

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEURE ET DE LA RCHERCHE
SCIENTIFIQUE
ECOLE PREPARATOIRE EN SCIENCES ET TECHNIQUES D'ORAN



POLYCOPIE
TRAVAUX DIRIGÉS DE CHIMIE 1^{ère} ANNÉE

Réalisés par : Mme ZEGHADA-MEHDID SARAH
Mme REGUIG FATIHA
Et Mr KADRI MOHAMED, Université d'Oran

Sommaire

Première partie

La structure de la matière

Fiche TD N°01.....	1
Fiche TD N°02.....	3
Fiche TD N°03.....	5
Fiche TD N°04.....	8
Fiche TD N°05.....	10
Fiche TD N°06.....	12

Deuxième partie

Thermodynamique

Fiche TD N°01.....	15
Fiche TD N°02.....	17
Fiche TD N°03.....	19
Fiche TD N°04.....	20
Fiche TD N°05.....	22
Fiche TD N°06.....	25

Première partie
Structure de la matière

Structure de la matière
Fiche TD N°01

Exercice 1 : Définir les termes suivants : atome, molécule, solution, nombre de mole, solvant, soluté, concentration, nombre d'Avogadro.

Exercice 2 : dans 0,4 mole de H_2S , combien y a-t-il : (a) de grammes de H_2S , (b) de moles de H et de moles de S, (c) de grammes de H et de grammes de S, (d) de molécules de H_2S , (e) d'atomes de H et d'atomes de S ? On donne les masses atomiques : H : 1 et S : 32.

Exercice 3 : une mole d'un composé A contient $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes d'Hydrogènes, 35,5 grammes d'atomes de Chlore, et 64 grammes d'atomes d'Oxygènes. Quelle est, parmi les composés suivants, celle qui correspond au composé A ? $HClO_3$, $HClO$, $HClO_4$, $HClO_2$ ou HCl . On donne les masses atomiques : H : 1 ; Cl : 35,5 et O : 16.

Exercice 4 : Le sodium (Na) réagit avec l'eau pour donner l'hydroxyde de sodium (NaOH) et de l'hydrogène gazeux. Ecrire et équilibrer la réaction chimique. 2,3 grammes de sodium sont ajoutés à 0,9 gramme d'eau, calculé : (a) la masse et le nombre de moles de NaOH ainsi que le nombre de molécules de gaz d'hydrogène obtenus. On donne les masses atomiques : H : 1 ; O : 16 et Na : 23.

Exercice 5 : Déterminer la teneur (pourcentage en poids) en Fer (Fe) de chacun des composés suivants : $FeCO_3$, Fe_2O_3 , Fe_3O_4 . Quelle masse de fer peut-on obtenir à partir de 2 Kg de Fe_2O_3 ? On donne les masses atomiques : Fe : 56 ; C : 12 et O : 16.

Exercice 6 : Trouver la formule brute d'un hydrocarbure dont l'analyse a donné la composition centésimale suivante : C = 85,63% et H = 14,37%.

Exercice 7 : L'analyse élémentaire d'un composé a donné les résultats suivants : K = 26,57%, Cr = 35,36%, O = 38,07%. Déduire la formule brute du composé. On donne les masses atomiques : K : 39,1 ; Cr : 52 et O : 16.

Exercice 8 : Calculer les compositions centésimale pondérale des corps suivants : C_3H_8 ; C_3H_7OH . Sachant que H : 1 ; C : 12 ; O : 16.

Exercice 9 : La combustion de 1,367 g d'un composé organique en présence d'air a donné 3,002 g de CO_2 et 1,64 g de H_2O . Déterminer sa formule brute sachant que ce composé contient uniquement du carbone, Hydrogène et de l'Oxygène.

Exercice 10 : La nicotine, contenue dans le tabac, se compose de 74,07% de Carbone, 8,64% d'Hydrogène et d'Azote (N). Sa masse molaire est de 162g. Trouver la formule brute de la nicotine.

Exercice 11 : On a préparé une solution en dissolvant 3,75 g d'un hydrocarbure pur dans 95 g d'acétone. Le point d'ébullition de l'acétone est de 55,95°C et celui de la solution, de 56,50°C. Si la constante ébullioscopique de l'acétone est de 1,71°C.Kg/mol, quelle est la masse moléculaire de l'hydrocarbure.

Exercice 12 : Le point de congélation d'un échantillon de naphthalène est de 80,6°C. Lorsqu'on dissout 0,512 g d'une substance dans 7,03 g de naphthalène, la solution a un point de congélation de 75,2°C. Quelle est la masse moléculaire du soluté ? La constante cryoscopique du naphthalène est de 6,80°C.Kg/mol.

Exercice 13 :

- 1) Quelle masse m , de chlorure de sodium, NaCl, faut-il peser pour préparer 250 ml d'une solution à 10 g/l ? Na : 23 ; Cl : 35,5.
- 2) Dans quel volume V d'eau faut-il dissoudre une masse m de NaCl égale à 2,10 g, pour obtenir une solution à 10 g/l ? Na : 23 ; Cl : 35,5.

Exercice 14 : on dissout une masse $m = 3,15$ g de chlorure de sodium dans 200ml d'eau.

- 1) Quelle est la concentration massique volumique, en g/l, de NaCl ?
- 2) Quelle est la concentration molaire volumique (molarité), en mol/l, de NaCl ?
- 3) Quelle est la molalité de NaCl ?
- 4) Calculer les fractions molaires des constituants de la solution de NaCl ?

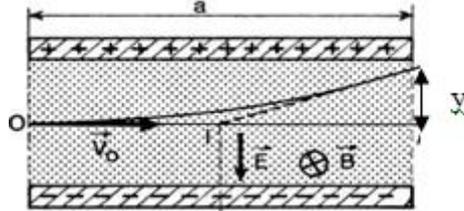
Exercice 15 : Une solution de saccharose a été préparé par dissolution de 13,5 g de sucre de canne $C_{12}H_{22}O_{11}$ dans la quantité suffisante d'eau pour obtenir exactement 100 ml d'une solution dont la masse volumique est alors de 1,050 g/cm³. calculer la concentration pondérale, la molarité et la molalité du sucre dans cette solution.

Exercice 16 :

- 1) Quelle est la normalité d'acide de 1 litre de solution aqueuse contenant 0,1 mol HCl et 0,2 mol de H_3PO_4 ?
- 2) Préparer 500ml de solution de H_2SO_4 à 0,1 N à partir d'une solution concentrée de H_2SO_4 à 98%. $d = 1,84$.

Structure de la matière
Fiche de TD N°2

Exercice 1: (Expérience de J.J. Thomson 1897)



Dans l'expérience de J.J. Thomson, on réalise la déviation d'un faisceau d'électrons à l'aide d'un champ électrique E et on mesure la déviation Y sur l'écran. La déviation du faisceau électronique est annulée par l'action antagoniste d'un champ magnétique B qui agit dans le même espace que E .

- 1) Etablir l'expression de la charge massique e/m de l'électron en fonction des grandeurs intervenant dans l'expérience.
- 2) Déterminer la vitesse des électrons et leur énergie cinétique.
- 3) Quel est le potentiel accélérateur V qu'il faut appliquer entre la cathode et l'anode pour conférer aux électrons cette énergie cinétique ?

On donne : $E = 3,6 \cdot 10^4 \text{ V/m}$; $B = 9 \cdot 10^{-4} \text{ Tesla}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$.

Exercice 2: (expérience de Millikan 1910).

On utilise le dispositif de Millikan, pour étudier la chute libre d'une gouttelette d'huile dans l'air. Elle tombe à une vitesse de $v = 0,322 \text{ mm/s}$

- 1) calculer le rayon de la gouttelette ainsi que sa masse, si on néglige la poussée d'Archimède sur la gouttelette.
- 2) la vitesse de la goutte qui est entre les armatures d'un condensateur devient $0,265 \cdot 10^{-3} \text{ m/s}$ quand la valeur du champ électrique est de $E = 45 \cdot 10^4 \text{ V/m}$ calculer dans ce cas la charge q de la goutte et le nombre d'électron correspondant.
- 3) La même gouttelette reçoit maintenant une autre charge électrique élémentaire par ionisation sous l'effet d'un faisceau de rayons X. Quelle est la nouvelle valeur du champ électrique à appliquer pour que la gouttelette soit en équilibre ?

