

Exercice 1 : Calcul de la masse molaire d'un élément

A l'aide du tableau ci-contre, déterminer, pour l'atome d'oxygène :

- Le nombre de protons
- Le nombre de nucléons, le nombre de neutrons pour chaque isotope
- La masse molaire avec 4 chiffres significatifs

Isotope de l'élément B	$^{10}_5\text{B}$	$^{11}_5\text{B}$	
Abondance relative (%)	19,6	80,2	
Isotope de l'élément H	^1_1H	^2_1H	^3_1H
Abondance relative	99,98	0,014 8	-
Isotope de l'élément Cl	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$	
Abondance relative	75,53	24,47	
Isotope de l'élément O	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
Abondance relative	99,76	0,037	0,204
Isotope de l'élément C	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$
Abondance relative	98,89	1,108	-

L'oxygène, repéré par la lettre O possède :

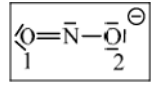
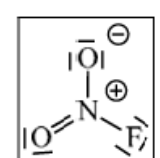
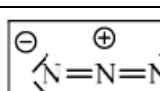
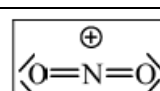
- 8 protons
- Son nombre de nucléons dépend de l'isotope considéré. Il existe trois isotopes dont le nombre de nucléons est donné par 16, 17 et 18 ce qui correspond respectivement à 8, 9 et 10 neutrons.
- La masse molaire est donnée en tenant compte de l'abondance relative à chaque élément. En utilisant l'unité de masse atomique, on peut faire directement la conversion en g/mol donc avoir la masse molaire :

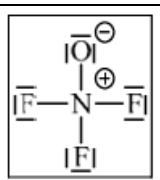
$$M_o = \frac{99,76 \times 16 + 0,037 \times 17 + 0,204 \times 18}{100} \approx 16,00 \text{ g/mol}$$

Exercice 2 : schéma de Lewis

Compléter le schéma de Lewis des composés ci-dessous, en faisant apparaître les éventuels doublets non liants et les charges formelles portées par les atomes. On rappelle que le fluor (F) possède 7 électrons de valence.

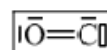


NO_2^-	Nombre total d'électrons de valence : $5+16+1=22$ Nombre de doublets : 11 O plus électronégatif doit porter la charge	
NO_2F	Nombre total d'électrons de valence : $5+16+7=28$ Nombre de doublets : 14 La liaison O-F est peu envisageable car ces 2 éléments sont électronégatifs	
N_3^-	Nombre total d'électrons de valence : 16 Nombre de doublets : 8	
NO_2^+	Nombre total d'électrons de valence : 20 Nombre de doublets : 10	

	L'azote est le plus électropositif : il portera la charge positive	
NOF_3	Nombre total d'électrons de valence : 32 Nombre de doublets : 16 L'élément le moins électronégatif (ici N) est souvent placé au centre	

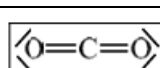
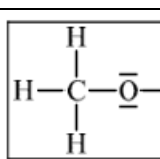
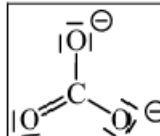
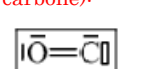
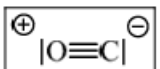
Exercice 3 : Espèces carbonées :

- 1) Proposer un schéma de Lewis pour chacune des espèces suivantes CO_2 , CH_3OH , CO_3^{2-}
- 2) Le schéma de Lewis ci-dessous de l'espèce CO ne fait pas apparaître de charge formelle :



Cette structure respecte-telle la règle de l'octet ?

- 3) Modifier le schéma de Lewis précédent afin de respecter la règle de l'octet.

CO_2	Nombre total d'électrons de valence : 16 Nombre de doublets : 8	
CH_3OH	Nombre total d'électrons de valence : 14 Nombre de doublets : 7	
CO_3^{2-}	Nombre total d'électrons de valence : 24 Nombre de doublets : 12	
CO	Nombre total d'électrons de valence : 10 Nombre de doublets : 5	On ne respecte pas la règle de l'octet (sextet d'électrons pour le carbone):  On peut rajouter une liaison à partir d'un doublet de l'oxygène (forme mésomère) :  Malgré la présence de charges, c'est cette structure la plus probable.

