Li}^+$ ,  ${}_4\text{Be}^{3+}$ ) est-il un hydrogénoïde ?
3. Définir l'énergie d'ionisation. La calculer pour l'ion  $\text{Be}^{3+}$ . A quelle longueur d'onde cela correspond-il ?
4. Calculer la plus grande longueur d'onde du spectre d'émission de cet ion.

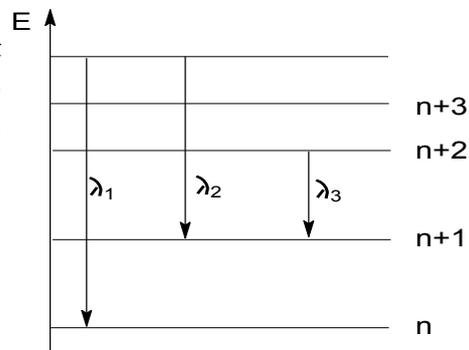
Vitesse de la lumière :  $c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$  ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

Constante de Planck :  $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$  ;  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ \AA}$

### Exercice 6

Dans le spectre d'émission d'un ion hydrogénoïde X de numéro atomique Z, on considère les trois transitions représentées sur la figure ci-contre. Sachant que les longueurs d'onde des deux premières raies limite ( $\lambda_1$  et  $\lambda_2$ ) valent  $3,0328$  et  $6,8238 \text{ nm}$  respectivement :

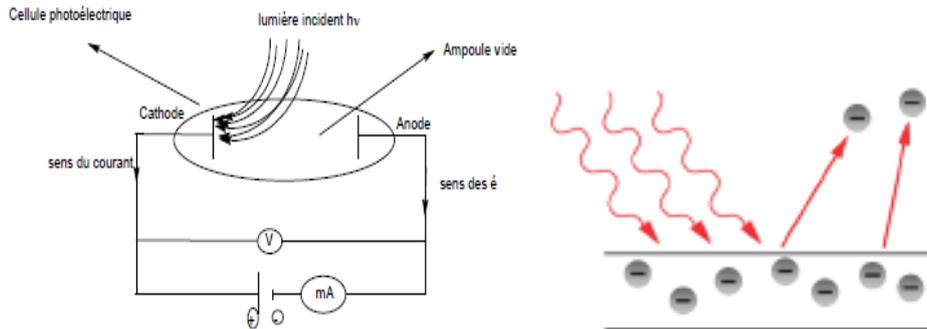
1. Déterminer les valeurs de n, Z et  $\lambda_3$  (nm).
2. Identifier cet ion hydrogénoïde  ${}_Z\text{X}^{+(Z-1)}$
3. Trouver la relation reliant la fréquence de cet ion hydrogénoïde avec celle de l'hydrogène lors d'une transition de  $(n+2)$  vers  $(n)$ .
4. Calculer le rayon de l'orbite au niveau  $(n)$ .



**Rappel**

○ **Effet photoélectrique**

Lorsqu'une surface métallique est soumise à l'action d'un rayonnement électromagnétique de fréquence  $\nu$ , d'énergie supérieure à l'énergie de la liaison électron-métal (à la surface), des électrons sont émis de cette surface, ce phénomène est appelé effet photoélectrique.



**Figure: Effet photoélectrique**

○ **Modèle de Bohr** : Bohr propose quatre hypothèses:

- Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse  $m$  se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon  $r$ .
- L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie ; on les appelle "orbites stationnaires".
- Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie :

$$|\Delta E| = h \cdot \nu$$

- Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique) :

$$mvr = n \cdot \frac{h}{2\pi} : \text{constante de Planck et } n : \text{entier naturel.}$$

- Un électron ne peut absorber ou libérer de l'énergie c-à-d rayonner qu'en passant d'un niveau (orbite) à un autre.

La quantité d'énergie absorbée ou émise est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux (relation de Planck) :  $\Delta E = E_f - E_i = h\nu$

$E_f$  : état final

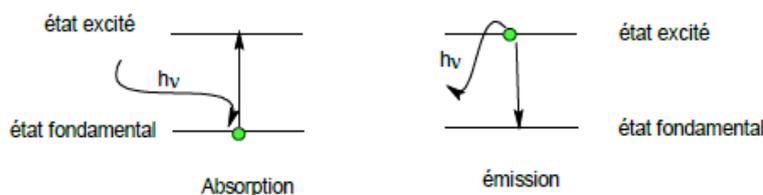
$E_i$  : état initial

$h$  : constante de Planck

$\nu$  : fréquence de radiation

- **Absorption** : Lorsqu'un électron passe d'un niveau  $n$  (orbite de rayon  $r_n$ ) à un niveau  $p$  ( $p > n$ ) supérieur (orbite de rayon  $r_p$ ), il absorbe une radiation de fréquence  $\nu_{n-p}$ .

- **Emission** : Lorsqu'un électron passe d'un niveau  $p$  à un niveau  $n$  ( $p > n$ ), il émet une radiation de fréquence  $\nu_{p-n}$ .



*Absorption et émission de la lumière*

- Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène présente quatre raies principales dans le domaine visible.

Longueur d'onde $\lambda(\text{nm})$	Couleur de la raie
656	Rouge
486	Verte
434	Bleu
410	Violette

- Les calculs de Bohr :

	Atome d'hydrogène (H)	Ion hydrogénoïde (X)
L'énergie totale de l'électron	$E_n = \frac{E_H}{n^2}; (E_1)_H = -2,18.10^{-18} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$ <p><math>n</math>: nombre quantique principal (<math>n \geq 1</math>)</p>	$E_T = E_{(H)}.Z^2/n^2$ <p><math>Z</math>: nombre de protons</p>
Rayon de l'orbite	$r_n = n^2 \cdot a_0$	$r = r_{(H)}.n^2/Z; r_{(H)} = a_0 = 0,53 \text{ \AA}$
La vitesse de l'électron	$v_n = v_0/n; v_0 = 2,18 \times 10^6 \text{ m.s}^{-1}$	$v_n = v_0 Z/n; v_0 = 2,18 \times 10^6 \text{ m.s}^{-1}$
La longueur d'onde d'une raie	$\frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = \bar{\nu} = R_H \left( \frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$ <p><math>n_j</math> et <math>n_i</math> sont des entiers avec <math>n_j &lt; n_i</math>  <math>\bar{\nu}</math>: Nombre d'onde (<math>\text{m}^{-1}</math>);  <math>\lambda</math>: longueur d'onde (<math>\text{m}</math>);  <math>R_H</math> constante de Rydberg, dont la valeur est <math>R_H = 1,097.10^7 \text{ m}^{-1}</math></p>	$\frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = \bar{\nu} = Z^2 R_H \left( \frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$ <p><math>n_j</math> et <math>n_i</math> sont des entiers avec <math>n_j &lt; n_i</math>  <math>\bar{\nu}</math>: Nombre d'onde (<math>\text{m}^{-1}</math>); <math>\lambda</math>:  longueur d'onde (<math>\text{m}</math>);  <math>R_H</math> constante de Rydberg, dont la valeur est <math>R_H = 1,097.10^7 \text{ m}^{-1}</math></p>

### Exercice 1

- a) Vraie;
- b) Vraie;
- c) Fausse;
- d) Vraie;
- e) Fausse;
- f) Fausse;

### Exercice 2

1. Les électrons sont émis si les photons qui constituent le rayonnement ont une énergie supérieure ou égale au travail d'extraction  $W_0$ :

$$W_0 = E_{\min} = h\nu_s = h \frac{c}{\lambda_s} \Rightarrow \lambda_s = \frac{hc}{W_0}$$

#### **Application numérique**

$$\lambda_s = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{3 \cdot 10^{-19}} \Rightarrow \lambda_s = 6,62 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 662 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 662 \text{ nm}$$

2. Des électrons sont émis si  $E \geq W_0 \Rightarrow \nu \geq \nu_s \Rightarrow \lambda \leq \lambda_s$

$$\lambda_1 = 495 \cdot 10^{-9} \text{ m} \leq \lambda_s \Rightarrow \text{Il y a émission photoélectrique}$$

$$\lambda_2 = 720 \cdot 10^{-9} \text{ m} \geq \lambda_s \Rightarrow \text{Pas d'émission photoélectrique}$$

Ou bien en termes d'énergie :

$$\lambda_1 \text{ correspond à } E_1 = h \frac{c}{\lambda_1} 6,62 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{495 \cdot 10^{-9}} \approx 4 \cdot 10^{-19} \text{ J} \geq W_0 \Rightarrow \text{émission photoélectrique}$$

$$\lambda_2 \text{ correspond à } E_2 = h \frac{c}{\lambda_2} 6,62 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{720 \cdot 10^{-9}} \approx 2,8 \cdot 10^{-19} \leq W_0 \Rightarrow \text{Pas d'émission photoélectrique}$$

### Exercice 3

1. Si l'énergie du photon est supérieure au travail d'extraction, une partie est communiquée à l'électron émis sous forme d'**énergie cinétique**.

$$E = W_0 + E_{c,\max} = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow W_0 = h \frac{c}{\lambda} - E_{c,\max}$$

Application numérique :

$$W_0 = 6,62 \cdot 10^{-34} \times \frac{3 \cdot 10^8}{0,150 \cdot 10^{-6}} - 4,85 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 1,32 \cdot 10^{-18} - 7,76 \cdot 10^{-19}$$

$$W_0 = 5,44 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,4 \text{ eV}$$

2. Pour déterminer la nature du métal il faut calculer la **longueur d'onde seuil** :

$$\lambda_s = \frac{hc}{W_0}$$

Application numérique :

$$\lambda_s = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{5,44 \cdot 10^{-19}} = \frac{6,62 \times 3}{5,44} \times 10^{-7}$$

$$\lambda_s = 3,65 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 0,365 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 0,365 \mu\text{m}$$

D'après le tableau, il s'agit donc de l'**aluminium Al**.

3. Le **potentiel d'arrêt**  $U_0$  est défini comme la tension qui arrête l'émission des électrons. Considérons un électron partant d'un point A avec l'énergie cinétique  $E_{c,\max}$ , et qui se dirige vers B. Cet électron est freiné par la force électrique (due au champ électrique entre A et B) tel qu'il s'arrête juste devant B (vitesse nulle). Appliquons le **théorème de l'énergie cinétique** entre A et B :

$$0 - E_{c,\max} = -e(V_A - V_B) = -eU_{AB} = -eU_0 \Rightarrow eU_0 = E_{c,\max}$$

$U_0$  est donc la tension pour laquelle l'énergie électrique est égale à l'énergie cinétique des électrons.

$$U_0 = \frac{E_{c,\max}}{e} = \frac{4,85 \times 1,6 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 4,85 \text{ V}$$

4. Energie du photon :  $E = W_0 + E_{c,\max}$  soit :  $h \frac{c}{\lambda} = W_0 + \frac{1}{2} m_e v_m^2$

Pour augmenter la vitesse maximale d'émission  $v_m$ , il faut augmenter la fréquence du faisceau lumineux donc **diminuer la longueur d'onde**.

5. La longueur d'onde étant constante, l'augmentation de l'intensité du faisceau lumineux n'entraîne pas d'augmentation de la vitesse des électrons émis. En revanche, le nombre de photons incidents par unité de temps augmente, ce qui entraîne une augmentation du nombre d'électrons émis par unité de temps, et se traduit par une **augmentation de l'intensité I du courant** produit.

## Exercice 4

I.

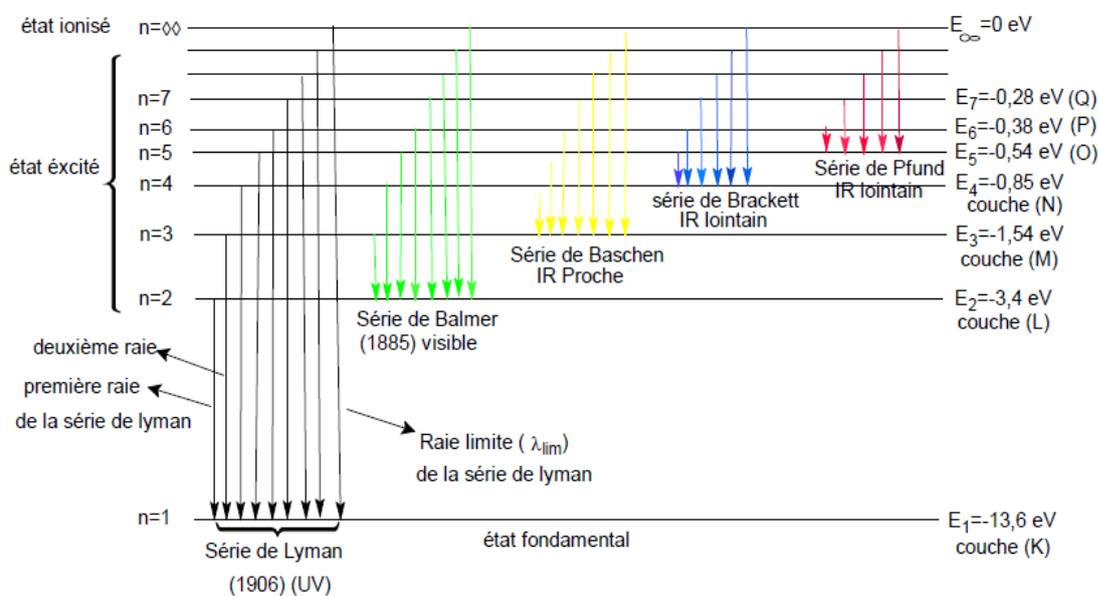
1. Les cinq premières séries du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.

