

Elément : Atomistique
Contrôle final
Durée : 1h 30 min

Exercice I (-8- points)

Soit l'atome d'hydrogène dans le quatrième état excité.

- 1) Quelle est en eV l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène dans cet état excité ?
- 2) Représentez sur un diagramme les transitions d'émission possibles à partir de ce niveau. Regroupez-les par série spectrale.
- 3) Combien y'a-t-il de raies dans la série de Lyman et dans la série de Paschen ?
- 4) A quelle transition appartient la raie de plus petite longueur d'onde dans la série de Paschen ? calculez la longueur d'onde en nm qui correspond à cette raie.
- 5) Quelle est en nm la longueur d'onde qui correspond à la même transition dans le cas de l'ion hydrogénoidé $_Z B^{4+}$ (Z est le numéro atomique du bore à déterminer).

On donne pour l'hydrogène : $E_n = - 13,6 / n^2$ (eV) et $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Exercice II (-6- points)

1. Donner la composition du noyau du phosphore dont le numéro atomique $Z = 15$ et le nombre de masse $A = 31$.
2. Donner la configuration électronique du phosphore dans l'état fondamental en rappelant le nom des principes et règles qui permettent d'obtenir cette configuration?
3. A quelle ligne et à quelle colonne du tableau périodique appartient cet élément?
4. Quels sont les électrons de valence du phosphore ?
5. Combien le phosphore possède-t-il d'électrons célibataires?
6. Quelles sont les valeurs des nombres quantiques des électrons célibataires du phosphore?

Exercice III (-6- points)**(Les questions 1, 2 et 3 suivantes sont indépendantes)**

1. Le tableau suivant représente l'évolution de l'énergie d'ionisation d'une série d'éléments.

Atome	Li ($Z=3$)	Na ($Z=11$)	K ($Z=19$)	Rb ($Z=37$)	Cs ($Z=55$)
I en KJ/mol	520	496	419	403	376

- a) A quelle famille appartient cette série d'éléments ?
 b) Commentez et expliquez l'évolution de l'énergie d'ionisation dans cette série.

2. Un élément chimique X admet quatre électrons de valence, n'appartient pas au bloc d et se situe dans la classification périodique entre l'argon ($Z(\text{Ar}) = 18$) et le krypton ($Z(\text{Kr}) = 36$). Donner son numéro atomique et sa configuration électronique.

3. Le scandium a pour numéro atomique $Z = 21$. Le degré d'oxydation le plus stable du scandium est le degré +III

a/ Donner la configuration électronique de l'élément Sc et de l'ion Sc^{3+} .

b/ Calculer la différence d'énergie $\Delta E = E(\text{Sc}^{3+}) - E(\text{Sc})$ à l'aide du modèle de Slater.

Règles de Slater pour le calcul des coefficients d'écrans $\sigma_{j/i}$

Electron i électron j	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d	4f
1s	0,31						
2s 2p	0,85	0,35					
3s 3p	1	0,85	0,35				
3d	1	1	1	0,35			
4s 4p	1	1	0,85	0,85	0,35		
4d	1	1	1	1	1	0,35	
4f	1	1	1	1	1	1	0,35

Chapitre 10 "Atmosphère et climat"

Atomosphère 2012/13

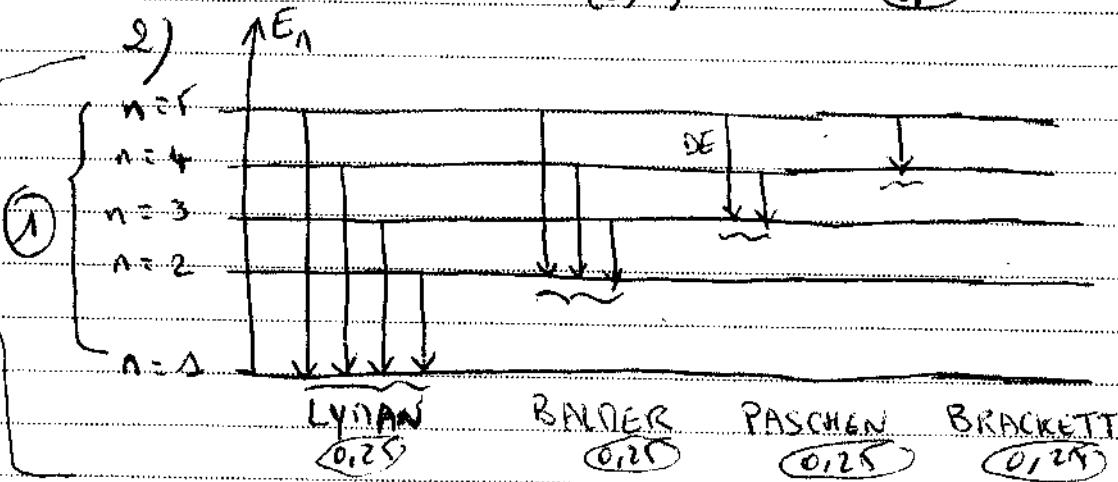
(1)

EJ (8p5)

(1) énergie d'ionisation $E_J = E_{\infty} - E_n$ avec $n=5$

$$\textcircled{1} \quad \Rightarrow E_J = 0 - E_5 \quad \textcircled{OK}$$

$$= -\frac{(-13,6)}{(5)^2} = 0,566 \text{ eV} \quad \textcircled{OK}$$



(2) { 3) 4 raias dans la série de LYMAN ($n \rightarrow n=1$) 0,5
2 raias dans la série de PASCHEN ($n \rightarrow n=3$) 0,5

4) La ligne de plus petite longueur d'onde correspond à la plus grande différence d'énergie ΔE ($\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$)

\Rightarrow Dans la série de Paschen ($n=3$), la différence d'énergie la plus grande correspond à la transition $n=5 \rightarrow n=3$, $d_{5 \rightarrow 3}$?

$$\textcircled{OK} \quad \frac{1}{d_{5 \rightarrow 3}} = R_H \left(\frac{1}{(3)^2} - \frac{1}{(5)^2} \right) \Rightarrow d_{5 \rightarrow 3} = \frac{1}{R_H \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{25} \right)}$$

$$d_{5 \rightarrow 3} = 12,813,67 \text{ m}$$

$$\textcircled{0,5} = 1281,9 \text{ nm} \quad \textcircled{0,5}$$

(5) Pour l'ion hydrogénique B^{+} , $Z = 5$; $\frac{1}{d_{5 \rightarrow 3}} = Z^2 R_H \left(\frac{1}{(3)^2} - \frac{1}{(5)^2} \right)$

$$\Rightarrow d_{5 \rightarrow 3} = \frac{1}{(5)^2 R_H \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{25} \right)} = 51,276 \text{ nm} \quad \textcircled{0,5}$$

Exercice : (6pt)

- 1) le noyau du phosphore ${}^{31}_{15}P$ est constitué de
- (1) 2 protons et N neutrons avec l'atome $A=Z+N$
- (a) \Rightarrow le nombre de protons $\Rightarrow Z = 15$
- (b) \Rightarrow le nombre de neutrons $\Rightarrow N = A - Z = 16$

- 2) les règles et les principes qui permettent d'obtenir une configuration électronique à l'état fondamental sont :
- (0,25) Principe d'exclusion de Pauli
- (0,15) - - - - - Règle de Stalolite énergétique
- (0,15) - - - - - Règle de Hund
- (0,15) - - - - - Règle de Kлечиковski

- 3) $P(Z=15) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ou $[Ne] 3s^2 3p^3$
- (0,15) 3^{er} ligne ($n=3$) et 15^{er} colonne en (VA)
- (0,15) 4) la couche de valence contient $3s^2 3p^3$ c'est $Se^- \rightarrow Se^{-2}$ valence
- (0,15) 5) le phosphore contient 3 e⁻ célibataires ou 3eA.P.

- 6) les célibataires occupent l'O.A. 3P ; leurs quantiques sont : $n=3, l=1, m_l=-1, s=\pm\frac{1}{2}$
- (0,15) 
- (0,15) $n=3, l=1, m_l=0, s=\pm\frac{1}{2}$
- (0,15) $n=3, l=1; m_l=+1, s=\pm\frac{1}{2}$
- (0,15)

Ex III (6pt)

1) a) les éléments du tableau appartiennent à une même colonne : le 1^{er} colonne \Rightarrow la famille des Alcalins (couche de valence $n\text{s}^1$)

b) l'E I ∇ d'ordre au Cs

$$Z \nearrow \text{et } n \nearrow$$

le long d'une colonne $Z \nearrow$ et $n \nearrow$

la diminution de E.I. ∇ due au fait que le long d'une colonne on passe d'une ligne à couche (nV) \Rightarrow un s'éloigne du noyau. Par l'attraction nucléaire - électron periphere diminue.

\Rightarrow il est plus facile d'ioniser l'e- d'où l'énergie nécessaire d'ionisation ∇ plus faible

2) * élément X admet 4e- de valence et est dans le

groupe X \in au bloc p et n'a pas de valence

①

$$\text{st: } n\text{s}^2 n\text{p}^2$$

9) * l'élément X se situe entre Ar ($Z=18$) [G.R de la 3^e période] $3s^2 3p^6$ et K ($Z=19$) [G.R de la 4^e période] $1s^2 2s^2 2p^6$

0.15 * avec X \in à la 4^e période \Rightarrow CV $1s^2 2p^2$
X \in à la colonne IVA (1^{er} colonne)

$$0.15 \quad Z_X = 19 - 4 = 15$$

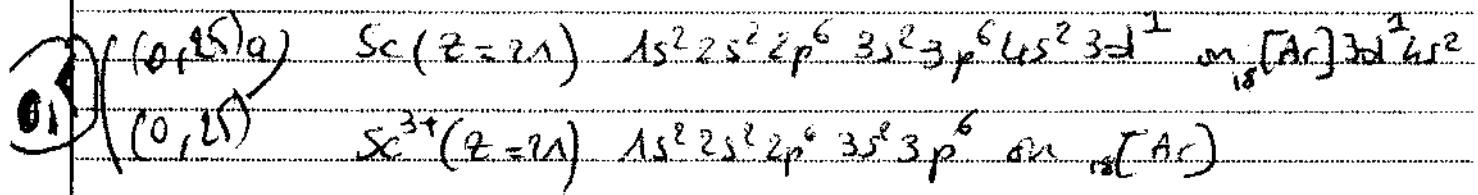
la configuration électronique de X est :

$$0.15 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$$

(4)

Correction Catri 56 Final
A homologique 22/12/13

EX III 3) Sc, $Z=21$, Sc^{3+} stable



b) $\Delta E = E(Sc^{3+}) - E(Sc)$

(0,15) $E(Sc) = 2E_{1s} + 8E_{2s} + 8E_{2p} + 8E_{3s} + 8E_{3p} + E_{3d} + 2E_{4s}$

(0,15) $E(Sc^{3+}) = 2E_{1s} + 8E_{2s} + 8E_{2p} + 8E_{3s}$

(0,15) $\Rightarrow \Delta E = -E_{3d} - 2E_{4s}$

on a: $E_{nA} = \frac{Z^2 e^2}{n^2} E_1(H)$ avec $Z^2 = Z - \sum_{j \neq H} 1 / r_j$ et $E_1(H) = 13,6 \text{ eV}$

(0,15) $E_{3d} = [Z - (Z - 18 \times 1)]^2 \frac{E_1(H)}{(3)^2} = \frac{(21 - 18)^2}{9} (-13,6) = -13,6 \text{ eV}$

(0,15) $E_{4s} = [Z - (2 \times 1 + 8 \times 1 + 9 \times 0,85 + 0,35)]^2 \frac{E_1(H)}{(4)^2} = -7,6 \text{ eV}$

d'où $\Delta E = 13,6 + 2 \times 7,65$

(0,15) $\boxed{\Delta E = 28,9 \text{ eV}}$



Chapitre 1:

Structure de l'atome ; Constituants de la matière

Avant propos: Ce cours de Structure de l'atome, Constituants de la matière est destiné aux étudiants de 1^{er} années des sciences vétérinaires. Cette présentation résulte de la lecture de nombreux ouvrages et documents dont la plupart ne sont pas cités dans la bibliographie.

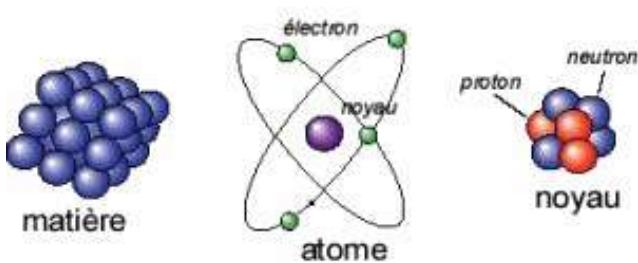
TABLE DES MATIERES

1 Définitions	2
1.1 Le noyau	2
1.2 Le nuage électronique.....	2
1.3 Identification des éléments	3
1.3.1 Représentation	3
1.3.2 Isotopes.....	3
1.3.3 Masse atomique.....	4
1.3.4 Mole et masse molaire.....	4
1.3.5 Masse molaire.....	4
1.3.6 Masse atomique relative	4
2 Modèles classiques de l'atome	4
2.1 Modèle de Rutherford.....	4
2.2 Modèle de Bohr	5
2.2.1 Description (cas de l'atome d'hydrogène).....	5
2.2.2 Aspect quantitatif de l'atome de Bohr	5
2.2.3 Absorption et émission d'énergie	7
2.2.4 Comparaison: spectre d'émission et spectre d'absorption	7
2.2.5 Rayonnement électromagnétique	8
2.2.6 Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène	8
2.2.7 Généralisation aux ions hydrogénites.....	9
2.2.8 Energie d'ionisation	9
3 Les nombres quantiques	10
3.1 Le nombre quantique principal n.....	10
3.2 Le nombre quantique secondaire l.....	10
3.3 Le nombre quantique magnétique m	10
3.4 Le 4 ^{ème} nombre quantique: le spin.....	11
4 Représentation des orbitales atomiques	11
5 Structure électronique des atomes poly-électronique (configuration électronique).	12
5.1 Principe d'exclusion de PAULI	12
5.2 Principe de stabilité	13
5.3 Règle de HUND	13
5.4 Règle de KLECHKOWSKI.....	13
5.4.1 Les électrons de cœur	14
5.4.2 Les électrons de valence.....	14
6 Le tableau périodique des éléments.....	17
6.1 Description du tableau périodique de Mendelieff	17
6.1.1 Période	17
6.1.2 Famille (groupe)	18
6.1.3 Les principales familles du tableau périodique	19
6.2 Propriétés des éléments	20
6.2.1 Rayon atomique r_a	20
6.2.2 Electronégativité (χ).....	20
6.2.3 Valence	20
7 Références & Bibliographie conseillée.....	21



1 Définitions

La matière est formée à partir de grains élémentaires: les atomes. L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau (protons + neutrons), où est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel se trouvent des électrons.



1.1 Le noyau

Le noyau renferme deux types de particules massives

- Le **proton** qui a une charge de $+1,60 \cdot 10^{-19}$ C (coulombs) ce qui correspond à la charge élémentaire pour une masse de $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg.
- Le **neutron** qui a, quant à lui, une charge **nulle** pour une masse de $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg. On remarque donc que protons et neutrons ont une masse proche mais une charge totalement différente. Le noyau a donc une charge **positive**. Les neutrons et les protons constituent les **nucléons** qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

1.2 Le nuage électronique

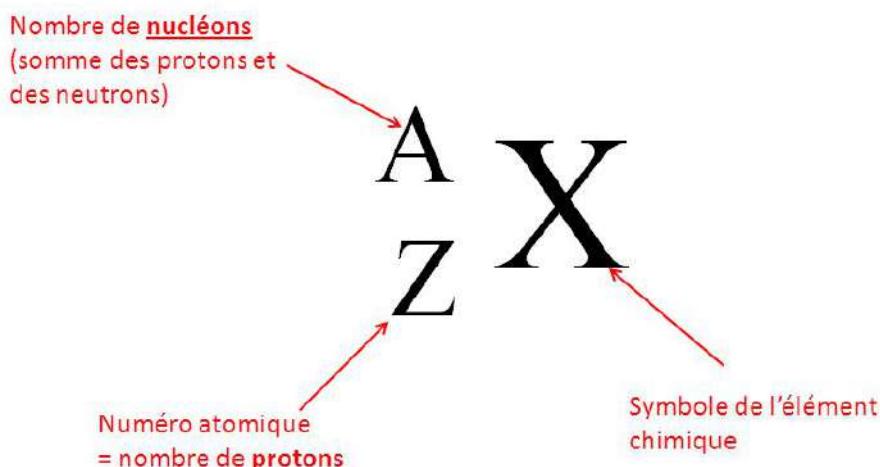
Il correspond à l'ensemble des électrons. Un électron a une charge de $-1,60 \cdot 10^{-19}$ C et une masse de $0,911 \cdot 10^{-30}$ kg. Il est donc **1800 fois moins lourd** que le proton. Sa charge est **négative** et juste opposée à celle du proton. Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle) et l'univers renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons. Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.



1.3 Identification des éléments

1.3.1 Représentation

A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule :

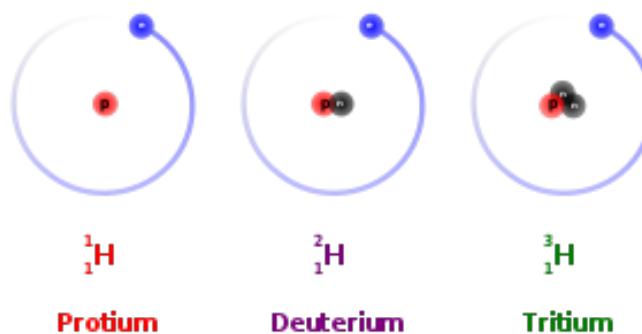


Z est appelé numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre). Pour un élément quelconque, la charge du noyau (protons) est $+Ze$. De même la charge des électrons sera $-Ze$. A est appelé nombre de masse, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons).

Si N représente le nombre de neutrons, on aura la relation : $A = Z + N$

1.3.2 Isotopes

Ce sont des atomes de même numéro atomique **Z** et de nombre de masse **A** différent. Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes. 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.





1.3.3 Masse atomique

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome :

$$m_{at} = Z_{me} + Z_{mp} + N_{mn} \text{ (kg)}$$

L'utilisation de cette unité n'est pas commode, des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été choisie ; le terme de référence étant le carbone 12.

Par définition, l'unité de masse atomique qu'on note **u.m.a** est le $\frac{1}{12}$ ème de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C).

$$u.m.a = \frac{1}{12} m_C$$

1.3.4 Mole et masse molaire

A notre échelle, on raisonne sur une certaine quantité de matière appelée mole: La mole est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre est appelé nombre d'Avogadro $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

Par définition: Une mole d'atomes de carbone 12 pèse 12g. La masse d'un atome vaut 12 u.m.a, donc :

$$12 \text{ g} = N_A \cdot 12 \text{ u.m.a} \text{ ou encore } 1 \text{ u.m.a} = 1/N_A = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

1.3.5 Masse molaire

La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée la masse molaire de l'atome.

1.3.6 Masse atomique relative

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$$m_r = \sum (x_i \cdot m_i) u.m.a$$

De même la masse molaire sera : $M_r = \sum (x_i \cdot M_i) \text{ (g/mole)}$

2 Modèles classiques de l'atome

2.1 Modèle de Rutherford

Appelé aussi modèle planétaire car le noyau positif représente le soleil et les électrons décrivent des orbites autour du noyau comme les planètes autour du soleil.

La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces d'attractions F_a par les forces centrifuges F_c dues à la rotation des électrons autour du noyau.

L'avantage de ce modèle c'est qu'il ne fait appel qu'aux lois de la mécanique classique.



Par contre, il présente des inconvénients :

- La théorie électromagnétique exige que l'électron rayonne des ondes électromagnétiques, donc il va perdre de l'énergie et finirait par tomber sur le noyau.
- L'énergie lumineuse émise varie de façon continue.

Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience.

2.2 Modèle de Bohr

2.2.1 Description (cas de l'atome d'hydrogène)

Pour lever les contradictions précédentes, 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 :

$$\Delta E = h\nu$$

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

$$mv r = n \cdot h / 2\pi$$

h : constante de Planck et n : entier naturel.

2.2.2 Aspect quantitatif de l'atome de Bohr

Le système est stable par les deux forces \vec{F}_a et \vec{F}_c :

- Force d'attraction : $\vec{F}_a = e^2 / 4\pi\epsilon_0 r^2$
- Force centrifuge : $\vec{F}_c = mv^2 / r$

Le système est en équilibre si : $\vec{F}_a = \vec{F}_c$

$$mv^2 = e^2 / 4\pi\epsilon_0 r \quad (1)$$

2.2.2.1 Energie totale du système

$$E_T = E_c + E_p$$

E_c : énergie cinétique

E_p : énergie potentielle, elle est due à l'attraction du noyau

$$\text{Donc : } E_p = F_a dr = -e^2 / 4\pi\epsilon_0 r$$

$$\text{D'autre part : } E_c = mv^2 / 2$$

Donc :



$$E_T = -e^2 / 8\pi\epsilon_0 r \quad (2)$$

2.2.2.2 Rayon de l'orbite :

On sait que :

$$mv = n \cdot h / 2\pi$$

Donc :

$$mv^2 = n^2 \cdot h^2 / 4\pi^2 m r^2 \quad (3)$$

(1) et (3) donnent :

$$r = \epsilon_0 n^2 \cdot h^2 / e^2 m \pi \quad (4)$$

C'est le rayon de l'orbite où circule l'électron ; il est quantifié.

