

Table des matières

TP 1 – pH et concentration en ion oxonium	3
TP 2 – Dosage par étalonnage : conductimétrie	8
Prendre une référence	8
Travail à faire – Sérum physiologique	8
TP 3 – Titrage pH-métrique de l’aspirine	11
TP 4 – Titrage conductimétrique	16
Manipulation	16
Exploitation	16
Interprétation	17
TP 5 – Phénomène de diffraction	20
Étude théorique guidée	20
Étude expérimentale	20
TP 6 – Phénomène d’interférences	21
Expression littérale	21
TP 7 – Lunette astronomique	23
Description de la lunette	23
Modélisation de la lunette	23
Le grossissement de la lunette astronomique	24
TP 8 – Facteurs cinétiques et catalyse	26
Influence de la concentration d’un réactif	26
Mode opératoire	26
Influence de la température	27
Influence d’un catalyseur	27
TP 9 – Suivi cinétique par spectrophotomètre (violet cristallisé)	28
TP 10 – Charge et décharge du condensateur	37
.	37
TP 11 – Déterminer une constante d’équilibre	39
TP 12 – Piles	44
TP 13 – Constante d’acidité d’un couple acide-base	48

TP 14 – Force des acides	50
.....	50
TP 15 – Vecteurs vitesse et accélération de quelques mouvements	52
TP 16 – Mouvement parabolique	53
TP 17 – Oscillateurs mécaniques : étude énergétique	54
TP 18 – Lois de Kepler	56
TP 19 – Synthèse de la vaniline	57
Synthèse	57
Isoler et purifier	58
Identifier	58
Rendement de la synthèse	58
TP 20 – Premier principe de la thermodynamique	60
TP 21 – Température d'un système incompressible	65
TP 22 – Electrolyse ou comment forcer une réaction chimique	70
TP 23 – Effet Doppler	77
Montage et acquisition	77
Analyse qualitative	78
Analyse quantitative	78
TP 24 – Poussée d'Archimède	80
TP 25 – Loi de Bernouilli	87

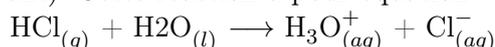
pH et concentration en ion oxonium

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 1

Le pH est une grandeur qui renseigne sur l'acidité ou la basicité d'une solution. Il dépend de la concentration en ions oxonium H_3O^+ présents dans la solution.

Doc. 1 : Solution d'acide chlorhydrique

Une solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution d'un soluté (le chlorure d'hydrogène gazeux) dans de l'eau (le solvant). Cette réaction a pour équation :



Cette réaction étant totale, une solution d'acide chlorhydrique contient des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ et chlorure $\text{Cl}^-_{(aq)}$, et la concentration en ion oxonium apporté (apporté par la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau) $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est égale à la concentration de la solution c (appelée également concentration en soluté apporté).

Doc 2 : le pH et sa mesure

Le pH (ou **p**otentiel **H**ydrogène) est une grandeur sans unité comprise entre 0 et 14, qui mesure le caractère acide ou basique d'une solution. Dans un certain domaine de validité que ce TP vise à définir, il est lié à la concentration en ions oxonium par la relation :

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0} \right)$$

avec $c_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ (concentration standard).

On mesure le pH à l'aide d'un pH-mètre relié à une sonde. Cet appareil doit être préalablement étalonné à l'aide d'une solution de référence. La mesure de pH doit se faire sous agitation magnétique douce. La sonde qui comporte une électrode très fragile doit être placée de manière à ce que la barre aimantée ne la touche pas. Entre chaque mesure, on doit la rincer à l'eau distillée et la sécher très délicatement. On fera les mesures de la solution la moins concentrée à la plus concentrée.

Doc. 3 : Complément scientifique

L'eau distillée contient des molécules d'eau H_2O mais également des ions oxonium H_3O^+ et des ions hydroxyde HO^- à des concentrations égales et très faibles : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

(1) Vous disposez sur votre paillasse d'une solution mère S_0 d'acide chlorhydrique de concentration $c_0 = 1.0 \text{ mol.L}^{-1}$. On souhaite préparer 50,0 mL de solution S_1 obtenue par dilution d'un facteur 10 de la solution S_0 . Quelle sera la concentration c_1 de la solution S_1 ? Proposer un protocole expérimental pour réaliser cette dilution. Une fois le protocole validé par le professeur, le mettre en œuvre.

(2) Fabriquer de même :

- 50,0 mL d'une solution S_2 obtenue par dilution d'un facteur 10 de la solution S_1
- 50,0 mL d'une solution S_3 obtenue par dilution d'un facteur 10 de la solution S_2
- 50,0 mL d'une solution S_4 obtenue par dilution d'un facteur 10 de la solution S_3

(3) Etalonner le pH-mètre. Mesurer le pH des S_i ($i = 0 \dots 4$) en commençant par la plus diluée. Regrouper vos résultats dans le tableau ci-dessous.

