Manipulation 4: iodométrie.

[Retour sommaire des TP de Chimie](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP.htm#SommaireTP)

Le diiode I2 est très utilisé en chimie analytique dans la détermination de concentrations de substances diverses.   
Le diiode I2 est très peu soluble dans l' eau pure.   
Afin d' augmenter sa solubilité dans l' eau on confectionne une solution appelée "lugol", qui est un mélange de diiode I2 et d' iodure de potassium KI, l' iodure de potassium étant mis en excès.   
Il se forme, au contact des molécules de diiode et des anions iodure,  l' anion triodure I3- selon la réaction quantitative:

I2 + I-http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/doublefleche.gifI3-

C' est la formation de triodure de potassium qui permet d' expliquer alors  la forte solubilité du diiode en solution aqueuse.   
L' oxydant I2 sera,  dans le cadre de ce TP, comprenant en tout quatre manipulations distinctes montrant le rôle du diiode en chimie analytique,  réduit à l' état d' iodure I- par le thiosulfate de sodium Na2S2O3 en solution aqueuse. Cette détermination permettra de remonter aux concentrations cherchées.

Partie 4.a. Dosage d' une solution aqueuse de diiode dans l' iodure de potassium par une solution de thiosulfate de sodium.

Manipulation:

Placer dans la burette la solution aqueuse de thiosulfate de sodium Na2S2O3 de concentration CRed égale à 0.100 +/- 0.002 mol.L-1.

Placer dans l' erlenmeyer:   
10 mL d' une solution aqueuse de "lugol" à l' aide d' une pipette.   
20 mL d' eau distillée à l' aide d' une éprouvette.   
Faire deux dosages à la goutte près.

Ecrire l' équation chimique du dosage, sachant que les couples redox qui interviennent sont, respectivement:   
Couple diiode / iodure: I2 / I- E° = 0.53 V.   
Couple tétrathionate / thiosulfate: S4O62- / S2O32- E° = 0.09V.

Calculer la concentration COx du diiode I2 présent dans la solution aqueuse de "lugol". Ne pas faire intervenir les 20 mL d' eau distillée rajoutés à l' éprouvette. Pourquoi donc?

Calculer l' incertitude absolue COx et l' incertitude relative associées à cette mesure.   
Présenter comme d' habitude le résultat sous la forme:

COx = COx +/- COx

Vérifier l' homogénéité des formules, ainsi que le fait que l' incertitude relative est bien inférieure à 10%.

Partie 4.b. Dosage d' une solution aqueuse d' hypochlorite de sodium, alias "eau de Javel".

L' agent actif de l' eau de Javel est l' anion hypochlorite, de formule ClO-. L' eau de Javel est obtenue par action de la soude sur du dichlore.   
Il se produit une dismutation de l' élément chlore: à la fois oxydation  (obtention de l' anion hypochlorite)et réduction (obtention de l' anion chlorure), à partir de la molécule de dichlore.   
Il se forme alors de l' hypochlorite de sodium, de formule NaClO, et du chlorure de sodium NaCl en quantités égales selon la réaction suivante:

Cl2 + 2 Na+ + 2 HO- http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/Ifleche.gifNa+ + ClO- + Na+ + Cl- + H2O

Ici, afin de déterminer la concentration en anion hypochlorite dans l' eau de Javel il se produira la réaction suivante entre les anions hypochlorite et les anions iodure, en milieu acidifié au préalable:

1. Réduction des anions hypochlorite en anions chlorure, en milieu acide.   
2. Oxydation des anions iodure en diiode: intervention du couple redox I- /I2. E° = 0.53V.

Ecrire le bilan redox de la réaction.

Le diiode formé au cours de cette réaction chimique sera ensuite détruit par le thiosulfate de sodium, selon le principe du dosage dans la partie 4.a.

Ecrire à nouveau la réaction de réduction du diiode en iodure par l' anion thiosulfate, oxydé lui même en anion tétrathionate.

Le volume de thiosulfate de sodium permettra dès lors de remonter à la quantité de diiode formé et, partant, à la quantité d' anions hypochlorite présents dans la prise d' essai du départ.   
La connaissance des coefficients stoechiométriques des deux réactions chimiques correctement équilibrées permettra d' accéder au bon résultat sans encombre.