Exercice 4 : Encore du Lewis

Dans l'ion cyanate NCO^- et l'ion fulminate CNO^- , l'enchaînement des atomes est différent (l'enchaînement est celui donné par le sens de la lecture).

- 1) Proposer un schéma de Lewis pour ces deux espèces.
- 2) Expliquer pourquoi l'ion fulminate est moins stable.

$NC\bar{O}^-$	<p>Nombre total d'électrons de valence : 16</p> <p>Nombre de doublets : 8</p>	
CNO^-	<p>Nombre total d'électrons de valence : 16</p> <p>Nombre de doublets : 8</p>	<p></p> <p>Plus de charges donc plus réactif!</p>

	<p>On peut envisager :</p> <p></p>
--	------------------------------------

Exercice 5 : Quelques composés azotés

L'azote se retrouve sous la forme de nitrate d'ammonium NH_4NO_3 dans les engrais.

- 1) Le nitrate d'ammonium est préparé par la réaction entre l'acide nitrique HNO_3 et l'ammoniac NH_3 . Ecrire la réaction
- 2) Ecrire le schéma de Lewis de l'acide nitrique en veillant à respecter la règle de l'octet
- 3) Donner la formule de Lewis de l'ammoniac

Le protoxyde d'azote N_2O , connu pour ses propriétés enivrantes (d'où son appellation de gaz hilarant).

- 4) Donner la représentation de Lewis de N_2O (Les azotes sont voisins)



NH_3	<p>Nombre total d'électrons de valence : 8</p> <p>Nombre de doublets : 4</p>	
HNO_3	<p>Nombre total d'électrons de valence : 24</p> <p>Nombre de doublets : 12</p>	
N_2O	<p>Nombre total d'électrons de valence : 16</p> <p>Nombre de doublets : 8</p>	
NO Monoxyde d'azote	<p>Nombre total d'électrons de valence : 11</p> <p>Nombre de doublets : 5 et 1 radical</p>	
N_2O_4 Tétraoxyde de diazote	<p>Nombre total d'électrons de valence : 34</p> <p>Nombre de doublets : 17</p>	
NO_2 Dioxyde d'azote	<p>C'est la molécule précédente coupée en 2</p>	<p></p> <p>On pourra noter que cette structure ne vérifie pas la règle de l'octet.</p> <p>La structure ci-dessous est impossible car si l'azote fait 4 liaisons alors il doit perdre un électron :</p> <p></p>

Exercice 6 : Polaire ou apolaire ?

On a schématisé ci-dessous la géométrie de certains édifices moléculaires et ioniques (on a seulement fait apparaître les doublets liants, en omettant les éventuels doublets non liants). Pour chacun de ces composés, indiquer si l'édifice est polaire. Si c'est le cas, représenter le vecteur moment dipolaire correspondant.

a) H_2S

b) NO_2

c) CS_2

d) CCl_4

e) BF_3

f) NO_2F

Données : électronégativité dans l'échelle de Pauling $\chi(F)=4,0$; $\chi(O)=3,4$; $\chi(Cl)=3,2$; $\chi(N)=3,0$; $\chi(S)=2,58 (\approx 2,6)$; $\chi(C)=2,55 (\approx 2,6)$; $\chi(H)=2,2$; $\chi(B)=2,0$.