Série	$n_1$	$n_2$	Domaine spectral
Lyman	1	$\geq 2$ (2, 3, 4, ..... $\infty$ )	UV
Balmer	2	$\geq 3$ (3, 4, 5 ..... $\infty$ )	Visible
Paschen	3	$\geq 4$ (4, 5, 6 ..... $\infty$ )	IR proche
Brackett	4	$\geq 5$ (5, 6, 7, ..... $\infty$ )	IR proche
Pfund	5	$\geq 6$ (6, 7, 8, ..... $\infty$ )	IR lointain

2. Les raies correspondent aux transitions électroniques:

-Passage de  $\infty \rightarrow n$

-Passage de  $n+p \rightarrow n$  avec  $p \geq 1$



3. L'expression donnant la longueur d'onde d'une raie :

Formule de Ritz---Balmer :

$$\frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = \bar{\nu} = R_H \left( \frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad n_j \text{ et } n_i \text{ sont des entiers avec } n_j < n_i$$

$\bar{\nu}$  : Nombre d'onde ( $m^{-1}$ );  $\lambda$  : longueur d'onde (m) ;

$R_H$  constante de Rydberg, dont la valeur est  $R_H = 1,097 \cdot 10^7 m^{-1}$

II.

1. -La plus petite quantité d'énergie qu'il doit absorber pour passer au 1<sup>er</sup> état excité :

$$n_1=1, n_2=2$$

$$E_n = \frac{E_H}{n^2} ; (E_1)_H = -2,18 \cdot 10^{-18} J = -13,6 eV$$

$$E_2 = -13,6 / 2^2 = -3,4 eV$$

$$\Delta E_{1 \rightarrow 2} = E_2 - E_1 = -3,4 + 13,6 = 10,2 eV = 1,63 \cdot 10^{-18} J$$

- Pour passer du premier état excité à l'état ionisé

$$n_1=2, n_2=\infty$$

$$\Delta E_{2 \rightarrow \infty} = E_{\infty} - E_2 = 0 + 3,4 = 3,4 eV = 5,44 \cdot 10^{-19} J$$

2. Calcul des longueurs d'onde des raies du spectre d'émission correspondant au retour :  
 - De l'état ionisé au 1<sup>er</sup> état excité:

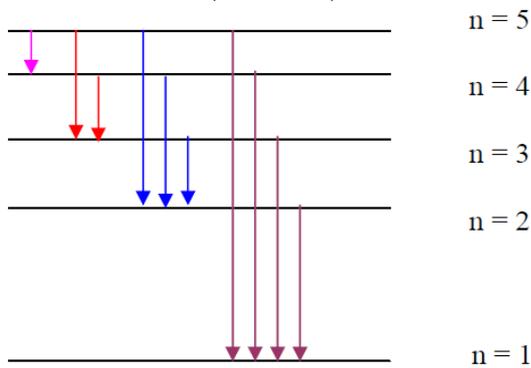
$$|\Delta E_{\infty \rightarrow 2}| = |\Delta E_{2 \rightarrow \infty}| = \frac{hc}{\lambda_{\infty \rightarrow 2}} \Rightarrow \lambda_{\infty \rightarrow 2} = \frac{hc}{|\Delta E_{\infty \rightarrow 2}|} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{5,4 \cdot 10^{-19}} = 3,678 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 367,8 \text{ nm}$$

- Du premier état excité à l'état fondamental :

$$|\Delta E_{2 \rightarrow 1}| = |\Delta E_{1 \rightarrow 2}| = \frac{hc}{\lambda_{2 \rightarrow 1}} \Rightarrow \lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{hc}{|\Delta E_{2 \rightarrow 1}|} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{1,63 \cdot 10^{-18}} = 12,184 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 121,84 \text{ nm}$$

### III.

1. Dix raies sont possibles lors du retour de l'électron d'hydrogène du niveau excité (n=5) à l'état fondamental (émission).



2. Pour le calcul de la fréquence et de la longueur d'onde du photon émis, on peut utiliser indifféremment le modèle de Bohr ou la formule empirique de Ritz

Modèle de Bohr :  $E_n = \frac{E_H}{n^2}$

Formule de Ritz :  $\frac{1}{\lambda_{i \rightarrow j}} = R_H \left( \frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$

$$|\Delta E_{n_i \rightarrow n_j}| = \left| \frac{(E_1)_H}{n_j^2} - \frac{(E_1)_H}{n_i^2} \right| = |(E_1)_H| \left( \frac{1}{n_j^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = h\nu \text{ et } \nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$(E_1)_H = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$$

Raie - Transition	Energie (J)	Fréquence ( $10^{15}$ Hz)	Longueur d'onde (nm)	Domaine spectral	Série
5 → 4	$4,905 \cdot 10^{-20}$	0,074	4049	I.R	Bracket
5 → 3	$1,55 \cdot 10^{-19}$	0,23	1281	I.R	Paschen
5 → 2	$4,58 \cdot 10^{-19}$	0,69	433,8	Visible	Balmer
5 → 1	$2,09 \cdot 10^{-18}$	3,16	94,9	U.V	Lyman
4 → 3	$1,06 \cdot 10^{-19}$	0,16	1874	I.R	Paschen
4 → 2	$4,09 \cdot 10^{-19}$	0,62	486	Visible	Balmer
4 → 1	$2,04 \cdot 10^{-18}$	3,09	97,2	U.V	Lyman
3 → 2	$3,02 \cdot 10^{-19}$	0,46	656	Visible	Balmer
3 → 1	$1,93 \cdot 10^{-18}$	2,93	102,5	U.V	Lyman
2 → 1	$1,63 \cdot 10^{-18}$	2,5	121,5	U.V	Lyman

### Exercice 5

- Un ion hydrogénoïde est un ion monoatomique qui possède 1 seul électron.
- $\text{Li}^+$  n'est pas un hydrogénoïde car il possède 2 électrons.  
 $\text{Be}^{3+}$  est un hydrogénoïde car il possède un seul électron.
- L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir pour arracher un électron à l'hydrogénoïde dans son état fondamental. Elle est positive.  
Énergie de l'ion hydrogénoïde :  $E = -13,6 \times (Z)^2 / n^2$ .  
Ionisation de  $\text{Be}^{3+}$  ( $Z = 4$ ) dans son état fondamental ( $n = 1$ ):  
 $E_i = 13,6 \times (4)^2 / (1)^2 = 217,6 \text{ eV} = 3,49 \cdot 10^{-17} \text{ J}$

$$\lambda = hc/E_i \quad \text{où } E_i \text{ est en J.}$$

$$\text{D'où } \lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 / 3,49 \cdot 10^{-17} = 5,7 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 5,7 \text{ nm}$$

- Calcul de la longueur maximale

$$\lambda_{\max} \Rightarrow n_1=1 \text{ et } n_2=2$$

$$\frac{1}{\lambda_{\max}} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{12} - \frac{1}{4} \right) = \frac{R_H Z^2 3}{4}$$

$$\lambda_{\max} = \frac{4}{3R_H Z^2} = \frac{4}{3 \times 1,09 \cdot 10^7 \times 4^2} = 7,64 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 7,64 \text{ nm}$$

### Exercice 6

- Calcul de  $n$ ,  $Z$  et  $\lambda_3$

$$\frac{1}{\lambda_1} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n^2} \right) \dots\dots(1)$$

$$\frac{1}{\lambda_2} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{(n+1)^2} \right) \dots\dots(2)$$

$$\frac{1}{\lambda_3} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{(n+1)^2} - \frac{1}{(n+2)^2} \right) \dots \dots (3)$$

Le rapport de (1)/(2) nous donne :

$$\frac{\lambda_2}{\lambda_1} = \left( \frac{n+1}{n} \right)^2 \Rightarrow \sqrt{\lambda_2 / \lambda_1} = \frac{n+1}{n}$$

$$\frac{n+1}{n} = \frac{1}{0,6666} \Rightarrow n = 0,6666 (n+1) \Rightarrow n = 2$$

De l'équation (1):  $Z = \sqrt{\frac{n^2}{\lambda_1 R_H}} = 11$

En remplaçant les valeurs de n et Z dans l'équation (3) :  $\lambda_3 = 15,4978 \text{ nm}$ .

2. Identification de l'ion : il s'agit de  ${}_{11}\text{Na}^{10+}$
3. La relation entre  $v_{\text{Na}^{10+}}$  et  $v_H$  lors de transition de (n+2) vers (n)

$$\frac{1}{\lambda_H} = R_H \left( \frac{1}{(n)^2} - \frac{1}{(n+2)^2} \right) \quad \text{Relation de Balmer pour l'hydrogène}$$

$$\frac{1}{\lambda_{\text{Na}^{10+}}} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{(n)^2} - \frac{1}{(n+2)^2} \right) \quad \text{Relation de Balmer pour les hydrogénoïdes}$$

On sait que  $v = c / \lambda$

$$v_H = c / \lambda_H = c R_H \left( \frac{1}{(n)^2} - \frac{1}{(n+2)^2} \right)$$

$$v_{\text{Na}^{10+}} = \frac{c}{\lambda_{\text{Na}^{10+}}} = c R_H Z^2 \left( \frac{1}{(n)^2} - \frac{1}{(n+2)^2} \right)$$

$$v_{\text{Na}^{10+}} = Z^2 v_H \Rightarrow v_H = \frac{v_{\text{Na}^{10+}}}{Z^2}$$

4. Le rayon de l'orbite au niveau (n)  
n=2

$$r_n = \frac{a_0 n^2}{Z} ; a_0 = 0,53 \text{ \AA}$$

$$r_2 = \frac{0,53 \times 2^2}{11} = 0,1927 \text{ \AA}$$

---

## Chapitre 4: Introduction à la Mécanique Ondulatoire

---

### Exercice 1

1. Énoncer l'hypothèse de Louis De Broglie (1924).
2. Calculer la longueur d'onde associée à chacun des systèmes suivants:
  - a. Un électron se déplaçant à  $3 \cdot 10^4$  m/s.
  - b. Un proton accéléré par une différence de potentiel de  $2,5 \cdot 10^5$  V.
  - c. Une balle de golf de 100g se déplaçant à 30m/s.
  - d. Une particule  $\alpha$  d'énergie cinétique 5MeV.
3. Conclure quant à la validité de la relation de Louis De Broglie.

On donne:

$$m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}, \quad m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}, \quad m_\alpha = 6,6 \times 10^{-27} \text{ kg}, \quad c = 3 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}, \quad h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

### Exercice 2

1. Calculer selon le principe d'Heisenberg, l'incertitude sur la position d'un électron de masse  $m = 9,11 \times 10^{-31}$  kg soumis à une différence de potentiel de 2 kvolts. La vitesse est connue à 1% près.
2. Si l'on suppose que la position d'une bille de masse 1 g est connue au mm près, quelle est l'incertitude sur sa vitesse ?
3. Comparer les deux résultats obtenus et conclure.

### Exercice 3

Soit l'atome d'hydrogène ( $Z=1$ ) dans l'état fondamental  $1s$ , défini par la fonction :

$$\Psi_{100} = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}}$$

1. Vérifier que cette fonction d'état est bien normalisée.
2. Définir et donner l'expression de la densité de probabilité radiale  $D(r)$ . A quelle distance du noyau la densité de probabilité radiale est-elle maximale ?  
Comparer ce résultat à celui déduit du modèle planétaire de Bohr.
3. Calculer la probabilité de présence de l'électron à l'intérieur d'une sphère de rayon  $r = 0,2a_0$  et au-delà de cette sphère.
4. Peut-on représenter la fonction d'état totale  $\Psi_{100}(r, \theta, \varphi)$  dans l'espace ? Pourquoi ?  
Représenter alors les parties radiale  $R_{10}$  et angulaire  $Y_{00}(\theta, \varphi)$  séparément. Conclure.

$$\text{On donne: } R_{10} = 2 \left( \frac{Z}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{Zr}{a_0}} \quad ; \quad Y_{00}(\theta, \varphi) = \frac{1}{\sqrt{4\pi}} \quad ; \quad \int_0^\infty x^n e^{-\alpha x} dx = \frac{n!}{\alpha^{n+1}}$$

**Rappel de cours**

**I- Notion de la mécanique quantique (ondulatoire)**

**1) Dualité onde - corpuscule : Postulat de De Broglie**

A toute particule (corpuscule) de masse  $m$  et de vitesse  $v$  est associée une onde de longueur d'onde  $\lambda$ . On applique ainsi à la matière (exemple : un électron) le caractère combiné d'onde et de particule.