Manipulation proprement dite:

Verser dans l' erlenmeyer SUCCESSIVEMENT:   
10 mL de solution aqueuse d' hypochlorite de sodium (ATTENTION aux vêtements!!!!) à l' aide d' une pipette.   
10 mL de solution aqueuse concentrée d' iodure de potassium KI à 5% à l' éprouvette.   
ATTENTION!!! Cette solution est contenue dans une très grosse bouteille et n' a rien à voir avec la solution de "lugol" utilisée lors de la partie 4.a.   
10 mL de solution aqueuse d' acide chlorhydrique à 2 mol.L-1, à l' éprouvette.

Faire deux dosages à la goutte près. Noter le volume de thiosulfate de sodium utilisé à chaque fois.

Calculer à partir de là la concentration COx en anion hypochlorite, puis l' incertitude absolue, ainsi que l' incertitude relative sur ce résultat.   
Présenter le résultat sous la forme:

COx = COx +/- COx

Partie 4.c. Dosage d' une solution aqueuse d' acide chlorhydrique.

En milieu acide l' anion iodate IO3- et l' anion iodure I- subissent une médiamutation, ou amphotérisation redox, en diiode I2.   
Cette médiamutation redox sera utilisée pour doser une solution aqueuse d' acide chlorhydrique.

Le diiode formé lors de l' amphotérisation redox sera ensuite détruit par l' anion thiosulfate.   
La connaissance de la quantité de thiosulfate de sodium versé permettra de remonter à la quantité de diiode formé et, partant, à la quantité d' ions hydrogène H+ contenus dans la prise d' essai de la solution aqueuse d' acide chlorhydrique.

Ecriture de la réaction d' amphotérisation redox:   
1. Ecrire la demi-équation redox de réduction de l' anion iodate IO3- en diiode I2 en milieu acide.   
Couple redox IO3- / I2 E° = 1.19V.

2. Ecrire la demi-équation redox d' oxydation de l' anion iodure I- en diiode I2.   
Couple redox I2 /I- E° = 0.53 V.

3. En déduire la réaction d' amphotérisation redox entre l' anion iodate IO3- et l' anion iodure I- en milieu acide.

4. Ecrire ensuite la réaction redox entre le diiode I2  et les ions thiosulfate S2O32-.

Manipulation proprement dite:

Procéder comme suit:   
Verser dans l' erlenmeyer, SUCCESSIVEMENT:   
10 mL de solution aqueuse concentrée d' iodure de potassium concentré à 5% à l' aide d' une éprouvette.   
ATTENTION!!! Ce n' est pas la solution de "lugol" utilisée lors de la partie 4.a. qui est à verser dans l' erlenmeyer!!!   
10 mL de solution concentrée d' iodate de potassium KIO3 à 1%, à l' éprouvette.   
10 mL de solution aqueuse d' acide chlorhydrique, à l' aide d' une pipette.   
ATTENTION!!! Ce n' est pas l' acide chlorhydrique à 2 mol.L-1 qu' il faut pipeter!!! C' est le petit flacon qui se trouve sur votre paillasse.

Faire deux dosages  par le thiosulfate de sodium à la goutte près.

Déduire des deux équations précédentes, à savoir:   
1.  l' amphotérisation redox,   
2.  la réduction du diiode par le thiosulfate,   
la concentration de la solution aqueuse d' acide chlorhydrique.

Calculer l' incertitude absolue Ca, ainsi que l' incertitude relative sur la mesure.   
Présenter le résultat final sous la forme:

Ca = Ca +/- Ca

Partie 4.d. Dosage d' une solution aqueuse de peroxyde de dihydrogène, alias "eau oxygénée".

En milieu acide, en présence d' anions iodure, l' eau oxygénée, de formule H2O2, se comporte comme un oxydant, susceptible d' oxyder l' anion iodure I- en diiode I2 , et de donner de l' eau H2O.

Le diiode formé lors de cette réaction est ensuite réduit à nouveau à l' état d' anion iodure I- par le thiosulfate S2O32-.   
La connaissance de la quantité de thiosulfate versé permet de connaître la quantité de diiode formé et, partant, la quantité de peroxyde de dihydrogène H2O2, présent dans la prise d' essai.