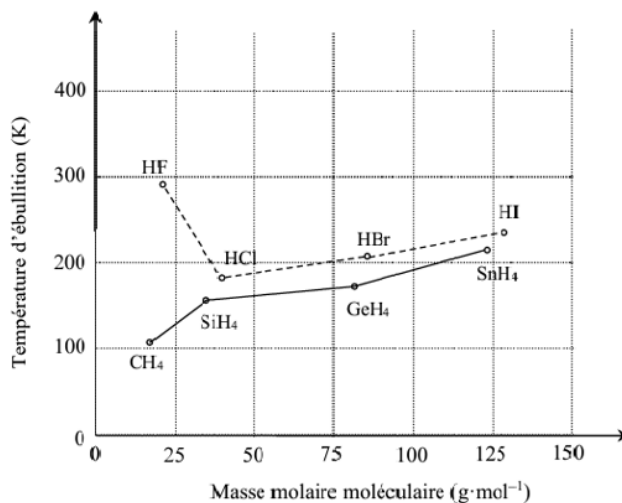
$3 \cos(109,27^\circ) \approx -1$

Corrigé

a) H_2S		$\vec{\mu}_{tot} \neq \vec{0}$ Édifice polaire
b) NO_2	Édifice globalement chargé, recherche de moment dipolaire sans objet	
c) CS_2		$\vec{\mu}_{tot} = \vec{0}$ Édifice apolaire
d) CCl_4		$\vec{\mu}_{tot} = \vec{0}$ Édifice apolaire
e) BF_3		$\vec{\mu}_{tot} = \vec{0}$ Édifice apolaire
f) NO_2F	Moments dipolaires des liaisons N-O moins grands que celui de N-F, d'où une résultante non nulle	$\vec{\mu}_{tot} \neq \vec{0}$ Édifice polaire

Exercice 7 : Température de changement d'état

On a représenté l'évolution des températures d'ébullition sous une pression de 1 bar des composés hydrogénés des éléments des colonnes 14 et 17 du tableau périodique en fonction de la masse molaire du composé :



- 1) Pourquoi les composés hydrogénés des éléments de la colonne 14 ont-ils des températures d'ébullition plus basses que celles des composés hydrogénés des éléments de la colonne 17 ?

- 2) Pourquoi la température d'ébullition augmente-t-elle de HCl à HI ?
- 3) Interpréter l'anomalie apparente observée pour HF

Corrigé :

- 1) Les composés de la colonne 14 sont à géométrie tétraédrique et ne présentent pas de moment dipolaire permanent (juste instantanés ou induits). A la colonne 17, les éléments halogènes sont électronégatifs et les molécules polaires, donc les molécules sont davantage en interaction : plus endothermique
- 2) Plus l'halogène est gros, plus la molécule est polarisable et plus il y a d'interactions entre dipôles induits
- 3) On a les ingrédients pour une liaison hydrogène avec HF (un H entre deux F). Cet effet est notable car la liaison H a une énergie plus importante que celle des liaisons de Van der Waals

Exercice 8 : Choix de solvant

On donne des renseignements sur les solvants suivants :

Solvant	eau	éthanol	éther	chloroforme	cyclohexane
Formule	H ₂ O	CH ₃ CH ₂ OH	C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	CHCl ₃	C ₆ H ₁₂
Miscibilité avec l'eau	oui	oui	non	non	non
Solubilité de I _{2(s)} (g L ⁻¹)	0,30	214	250	47	28
Densité	1	0,79	0,71	1,48	0,78
θ ₆₆ (°C) sous 1 bar	100	79	35	62	81
Remarques particulières	-	-	inflammable	très toxique	-

- 1) Pour chaque solvant, indiquer s'il est polaire et/ou protique
- 2) Proposer une interprétation au fait que l'eau et l'éthanol soient miscibles.
- 3) On souhaite extraire le diiode d'une solution aqueuse. A l'aide du tableau, proposer quelques critères pouvant orienter le choix du solvant.

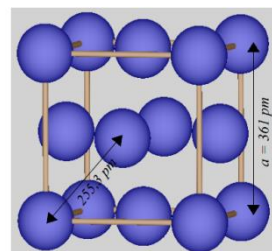
Corrigé :

Eau : polaire car molécule coudée avec les doublets d'électrons Et protique car H potentiellement coincé entre deux O	Ethanol : Polaire, surtout au niveau de la fonction alcool Protique : idem à l'eau	Ether, cyclohexane : apolaire et aprotique	Chloroforme : Polaire et aprotique
Solvant miscible car les molécules peuvent s'enchevêtrer à l'aide des liaisons H. Comme la chaîne carbonée est courte, c'est le caractère hydrophile qui est prépondérant		Ether et cyclohexane sont possibles pour extraire le diiode (car non miscible dans l'eau et diiode plus soluble) mais le cyclohexane est à préférer car non toxique, non inflammable.	

Exercice 9 : Cristallographie du cuivre

Le Cuivre métal est décrit en cristallographie par un réseau cubique à faces centrées avec un paramètre de maille a = 361 pm.

- 1) Représenter une maille cubique conventionnelle du cuivre en utilisant un modèle éclaté (les atomes de métal seront représentés par de gros points).
- 2) Donner la relation entre le paramètre de maille a et le rayon métallique R puis calculer R.