La relation de De Broglie s'écrit:  $\lambda = h/mv$

$\lambda$  : longueur d'onde

$h$  : constante de Planck

$mv$  : quantité de mouvement

**2) Principe d'incertitude d'Heisenberg**

Il est impossible de définir avec précision à la fois la position et la vitesse d'une particule.

Cela se traduit par la relation :

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h/2\pi$$

$\Delta x$  : incertitude sur la position

$\Delta p_x = m\Delta v$  : incertitude sur la quantité de mouvement

**3) Notion de la probabilité de présence**

En mécanique classique (conception de Bohr), l'étude du mouvement d'un électron consiste à rechercher sa trajectoire avec précision, par contre en mécanique quantique on parle de la probabilité de trouver l'électron en un certain point de l'espace. Cette délocalisation dans l'espace est donnée par une fonction des coordonnées de l'électron appelée fonction d'onde  $\Psi$ .

La probabilité de présence est :

$$dP = |\Psi(x, y, z, t)|^2 dV$$

La fonction d'onde  $\Psi$  doit satisfaire une certaine condition de normalisation:

$$P = \int_{\text{espace}} |\Psi|^2 dV = 1$$

On dit que la fonction d'onde est normée.

- Résoudre l'équation de Schrödinger signifie trouver les valeurs propres et les fonctions propres de l'opérateur Hamiltonien du système. Il existe des restrictions mathématiques à la résolution de l'équation de Schrödinger et les solutions acceptables  $\Psi$  de l'équation ne sont trouvées que pour certaines valeurs de l'énergie  $E$ .  $\Rightarrow$  L'énergie du système est quantifiée.
- L'équation de Schrödinger ne peut être résolue que pour les systèmes à un seul électron: hydrogène et ions hydrogénoïdes

### Exercice 1

1. L'hypothèse de Louis De Broglie (1924) : « A toute particule de masse  $m$  et animée d'une vitesse  $v$ , est associée une onde de longueur d'onde  $\lambda$ , telle que:  $\lambda = \frac{h}{mv}$  »

Où la quantité  $mv$  est appelée quantité de mouvement de la particule et  $h$  représente la constante de Planck.

La particule représente un double aspect, ondulatoire (rayonnement de longueur d'onde  $\lambda$ ) et corpusculaire (matière de masse  $m$ ).

2.

a) La longueur d'onde associée à un électron:

$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{3 \cdot 10^4 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31}} = 0,24 \cdot 10^{-7} m = 240 \text{ \AA}$ . (Valeur décrit bien un système microscopique).

b) La longueur d'onde associée à un photon est:

$\lambda = \frac{h}{mv}$ . Ce photon est accéléré par une différence de potentielle  $U$ , il acquiert donc une énergie cinétique :

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 = qU \Rightarrow mv^2 = 2E_c = 2qU$$

$$\Rightarrow m^2 v^2 = m2qU$$

$$\Rightarrow mv = \sqrt{2mqU}$$

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{\sqrt{2 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 2,5 \cdot 10^5}} = 57,3 \cdot 10^{-15} m = 57,3 \text{ fm}$$

(Valeur décrit bien un système microscopique).

c) L'onde associée à une balle de golf aura pour longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{100 \cdot 10^{-3} \cdot 30} = 2,207 \cdot 10^{-34} m \text{ (système macroscopique)}$$

(Valeur négligeable devant les dimensions de la balle)

d) La longueur d'onde associée à une particule  $\alpha$  :

$$\lambda = \frac{h}{mv},$$

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 \Rightarrow mv^2 = 2E_c \Rightarrow (mv)^2 = 2mE_c$$

$$\lambda = \frac{h}{\sqrt{2mE_c}} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{\sqrt{2 \cdot 6,6 \cdot 10^{-27} \cdot 5 \cdot 10^6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}} = 6,44 \cdot 10^{-15} m = 6,44 \text{ fm}$$

(Valeur décrit bien un système microscopique).

3. Conclusion

L'aspect ondulatoire est insignifiant à l'échelle macroscopique par contre il est d'une importance capitale à l'échelle microscopique d'où la nécessité de prendre en considération le caractère ondulatoire des systèmes infiniment petits.

## Exercice 2

### Principe d'incertitude de Heisenberg

« Il est impossible de déterminer simultanément et avec précision la position  $x$  et la quantité de mouvement  $p_x$  d'une particule »  $\Delta p_x \times \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$

#### 1. L'incertitude sur la position $\Delta x$

D'après l'inégalité de Heisenberg on a :

$$\Delta v \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi m} \Rightarrow \Delta x \geq \frac{h}{2\pi m \Delta v}$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 = eU \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2eU}{m}}$$

$$\Delta v = v \frac{\Delta v}{v} = \sqrt{\frac{2eU}{m}} \cdot \frac{\Delta v}{v} = \sqrt{\frac{2.1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 2.10^3}{9,11 \cdot 10^{-31}}} \cdot 10^{-2} = 2,65 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

$$\Delta x \geq \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2.3,14.9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 2,65 \cdot 10^5}$$

$$\Delta x \geq 4,37 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$\Delta x \geq 4,37 \text{ \AA}$$

(Erreur considérable)

#### 2. L'incertitude sur la vitesse

$$\Delta v \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi m} \Rightarrow \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m \Delta x}$$

$$\Delta v \geq \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2.3,14 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3}}$$

$$\Delta v \geq 1,054 \cdot 10^{-28} \text{ m/s}$$

(Erreur insignifiante)

#### 3. Comparaison

Dans le cas de la bille : l'incertitude sur la vitesse  $v$  liée à l'inégalité d'Heisenberg est très largement négligeable, il n'est donc pas nécessaire de tenir compte du principe d'Heisenberg au niveau macroscopique.

A l'échelle microscopique, l'erreur est considérable, la localisation de l'électron est très mauvaise.

### Exercice 3

1-La fonction d'onde de l'atome d'hydrogène à l'état fondamentale:

$$\Psi_{100} = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}}$$

La condition de normalisation est donnée par ;

$$\int_{\text{espace}} |\psi|^2 d\tau = 1$$

Le volume élémentaire  $d\tau = r^2 \cdot dr \cdot \sin \theta \cdot d\theta \cdot d\varphi$

On remplace l'élément de volume  $d\tau$  par son expression dans l'intégrale précédente et on vérifie la condition de normalisation:

$$\int_0^\infty \int_0^\pi \int_0^{2\pi} \left[ \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}} \right]^2 r^2 dr \sin \theta d\theta d\varphi = 1$$

On sépare les variables:

$$\int_0^\infty \int_0^\pi \int_0^{2\pi} \left[ \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}} \right]^2 r^2 dr \sin \theta d\theta d\varphi = \frac{1}{\pi a_0^3} \int_0^\infty r^2 e^{-\frac{2r}{a_0}} dr \int_0^\pi \sin \theta d\theta \int_0^{2\pi} d\varphi$$

$$\int_0^\pi \sin \theta d\theta = [-\cos \theta]_0^\pi = -\cos \pi + \cos 0 = 1 + 1 = 2$$

$$\int_0^{2\pi} d\varphi = [\varphi]_0^{2\pi} = 2\pi - 0 = 2\pi$$

$$\int_0^\infty r^2 e^{-\frac{2r}{a_0}} dr = -\frac{a_0^3}{8} \left[ \left( \frac{4}{a_0^2} r^2 + \frac{4}{a_0} r + 2 \right) e^{-\frac{2r}{a_0}} \right]_0^\infty = \frac{a_0^3}{4}$$

D'où

$$\int_0^\infty \int_0^\pi \int_0^{2\pi} \left[ C_1 \frac{1}{a_0^{3/2}} e^{-\frac{r}{a_0}} \right]^2 r^2 \cdot dr \cdot \sin \theta \cdot d\theta \cdot d\varphi = \frac{C_1^2}{a_0^3} \cdot \frac{a_0^3}{4} \cdot 2 \cdot 2\pi = 1 \Rightarrow C_1 = \frac{1}{\sqrt{\pi}}$$

$$\int_0^\infty \int_0^\pi \int_0^{2\pi} \left[ \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}} \right]^2 r^2 dr \sin \theta d\theta d\varphi = \frac{1}{\pi a_0^3} \cdot \frac{a_0^3}{4} \cdot 2 \cdot 2\pi = 1$$

Donc  $\Psi_{100} = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}}$  est bien normalisée.

## 2-Densité radiale

$dP = |\psi|^2 d\tau$  : Probabilité de trouver l'électron dans l'élément de volume sphérique  $d\tau$

$d\tau$  : L'élément de volume sphérique avec  $d\tau = r^2 \cdot dr \cdot \sin\theta \cdot d\theta \cdot d\varphi$

$\tau$  : Volume d'une sphère de rayon  $r$ .

$$\tau = \int_0^r r^2 dr \int_0^\pi \sin\theta d\theta \int_0^{2\pi} d\varphi = \left[ \frac{r^3}{3} \right]_0^r \cdot 4\pi = \frac{4}{3} \pi r^3$$

$\frac{d\tau}{dr} = 4\pi r^2$  : représente la surface d'une sphère de rayon  $r$ .

**La densité radiale**  $D(r) = \frac{|\psi|^2 d\tau}{dr} = |\psi|^2 \frac{d\tau}{dr} = |\psi|^2 4\pi r^2$  : représente la probabilité de trouver l'électron sur la surface d'une sphère de rayon  $r$ .

**Expression de**  $D(r)$  ;

$$D(r) = 4\pi r^2 |\psi|^2 = 4\pi r^2 \left( \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}} \right)^2 = \frac{4r^2}{a_0^3} e^{-\frac{2r}{a_0}}$$

-La relation entre  $r$  et  $a_0$  pour que  $D(r)$  soit maximale ;

$D(r)$  est maximale pour  $D'(r) = 0$

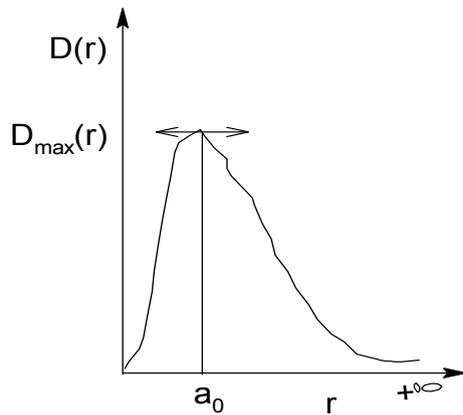
$$D'(r) = \frac{8}{a_0^3} e^{-\frac{2r}{a_0}} \left[ r - \frac{r^2}{a_0} \right] = \frac{8r}{a_0^3} e^{-\frac{2r}{a_0}} \left[ 1 - \frac{r}{a_0} \right] = 0$$

$$\text{pour } \left[ 1 - \frac{r}{a_0} \right] = 0 \Rightarrow r = a_0 \quad \text{et } r = 0 \quad \text{et } r = \infty$$

On trace le tableau de variation pour les deux fonctions  $D(r)$  et  $D'(r)$

r	0	$a_0$	$+\infty$
$D'(r)$	0	+	0
$D(r)$	0	$\frac{4e^{-2}}{a_0}$	0

$D(r)$  est maximale pour  $r = a_0$



### Comparaison avec le modèle de Bohr

**Selon Bohr** ;  $a_0$  représente le rayon de la trajectoire circulaire sur laquelle se trouve l'électron à l'état fondamental de l'atome d'hydrogène (phrase affirmative).

**Selon la mécanique quantique** ;  $a_0$  représente le rayon de la sphère sur la surface de laquelle la densité de probabilité est maximale (la densité de présence de l'électron est maximale sur  $a_0$ ) (langage probabiliste).

3-Probabilité de présence de l'électron à l'intérieur de la sphère de rayon  $r = 0,2a_0 = (1/5)a_0$

$$dP = |\psi|^2 d\tau \Rightarrow P = \int_0^{a_0/5} |\psi|^2 d\tau \Rightarrow P = \int_0^{a_0/5} |\psi|^2 4\pi r^2 dr$$

$$P = \int_0^{a_0/5} 4\pi r^2 |\psi|^2 dr = \int_0^{a_0/5} 4\pi r^2 \left( \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-\frac{r}{a_0}} \right)^2 dr = \int_0^{a_0/5} \frac{4r^2}{a_0^3} e^{-\frac{2r}{a_0}} dr$$

$$P = \frac{4}{a_0^3} \int_0^{a_0/5} r^2 e^{-\frac{2r}{a_0}} dr$$

$$\int_0^{a_0/5} r^2 e^{-\frac{2r}{a_0}} dr = -\frac{a_0^3}{8} \left[ \left( \frac{4}{a_0^2} r^2 + \frac{4}{a_0} r + 2 \right) e^{-\frac{2r}{a_0}} \right]_0^{a_0/5} = -\frac{a_0^3}{8} \left[ \left( \frac{4}{25} + \frac{4}{5} + 2 \right) e^{-\frac{2}{5}} - 2 \right] = -\frac{a_0^3}{8} [-0,0158]$$

$$P = \frac{4}{a_0^3} \int_0^{a_0/5} r^2 e^{-\frac{2r}{a_0}} dr = \frac{4}{a_0^3} \cdot -\frac{a_0^3}{8} [-0,0158] = 0,0079$$

soit  $P = 0,79\%$

-Calcul de la Probabilité de présence de l'électron au-delà de la sphère de rayon  $r = (a_0/5)$   
 $P = 1 - 0,0079 = 0,9921$  soit  $P = 99,21\%$

4- On ne peut pas représenter une fonction à trois variables dans un repère à trois dimensions.