On écrira les demi-équations redox suivantes:   
1.Réduction de l' eau oxygénée en eau.   
Couple redox H2O2 / H2O E° = 1.77V.   
2.Oxydation des ions iodure en diiode.   
Couple redox I2 /I- E° = 0.53V.   
3.Bilan redox .

Remarque: cette réaction est lente. elle peut être accélérée par l' addition d' un catalyseur, le molybdate d' ammonium.

On écrira ensuite la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate.

Manipulation proprement dite:

Procéder comme suit:   
Verser 10 mL de solution aqueuse de peroxyde de dihydrogène, à l' aide d' une pipette.   
10 mL de solution concentrée à 5% d' iodure de potassium, à l' éprouvette.   
15 mL de solution aqueuse d' acide sulfurique à 1 mol.L-1 à l' éprouvette.   
10 mL de solution aqueuse de molybdate d' ammonium à 0.1%, à l' éprouvette.

Faire deux dosages à la goutte près.

Déduire des équations chimiques la concentration COx de la solution aqueuse de peroxyde de dihydrogène.   
Calculer les incertitudes, absolue COx et relative,  sur la mesure.   
Présenter le résultat sous la forme:

COx = COx +/- COx

[Retour au sommaire des TP de Chimie](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP.htm#SommaireTP)

Manipulation 5: les pH des solutions aqueuses.

[Retour au sommaire des TP de Chimie](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP.htm#SommaireTP)

Ce TP comportera trois parties:   
1. Courbe de titrage de l' acide phosphorique, triacide faible.   
2. Mesure du pKa d' un acide faible.   
3. Etude du pouvoir tampon ****d' une solution aqueuse.

Les mesures seront effectuées avec un pH-mètre muni d' une électrode double "verre-calomel".

Il conviendra d' étalonner le pH-mètre lors de chaque séance.   
On notera la température des solutions aqueuses.   
On étalonnera ensuite, avec l' aide de l' enseignant, le pH-mètre avec des solutions tampons de pH respectifs 4.00 et 7.00.   
On n' éteindra plus l' appareil jusqu' en fin de séance et on évitera de LAISSER L'ELECTRODE COMBINEE A L' AIR LIBRE.   
Une électrode doit toujours plonger dans une solution.

Partie 1: courbe de titrage (dosage) de l' acide phosphorique.

L' acide phosphorique est un triacide faible dont les pKa dans l' eau  des trois  couples acidobasiques valent respectivement à 25°C:

Couple acide phosphorique / anion dihydrogénophosphate: H3PO4 / H2PO4- : 2.15.   
Couple  anion dihydrogénophosphate /  anion (mono)hydrogénophosphate: H2PO4- / HPO42-: 7.20.   
Couple anion (mono)hydrogénophosphate / anion phosphate: HPO42- / PO43-: 12.10.

On rappelle que Ke = 10-14 à 25°C.

On se propose de retrouver et de vérifier les points caractéristiques de la courbe de dosage par l' hydroxyde de sodium de ce triacide.   
On en déduira également sa concentration.

Mode opératoire:

Remplir la burette de la solution aqueuse d' hydroxyde de sodium à 0.5 mol.L-1.

Dans un erlenmeyer verser 50 mL de la solution aqueuse d' acide phosphorique de concentration inconnue.

Rajouter trois gouttes d' hélianthine et trois gouttes de phénolphtaléine.

Verser la soude 0.5 mL par 0.5 mL, de 0 à 22 mL.

Homogénéiser la solution à chaque fois. Attendre la stabilisation de la mesure environ 15 secondes avant de verser à nouveau la soude.

Tracer sur papier millimétré la courbe pH = f (V).

Echelle recommandée: abscisses 1 cm pour 1 mL de soude versée; ordonnées: 1 cm pour 1 unité de pH.

Déduire à partir du premier saut de la courbe la valeur de la concentration Ca de l' acide phosphorique. Le volume équivalent, correspondant au premier saut de pH,  sera noté Ve.