Si on remplace (4) dans (2), on obtient :

$$E_T = -m e^4 / 8 \epsilon_0^2 n^2 \cdot h^2 \quad (5)$$

L'énergie totale d'un électron est donc discrète ou quantifiée.

- Pour $n=1$ (état fondamental : l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)

$$r_1 = 0,529 \text{ \AA} \quad (1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}) ; E_1 = -21,78 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -13,6 \text{ eV} \quad (1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$$

On l'appelle r_1 «rayon de Bohr», l'expression (4) s'écrit :

$$r_n = n^2 \cdot r_1$$

E_1 c'est l'énergie d'un atome d'hydrogène dans lequel l'électron se trouve sur la couche K, la relation (5) peut s'écrire plus simplement :

$$E_n = E_1 / n^2$$

- Pour $n = 2$ (Premier état excité) : $r_2 = 4r_1 = 2,116 \text{ \AA}$ et $E_2 = E_1 / 4 = -3,4 \text{ eV}$
- Pour $n = 3$ (Deuxième état excité) : $r_3 = 9r_1 = 4,761 \text{ \AA}$ et $E_3 = E_1 / 9 = -1,51 \text{ eV}$

Le modèle de Bohr est encore appelé «modèle des couches»

$n = 1$ couche K

$n = 2$ couche L

$n = 3$ couche M

etc.

Tableau des énergies des premiers états énergétiques de l'atome H

Couche	n	r _n (nm)	E _n (eV)
K	1	0,0529	-13,6
L	2	0,2116	-3,40
M	3	0,4761	-1,51
N	4	0,8467	-0,85

2.2.3 Absorption et émission d'énergie

A chaque orbite permise correspond un niveau énergétique déterminé. Les transitions électroniques d'une orbite vers une autre se font par sauts et sont accompagnées de l'émission ou de l'absorption d'un photon d'énergie:

$$\Delta E = |E_f - E_i| = |E_1/n_f^2 - E_1/n_i^2| = E_1 |1/n_f^2 - 1/n_i^2| = h \nu$$

E_f : état final

E_i: état initial

h : constante de Planck

ν : fréquence de radiation

2.2.3.1 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 v_{n-p} .

2.2.3.2 Emission:

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

2.2.4 Comparaison: spectre d'émission et spectre d'absorption

- Le spectre d'émission d'une source lumineuse s'obtient en analysant la lumière émise par la source à l'aide d'un spectroscope.

On obtient soit un spectre continu dans le cas d'émission continu,



Où soit des raies colorées sur un fond noir dans le cas de raies d'émission.



Pour obtenir un spectre de rais d'émission, il faut que le corps soit un gaz chaud sous faible pression.

- Le spectre d'absorption d'un gaz s'obtient en illuminant le gaz par de la lumière blanche

Le gaz absorbe les photons de certaines fréquences discrètes, ou de certaines bandes de fréquence. La lumière transmise par le gaz est analysée à l'aide d'un spectroscope.

On obtient des rajes ou des bandes noires sur fond arc-en-ciel

Pour obtenir un spectre de raies d'absorption, il faut que le corps soit un gaz froid

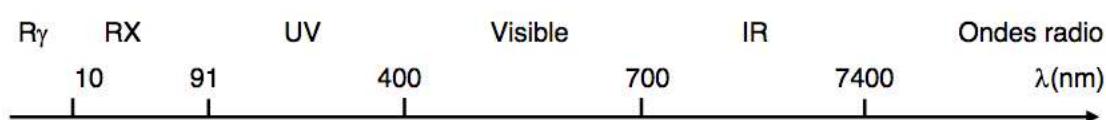


2.2.5 Rayonnement électromagnétique

Les rayons lumineux sont caractérisés par la propagation d'une onde électromagnétique à la vitesse de la lumière ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s). Cette onde est caractérisée par sa longueur d'onde λ ou par son nombre d'onde σ :

$$\lambda = 1/\sigma = c/v \quad v: \text{la fréquence}$$

Le spectre de l'ensemble des radiations peut se présenter de la façon suivante :



2.2.6 Spectre d'émission ou d'absorption de l'atome d'hydrogène

Quantification de l'énergie:

L'énergie émise ou absorbée par un électron est :

$$\Delta E = |E_p - E_n| = h\nu \quad p > n$$

$$\Delta E = (1/n^2 - 1/p^2) me^4 / 8\epsilon_0^2 h^2 \text{ Or } h\nu = h.c/\lambda$$

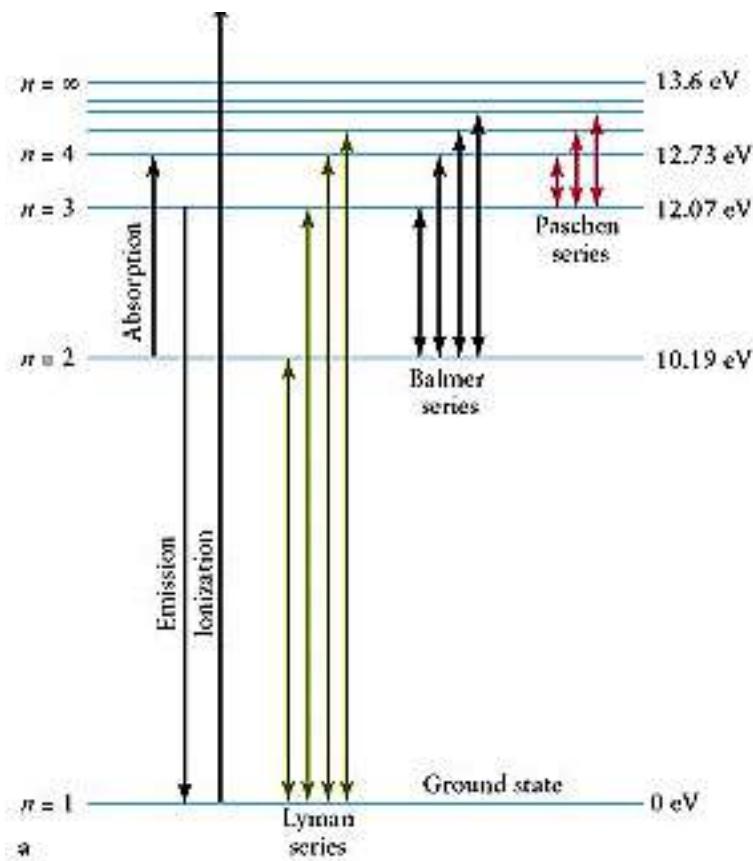
$$\text{Càd } 1/\lambda = \sigma = (1/n^2 - 1/p^2) me^4 / 8\epsilon_0^2 h^3 c$$

$$1/\lambda = R_H(1/n^2 - 1/p^2)$$

Avec : $R_H = me^4 / 8\epsilon_0^2 h^3 c = 1,09 \cdot 737 \text{ m}^{-1}$, appelé constante de Rydberg

Cette relation permet de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état où se trouve l'électron :

- * Série de Lyman : $n = 1$ et $p > 1$ ($p = 2, 3, \dots, \infty$)
- * Série de Balmer : $n = 2$ et $p > 2$ ($p = 3, 4, \dots, \infty$)
- * Série de Paschen : $n = 3$ et $p > 3$ ($p = 4, 5, \dots, \infty$)
- * Série de Brachett : $n = 4$ et $p > 4$ ($p = 5, 6, \dots, \infty$)
- * Série de Pfund : $n = 5$ et $p > 5$ ($p = 6, 7, \dots, \infty$)



2.2.7 Généralisation aux ions hydrogénés

Ce sont des ions qui ne possèdent qu'un seul électron.

Exemples :

He ($Z=2$) -----> He^+ (1e⁻ et 2p)

Li ($Z=3$) -----> Li^{2+} (1e⁻ et 3p)

He^+ et Li^{2+} sont des ions hydrogénoides. Leur énergie totale s'écrit :

$$E_T = E_1 \cdot Z^2 / n^2$$

Avec $E_1 = -13,6 \text{ eV}$, l'énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

Le rayon d'une orbite de rang n d'un ion hydrogénide est :

$$r = r_1 \cdot n^2 / Z$$

Avec $r_1 = 0,529 \text{ \AA}$, étant le rayon de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

$$1/\lambda = Z^2 \cdot R_H (1/n^2 - 1/p^2)$$

2.2.8 Energie d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour amener l'électron de son état fondamental vers l'infinie.

$E_{\text{ion}} = E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV}$ pour l'atome d'hydrogène. Avec $E_\infty = 0$



3 Les nombres quantiques

3.1 Le nombre quantique principal n , avec $n = 1, 2\dots$

C'est le nombre quantique principal, noté n , qui détermine le niveau principal d'énergie E_n de l'atome et définit les couches énergétiques. C'est un entier strictement positif (donc non nul).

On appelle niveau (ou couche) l'ensemble des électrons correspondants à une valeur de n :

- Le niveau **K** correspond à $n=1$
- Le niveau **L** correspond à $n=2$
- Le niveau **M** correspond à $n=3$
- Un niveau **n** peut contenir jusqu'à $2n^2$ électrons :
- Pour le niveau $n=1$, le nombre maximum d'électrons est de 2
- Pour le niveau $n=2$, le nombre maximum d'électrons est de 8
- Pour le niveau $n=3$, le nombre maximum d'électrons est de 18
- Pour le niveau $n=4$, le nombre maximum d'électrons est de 32

Et ainsi de suite, toujours en suivant la même règle...

3.2 Le nombre quantique secondaire ℓ , avec $\ell = 0, 1, \dots, n-1$

Le nombre quantique secondaire, noté ℓ (lettre L minuscule (ℓ)), définit la notion de sous-couches. Il peut prendre n valeurs, de **0** à $n - 1$, et détermine la géométrie des orbitales atomiques de sorte que la lettre attribuée à la sous-couche et à l'orbitale est la même. On a donc :

- Orbitale **s** pour $\ell = 0$;
- Orbitale **p** pour $\ell = 1$;
- Orbitale **d** pour $\ell = 2$;
- Orbitale **f** pour $\ell = 3$.

3.3 Le nombre quantique magnétique m , avec $m \in [-\ell, +\ell]$

Le nombre quantique magnétique (ou tertiaire), noté m , est un entier relatif compris entre $-\ell$ et $+\ell$. Ce nombre décrit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique des autres charges. Autrement dit, m détermine l'orientation de l'orbitale.

Exemple n°1: pour $\ell = 1$, on peut avoir $m = -1, 0$ ou 1 .

Exemple n°2: pour $\ell = 3$, on peut avoir $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$.

Il y a donc $2\ell + 1$ valeurs possibles de m .



3.4 Le 4^{ème} nombre quantique: le spin

Le nombre quantique quaternaire dit « nombre de spin » est noté s . Il est nécessaire pour que l'électron soit complètement décrit par la fonction d'onde; pour autant, elle n'en dépend pas. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs : $+1/2$ ou $-1/2$. Il définit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique. Ce quatrième nombre quantique est lié au spin de l'électron qui est de valeur $s=1/2$: c'est une caractéristique intrinsèque de l'électron.

Applications

1. Donner les sous-couches électroniques comprises dans la couche $n = 4$
2. Combien d'orbitales une sous-couche électronique $2p$ contient-elle ?

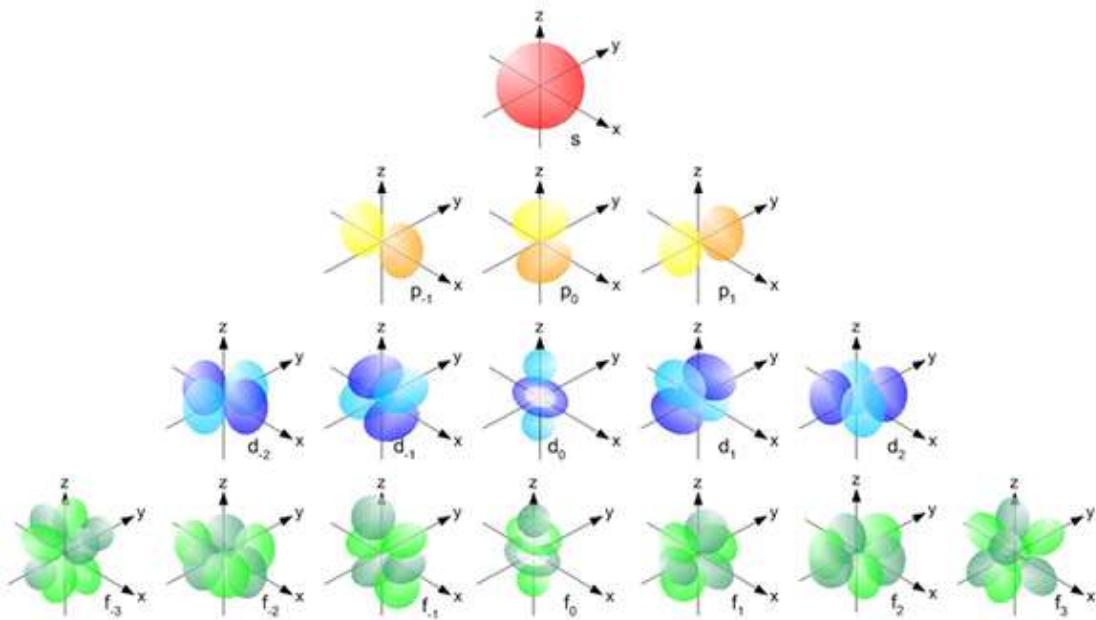
Réponses

1. Pour $n = 4$, les valeurs autorisées de ℓ sont 0, 1, 2, 3. On note alors les sous-couches électroniques comprises dans la couche $n = 4$: $4s$, $4p$, $4d$ et $4f$
2. p correspond à $\ell = 1$. Les valeurs autorisées de m sont -1 , 0 et 1 , donc il y a trois orbitales dans la sous-couche électronique $2p$.

De même pour la sous-couche $3p, 4p, \dots$

4 Représentation des orbitales atomiques

À partir des nombres quantiques, nous allons représenter les orbitales. Elles ont une géométrie définie par ℓ qui devient de plus en plus complexe quand ℓ augmente. Pour décrire leur géométrie, on retiendra simplement qu'une orbitale s (pour $\ell = 0$) possède une forme sphérique et qu'une orbitale p (pour $\ell = 1$) a une forme de sablier (ou de 8) de trois orientations possibles (Rappel : pour $\ell = 1$, on a $m = -1, 0$ ou 1 , soit trois orientation).



- Pour $n = 1$, $\ell = 0$ et $m = 0$. Il n'y a donc qu'un seul état possible (l'état fondamental) correspondant à l'orbitale 1s. Puis, il y a dégénérescence des états, c'est à dire qu'au delà de $n=1$, plusieurs états correspondent à un même niveau d'énergie.
- Pour $n=2$, $\ell = 0$ et $m= 0$ ou $l=1$ et $m=-1, 0$ ou 1 . On a donc comme orbitales possibles : 2s, 2px, 2py et 2pz. Soit 4 états.

On poursuit la logique pour trouver 9 états possibles à $n=3$ et 16 états possibles à $n=4$.

5 Structure électronique des atomes poly-électronique (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.

5.1 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).



Remarques :

- Une orbitale est définie par les trois nombres n , ℓ et m . Il est commode de représenter les orbitales à l'aide de cases quantiques :

$l =$	0	1	2	3	
$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	
K	$n = 1$	<input type="checkbox"/>			
L	$n = 2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>		
M	$n = 3$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
N	$n = 4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
	s	p	d	f	

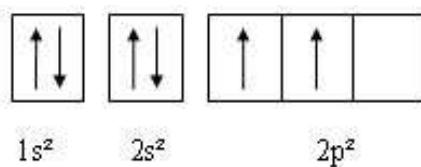
- Une case quantique ne peut contenir au maximum que 2 électrons de spins opposés.
- Pour une couche n , le nombre de cases est n^2 et le nombre d'électrons est $2n^2$.

5.2 Principe de stabilité

Les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas dans la limite des places disponibles.

5.3 Règle de HUND

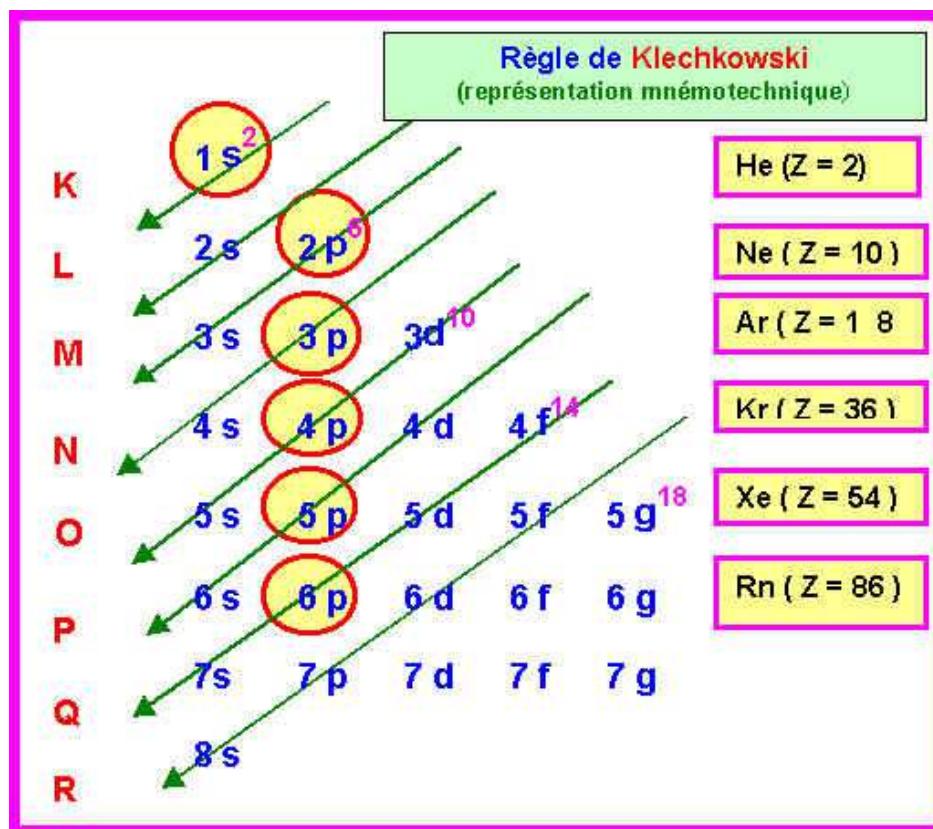
A l'état fondamental, quand les électrons se placent dans une sous-couche multiple (p, d, f), ils occupent le maximum d'orbitales de même énergie avec des électrons célibataires qui ont des spins parallèles (même valeur de s).



5.4 Règle de KLECHOWSKI

Les **sous-couches** se remplissent par ordre croissant des valeurs de $n+l$. Pour deux valeurs égales, c'est la sous-couche de plus petit n qui se remplit la première. Par exemple, pour 2p et 3s, on a respectivement $n+l = 2+1$ et $n+l = 3+0$; on remplit donc 2p en premier (n plus petit), et seulement ensuite on remplit 3s.

On peut représenter l'ordre de remplissage des sous-couches comme ci-dessous



L'ordre de remplissage des sous-couches est donc:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d...

Si on remplit selon la règle de **Klechkowski**, on note le plus souvent la configuration selon n croissant.

La configuration électronique de l'état fondamental d'un élément est la signature de sa structure interne et gouverne ses propriétés chimiques.

Dans l'écriture des configurations électroniques, on fait apparaître cette distinction en définissant deux catégories d'électrons :

5.4.1 Les électrons de cœur

- Les électrons de cœur sont ceux qui peuplent les orbitales internes. Pour un élément donné, ils correspondent à la configuration du gaz rare qui précède cet élément dans la classification. On symbolise la configuration des électrons de cœur par le symbole du gaz rare entre parenthèses.

5.4.2 Les électrons de valence

- Les électrons de valence peuplent les orbitales des couches périphériques



occupées. La configuration de valence est notée classiquement en alignant les symboles des sous-couches et en portant en exposant le nombre d'électrons de la sous-couche.

La **couche de valence** représente la couche au **n le plus grand**. C'est le niveau le plus externe et il est à l'origine des propriétés chimiques des éléments. Attention toutefois à ne pas appliquer la définition à la lettre sur les éléments de transition : leur couche de valence ne se limite pas strictement au n le plus grand. En effet, leur configuration électronique se termine en $(n-1)d^x ns^y$ (x et y variant selon le nombre d'électrons des atomes), il faut alors considérer que les « électrons de valence interne » (*ce nom n'est pas à apprendre, il n'est pas précisé en cours et n'est rajouté ici que pour la compréhension*) de la sous-couche $(n-1)d$ font partie de la couche de valence. On a donc, non pas ns en couche de valence, mais bien $(n-1)d ns$. Logiquement, les électrons de valence sont ceux présents dans la couche de valence.



Les électrons de valence sont ceux qui ont le nombre quantique *n* le plus grand.
Ce sont les e- les plus externes, et ils sont à l'origine des propriétés chimiques des éléments.