Données : masse volumique du liquide utilisé : $\rho = 885 \text{ kg/m}^3$; L'accélération terrestre : $g = 9,81 \text{ m/s}^2$; Le coefficient de viscosité de l'air $\eta = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ Pa.s}$

Exercice 3: (Spectrogramme de Bainbridge).

Les ions positifs du chlore, de masse différentes, sont accélérés dans le filtre de vitesse où règnent deux champs magnétique B' uniforme, les ions sont déviés selon une trajectoire circulaire de rayon R de telle sorte qu'ils impressionnent une plaque photographique.

- 1) Calculer la distance entre les points d'impacts des isotopes du chlore sachant que : $B = 0,2$ Tesla, $E = 60000$ V/m et $B' = 0,1$ Tesla. Les masses atomiques des deux isotopes sont : $^{35}\text{Cl} = 34,97$ uma et $^{37}\text{Cl} = 36,97$ uma.
- 2) Quel est leur pourcentage dans la nature si la masse moyenne du chlore est $35,453$ uma ?

Exercice 4:

Considérons l'élément phosphore P (isotopiquement pur, nucléide $_{15}^{31}\text{P}$) :

- a- Déterminer, en uma, la masse du noyau, puis celle de l'atome de phosphore.
- b- Est-il raisonnable de considérer que la masse de l'atome est localisée dans le noyau ?
- c- Calculer la masse atomique molaire de cet élément.
- d- La valeur de la littérature est de $30,973$ g.mol⁻¹. Que peut-on en conclure ?

Données :

$${}^0_1\text{n} = 1,00866 \text{ uma} ; {}^1_1\text{p} = 1,00727 \text{ uma} ; e = 9,108 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} ; e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} ; c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s.}$$

Exercice 5 :

1/ Déterminer la masse atomique de l'antimoine $_{51}\text{Sb}$ connaissant les pourcentages relatifs de chacun des isotopes :

57,43% de l'isotope $_{51}\text{Sb}$ de masse atomique 121 uma.

42,57% de l'isotope $_{51}\text{Sb}$ de masse atomique 123 uma.

2/ L'élément At (astate) naturel se compose de deux isotopes $^{210}_{85}\text{At}$ et $^{212}_{85}\text{At}$. La masse atomique de cet élément est de 210,197 uma.

- a- Déterminer la constitution des noyaux de ces deux isotopes.
- b- Calculer le pourcentage de chacun des deux isotopes dans cet élément naturel

Exercice 6:

1/ Dans la nature, on retrouve trois isotopes du magnésium Mg: Mg 24 présent à 78,70%, Mg 25 présent à 10,13% et Mg 26 présent à 11,17%. Calculer la masse atomique de cet élément.

2/ Le carbone à l'état naturel contient deux isotopes de masse respective 12,00 et 13,00 uma. Quelle est l'abondance des deux isotopes dans le carbone naturel dont la masse atomique moyenne est 12,01112 uma ?

Structure de la matière
Fiche TD N°03

Exercice 1 :

1. Le noyau de l'atome d'azote N ($Z=7$) est formé de 7 neutrons et 7 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau. La comparer à sa valeur réelle de 14,007515u.m.a. Calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en MeV.

$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a. } m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$$

$$m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31} \text{ kg ; } N = 6,023 \cdot 10^{23} ; c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

2. Calculer la masse atomique de l'azote naturel sachant que :

^{14}N a une masse de 14,007515u.m.a et une abondance isotopique de 99,635%

^{15}N a une masse de 15,004863u.m.a et une abondance isotopique de 0,365%

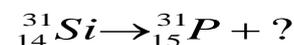
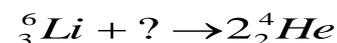
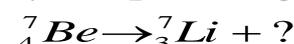
Exercice 2 : (Constitution des atomes et des ions)

Rappeler la signification du numéro atomique Z , et celle du nombre de masse A . Indiquer le nombre de protons, neutrons et électrons des atomes ou ions suivants :



Exercice 3 : (Réactions nucléaires)

Compléter les équations des réactions nucléaires suivantes en indiquant la nature des particules représentées par un point d'interrogation. Réfléchir dans chaque cas à la nature de la réaction nucléaire.



Exercice 4 : (Familles radioactives naturelles)

Une famille radioactive naturelle est une famille dont le père est l'isotope radioactif naturel d'un élément donné, et qui est constituée d'isotopes de divers éléments dérivant les uns des autres par filiation ; le dernier constituant est un isotope stable du plomb. Les trois familles naturelles connues sur Terre aujourd'hui sont celles de l'uranium 238, de l'uranium 235 et du thorium 232. Le radium ${}_{88}^{226}\text{Ra}$ est le cinquième élément fils de la famille de l'uranium 238. Après une série de désintégrations successives de type α ou β^{-} , il donne finalement naissance au noyau stable de plomb ${}_{82}^{206}\text{Pb}$.

a) Quel est le nombre des désintégrations de type α et β^{-} qui permettent de passer de ${}_{88}^{226}\text{Ra}$ à ${}_{82}^{206}\text{Pb}$?

b) Les six premières étapes sont représentées ci-dessous. Les compléter en indiquant les numéros atomiques, les nombres de masse et le type d'émission radioactive :



Exercice 5 :

Un noyau radioactif de Radon ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ se désintègre en émettant une particule α . On dispose d'un échantillon de masse $m=1\text{g}$ de cet isotope. La période de ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ est $T=3,8$ jours.

- 1- Ecrire l'équation de désintégration de ${}^{222}_{86}\text{Rn}$.
- 2- Calculer la constante de désintégration radioactive de ${}^{222}_{86}\text{Rn}$.
- 3- Combien ya-t-il de noyaux radioactifs présents dans l'échantillon considère ?
- 4- Quelle est l'activité de cet échantillon? Quelle sera-t-elle au bout de 15 jours ?
- 5- Calculer le temps nécessaire pour que l'activité diminue de 1/8 de sa valeur initiale.

Exercice 6 : (Datation au carbone 14)

- 1) Écrire la réaction de désintégration radioactive de ${}^{14}\text{C}$, sachant qu'elle est de type β^- .
- 2) Quel est l'âge d'un échantillon de charbon de bois trouvé dans une grotte préhistorique, dont l'activité vaut 232 dpm (désintégrations par minute) sachant qu'un échantillon de charbon de bois de même masse, fraîchement préparé, a une activité de 1500 dpm, et que la période de ${}^{14}\text{C}$ vaut 5730 années ?
- 3) En admettant que la limite de détection correspond à un pourcentage résiduel de 1 % ${}^{14}\text{C}$, Quel est l'âge le plus lointain qui peut être déterminé par cette méthode de datation ?

Exercice 7 :

La période de désintégration radioactive du phosphore ${}^{32}\text{P}$ est 14,3 jours. Combien de temps faut-il pour désintégrer 90%, 99% et 99,9% d'une quantité donnée de phosphore.

Exercice 8 : (Tritium)

- 1) le tritium ${}^3_1\text{H}$ se désintègre avec une constante radioactive : $\lambda = 1,79 \cdot 10^{-9} \text{ s}^{-1}$.
 - a- Quelle est le temps de demi-vie de tritium? donner le résultat en année.
 - b- On considère une masse de tritium qui donne $2 \cdot 10^6$ d.p.s, Quelle est la valeur de la masse.
- 2) L'isotope de l'iode ${}^{131}_{53}\text{I}$ est utilisé en médecine dans le diagnostic le traitement de cancers, sachant qu'il a un temps-vie $T=8$ jours, subit une désintégration radioactive de type β^-
 - a- Donner la réaction de désintégration de l'iode ${}^{131}_{53}\text{I}$.
 - c- L'activité de l'échantillon de l'iode ${}^{131}_{53}\text{I}$ est de 420 Bq le 10 juin 2004 à 11 heures, déterminer l'activité de l'échantillon le 18 juin 2004 à 11 heures.
 - d- Combien reste-t-il d'atomes sur l'échantillon de 10^{10} au bout de 8 jours.