On a des atomes jointifs sur la diagonale, ainsi :

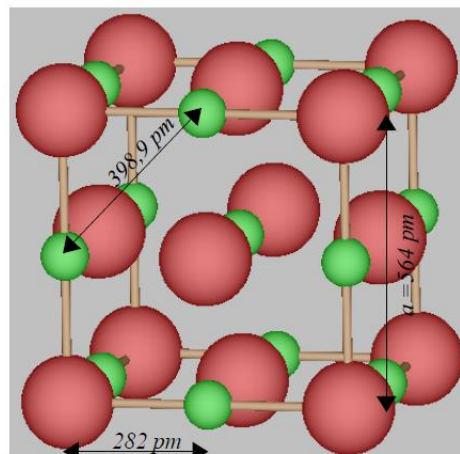
$$\sqrt{2}a = 4R$$

$$R = \frac{\sqrt{2}a}{4} = 128 \text{ pm}$$

Exercice 10 : Cristal ionique

Le chlorure de sodium cristallise dans un système cubique. Un modèle simple de cristal ionique assimile les ions à des sphères rigides. Le mode de cristallisation de ce sel est deux réseaux cubiques faces centrées décalés d'un demi paramètre de maille (ou des ions chlorure (Cl⁻) sont placés en « cubique à faces centrées » et les ions sodium (Na⁺) occupent les sites octaédriques). On donne les rayons ioniques R_{Na⁺} ≈ 100 pm et R_{Cl⁻} ≈ 200 pm, M_{Na} ≈ 20 g.mol⁻¹, M_{Cl} ≈ 40 g.mol⁻¹ et le nombre d'Avogadro N_a ≈ 6 × 10²³ mol⁻¹

- 1) Faire un schéma de la structure cristalline
- 2) Calculer le nombre d'ions chlorure et le nombre d'ion sodium appartenant à la maille dessinée
- 3) Evaluer la masse volumique ρ de ce sel.



Chimie

On a $8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2}$ soit 4 ions chlorure et si tous les sites octaédriques sont occupés alors $1 + 12 \times \frac{1}{4}$ soit 4 ions sodium.

La masse volumique est donc donnée par :

$$\rho = \frac{4 \times (m_{Na} + m_{Cl})}{a^3}$$

Avec $a = 2(R_{Na} + R_{Cl})$

Et $m_{Na} = \frac{M_{Na}}{N_A}$, $m_{Cl} = \frac{M_{Cl}}{N_A}$

Donc :

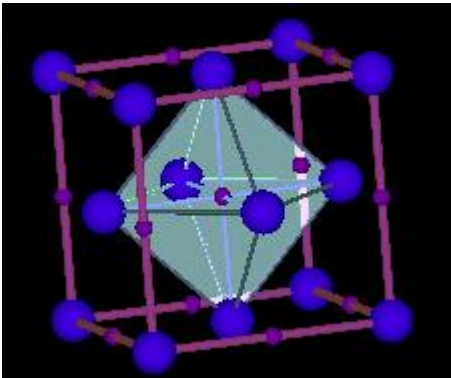
$$\rho = \frac{4 \times 60 \times 10^{-3}}{(6 \times 10^{23})(600 \times 10^{-12})^3}$$

$$\rho \approx 2 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Exercice 11 : site tétraédrique et octaédrique

- Déterminer les positions, le nombre de sites octaédriques et tétraédriques dans la structure cubique faces centrées.
- Donner leur habitabilité (rayon r_0 et r_t maximal de la sphère qui peut s'insérer dans le site sans déformer la structure) en fonction du rayon R du motif.