Les configurations électroniques peuvent être raccourcies dans leur notation en prenant le gaz noble précédent et en ne rajoutant que la partie qui en diffère. Ainsi, on peut noter :

Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$_{10}[\text{Ne}] 3s^1$
$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$_{18}[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$_{18}[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$



On note deux exceptions, à la règle de Klechkowski,

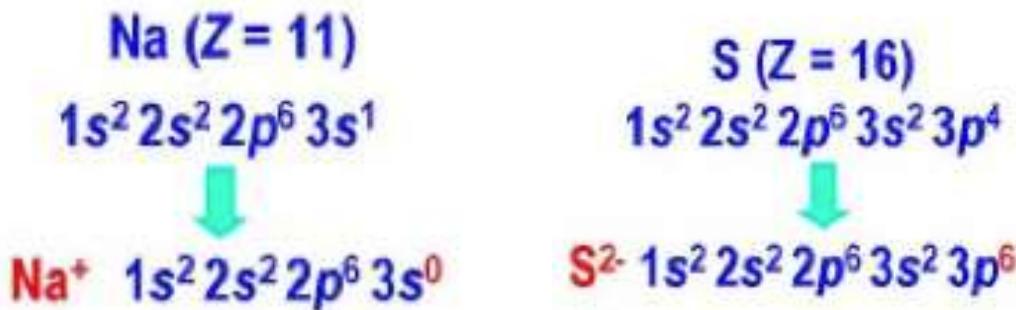
1. Le chrome (Cr) et le molybdène (Mo).
2. Le cuivre (Cu), l'argent (Ag) et l'or (Au).

On devrait avoir $3d^4 4s^2$ pour le Chrome (Cr) et $4d^4 5s^2$ pour le molybdène (Mo), mais les niveaux $3d$ $4s$ et $4d$ $5s$ à moitié remplis sont plus stables que les configurations $3d^4 4s^2$, $4d^4 5s^2$. De même, pour le Cuivre (Cu), l'argent (Ag) et l'or (Au), on devrait avoir $d^9 s^2$ mais les atomes sont plus stable avec d rempli.

Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{24}Cr$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$[Ar] 3d^5 4s^1$
$_{42}Mo$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4 p^6 4 d^5 5 s^1$	$[Kr] 4 d^5 5 s^1$
$_{29}Cu$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$[Ar] 3d^{10} 4s^1$
$_{47}Ag$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4 p^6 4 d^{10} 5 s^1$	$[Kr] 4 d^{10} 5 s^1$
$_{79}Au$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	$[Xe] 5d^{10} 6s^1$

Comme nous l'avons vu, la couche de valence d'un atome est sa dernière couche électronique, c'est-à-dire la plus éloignée du noyau. Elle est caractérisée par le nombre quantique principal n le plus élevé.

Il peut y avoir **ionisation d'un atome** par perte d'un ou plusieurs électrons, il peut aussi s'ioniser en gagnant des électrons pour compléter sa dernière couche.





6 Le tableau périodique des éléments

6.1 Description du tableau périodique de Mendelieff

The image shows a detailed periodic table of elements. At the top left, there is a legend with color-coded boxes and labels:

- Métaux alcalins** (Yellow)
- Métaux alcalino-terreux** (Light Blue)
- Métaux de transition** (Pink)
- Lanthanides** (Orange)
- Actinides** (Purple)
- Métaux pauvres** (Teal)
- Non-métaux** (Green)
- Gaz rares** (Cyan)

 To the right of the legend, there are four small boxes with labels:

- Solide** (Grey box)
- Liquide** (Light Green box)
- Gaz** (White box)
- Artificiel** (Black box)

 The main body of the table is a grid of elements, each with its symbol, name, atomic number, and atomic mass in parentheses. The elements are color-coded according to their group and properties. A note at the bottom states: "Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotopes." Below the main table is a smaller, separate grid of elements labeled "57 to 103".

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

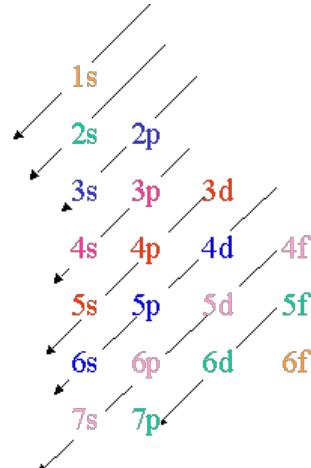
6.1.1 Période

La structure de la classification périodique est liée au remplissage des différentes sous-couches selon la règle de Klechkowski.

Chaque ligne (*ou période*) débute par le remplissage d'une sous-couche ns et s'achève par celui de la sous-couche np (sauf pour n=1). n croît d'une unité quand on passe d'une période à la suivante.

Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période.

Ils sont au nombre de 7.





6.1.2 Famille (groupe)

18 colonnes (numérotées de 1 à 18)

IA	IIA	IIIB	IVB	V B	VI B	VII B	VIIIB			IB	IIB	III A	IV A	VA	VIA	VII A	VIIIA
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1H																He	
3Li	4Be																
11Na	12Mg																
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sm	51Sb	52Te	53I	54Xe
55Cs	56Ba	57La	58Hf	59Ta	60W	61Re	62Os	63Ir	64Pt	65Au	66Hg	67Tl	68Pb	69Bi	70Po	71At	72Rn
87Fr	88Ra	89Ac															

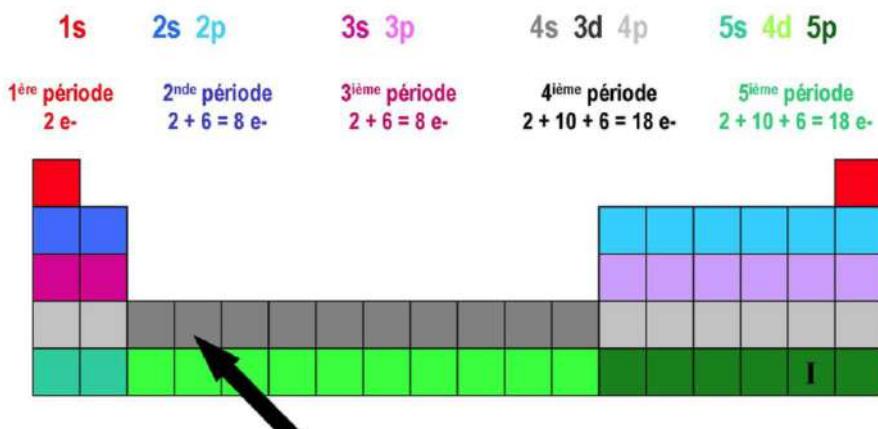
58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Vb	71Lu				
90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr				
bloc s gaz inertes						bloc d bloc f			bloc p métaux bloc p non-métaux								

Les éléments d'une même colonne ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent une famille ou groupe.

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.



Placer le Titane (Z = 22)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

Configuration de l'iode (I)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$



- **Éléments du groupe s:** éléments des colonnes 1 et 2, structure externe en s et en s^2 sans électron p.
- **Éléments du groupe p:** éléments des colonnes 13 à 18, structure externe en p, p^2, \dots, p^6 .
- **Éléments du groupe d:** éléments des colonnes 3 à 12, position centrale dans le tableau entre le groupe s et le groupe p. 3 séries de 10 éléments
 - 1^{ère} série du $_{21}\text{Sc}$ à $_{30}\text{Zn}$
 - 2^{ème} série du $_{39}\text{Y}$ à $_{48}\text{Cd}$
 - 3^{ème} série du $_{57}\text{La}$ à $_{80}\text{Hg}$

6.1.3 Les principales familles du tableau périodique

Famille des alcalins : Groupe IA

Les éléments dont la configuration électronique externe sont du type ns^1 .

Famille des alcalino-terreux : Groupe IIA

Leurs configurations électroniques externes sont de type ns^2 .

Famille des halogènes : Groupe VIIA

Leurs configurations électroniques externes sont de type $\text{ns}^2 \text{np}^5$.

Famille des gaz rares

Tous ces éléments ont une configuration électronique externe de la forme $\text{ns}^2 \text{np}^6$.

Famille des éléments de transition

Ce sont des éléments qui possèdent les orbitaux **d** incomplètement remplis.

Eléments des triades

Ces éléments constituent le groupe VIII. On distingue trois types de triades :

- Triade du Fer : (Fe, Co, Ni)
- Triade du palladium : (Ru, Rh, Pd)
- Triade du platine : (Os, Ir, Pt)

Eléments des terres rares

Ces éléments possèdent les orbitaux f en cours de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : on les appelle les lanthanides. Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides.

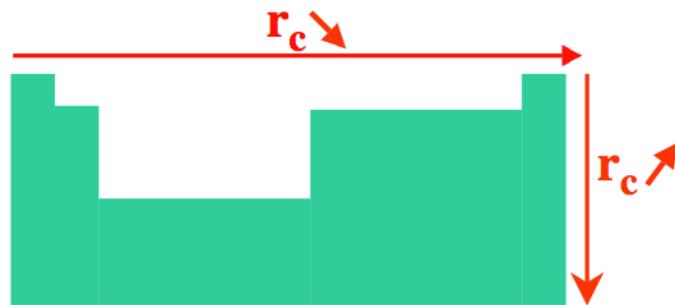


6.2 Propriétés des éléments

6.2.1 Rayon atomique r_a

On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.

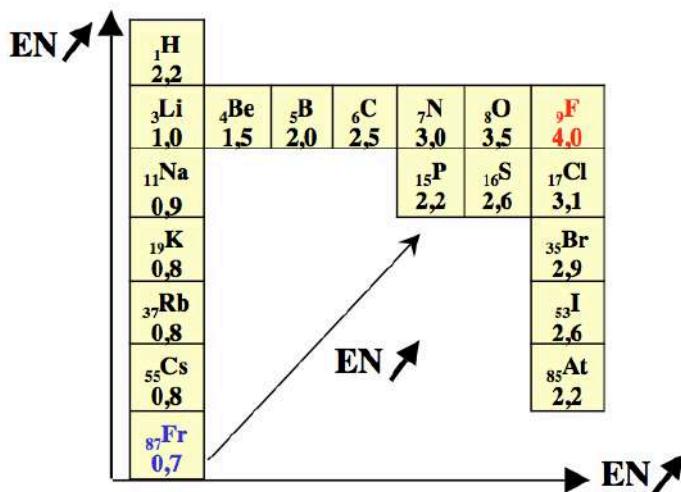
- Sur une période : si Z augmente alors r_a diminue
- Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente



6.2.2 Electronégativité (χ)

L'électronégativité : c'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.

- Sur une même période : si Z augmente alors χ augmente
- Sur un même groupe : si Z augmente alors χ diminue



6.2.3 Valence

C'est la capacité de chaque atome à former une liaison. Sa valeur est égale au nombre d'électrons non appariés (célibataires).



Exemples :

- 1) Hydrogène : $1s^1$; v= 1
- 2) Oxygène : $2s^2 2p^4$; v= 2
- 3) Potassium : $4s^1$; v = 1

7 Références & Bibliographie conseillée

- www.futura-sciences.com/sciences/definitions/chimie-atome-bohr
- www.lnw.lu/Departements/Physique/personnel/larje/1iere/Cours
- Chimie générale, Élisabeth Bardez, Dunod, Paris, 2009
- Support de cours Chimie générale, Faculté de Médecine, Professeur Antoine GEDEON, Professeur Ariel de KOZAK. Université Pierre-et-Marie-Curie



Université de Garoua

Faculté des Sciences

Département de Chimie

TD CHM 112 : Equilibres chimiques en solution

Semestre : 2 ; Licence : 1

Filières : Chimie

Année Académique : 2024-2025



Parcours : LICH

Equilibres Acido-Basique

1. Calculer le pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration apportée $c=1,10^{-2}$ mol/L. On donne pK_a ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$) = 4,8.

2. On mélange un même volume d'une solution d'acide éthanoïque et d'ammoniac, de concentration respective après mélange $c=1,10^{-2}$ mol/L et $2c$. On donne pK_a ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$) = 4,8 et pK_a ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$) = 9,2.

a. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu. Exprimer sa constante d'équilibre K^o en fonction de K_{a1} et K_{a2} et la calculer numériquement.

b. Déterminer les différentes concentrations à l'équilibre, en faisant les approximations qui s'imposent.

c. En déduire le pH de la solution.

3. L'hypochlorite de calcium $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ est un agent désinfectant et stérilisant très soluble dans l'eau, utilisé par exemple pour la désinfection des piscines. Il se présente sous forme de poudre ou de granulés. On s'intéresse à une solution désinfectant obtenue par dissolution de $m=70\text{mg}$ d'hypochlorite de calcium pur dans $V=100\text{ mL}$ d'eau. Donnée : $M_{\text{Ca}(\text{ClO})_2}=140\text{ g/mol}$; pK_a (HClO/ClO^-) = 7,4.

a. Ecrire l'équation de dissolution de l'hypochlorite de calcium. En déduire la concentration c en ions hypochlorite apportée dans la solution.

Une fois dissous, les ions hypochlorite réagissent avec l'eau selon une réaction acido-basique dans laquelle les ions calcium sont spectateurs.

b. Ecrire l'équation de la réaction et déterminer sa constante d'équilibre.

c. Déterminer le pH de la solution désinfectante.

4. On introduit $n=1,0\text{ mmol}$ de sulfure d'ammonium solide $(\text{NH}_4)_2\text{S}_{(s)}$ dans $V=100\text{ mL}$ d'eau. On admet que le sulfure d'ammonium se dissocie complètement dès qu'il est mis en solution.

Données : pK_{a1} ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$) = 9,2 et pK_{a2} ($\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$) = 13,0.

a. Représenter le diagramme de prédominance des deux couples.

b. En déduire que la solution de sulfure d'ammonium ne peut pas être un électrolyte contenant les ions NH_4^+ et S^{2-} . Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu et calculer sa constante d'équilibre.

c. Calculer alors les concentrations de toutes les espèces en solution.

d. Déterminer le pH de la solution.

5. Les couples $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$

a) Ecrire les équilibres liants les espèces de ces deux couples

b) Exprimer K_{a1} et K_{a2}

Donnée : $pK_{a1}=6,4$ et $pK_{a2}=10,3$

c) Justifier que l'ion HCO_3^- est un ampholyte

d) L'ion HCO_3^- apparaît dans une réaction faisant intervenir H_2CO_3 et CO_3^{2-} comme produits

Quelle est l'expression de la constante d'équilibre ? Quelle est sa valeur ?

e) Préciser sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des différentes espèces.

6. Describe the preparation of one litter of a 0.3 M acetate buffer, pH 4.47 starting from a 2 M solution of acetic acid and a 1.5 M solution of KOH. $pK_a = 4.76$.

7. On veut fabriquer 1 litre d'une solution de tampon phosphate de sodium 0,1M ; pH 7,4 à l'aide de phosphate monosodique et de phosphate disodique. On donne :

$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}] \times [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 2,63 \cdot 10^{-7}$$

a) Combien de mole de phosphate monosodique et de phosphate disodique doit-on théoriquement utiliser.

b) Quels volumes de NaH_2PO_4 0,25 M et masse de $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ doit-on utiliser pour un volume total de

2,5 litres ? $PM_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$, $PM_{\text{P}} = 31 \text{ g/mol}$ et $PM_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$.

8. On ajoute 9 mL d'acide acétique (92%, $PM = 60,05 \text{ g}$, densité = 1,05 g/ml) à 10 g d'acétate de sodium trihydraté ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) et on complète le volume à 250 mL avec de l'eau distillée.

a) Quelle est la molarité de l'acide acétique dans cette solution ?

b) Calculer la concentration molaire de l'acétate de sodium dans la solution. Quel est le pH de la solution ?

c) On additionne à cette solution 5 mL d'un acide fort 0,1M. Calculer le nouveau pH de cette solution.

On donne pK_a de l'acide acétique : 4,77. C=12 ; H=1 ; O=16 et Na=23 g/mol.

9. La méthylamine, de formule $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$, est une base faible. On dissout une masse m de ce composé dans un volume V d'eau. La solution obtenue à un pH de 11,9.

On donne : $m = 3,72 \text{ g}$; $V = 1 \text{ L}$.

a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction lors de la dissolution.

b) Citer les diverses espèces chimiques présentes dans la solution.

c) Calculer pour chaque espèce la concentration molaire volumique.

d) Pour vérifier la pureté du produit, on effectue le dosage suivant :

On prélève un volume 20 mL de la solution précédente, à laquelle on ajoute une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,1 mol.L⁻¹. L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque l'on a versé 24 mL de la solution acide. Calculer la concentration de la solution de méthylamine. Le produit est-il pur ?

On donne, en g.mol⁻¹ : C = 12 H = 1

10. Le pH d'un vinaigre d'alcool vendu dans le commerce est égal à 2,38. Ce vinaigre sera assimilé à une solution aqueuse d'acide éthanoïque CH_3COOH .

Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.

En déduire le coefficient de dissociation de cet acide.

On donne : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^- \quad K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$

11. On rappelle que HCl, HBr, HNO₃, HClO₄, NaOH, KOH sont des composés "forts".

Quel est le pH final obtenu en mélangeant :

a. 50 ml d'une solution 0,1 M de HCl à 20 ml d'une solution de NaOH 0,2 M ?

b. 50 ml d'une solution 0,1 M de HCl à 200 ml d'eau ?

c. 50 ml d'une solution 0,1 M de HBr à 100 ml d'une solution de HCl 0,05 M ?

d. 50 ml d'une solution 0,1 M de HClO₄ à 130 ml d'une solution 0,5 M de KNO₃ ?

e. 50 ml d'une solution 0,1 M de HNO₃ à 1 g de KOH solide ?

Equilibres de solubilité

1. Définir et calculer la solubilité (molaire) du chromate d'argent Ag_2CrO_4 dans l'eau pure. On donne le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 : $K_s = 1,3 \cdot 10^{-12}$.
2. On mélange $V = 100\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration C et le même volume V d'une solution de chromate de potassium K_2CrO_4 de même concentration C . les ions nitrates NO_3^- et potassium K^+ sont spectateurs, et on donne le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 : $K_s = 1,3 \cdot 10^{-12}$.
- Ecrire l'équation de dissolution du chromate d'argent. Définir le produit de solubilité.
 - Le précipité se forme-t-il si $C = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$?
 - Même question pour $C = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.
3. On dispose d'une solution acidifiée de sulfate de zinc contenant des ions Zn^{2+} en concentration $C_0 = 10^{-2} \text{ mol/L}$. On augmente le pH par ajout progressif d'une solution de soude (qui contient les ions HO^-). Déterminer le pH auquel l'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$ commence à précipiter. On donne $pK_s = 16,4$.
- 4.
- On mélange à volumes égaux une solution de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ à $0,01 \text{ mol/L}$ à une solution de KCl à $0,1 \text{ mol/L}$. Y aura-t-il un précipité de PbCl_2 sachant que le K_s de PbCl_2 vaut $1,5 \cdot 10^{-5}$?
 - On mélange à volumes égaux une solution de NaCl à 10^{-4} mol/L à une solution de AgNO_3 à 10^{-4} mol/L . Y aura-t-il un précipité de AgCl sachant que le K_s de AgCl vaut $1,6 \cdot 10^{-10}$?
5. Le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 est égal à $1,3 \cdot 10^{-12}$.
- Calculer en mol/L et en g/L la solubilité de ce produit.
 - La concentration en ion Ag^+ d'une solution est de 10^{-4} mol/L . Calculer la masse minimum de Na_2CrO_4 que l'on doit ajouter par litre de solution pour que le chromate d'argent commence à précipiter.
 - Quelle masse de nitrate d'argent faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
 - Quelle masse de chromate de sodium faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
 - On ajoute à un litre d'une solution contenant 200 g d'ions argent 100 g de chromate de sodium. Calculer la masse d'ions argent restant en solution.
6. On s'intéresse à la solubilité de $\text{AgCH}_3\text{COO(s)}$. Le but ici est d'exprimer la solubilité du solide en fonction du pH de la solution. Le pK_s de $\text{AgCH}_3\text{COO(s)}$ = 2,7 et le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est de 4,8.
- Exprimer la solubilité en fonction de la concentration des différents ions/espèces présent dans la solution saturée.
 - Utiliser les constantes d'équilibre K_A (relatives au couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$) et K_s (relative au solide AgCH_3COO) pour exprimer s en fonction de h (avec $h = [\text{H}_3\text{O}^-]$)
 - Si $\text{pH} > \text{pKa} + 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .
 - Si $\text{pH} > \text{pKa} - 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .
7. Le produit de solubilité de l'iodate de plomb (II) $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ est tel que $pK_s = 12,58$ à force ionique nulle ($I = 0$), et $pK_s = 11,9$ à ($I = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$). Calculer la solubilité de ce sel :
- dans l'eau pure,
 - dans une solution de nitrate de sodium à $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$,
 - dans une solution de nitrate de plomb (II) à $c = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;
 - dans une solution d'iodate de sodium à $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.