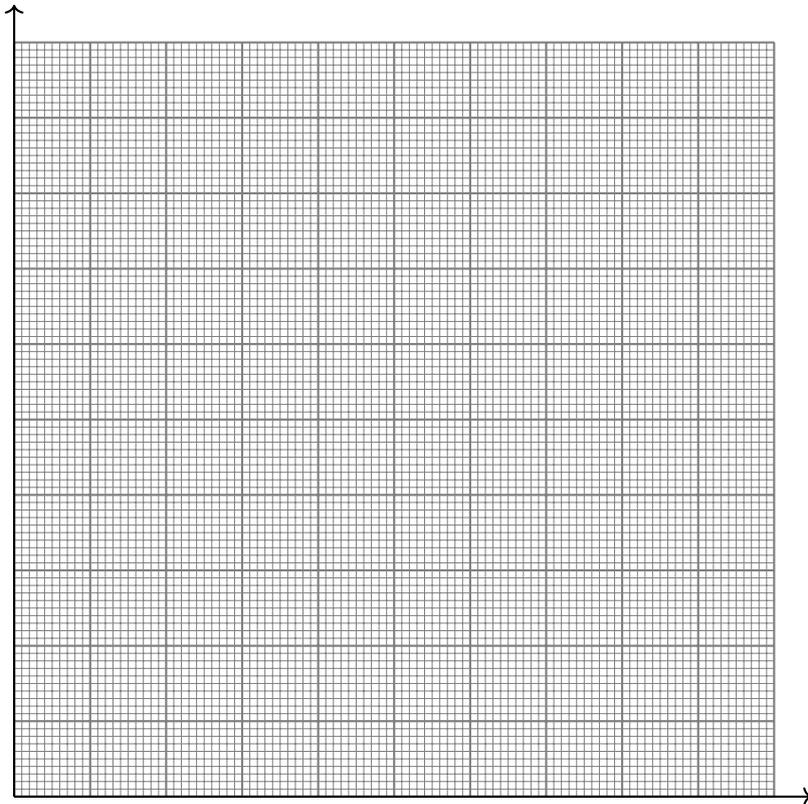
(4) Compléter la dernière ligne du tableau, puis tracer le graphique $\text{pH}_{\text{mesuré}}$ en fonction de $-\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0} \right)$.

(5) Expliquer pourquoi le $\text{pH}_{\text{mesuré}}$ plafonne à 7.

(6) En déduire le domaine de validité de la relation étudiée : $\text{pH} = -\log \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0} \right)$.

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4
$[H_3O^+]$ (mol.L ⁻¹)	1.0				
pH _{mesuré}	0.5				
$-\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c_0}\right)$					

Solution	S_5	S_6	S_7	S_8
$[H_3O^+]$ (mol.L ⁻¹)	1.0×10^{-5}	1.0×10^{-6}	1.0×10^{-7}	1.0×10^{-8}
pH _{mesuré}	5.1	5.9	6.9	7.0
$-\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c_0}\right)$				



MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 1
pH et concentration en ion oxonium

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

–
–

Paillase Elèves

- pipette jaugée 5 mL
- 4 fioles jaugées 50 mL
- 4 petits béchers pour mesurer le pH
- 1 pH-mètre
- tampon 4
- 2 béchers de prélèvement en plastique

ACTIVITE EXPÉRIMENTALE
pH et concentration en ions oxonium (CORRECTION)

1) Le facteur de dilution est de 10, ce qui signifie que la concentration de la solution fille S_1 doit être 10 fois plus petite que la concentration de la solution mère S_0 : $c_1 = \frac{c_0}{10} = \frac{1,0}{10} = 0,10 \text{ mol/L} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$

Solution mère S_0	Solution fille S_1
$c_0 = 1,0 \text{ mol/L}$ $V_0 = ?$ (volume de solution mère à prélever)	$c_1 = 0,10 \text{ mol/L}$ $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ (volume de solution fille préparée : c'est le volume de la fiole jaugée utilisée)

Lors d'une dilution il y a conservation des quantités de matière donc : $c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1 \Leftrightarrow V_0 = \frac{c_1 \times V_1}{c_0} = \frac{0,10 \times 50,0}{1,0} = 5,0 \text{ mL}$

Protocole de dilution

- On verse un peu de solution mère dans un récipient de prélèvement
- A l'aide d'une pipette jaugée de 5,0 mL (préalablement rincée) munie de sa propipette, on prélève 5,0 mL de solution mère
- On verse la solution mère prélevée dans une fiole jaugée de 50,0 mL
- On remplit aux 3/4 la fiole jaugée avec de l'eau distillée
- On bouche la fiole jaugée et on l'agite sans la retourner
- On complète la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, on la bouche, puis on l'agite en la retournant.