Vérifier à partir des points expérimentaux, les valeurs des pH réels du mileu pour des volumes V de soude versée égaux respectivement  à 0; 0.5 Ve; Ve; 1.5Ve; 2Ve; 2.5Ve; 3Ve; 3.5Ve.

Rechercher, à partir des formules du cours, voir par exemple mon cours sur les pH des solutions aqueuses à l' URL suivant:   
<http://www.univ-tln.fr/~marsal/pHdos/pHdos4/CourbDosA.html#dosageacidephosphorique> , la correspondance entre valeurs réelles expérimentales et valeurs calculées.   
Présenter les résultats sous la forme d' un tableau, après avoir écrit, pour chaque valeur de V particulière, la formule de calcul choisie (approchée ou complète).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Valeur de V, en mL | Valeur EXPERIMENTALE du pH | Valeur CALCULEE (voir cours) du pH |
| 0 |  |  |
| 0.5.Ve |  |  |
| 1.0.Ve |  |  |
| 1.5.Ve |  |  |
| 2.0.Ve |  |  |
| 2.5.Ve |  |  |
| 3.0.Ve |  |  |
| 3.5.Ve |  |  |

Remarque: on peut aussi introduire le rapport V/Ve, correspondant au volume V de soude versée par rapport au volume équivalent Ve trouvé lors de la première équivalence. Les valeurs des pH ne se trouvent pas changées pour autant, seule change l' expression des abscisses, où l' on aura une succesion de nombres abstraits allant de 0 à 3.5, en passant par 0.5, 1.0, 1.5, 2.0, 2.5 et 3.0.

Partie 2: mesure de la constante d' acidité d' un acide faible, l' acide éthanoïque, alias acétique.

Mélanger dans un erlenmeyer, en utilisant une pipette à chaque fois,  25 mL de solution aqueuse d' acide éthanoïque CH3CO2H à 0.2 mol.L-1 et 25 mL de solution aqueuse d' éthanoate de sodium CH3CO2Na à 0.2 mol.L-1.   
Noter la température de la solution.   
Plonger l' électrode combinée de pH et lire la valeur indiquée par le millivoltmètre.

En déduire la valeur expérimentale du pKa du couple acidobasique acide éthanoïque / ion éthanoate à la température de travail.   
Comparer cette valeur expériementale avec la valeur à 25°C, 4.75.

Remarque "importante": conserver le mélange réalisé pour la partie suivante.

Partie 3: étude du pouvoir tampon ****de solutions aqueuses.

On a démontré dans le cours la relation suivante donnant le pouvoir tampon **** d' une solution aqueuse en fonction des fractions "acide HA" et "base conjuguée A-" du couple acidobasique intervenant dans les conditions opératoires du moment.

**** =( ln10).Ctotale.x.(1-x)

Avec Ctotale = (HA) + (A-) et x désignant la fraction, c' est à dire ce qui revient au  pourcentage,  de (HA) dans Ctotale.

Ici, on se limitera à l' influence de l' ajout d' une solution aqueuse de soude à 0.5 mol.L-1, sur le pH de deux milieux aqueux: la solution utilisée lors de la partie 2 et... l' eau. L' eau étant prise comme "référence".

Manipulation.

Verser dans la solution utilisée lors de la partie 2, mL par mL, de 0 à 10 mL, de la soude de concentration 0.5 mol.L-1.   
Noter à chaque fois le pH.

Sachant que la soude réagit quantitativement avec l' acide éthanoïque selon l' équation chimique suivante:

CH3CO2H + HO- http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/Ifleche.gifCH3CO2- + H2O

dont on donnera la valeur de la constante de réaction Kr, déterminer pour chaque ajout de soude, la valeur de ****. On tiendra compte de l' effet de dilution introduit par l' ajout de soude.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Volume V de soude versée (en mL). | Ctotale, en mol.L-1. | (CH3CO2H) en mol.L-1. | x, fraction de (CH3CO2H) dans Ctotale. | en mol.L-1. |
| 0 |  |  |  |  |
| 1 |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |
| 4 |  |  |  |  |
| 5 |  |  |  |  |
| 6 |  |  |  |  |
| 7 |  |  |  |  |
| 8 |  |  |  |  |
| 9 |  |  |  |  |
| 10 |  |  |  |  |

Tracer sur une feuille de papier millimétré l' évolution de **** en fonction du volume V de soude versée. Conclusion à tirer quant à l' efficacité maximale du pouvoir tampon d' une solution?