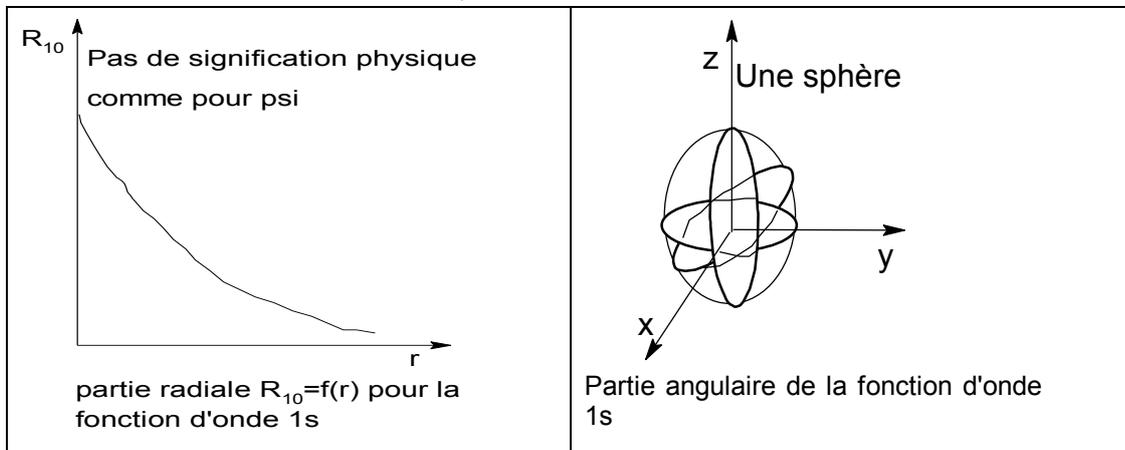
Pour  $F(x,y,z)$  il faut quatre axes :

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ axe pour } x \\ 1 \text{ axe pour } y \\ 1 \text{ axe pour } z \\ 1 \text{ axe pour } F(x,y,z) \end{array} \right.$$

Pour cela nous faisons la représentation séparée de chaque partie (Partie radiale et angulaire)

La partie radiale  $R_{10} = 2 \left( \frac{1}{a_0} \right)^{3/2} e^{-r/a_0}$

La partie angulaire ;  $Y_{00}(\theta, \varphi) = \frac{1}{\sqrt{4\pi}}$



-Représentation des deux parties séparément.

### Exercice 1

Parmi les propositions suivantes, laquelle (lesquelles) est (sont) vraie(s) ?

- Une orbitale se caractérise par 4 nombres quantiques.
- Une sous-couche électronique se caractérise uniquement par son nombre quantique secondaire  $l$ .
- Le nombre quantique magnétique de spin  $m_s$  peut prendre 3 valeurs :  $-1/2$ ,  $0$ , ou  $+1/2$ .
- Des orbitales atomiques d'une même sous-couche sont dégénérées.
- L'énergie d'un niveau électronique dépend des nombres quantiques  $n$ ,  $l$ , et  $m_l$ .
- Une orbitale atomique contient au maximum 2 électrons de nombre quantique de spin opposé.
- Un atome ou ion est diamagnétique si tous les électrons sont appariés.
- Chaque nouvelle période (ligne) du tableau périodique correspond au remplissage d'une nouvelle sous-couche électronique.
- Les éléments de la première colonne constituent la famille des halogènes.
- Les éléments de la 18<sup>ème</sup> colonne constituent la famille des gaz nobles.

### Exercice 2

On considère les états électroniques correspondants aux notations suivantes:

$1s$  ;  $3p$ ;  $3f$ ;  $2d$ ;  $5p$ ;  $6s$ ;  $4d$ ;  $5f$ ;  $1p$

- Quels sont ceux qui ne peuvent pas exister ?
- Quel est le nombre maximum d'électrons dans les orbitales  $s$ ;  $p$ ;  $d$  et  $f$  ?
- Combien d'électrons peut contenir au maximum la troisième couche ?
- Pour quelle valeur de  $Z$  (nombre de protons), la troisième couche sera-t-elle entièrement remplie ?

### Exercice 3

Soient les atomes suivants :

${}^9\text{F}$ ,  ${}_{13}\text{Al}$ ,  ${}_{21}\text{Sc}$ ,  ${}_{24}\text{Cr}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}$ ,  ${}_{34}\text{Se}$ ,  ${}_{47}\text{Ag}$ ,  ${}_{79}\text{Au}$ .

- Pour chacun de ces éléments:
  - Donner la configuration électronique à l'état fondamental et les positionner dans le tableau périodique (période, famille, bloc).
  - Donner le nombre des électrons de valence et les présenter dans chaque cas.
  - Donner le nombre d'électrons célibataires et la propriété magnétique qui en découle.
  - Préciser les quatre nombres quantiques des électrons de valence du  ${}_{21}\text{Sc}$ .
- Préciser les éléments appartenant à la même période.
  - Comment varie l'électronégativité  $\chi$  au sein d'une période du tableau périodique ?
  - Pour ces éléments, attribuer à chaque atome la valeur de son électronégativité (échelle de Pauling) prise dans la liste suivante: 2,4;1,6;1,3;1,9.
- Le molybdène ( $\text{Mo}$ ) appartient à la famille du chrome  ${}_{24}\text{Cr}$  et à la cinquième période. Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.
- Définir, pour un atome  $A$ , l'énergie de première ionisation  $EI_1(A)$ . Calculer cette énergie dans le cas de l'aluminium.

### Données pour les calculs de Slater:

$$E_n = - E_H Z^{*2} / n^{*2} \quad (E_H = 13,6 \text{ eV}) ; \quad r_n = n^{*2} a_0 / Z^* \quad (a_0 = 0,53 \text{ \AA}).$$

Orbitales atomiques (Slater): (1s) (2s=2p) (3s=3p) (3d) (4s=4p) (4d) (4f) (5s=5p)...

Constantes d'écrans de Slater :

Type d'électron	Électron de même groupe	Électron de groupes (n-1)	Électron de groupes (<n-1)
(1s)	0,30		
(ns, np)	0,35	0,85	1,00
(nd), (nf)	0,35	1,00	1,00

Le n effectif (n\*) de Slater :

N	1	2	3	4	5	6
n*	1	2	3	3,7	4	4,2

### Exercice 4

On considère quatre éléments notés  $X_1$ ,  $X_2$ ,  $X_3$ ,  $X_4$  vérifiant les assertions suivantes:

- $X_1$  a un électron de moins que  $X_2$ .
  - $X_2$  n'est pas un gaz rare, il se situe sur la même diagonale que  $X_3$  et sur la même ligne que  $X_4$ .
  - $X_3$  appartient au même groupe que  $X_4$  et la 3<sup>ème</sup> période.
  - $X_4$  est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique.
1. Identifier ces éléments
  2. Quelles sont les principales caractéristiques du groupe de  $X_3$  et  $X_4$ .
  3. Les affinités électroniques des éléments  $X_3$  et  $X_4$  sont respectivement égales à 349 et 328kJ/mol.
    - a) Définir l'affinité électronique d'un élément.
    - b) Discuter les valeurs précédentes

## Exercices corrigés: Configuration électronique et classification périodique des éléments chimiques

### Rappels de cours

#### ❖ Configuration électronique

La configuration électronique d'un atome est la répartition de  $Z$  électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques.

Ce remplissage des orbitales atomiques s'effectue à l'aide des quatre règles générales.

**Règle de stabilité:** Les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas

**Principe d'exclusion de Pauli :** Dans un atome, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques :

Si deux électrons d'un atome occupent la même orbitale (même valeurs de  $n, l, m$ ), ils diffèrent forcément par le nombre quantique de spin ( l'un de spin  $+1/2$  et l'autre de spin  $-1/2$ ).

**Règle de Hund:** L'état électronique fondamental correspond à un maximum de spins parallèles. La multiplicité des spins est maximale.

#### Règle de Klechkovski

+ L'ordre des énergies croissantes est l'ordre des valeurs croissantes de la somme  $(n + l)$ .

+ Si deux sous-couches correspondent à la même valeur de  $(n + l)$ , la sous-couche, avec la plus petite valeur de  $n$ , a l'énergie la plus basse.

#### Exemple :

Pour l'orbitale  $2p$  ;  $(n + l) = 2 + 1 = 3$

Pour l'orbitale  $3s$  ;  $(n + l) = 3 + 0 = 3$

Dans ce cas, l'orbitale  $2p$  se remplit avant l'orbitale  $3s$ .

+ Les orbitales d'une même sous-couche ont la même énergie.

L'ordre de remplissage en fonction de l'énergie croissante:  
 $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 4p\ 5s\ 4d\ 5p\ 6s\ 4f\ 5d\ 6p\ 7s\ \dots\dots$

Couche n		Valeur de l Sous couche			
		0 s	1 p	2 d	3 f
K	1	1s			
L	2	2s	2p		
M	3	3s	3p	3d	
N	4	4s	4p	4d	4f
O	5	5s	5p	5d	5f
P	6	6s	6p	6d	6f
Q	7	7s	7p	7d	7f

- Chaque orbitale atomique est donc caractérisée par une combinaison des trois nombres quantiques  $n, l$  et  $m$ .  
 $n$ : nombre quantique principal ( $n = 1, 2, 3, \dots \infty$ ) qui définit la couche quantique (énergie de l'électron). On appelle couche l'ensemble des orbitales qui possèdent la même valeur de  $n$ .

$l$  est le nombre quantique secondaire ou azimutal, il peut prendre toutes les valeurs comprises entre  $0$  et  $n-1$ :  
 $0 \leq l \leq n-1$

$l$  définit la notion de sous-couche et détermine la géométrie des orbitales atomiques.

$m$  est le nombre quantique magnétique, il définit la case quantique.  $m$  peut prendre toutes les valeurs comprises entre  $-l$  et  $+l$  :  $-l \leq m \leq +l$ . Il y a  $2l+1$  valeurs de  $m$  ( $2l+1$  orbitales).

Pour décrire totalement l'électron d'un atome, il faut lui attribuer un quatrième nombre quantique (noté  $S$  ou  $m_s$ ) lié à la rotation autour de lui-même.

Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs :

$S = +1/2$  ( $\uparrow$ ) ou  $S = -1/2$  ( $\downarrow$ )

D'une façon générale, pour une couche  $n$  donnée, on aura  $n$  sous-couches,  $n^2$  orbitales et  $2n^2$  électrons au maximum.

❖ Classification périodique

- La classification périodique range les éléments par numéro atomique  $Z$  croissant, dans des lignes appelées **périodes** et des colonnes appelées **groupes**.
- Une période comporte tous les éléments dont la sous-couche  $s$  externe est au même niveau d'énergie (même valeur de  $n$ )
- Un groupe contient les éléments ayant même configuration électronique externe.
- Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 9 groupes. Les 7 premiers comportent chacun deux sous-groupes A et B selon l'état des électrons externes.

**Sous-groupe A** : contient les éléments dont la couche externe est  $ns\ np$ .

**Sous-groupe B** : contient les atomes qui possèdent un état  $d$ .

- Les indices I, II, III, ... indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, appelés électrons de valence. Les électrons de valence sont ceux de la couche de plus grand nombre quantique principal  $n$  et (lorsque la situation se présente) ceux des sous-couches en cours de remplissage.

Les principales familles du tableau périodique:

Nom de la famille	Groupe	Configuration électronique externe
Les alcalins	$I_A$	$ns^1$
Les alcalino-terreux	$II_A$	$ns^2$
Les halogènes	$VII_A$	$ns^2np^5$
Les gaz rares	$VIII_A$	$ns^2np^6$
Les métaux de transition	$IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIII, IB, IIB$	$ns^2(n-1)d^x ; 1 \leq x \leq 8$

- Sur une période : si  $Z$  augmente alors le rayon atomique  $r_a$  diminue
- Sur une colonne : si  $Z$  augmente alors le rayon atomique  $r_a$  augmente
- L'électronégativité des éléments croît en se déplaçant de bas en haut, et de gauche à droite dans la classification.
- Les atomes (ou molécules) ne possédant pas d'électrons célibataires sont dit diamagnétiques.
- Les atomes (ou molécules) possédant des électrons célibataires sont dit paramagnétiques.