Exercice 9 : (Radioactivité d'un échantillon)

Un échantillon radioactif est constitué des isotopes artificiels 85 et 90 du strontium ($Z = 38$). Sachant que l'échantillon contient une mole de l'isotope 85 (période : 64 j) et une mole de l'isotope 90 (période : 28,5 ans), calculer le temps au bout duquel les activités des deux isotopes sont égales, ainsi que l'activité massique de l'échantillon à ce moment-là.

Exercice 10 : (Énergie libérée par la fission de l'uranium 235)

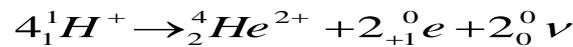
Lorsque l'uranium $^{235}_{92}\text{U}$ subit un bombardement neutronique, un des processus de fission sous l'impact d'un neutron fournit de l'yttrium $^{95}_{39}\text{Y}$ et de l'iode $^{139}_{53}\text{I}$.

- Écrire la réaction en la complétant, et commenter.
- Calculer l'énergie libérée par la fission d'un atome d'uranium 235 (en MeV), puis l'énergie dégagée par g de $^{235}_{92}\text{U}$ fragmenté (en J).

Masses des noyaux : $m(^{235}_{92}\text{U}) = 235,044\text{u}$; $m(^{95}_{39}\text{Y}) = 94,915\text{u}$; $m(^{139}_{53}\text{I}) = 138,910\text{u}$;
 $m_n = 1,0087\text{u}$

Exercice 11 : (Énergie libérée par une fusion nucléaire)

La fusion de quatre noyaux d'hydrogène en un noyau d'hélium est le bilan d'un des cycles de réactions se produisant dans le Soleil:



Calculer l'énergie libérée (en J) par la fusion d'1 g d'hydrogène.

Données complémentaires

Masses des noyaux : $m(^1_1\text{H}) = 1,0073\text{u}$; $m(^4_2\text{He}) = 4,001506\text{u}$

Structure de la matière
Fiche TD N°4

Exercice 1 : (effet photoélectrique)

L'énergie de l'extraction de lithium est de 2,46 eV.

1. Calculer la longueur d'onde du seuil (λ_0).

La cathode du lithium reçoit une irradiation monochromatique de longueur d'onde 330 nm.

1. Y a-t-il émission d'électrons ? justifier.
2. Calculer :
 - a. La quantité de mouvement du photon incident ?
 - b. La vitesse des électrons émis.
 - c. La longueur d'onde associée aux électrons.
 - d. Quelle est la différence de potentiel qu'il faut appliquer pour annuler l'effet photoélectrique.

Exercice 2 : (principe d'incertitude d'HEISENBERG)

1. Calculer la longueur d'onde de DE BROGLIE pour une particule de masse 1g et se déplace à une vitesse de l'ordre 100 m/s et la longueur d'onde associé à un électron à la même vitesse. Commenter.
2. Calculer l'erreur relative sur la vitesse Δv et discuter ces résultats pour les deux particules suivantes
 - a. Une particule de masse 1g et $\Delta x = 10^{-6}$ m
 - b. Un électron avec $\Delta x = 1\text{Å}$.

Exercice 3: (atome d'hydrogène)

1. Déterminer l'expression de la longueur d'onde de la première raie et de la raie limite des séries de Lyman, Balmer et Paschen.
2. Calculer les énergies correspondantes en joules et eV.
3. Dans quel domaine spectral (visible, ultra-violet, infra-rouge,...) observe-t-on chacune de ces séries ?
4. Donner le diagramme des niveaux d'énergies de l'atome d'hydrogène, en précisant l'état fondamental, les états excités, les énergies d'ionisations ainsi que les différentes transitions possibles pour chaque série.

Exercice 4: (atome d'hydrogène)

1. Calculer l'énergie nécessaire, en eV, pour exciter l'électron d'un atome d'hydrogène de l'état fondamental $n=1$ au niveau excité $n=2$. Quelle est la longueur d'onde de la radiation lumineuse que doit absorber cet atome pour réaliser cette transition ?
2. Déterminer la plus courte longueur d'onde de la radiation lumineuse que peut émettre l'atome hydrogène. A quel domaine spectral appartient cette radiation ?
3. Calculer d'après la théorie de Bohr, le rayon r_1 de la première orbite décrite par l'électron.
4. Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène présente une raie de longueur d'onde de 4850Å , quelle est la transition correspondante à cette raie ?
5. Calculer la longueur d'onde en Å et la fréquence de raie de la plus grande longueur d'onde produite dans le visible et celle de la plus petite longueur d'onde produite dans l'UV.

Exercice 5 : (atome d'hydrogène)

Si un atome d'hydrogène dans son état fondamental absorbe un photon de longueur d'onde λ_1 puis émet un photon de longueur d'onde λ_2 , sur quel niveau l'électron se trouve-t-il après cette émission ? $\lambda_1 = 97,28 \text{ nm}$ et $\lambda_2 = 1879 \text{ nm}$.

Exercice 6 :

Les potentiels d'excitation successifs de l'atome d'hydrogène ont pour valeur : 10,15 ; 12,03 ; 12,69 ; 12,99...volts. Le potentiel d'ionisation a pour valeur 13,54 volts. Exprimer en eV les énergies de l'électron sur les différents niveaux et montrer que ces résultats expérimentaux vérifient la théorie de Bohr.

Exercice 7 : (atome hydrogénéoïde)

Soit l'atome d'hydrogénéoïde Li^{2+} ($Z=3$)

1. La raie correspondante à la plus petite longueur d'onde du spectre de Li^{2+} est de $\lambda = 101,3 \text{ \AA}$. Quelle est la transition correspondante à cette raie ?
2. Calculer, en eV, l'énergie de la dernière ionisation de l'ion hydrogénéoïde Li^{2+} .
3. Quelles est la plus petite valeur d'énergie que doit absorber l'ion hydrogénéoïde Li^{2+} pour passer de l'état fondamental $n=1$ à l'état excité ?
4. Calculer le rayon d'orbite de l'électron pour l'ion hydrogénéoïde Li^{2+} se trouvant dans le premier état d'excitation à partir de l'état fondamental $n=1$ en utilisant le modèle de Bohr.
5. Calculer les longueurs d'ondes en nm et les fréquences en Hz de la deuxième raie et la raie limite de la série de balmer de l'ion hydrogénéoïde Li^{2+} . A quel domaine spectral appartiennent ces raies ?

Exercice 8 : (nombres quantiques)

1. Les orbitales de l'atome d'hydrogène sont décrites par trois nombres quantiques : **n**, **l** et **m**.
 - a. Si $n=2$ et $m=-1$, quelles sont toutes les valeurs possibles de **l** ?
 - b. Si $n=3$ et $l=2$, quelles sont toutes les valeurs possibles de **m** ?
 - c. Si $m=1$ et $l=1$, quelles sont toutes les valeurs possibles de **n** ?
2. Parmi les ensembles des nombres quantiques suivants, indiquer, en expliquant pourquoi, lesquels ne sont pas permis pour l'atome d'hydrogène :
(2,1,-1), (1,1,0), (8, 7, -6), (1,0,2), (3,2,2), (4,3,4), (0,0,0), (2,-1,1), (3,2,0), (2,2,-1), (3,0,3), (3,-2,0).
3. Un triplet de trois nombres quantiques (**n**, **l**, **m**) caractérise toute orbitale atomique. Indique si les différents symboles caractérisent ou non une orbitale atomique : 1d, 3f, 1p, 5s, 2p.

Données: $R_H = 1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;
 $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$, $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Structure de la matière

Fiche TD N°5

Exercice 1 :

- 1) Donner le type d'orbitale, le nombre d'orbitales et la fonction d'onde correspondante ($\Psi_{n,l,m}$) pour $n=4$.
- 2) Représenter les orbitales 1s, 2s, 3s et 2p. Préciser les zones nodales et les axes ou plans de symétrie s'ils existent.
- 3) Les fonctions d'ondes sont-elles correctes (définissent-elles les états des électrons) ?
 $\Psi_{210}, \Psi_{000}, \Psi_{2-10}, \Psi_{300}, \Psi_{322}, \Psi_{121}, \Psi_{433}, \Psi_{200}, \Psi_{311}, \Psi_{423}, \Psi_{301}$
 - a) Classer les par ordre croissant d'énergie.
 - b) Indiquer pour chaque fonction d'onde le type d'orbitale et le nombre d'orbitales (justifier votre réponse).