Recommencer la même manipulation en prenant, cette fois ci 50 mL d' eau distillée.   
Noter à chaque fois le pH.

Porter sur une feuille de papier millimétré, distincte pour les deux expériences,  les valeurs du pH en fonction du volume V de soude versée.

Conclure: quelle est la solution qui est un "bon" tampon et quelle est celle qui est un "mauvais" tampon.

[Retour au sommaire des TP de Chimie](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP.htm#SommaireTP)

Manipulation 6: potentiel d' oxydoréduction.

[Retour au sommaire des TP de Chimie.](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP.htm#SommaireTP)

Le TP met en oeuvre l' utilisation de deux électrodes, l' une étant une électrode dite de "référence", l' autre étant une électrode dite de "mesure", lors de dosages de substances diverses dont l' un, au moins,  des constituants intervient dans l' écriture d' un couple d' oxydoréduction.

La différence de potentiel E = Emesure - Eréférence entre ces deux électrodes sera étudiée en fonction du volume rajouté dans le milieu d' une substance chimique susceptible de modifier le potentiel de l' électrode de "mesure".

La brusque variation de E au point équivalent marquera le repérage du volume équivalent et, par conséquent, permettra de calculer une concentration inconnue.

Cette méthode, très générale, vient en complément d' autres méthodes analytiques dans la détermination de concentrations inconnues de substances présentes dans des milieux plus ou moins complexes.

Le TP se composera de deux parties distinctes: le dosage potentiométrique d' une solution aqueuse d' ions Fe(II) et le dosage d' un mélange de deux halogénures en solution aqueuse.

Partie 1: dosage potentiométrique d' une solution aqueuse de sel de MOHR, alias sulfate double de Fe(II) et d' ammonium.

On cherche à déterminer la concentration en ions Fe(II) contenus dans une solution aqueuse de sel de MOHR, alias sulfate double de Fe(II) et d' ammonium.

On procèdera par mesure d' une différence de potentiel E entre deux électrodes: une électrode de mesure, en platine, et une électrode de référence au calomel, saturée en chlorure de potassium.

L' électrode de mesure sera sensible au potentiel de NERNST donné par le couple redox Fe3+ / Fe2+.   
Soit:

E mesure = E° + 0.06 log (Fe3+) / (Fe2+)

La valeur du potentiel standard  E° du couple redox Fe3+ / Fe2+ est égale , en raison de complexations entre les anions sulfate SO42-  et  les cations Fe(II) et Fe(III), à 0.68 V en milieu acide sulfurique, et non à 0.77 V, valeur théorique.

L' agent titrant, qui sera susceptible de modifier le potentiel de l' électrode de mesure sera le sulfate de cérium (IV), acidifié à l' acide sulfurique.

La réaction du dosage sera la suivante:

Fe2+ + Ce4+ http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/Ifleche.gifFe3+ + Ce3+

On étudiera l' évolution de la différence de potentiel E entre les électrodes de platine (mesure) et de calomel (référence), en fonction du volume de sulfate de cérium (IV) versé.

En remarquant que E + E référence = E mesure   
on pourra alors tracer E mesure en fonction de V, volume versé de sel de cérium (IV).   
On en déduira la valeur de la concentration des ions Fe(II) dans la solution de sel de MOHR.

Manipulation proprement dite:

On préparera tout d' abord 100 mL d' une solution aqueuse de Fe (II) à 0.02 mol.L-1, à partir de cristaux de sel de MOHR, de formule [Fe (NH4)2 (SO4)2, 6 H2O], de masse molaire égale à 392.14 g.mol-1.

Les ions Fe(II) sont très sensibles à l' oxydation en ions Fe(III).   
Afin de freiner au maximum cette oxydation intempestive on prépare la solution de Fe(II) dans de l' acide sulfurique assez concentré.   
Verser dans la fiole jaugée de 100 mL environ 10 mL de solution aqueuse d' acide sulfurique à 1 mol.L-1.   
Rajouter la masse de cristaux de sel de MOHR que vous aurez pesée au préalable.   
Dissoudre les cristaux dans l' acide sulfurique.   
Compléter au trait de jauge avec de l' eau distillée.   
Agiter et bien homogénéiser la solution.   
Une solution de sel de MOHR bien préparée doit être incolore. Si jamais elle est marron alors c' est que les ions Fe(II) se sont déjà oxydés et qu' il y a tout lieu de penser que l' acide sulfurique a été oublié.