Les sites octaédriques sont situés au milieu de chaque arêtes et au centre de la maille :



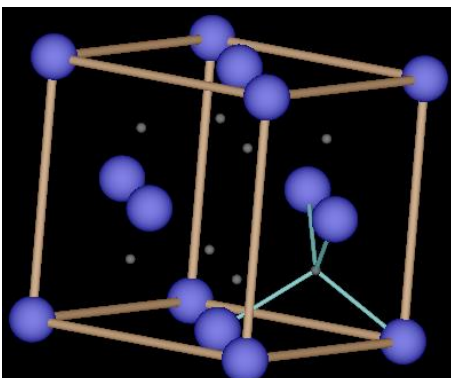
Le rayon disponible vérifie alors :

$$2(R + r_0) = a$$

Avec : $4R = \sqrt{2}a$

$$\text{Donc : } r_0 = \frac{a}{2} \left(1 - \frac{\sqrt{2}}{2}\right) = \frac{2R}{\sqrt{2}} \left(1 - \frac{\sqrt{2}}{2}\right) = R(\sqrt{2} - 1) \approx 0,4R$$

Les sites tétraédriques sont inscrits dans les 8 cubes d'arête $a/2$ inscrit dans la maille d'arête a :



TD1

TSI2

Le contact entre l'atome dans le site et les autres atomes impose :

$$R + r_t = \frac{\sqrt{3}a}{4}$$

Avec un CFC qui impose $4R = \sqrt{2}a$

$$\text{Donc : } r_t = \frac{a}{4}(\sqrt{3} - \sqrt{2}) = R \left(\frac{\sqrt{3}}{\sqrt{2}} - 1 \right) = 0,2R$$

Exercice 12 : Stockage de l'hydrogène

Il est possible d'insérer des atomes d'hydrogène dans un cristal CFC compact de titane. A basse pression on insère alors les atomes d'hydrogène dans chaque site tétraédrique.

- Quelle est la formule exacte du composé TiH_n obtenu ?
- Les rayons atomiques sont $R_{Ti} = 0,140 \text{ nm}$ et $R_H = 0,025 \text{ nm}$. L'hydrogène fait-il gonfler le métal ?
- Que vaut l'arête a de la maille ?

Si tous les sites tétraédriques sont occupés alors il y a 8 H dans la maille pour 4 Ti soit TiH_2 .

Dans cette situation, le contact est assuré entre atome de Titane car $R_H < 0,2R_{Ti}$ donc :

$$a\sqrt{2} = 4R_{Ti}$$

Soit $a = 0,396 \text{ nm}$

Exercice 13 : Carbone et silicium

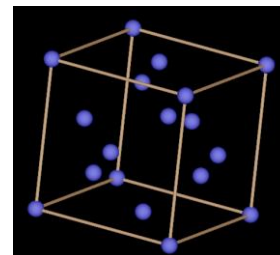
- Expliquer pourquoi les atomes de carbone et de silicium présentent des propriétés physicochimiques communes.
- Ces deux atomes cristallisent (séparément) dans une structure identique de type cubique face centrée avec de surcroît la moitié des 8 sites tétraédriques non conjoints occupés. On donne les distances interatomiques carbone-carbone $d_{c-c} = 0,154 \text{ nm}$ et silicium-silicium $d_{si-si} = 0,234 \text{ nm}$. Calculer la masse volumique de ces deux cristaux.

$$M_c = 12,0111 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_{si} = 28,086 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Ces atomes appartiennent à la même colonne du tableau périodique : $Z_c = 6$ et $Z_{si} = 12$. Ils ont donc tous les deux la même configuration électronique des électrons de valence : s^2p^2 ce qui leur confère les mêmes propriétés chimiques.

Les sites tétra sont ceux qui fixent le contact jointif (car ici on insère des atomes plus gros que la limite sans déformation):

$$2R = d = \frac{a}{4}\sqrt{3}$$

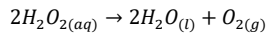


$$\rho_c = \frac{8 \times 12,0111 \cdot 10^{-3} \times 3^{3/2}}{6,022 \cdot 10^{23} \times (4d_{c-c})^3} \approx 355 \times 10 \text{ kg/m}^3$$

$$\rho_{si} = \frac{8 \times 28,086 \cdot 10^{-3} \times 3^{3/2}}{6,022 \cdot 10^{23} \times (4d_{si-si})^3} \approx 236 \times 10 \text{ kg/m}^3$$

Exercice 14 : Décomposition de l'eau oxygénée

On s'intéresse à la décomposition de l'eau oxygénée suivant la réaction totale suivante :



Cette réaction est lente et sa loi de vitesse est d'ordre 1 par rapport à l'eau oxygénée. Une étude expérimentale permet de déterminer sa constante cinétique à 25°C : $k = 2,01 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

On note $C(t)$ la concentration en $H_2O_{2(aq)}$ à l'instant t .