Exercice 2 :

- 1) Donner la structure électronique, la période et le groupe des atomes et ions suivants, en représentant les électrons de la couche externe dans des cases quantiques : ${}_5\text{B}, {}_7\text{N}, {}_9\text{F}, {}_{13}\text{Al}, {}_{16}\text{S}, {}_{18}\text{Ar}, {}_{19}\text{K}, {}_{21}\text{Sc}, {}_{23}\text{V}, {}_{24}\text{Cr}, {}_{26}\text{Fe}, {}_{27}\text{Co}, {}_{28}\text{Ni}, {}_{29}\text{Cu}, {}_{32}\text{Ge}, {}_{35}\text{Br}, {}_{20}\text{Ca}, \text{Ca}^{2+}, \text{Br}^-, \text{S}^{2-}$.
- 2) Quel est le numéro atomique de l'élément appartenant à la même période que Ca et au même groupe de l'azote ?
- 3) Quel est le numéro atomique de l'atome ayant la configuration électronique externe suivante : $4d^{10} 5s^2$.

Exercice 3:

On considère trois éléments de la quatrième période dont la structure électronique externe comporte trois électrons célibataires. Écrire les structures électroniques complètes de chacun de ces éléments et déterminer leur numéro atomique.

Exercice 4:

Soient les atomes suivants :

${}_7\text{N}, {}_{19}\text{K}, {}_{21}\text{Sc}, {}_{24}\text{Cr}, {}_{25}\text{Mn}, {}_{26}\text{Fe}, {}_{29}\text{Cu}, {}_{30}\text{Zn}, {}_{47}\text{Ag}, {}_{79}\text{Au}$.

- 1) Donner les configurations électroniques des atomes ci-dessus. Présenter les électrons de valence pour chaque atome. En déduire le nombre d'électrons de valence.
- 2) Situer ces atomes dans la classification périodique et les grouper si possible par famille ou par période.
- 3) Le césium (Cs) appartient à la même famille que le potassium (K) et à la même période que l'or (Au). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice 5 :

- 1) Quels sont parmi ces éléments : ${}_{12}\text{Mg}, {}_{20}\text{Ca}, {}_{15}\text{P}, {}_{25}\text{Mn}, {}_{33}\text{As}$ ceux qui appartiennent à la même période ? au même groupe ?
- 2) Attribuer à chaque élément son électronégativité : 1,2 ; 1,0 ; 2,1 ; 1,5 ; 2,0.

Exercice 6 :

- 1) Donner le groupe et la période de chaque élément : $_{35}\text{Br}$, $_{23}\text{V}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{28}\text{Ni}$, $_{34}\text{Se}$.
Lesquels de ces éléments ne sont pas des métaux de transition.
- 2) Attribuer pour chacun d'eux l'énergie d'ionisation : 11,7 ; 6,72 ; 7,16 ; 7,54 ; 7,76 ; 9,7 eV.

Exercice 7 :

- 1) Donner le groupe et la période de chaque élément : $_{11}\text{Na}$; $_{42}\text{Mo}$; $_{52}\text{Te}$; $_{19}\text{K}$; $_{46}\text{Pd}$; $_{37}\text{Rb}$; $_{49}\text{In}$; $_{41}\text{Nb}$. Les classer par ordre croissant de l'énergie de première ionisation, d'électronégativité, de rayon atomique et de l'affinité électronique.
- 2) Lesquels sont des métaux de transition ? des non-métaux ? des alcalins ?

Exercice 8 :

- 1) Définir l'énergie de première ionisation et l'affinité électronique de l'atome d'azote.
- 2) Quelle est la charge effective ressentie par chaque électron de valence dans les espèces suivantes ? $_{7}\text{N}$; $_{7}\text{N}^+$; $_{7}\text{N}^-$
- 3) Calculer l'énergie totale des électrons de valence pour ces trois espèces.
- 4) En déduire l'énergie de première ionisation et l'affinité électronique de l'atome d'azote.
- 5) Que peut-on en conclure quant à la stabilité de N^- par rapport à l'atome neutre ?

Exercice 9 :

- A. Calculer la charge nucléaire efficace :
- a) pour un électron 4s, puis 3d de Cu ($Z = 29$)
 - b) pour un électron 4p de Se ($Z = 34$).
- B. Calculer l'énergie des orbitales 4s, puis 3d de K ($Z = 19$). Conclure.
- C. Soit l'atome de Magnésium ($Z = 12$)
- a) Quelle est la configuration électronique du magnésium dans l'état fondamental ?
 - b) Déterminer la charge nucléaire efficace puis l'énergie de chaque électron.
 - c) Évaluer l'énergie totale d'un atome de magnésium et d'un ion Mg^+ .
 - d) En déduire la valeur de l'énergie de première ionisation du magnésium.

Structure de la matière

Fiche TD N°6

Exercice 1 :

Donner le diagramme de Lewis des composés suivants : HCl, HClO, HClO₂, HClO₄, PCl₃, PCl₅, NH₃, CO₂, CO, NH₄⁺, H₃O⁺, SO₃, CO₃²⁻, ClO₄⁻, AlCl₄⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻, N₃⁻, NO₂⁻, SO₂, HCN, ONCl, Cl₂CO.

Exercice 2 :

Selon l'échelle de Pauling, l'électronégativité de H : 2,1 ; Li : 1 ; O : 3,5 ; Cl : 3 ; S : 2,5 ; P : 2,1. Prévoir les polarisations des liaisons dans les composés suivants : H₂O ; H₂S ; PH₃ ; PCl₃ ; HCl.

Exercice 3 :

On donne les moments dipolaires expérimentaux et les pourcentages de caractère ionique des acides halogénés : D (Debye) : 1,82 ; 1,07 ; 0,79 ; 0,38. Les caractères en % : 16,7 ; 11 ; 6,8 ; 40,8. Attribuer en expliquant pour chaque molécule suivante : le moment dipolaire et le pourcentage de caractère ionique : HF ; HCl ; HBr ; HI.

Exercice 4 :

Le moment dipolaire de la molécule H₂S est de 1,1D, celui de la liaison H-S est de $2,61 \cdot 10^{-30}$ Cm.

1. Calculer l'angle de la liaison H-S-H.
2. Calculer le caractère ionique partiel de la liaison H-S, sachant que la longueur de cette liaison est de 1,33 Å.

Exercice 5 :

Dans la molécule d'eau, l'angle HÔH a pour valeur expérimentale 105°.

1. Calculer le moment dipolaire de cette molécule, en considérons qu'il est égal à la somme vectorielle des moments dipolaires des deux liaisons O-H.
2. Calculer le pourcentage ionique de la liaison O-H.

On donne $\mu_{\text{O-H}} = 1,51$ D et $l_{\text{O-H}} = 0,96$ Å.

3. Comparer les longueurs des liaisons ainsi que l'angle de liaison dans H₂S, H₂O.

Exercice 6 :

1. Etablir le diagramme énergétique des molécules HF et HCl.
2. Donner le diagramme énergétique, la structure électronique et l'ordre (indice) de liaison puis comparer les longueurs de liaisons des molécules et ions moléculaires suivants : NO, NO⁺, NO⁻, sont elles paramagnétiques ?

Mêmes questions pour : C₂, C₂⁺, C₂⁻ ; CO, CO⁺, CO⁻ ; N₂, N₂⁺, N₂⁻.

Exercice 7 :

Soient les molécules et les ions moléculaires : HClO, HClO₂, HClO₄, PCl₃, PCl₅, NH₃, CO₂, CO, NH₄⁺, H₃O⁺, SO₃, CO₃²⁻, ClO₄⁻, AlCl₄⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻, N₃⁻, NO₂⁻, SO₂, HCN, ONCl, Cl₂CO, PF₅, SF₄, ClF₃, BrF₅.

1. Déterminer selon la théorie de la VSEPR, la géométrie de ces molécules et ions.
2. Préciser l'état d'hybridation de l'atome central.
3. Indiquer, parmi ces composés ceux qui possèdent un moment dipolaire.

Deuxième partie
Thermodynamique

Thermodynamique
Fiche de TD N° 1

Exercice 1 :

Définis les variables et les fonctions suivantes, trouve les relations qui relient ces variables : P, V, T, n, ρ , m, M, d, x_i , C_p , C_v , P_i , P_T .