Prélever 10 mL, à l' aide d' une pipette,  de la solution fraîchement préparée. Verser dans un becher.   
Rajouter 20 mL d' eau à l' aide d' une éprouvette.

Mettre l' agitation en route et démarrer l' ajout de sel de cérium (IV), une fois que les deux électrodes, de platine (mesure) et de calomel (référence) plongent correctement dans la solution, sans être cognées par le barreau aimanté (le "turbulent" du lycée).

Noter les valeurs de E pour chaque volume V de sel de cérium rajouté.   
Rajouter à chaque mesure de E (mesurée en mV)  la valeur 240 correspondant au potentiel de l' électrode de référence, au calomel, saturée en chlorure de potassium.

Aller de V = 0 à V = 20 mL, de mL en mL. Attendre que les mesures se soient stabilisées sur le millivoltmètre.

Tracer la courbe E (mV) + 240 = E mesure = E platine =  f (V).

En déduire le volume équivalent Ve de sel de cérium (IV),  de concentration égale à 0.02 mol.L-1, nécessaire pour oxyder tous les ions Fe (II) de la prise d' essai en ions Fe (III).

En déduire la concentration en ions Fe (II) dans la fiole qui a été préparée en début de séance.

Repérer le volume à la demi-équivalence, lorsque la moitié seulement des ions Fe (II) contenus dans la prise d' essai ont été oxydés en ions Fe (III).   
Repérer la valeur du potentiel E mesuré à la demi-équivalence.   
Comparer à la valeur de 0.68 V.   
Conclure.   
Etait-ce "logique" ce résultat expérimental?

Partie 2: dosage potentiométrique d' un mélange d' halogénures.

On se propose de doser par potentiométrie un mélange de deux halogénures de potassium, le chlorure de potassium et l' iodure de potassium, tous deux contenus dans une solution aqueuse.

On utilisera comme agent titrant le nitrate d' argent, susceptible de précipiter sélectivement et successivement ces deux halogénures.

On utilisera comme électrodes:   
1. Une électrode d' argent, qui sera l' électrode de mesure. Elle sera sensible à la variation du potentiel de NERNST du couple redox Ag+ / Ag, dont le potentiel standard est de 0.80 V à 25°C, par rapport à l' électrode normale à hydrogène.   
2. Une électrode au calomel, saturée en KCl, protégée par une gaine de verre fritté,baignant dans un électrolyte comme le nitrate de potassium, afin d' éviter,  lors du dosage, toute précipitation CATASTROPHIQUE de chlorure d' argent sur ses parois. Aucune mesure ne serait alors possible.

Manipulation.

Prélever, à l' aide de pipettes,  50 mL de la solution aqueuse contenant les deux halogénures en mélange.

Faire un montage des deux électrodes utilisées: l' électrode d' argent et l' électrode au calomel munie de sa protection.

Verser dans la solution, mL par mL, la solution aqueuse de nitrate d' argent, de concentration égale à 0.1 mol.L-1, contenue dans la burette. On ira de V = 0 à V = 18 mL.   
Attention aux doigts, le nitrate d' argent tache et est corrosif.

Noter pour chaque valeur de V versé la valeur de E.

Tracer sur une feuille de papier millimétré l' évolution de E en fonction de V.

Après avoir remarqué l' existence de deux sauts de potentiel sur le graphe, sachant que c' est l' iodure d' argent AgI qui précipite en premier, calculer, en mol.L-1, la concentration dans le mélange initial:   
1.En iodure de potassium KI.   
2. En chlorure de potassium KCl.

[Retour au sommaire des TP de Chimie.](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP.htm#SommaireTP)

[Suite des TP de Chimie. Cliquer ici.](http://marsal.univ-tln.fr/TPdos/TP3.htm#Cinétique premier ordre)