REPUBLIQUE DU CAMEROUN
PAIX-TRAVAIL-PATRIE

MINISTERE DE
L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR

UNIVERSITE DE GAROUA

FACULTE DES SCIENCES

REPUBLIC OF CAMEROON
PEACE-WORK-FATHERLAND

MINISTRY OF HIGHER
EDUCATION

UNIVERSITY OF GAROUA

FACULTY OF SCIENCE



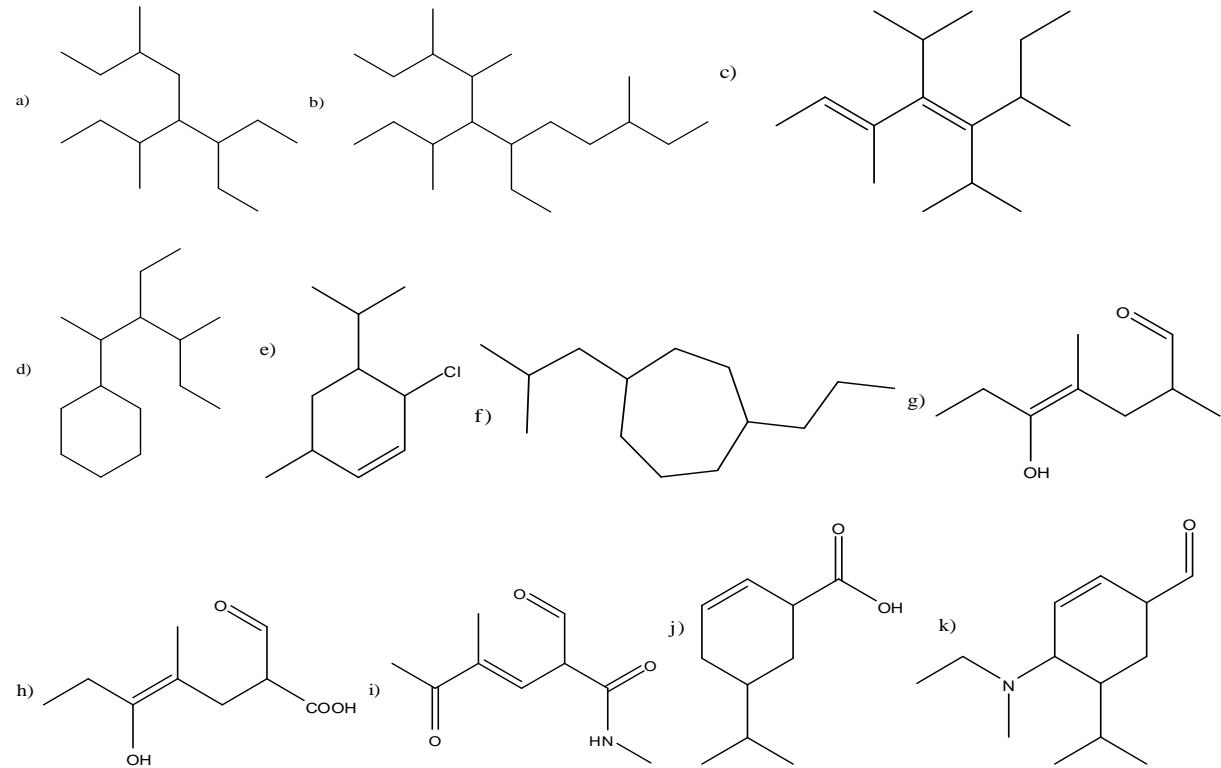
UE CHM122 : INTRODUCTION A LA CHIMIE ORGANIQUE ANNEE ACADEMIQUE 2024-2025

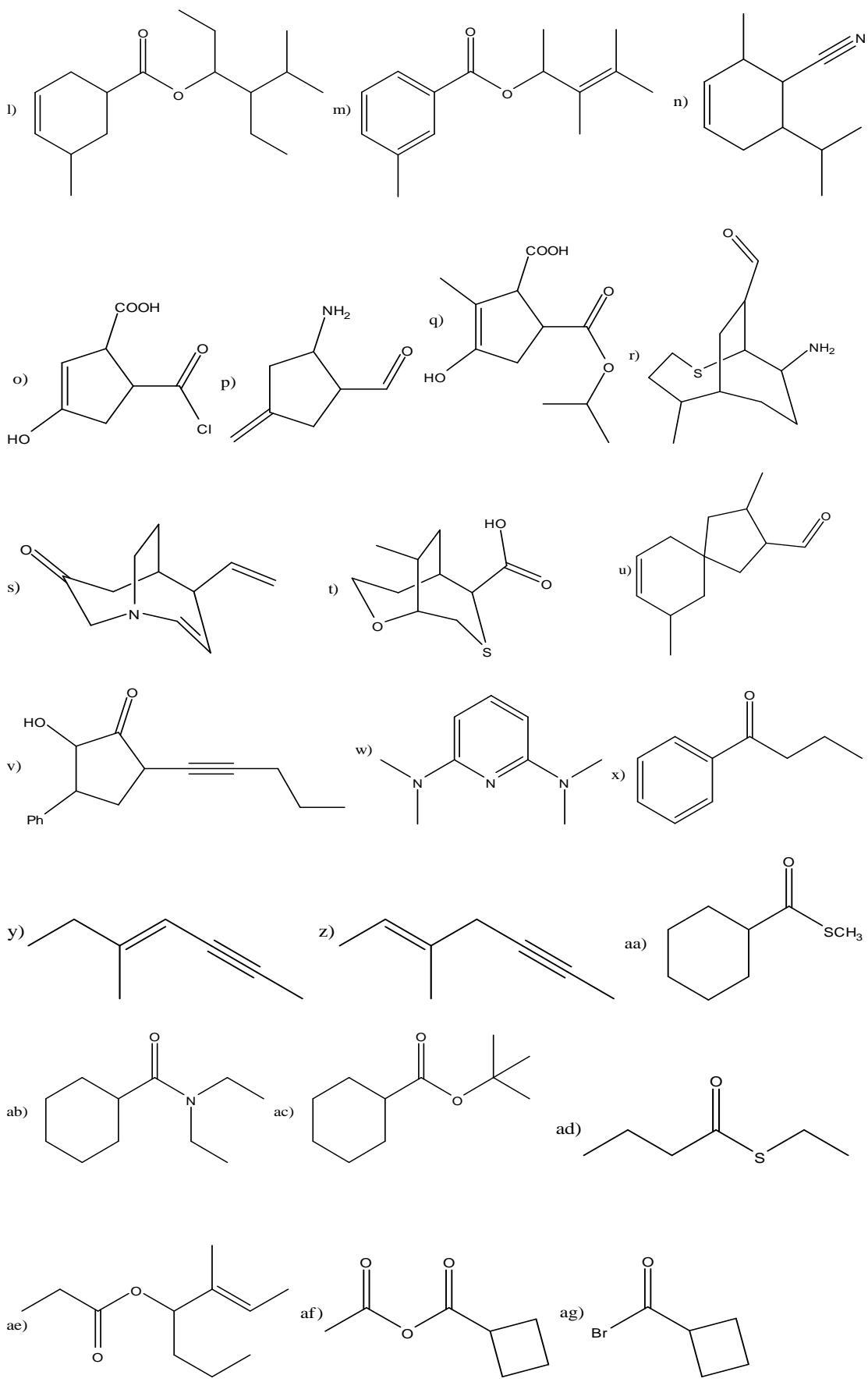
TRAVAUX DIRIGES : FICHE N°2 NOMMENCLATURES
FILIERE : CHIMIE I

Exercice 1 : Représentez la structure de toutes les molécules cycliques répondant à la formule brute C₆H₁₂. Utiliser pour ce faire les représentations topologiques.

Exercice 2 : Une molécule comportant une fonction acide carboxylique et une triple liaison carbone-carbone à une masse molaire de 112g.mol⁻¹. Donnez la structure de toutes les molécules correspondant à ces indications.

Exercice 3: Provide the IUPAC name of the following compounds:





Exercice 4 : Expliquez pourquoi les noms donnés aux composés suivants sont incorrects.

- a) 3,3-diméthylbutane
- b) Prop-1-èn-3-ol
- c) Butan-3-one
- d) 2-éthylpropane
- e) 5-chlorocyclohexanol

Exercise 5: Write the structure corresponding to the following IUPAC names.

- 1) 2,4-dimethyl-3-chloro-3-isopropylheptane
- 2) 3-methylpentane-1,3-diene
- 3) n-butylhept-2-ene
- 4) neopentylchloride
- 5) 3,4-dichloro-9-methyldec-ene
- 6) 1-chloro-4-isobutylcyclohexane
- 7) 3,7-dimethyloct-1,3,6-triene
- 8) 5-chloro-3-methyl-3-en-2-ol
- 9) 1-chloro-4-sec-butylcyclohex-2-ene
- 10) methylisobutylacetylene
- 11) chloromethylether
- 12) 3,5,6,8-tetramethylundecane
- 13) Hexa-1,3-dien-5-yne
- 14) 3-chloro-5-ethyl-5-methyl-6-hydroxyhex-3-enoic acid
- 15) 2-ethynyl-5-ethoxypentanoic acid
- 16) O-aminobenzoic acid
- 17) 3,5-dimethylcyclohexanone
- 18) 3-methoxy-5-methylhexanal
- 19) 8,8-dichlorobicyclo[5.1.0]octane
- 20) 1-azabicyclo[4.2.0]octane
- 21) 1,3-dimethylbicyclo[1.1.0]butane
- 22) 6-methylspiro(4,5)decan-2-one
- 23) 3,5-dimethyl-3-ethylhexylamine
- 24) N,N-methyldecylamine
- 25) 6-hydroxy-3-methylhept-2-en-4-ynal
- 26) m-bromophenol
- 27) Cyclohex-2-èn-1-one
- 28) Hex-3-yne-1-thiol
- 29) 3-cyclohexylpropènenitrile
- 30) 2-méthylamino-1-phénylpropan-1-ol
- 31) 2-(3-fluorophényl)-N,N-diméthylbut-3-ynamide
- 32) 2-méthylénecyclohexanecarbaldéhyde
- 33) Acide 2-éthyl-3-aminocyclohexane carboxylique
- 34) 4-(1-formyléthyl) octanodial
- 35) 6-amino-5-hydroxyhept-3-èn-2-one
- 36) Acide 3-méthyl-2,4-bis(1-phénylisopropyl)-6-propylhept-3-ènoïque.

FICHE DE TD D'ATOMISTIQUE ET LIAISONS CHIMIQUES
Année Académique (2024 – 2025)

Exercice 1

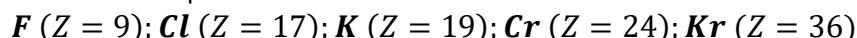
Le fer naturel $_{26}\text{Fe}$ est composé des isotopes suivants : ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe et ^{58}Fe .

Isotope i	^{54}Fe	^{56}Fe	^{57}Fe	^{58}Fe
Masse molaire (M_i en g/mol)	53,953	55,948	56,960	57,959
Fraction massique x_i	0,0604	0,9157	0,0211	0,0028

- 1.1- Donner la composition des isotopes suivants : ^{54}Fe et ^{58}Fe .
- 1.2- Combien y a-t-il d'atomes dans une masse de 2 g de l'isotope ^{56}Fe ? $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- 1.3- Calculer la masse molaire moyenne M du fer naturel $_{26}\text{Fe}$.
- 1.4.1- Ecrire les configurations électroniques de l'atome de $_{26}\text{Fe}$ et de l'ion $_{26}\text{Fe}^{2+}$.
- 1.4.2- Préciser le nombre d'électrons de valence ainsi que le nombre d'électrons célibataires de l'atome de **Fe**.

Exercice 2

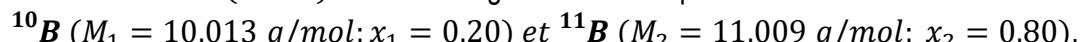
2.1- Soient les éléments chimiques suivants :



- 2.1.1- Donner la configuration électronique de ces éléments à l'état fondamental en précisant la période et la colonne.
- 2.1.2- Classer par ordre croissant de l'énergie de première ionisation **EI** des éléments qui appartiennent à la même période.
- 2.1.3- Lequel de ces éléments est le plus électronégatif ? Justifier votre réponse.
- 2.2- On se propose d'étudier l'élément cuivre \mathbf{Cu} (Z = 29)
 - 2.2.1- Donner le nombre de protons, neutrons et électrons de l'isotope $^{63}\mathbf{Cu}$.
 - 2.2.2- Ecrire la configuration électronique du cuivre à l'état fondamental.

Exercice 3

Le bore naturel \mathbf{B} (Z = 5) est un mélange de deux isotopes stables :



x_1 et x_2 étant les fractions molaires.

- 3.1- Donner la composition de chaque isotope.
- 3.2. Combien y a-t-il d'atomes dans une masse de 2g de l'isotope $^{11}\mathbf{B}$?
- 3.3- Calculer la masse molaire moyenne M du bore naturel $_{5}\mathbf{B}$.
- 3.4- Soient les éléments chimiques suivants :
$$\mathbf{B} (Z = 5); \mathbf{F} (Z = 9); \mathbf{P} (Z = 15); \mathbf{Cr} (Z = 24); \mathbf{Br} (Z = 35)$$
 - 3.4.1- Ecrire la configuration électronique de ces éléments à l'état fondamental en précisant le nombre d'électrons de valence.
 - 3.4.2- Parmi ces éléments, quels sont ceux qui ont les mêmes propriétés chimiques ? Justifier votre réponse ?
- 3.5- On considère les molécules suivantes : \mathbf{BF}_3 et \mathbf{PBr}_3 .
 - 3.5.1- Donner la représentation de Lewis de ces molécules.
 - 3.5.2- Donner la géométrie de ces molécules.

Exercice 4

La série de Lyman des raies spectrales résulte du retour direct des électrons excités au niveau $n = 1$. Calculer le nombre quantique n de la série de Lyman de l'atome d'hydrogène pour laquelle le nombre d'onde vaut $\frac{1}{\lambda} = 97492 \text{ cm}^{-1}$. On donne $R_H = 109677 \text{ cm}^{-1}$.

Exercice 5

5.1- Calculer d'après la théorie de Bohr le rayon de la première orbite décrite par l'électron de l'atome d'hydrogène autour du proton.

5.2- Calculer le potentiel d'ionisation de l'atome d'hydrogène.

5.3- Comment peut-on obtenir ce potentiel à partir des lois des séries spectrales de l'atome d'hydrogène ?

Données : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_{électron} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

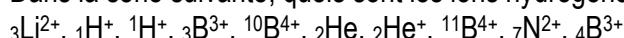
$$\text{et } \varepsilon_0 = \frac{1}{36\pi \cdot 10^9}$$

Exercice 6

Calculer les longueurs d'onde des trois premières raies de la série de Balmer de l'atome d'hydrogène, et les variations d'énergie de l'atome lors des transitions électroniques correspondantes.

Exercice 7

Dans la série suivante, quels sont les ions hydrogénoides ?



Exercice 8

L'énergie du niveau d'un hydrogénoid est égale à -122,4 eV

8.1- Quel est le numéro atomique de cet hydrogénoid et quelle est sa charge ?

8.2- Tracer le diagramme des cinq premiers niveaux d'énergie de l'ion.

8.3- Quelle est la longueur d'onde de la radiation émise lorsqu'on passe de l'état $n = 2$ à l'état $n = 1$?

Exercice 9

On admet que les raies du spectre de l'hélium ($Z = 2$) ionisé He^+ dans l'ultraviolet sont données par une relation analogue à celle de Balmer pour l'hydrogène :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_{He^+} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La raie de plus grande longueur d'onde dans l'UV correspond à $\lambda = 303 \text{ Å}$.

9.1.1- Calculer la constante de Rydberg pour l'ion He^+ .

9.1.2- En déduire une relation entre $\frac{R_{He^+}}{R_H}$ et le numéro atomique Z de l'hélium.

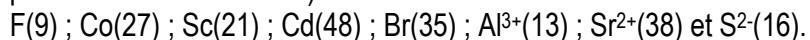
9.2- Tracer le diagramme énergétique de l'ion He^+ . On se limitera aux quatre premiers niveaux.

9.3- Calculer pour l'état fondamental le rayon de la trajectoire électronique et l'énergie correspondante.

9.4- Calculer la longueur d'onde de la radiation émise par l'ion au cours de la transition $n_2 = 3$ à $n_1 = 2$.

Exercice 10

10.1- Ecrire la configuration électronique dans l'état fondamental des atomes ou des ions suivants (entre parenthèse la valeur de Z) :



10.2- Situer les atomes de cobalt, de scandium et de cadmium dans le tableau périodique.

Exercice 11

11.1- Quelles orbitales sont désignées par la somme des nombres quantiques $(n + 1) = 4$ d'après Klechkowsski ?

11.2- Parmi les éléments suivants : lithium ($Z=3$), azote ($Z=6$), fluor ($Z=9$), aluminium ($Z=13$) et argon ($Z=18$),

- 11.2.1- lequel nécessitera l'énergie d'ionisation la plus élevée pour former un ion ?
- 11.2.2- lequel nécessitera l'énergie d'ionisation la plus faible pour former un ion ?
- 11.2.3- lequel donnera le plus facilement un anion ?
- 11.2.4- lequel doit être chimiquement inerte ?

Exercice 12

- 12.1- A quel groupe et à quelle période appartient le germanium (Ge), sachant que son numéro atomique est 32 ?
- 12.2- Même question pour Cu (Z=29) et Br (Z=35)

Exercice 13

Au cours de quelle période se remplit la sous-couche 4f ?

Exercice 14

L'étain (Sn) a pour numéro atomique Z = 50.

14.1- Donner sa structure électronique.

14.2- A quelle période appartient-il ? Quel est son numéro de colonne ? Fait-il partie des métaux de transition ?

14.3- Sachant qu'il perd ses électrons par paires et que la sous-couche 4d n'est pas concernée, quels sont les degrés d'oxydation possibles pour cet élément ?

Exercice 15

Un élément a moins de 18 électrons et possède deux électrons célibataires.

15.1- Quelles sont les répartitions électroniques possibles correspondant à cet élément ?

15.2- Quelle est la structure électronique de cet élément sachant qu'il appartient au groupe du tellure (Z=52) et à la période du sodium (Z=11) ?

Exercice 16

Calculer l'énergie E de l'atome de lithium (Z=3) et celle de Li⁺. En déduire l'énergie d'ionisation I de l'atome de lithium.

Exercice 17

L'énergie de l'atome d'hélium (Z=2) dans son niveau fondamental est égale à -77,68 eV. Calculer la constante d'écran d'un électron 1s de l'atome d'hélium. On rappelle que l'énergie de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental vaut -13,6 eV.

Exercice 18

Justifier la configuration électronique du potassium (Z=19) en montrant que l'énergie de la configuration 4s est plus basse que celle de la configuration 3d.

Exercice 19

19.1- Expliquer pourquoi le long d'une période du tableau de classification périodique des éléments, le rayon atomique diminue lorsque le numéro atomique Z augmente.

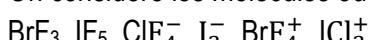
19.2- On considère l'atome de platine Pt de numéro atomique Z=78.

19.2.1- Calculer l'énergie d'un électron situé sur une orbitale 5d ainsi que celle d'un électron situé sur une orbitale 6s. On rappelle que pour n = 5 et n = 6, les nombres quantiques apparents proposés par Slater valent 4 et 4,2 respectivement.

19.2.2- Quelles conclusions peut-on tirer des résultats obtenus en 19.2.1 et quelle est la structure électronique de l'ion Pt²⁺ ?

Exercice 20

On considère les molécules ou ions interhalogénés suivants :



20.1- Prévoir la géométrie par la méthode VSEPR.

20.2- En déduire l'état d'hybridation de l'atome central.

On donne : F (Z=9), Cl (Z=17), Br (Z=35), I (Z=53)

Exercice 21

21.1- Dessiner les structures de Lewis et prévoir la géométrie à l'aide de la méthode VSEPR (en incluant les distorsions) des molécules suivantes : SnCl_2 , AsH_3 , OF_2 .

21.2- En déduire l'hybridation de l'atome central. On donne : Sn (Z=50), As (Z= 33), O(Z=8)

Exercice 22

22.1- Déterminer, à l'aide de la méthode VSEPR, la géométrie des molécules BF_3 et $\text{P}(\text{CH}_3)_3$ (on traitera le groupement CH_3 comme un atome d'hydrogène).

22.2- A partir de ces géométries, décrire les liaisons dans ces molécules en faisant appel au concept d'hybridation.

Exercice 23

23.1- Dans les métaux carbonyles comme le fer carbonyle $\text{Fe}(\text{CO})_m$ et le nickel carbonyle $\text{Ni}(\text{CO})_n$, Fe (Z=26) et Ni (Z=28) ont acquis la configuration électronique du krypton (Z=36), car ils sont accepteurs de doublets. Sachant que le monoxyde de carbone peut céder un doublet et former une liaison de coordinence avec le métal, déterminer les valeurs de m et n.

23.2- Quel est alors l'état d'hybridation du métal dans chacun des complexes ?