Exercice 2 :

L'équation d'état des gaz parfaits est donnée par $PV=nRT$ (pour une mole)
Calculer les valeurs de R en utilisant les différentes unités.

Exercice 3 :

1) Soit la fonction $Z(x, y) = x^3 + y^4 + 3x^2y^3$

Calculer les premières dérivées partielles et les secondes dérivées partielles croisées. Que conclue-t-on ? Comment appelle-t-on Z et dZ ?

2) La pression de Vander Waals est donnée par $P(V, T) = \frac{nRT}{V-nb} - \frac{an^2}{V^2}$

Calculer : $\frac{\partial^2 P}{\partial T \partial V}$; $\frac{\partial^2 P}{\partial V \partial T}$. Quelles conclusions tire-t-on ?

Exercice 4 :

Une bouteille d' H_2 de 50 litres contient une quantité d'hydrogène à 20°C et sous 200 atm.
Calcule n, m et P à 500°C.

Exercice 5 :

20 g de gaz parfait de masse molaire 44 g/mol se trouvent à 37°C et sous une pression de $4,5 \cdot 10^5$ Pa. Quelle est dans ces conditions, la valeur de masse volumique.

Exercice 6 :

La pression d'un gaz parfait dans une enceinte de volume 0,763 litres est de 0,89 atm à 25°C.
Calculer son volume dans les conditions normales (0°C et 1 atm).

Exercice 7 :

Dans une enceinte vide de 10 litres, on introduit 8,4 g d'azote, 3,6 g d'argon et 2,4 g d'hydrogène. Calculer la pression totale et les pressions partielles si $t = 27^\circ C$.

Exercice 8 :

On introduit dans une enceinte vide de 2,83 litres, 0,174 g d' H_2 et 1,365 g d' N_2 à 0°C.
Calculer la pression totale, les pressions partielles et les fractions molaires x_i .

Exercice 9 :

On introduit n_A moles d'un gaz A dans une enceinte vide de volume V sa pression est de 0,5 atm à T. on ajoute à la même enceinte n_B moles d'un gaz B, à la température T sa pression est P_B . Calcule : le volume de l'enceinte et la pression totale.

$T = 25^\circ C$; $n_B = 0,12$ mol ; $P_B = 0,209$ atm.

Exercice 10 :

Un récipient divisé en deux parties par une membrane, la 1^{ère} partie contient 5 litres d'un gaz à 9 atm et à T. la 2^{ème} contient 10 litres d'un autre gaz à 6 atm et à T.

- On libère la membrane : calculer la pression et le volume de chaque gaz.
- On brise la membrane : calculer P_T et les pressions partielles.

Exercice 11 :

- 1) Une masse d'un gaz parfait subit une transformation isotherme de l'état défini par ($P_1 = 1 \text{ atm}$, $V_1 = 2 \text{ l}$, $T_1 = 25^\circ\text{C}$) à l'état ($P_2 = 12 \text{ atm}$), calculer V_2 ?
- 2) Cette masse subit une transformation isobare de son état initial jusqu'à $T = 267^\circ\text{C}$, calculer V_3 ?
- 3) On introduit cette masse dans un cylindre en acier fermé à 27°C et 2 atm. Quelle est sa pression P_4 si on chauffe jusqu'à 130°C .

Exercice 12 :

Un cylindre divisé en trois parties par des parois, chaque partie contient un gaz, les gaz sont en équilibre thermique. On brise les parois : que se passe-t-il ?

Détermine : la pression totale P_T , les pressions partielles et les fractions molaires en fonction de P_1 , V_1 , P_T , V_T sachant que :

$P_3 = 2P_1 = 4P_2$; $V_2 = 2V_1 = 4V_3$; **A.N** : $P_1 = 2 \text{ atm}$ et $V_1 = 1 \text{ litre}$.

Thermodynamique
Fiche de TD N° 2

Thermométrie

Exercice 1 :

L'échelle centigrade de la température est définie par une relation linéaire dite fonction thermométrique, elle est donnée par la relation $t = ax + b$; a, b des constantes, x une grandeur physique (variable thermométrique). Soient x_0 , x_{100} et x les valeurs respectivement de x à 0 ; 100 et t.

Déterminer : 1) a et b en fonction de x_0 et x_{100} . 2) t en fonction de x_0 , x_{100} et x.

Si la grandeur x étant P ou V, retrouver ces expressions en fonction de t.

Exercice 2 :

Un thermomètre à mercure, gradué linéairement. Le mercure indique la division $x = -5$ dans la glace fondante et la division $x = 105$ dans l'eau bouillante.

Quelle est la température réelle sur l'échelle centigrade de Celsius pour $x=78$.

A quelle température la valeur lue sur ce thermomètre n'exige-t-elle aucune correction par rapport à l'échelle centigrade de Celsius.

CHALEUR : Q (la quantité de chaleur)

Exercice 1 :

Calculer Q à pression atmosphérique constante nécessaire pour :

A- porter la température :

- 1- de 180 g d'eau de 0°C à 100°C à l'état liquide.
- 2- de 220g de glace de 0°C à 100°C à l'état vapeur.
- 3- de 330g de glace de -10°C à 127°C.
- 4- de 14,5g d'air de 67°C à 830°C. Selon que : a) $V=Cste$; b) $P = Cste$.

B- pour fondre 250g de glace à 0°C.

C- pour vaporiser 380 g d'eau à 100°C.

Exercice 2 :

Calculer la température finale (d'équilibre) des mélanges suivants :

- 1- 400g d'eau à 70°C et 300g d'eau à 10°C.
- 2- 860g d'eau à 30°C et 86g de glace à -15°C.
- 3- 670g de pétrole à 78°C avec 1300g de pétrole à 15°C.

Exercice 3 :

Calculer les quantités de chaleurs reçues et cédées.

- 1- dans un bain marie de température invariable ($t = 40^\circ\text{C}$), on mélange 400g de glace à -25°C avec 785g d'eau liquide à 100°C .
- 2- un solide de capacité calorifique constante C. pris à t_0 , est mis en contact thermique avec une source de chaleur à t. **A.N.** : $t_0 = 650^\circ\text{C}$, $t = 37^\circ\text{C}$.
- 3- on plonge une barre de fer de masse 200g à 83°C dans un lac de 17°C .

Données: $C_P(\text{H}_2\text{O}, l) = 2C_P(\text{H}_2\text{O}, s) = 1 \text{ cal/g.K}$; $C_P(\text{H}_2\text{O}, g) = 8,22 \text{ cal/mol.K}$

$L_{fus}(\text{glace}) = 334,4 \text{ J/g}$ à 0°C et $L_{vap}(\text{H}_2\text{O}, l) = 540 \text{ cal/g}$ à 100°C

C (solide) = 36,84 cal/K ; C_p (Fer) = 0,46 J/g.K

C_v (air) = 20,9 J/mol.K; M (air) = 28,96 g/mol; C_p (pétrole) = 2,1 J/g.K.

Calorimétrie

Exercice 1 :

Dans un calorimètre contenant 1Kg d'eau à 15°C on verse 1 Kg d'eau à 65°C, la température finale est de 38,8 °C. Calculer la valeur en eau du calorimètre. On reprend ce calorimètre contenant 1Kg d'eau à 15°C, on y met 50g de glace à 0°C la température finale est de 10,87°C, calculer la chaleur latente de fusion de la glace L_{fus} . On reprend ce même calorimètre contenant 1Kg d'eau à 15°C, on y met 50g de glace à -5°C, la température finale est de 10,76°C. Calculer la chaleur massique de la glace.

Exercice 2 :

Dans un calorimètre de capacité calorifique négligeable contenant 10litres d'alcool à 15°C, on ajoute 8litres d'eau à 50°C. Calculer t_e . Quelle est la masse de glace à 0°C qu'il faut ajouter au mélange précédent, pour que la nouvelle température d'équilibre soit égale à 0°C.

C_p (al) = 2,5 J/g.K ; L_{fus} (glace) =334,4 J/g; ρ = 0,79 g/cm³.

Exercice 3 :

Dans un récipient de cuivre isolé thermiquement de valeur en eau 40g et à la température 0°C, on introduit 200g de glace à -13°C et 186g d'eau à 50°C. Calculer les masses de la glace et de l'eau à l'équilibre.