### Exercice 1

- a) Faux, une orbitale se caractérise par 3 nombres quantiques. En effet c'est l'électron qui se caractérise par 4 nombres quantiques.
- b) Faux, une sous couche se caractérise par 2 nombres quantiques :  $n$  et  $l$ . En effet plusieurs sous-couches appartenant à des couches différentes peuvent avoir le même numéro  $l$ , en revanche, elles ne peuvent pas avoir le même couple  $(n, l)$ .
- c) Faux, le nombre quantique magnétique peut prendre 2 valeurs :  $-1/2$  et  $+1/2$ . Par contre le spin total du cortège électronique (somme de tous les spins) peut prendre d'autres valeurs.
- d) Vrai, dégénéré signifie de même énergie.
- e) Faux, l'énergie d'un niveau électronique (ou tout simplement l'énergie d'un électron) ne dépend que des nombres quantiques  $n$  et  $l$ . En effet les orbitales d'une même sous-couche étant de même énergie, le 3<sup>ème</sup> nombre quantique n'a aucune influence sur l'énergie de l'électron. En d'autres termes, tous les électrons d'une même sous-couche, bien qu'ils soient dans des orbitales différentes, auront la même énergie.
- f) Vrai.
- g) Vrai. Si tous les électrons sont appariés, cela signifie que chaque orbitale occupée contient 2 électrons, or d'après le principe de Pauli les 2 électrons de chaque orbitale sont de spins opposés ce qui entraîne un spin total nul et donc un diamagnétisme.
- h) Faux. Chaque nouvelle période (ligne) du tableau périodique correspond au remplissage d'une nouvelle couche électronique.
- i) Faux. Les éléments de la première colonne constituent la famille des alcalins.
- j) Vrai.

### Exercice 2

1.  $1s$ :  $n=1$  donc  $l=0$  (sous-couche  $s$ ) → existe  
 $3p$ :  $n=3$  donc  $l=0; 1; 2$  (sous couche  $s, p$  ou  $d$ ) → existe  
 $3f$ :  $n=3$  donc  $l=0; 1; 2$  (sous-couche  $s, p, d$ ) → n'existe pas  
 $2d$ :  $n=2$  donc  $l=0; 1$  (sous-couche  $s, p$ ) → n'existe pas  
 $5p$ :  $n=5$  donc  $l=0; 1; 2; 3; 4$  (sous-couche  $s, p, d, f, g$ ) → existe  
 $6s$ :  $n=6$  donc  $l=0; 1; 2; 3; 4; 5$  (sous-couche  $s, p, d, f, g$ ) → existe  
 $4d$ :  $n=4$  donc  $l=0; 1; 2; 3$  (sous-couche  $s, p, d, f$ ) → existe  
 $5f$ :  $n=5$  donc  $l=0; 1; 2; 3; 4$  (sous-couche  $s, p, d, f, g$ ) → existe  
 $1p$ :  $n=1$  donc  $l=0$  (sous-couche  $s$ ) → n'existe pas
2. Chaque case quantique peut abriter 2é au maximum  
La sous-couche ( $s$ ) une seule case quantique donc 2électrons  
La sous-couche ( $p$ ) 3 case quantique donc 6 électrons  
La sous-couche ( $d$ ) 5 case quantique donc 10 électrons  
La sous-couche ( $f$ ) 7 case quantique donc 14 électrons
3. La troisième couche contient  $2n^2 = 18$  électrons ( $n=3$ )
4. Troisième couche entièrement remplie:  $3s^2 3p^6$  d'où une configuration de  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
 $Z = 2+2+6+2+6 = 18$

### Exercice 3

1. a), b), c)

Elément	Configuration électronique	Période	Nombre d'électrons de valence	Groupe	Bloc	Nombre d'électrons célibataires	Propriété magnétique
9F	$1s^2 2s^2 2p^5$ ou $[2\text{He}] 2s^2 2p^5$	2	7	VIIA	p	1	paramagnétique
13Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ou $[10\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	3	3	IIIA	p	1	paramagnétique
21Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ ou $[18\text{Ar}] 4s^2 3d^1$	4	3	IIIB	d	1	paramagnétique
24Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ ou $[18\text{Ar}] 4s^1 3d^5$	4	6	VIB	d	6	paramagnétique
29Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ ou $[18\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$	4	11	IB	d	1	paramagnétique
34Se	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ ou $[18\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	4	6	VIA	p	2	paramagnétique
47Ag	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1 4d^{10}$ ou $[36\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$	5	11	IB	d	1	paramagnétique
79Au	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$ ou $[54\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	6	11	IB	d	1	paramagnétique

- Dans le cas du chrome **Cr (Z=24)**, la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski:  $4s^2 3d^4$ . Cette structure est instable. La structure la plus stable est donc  $4s^1 3d^5$ . La structure électronique de la sous couche 3d est à **de mi remplie**.
- Dans le cas du cuivre **Cu (Z=29)**, la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski:  $4s^2 3d^9$ . Cette structure est instable. La structure la plus stable est donc  $4s^1 3d^{10}$ . La structure électronique de la sous couche 3d est **totale ment remplie**.
- $47\text{Ag}$  :  $[36\text{Kr}] 5s^2 4d^9$ , cette configuration est instable donc la structure la plus stable correspond à  $[36\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$
- $79\text{Au}$  :  $[54\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^9 6p^0$ , on écrit  $[54\text{Xe}] 4f^{14} 5d^9 6s^2 6p^0$ , cette configuration est instable donc la structure la plus stable correspond à  $[54\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ .

«Les orbitales d à demi remplies ou totale ment remplies sont plus stables»

d) Les quatre nombres quantiques des électrons de valence du  $21\text{Sc}$ .

$21\text{Sc}$  :  $[18\text{Ar}] 4s^2 3d^1$



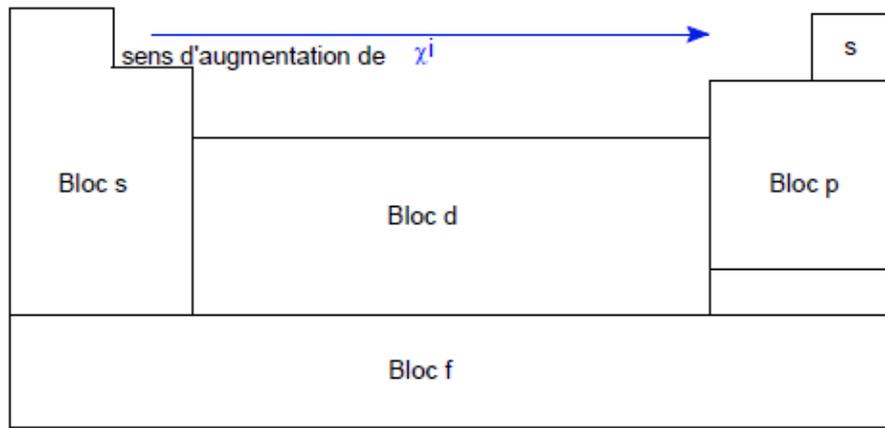
Il y a 3 électrons de valence de type 4s et 3d

Type d'électron	N	L	m	$m_s$
4s	4	0	0	+1/2
4s	4	0	0	-1/2
3d	3	2	-2,-1,0,1,2	+1/2

2.

a) Les éléments  $21\text{Sc}$ ,  $24\text{Cr}$ ,  $29\text{Cu}$  et  $34\text{Se}$  appartiennent au 4<sup>ème</sup> période.

b) Dans une période du tableau périodique, l'électronégativité augmente de gauche à droite.



c) Quand le  $Z \uparrow, \chi \uparrow$  on conclue donc que :  $\chi(\text{Sc})=1,3; \chi(\text{Cr})=1,6; \chi(\text{Cu})=1,9; \chi(\text{Se})=2,4$

3. La structure électronique du chrome  ${}_{24}\text{Cr}$ :  $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ . Il appartient à la famille **des métaux de transition** de structure électronique de couche de valence de type  $(n-1)d^5 ns^1$ . Le molybdène Mo appartient à la même famille que le chrome et à la 5<sup>ème</sup> période donc la structure de sa couche de valence de type  $(n-1)d^5 ns^1$  avec  $n=5$ :

Mo:  $[\text{}_{36}\text{Kr}] 4d^5 5s^1 \Rightarrow Z = 42 \Rightarrow {}_{42}\text{Mo}$

4. L'énergie de première ionisation est la quantité d'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome A pour lui arracher un électron, l'atome devient ainsi le cation  $A^+$ .

Cette quantité d'énergie EI correspond à la différence entre l'énergie de l'atome ionisé et l'énergie de l'atome dans son état fondamental :  $EI = E(A^+) - E(A)$ .

Dans le cas de l'aluminium, c'est l'électron en 3p qui part et la configuration devient donc :

$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{+1} e^-$

$\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .

$\text{Al}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$ .

Groupes de Slater :

$\text{Al}: (1s)^2 (2s, 2p)^8 (3s, 3p)^3$

$\text{Al}^+: (1s)^2 (2s, 2p)^8 (3s, 3p)^2$

Seule la couche  $n=3$  est modifiée puisqu'elle passe de 3 à 2 électrons.

Ainsi, si l'on note:

$EI(\text{Al}) = E(\text{Al}^+) - E(\text{Al})$

$= [2 \times E_{1s}(\text{Al}^+) + 8 \times E_{2s,2p}(\text{Al}^+) + 2 \times E_{3s,3p}(\text{Al}^+)] - [2 \times E_{1s}(\text{Al}) + 8 \times E_{2s,2p}(\text{Al}) + 3 \times E_{3s,3p}(\text{Al})]$

On peut simplifier :

$EI(\text{Al}) = 2 \times E_{3s,3p}(\text{Al}^+) - 3 \times E_{3s,3p}(\text{Al})$

Calcul de  $E_{3s,3p}(\text{Al})$

$Z^* = 13 - \sigma_i$

$\sigma_i(3s, 3p) = 2 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1 = 9,5$

$Z^* = 13 - 9,5 = 3,5$

$E_{3s,3p}(\text{Al}) = -13,6 \times (Z^*)^2 / (n^*)^2$

$n = 3$  et  $n^* = 3 \Rightarrow E_{3s,3p}(\text{Al}) = -18,51 \text{ eV}$

Calcul de  $E_{3s,3p}(\text{Al}^+)$

$Z^* = 13 - \sigma_i$

$\sigma_i(3s, 3p) = 1 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1 = 9,15$

$Z^* = 13 - 9,15 = 3,85$

$E_{3s,3p}(\text{Al}^+) = -13,6 \times (Z^*)^2 / (n^*)^2$

$n = 3$  et  $n^* = 3 \Rightarrow E_{3s,3p}(\text{Al}^+) = -22,4 \text{ eV}$

Soit  $EI(\text{Al}) = -2 \times 22,4 + 3 \times 18,51 = 10,73 \text{ eV}$

#### Exercice 4

1.

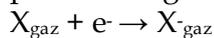
- $X_4$  est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique donc c'est le fluor F
- $X_3$  appartient au même groupe que  $X_4$  c.à.d au groupe VII<sub>A</sub> ( $ns^2 np^5$ ) et à la 3<sup>ème</sup> période ( $n=3$ ) donc sa couche externe s'écrit sous la forme  $3s^2 3p^5$  c'est le Cl.
- $X_2$  n'est pas un gaz rare, il se situe sur la même diagonale que  $X_3$  et sur la même ligne que  $X_4$  c'est l'oxygène.
- $X_1$  a un électron de moins que  $X_2$  ( $Z=7$ ) c'est l'azote.

2. Les principales caractéristiques des halogènes: ils sont particulièrement électronégatifs, sont chimiquement très réactifs, leur réactivité décroît lorsque leur numéro atomique augmente. À 0 °C et à pression atmosphérique, les corps simples de cette famille sont formés de molécules diatomiques. Leur état standard est gazeux pour le difluor F<sub>2</sub> et le dichlore Cl<sub>2</sub>, liquide pour le dibrome Br<sub>2</sub>, et solide pour le diiode I<sub>2</sub>. Dans la mesure où leur couche de valence contient sept électrons, ils forment facilement des anions, appelés halogénures : fluorure F<sup>-</sup>, chlorure Cl<sup>-</sup>, bromure Br<sup>-</sup> et iodure I<sup>-</sup>. À l'exception du fluorure d'hydrogène (acide fluorhydrique) HF, leurs composés avec l'hydrogène sont tous des acides forts.

3.

a) Affinité électronique ( $A_E$ )

C'est l'énergie libérée par ou à apporter pour la réaction de capture d'un électron par un atome pris à l'état gazeux dans son état fondamental.