REPUBLIQUE DU CAMEROUN
Paix-Travail-Patrie

**MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT
SUPERIEUR**

UNIVERSITE DE GAROUA

FACULTE DES SCIENCES

DEPARTEMENT DE PHYSIQUE

REPUBLIQUE DU CAMEROUN
Paix-Travail-Patrie

**MINISTRY OF HIGHER
EDUCATION**

UNIVERSITY OF GAROUA

FACULTY OF SCIENCE

DEPARTMENT OF PHYSICS



MANUEL DE TRAVAUX PRATIQUES D'ELECTRONIQUE

Licence 1 : Chimie ; Energies renouvelables et Physique

Année académique 2024-2025

INTRODUCTION

Ce présent polycopié est constitué des différents thèmes élaborés pour étudier des circuits électriques de base déjà présentés en séances de cours et de travaux dirigés, ce qui permet d'approfondir certaines notions sur la pratique et de faire le lien avec la théorie présentée en cours. Cet enseignement qui se déroule au cours du semestre 2 est destiné aux étudiants de licence 1 en Energie renouvelable, Physique et Chimie. Les thèmes de différentes manipulations sont présentés ainsi qui suit :

- **TP N°1 : MESURE DE RESISTANCES**
- **TP N°2 : MESURE DE COURANT, TENSION ET RESISTANCE**
- **TP N°3 : DIODES ET APPLICATIONS**
- **TP N°4 : CIRCUIT RC ET CR**
- **TP N°5 : ÉTUDE D'UN TRANSFORMATEUR MONOPHASÉ**

PRÉSENTATION GÉNÉRALE

Tout étudiant doit avoir le polycopié contenant l'ensemble des TP du semestre. Les TP doivent être préparés à la maison avant de venir au laboratoire. Pour cela : avant chaque session de laboratoire, vous devez lire attentivement le chapitre du cours approprié pour votre expérience. Les étudiants sont supposés avoir lu les notes d'introduction aux séances de laboratoire. Ils doivent donc être capables d'expliquer le but de la manipulation. Un contrôle sous forme de questions pourrait éventuellement être effectué sur la préparation. La présence aux TP est obligatoire. Dans le cas contraire l'étudiant est sanctionné par un 00/20 et il n'a pas le droit au rattrapage. Il est demandé à l'étudiant de se présenter 15 mn avant la séance. Pour tout retard, l'entrée sera refusée à l'étudiant, la note du TP sera de zéro et il n'a pas le droit au rattrapage. Il est interdit de manger ou de boire au laboratoire. Tout comportement inadapté au laboratoire devra être sanctionné. Tout étudiant doit apporter le polycopié et le matériel nécessaire aux TP (stylo, crayon, gomme, calculatrice, feuilles millimètres, règle, feuille double, etc...) pour le compte rendu. Les étudiants travailleront en sous-groupes (4 ou 5 étudiants). Au cours de la séance, chaque sous-groupe manipule, échange les idées, discute ensemble les résultats (pas avec les autres sous-groupes) et rendra un seul compte rendu à la fin de la séance : il doit comprendre au minimum les conditions expérimentales, le matériel utilisé pendant l'expérience, la configuration de chaque appareil de mesure, les calculs détaillés, les principes, lois, théorèmes utilisés, les problèmes rencontrés, etc... La rédaction du compte rendu fait partie intégrante du travail. Vous devez apporter un soin particulier à la préparation de votre rapport de laboratoire. Il doit être rédigé sur des feuilles **doubles grands** format en carreaux. Le compte rendu sera présentée de la manière suivante :

- Première page : le titre, noms prénoms et date ;
- Les autres pages : l'objectif de la manipulation, le principe ou la loi physique que vous allez tester ou utiliser. Développez ce principe pour faire clairement apparaître les valeurs mesurées et ce qu'elles permettront de déduire. Faites un schéma du dispositif expérimental si nécessaire.
 - Les mesures (unités), utiliser un tableau. Tenir compte des incertitudes liées aux mesures.
 - Les calculs, les graphes et les réponses aux questions éventuelles.
- Les conclusions et les commentaires sur les résultats obtenus. Les rapports doivent être propres et lisibles par tous. Organisez-vous donc pour terminer avant la fin de chaque séance. Il est obligatoire pour chaque sous-groupe d'étudiants de rendre un compte rendu à la fin de chaque TP en présence de tous les membres. Ce rapport sera corrigé, tous les membres recevront donc une note.

Le matériel mis à la disposition est rangé en début, il doit se retrouver rangé en fin de séance. Il est interdit d'écrire, même au crayon, sur les tables. Celles-ci sont propres en début et doivent l'être tout autant en fin de journée (pas de papier, pas de déchet de gomme,...). Chaque groupe est

responsable de la propreté de sa table à la fin de la séance. Le matériel est fragile, il doit être manipulé avec délicatesse.

TP N°1 : MESURE DE RESISTANCES

I.1 But

Cette manipulation a pour but de :

- Mesurer par différentes méthodes la résistance d'un dipôle ;
- Évaluer la précision relative pour chacune des méthodes.

I.2 Liste du matériel

- Un générateur de tension continue réglable ;
- Une résistance R, un ampèremètre et un voltmètre analogique ;
- Des fils de connexions ;
- Un multimètre numérique ;
- Des anneaux des résistances.

II. Partie théorique

II.1 Détermination des valeurs des résistances par utilisation du code des couleurs

Chaque résistance possède des anneaux de couleurs différentes. Chaque couleur correspond à un chiffre (Tableau 1). La correspondance entre les chiffres et les couleurs des anneaux constitue ce qu'on appelle le code des couleurs. Il permet de déterminer la valeur en Ohms d'une résistance. Pour lire cette valeur, on doit d'abord placer la résistance dans le bon sens : en général, la résistance a un anneau doré, ou argenté qu'il faut placer à droite. On distingue quatre types de résistances : résistance à trois, quatre, cinq et six anneaux de couleurs.

a. Résistances à 3 et 4 anneaux

Les deux premiers anneaux indiquent les chiffres significatifs, le premier marque la dizaine et le second l'unité. Le troisième anneau indique un facteur multiplicateur c'est-à-dire une puissance de dix qui doit factoriser les deux premiers chiffres. Le dernier anneau (quatrième) indique la précision de la valeur calculée. Cet anneau est parfois davantage espacé des précédents. Il n'est pas toujours présent, son absence

signifiant la tolérance la plus grande : 0, 20.

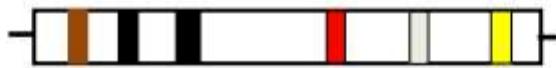
b. Résistances à cinq anneaux

Les trois premiers anneaux indiquent les chiffres significatifs, le quatrième représente la multiplication (puissance de dix), le quatrième et le cinquième ont les mêmes significations que le troisième et le quatrième anneau relatif à la résistance à quatre anneaux. Le cinquième donne la précision de la valeur calculée.

c. Résistances à six anneaux

Les quatre premiers anneaux ont la même signification que les résistances à 5 anneaux. Par conséquent, le sixième est un facteur de température, c'est-à-dire, la variation de la conductivité électrique en fonction de la température.

Tableau 1 : Code des couleurs d'une résistance



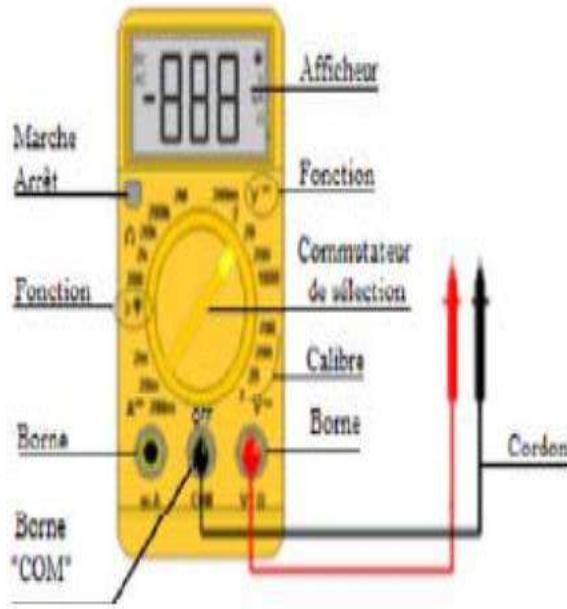
Couleurs	Bandes à gauche de la résistance			Bandes à droite de la résistance		
	Chiffres significatifs			Multiplicateur	Tolérance	Coefficient de température (ppm/c°)
	1 ^{er} bande	2 ^{eme} bande	3 ^{eme} bande	4 ^{eme} bande	5 ^{eme} bande	6 ^{eme} bande
Noir	0	0	0	10^0		
Brun/Marron	1	1	1	10^1	$\pm 1.00\%$	100
Rouge	2	2	2	10^2	$\pm 2.00\%$	50
Orange	3	3	3	10^3		15
Jaune	4	4	4	10^4		25
Vert	5	5	5	10^5	$\pm 0.50\%$	
Bleu	6	6	6	10^6	$\pm 0.25\%$	10
Violet	7	7	7	10^7	$\pm 0.10\%$	5
Gris	8	8	8	10^8	$\pm 0.05\%$	
Blanc	9	9	9	10^9		1
Or				10^{-1}	$\pm 5.00\%$	
Argent				10^{-2}	$\pm 10.00\%$	

II.2 Mesure directe à l'ohmmètre

C'est une mesure directe, utilisant un instrument gradué en ohms qui nécessitent une alimentation par piles. Cette fonction est offerte par un appareil de mesure particulier, le multimètre, également appelé contrôleur universel. Il est utilisé pour faire différentes mesures électriques, tels que les mesures de tensions et courants continus, alternatifs et de résistances. Il combine donc, en un seul instrument, les fonctions d'un voltmètre, d'un ampèremètre et d'un ohmmètre, mais peut également avoir d'autres fonctions telles que :

- Le test de continuité ;
- La mesure de la capacité d'un condensateur ou d'un circuit capacitif ;
- La mesure de l'inductance d'une bobine ou d'un circuit inductif (self) ;
- La mesure de température, avec l'aide d'une sonde extérieure ;
- Le test de diodes et la mesure de gain des transistors.

Ils sont de types : analogique (à aiguille) ou numérique (affichage à cristaux liquides), quelques modèles combinant les deux types d'affichage. La figure 5 montre les deux modèles de multimètre, on y reconnaît les commutateurs rotatifs de sélection de fonction (voltmètre, ampèremètre, ohmmètre.. .), les différents calibres et les bornes de raccordement des cordons.



Multimètre numérique



Multimètre analogique (à déviation)

Pour l'utiliser en ohmmètre, il faut débrancher la charge, dont on désire mesurer la résistance du circuit électrique dans laquelle elle est connectée, et placer l'ohmmètre à ses bornes. L'appareil, grâce à sa pile interne, va faire circuler un très faible courant dans la charge et mesurera la tension obtenue pour en déduire la résistance.

III. Manipulation

III.1 Détermination des résistances par les codes de couleurs

Il s'agit de déterminer les valeurs des résistances R_1 et R_2 à l'aide du code des couleurs, puis comparer leurs précisions.

Relever les couleurs de la résistance de chacune des résistances de la gauche vers la droite (la tolérance est toujours à droite).

Tableau de mesure : Mesure directe

Compléter le tableau suivant par les résistances R_1 et R_2

Résistance	Code des couleurs	$R(\Omega)$	ΔR_X	$\Delta R_X/R_X$	$R_X \mp \Delta R_X (\Omega)$
R_1					
R_2					

III.2 Utilisation du multimètre

Nous disposons d'une résistance dont on veut mesurer la valeur en utilisant un multimètre

1. Faire une mesure directe de R_X ;
2. Répéter la procédure de mesure six fois et reporter les résultats sur le tableau 2

N	1	2	3	4	5	6
$R(\Omega)$						

3. Calculer la valeur moyenne de $\overline{R_X}$.

4. Donner l'incertitude absolue et relative ΔR_X , $\Delta R_X / \overline{R_X}$.

5. Ecrire le résultat final de la mesure.

III.3 Mesure indirecte d'une résistance par la méthode voltampèremétrique

Choix du montage approprié

Il s'agit de faire le choix du montage approprié, aval ou amont, pour la mesure de la résistance R_X , les appareils de mesure étant imposés. Puis, après avoir effectué les mesures, déterminer la valeur de la résistance et son incertitude pour le montage choisi. La résistance est déduite par le rapport de la tension à ses bornes sur le courant qui la traverse.

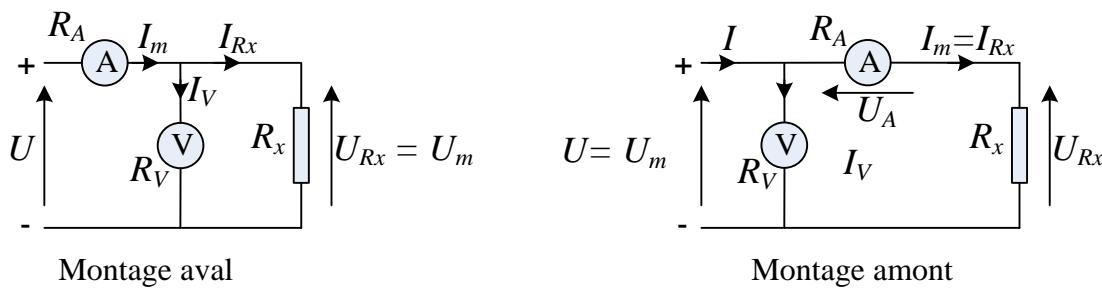


Figure 1 : montage aval et amont

Mode opératoire

- Choisir une valeur pour la tension d'alimentation du générateur et estimer les calibres du voltmètre et de l'ampèremètre ; ce choix doit permettre d'obtenir des déviations des appareils de mesure dans le troisième tiers de leurs échelles ;
- Réaliser le montage correspondant ;
- Alimenter le montage ;
- Ajuster les calibres des appareils de mesure conformément aux valeurs estimées antérieurement ;
- Relever les indications du voltmètre et de l'ampèremètre.
- Refaire la même opération pour l'autre montage.
- Calculer les erreurs de mesure dues aux résistances internes de l'ampèremètre et du voltmètre dans les 2 montages amont et aval.

Tableau de mesure 2 : Mesures par la méthode voltampèremétrique

Complétez le tableau suivant pour la

Résistance : R_X ...

Montage adopté:

$U =$ Volts

	$U_m =$ $(C_v/N_v).L_v$	$I_m =$ $(C_A/N_A).L_A$	$R_m =$ (Um/Im)	R_{Amp}	R_{Volt}	R_r
Unité	V	A	Ω	Ω	Ω	Ω
Amont						
Aval						

$R_r = R_m - R_{Amp}$ pour un montage amont

$R_r = R_m + (R_m^2 / R_{Volt})$ pour un montage aval

$$R_{précision} = R_r + ΔR_x$$

TP N°2 : MESURE DE COURANT, TENSION ET RESISTANCE

1. Réaliser le montage de la figure avec : $R_1 = 1\text{k}\Omega$, $R_2 = 4,7\text{k}\Omega$ et $R_3 = 10\text{k}\Omega$

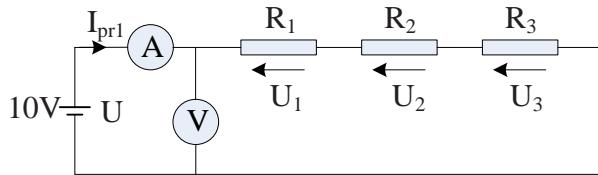


Figure 2 : montage série

2. A l'aide d'un voltmètre ou d'un oscilloscope, mesurer et régler la tension U à 10 V.
3. A l'aide d'un ampèremètre, mesurer le courant I_{pr1} que débite le générateur, comparer le avec la valeur du courant théorique I_{th1} .
4. Mesurer les chutes de tensions suivantes : U₁ aux bornes de R₁; U₂ aux bornes de R₂; U₃ aux bornes de R₃. Vérifier la relation $U = U_1 + U_2 + U_3$.
5. Déduire, à partir des mesures effectuées, les valeurs des résistances R₁, R₂, et R₃. Comparer les valeurs que vous avez déterminées avec celles marquées sur le boîtier des résistances.
6. Etudier le montage de la figure

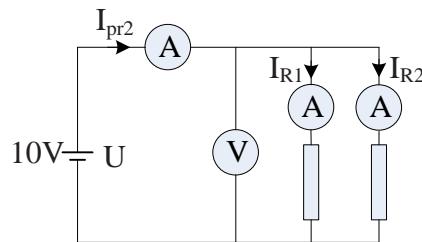


Figure 3 : montage parallèle

7. Calculer les valeurs théoriques des courants,
8. A l'aide du voltmètre ou de l'oscilloscope vérifier que la tension dans chacune des branches est bien égale à la tension d'alimentation.
9. A l'aide de l'ampèremètre, mesurer le courant à la sortie de l'alimentation et au niveau de chaque branche et vérifier la relation : $I_{pr2} = I_{R1} + I_{R2}$, puis la comparer avec la valeur théorique.

Travaux dirigés équilibres chimiques en solution aqueuse et cinétique chimique

Code : CHM 112

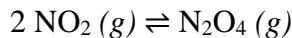
Année Scolaire 2023 - 2024

Fiche N° 1 : EQUILIBRE CHIMIQUE

I- Questions de cours :

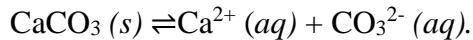
1- Expliquez pourquoi un équilibre entre $\text{Br}_2(l)$ et $\text{Br}_2(g)$ ne serait pas établi si le contenant n'était pas étanche.

2- Si vous observez la réaction suivante à l'équilibre, est-il possible de dire si la réaction a commencé avec du NO_2 pur ou avec du N_2O_4 pur ?



3- Parmi les règles de solubilité dont il a été question précédemment figure la déclaration : Les carbonates, les phosphates, les borates et les arséniates – à l'exception de l'ion ammonium et des métaux alcalins – sont insolubles.

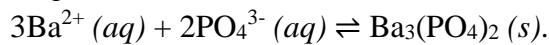
a. Écrivez l'expression de la constante d'équilibre de la réaction représentée par l'équation



Est-ce que $K_c > 1$, < 1 , ou ≈ 1 ?

Expliquez votre réponse.

b. Écrivez l'expression de la constante d'équilibre de la réaction représentée par l'équation



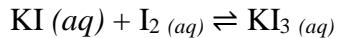
Est-ce que $K_c > 1$, < 1 , ou ≈ 1 ?

Expliquez votre réponse.

4- Le benzène est l'un des composés utilisés comme renforçateurs d'octane dans l'essence sans plomb. Il est fabriqué par la conversion catalytique de l'acétylène en benzène : $3 \text{C}_2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(g)$.

Quelle valeur de K_c rendrait cette réaction – là plus utile commercialement ? $K_c \approx 0,01$, $K_c \approx 1$, ou $K_c \approx 10$. Expliquez votre réponse.

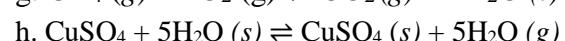
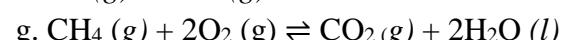
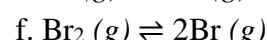
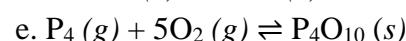
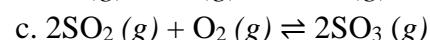
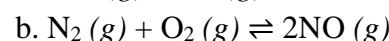
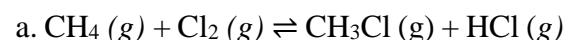
5- Montrer que l'équation chimique complète, l'équation ionique totale et l'équation ionique nette de la réaction représentée par l'équation



Donnent la même expression pour le quotient de réaction. KI_3 est composé des ions K^+ et I^{3-} .

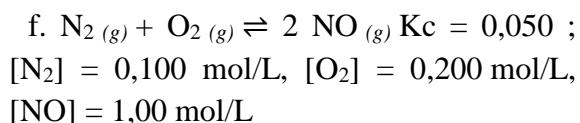
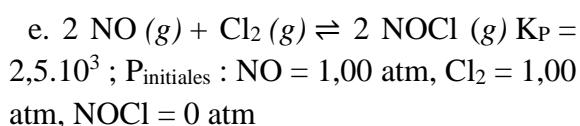
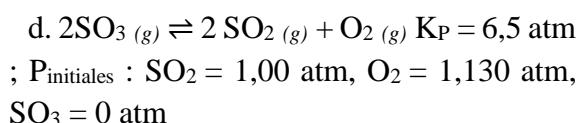
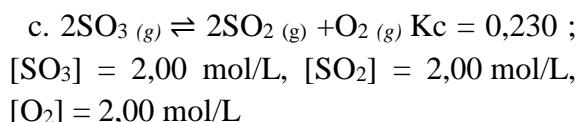
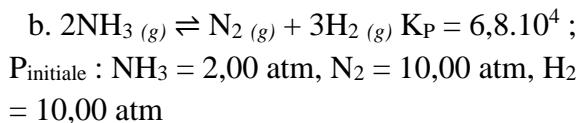
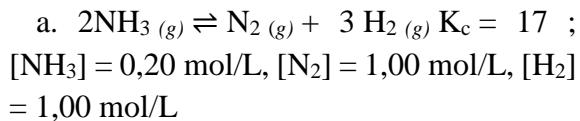
6- Pour qu'un titrage soit efficace, la réaction doit être rapide et le rendement de la réaction doit être essentiellement de 100 %. $K_c > 1$, < 1 , ou ≈ 1 pour une réaction de titrage ?

7- Écrivez l'expression mathématique du quotient de réaction, Q_c , pour chacune des réactions suivantes :



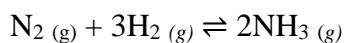
8- Les concentrations ou pressions initiales des réactifs et des produits sont données pour chacun des systèmes suivants. Calculer le quotient de réaction et déterminer la

direction dans laquelle chaque système va procéder pour atteindre l'équilibre.



II- Questions

9- La réaction suivante a $K_p = 4,50 \cdot 10^{-5}$ à 720 K.



Si une cuve de réaction est remplie de chaque gaz aux pressions partielles indiquées, dans quelle direction se déplacera-t-elle pour atteindre l'équilibre ? $P_{(\text{NH}_3)} = 93 \text{ atm}$, $P_{(\text{N}_2)} = 48 \text{ atm}$, et $P_{(\text{H}_2)} = 52 \text{ atm}$

10- Déterminez si le système suivant est à l'équilibre. Si ce n'est pas le cas, dans quelle direction le système devra-t-il se déplacer pour atteindre l'équilibre ?

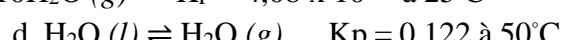
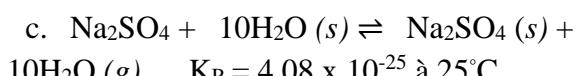
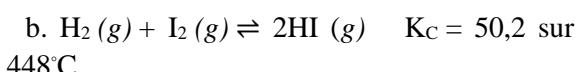
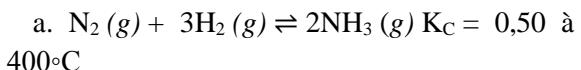


$[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = 0,12 \text{ mol/L}$, $[\text{Cl}_2] = 0,16 \text{ mol/L}$ et $[\text{SO}_2] = 0,050 \text{ mol/l}$. K_c pour la réaction est de 0,078.