A l'instant $t = 0$, la concentration en eau oxygénée est $C_0 = C(t = 0) = 1,00 \times 10^3 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$

- 1) Exprimer la vitesse de réaction v en fonction de k et de $C(t)$. En déduire, par analyse dimensionnelle, l'unité SI de k .
- 2) Déterminer l'équation différentielle à laquelle obéit la concentration $C(t)$. En déduire la loi horaire $C(t)$ donnant l'évolution de la concentration en fonction du temps.
- 3) Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ de cette réaction. L'exprimer littéralement et faire l'application numérique.
- 4) Dans certaines notices, on lit qu'une eau oxygénée en flacon jamais ouvert, est stable pendant douze mois. Commenter cette information.

$$v = kC = -\frac{1}{2} \frac{dC}{dt} \text{ donc } [k] = \text{s}^{-1}$$

$$\frac{dC}{dt} + 2kC = 0$$

$$C(t) = C_0 e^{-2kt}$$

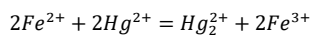
Le temps de demi-réaction est donné par :

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{2k} \approx 170 \text{ s}$$

Visiblement, la cinétique est bloquée lorsque le flacon est fermé.....

Exercice 15 : Suivi cinétique

On s'intéresse à la cinétique de la réaction totale de réduction des ions Hg^{2+} par les ions Fe^{2+} selon la réaction (en solution aqueuse) :



La loi de vitesse de cette réaction est de la forme :

$$v = k[Fe^{2+}]^p[Hg^{2+}]^q$$

Expérimentalement, on obtient le suivi cinétique avec deux concentrations initiales $[Hg^{2+}]_0$ et $[Fe^{2+}]_0$ différentes :

Expérience 1 : $[Hg^{2+}]_0 = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[Fe^{2+}]_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

t(min)	0	1	2	4	∞
$\frac{[Hg^{2+}]_t}{[Hg^{2+}]_0}$	1	0.37	0.14	0.018	0

Expérience 2 : $[Hg^{2+}]_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[Fe^{2+}]_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

t(min)	0	1	2	3	∞

$\frac{[Hg^{2+}]_t}{[Hg^{2+}]_0}$	1	0.5	0.33	0.25	0

- 1) Justifier que la méthode de dégénérescence l'ordre est applicable pour l'expérience 1.
- 2) Quelle régression linéaire est-il pertinent d'envisager si :
 - $q = 0$?
 - $q = 1$?
 - $q = 2$?
- 3) Utiliser votre calculatrice afin de vérifier que la valeur de q est $q = 1$.
- 4) Quelle régression linéaire est-il pertinent de tester si l'on suppose l'ordre global égale à 2? Vérifier cette hypothèse.

On a un excès d'ion ferreux, un avancement maximum de $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ce qui ne modifie que très peu la concentration initiale en fer :

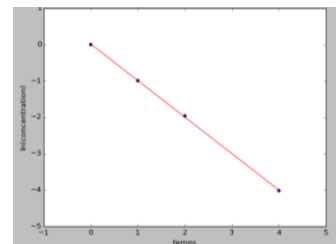
$$v_{exp1} = k[Hg^{2+}]_t^q = -\frac{1}{2} \frac{d[Hg^{2+}]_t}{dt}$$

$$\text{Si } q = 0 \text{ alors : } [Hg^{2+}]_t = [Hg^{2+}]_0 - 2kt$$

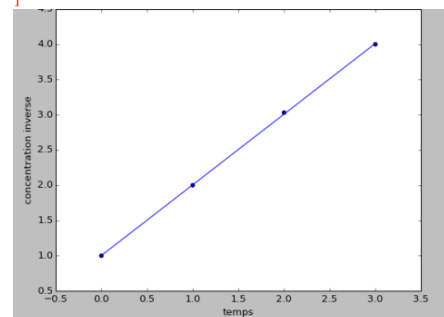
$$\text{Si } q = 1 \text{ alors } \ln\left(\frac{[Hg^{2+}]_t}{[Hg^{2+}]_0}\right) = -2kt$$

$$\text{Si } q = 2 \text{ alors } \frac{1}{[Hg^{2+}]_t} \text{ est une fonction linéaire du temps}$$