Cette énergie peut être positive ou négative.

b) La plus grande affinité électronique est celle de l'atome de chlore, qui en captant un électron forme l'anion chlorure et fournit dans cette réaction 349 kJ/mol à l'environnement. En revanche dans le cas du fluor la première affinité électronique est inférieure à la valeur prévue 328 kJ/mol. Ceci s'explique par la petite taille des orbitales 2p de cet élément qui fait en sorte que les électrons, très rapprochés les uns des autres, subissent d'importantes forces de répulsion entre eux. Dans les autres halogènes, les orbitales sont plus grandes et par conséquent, les répulsions sont moins fortes.

## Chapitre 6: Liaisons chimiques, représentation de Lewis et modèle VSEPR

### Exercice 1

Pour chacune des espèces suivantes:

HCN ; **Be**H<sub>2</sub>; AlCl<sub>3</sub>; H<sub>2</sub>O; NCl<sub>3</sub>; CH<sub>4</sub>; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; NH<sub>4</sub><sup>+</sup>; PCl<sub>3</sub>; PCl<sub>5</sub>; SF<sub>4</sub>; I<sub>3</sub><sup>-</sup>; SF<sub>6</sub>; BrF<sub>5</sub>; ICl<sub>4</sub><sup>-</sup>.

1. Donner la configuration électronique de l'atome central (l'atome central est indiqué en gras).
2. La représentation de Lewis en vérifiant la règle de l'octet.
3. En appliquant la théorie VSEPR (les règles de Gillespie), donner la formule, l'arrangement des doublets électroniques et la géométrie moléculaire.
4. En se basant sur les structures électroniques des atomes de soufre et de phosphore, expliquer la formation des molécules SF<sub>6</sub> et PCl<sub>5</sub>.

Données : <sub>1</sub>H ; <sub>4</sub>Be ; <sub>6</sub>C ; <sub>7</sub>N ; <sub>8</sub>O ; <sub>9</sub>F ; <sub>13</sub>Al ; <sub>15</sub>P ; <sub>16</sub>S ; <sub>17</sub>Cl ; <sub>35</sub>Br ; <sub>53</sub>I.

### Exercice 2

Le chlorure d'étain (II) SnCl<sub>2</sub> est utilisé en tant qu'agent réducteur en chimie organique.

1. Proposer une représentation de Lewis de la molécule de chlorure d'étain (II) ne faisant pas apparaître de charge formelle.
2. Prévoir la géométrie de la molécule, et donner une valeur approchée de l'angle Cl-Sn-Cl.
3. Expérimentalement, on a déterminé la valeur de cet angle Cl-Sn-Cl: 95°. Proposer une interprétation.

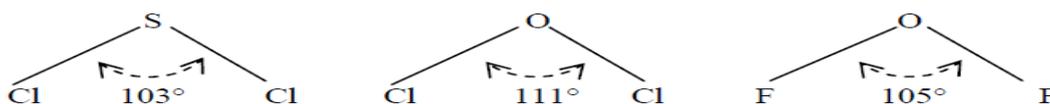
Données: <sub>17</sub>Cl ; <sub>50</sub>Sn

### Exercice 3

1. Les angles de liaison dans le méthane CH<sub>4</sub>, l'ammoniac NH<sub>3</sub> et l'eau H<sub>2</sub>O sont respectivement : 109,5°, 107,3° et 104,5°.

Comparer avec l'angle dans un tétraèdre et justifier les écarts éventuels.

2. Comment peut-on expliquer la différence des angles de liaison dans les molécules suivantes ?



### Exercice 4

BrF a un moment dipolaire égal à 1,3 D.

1. Quel est le sens de la polarisation de cette molécule ?
2. Quelle est la valeur des charges partielles portées par les deux atomes sachant que la distance qui les sépare est de 0,178 nm ?
3. Quel moment dipolaire peut-on attribuer par le calcul à BrF<sub>3</sub> et à BrF<sub>5</sub> ?  
Quelles hypothèses doit-on faire pour effectuer ce calcul ?

### Exercice 5

1. Calculer le moment dipolaire théorique des hydracides HF, HCl, HBr et HI en supposant que la liaison est purement ionique.
2. Déterminer la valeur de la charge partielle portée par les atomes dans les halogénures d'hydrogène connaissant les valeurs des longueurs de liaison et des moments dipolaires.
3. En déduire le pourcentage du caractère ionique de chaque liaison H-X.
4. Discuter ces résultats et conclure.

Données :  $e=1,6 \cdot 10^{-19} \text{C.m}$

$1 \text{D}=1/3 \cdot 10^{-29} \text{C.m}$

	HF	HCl	HBr	HI
Moment dipolaire $\mu$ (D)	1,83	1,11	0,83	0,45
Longueur de liaison $d$ (Å)	0,92	1,27	1,41	1,61
Charge partielle $\delta$ (C)				
% caractère ionique partiel				

---

## Exercices corrigés: Liaisons chimiques, représentation de Lewis et modèle VSEPR

---

### Rappel de cours

Pour écrire la formule de Lewis d'une espèce (molécule ou ion) :

- + Déterminer le nombre  $N_V$  d'électrons de valence de l'édifice;
- + En déduire le nombre  $P_V$  de doublets d'électrons (liants ou libres) et (si  $N_V$  est impair) l'existence d'un électron célibataire ;
- + Disposer les éléments autour de l'atome central avec une simple liaison ;
- + Compléter (avec des liaisons multiples ou des doublets non liants) pour respecter la règle de l'octet et du duet;
- + Calculer les charges formelles.

▪ L'objectif de la **VSEPR** (Valence Shell Electrons Pairs Repulsion) (théorie de la répulsion des paires électroniques des couches de valence) est de prévoir la géométrie des molécules ou des ions. Dans cette théorie, la figure de répulsion est telle que la répulsion des doublets liants et non liants est minimale. La répulsion entre des doublets non liants est supérieure à la répulsion entre un doublet non liant et un doublet liant, elle-même supérieure à celle de deux doublets liants.

+ La formulation V.S.E.P.R du composé s'exprime par :  $\boxed{AX_mE_n}$

Où  $n$  indique le nombre de doublets liants de l'atome central  $A$  et  $m$  celui des doublets non liants.

Remarque : dans ce formalisme, les liaisons simples et multiples ne sont pas distinguées.

+ La somme  $(n + m)$  détermine la géométrie de répulsion : (voir annexe 2: Méthode VSEPR)

▪ Soit une molécule diatomique  $A-B$ , si  $A$  est plus électronégatif que  $B$ , la délocalisation de la paire liante  $\sigma$  vers  $A$  polarise la liaison  $A-B$  :

Un dipôle est caractérisé par son moment dipolaire  $\mu$  ( $\mu$ ) :  $\mu = q \cdot d_{A-B}$

$\delta$  : la charge partielle elle mesure le caractère ionique partiel de la liaison,  $\delta$  est compris entre 0 liaison apolaire et 1 atome ionisés  $A^- B^+$

$\mu$  : est une grandeur vectorielle qui dépend de la direction c'est le moment dipolaire

Les charges partielles effectives sont :  $+q = +\delta \cdot e$  et  $-q = -\delta \cdot e$  d'où  $\mu = |\delta| \cdot e \cdot d_{A-B}$

### Exercice 1

Les réponses 1, 2, 3 sont regroupées dans le tableau suivant:

Espèce	Configuration électronique de l'atome central	Représentation de Lewis	Règle de l'octet pour l'atome central	Formule VSEPR $AX_nE_m$	Géométrie moléculaire	Arrangement de répulsion
HCN	$6C^*:[He]2s^1 2p^3$	$H - C \equiv \bar{N}$	Vérifiée	$AX_2$	Linéaire	Linéaire
BeH <sub>2</sub>	$4Be^*:[He]2s^1 2p^1$	$H - Be - H$	Non vérifiée	$AX_2$	Linéaire	
AlCl <sub>3</sub>	$13Al^*:[Ne]3s^1 3p^2$	$\begin{array}{c}  Cl  \\   \\  Cl - Al - Cl  \\   \\  Cl  \end{array}$	Non vérifiée	$AX_3$	Triangulaire	Triangulaire
NCl <sub>3</sub>	$7N: [He] 2s^2 2p^3$	$\begin{array}{c}  Cl - \bar{N} - Cl  \\   \\  Cl  \end{array}$	vérifiée	$AX_3E_1$	Pyramide à base triangulaire	Tétraédrique
CH <sub>4</sub>	$6C^*:[He]2s^1 2p^3$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H - C - H \\   \\ H \end{array}$	vérifiée	$AX_4$	Tétraédrique	
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	$8O: [He]2s^2 2p^4$	$\begin{array}{c} H - O - H \\ \diagup \quad \diagdown \\ H \quad H \end{array}$ Le O est entouré d'un cercle rouge avec un '+' à l'intérieur.	vérifiée	$AX_3E_1$	Pyramide à base triangulaire	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$7N^+:[He] 2s^2 2p^2$	$\left[ \begin{array}{c} H \\   \\ H - N - H \\   \\ H \end{array} \right]^+$	vérifiée	$AX_4$	Tétraédrique	
PCl <sub>3</sub>	$15P: [Ne] 3s^2 3p^3$	$\begin{array}{c}  Cl - \bar{P} - Cl  \\   \\  Cl  \end{array}$	Non vérifiée	$AX_3E_1$	Pyramide à base triangulaire	

PCl <sub>5</sub>	$_{15}\text{P}^*:[\text{Ne}]3s^13p^33d^1$		Non vérifiée	AX <sub>5</sub>	Bipyramide à base triangulaire	Bipyramide à base triangulaire Bipyramide à base triangulaire
SF <sub>4</sub>	$_{16}\text{S}^*:[\text{Ne}]3s^23p^33d^1$		Non vérifiée	AX <sub>4</sub> E <sub>1</sub>	Papillon	
I <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$_{53}\text{I}^*:[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^45d^2$		Non vérifiée	AX <sub>2</sub> E <sub>3</sub>	Linéaire	
SF <sub>6</sub>	$_{16}\text{S}^*:[\text{Ne}]3s^13p^33d^2$		Non vérifiée	AX <sub>6</sub>	Octaédrique	Octaédrique
BrF <sub>5</sub>	$_{35}\text{Br}^*:[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^34d^2$		Non vérifiée	AX <sub>5</sub> E <sub>1</sub>	Pyramide à base carrée	
ICl <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$_{53}\text{I}^*:[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^45d^2$		Non vérifiée	AX <sub>4</sub> E <sub>2</sub>	Carré	

#### 4. Formation des molécules SF<sub>6</sub> et PCl<sub>5</sub>

S (Z = 16):  $1s^22s^22p^63s^23p^43d^0$

S\* (Z = 16):  $1s^22s^22p^63s^13p^33d^2$

6 électrons célibataires

P (Z = 15):  $1s^22s^22p^63s^23p^33d^0$

P\* (Z = 15):  $1s^22s^22p^63s^13p^33d^1$

5 électrons célibataires

Le soufre et le phosphore sont des atomes de la 3<sup>ème</sup> période. Ils peuvent donc loger plus de 8 électrons en utilisant les orbitales atomiques 3d.

#### Exercice 2

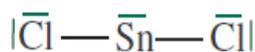
1. La configuration électronique fondamentale de Sn s'écrit :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$ . Sn possède donc quatre électrons de valence.

La configuration électronique fondamentale de Cl s'écrit :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Cl possède donc sept électrons de valence.

On a donc pour SnCl<sub>2</sub> :  $N_V = 4.1 + 7.2 = 18$  et  $P_V = 9$ . Sn est l'atome central. On en déduit la représentation de Lewis ci-après.



2. D'après la représentation de Lewis de la molécule, l'atome central Sn est de type AX<sub>2</sub>E<sub>1</sub>. D'après la théorie VSEPR, la figure de répulsion correspondante est triangulaire plane. La présence d'un doublet non liant sur Sn conduit à une géométrie coudée pour SnCl<sub>2</sub>.

Pour l'angle Cl-Sn-Cl, on peut prévoir une valeur approchée de 120°.

3. L'atome central porte un doublet non liant, qui dans le modèle VSEPR occupe un volume angulaire plus important qu'une liaison covalente. Ceci entraîne pour la structure AX<sub>2</sub>E<sub>1</sub>, une valeur de l'angle de liaison inférieure à celle prévue par la figure de répulsion, ce qui justifie que l'angle Cl-Sn-Cl soit inférieur à 120°.