11- Parmi les systèmes décrits à la question 8, lesquels donnent des équilibres homogènes ? Lesquels donnent des équilibres hétérogènes ?

12- Pour laquelle des réactions de la question 8 le K_c (calculé à partir des concentrations) est-il égal au K_p (calculé à partir des pressions) ?

13- Convertissez les valeurs de K_c en valeurs de K_p ou les valeurs de K_p en valeurs de K_c .



14- Quelle est la valeur de l'expression de la constante d'équilibre pour le changement $\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(g)$ à 30 °C ?

15- Écrivez l'expression du quotient de réaction pour l'ionisation des HOCl dans l'eau.

16- Écrivez l'expression du quotient de réaction pour l'ionisation du NH₃ dans l'eau.

17- Quelle est la valeur approximative de la constante d'équilibre K_p pour la variation

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5(l) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5(g)$ à 25 °C. (La pression de vapeur a été décrite dans le chapitre précédent sur les liquides et les solides ; reportez-vous à ce chapitre pour trouver les informations pertinentes nécessaires à la résolution de ce problème).

Travaux dirigés d'élément de Physique pour Chimie (CHM142)

Exercice 1

Dans l'espace muni d'une base orthonormée $(\vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$, considérons les vecteurs: $\vec{a} = 2\vec{i} + \vec{j} - \vec{k}$, $\vec{b} = \vec{i} - \vec{j} + 7\vec{k}$, $\vec{c} = -\vec{i} + 3\vec{j} + 4\vec{k}$ et $\vec{d} = 3\vec{i} + 2\vec{j} + 8\vec{k}$. Calculer:

1.- $|\vec{a} + \vec{b}|$ et $|\vec{c} - \vec{d}|$.

2.- $4\vec{a} + 2\vec{b} - \vec{c} + \vec{d}$.

3.- L'angle entre \vec{b} et \vec{c} .

4.- Un vecteur unitaire dans la direction de $\vec{b} + \vec{d}$.

5.- Déterminer les composantes et le module du vecteur $\vec{A} = A\vec{B} + C\vec{D} + E\vec{F}$, sachant que:

a.- A(1,2,-3), B(4,-5,6), C(8,-9,0), D(7,-2,-4), E(3,-4,6) et F(-5,-3,-4).

b.- A(0,4,3), B(5,0,1), C(8,-3,-2), D(-4,-1,-7), E(0,0,7) et F(4,3,6).

6.- Déterminer la direction du vecteur : $\vec{V} = 7\vec{i} - 3\vec{j} + \sqrt{42}\vec{k}$.

7.- Déterminer l'aire du triangle de sommets A(1,-1,0), B(2,1,-1) et C(-1,1,2).

9.- Calculer la surface du triangle ABC sachant que A(1,1,1), B(2,3,0) et C(1,2,4).

10.- Déterminer les cosinus directeurs du produit vectoriel de $A\vec{B}$ par $C\vec{D}$ sachant que :

A(2,1,0), B(-1,4,2), C(3,2,3) et D(0,4,1).

11.- Soient les vecteurs : $\vec{a} = \vec{i} + \vec{j} - 2\vec{k}$, $\vec{b} = 2\vec{i} - \vec{k}$ et $\vec{c} = -\vec{j} + 2\vec{k}$

Calculer les produits vectoriels: $\vec{a} \wedge \vec{b}$, $\vec{b} \wedge \vec{a}$, $\vec{b} \wedge \vec{c}$, $\vec{a} \wedge \vec{c}$ et $(\vec{a} \wedge \vec{b}) \wedge (\vec{a} \wedge \vec{c})$.

12.- Soient : $\vec{A} = 2\vec{i} + \vec{j} - \vec{k}$ et $\vec{B} = -3\vec{i} + 2\vec{j} + \vec{k}$

a.- Trouver un vecteur unitaire perpendiculaire à \vec{A} et \vec{B} .

b.- Déterminer l'angle entre \vec{A} et \vec{B} .

13.- Soient les vecteurs: $\vec{A} = \vec{i} + \vec{j}$, $\vec{B} = a\vec{i} + 2\vec{j} + 2\vec{k}$ et $\vec{C} = -\vec{i} + \vec{k}$. Pour quelle valeur de a, les trois vecteurs sont-ils coplanaires?

14.- Calculer le volume du parallélépipède d'arêtes: $A\vec{B}$, $A\vec{C}$ et $A\vec{D}$ sachant que A(1,1,1), B(4,8,2), C(2,-3,1) et D(6,5,1).

Exercice 2

En utilisant la notion du produit scalaire, démontrer la loi des cosinus dans un triangle quelconque: $c^2 = a^2 + b^2 - 2abc \cos \theta$, où θ est l'angle entre les côtés de longueur a et b.

Travaux dirigés d'élément de Physique pour Chimie (CHM142)

Exercice 3

Simplifier les expressions suivantes:

$$1.- (\vec{A} + \vec{B}) \wedge (\vec{A} - \vec{B}).$$

$$2.- (\vec{A} + \vec{B}) (\vec{B} + \vec{C}) \wedge (\vec{C} \mp \vec{A}).$$

Exercice 4

Soit à déterminer le vecteur \vec{X} tel que: $\vec{U} \wedge \vec{X} = \vec{V}$ (avec $\vec{U} \cdot \vec{V} = 0$):

a.- Montrer qu'il existe une solution particulière $\vec{X}_0 \perp \vec{U}$, donnée par: $\vec{X}_0 = -\frac{\vec{U} \wedge \vec{V}}{U^2}$

b.- En déduire que l'on a: $\vec{X} = -\frac{\vec{U} \wedge \vec{V}}{U^2} + \lambda \vec{U}$, λ étant une constante arbitraire

Exercice 5

Déterminer les lignes de champ des champs de vecteurs $\vec{a}(M)$ dont les composantes sont données ci-dessous:

$$a.- a_x = \frac{x}{x^2 + y^2}, a_y = \frac{y}{x^2 + y^2}, a_z = 0$$

$$b.- a_x = x^3 + 3xy^2, a_y = y^3 + 3x^2y, a_z = 2(x^2 + y^2)z$$

Exercice 6

Calculer le gradient de la fonction scalaire: $f(x,y,z) = x^2y - xz^2 + xyz$

Exercice 7

Calculer au point P(1,-1,1), la divergence et le rotationnel des vecteurs $\vec{a}(M)$ dont les composantes sont données ci-après:

$$a.- a_x = 3x^2 + yz, a_y = 2xz, a_z = x^2z^3$$

$$b.- a_x = \frac{x}{(x^2 + y^2 + z^2)^{3/2}}, a_y = \frac{y}{(x^2 + y^2 + z^2)^{3/2}}, a_z = \frac{z}{(x^2 + y^2 + z^2)^{3/2}}$$

Exercice 8

Soit le champ de vecteurs défini par: $\vec{a}(x, y, z) = (xy - 3x^2z^2)\vec{i} + (2xz + y)\vec{j} + x^2y\vec{k}$.

Calculer la divergence et rotationnel de $\vec{a}(x, y, z)$.

Exercice 9

On donne le champ de vecteurs: $\vec{a}(M) = (y^2x - 2)\vec{i} + y(x+y)^2\vec{j}$: calculer la circulation entre les points A(2,0) et B(4,2).

a.- lorsque le déplacement est rectiligne

b.- lorsque le déplacement a lieu sur la courbe: $2x - y^2 = 4$

Travaux dirigés d'élément de Physique pour Chimie (CHM142)

Exercice 10

On donne $\vec{a}(x, y, z) = (yz + 3x^2y^2)\vec{i} + (z^2 + xz + 2x^3y)\vec{j} + (xy + 2yz + 2)\vec{k}$. Montrer que la circulation de ce vecteur entre deux points donnés ne dépend pas du chemin suivi et calculer le potentiel.

Exercice 11

Un point M a pour coordonnées cartésiennes (2,3,5):

- 1.- Calculer les coordonnées cylindriques du point M
- 2.- Calculer les coordonnées sphériques du point M

Exercice 12

Considérons le point A de coordonnées cylindriques: $\rho = 4\text{cm}$, $\phi = 45^\circ$ et $z = 5\text{cm}$.

- 1.- Représenter le point A dans un repère orthonormé ($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$).
- 2.- Mesurer la longueur du rayon vecteur r.
- 3.- Calculer les coordonnées cartésiennes du point A. En déduire la valeur du rayon vecteur r. Comparer cette valeur à celle mesurée.

Exercice 13

Considérons la base cylindrique ($\vec{u}_\rho, \vec{u}_\phi$) et la base cartésienne (\vec{i}, \vec{j}).

- 1.- comment appelle-t-on ce type de coordonnée ?
- 2- Exprimer les vecteurs unitaires \vec{u}_ρ et \vec{u}_ϕ en fonction de \vec{i} et \vec{j} .
- 3.- Calculer la dérivée du vecteur \vec{u}_ρ par rapport à son angle polaire ϕ et Conclure ?
- 3.- En déduire les dérivées par rapport au temps des vecteurs \vec{u}_ρ et \vec{u}_ϕ .

Exercice 14

Calculer les expressions des vecteurs unitaires \vec{u}_r , \vec{u}_θ et \vec{u}_ϕ de la base sphérique en fonction des vecteurs de la base cartésienne.

Exercice 15

Calculer le vecteur déplacement élémentaire d'un point M dans les trois cas suivants :

- 1.- en utilisant les coordonnées cartésiennes,
- 2.- en utilisant les coordonnées cylindriques,
- 3.- en utilisant les coordonnées sphériques

TPE Base de la Thermodynamique_2024-2025_UGa_CH-ER

Exercice 1

Pour distinguer les variables intensives des variables extensives, deux étudiants réalisent l'expérience suivante : ils préparent chacun une solution d'acide ascorbique (vitamine C) de formule brute $C_6H_8O_6$ par dissolution d'un comprimé de vitamine C1000 dans un litre d'eau, à la température ambiante et à la pression atmosphérique. Par la suite, ils transvasent les deux solutions dans un même récipient. De l'ensemble des variables d'état suivantes : Température, Pression, nombre de moles, volume, concentration molaire et concentration massique, identifier les variables intensives et les variables extensives.

Exercice 2

- 1- Calculer la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter la température de 20°C à 60°C d'un bloc en acier de masse 0,5 Kg et de chaleur massique égale à 475 J/Kg.K
- 2- Calculer la température d'équilibre obtenue lorsque le bloc précédent chauffé à 60°C est introduit dans 1 litre d'eau de température initiale 20°C et de chaleur massique $C_{eau} \approx 4,1855 \text{ KJ/Kg.K}$. On admet que le boc et l'eau constituent un système isolé. Dans l'intervalle de température considéré la masse volumique de l'eau est supposée être égale à 1Kg/litre.

Exercice 3

Un ménage dispose de 6,1 Kg de bois qu'il réserve pour chauffer 30 kg d'eau glace se trouvant initialement à la température de 5°C au-dessous de zéro.

- 1- Quelle température finale pourrait être obtenue après la combustion complète de la masse de bois en négligeant les pertes de chaleur ?

2- Quelle la quantité de butane devrait-on utiliser pour atteindre la même température ?

On donne : la chaleur latente de fusion de la glace : $L_f \approx 333 \text{ kJ/kg}$, le pouvoir calorifique du bois : $L_c(\text{bois}) \approx 15.10^3 \text{ KJ/Kg}$ et celui du butane $L_c(\text{butane}) \approx 49,5.10^3 \text{ KJ/Kg}$, la chaleur latente de vaporisation de l'eau : $L_v \approx 2257 \text{ KJ/Kg}$, la chaleur massique de glace : $C_{\text{glace}} \approx 2 \text{ KJ/Kg.K}$, la chaleur massique de l'eau liquide $C_{eau} \approx 4,1855 \text{ KJ/Kg.K}$ et la chaleur massique de la vapeur d'eau $C_{\text{vap}} \approx 2,020 \text{ KJ/Kg.K}$

Exercice 4

Un gaz parfait occupant initialement un volume de 2 litres sous une pression de 5 atmosphères à la température de 298,15K subit une détente isotherme qui amène son volume à 10 litres :

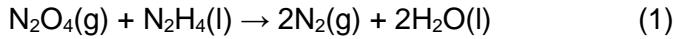
- 1- Calculer la quantité de chaleur échangée en considérant la détente réversible.
- 2- Calculer la quantité de chaleur échangée en considérant la détente irréversible.
- 3- Calculer la valeur de l'entropie ΔS_{gaz} lorsque la détente est réalisée de façon réversible.
- 4- Déduire la quantité d'entropie créée lorsque la détente est produite de façon irréversible.

Exercice 5

1- Ecrire la réaction de formation de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ à partir de ses éléments simples pris à l'état standard et à $T=298,15 \text{ K}$

2- Déduire la valeur de l'enthalpie standard de cette réaction, $\Delta rH^\circ(298,15\text{K})$

3- En appliquant la loi de Hess, calculer l'enthalpie standard $\Delta rH_1^\circ(298,15\text{K})$ de la réaction (1) réalisée à $T=298,15 \text{ K}$



4- Retrouver la valeur de $\Delta rH_1^\circ(298,15\text{K})$ à partir du cycle de Hess construit en considérant les données des réactions suivantes réalisées à $T=298,15\text{K}$



On donne:

Composés	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$
$\Delta H^\circ_{\text{formation}}(298,15\text{K}) \text{ en KJ / mol}$	9,16	-285,5	50,6

Exercice 6

Sachant que la combustion de l'urée $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ dans les conditions standards libère $637.87 \text{ kJ.mol}^{-1}$, calculer l'enthalpie libre standard de cette combustion. Conclure.

Données :

$$\Delta H^\circ_f,298 (\text{H}_2\text{O})\text{l} = -285.83 \text{ kJ. mol}^{-1}; \quad \Delta H^\circ_f,298 (\text{CO}_2)\text{g} = -393.51 \text{ kJ. mol}^{-1}$$

$$S^\circ,298 (\text{urée})\text{s} = 104.5 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}; \quad S^\circ,298 (\text{O}_2)\text{g} = 204.8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1};$$

$$S^\circ,298 (\text{CO}_2)\text{g} = 213.6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}; \quad S^\circ,298 (\text{H}_2\text{O})\text{l} = 69.8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1};$$

$$S^\circ,298 (\text{N}_2)\text{g} = 91.4 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Exercice 7

Dans un four préalablement chauffé à 900°C , on introduit une mole d'une substance solide prise à 25°C . Sachant qu'entre 25°C et 900°C , cette substance reste solide et que sa chaleur molaire à pression constante est égale à $30 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

- 1) Calculer la variation d'entropie du solide.
- 2) Calculer la variation d'entropie échangée entre le four et le solide.
- 3) En déduire la variation d'entropie créée au cours du chauffage.

Série N°5 : Cinétique chimique

Exercice N° 1 :

On considère la réaction élémentaire d'ordre globale 1 suivante :

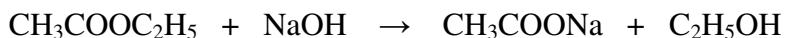


Traduisant la transformation de l'oxyhémoglobine en hémoglobine. On constate qu'au bout de 9.10^{-3} secondes, 30 % de l'oxyhémoglobine ont disparu.

- Déterminer la constante de vitesse k de cette réaction et le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- Calculer le pourcentage de l'oxyhémoglobine restant au bout de 20.10^{-3} secondes.

Exercice N° 2 :

On étudié à 25 °C, la réaction de saponification suivante :



Les concentrations initiales de la soude et de l'ester sont égales ($a_0 = 0,01 \text{ mol/L}$)

Les quantités d'éthanol formé en fonction du temps sont rapportées dans le tableau suivant :

t (secondes)	0	180	240	300	360
Concentration de l'alcool x (mol/L)	0	$2,6.10^{-3}$	$3,17.10^{-3}$	$3,66.10^{-3}$	$43,11.10^{-3}$

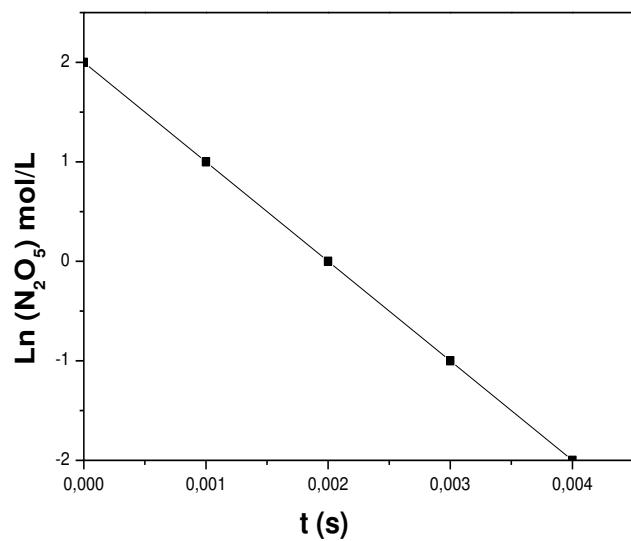
- Monter à partir des données numériques, ci-dessus, que la réaction est de l'ordre global 2.
- Calculer :
 - Le temps de demi-réaction ;
 - La vitesse initiale de la réaction ;
 - La vitesse au temps $t = t_{1/2}$.

Exercice N° 3 :

L'hémipentoxide d'azote se décompose à une température T selon la réaction suivante :



La variation de $\ln[\text{N}_2\text{O}_5]$ en fonction du temps est représentée sur le graphe ci-dessous :



- Quel est l'ordre de la réaction ?
- Déduire graphiquement la constante k, $t_{1/2}$ et la concentration initiale de N_2O_5 .
- Quelle est la vitesse de cette réaction au temps de demi-réaction ?
- Calculer le temps au bout duquel, 80% de l'hémipentoxide s'est décomposé.

Travaux dirigés équilibres chimiques en solution aqueuse et cinétique chimique

Code : CHM 112

Année Scolaire 2023 - 2024

Fiche N° 3 : LE PH OU POTENTIEL HYDROGENE

I- Questions de cours :

- 1- Définir pH et donner son expression.
- 2- Donner la valeur du pH des solutions suivantes :
 - Solution neutre
 - Solution acide
 - Solution basique
- 3- Pour un acide fort et une base forte, donnez l'expression du pH en fonction de la concentration de l'acide et/ou de la base, du pKe et du pOH.
- 4- Quelle différence faites-vous entre un acide/base fort (e) et un acide/base faible ?
- 5- Donnez les expressions du pH des acides forts, base forte, acide faible et base faible en fonction des approximations mise sur pied.
- 6- Qu'est-ce qu'une solution Tampon ? quelles sont ses propriétés ? et comment la prépare-t-on ?
- 7- Dans quel cas peut-on valider l'équation de Henderson-Hasselbalch ?
- 8- Qu'est-ce que le pouvoir Tampon d'une solution ?
- 9- Dans quelle zone de pH le pouvoir Tampon fonctionne ?

II- Exercices liés au cours

1. Calculez le pH d'une solution a) de HBr 0,002 [M]
b) obtenue en diluant 10 fois une solution de HCl initialement au pH 2 ?
2. Calculez la concentration d'une solution :
 - a. de HNO₃ de pH 1,6.
 - b. obtenue en diluant 5 fois une solution de HCl initialement au pH 3.
3. Calculez le pH d'une solution d'hydroxyde de potassium 0,001 [M].
4. Calculez la concentration d'une solution de NaOH de pH = 9,3.
5. Quelle masse de HCl faut-il dissoudre dans 100 mL d'eau distillée pour obtenir un pH de 1,3 ? Que devient ce pH si l'on ajoute encore 100 mL d'eau à cette solution ?
6. On ajoute 250 mL d'eau à 20 mL d'une solution de base forte, de pH = 12. Quel sera le pH de la solution obtenue ?
7. Calculez le pH d'une solution de HClO₂ 0,100 mol/L avec $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2} M$.
8. Une solution d'acide faible HA 0,100 mol/L a un pH de 4,25. Déterminez la valeur de la constante d'acidité.
9. Déterminez la concentration en OH⁻ et le pH d'une solution de méthylamine (CH₃NH₂) 0,33 mol/L.

10. Une solution d'une base faible à 0,135 mol/L a un pH de 11,23. Déterminez la valeur de la constante de basicité.

11. Parmi les solutions suivantes, laquelle est une solution tampon ? Justifiez.

- a. HNO_2 0,100 [M] et HCl 0,100 [M]
- b. HNO_2 0,100 [M] et NaNO_2 0,100 [M]
- c. HNO_2 0,100 [M] et NaCl 0,100 [M]
- d. HNO_3 0,100 [M] et NaNO_3 0,100 [M]

12. Calculez le pH d'une solution tampon constituée d'une solution de HF 0,15 [M] et de NaF 0,15 [M].

13. Calculez le pH d'une solution tampon constituée d'une solution de NH_3 0,12 [M] et de NH_4Cl 0,18 [M].

14. Un tampon contient un acide faible HA (dont le pKa est de 4,82) et sa base conjuguée A^- . Le pH du tampon est de 4,25. Parmi les énoncés suivants concernant les concentrations relatives de l'acide et de la base conjuguée dans la solution tampon, lequel est vrai ?

- a. $|\text{HA}| > |\text{A}^-|$
- b. $|\text{HA}| = |\text{A}^-|$
- c. $|\text{HA}| < |\text{A}^-|$

15. Calculez le pH d'une solution tampon constituée d'une solution de HCN 0,250 [M] et de KCN 0,170 [M]. Utilisez la méthode basée sur l'équilibre et la méthode basée sur l'équation de Henderson-Hasselbalch.