Exercice 4 :

Dans un récipient en laiton (alliage de cuivre et de zinc) de valeur en eau 125g, sa température initiale est 5°C ; on introduit 300g d'eau à 24°C et un morceau de cuivre de masse 15g à 100°C. Calculer la température d'équilibre, et les quantités de chaleurs échangées.

C_p (Cu)=0,094 cal/g.K

Exercice 5 :

Sur un bloc de glace à 0°C, on place un morceau de fer pesant 300g est chauffé à 85°C. Calculer la masse de glace qui fond, on donne : C_p (fer)=0,46 J/g.K et L_{fus} (glace) =334,4 J/g.

Thermodynamique
Fiche de TD N° 3

Exercice 1 :

On détend à pression atmosphérique constante une masse de gaz parfait diatomique de l'état $V_0 = 10$ l, $T_0 = 300$ K à l'état $V = 20$ l ; $T = 600$ K. Calculer : W , Q , ΔU et ΔH .

Exercice 2 :

Calculer : W , Q , ΔU , ΔH d'une détente isotherme à 37°C d'un gaz parfait de capacité calorifique molaire $C_p = 3,5 R$ de l'état ($V_1 = 5$ l, $P_1 = 4$ atm) à $V_2 = 10$ l, selon que cette détente est effectuée réversiblement ou irréversiblement.

Exercice 3 :

On détend un gaz parfait de façon adiabatique et réversible de 5 litres à 10 litres. Calculer : P , T , W , Q , ΔU , ΔH . si ($T_0 = 25^\circ\text{C}$, $P_0 = 1$ atm) et $C_v = 12,5$ J/mol.K.

Exercice 4 :

On comprime de façon adiabatique 0,35 mol d'un gaz parfait de l'état $P_0 = 1$ atm, $V_0 = 10$ l, à l'état (P, T). Calculer : P , V , T , W , Q , ΔU et ΔH de cette transformation que l'on effectue selon un processus réversible où $T = 1,6T_0$ ou un processus irréversible où $P = 2,5$ atm. $C_v = 10,46$ J/ mol. K.

Exercice 5 :

On comprime un gaz parfait diatomique d'un état initial ($P_1 = 1$ atm, $V_1 = 3$ l) à un état final ($P_2 = 3$ atm, $V_2 = 1$ l) selon trois chemins différents :

- a- isochore puis isobare ; b- isobare puis isochore ; c- isotherme.
- 1- Représenter ces transformations dans le plan Clapeyron (P, V).
- 2- Calculer : W , Q , ΔU et ΔH pour chaque transformation. Conclusions ?

Exercice 6 :

On fait subir à une mole de gaz parfait de chaleur spécifique $C_v = 12,48$ J/ mol. K, un cycle réversible à partir de son état initial ($P_1 = 2$ atm, $T_1 = 300$ K). Une compression isotherme de P_1 à $P_2 = 10$ atm ; puis une détente adiabatique de l'état P_2 à $P_3 = 2$ atm ; suivi d'un chauffage à pression constante qui le ramène à l'état 1.

- 1- Représenter ces transformations dans le plan de Clapeyron (P, V).
- 2- Calculer : W , Q , ΔU et ΔH pour chaque transformation et pour le cycle.

Exercice 7 :

On vaporise lentement 47,7g d'eau liquide à 100°C et sous une atmosphère ; la vapeur d'eau considérée comme un gaz parfait se détend réversiblement à température constante jusqu'à $P = 1/3$ atm. Calculer : W , Q , ΔU et ΔH .

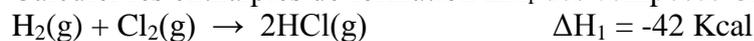
Sachant que : $L_v(\text{H}_2\text{O}, 1) = 9,76$ kcal/mol (à 1 atm ; 100°C).

Thermodynamique
Fiche de TD N°4

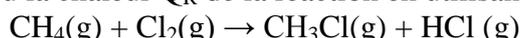
THERMOCHIMIE : Application du premier principe
Chaleur de réaction, Enthalpie de formation et Énergie de liaison

Exercice 1 :

Calculer les enthalpies de formation ΔH_f des composés $\text{CH}_4(\text{g})$, $\text{CH}_3\text{Cl}(\text{g})$, $\text{HCl}(\text{g})$.

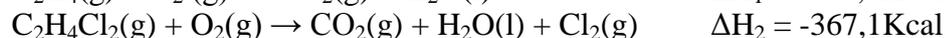
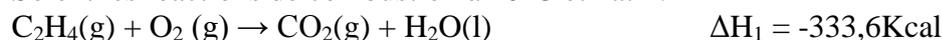


Calculer l'enthalpie ΔH_R ou la chaleur Q_R de la réaction en utilisant deux méthodes :



Exercice 2 :

Soient les réactions de combustion à 20°C et 1atm.



Équilibrer les deux réactions. Calculer :

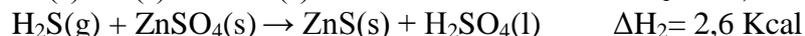
a. Les ΔH_f° des composés $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ et $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2(\text{g})$.

b. ΔH_R et ΔU_R pour : $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2(\text{g})$

On donne en Kcal/mol : $\Delta H_f(\text{CO}_2, \text{g}) = -94,05$ et $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -68,4$

Exercice 3 :

Calculer ΔH_f° de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ en utilisant les enthalpies de réactions :



Exercice 4 :

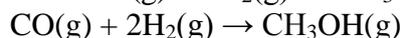
Les réactions de combustion de C_4H_{10} et C_5H_{12} gazeux libèrent respectivement 633 et 779,6 Kcal/mol à 25°C et 1 atm. Ecrire les réactions de combustion de chaque gaz, sachant que les produits des réactions sont gazeux ; calculer Q_v des deux réactions et ΔH_f de C_4H_{10} et C_5H_{12} . Les ΔH_f (Kcal/mol) de $(\text{CO}_2) = -94,05$ et de $(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = -58,2$.

Exercice 5 :

La combustion de l'acide méthanoïque liquide dégage 60,6 Kcal/mol ; celle de l'acide gazeux dégage 71,65 Kcal/mol, les produits de la combustion sont dans les deux cas $\text{CO}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Calculer ΔH_f de l'acide liquide et gazeux, $\Delta H_v(\text{CH}_2\text{O}_2, \text{l})$. données en Kcal/mol à 25°C et 1atm : $\Delta H_f(\text{CO}_2) = -94,05$; $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = -58,2$ et $\Delta H_v(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 10,4$.

Exercice 6 :

Calculer les ΔH_f de CO , CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et CH_3OH liquide et gazeux. En déduire ΔH_R , ΔU_R et l'écart $\Delta H_R - \Delta U_R$ des deux réactions : $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$



Données à 25°C et une atmosphère $\Delta H_v(\text{CH}_3\text{OH}, \text{l}) = 8,43 \text{ Kcal/mol}$

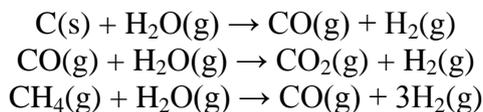
Composés	C(s)	CO(g)	H ₂ (g)	CH ₃ OH(l)
ΔH_c (Kcal/mol)	-26,8	-67,63	-68,4	-173,67
Prod. de comb	CO(g)	CO ₂ (g)	H ₂ O(l)	(H ₂ O, l) ; (CO ₂)

Exercice 7 :

1. En utilisant le tableau ci-dessous : calculer les ΔH_f° , en écrivant la réaction de formation de chaque composé : CO(g) ; CO₂(g) ; H₂O(l) ; H₂O(g) ; CH₄(g) ; C₂H₄(g)

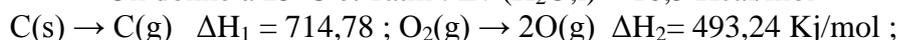
Composés	C(s)	H ₂ (g)	CO(g)	CH ₄ (g)	C ₂ H ₄ (g)
ΔH_c (Kcal/mol)	-26,8	-68,4	-67,63	-212,65	-337,34
Prod. de comb	CO(g)	H ₂ O(l)	CO ₂ (g)	CO ₂ (g), H ₂ O(l)	CO ₂ (g), H ₂ O(l)

2. Calculer les chaleurs des réactions :



3. Calculer les énergies de liaison : E(C≡O) ; E(C=O) ; E(O-H) dans CO ; CO₂ et H₂O.

On donne à 25°C et 1atm : Lv (H₂O,l) = 10,5 Kcal/mol



Exercice 8 :

En utilisant les données du tableau ci-dessous, calculer les énergies de liaisons E(C-C) ; E(C=C) ; E(C-H) dans CH₄, C₂H₄ et C₂H₆ qui sont gazeux.