### Exercice 3

1. Les molécules CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> et H<sub>2</sub>O possèdent le même type d'arrangement (tétraédrique) par contre des géométries différentes:

Molécule	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O
VSEPR	AX <sub>4</sub>	AX <sub>3</sub> E <sub>1</sub>	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>

Dans ces molécules, nous avons l'effet des doublets non liants. L'angle HÔH est le plus petit en raison des deux doublets non liants autour de l'oxygène. En effet ces deux doublets exercent une plus forte répulsion sur les deux autres doublets liants entraînant ainsi une diminution de l'angle de liaison par rapport à ceux des autres molécules de même type d'arrangement donc on aura :

$$H\hat{C}H > H\hat{N}H > H\hat{O}H$$

#### Les molécules SCl<sub>2</sub> et OCl<sub>2</sub>

##### SCl<sub>2</sub>

S (Z = 16): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup> 3d<sup>0</sup>

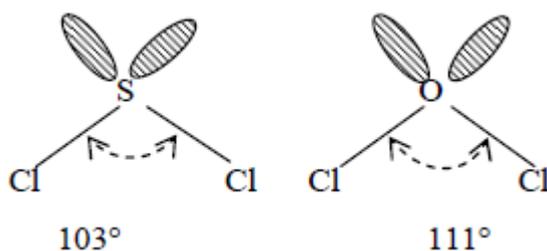
(m+n) = 4 n=2 et m=2

##### OCl<sub>2</sub>

O (Z = 8): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>

(m+n) = 4 n=2 et m=2

Deux doublets libres sur l'oxygène ou sur le soufre. Les molécules SCl<sub>2</sub> et OCl<sub>2</sub> sont de type AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>.



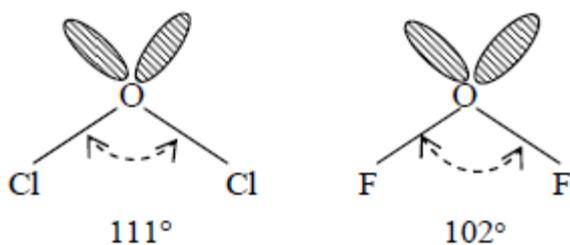
L'électronégativité du soufre est inférieure à celle de l'oxygène :

$$\chi(\text{S}) < \chi(\text{O})$$

Quand l'électronégativité de l'atome central augmente, les doublets de la liaison sont plus attirés par cet atome.

La répulsion entre les doublets liants est plus forte, et par conséquent, l'angle augmente.

## Les molécules OCl<sub>2</sub> et OF<sub>2</sub> :



L'électronégativité du fluor est supérieure à celle du chlore :  $c(\text{F}) > c(\text{Cl})$ .

Quand l'électronégativité des atomes liés augmente, les doublets de la liaison sont plus attirés par ces atomes.

La répulsion entre les doublets devient plus faible et par conséquent, l'angle diminue.

### Exercice 4

- Le fluor est le plus électronégatif de tous les éléments ; il est donc, entre autres, plus électronégatif que le brome et attire plus fortement les électrons que lui. La polarisation de la molécule se traduit par les schémas suivants:



- La valeur des charges partielles portées par les deux atomes

En unités S.I. le moment dipolaire de BrF est égal à :

$$\mu = 1,3 \times 3,33 \cdot 10^{-30} = 4,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$$

Connaissant la distance internucléaire, on peut estimer la charge partielle comme suit:

$$\delta = \frac{\mu}{d} = \frac{4,33 \cdot 10^{-30}}{0,178 \cdot 10^{-9}} = 0,2432 \cdot 10^{-19} \text{ C}, \text{ valeur que l'on rapporte à la charge de l'électron}$$

$$(1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C})$$

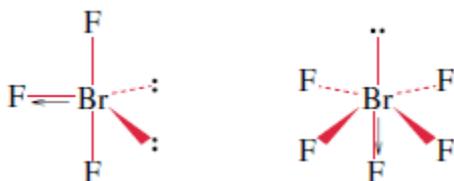
$$\delta = \frac{0,2432 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 0,15$$

Br et F portent donc respectivement de charges +0,15 et -0,15 (en unité électronique).

- BrF<sub>3</sub> est une molécule du type AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub>.

Sa géométrie est donc celle d'une molécule « en T » (bipyramide trigonale, dont les deux doublets libres occupent deux des positions équatoriales).

Dans BrF<sub>5</sub>, du type AX<sub>5</sub>E, les cinq fluors occupent cinq des sommets d'un octaèdre, le doublet libre occupant le sixième.



Dans les deux cas certains des moments de liaison s'annulent deux par deux, et il n'en reste qu'un (doublé d'une flèche sur les schémas précédents). Le moment résultant de chacune de ces molécules est donc égal à celui d'une liaison Br-F: 1,3 D. Mais cette façon de calculer le moment dipolaire moléculaire suppose que, dans une molécule polyatomique, le moment de chaque liaison conserve la même valeur que dans BrF (hypothèse d'indépendance des liaisons dans une molécule), et également que les doublets libres n'interviennent pas.

### Exercice 5

1. En supposant que la liaison est 100% ionique, on aura:

$$\mu_{\text{ion}} = |e| \cdot d$$

Pour HF:  $d=0,92 \text{ \AA} \Rightarrow \mu_{\text{ion}} = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 0,92 \cdot 10^{-10} = 1,47 \cdot 10^{-29} \text{ C.m}$

On sait que  $1\text{D}=1/3 \cdot 10^{-29} \text{ C.m}$  donc  $\mu_{\text{ion}} = \frac{1,47 \cdot 10^{-29}}{0,33 \cdot 10^{-29}} = 4,41\text{D}$

2. Détermination de la charge partielle.

La charge partielle pour HF:  $\delta = \frac{\mu}{d} = \frac{1,83 \cdot 0,33 \cdot 10^{-29}}{0,92 \cdot 10^{-10}} = 0,6564 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

3. Calcul des pourcentages ioniques des liaisons HF, HCl, HBr et HI

Le pourcentage ionique est défini par la relation suivante:

$$\% \text{ion} = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{théo}}} \cdot 100 \text{ pour HF il est égal à } 41,02$$

Pour les autres halogénures d'hydrogène, on aura:

	HF	HCl	HBr	HI
Moment dipolaire $\mu$ (D)	1,83	1,11	0,83	0,45
Longueur de liaison $d(\text{\AA})$	0,92	1,27	1,41	1,61
Charge partielle $\delta(\text{C}) (\times 10^{-19})$	0,6564	0,2884	0,1942	0,0922
% caractère ionique partiel	41,02	18,02	12,13	5,76

4. On remarque que la liaison HF est la liaison la plus ionisée. Ce caractère ionique diminue ensuite de HF à HI et cette variation est en accord avec l'ordre de l'électronégativité.

$$(\chi_{\text{F}} > \chi_{\text{Cl}} > \chi_{\text{Br}} > \chi_{\text{I}})$$

---

## Références bibliographiques

---

- 1) R. Ouahès et B. Dévallez . Chimie générale. Editions OPU - Alger, 04-1993.
- 2) R. et C. Ouahes. Chimie physique. Ellipses, 1995.
- 3) P. Arnaud. Cours de chimie générale. DUNOD, 2013
- 4) P.W. Atkins. Elément de chimie physique, de boek, 1993
- 5) R. Salghi; L. Bazzi; A. Belhachemi. Cours d'atomistique. Ecole Nationale des Sciences Appliquées d'Agadir.
- 6) Pierre-Alexis Gauchard. Chapitre 3: La classification périodique des éléments, Année universitaire 2011/2012.
- 7) F. Cherkaoui El Moursli ; A. Rhalib Kniazeva; K. Nabih. Exercices corrigés de structure de la matière et de liaisons chimiques.
- 8) A . Drimaracci. QCM dirigés atomistique UE1, 2018
- 9) Q. Glorieux. Cours 1 - Introduction à la mécanique ondulatoire. Université Pierre et Marie Curie 2015-2016
- 10) M. Bouguechal. Polycopié de travaux dirigés de structure de la matière. Institut Polytechnique des Sciences Avancées. 2011-2012
- 11)N. Benosmane. Cours Structure de la Matière (Chimie 1). Université M'Hamed Bougara (UMBB) Faculté des Sciences, 2016-2017
- 12) <http://www.chimie-briere.com>.
- 13) [http://www.chem.ufl.edu/~chm2040/Notes/Chapter\\_11/shapes.html](http://www.chem.ufl.edu/~chm2040/Notes/Chapter_11/shapes.html)
- 14) <http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/vsepr.htm>
- 15) [www.chimix.com](http://www.chimix.com)
- 16) PTSI | PTSI Exercices – Structure de la matière 2011-2012. <http://atelierprepa.overlog.com/>

---

**Annexes**

---

**Annexe 1**

**Tableau1: Les unités fondamentales du Système International (SI)**

<b>Grandeur</b>	<b>Nom</b>	<b>Symbole</b>	<b>Dimension</b>
Longueur	Mètre	m	L
Masse	Kilogramme	kg	M
Temps	Seconde	s	T
Intensité du courant électrique	Ampère	A	I
Température thermodynamique	Kelvin	K	Θ
Quantité de matière	Mole	mol	N
Intensité lumineuse	Candela	cd	J

**Tableau 2: Les préfixes utilisés avec les unités SI**

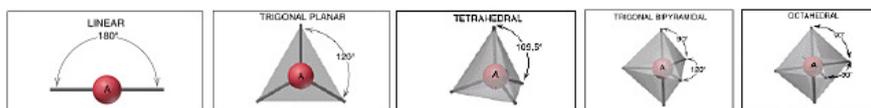
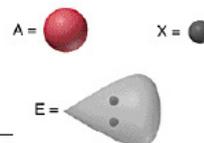
<b>Facteur</b>	<b>Nom</b>	<b>Symbole</b>	<b>Facteur</b>	<b>Nom</b>	<b>Symbole</b>
$10^{24}$	Yotta	Y	$10^{-1}$	Déci	d
$10^{21}$	Zetta	Z	$10^{-2}$	Centi	c
$10^{18}$	Exa	E	$10^{-3}$	Milli	m
$10^{15}$	Péta	P	$10^{-6}$	Micro	μ
$10^{12}$	Téra	T	$10^{-9}$	Nano	n
$10^9$	Giga	G	$10^{-12}$	Pico	p
$10^6$	Méga	M	$10^{-15}$	Femto	f
$10^3$	Kilo	k	$10^{-18}$	Atto	a
$10^2$	Hecto	h	$10^{-21}$	Zepto	z
$10^1$	Déca	da	$10^{-24}$	Yocto	y

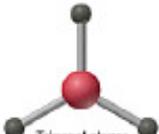
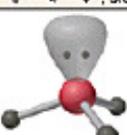
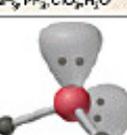
Tableau3 : Constantes Générales

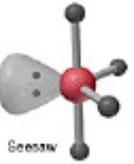
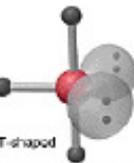
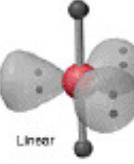
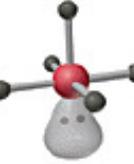
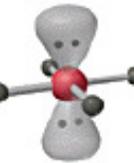
Grandeur	Symbole	Valeur
Vitesse de la lumière dans le vide	$c$	299792458 m/s
Permittivité du vide	$\epsilon_0$	$8,854187817 \dots 10^{-12}$ F/m
Constante de Planck	$h$	$6,6260755 \cdot 10^{-34}$ J.s
Constante réduite de Planck ( $h/2\pi$ )	$\hbar$	$1,05457266 \cdot 10^{-34}$ J.s
Charge élémentaire	$e$	$1,60217733 \cdot 10^{-19}$ C
Constante de Faraday ( $N_A \cdot e$ )	$F$	96485,309 C/mol
Constante de Rydberg (en $m^{-1}$ ) (en hertz) (En joules énergie de Rydberg) (en eV)	$R_\infty, R_H$  $R_h$	$10973731,534 m^{-1}$ $3,2898419499 \cdot 10^{15}$ Hz $2,1798741 \cdot 10^{-18}$ J 13,6 eV
Energie de Hartree	$E_h$	$4,3597482 \cdot 10^{-18}$ J
Rayon de Bohr	$a_0$	$0,529177249 \cdot 10^{-10}$ m
Constante d'Avogadro	$N_A$	$6,0221367 \cdot 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
Unité de masse atomique (en électronvolts)	$u$	$1,6605402 \cdot 10^{-27}$ Kg $931,49432 \cdot 10^6$ eV
Constante molaire des gaz	$R$	8,314510 J/(mol.K)
Constante de Boltzman ( $R/N_A$ )	$k$	$1,380658 \cdot 10^{-23}$ J/K
Masse de l'électron	$m_e$	$9,1093897 \cdot 10^{-31}$ Kg
Masse de proton	$m_p$	$1,6726231 \cdot 10^{-27}$ Kg
Masse de neutron	$m_n$	$1,6749286 \cdot 10^{-27}$ Kg
Constante de pesanteur	$G$	$6,67259 \cdot 10^{-11}$ m <sup>3</sup> Kg <sup>-1</sup>
Accélération de la pesanteur	$g$	$9,80665$ m.s <sup>-2</sup>
Volume molaire du gaz parfait (sous 1 bar et à 273,15K)	$V_0$	22,41108 L.mol <sup>-1</sup>