16. Calculez le pH d'une solution résultant du mélange de 60,0 mL de HCOOH 0,250 [M] et de 15 mL de HCOONa 0,500 [M].

17. a. Calculez le pH d'une solution HNO_2 0,5 mol/L et KNO_2 0,1 mol/L.

b. Sachant qu'une solution HNO_2 0,5 mol/L a un pH de 1,8, votre résultat vous paraît-il cohérent ? Justifiez.

c. Calculez le pH si l'on ajoute 0,3 g de NaOH dans 20 mL de solution tampon.

18. Un chimiste souhaite obtenir une solution tampon à $\text{pH} = 4,3$. Il peut choisir parmi les acides suivants (et leurs sels sodiques) :

Acide chloracétique : $K_a = 1,35 \cdot 10^{-3}$

Acide propanoïque : $K_a = 1,3 \cdot 10^{-5}$

Acide benzoïque : $K_a = 6,4 \cdot 10^{-5}$

Acide hypochloreux : $K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$

a- Lequel de ces acides préférera-t-il pour préparer sa solution tampon ?

b- Proposez des molarités d'acide et de sel qui permettront de la préparer.

Travaux dirigés équilibres chimiques en solution aqueuse et cinétique chimique

Code : CHM 112

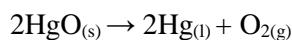
Année Scolaire 2023 - 2024

Fiche N° 4 :

CALCULS STÉCHIOMÉTRIQUES ET LES REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

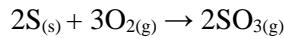
I- CALCULS STÉCHIOMÉTRIQUES :

- 1- Soit l'équation chimique équilibrée de la réaction suivante :



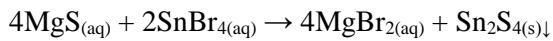
Combien de grammes de chaque produit seront formées lors de la réaction de 255,59g d'oxyde de mercure (II).

- 2- Soit l'équation chimique équilibrée de la réaction suivante :



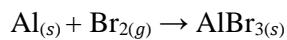
Calculez les quantités de réactifs (en grammes) nécessaires à la formation de 92,07g de trioxyde de soufre.

- 3- Soit l'équation chimique équilibrée de la réaction suivante :



Calculez les quantités de réactifs (en grammes) nécessaires à la formation de 84,1g de sulfure d'étain (IV).

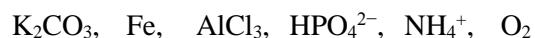
- 4- Soit la réaction chimique non équilibrée ci-dessous :



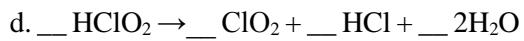
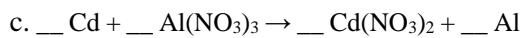
- Équilibrer l'équation de la réaction.
- Déterminez le réactif limitant de la réaction sachant que l'on fait réagir 0,85 moles d'aluminium et 1,92 moles de dibrome.

II- LES REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

- 1- Déterminez le nombre d'oxydation de chaque élément des espèces suivantes :



- 2- Équilibrer les électrons échangés et les masses de chacune des équations chimiques suivantes en mettant en évidence le transfert d'électrons.



- 3- Le fer qui se transforme en rouille en présence d'oxygène forme notamment de l'oxyde de fer (III). Donnez les demi équations de réduction et d'oxydation, identifiez l'oxydant et le réducteur et donnez l'équation globale de la réaction.

- 4- Équilibrer les équations et identifiez dans chaque cas l'oxydant et le réducteur :



- 5- Équilibrer l'équation et identifiez l'oxydant et le réducteur :



- 6-

- Quels sont les métaux attaqués par l'eau ?

- Quels sont les métaux attaqués par HCl et non attaqués par l'eau ?
- Quels sont les métaux attaqués par HNO_3 et non attaqués par HCl ?
- Y a-t-il une réaction oxred lorsqu'on mélange les solutions suivantes ? Si oui, donnez l'équation chimique.
 - Une solution de NaCl et une solution de LiF .
 - Une solution de CuSO_4 et une solution de Br_2 .
 - Une solution de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ et une solution de $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$.

Travaux dirigés équilibres chimiques en solution aqueuse et cinétique chimique

Code : CHM 112

Année Scolaire 2023 - 2024

Fiche N° 5 :

REACTIONS DE DISSOLUTION-PRECIPITATION, CINETIQUE CHIMIQUE

I- REACTIONS DE DISSOLUTION-

PRECIPITATION :

1- Définir ce que c'est la **solubilité** et la **précipitation**.

2- Soit un mélange contenant :

- 50 ml de BaCl₂ = 10⁻⁵M
- 50 ml de Na₂SO₄ = 2.10⁻²M
- 100 ml de AgNO₃ = 10⁻⁵M

Volume totale = 200 mL

Y-a-t-il précipitation de BaSO₄, AgCl lors du mélange ?

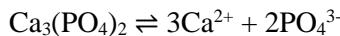
Sachant que à 25 °C :

$$\sqrt{K_s}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \times 10^{-10} \text{ et } K_s(\text{AgCl}) = 1,6 \times 10^{-10}.$$

$$\checkmark [\text{Ba}^{2+}] = 2,5 \times 10^{-6} \text{ M et } [\text{SO}_4^{2-}] = 5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\checkmark [\text{Cl}^-] = 5 \times 10^{-6} \text{ M et } [\text{Ag}^+] = 5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

3- On considère ces quatre dissolutions suivantes.



Donnez l'expression de la constante de solubilité en fonction du produit de solubilité d'une part et d'autre part, donnez l'expression du produit de solubilité en fonction de la constante de solubilité.

II- CINETIQUE CHIMIQUE :

1- Lors de la formation du méthane à partir de CO₂ et d'eau : $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{O}_2$

En laboratoire, un chimiste mesure que la vitesse de formation de CH₄ est de 0.27[mol. L⁻¹.s⁻¹].

A quelle vitesse le CO₂ est-il consommé ?

A quelle vitesse le dioxygène se forme-t-il ?

2- La réaction $A+B \rightarrow C$ obéit à la loi de vitesse suivante : $v = k \cdot |A| \cdot |B|^2$

- Si la concentration de A est doublée, comment la vitesse change-t-elle ?

- La constante de vitesse changera-t-elle ?

- Quels sont les ordres partiels de A et de B ?

- Quel est l'ordre global de la réaction ?

- En considérant la seconde comme unité de temps, quelles est l'unité de la constante de vitesse ?

3- Lorsqu'on étudie, à 48 °C, la réaction de décomposition du chlorure de benzène diazonium : $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_2\text{Cl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2$

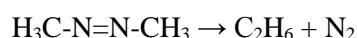
On trouve que le réactif est à moitié décomposé au bout de 16,4 min, quelle que soit sa concentration initiale.

- Ordre de la réaction – Expliquer ?

- Constante de vitesse k –Unité

- Au bout de combien de temps le réactif est-il décomposé à 80 % ?

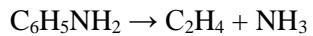
4- Le gaz azométhane se décompose suivant une réaction d'ordre 1 :



A 287 °C, on mesure la pression initiale P₀ = 160 mmHg, et la pression totale au bout de t = 100 secondes P = 161,6 mm Hg.

- Calculer les pressions partielles des produits obtenus ?

5- Soit la réaction suivante :



A $T = 500^\circ\text{C}$ et $P_0 = 55 \text{ mmHg}$, on relève à différentes périodes les variations de pression ΔP (mmHg) :

t min	1	2	4	8	10	20	30	40
ΔP	5	9	17	29	34	47	52	23,5

Déterminer l'ordre de la réaction ?

- 6- Un acide A est décomposé par l'eau en un acide B et un acide C. Des dosages successifs fournissent les valeurs de fractions d'acide A transformé en fonction du temps :

t (min)	36	72	108
Fraction de A	0,66	0,89	0,96

- Quel est l'ordre de la réaction ?
- Déterminer la constante de vitesse ?
- Le temps de demi-réaction ?

Travaux dirigés de Mécanique du point matériel (PHY122)

Exercice 1

Soit Q le milieu d'un segment d'extrémités A et B, et P un point quelconque de l'espace. Montrer que: $P\vec{Q} = \frac{1}{2}(\vec{PA} + \vec{PB})$.

Exercice 2

En utilisant la notion du produit scalaire, démontrer la loi des cosinus dans un triangle quelconque: $c^2 = a^2 + b^2 - 2ab\cos\theta$, où θ est l'angle entre les côtés de longueur a et b.

Exercice 3

Simplifier les expressions suivantes:

- 1.- $(\vec{A} + \vec{B}) \wedge (\vec{A} - \vec{B})$.
- 2.- $(\vec{A} + \vec{B})(\vec{B} + \vec{C}) \wedge (\vec{C} + \vec{A})$.

Exercice 4

Dans l'espace muni d'une base orthonormée $(\vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$, considérons les vecteurs: $\vec{a} = 2\vec{i} + \vec{j} - \vec{k}$, $\vec{b} = \vec{i} - \vec{j} + 7\vec{k}$, $\vec{c} = -\vec{i} + 3\vec{j} + 4\vec{k}$ et $\vec{d} = 3\vec{i} + 2\vec{j} + 8\vec{k}$. Calculer:

- 1.- $|\vec{a} + \vec{b}|$ et $|\vec{c} - \vec{d}|$.
- 2.- $4\vec{a} + 2\vec{b} - \vec{c} + \vec{d}$.
- 3.- L'angle entre \vec{b} et \vec{c} .
- 4.- Un vecteur unitaire dans la direction de $\vec{b} + \vec{d}$.
- 5.- Déterminer les composantes, le module et les cosinus directeurs du vecteur $\vec{A} = A\vec{B} + C\vec{D} + E\vec{F}$, sachant que:
 - a.- A(1,2,-3), B(4,-5,6), C(8,-9,0), D(7,-2,-4), E(3,-4,6) et F(-5,-3,-4).
 - b.- A(0,4,3), B(5,0,1), C(8,-3,-2), D(-4,-1,-7), E(0,0,7) et F(4,3,6).
- 6.- Déterminer la direction du vecteur: $\vec{V} = 7\vec{i} - 3\vec{j} + \sqrt{42}\vec{k}$.
- 7.- Déterminer l'aire du triangle de sommets A(1,-1,0), B(2,1,-1) et C(-1,1,2).
- 9.- Calculer la surface du triangle ABC sachant que A(1,1,1), B(2,3,0) et C(1,2,4).
- 10.- Déterminer les cosinus directeurs du produit vectoriel de $A\vec{B}$ par $C\vec{D}$ sachant que: A(2,1,0), B(-1,4,2), C(3,2,3) et D(0,4,1).
- 11.- Soient les vecteurs: $\vec{a} = \vec{i} + \vec{j} - 2\vec{k}$, $\vec{b} = 2\vec{i} - \vec{k}$ et $\vec{c} = -\vec{j} + 2\vec{k}$
Calculer les produits vectoriels: $\vec{a} \wedge \vec{b}$, $\vec{b} \wedge \vec{a}$, $\vec{b} \wedge \vec{c}$, $\vec{a} \wedge \vec{c}$ et $(\vec{a} \wedge \vec{b}) \wedge (\vec{a} \wedge \vec{c})$.
- 12.- Soient: $\vec{A} = 2\vec{i} + \vec{j} - \vec{k}$ et $\vec{B} = -3\vec{i} + 2\vec{j} + \vec{k}$
 - a.- Trouver un vecteur unitaire perpendiculaire à \vec{A} et \vec{B} .
 - b.- Déterminer l'angle entre à \vec{A} et \vec{B} .
- 13.- Soient les vecteurs: $\vec{A} = \vec{i} + \vec{j}$, $\vec{B} = a\vec{i} + 2\vec{j} + 2\vec{k}$ et $\vec{C} = -\vec{i} + \vec{k}$. Pour quelle valeur de a, les trois vecteurs sont-ils coplanaires?

Travaux dirigés de Mécanique du point matériel (PHY122)

14.- Calculer le volume du parallélépipède d'arêtes: \vec{AB} , \vec{AC} et \vec{AD} sachant que $A(1,1,1)$, $B(4,8,2)$, $C(2,-3,1)$ et $D(6,5,1)$.

15.- Trouver la projection de \vec{AB} sur \vec{CD} sachant que: $A(-2,1,6)$, $B(3,1,-2)$, $C(-3,1,4)$ et $D(2,-1,2)$.

Exercice 5

Démontrer la relation des sinus dans un triangle quelconque ABC .

$$\frac{\sin A}{a} = \frac{\sin B}{b} = \frac{\sin C}{c}$$

a, b et c étant respectivement les côtés opposés aux angles A, B et C.

Exercice 6

Démontrer l'identité: $(\vec{V}_1 \wedge \vec{V}_2) \cdot (\vec{V}_3 \wedge \vec{V}_4) = (\vec{V}_1 \cdot \vec{V}_3) \cdot (\vec{V}_2 \cdot \vec{V}_4) - (\vec{V}_2 \cdot \vec{V}_3) \cdot (\vec{V}_1 \cdot \vec{V}_4)$

Conseil: on posera: $\vec{w} = (\vec{V}_3 \wedge \vec{V}_4)$, et on utilisera les propriétés du produit mixte et l'identité du double produit vectoriel

Exercice 7

Soit à déterminer le vecteur \vec{X} tel que: $\vec{U} \wedge \vec{X} = \vec{V}$ (avec $\vec{U} \cdot \vec{V} = 0$):

a.- Montrer qu'il existe une solution particulière $\vec{X}_0 \perp \vec{U}$, donnée par: $\vec{X}_0 = -\frac{\vec{U} \wedge \vec{V}}{U^2}$

b.- En déduire que l'on a: $\vec{X} = -\frac{\vec{U} \wedge \vec{V}}{U^2} + \lambda \vec{U}$, λ étant une constante arbitraire

Exercice 8

Déterminer les lignes de champ des champs de vecteurs $\vec{a}(M)$ dont les composantes sont données ci-dessous:

a.- $a_x = \frac{x}{x^2 + y^2}$, $a_y = \frac{y}{x^2 + y^2}$, $a_z = 0$

b.- $a_x = x^3 + 3xy^2$, $a_y = y^3 + 3x^2y$, $a_z = 2(x^2 + y^2)z$

Exercice 9

Soit la surface S définie par l'équation $x^3y + y^2z = 10$. Déterminer un vecteur unitaire de la normale à cette surface au point P(1,-2,3).

Exercice 10-

Calculer le gradient de la fonction scalaire: $f(x,y,z) = x^2y - xz^2 + xyz$

Exercice 11-

Calculer au point P(1,-1,1), la divergence et le rotationnel des vecteurs $\vec{a}(M)$ dont les composantes sont données ci-après:

a.- $a_x = 3x^2 + yz$, $a_y = 2xz$, $a_z = x^2z^3$

b.- $a_x = \frac{x}{(x^2 + y^2 + z^2)^{3/2}}$, $a_y = \frac{y}{(x^2 + y^2 + z^2)^{3/2}}$, $a_z = \frac{z}{(x^2 + y^2 + z^2)^{3/2}}$

Travaux dirigés de Mécanique du point matériel (PHY122)

Exercice 12

Calculer l'angle solide sous lequel d'un point de son axe, on voit un disque et en déduire l'angle solide sous lequel on voit un plan.

Exercice 13

Calculer l'angle solide sous lequel d'un point on voit une sphère:

- a.- lorsque le point est à l'intérieur de la sphère
- b.- lorsqu'il est à l'extérieur de la sphère.

Les résultats sont-ils changés lorsqu'on remplace la sphère par une surface fermée quelconque?

Exercice 14

On donne le champ de vecteurs: $\vec{a}(M) = (y^2x - 2)\vec{i} + y(x+y)^2\vec{j}$: calculer la circulation entre les points A(2,0) et B(4,2).

- a.- lorsque le déplacement est rectiligne
- b.- lorsque le déplacement a lieu sur la courbe: $2x - y^2 = 4$

Exercice 15

On donne $\vec{a}(x, y, z) = (yz + 3x^2y^2)\vec{i} + (z^2 + xz + 2x^3y)\vec{j} + (xy + 2yz + 2)\vec{k}$. Montrer que la circulation de ce vecteur entre deux points donnés ne dépend pas du chemin suivi et calculer le potentiel.

Exercice 16

Soit le champ de vecteurs défini par: $\vec{a}(x, y, z) = (xy - 3x^2z^2)\vec{i} + (2xz + y)\vec{j} + x^2y\vec{k}$.

Calculer la circulation le long des courbes fermées ci-après:

- a.- le triangle dont les sommets sont: A(1,0,0), B(0,1,0) et C(0,0,1).
- b.- l'ellipse qui a pour équations paramétriques: $x = \cos t$, $y = \sin t$, $z = 4$.

Exercice 17

Un point M a pour coordonnées cartésiennes (2,3,5):

- 1.- Calculer les coordonnées cylindriques du point M
- 2.- Calculer les coordonnées sphériques du point M

Exercice 18

Considérons le point A de coordonnées cylindriques: $\rho = 4\text{cm}$, $\phi = 45^\circ$ et $z = 5\text{cm}$.

- 1.- Représenter le point A dans un repère orthonormé ($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$).
- 2.- Mesurer la longueur du rayon vecteur r .
- 3.- Calculer les coordonnées cartésiennes du point A. En déduire la valeur du rayon vecteur r . Comparer cette valeur à celle mesurée.

Exercice 19

Considérons la base polaire $(\vec{u}_\rho, \vec{u}_\phi)$ et la base cartésienne (\vec{i}, \vec{j}) .

- 1.- Exprimer les vecteurs unitaires \vec{u}_ρ et \vec{u}_ϕ en fonction de \vec{i} et \vec{j} .
- 2.- Calculer la dérivée du vecteur \vec{u}_ρ par rapport à son angle polaire ϕ . Conclusion ?

Travaux dirigés de Mécanique du point matériel (PHY122)

3.- En déduire les dérivées par rapport au temps des vecteurs \vec{u}_ρ et \vec{u}_ϕ .

Exercice 20

Calculer les expressions des vecteurs unitaires \vec{u}_r , \vec{u}_θ et \vec{u}_ϕ de la base sphérique en fonction des vecteurs de la base cartésienne.

Exercice 21

Calculer le vecteur déplacement élémentaire d'un point M dans les trois cas suivants :

- 1.- en utilisant les coordonnées cartésiennes,
- 2.- en utilisant les coordonnées cylindriques,
- 3.- en utilisant les coordonnées sphériques

Exercice 22

La trajectoire d'un point matériel M par rapport à un référentiel R($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$) est décrite par les équations paramétriques suivantes : $x = \frac{1}{4} e^{-2t}$, $y = \frac{3}{4} \sin 2t$ et $z = \frac{5}{4} \cos 2t$ où le paramètre t représente le temps

- 1.- Calculer la vitesse et l'accélération de M par rapport à R.
- 2.- Trouver leur module pour $t=0$.

Exercice 23

Un point matériel M décrit dans le plan Oxy d'un référentiel R($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$), une trajectoire circulaire de centre O et de rayon r, avec une vitesse constante R($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$). Le point M se trouve initialement au point $M_0(a, 0, 0)$ et parcourt la trajectoire dans le sens direct.

- 1.- Représenter en un point de la trajectoire le rayon vecteur et les vecteurs unitaires de la base polaire (\vec{u}_r, \vec{u}_ϕ).
 - 2.- Donner les coordonnées polaires du point M
 - 3.- Calculer la vitesse et l'accélération du point M par rapport à R, exprimées dans la base polaire. En déduire leur module. Représenter ces deux vecteurs.
 - 4.- Déterminer les équations paramétriques de la trajectoire et calculer dans la base cartésienne la vitesse et l'accélération de M par rapport à R. En déduire leur module.
- Conclusion.

Exercice 24

La trajectoire d'un point matériel M, par rapport à un référentiel R($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$), est décrite par les équations paramétriques suivantes : $x = a(\omega t - \sin \omega t)$, $y = a(1 - \cos \omega t)$ et $z = 0$, avec a et ω des constantes positives et t le temps.

- 1.- Dessiner l'allure de la trajectoire. Quelle est la nature du mouvement ?
- 2.- Calculer la vitesse et l'accélération de M par rapport à R.
- 3.- Calculer la vitesse et l'accélération de M par rapport à R et exprimées dans la base de Frenet. En déduire le rayon de courbure de la trajectoire.

Travaux dirigés de Mécanique du point matériel (PHY122)

Exercice 25

Un point matériel M décrit dans le plan Oxy d'un référentiel $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$, une trajectoire plane définie par les équations paramétriques suivantes:

$$x = 2a(1 + \cos \omega t), y = a \sin \omega t \text{ et } z = 0$$

a et ω des constantes positives et t le temps.

1.- Trouver l'équation de la trajectoire et préciser sa nature.

2.- Calculer la vitesse M par rapport à $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$? Quelle est l'accélération de M par rapport à $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ en fonction du vecteur CM . Que peut-on en déduire?

-3.- Quelle est l'aire balayée par le vecteur CM entre les instants $t = 0$ et $t = \frac{2\pi}{\omega}$.

Exercice 26

Un point matériel M se déplace uniformément à la vitesse constante $\dot{\theta}$ le long d'un cercle de centre O et de rayon a. En même temps, le cercle tourne uniformément autour d'un diamètre vertical à la vitesse constante $\dot{\phi}$ (figure 1). Calculer la vitesse et l'accélération de M par rapport à un référentiel fixe. On utilisera les théorèmes de composition des vitesses et des accélérations et on exprimera les résultats dans la base du référentiel mobile.