Composés	CH ₄	C ₂ H ₄	C ₂ H ₆	H(g)	C(g)
ΔH_f (Kj/mol)	-76	52	-58	218	718

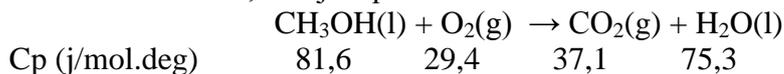
Exercice 9 :

Calculer ΔH_f (HCl,g) à 725°C et 1atm.

On donne à 25°C et 1atm, ΔH_f (HCl,g) = -22 Kcal/mol, Cp (H₂) = 7,3 cal/mol.K ; Cp (Cl₂) = 8,8 cal/mol.K ; Cp (HCl,g) = 7,3 cal/mol.K

Exercice 10 :

La combustion d'un gramme du méthanol à 25°C et 1 atm dans une bombe calorimétrique dégage une chaleur de 21,86 Kj. Équilibrer la réaction et calculer ΔH_R à 25°C et à 64°C.



Cp (j/mol.deg) 81,6 29,4 37,1 75,3

Thermodynamique

Fiche de TD N°5

2^{ème} principe

Exercice 1 : Calculer ΔS du système dans chaque cas.

- On plonge un morceau de fer de masse $m=200\text{g}$ à 89°C dans un lac de 17°C .
- On mélange 600g de pétrole à 76°C avec 1260g de pétrole à 13°C .
- Dans un bain marie de température invariable ($t = 40^\circ\text{C}$), on mélange 400g de glace à -25°C avec 785g d'eau liquide à 100°C .
- Un solide de capacité calorifique constante C , pris à t_0 , est mis en contact thermique avec une source de chaleur à t . **AN** : $t_0 = 650^\circ\text{C}$, $t = 37^\circ\text{C}$, $C = 36,84 \text{ cal/K}$
- Calculer ΔS pour transformer 330g de glace de -10°C à 127°C .

Données: $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 2C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{s}) = 1 \text{ cal/g.K}$; $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 8 \text{ cal/mol.K}$

$L_{fus}(\text{glace}) = 80 \text{ cal/g}$ à 0°C et $L_{vap}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 540 \text{ cal/g}$ à 100°C

$C_p(\text{Fer}) = 0,46 \text{ J/g.K}$; $C_p(\text{pétrole}) = 2,1 \text{ J/g.K}$.

Exercice 2 :

Un cylindre muni d'un piston mobile qui se déplace sans frottement. Le cylindre contient 5litres d'un gaz parfait à 310K et à $P=21,58 \text{ atm}$. On fixe le piston et on chauffe le gaz jusqu'à $T_1=87^\circ\text{C}$ puis on libère le piston et le gaz subit une détente isotherme lentement à $T_2=T_1$ jusqu'à $V_2=15\text{l}$. Calculer : W , Q , ΔU , ΔH et ΔS pour cette transformation $C_v=1,5 R$.

Exercice 3 :

On comprime de façon adiabatique $0,35 \text{ mol}$ d'un gaz parfait de l'état $P_0 = 1\text{atm}$, $V_0 = 10\text{l}$, à l'état (P,T) . Calculer : P , V , T , W , Q , ΔU , ΔH et ΔS de cette transformation que l'on effectue selon un processus réversible ou $T=1,6T_0$ où un processus irréversible ou $P = 2,5 \text{ atm}$.
 $C_v = 10,46 \text{ J/ mol. K}$.

Exercice 4 :

Calculer : W , Q , ΔU , ΔH et ΔS d'une détente isotherme à 37°C d'un gaz parfait de capacité calorifique molaire $C_p= 3,5 R$ de l'état ($V_1=5\text{l}$, $P_1=4\text{atm}$) à $V_2 = 10\text{l}$, selon que cette détente est effectuée réversiblement ou irréversiblement.

Exercice 5 :

Un gaz parfait diatomique définit par l'état ($P_1=4\text{atm}$, $V_1=50\text{l}$, $T_1=27^\circ\text{C}$) effectue un cycle réversible : une isobare jusqu'à $T_2=480\text{K}$; suivi d'une isochore jusqu'à T_1 , puis d'une isotherme jusqu'à l'état 1. Représenter ces transformations dans le plan de Clayperon (P , V). Calculer : W , Q , ΔU , ΔH et ΔS pour cette transformation et pour le cycle.

Exercice 6 :

- Calculer S° à 25°C et à 187°C pour la réaction : $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$
- Calculer $S^\circ(T)$ pour O_2 et O_3 et en déduire $S^\circ(T)$ pour la réaction :
 $2\text{O}_3(\text{g}) \rightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$, on prend $T=574\text{K}$. Et on donne : $C_p (\text{J.mol}^{-1}\text{K}^{-1})$ et $S^\circ_{298} (\text{cal/K})$

	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{SO}_2(\text{g})$	$\text{SO}_3(\text{g})$	$\text{O}_3(\text{g})$
C_p	29,36	39,79	50,63	38,16
$S^\circ_{298\text{K}}$	49	59,30	61,34	57,08

Enthalpie libre G : Calcul de ΔG

Exercice 1 : Calculer ΔG°_R des réactions ci-dessous à 25°C :

Réactifs → produits	ΔH° _R (KJ)	ΔS° _R (J.K ⁻¹)
2O ₃ (g) → 3O ₂ (g)	-285,4	137,55
2NO ₂ (g) → N ₂ O ₄ (g)	-57,20	-175,83
2NO(g) → N ₂ (g) + O ₂ (g)	-180,74	-24,87
N ₂ O ₅ (g) → 2NO ₂ (g) + $\frac{1}{2}$ O ₂ (g)	216,48	938,23
2SO ₂ (g) + O ₂ (g) → 2SO ₃ (g)	-198,24	-189,63

Exercice 2:

Calculer ΔG°_R pour la réaction : NaI(s) → Na⁺(aq) + I⁻(aq)

Sachant que les ΔG°_f sont : -286,06 -261,91 -51,57 (KJ/mol)

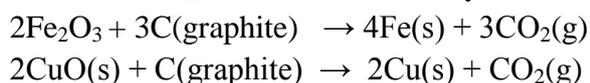
Exercice 3 : Calculer ΔG°_f(HBr,g) à 25°C et 1 atm

Br ₂ (l) → Br ₂ (g)	ΔG° = 3,110 KJ
HBr(g) → H(g) + Br(g)	ΔG° = 339,10KJ
Br ₂ (g) → 2Br(g)	ΔG° = 164,79KJ
H ₂ (g) → 2H(g)	ΔG° = 406,49 KJ

Exercice 4 : Une mole de gaz parfait passe de l'état (P₀=2atm, T₀=0°C) à l'état finale P = 4atm, par une transformation au cours de laquelle P = kV où k est une constante. Calculer : V₀, V, W, Q, ΔU, ΔH, ΔS, ΔF et ΔG. Selon que la transformation est réversible ou irréversible. On donne : C_v = 1,5R et S° = 46 J/mol.K à T₀.

Exercice 5 :

Calculer ΔG°_R des réactions des oxydes de fer et de cuivre par le carbone graphite.

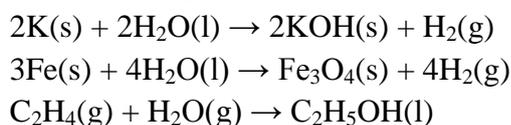


Produits	FeO ₃ (s)	CO ₂ (g)	CuO(s)
ΔG° _f (KJ/mol)	742,2	395	-130

Ces conditions sont favorables à la réduction des oxydes à 298K et 1atm.