Ici $q=1$



La 2^e expérience permet d'accéder à l'ordre global. Supposons également l'ordre global égale à 2 alors, avec les concentrations imposées : $k[Hg^{2+}]^2 = -\frac{1}{2} \frac{d[Hg^{2+}]}{dt}$: la régression à vérifier est alors : $\frac{1}{[Hg^{2+}]} = a't + Cte$



Exercice 16 : Simulation d'une cinétique d'une réaction d'ordre 1

On propose de simuler la cinétique de la réaction entre les ions peroxydisulfates $S_2O_8^{2-}$ et les ions iodure I^- . On rappelle les potentiels Redox des couples suivants :

$$E_{S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}}^0 = 2,01V \text{ et } E_{I_2/I^-}^0 = 0,62V$$

1) Ecrire la réaction étudiée

On va supposer :

- Que les ions iodures sont en excès : sa concentration sera considérée quasi-constante (on pourra appliquer la méthode dégénérescence de l'ordre),
- Que la cinétique de la réaction étudiée est d'ordre 1 par rapport au réactif limitant, on note k la constante de vitesse de cette réaction.

2) Justifier que cette réaction peut être considérée comme quantitative.

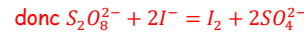
3) On note $c(t)$ la concentration en ions peroxydisulfate, donner l'équation différentielle vérifiée par $c(t)$. Résoudre numériquement cette équation en proposant un schéma d'Euler explicite et une formule de différence finie. On posera $c(0) = 0,01 \text{ mol/L}$ et $k_{app} = k[I^-]^2 = 10^{-3} \text{ s}^{-1}$

4) Donner l'équation différentielle vérifiée par $[I_2]$ et la résoudre numériquement avec toujours un schéma d'Euler explicite.

5) On donne la loi d'Arrhenius : $k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$ où :

- A est une constante
- E_a est l'énergie d'activation
- T la température de travail
- R le constante des gaz parfait

On a $k(273K) \approx 10^{-3} (\text{mol/L})^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ et $k(300K) \approx 10^{-2} (\text{mol/L})^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ en déduire la valeur de E_a .



2) Avec l'égalité des potentiels de Nernst :

$$K = 10^{\frac{2}{0,06} \Delta E^0} \approx 10^{56}$$

3) $v = -\frac{dc}{dt} = k[I^-]^2 c = k_{app} c(t)$

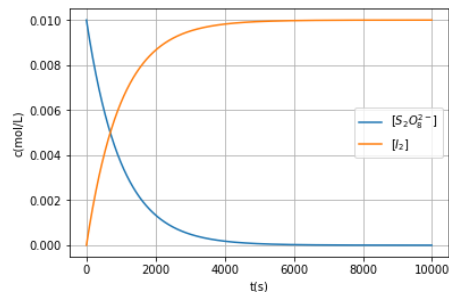
Donc $\frac{dc(t)}{dt} + k_{app} c = 0$ avec $\tau = \frac{1}{k_{app}}$

$$c_{i+1} = c_i - \frac{Te}{\tau} c_i = c_i \left(1 - \frac{Te}{\tau}\right)$$

On voit sur cet exemple l'importance de choisir $Te < 2\tau$ pour éviter l'instabilité

4) $c(t) = \frac{n^0_{S_2O_8^{2-}} - \xi}{V} = c_0 - [I_2]$ donc : $\frac{d[I_2]}{dt} + k_{app}[I_2] = k_{app}c_0$

```
import matplotlib.pyplot as plt
k_app=10**-3
c0=0.01
tau=1/k_app
duree=10*tau
Te=tau/100
N=int(duree/Te)
c=[c0]
I2=[0]
for i in range(1,N):
    c.append(c[i-1]*(1-Te/tau))
    I2.append(I2[i-1]*(1-Te/tau)+Te/tau*c0)
plt.plot([i*Te for i in range(N)],c,label="$S_2O_8^{2-}$")
plt.plot([i*Te for i in range(N)],I2,label="$I_2$")
plt.legend()
plt.grid()
plt.xlabel("t (s)")
plt.ylabel("c (mol/L)")
plt.show()
```



5) $\ln\left(\frac{k_1}{k_2}\right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) \rightarrow E_a \approx 25 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$