Exercice 27

Soit $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ un référentiel orthonormé et soit (Δ) une tige dont l'une des extrémités est fixée au point O. (Δ) est animé d'un mouvement quelconque par rapport à R et peut être repéré par les paramètres θ et ϕ des coordonnées sphériques. En même temps, un point matériel M est en mouvement sur la tige et sa position sur (Δ) est définie par $OM = \vec{r}$ (figure 2). En utilisant les théorèmes de composition des vitesses et des accélérations, calculer en coordonnées sphériques la vitesse et l'accélération du point M par rapport à R.

Exercice 28

Donner l'expression des vecteurs vitesses et accélérations en coordonnées cartésiennes, cylindriques et sphériques.

Exercice 29

Par rapport au repère $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$, la position d'un point M est définie par ses coordonnées cartésiennes: $x = 4t$, $y = t^2$ et $z = 0$ où t est un paramètre.

1.- Définir la trajectoire de M dans R.

2.- Calculer la vitesse et l'accélération de M par rapport à R. Déterminer la vitesse du point O.

3.- Déterminer le vecteur tangent \vec{e}_t , le vecteur normal \vec{e}_n ainsi que le rayon de courbure R_c . Déterminer la vitesse tangentielle, l'accélération tangentielle et l'accélération normale.

Exercice 30

Travaux dirigés de Mécanique du point matériel (PHY122)

Par rapport au repère $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$, la position d'un point M est définie par ses coordonnées cartésiennes : $x = a \cos \theta(t)$, $y = a \sin \theta(t)$ et $z = k \theta(t)$. $\theta(t) = \omega t$, a , k et ω sont des constantes.

1.- Définir la trajectoire de M dans R .

2.- Déterminer le vecteur tangent \vec{e}_t , le vecteur normal \vec{e}_n ainsi que le rayon de courbure R_c .

3.- Calculer la vitesse $\vec{v}(M/R)$, l'accélération $\vec{\gamma}(M/R)$ de M par rapport à R , la vitesse tangentielle, l'accélération tangentielle et l'accélération normale.

Exercice 31

Par rapport au repère $R(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$, la position d'un point M est définie par ces coordonnées cylindriques: $\rho = a(1 + \phi)$, $\phi = \omega t$, $z = 0$, t est un paramètre.

1.- Définir la trajectoire de M .

2.- Calculer la vitesse $\vec{v}(M/R)$, l'accélération $\vec{\gamma}(M/R)$.

3.- Déterminer le vecteur tangent \vec{e}_t , le vecteur normal \vec{e}_n et le rayon de courbure R_c .
Déterminer la vitesse tangentielle, l'accélération tangentielle et l'accélération normale.

Exercice 32

Un électron M se déplace autour du noyau O de façon que son accélération soit constamment dirigée vers O .

1.- Montrer que le mouvement de l'électron s'effectue dans un plan fixe.

2.- Montrer que la vitesse aréolaire reste constante au cours du mouvement.

3.- A quelle condition l'hodographe du mouvement est un cercle de centre O ?

4.- En déduire les formules de Binet donnant la vitesse et l'accélération de M en fonction de la constante des aires C , de $u = \frac{1}{r}$, ($r = OM$) et des dérivées de u par rapport à l'angle polaire θ .

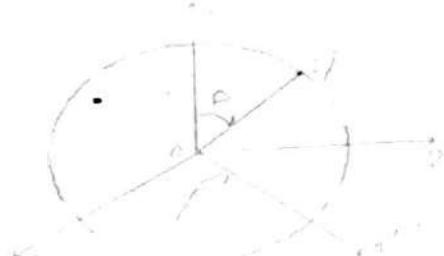


Figure 1

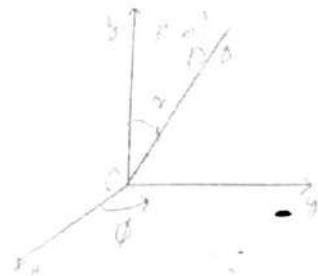


Figure 2

FICHE DE TD D'ATOMISTIQUE ET LIASONS CHIMIQUES

Année Académique (2024 – 2025)

Exercice 1

Le fer naturel ^{26}Fe est composé des isotopes suivants : ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe et ^{58}Fe .

Isotope i	^{54}Fe	^{56}Fe	^{57}Fe	^{58}Fe
Masse molaire (M_i en g/mol)	53,953	55,948	56,960	57,959
Fraction massique x_i	0,0604	0,9157	0,0211	0,0028

- 1.1- Donner la composition des isotopes suivants : ^{54}Fe et ^{58}Fe .
- 1.2- Combien y a-t-il d'atomes dans une masse de 2 g de l'isotope ^{56}Fe ? $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- 1.3- Calculer la masse molaire moyenne M du fer naturel ^{26}Fe .
- 1.4.1- Ecrire les configurations électroniques de l'atome de ^{26}Fe et de l'ion $^{26}\text{Fe}^{2+}$.
- 1.4.2- Préciser le nombre d'électrons de valence ainsi que le nombre d'électrons célibataires de l'atome de Fe .

Exercice 2

2.1- Soient les éléments chimiques suivants :

F ($Z = 9$); Cl ($Z = 17$); K ($Z = 19$); Cr ($Z = 24$); Kr ($Z = 36$)

2.1.1- Donner la configuration électronique de ces éléments à l'état fondamental en précisant la période et la colonne.

2.1.2- Classer par ordre croissant de l'énergie de première ionisation **El** des éléments qui appartiennent à la même période.

2.1.3- Lequel de ces éléments est le plus électronegatif ? Justifier votre réponse.

2.2- On se propose d'étudier l'élément cuivre Cu ($Z = 29$)

2.2.1- Donner le nombre de protons, neutrons et électrons de l'isotope ^{63}Cu .

2.2.2- Ecrire la configuration électronique du cuivre à l'état fondamental.

Exercice 3

Le bore naturel B ($Z = 5$) est un mélange de deux isotopes stables :

^{10}B ($M_1 = 10,013 \text{ g/mol}$; $x_1 = 0,20$) et ^{11}B ($M_2 = 11,009 \text{ g/mol}$; $x_2 = 0,80$).
 x_1 et x_2 étant les fractions molaires.

3.1- Donner la composition de chaque isotope.

3.2. Combien y a-t-il d'atomes dans une masse de 2g de l'isotope ^{11}B ?

3.3- Calculer la masse molaire moyenne M du bore naturel sB .

3.4- Soient les éléments chimiques suivants :

B ($Z = 5$); F ($Z = 9$); P ($Z = 15$); Cr ($Z = 24$); Br ($Z = 35$)

3.4.1- Ecrire la configuration électronique de ces éléments à l'état fondamental en précisant le nombre d'électrons de valence.

3.4.2- Parmi ces éléments, quels sont ceux qui ont les mêmes propriétés chimiques ? Justifier votre réponse ?

3.5- On considère les molécules suivantes : BF_3 et PBr_3 .

3.5.1- Donner la représentation de Lewis de ces molécules.

3.5.2- Donner la géométrie de ces molécules.

Exercice 4

La série de Lyman des raies spectrales résulte du retour direct des électrons excités au niveau $n = 1$. Calculer le nombre quantique n de la série de Lyman de l'atome d'hydrogène pour laquelle le nombre d'onde vaut $\frac{1}{\lambda} = 97492 \text{ cm}^{-1}$. On donne $R_H = 109677 \text{ cm}^{-1}$.

Exercice 5

5.1- Calculer d'après la théorie de Bohr le rayon de la première orbite décrite par l'électron de l'atome d'hydrogène autour du proton.

5.2- Calculer le potentiel d'ionisation de l'atome d'hydrogène.

5.3- Comment peut-on obtenir ce potentiel à partir des lois des séries spectrales de l'atome d'hydrogène ?

Données : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_{électron} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

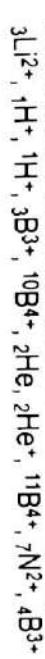
$$\text{et } \varepsilon_0 = \frac{1}{36\pi \cdot 10^9}$$

Exercice 6

Calculer les longueurs d'onde des trois premières raies de la série de Balmer de l'atome d'hydrogène, et les variations d'énergie de l'atome lors des transitions électroniques correspondantes.

Exercice 7

Dans la série suivante, quels sont les ions hydrogénoides ?



Exercice 8

L'énergie du niveau d'un hydrogénoid est égale à -122,4 eV

8.1- Quel est le numéro atomique de cet hydrogénoid et quelle est sa charge ?

8.2- Tracer le diagramme des cinq premiers niveaux d'énergie de l'ion.

8.3- Quelle est la longueur d'onde de la radiation émise lorsqu'on passe de l'état $n = 2$ à l'état $n = 1$?

Exercice 9

On admet que les raies du spectre de l'hélium ($Z = 2$) ionisé He^+ dans l'ultraviolet sont données par une relation analogue à celle de Balmer pour l'hydrogène :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_{\text{He}^+} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La raie de plus grande longueur d'onde dans l'UV correspond à $\lambda = 303 \text{ Å}$.

9.1.1- Calculer la constante de Rydberg pour l'ion He^+ .

9.1.2- En déduire une relation entre $\frac{R_{\text{He}^+}}{R_H}$ et le numéro atomique Z de l'hélium.

9.2- Tracer le diagramme énergétique de l'ion He^+ . On se limitera aux quatre premiers niveaux.

9.3- Calculer pour l'état fondamental le rayon de la trajectoire électronique et l'énergie correspondante.

9.4- Calculer la longueur d'onde de la radiation émise par l'ion au cours de la transition $n_2 = 3$ à $n_1 = 2$.

Exercice 10

10.1- Écrire la configuration électronique dans l'état fondamental des atomes ou des ions suivants (entre parenthèse la valeur de Z) :

F(9); Co(27); Sc(21); Cd(48); Br(35); Al³⁺(13); Sr²⁺(38) et S²⁻(16).

10.2- Situer les atomes de cobalt, de scandium et de cadmium dans le tableau périodique.

Exercice 11

11.1- Quelles orbitales sont désignées par la somme des nombres quantiques $(n + 1) = 4$ d'après Klechkowski ?

11.2- Parmi les éléments suivants : lithium ($Z=3$), azote ($Z=6$), fluor ($Z=9$), aluminium ($Z=13$) et argon ($Z=18$),

11.2.1- lequel nécessitera l'énergie d'ionisation la plus élevée pour former un ion ? F

11.2.2- lequel nécessitera l'énergie d'ionisation la plus faible pour former un ion ? L A

11.2.3- lequel donnera le plus facilement un anion ? N

11.2.4- lequel doit être chimiquement inerte ? A V

Exercice 12

12.1- A quel groupe et à quelle période appartient le germanium (Ge), sachant que son numéro atomique est 32 ?

12.2- Même question pour Cu (Z=29) et Br (Z=35)

Exercice 13

Au cours de quelle période se remplit la sous-couche 4f ?

Exercice 14

L'étain (Sn) a pour numéro atomique Z = 50.

14.1- Donner sa structure électronique.

14.2- A quelle période appartient-il ? Quel est son numéro de colonne ? Fait-il partir des métaux de transition ?

14.3- Sachant qu'il perd ses électrons par paires et que la sous-couche 4d n'est pas concernée, quels sont les degrés d'oxydation possibles pour cet élément ?

Exercice 15

Un élément a moins de 18 électrons et possède deux électrons célibataires.

15.1- Quelles sont les répartitions électroniques possibles correspondant à cet élément ?

15.2- Quelle est la structure électronique de cet élément sachant qu'il appartient au groupe du tellure (Z=52) et à la période du sodium (Z=11) ?

Exercice 16.
Calculer l'énergie E de l'atome de lithium (Z=3) et celle de Li^+ . En déduire l'énergie d'ionisation I de l'atome de lithium.

Exercice 17

L'énergie de l'atome d'hélium (Z=2) dans son niveau fondamental est égale à -77,68 eV. Calculer la constante d'écran d'un électron 1s de l'atome d'hélium. On rappelle que l'énergie de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental vaut -13,6 eV.

Exercice 18
Justifier la configuration électronique du potassium (Z=19) en montrant que l'énergie de la configuration 4s est plus basse que celle de la configuration 3d.

Exercice 19

19.1- Expliquer pourquoi le long d'une période du tableau de classification périodique des éléments, le rayon atomique diminue lorsque le numéro atomique Z augmente.

19.2- On considère l'atome de platine Pt de numéro atomique Z=78.

19.2.1- Calculer l'énergie d'un électron situé sur une orbitale 5d ainsi que celle d'un électron situé sur une orbitale 6s. On rappelle que pour n = 5 et n = 6, les nombres quantiques apparents proposés par Slater valent 4 et 4,2 respectivement.

19.2.2- Quelles conclusions peut-on tirer des résultats obtenus en 11.2.1 et quelle est la structure électronique de l'ion Pt^{2+} ?

Exercice 20

On considère les molécules ou ions ~~ions~~ interhalogénés suivants :

BrF_3 , IF_5 , ClF_4^- , I_3^- , BrF_4^+ , ICl_2^+

- 20.1- Prévoir la géométrie par la méthode VSEPR.
20.2- En déduire l'état d'hybridation de l'atome central.
On donne : F (Z=9), Cl (Z=17), Br (Z=35), I (Z=53)

Exercice 21

- 21.1- Dessiner les structures de Lewis et prévoir la géométrie à l'aide de la méthode VSEPR (en incluant les distorsions) des molécules suivantes : SnCl_2 , AsH_3 , OF_2 .
- 21.2- En déduire l'hybridation de l'atome central. On donne : Sn (Z=50), As (Z=33), O (Z=8)

Exercice 22

- 22.1- Déterminer, à l'aide de la méthode VSEPR, la géométrie des molécules BF_3 et $\text{P}(\text{CH}_3)_3$ (on traitera le groupement CH_3 comme un atome d'hydrogène).
- 22.2- A partir de ces géométries, décrire les liaisons dans ces molécules en faisant appel au concept d'hybridation.

Exercice 23

- 23.1- Dans les métaux carbonyles comme le fer carbonyle $\text{Fe}(\text{CO})_m$ et le nickel carbonyle $\text{Ni}(\text{CO})_n$, Fe (Z=26) et Ni (Z=28) ont acquis la configuration électronique du krypton (Z=36), car ils sont accepteurs de doublets. Sachant que le monoxyde de carbone peut céder un doublet et former une liaison de coordination avec le métal, déterminer les valeurs de m et n .
- 23.2- Quel est alors l'état d'hybridation du métal dans chacun des complexes ?



2. Donner pour cette série, la relation entre la longueur d'onde du rayonnement émis, la constante de Rydberg R_H et m, avec $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

3. Déterminer la plus grande longueur d'onde de cette série.
4. Dans quel domaine du spectre électromagnétique se situe ce rayonnement ?
5. Déterminer l'énergie d'extraction d'un électron d'un atome d'hydrogène excité au niveau m=3 (énergie minimale qu'il faut fournir pour ioniser un atome H excité au niveau 3). On la donnera en eV et en J.
6. Déterminer l'énergie totale nécessaire à l'extraction des électrons de 1 mol d'atome d'hydrogène (m=3). On l'exprimera en kJ.mol⁻¹

Exercice 5:

L'élément chimique Cu (cuivre, Z=29) se présente dans la nature sous forme de deux isotopes : ^{63}Cu et ^{65}Cu .

1- Compléter le tableau suivant :

Isotope	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
^{63}Cu			
^{65}Cu			

2- Donner la définition du terme : Isotope.

3- Connaissez l'abondance de chacun de deux isotopes, calculer la masse atomique de l'élément chimique Cu : $x(^{63}\text{Cu}) = 69,17\%$ et $x(^{65}\text{Cu}) = 30,83\%$

4- Ecrire la configuration électronique du Cuivre, à l'état fondamental.

5- A quel bloc, à quelle période et à quelle colonne du tableau périodique appartient cet élément ?

6- Donner la valeur des quatre nombres quantiques caractérisant l'électron le plus externe

Exercice 6:

On considère l'élément lithium ${}_3\text{Li}$:

1- a) Quelle est l'énergie libérée en eV et en J par l'hydrogénide Li^{2+} lorsque son électron passe du niveau n=4 au niveau n=2 ?

b) Calculer la longueur d'onde de la raie émise en nm et indiquer à quelle série elle appartient.
 2- L'énergie d'un électron sur la couche n d'un atome polyélectronique s'écrit : $E_n = -13,6 Z^2 / n^2 (\text{eV})$

- a) Calculer l'énergie de l'électron périphérique de l'atome de Li.
- b) Déduire l'énergie d'ionisation de l'atome de Li, à l'état gazeux.
- c) Calculer l'énergie de l'atome Li, à l'état gazeux

Tableau des constantes d'écran de l'électron j sur l'électron i

électron j / l'électron i	1s	2s 2p
1s	0,31	
2s 2p	0,85	0,35

Données : $h = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Exercice 7:

- 1) Donner la configuration électronique des atomes suivants : ${}^8\text{O}$; ${}^{31}\text{Ga}$; ${}^{32}\text{Ge}$; ${}^{83}\text{Bi}$; ${}^{52}\text{Te}$; ${}^{14}\text{Si}$; ${}^{24}\text{Cr}$; ${}^{54}\text{Xe}$; ${}^{30}\text{Zn}$; ${}^{79}\text{Au}$.
- 2) Qu'appelle-t-on valence maximale d'un atome ?
- 3) Donner la valence maximale de chaque atome de la question 1).
- 4) Indiquer à quel groupe du tableau périodique appartiennent ces différents atomes.

**Exercice 8:**

- 1- Préciser le bloc, le groupe (en chiffre romain) et la période de ^{24}X . Justifier.
- 2- Définir l'électronégativité

3- Classer les espèces suivantes par ordre croissant de leur électronégativité : ^{10}O ; ^{9}F ; ^{3}Li ; ^{11}Na

Exercice 9:

Les cinq éléments ^{10}C ; ^{11}Si ; ^{28}Ge ; ^{80}Sn ; ^{82}Pb appartiennent, dans l'ordre, à la même colonne du tableau périodique :

- 1- Quel autre nom peut-on donner à l'ensemble d'éléments chimiques d'une même colonne ?
- 2- a) citer les règles à respecter pour obtenir la configuration électronique d'un élément chimique à l'état fondamental
b) donner le numéro atomique du silicium Si, de l'étain Sn et du plomb Pb (pour ce dernier la sous couche 4f est totalement remplie). Expliquer.

c) A quel bloc appartiennent tous ces éléments ? Justifier.

3- Classer ses éléments par ordre croissant de rayon atomique et d'électronégativité.

- 4- a) donner la configuration électronique de l'étain Sn à l'état fondamental
b) représenter la couche de valence de l'étain Sn par les cases quantiques.
c) A quelle période appartient-il ? Justifier.

Exercice 10:

Le chlore Cl a pour numéro atomique 17. Il est constitué essentiellement de deux isotopes : ^{35}Cl et ^{37}Cl . La masse atomique de l'élément naturel est 35,5 g·mol⁻¹.

- 1- Donner la composition en particules élémentaires des noyaux de chacun des isotopes
- 2- Calculer le pourcentage atomique de chacun des isotopes dans l'élément naturel (on confondra la masse molaire des isotopes avec le nombre de masse de ces derniers)
- 3- Ecrire la structure électronique de l'atome de chlore dans son état énergétique fondamental en plaçant les électrons de valence dans les cases quantiques.
- 4- Déterminer à l'aide du tableau des coefficients de Slater le numéro atomique effectif pour un électron de la couche de valence pour Cl et pour Cl^+
- 5- Donner, sans calculer, l'expression de l'énergie orbitale (en eV) des électrons de valence pour Cl et pour Cl^+ , en déduire l'expression de l'énergie de 1^{re} ionisation de l'atome de chlore.
- 6- L'énergie de 1^{re} ionisation de l'atome de chlore est-elle supérieure ou inférieure à celle de : ^{35}Br ? de ^{37}S ? Justifiez clairement votre réponse.

Coefficient de Slater

électron j / l'électron i	1s	2s 2p	3s 3p
1s	0,31		
2s 2p	0,85	0,35	
3s 3p	1	0,85	0,35

Exercice 11:

On considère les trois éléments chimiques suivants : K ($Z=19$), Cr ($Z=24$) et Ga ($Z=31$)

- A. Pour l'élément K:
 1. Ecrire la configuration électronique
 2. A quelle période du tableau périodique appartient-il ? justifier votre réponse.
- B. Pour l'élément Cr:
 1. Ecrire la configuration électronique. Que remarquez-vous ?
 2. A quel bloc du tableau périodique appartient-il ? justifier votre réponse
 3. Donner la valeur des quatre nombres quantiques caractérisant son électron périphérique.



Université de Garoua

Faculté des Sciences



Atomistique & Liaison Chimique

Parcours: CHM / PHY / ER

C. Pour l'élément Ga :

1. Ecrire la configuration électronique.
2. A quel groupe du tableau périodique appartient-il ? justier votre réponse
3. Sachant qu'il présente deux (2) isotopes stables avec $A=69$ et 71 ,
 - 3.1. Que représente le nombre A ?
 - 3.2. Calculer l'abondance de chacun de ses deux isotopes, sachant que la masse atomique du Ga est égales à $69,8$ u.m.a.

D. Pour les trois éléments K, Cr, Ga

1. Quel est leur point commun ?
2. Donner la définition de l'électronégativité
3. Classer ses trois éléments dans l'ordre croissant de leur électronégativité.

Université de Garoua

Faculté des Sciences