Exercice 6 :

Calculer ΔG°_R des réactions en utilisant les données du tableau ci-dessous :



Ces réactions sont-elles spontanées à 25°C et 1atm. Calculer ΔG° à 500K et à 800K pour la 3^{ème} réaction (ΔH° est constant et C₂H₅OH(l) s'évapore à 78,5°C).

	H ₂ O(l)	KOH(s)	Fe ₃ O ₄ (s)	C ₂ H ₆ O(l)	C ₂ H ₆ O(g)	H ₂ O(g)	C ₂ H ₄ (g)
ΔG° _f	-56,74	-89,59	-242,69	-41,8	-40,28	-54,68	16,30
ΔH° _f	-68,38	-101,88	-267,46	-66,41	-56,24	-57,85	12,51
S° _{298K}	16,73	14,14	34,93	38,44	67,61	45,15	52,5

S° en (cal.mol⁻¹.K⁻¹), ΔG°_f et ΔH°_f en (Kcal.mol⁻¹) à 298K et 1atm.

Exercice 7 :

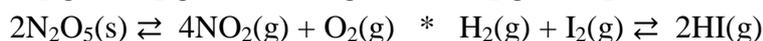
Calculer $\Delta S^\circ(298\text{K})$ pour les réaction suivantes :

Réactifs → produits	$\Delta G^\circ_{298}(\text{Kcal})$	$\Delta H^\circ_{298}(\text{Kcal})$
$3\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HNO}_3(\text{l}) + \text{NO}(\text{g})$	1,98	-17,14
$\text{OF}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{HF}(\text{g})$	-358,4	-323
$\text{CaC}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	-34,75	-29,98

Thermodynamique
Fiche de TD N° 6
Les équilibres chimiques

Exercice 1 :

Donner les expressions de K_p , K_c , et K_x et la relation qui les relie; préciser l'unité dans chaque cas. $\text{Ag}_2\text{S}(s) + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{Ag}(s) + \text{Cl}_2(g)$



Exercice 2 :

1- Le pentachlorure d'antimoine se décompose en phase gazeuse à 448°C dans un récipient de 5 litres selon: $\text{SbCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$

A l'équilibre le mélange contient 3,84g de SbCl_5 ; 9,14g de SbCl_3 et 2,84g de Cl_2 .

Calculer : K_p ; K_c et la pression partielle de chaque gaz.

2- On place 10g de SbCl_5 dans le même récipient (vide) de 5 litres à 448°C.

Calculer les concentrations et les pressions partielles de chaque gaz à l'équilibre.

3- On place 5g de SbCl_5 et 5g de SbCl_3 dans le même récipient (vide) de 5 litres à 448°C.

Quelles seront les nouvelles concentrations et les pressions partielles à l'équilibre.

$K_c = 2,5 \cdot 10^{-2}$ à 448°C. Les masses atomiques sont : Sb : 121,75 ; Cl : 35,5 g/mol.

Exercice 3 :

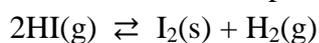
On place 2,3g de $\text{N}_2\text{O}_4(g)$ dans un récipient vide de volume d'un litre à 27°C, $\text{N}_2\text{O}_4(g)$ se dissocie selon : $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$. Lorsque l'équilibre est établi la pression totale est égale à 0,8 atm. Calculer à l'équilibre : les nombres de moles de chaque gaz, les pressions partielles de chaque gaz, K_p ; K_c et ΔG° à 27°C.

Exercice 4 :

On donne l'équilibre $\text{I}_2(s) + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}(g)$

Dans quelle sens s'effectue la réaction sachant que $\Delta G_f^\circ(\text{HI}, g) = 1,3 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

On met dans un récipient fermé 0,4 mol de $\text{HI}(g)$ qui se dissocie à 25°C et 1 atm.



Calculer K_p (298K) et les pressions partielles des gaz à l'équilibre.

Exercice 5 :

On fait réagir 1g d' H_2 et 128g d' I_2 dans une enceinte de 10 litres à 448°C ; la constante d'équilibre $K_c=50$. Calculer K_p ; ΔG_R° ; $\Delta G_f^\circ(\text{HI})$; P_T et la pression partielle de chaque gaz à 448°C pour l'équilibre : $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}(g)$

Exercice 6:

On donne pour l'équilibre: $\text{Br}_2(l) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{BrCl}(g)$

A 25°C et 1atm, $\Delta H_R^\circ = 7 \text{ Kcal}$ et $\Delta G_R^\circ = -0,4 \text{ Kcal}$

1. Calculer K_p et ΔS° à 25°C et 1atm.
2. Exprimer α le degré de dissociation en fonction de P_T et K_p .

3. Calculer α pour $P_T = 1 \text{ atm}$ et $P_T = 5 \text{ atm}$. Que conclut-on ?

On part d'une mole de $\text{Br}_2(\text{l})$ et d'une mole de $\text{Cl}_2(\text{g})$. ($P_T = 1 \text{ atm}$)

4. Calculer les pressions partielles des gaz et la masse de Br_2 à l'équilibre.

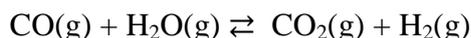
5. Calculer $\Delta G^\circ_R(323\text{K})$, $K_P(323\text{K})$, (ΔH°_R est constant).

6. Dans quel sens se déplace l'équilibre : a) si la température augmente. b) si on ajoute une mole de $\text{Br}_2(\text{l})$. c) si on ajoute une mole de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

Masses atomiques : $\text{Br} = 80$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$

Exercice 7 :

A 800K , on donne $\Delta H^\circ_R = -39,53\text{KJ}$ et $\Delta S^\circ_R = -39,20\text{J/K}$ pour l'équilibre :



1. Calculer K_P et K_C à 800K .

2. On mélange les quatre gaz en quantités égales (nombres de moles) ; calculer les fractions molaires de chaque gaz à l'équilibre.

3. Dans un récipient de 10 litres maintenu à 800K , on introduit une mole de CO et une mole de H_2O . Calculer P_T avant toute réaction. Quelle sera P_T à l'équilibre.

Calculer les pressions partielles de H_2O , CO_2 et de H_2 sachant que la pression de CO est égale à $2,296 \text{ atm}$.

Exercice 8 :

On donne les deux équilibres :



Quelle est l'influence : -d'une augmentation de la température, d'une augmentation de pression, sur les équilibres 1 et 2. Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de K_1 et K_2 pour l'équilibre : $2\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) \dots\dots K \dots\dots$

Comment évolue cet équilibre pour chaque cas si : on ajoute une quantité de CO ; on élève la pression totale, on élève la température, on ajoute du carbone graphite.

Exercice 9 :

Comment évolue l'équilibre : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g}) \dots\dots \Delta H < 0$. Dans les cas suivants :

-1) P_T augmente -2) T augmente -3) la concentration de Cl_2 augmente.

Exercice 10 :

Une mole de Cl_2 et une mole de Br_2 sont enfermées dans une enceinte de 5 litres à une température T . à l'équilibre $K = 4,7 \cdot 10^{-2}$. Calculer K_P ; ΔG°_R ; α et le nombre de moles de chaque gaz à l'équilibre : $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{BrCl}(\text{g})$

Exercice 11 :

0,6 mole de POCl_3 est placée dans une enceinte fermée de 3 litres à une température T , $K_C = 0,3 \text{ mol/l}$ à cette température. Calculer K_P ; ΔG°_R ; α et le nombre de moles de chaque gaz à l'équilibre : $\text{POCl}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{POCl}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Exercice 12 :

ICl(s) se décompose à 25°C selon : $2\text{ICl}(s) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + \text{I}_2(g)$ $K_p = 0,24 \text{ atm}$.

Calculer : ΔG°_R ; ΔG°_f (ICl,s) et à 25°C. Si une mole d'ICl(s) est placée dans une enceinte fermée quelle sera la pression de Cl₂ à l'équilibre. Si le volume de cette enceinte est de 2 litres, quelle sera la concentration de Cl₂ et les masses d'I₂ et d'ICl à l'équilibre.

Masse atomiques : I : 127 g/mol ; Cl : 35,5 g/mol

Exercice 13 :

Un mélange de 3 moles de Cl₂ et 3 moles de CO sont enfermées dans un récipient de 5 litres à 600°C ; à l'équilibre 3,3% de Cl₂ se sont consommés. Calculer K_c, ΔG°_R à 600°C.