## Annexe 2 : Méthode VSEPR

### Méthode VSEPR



<i>Nb de liaisons (X)</i>	<i>Nb de paires non liantes (E)</i>	<i>Arrangement</i>	<i>Géométrie de la molécule</i>	<i>Angle</i>	<i>Dénomination</i>
2	0	$AX_2$	 <p>Linear</p> <p>Exemples: <math>CS_2</math>, HCN, <math>BeF_2</math></p>	$\alpha = 180^\circ$	Linéaire
3	0	$AX_3$	 <p>Trigonal planar</p> <p>Exemples: <math>SO_3</math>, <math>BF_3</math>, <math>NO_2^-</math>, <math>CO_3^{2-}</math></p>	$\alpha = 120^\circ$	Triangulaire
2	1	$AX_2E_1$	 <p>Bent (V shaped)</p> <p>Exemples: <math>SO_2</math>, <math>O_3</math>, <math>PbCl_2</math>, <math>SnBr_2</math></p>	$\alpha < 120^\circ$	Coudée ou Forme en V
4	0	$AX_4$	 <p>Tetrahedral</p> <p>Exemples: <math>CH_4</math>, <math>SiCl_4</math>, <math>SO_4^{2-}</math>, <math>ClO_4^-</math></p>	$\alpha = 109,5^\circ$	Tétraédrique
3	1	$AX_3E_1$	 <p>Trigonal pyramidal</p> <p>Exemples: <math>NH_3</math>, <math>PF_3</math>, <math>ClO_2</math>, <math>H_3O^+</math></p>	$\alpha < 109,5^\circ$	Pyramide triangulaire
2	2	$AX_2E_2$	 <p>Bent (V shaped)</p> <p>Exemples: <math>H_2O</math>, <math>OF_2</math>, <math>SO_2</math></p>	$\alpha < 109,5^\circ$	Coudée ou Forme en V

5	0	$AX_5$	<p><math>AX_5</math></p>  <p>Trigonal bipyramidal</p> <p>Exemples: <math>PF_5</math>, <math>AsF_5</math>, <math>SOF_4</math></p>	$\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$	Bipyramide trigonale
4	1	$AX_4E_1$	<p><math>AX_4E</math></p>  <p>Seesaw</p> <p>Exemples: <math>SF_4</math>, <math>XeO_3F_2</math>, <math>PF_5</math>, <math>IO_3F_2^-</math></p>	$\alpha < 120^\circ$ $\beta < 90^\circ$	Croix-V
3	2	$AX_3E_2$	<p><math>AX_3E_2</math></p>  <p>T-shaped</p> <p>Exemples: <math>ClF_3</math>, <math>BrF_3</math></p>	$\alpha < 90^\circ$	Forme en T
2	3	$AX_2E_3$	<p><math>AX_2E_3</math></p>  <p>Linear</p> <p>Exemples: <math>XeF_2</math>, <math>S^{2-}</math>, <math>IF_2^-</math></p>	$\alpha = 180^\circ$	Linéaire
6	0	$AX_6$	<p><math>AX_6</math></p>  <p>Octaédral</p> <p>Exemples: <math>SF_6</math>, <math>KF_6</math></p>	$\alpha = 90^\circ$ $\beta = 90^\circ$	Octaèdre
5	1	$AX_5E_1$	<p><math>AX_5E</math></p>  <p>Square pyramidal</p> <p>Exemples: <math>Rf_5</math>, <math>TaF_5</math>, <math>XeOF_4</math></p>	$\alpha < 90^\circ$ $\beta < 90^\circ$	Pyramide carrée
4	2	$AX_4E_2$	<p><math>AX_4E_2</math></p>  <p>Square planar</p> <p>Exemples: <math>XeF_4</math>, <math>Cl_4</math></p>	$\alpha = 90^\circ$	Plan carré

# Annexe 3: Tableau périodique des éléments chimiques

## TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

<http://www.kj.f-spl.it/periodic/fr/>

PÉRIODE	GROUPE																		
	1 IA	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	
1	1 1.0079 <b>H</b> HYDROGÈNE																	2 4.0026 <b>He</b> Hélium	
2	3 6.941 <b>Li</b> LITHIUM	4 9.0122 <b>Be</b> Béryllium																10 20.180 <b>Ne</b> Néon	
3	11 22.990 <b>Na</b> Sodium	12 24.305 <b>Mg</b> Magnésium																18 39.948 <b>Ar</b> Argon	
4	19 39.098 <b>K</b> Potassium	20 40.078 <b>Ca</b> Calcium	21 44.956 <b>Sc</b> Scandium	22 47.867 <b>Ti</b> Titane	23 50.942 <b>V</b> Vanadium	24 51.996 <b>Cr</b> Chrome	25 54.938 <b>Mn</b> Manganèse	26 55.845 <b>Fe</b> Fer	27 58.933 <b>Co</b> Cobalt	28 58.693 <b>Ni</b> Nickel	29 63.546 <b>Cu</b> Cuivre	30 65.39 <b>Zn</b> Zinc	31 69.723 <b>Ga</b> Gallium	32 72.64 <b>Ge</b> Germanium	33 74.922 <b>As</b> Arsenic	34 78.96 <b>Se</b> Sélénium	35 79.904 <b>Br</b> Brome	36 83.80 <b>Kr</b> Krypton	
5	37 85.468 <b>Rb</b> Rubidium	38 87.62 <b>Sr</b> Strontium	39 88.906 <b>Y</b> Yttrium	40 91.224 <b>Zr</b> Zirconium	41 92.906 <b>Nb</b> Niobium	42 95.94 <b>Mo</b> Molibdène	43 (98) <b>Tc</b> Technétium	44 101.07 <b>Ru</b> Ruthénium	45 102.91 <b>Rh</b> Rhodium	46 106.42 <b>Pd</b> Palladium	47 107.87 <b>Ag</b> Argent	48 112.41 <b>Cd</b> Cadmium	49 114.82 <b>In</b> Indium	50 118.71 <b>Sn</b> Étain	51 121.76 <b>Sb</b> Antimoine	52 127.60 <b>Te</b> Tellure	53 126.90 <b>I</b> Iode	54 131.29 <b>Xe</b> Xénon	
6	55 132.91 <b>Cs</b> Césium	56 137.33 <b>Ba</b> Baryum	57-71 <b>La-Lu</b> Lanthanides	72 178.49 <b>Hf</b> Hafnium	73 180.95 <b>Ta</b> Tantale	74 183.84 <b>W</b> Tungstène	75 186.21 <b>Re</b> Rhenium	76 190.23 <b>Os</b> Osmium	77 192.22 <b>Ir</b> Iridium	78 195.08 <b>Pt</b> Platine	79 196.97 <b>Au</b> Or	80 200.59 <b>Hg</b> Mercure	81 204.38 <b>Tl</b> Thallium	82 207.2 <b>Pb</b> Plomb	83 208.98 <b>Bi</b> Bismuth	84 (209) <b>Po</b> Polonium	85 (210) <b>At</b> Astate	86 (222) <b>Rn</b> Radon	
7	87 (223) <b>Fr</b> Francium	88 (226) <b>Ra</b> Radium	89-103 <b>Ac-Lr</b> Actinides	104 (261) <b>Rf</b> Rutherfordium	105 (262) <b>Db</b> Dubnium	106 (266) <b>Sg</b> Seaborgium	107 (264) <b>Bh</b> Bohrium	108 (277) <b>Hs</b> Hassium	109 (268) <b>Mt</b> Meitnerium	110 (281) <b>Uun</b> Ununnilium	111 (272) <b>Uuu</b> Unununium	112 (285) <b>Uub</b> Unbibium		114 (289) <b>Uuq</b> Unquadrium					

### Lanthanides

57 138.91 <b>La</b> Lanthane	58 140.12 <b>Ce</b> Cérium	59 140.91 <b>Pr</b> Praseodyme	60 144.24 <b>Nd</b> Néodyme	61 (145) <b>Pm</b> Prométhium	62 150.36 <b>Sm</b> Samarium	63 151.96 <b>Eu</b> Europium	64 157.25 <b>Gd</b> Gadolinium	65 158.93 <b>Tb</b> Terbium	66 162.50 <b>Dy</b> Dysprosium	67 164.93 <b>Ho</b> Holmium	68 167.26 <b>Er</b> Erbium	69 168.93 <b>Tm</b> Thulium	70 173.04 <b>Yb</b> Ytterbium	71 174.97 <b>Lu</b> Lutétium
------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------

### Actinides

89 (227) <b>Ac</b> Actinium	90 232.04 <b>Th</b> Thorium	91 231.04 <b>Pa</b> Protactinium	92 238.03 <b>U</b> Uranium	93 (237) <b>Np</b> Neptunium	94 (244) <b>Pu</b> Plutonium	95 (243) <b>Am</b> Américium	96 (247) <b>Cm</b> Curium	97 (247) <b>Bk</b> Berkélium	98 (251) <b>Cf</b> Californium	99 (252) <b>Es</b> Einsteinium	100 (257) <b>Fm</b> Fermium	101 (258) <b>Md</b> Mendelevium	102 (259) <b>No</b> Nobelium	103 (262) <b>Lr</b> Lawrencium
-----------------------------------	-----------------------------------	--	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 6674683 (2001)

La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande.

Toutefois, pour les trois éléments Th, Pa et U qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

Édité: Michel Déris

## Annexe 4: Classification périodique des éléments sous sa forme actuelle

Bloc S		Bloc D										Bloc P						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
$ns^1$	$ns^2$	$n'd^1$ $ns^2$	$n'd^2$ $ns^2$	$n'd^3$ $ns^2$	$n'd^4$ $ns^2$	$n'd^5$ $ns^2$	$n'd^6$ $ns^2$	$n'd^7$ $ns^2$	$n'd^8$ $ns^2$	$n'd^9$ $ns^2$	$n'd^{10}$ $ns^2$	$ns^2$ $np^1$	$ns^2$ $np^2$	$ns^2$ $np^3$	$ns^2$ $np^4$	$ns^2$ $np^5$	$ns^2$ $np^6$	
1 $_1\text{H}$																	$_2\text{He}$	
2 $_3\text{Li}$	$_4\text{Be}$												$_5\text{B}$	$_6\text{C}$	$_7\text{N}$	$_8\text{O}$	$_9\text{F}$	$_{10}\text{Ne}$
3 $_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$												$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$	$_{18}\text{Ar}$
4 $_{19}\text{K}$	$_{20}\text{Ca}$	$_{21}\text{Sc}$	$_{22}\text{Ti}$	$_{23}\text{V}$	$_{24}\text{Cr}$	$_{25}\text{Mn}$	$_{26}\text{Fe}$	$_{27}\text{Co}$	$_{28}\text{Ni}$	$_{29}\text{Cu}$	$_{30}\text{Zn}$	$_{31}\text{Ga}$	$_{32}\text{Ge}$	$_{33}\text{As}$	$_{34}\text{Se}$	$_{35}\text{Br}$	$_{36}\text{Kr}$	
5 $_{37}\text{Rb}$	$_{38}\text{Sr}$	$_{39}\text{Y}$	$_{40}\text{Zr}$	$_{41}\text{Nb}$	$_{42}\text{Mo}$	$_{43}\text{Tc}$	$_{44}\text{Ru}$	$_{45}\text{Rh}$	$_{46}\text{Pd}$	$_{47}\text{Ag}$	$_{48}\text{Cd}$	$_{49}\text{In}$	$_{50}\text{Sn}$	$_{51}\text{Sb}$	$_{52}\text{Te}$	$_{53}\text{I}$	$_{54}\text{Xe}$	
6 $_{55}\text{Cs}$	$_{56}\text{Ba}$	$_{57}\text{La}$	$_{72}\text{Hf}$	$_{73}\text{Ta}$	$_{74}\text{W}$	$_{75}\text{Re}$	$_{76}\text{Os}$	$_{77}\text{Ir}$	$_{78}\text{Pt}$	$_{79}\text{Au}$	$_{80}\text{Hg}$	$_{81}\text{Tl}$	$_{82}\text{Pb}$	$_{83}\text{Bi}$	$_{84}\text{Po}$	$_{85}\text{At}$	$_{86}\text{Rn}$	
7 $_{87}\text{Fr}$	$_{88}\text{Ra}$	$_{89}\text{Ac}$																
Bloc F																		
		$_{58}\text{Ce}$	$_{59}\text{Pr}$	$_{60}\text{Nd}$	$_{61}\text{Pm}$	$_{62}\text{Sm}$	$_{63}\text{Eu}$	$_{64}\text{Gd}$	$_{65}\text{Tb}$	$_{66}\text{Dy}$	$_{67}\text{Ho}$	$_{68}\text{Er}$	$_{69}\text{Tm}$	$_{70}\text{Yb}$	$_{71}\text{Lu}$			
		$_{90}\text{Th}$	$_{91}\text{Pa}$	$_{92}\text{U}$	$_{93}\text{Np}$	$_{94}\text{Pu}$	$_{95}\text{Am}$	$_{96}\text{Cm}$	$_{97}\text{Bk}$	$_{98}\text{Cf}$	$_{99}\text{Es}$	$_{100}\text{Fm}$	$_{101}\text{Md}$	$_{102}\text{No}$	$_{103}\text{Lr}$			

$n' = n - 1$

valeurs de n