2) On réalise les dilutions successives d'un facteur 10 de la même façon que ci-dessus. A chaque fois, c'est la solution fille préparée lors de la dilution précédente qui sert de solution mère pour la dilution suivante.

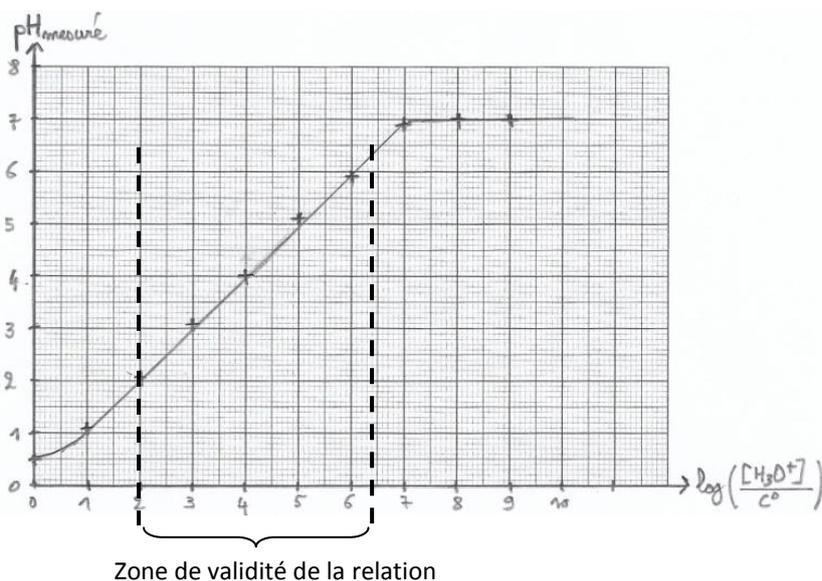
3)

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6	S_7	S_8
Concentration de la solution (en mol.L ⁻¹)	1,0	$1,0 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-6}$	$1,0 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-8}$
pH _{mesuré}	0,5	1,1	2,1	3,1	4,0	5,1	5,9	6,9	7,0

4) Dans le logarithme, la concentration en ion oxonium apporté $[H_3O^+]$ est donnée par la concentration de la solution (voir doc.1).

$-\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$	$-\log\left(\frac{1,0}{1,0}\right)$ = 0	$-\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-1}}{1,0}\right)$ = 1	$-\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-2}}{1,0}\right)$ = 2	$-\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-3}}{1,0}\right)$ = 3	4	5	6	7	8
--	---	--	--	--	----------	----------	----------	----------	----------

5)



6) Le graphique confirme que la relation $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$ est valide pour les solutions diluées.

Elle ne marche pas pour les solutions concentrées.

Lorsque les dilutions sont très importantes, la concentration en ion oxonium apporté (donnée par la concentration de la solution) est très faible.

Ce sont alors les ions oxonium contenus dans l'eau distillée qui imposent le pH de 7 à la solution.

En effet, d'après le doc.3, l'eau distillée contient des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ de concentration : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

En appliquant la relation du pH avec cette concentration pour les ions oxonium, on obtient bien la valeur mesurée de 7 :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-7}}{1}\right) = 7$$

Dosage par étalonnage : conductimétrie

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 2

Prendre une référence

Pour déterminer une quantité inconnue (ici une concentration), il faut construire une référence qui nous permette de le faire. Cette référence est appelée un **étalon** (d'après une vieille image agricole), d'où l'expression « dosage par étalonnage ». On commence donc par construire une courbe d'étalonnage. Lors d'un **dosage**, l'échantillon est préservé, tandis que lors d'un **titrage**, l'échantillon est modifié.

Travail à faire – Sérum physiologique

Document 1 : le sérum physiologique est une solution de 0.9% en masse de chlorure de sodium avec une masse volumique $\rho = 1 \text{ g.cm}^{-3}$.

La masse molaire du chlorure de sodium est de 58.5 g.mol^{-1} .



Document 2 : la conductivité

La conductivité σ est la grandeur qui traduit la facilité avec laquelle une solution conduit le courant électrique (donc elle ne concerne que les ions en solution). Cette grandeur se mesure avec un conductimètre. Elle dépend de la nature des ions et de leur concentration.

Loi de Kohlrausch : dans le cas où les ions en solution ont la même concentration C , la conductivité σ est proportionnelle à la concentration C : $\sigma = k \times C$ (σ s'exprime en S.m^{-1} et C en mol.m^{-3}).

Document 3 : solution de chlorure de sodium

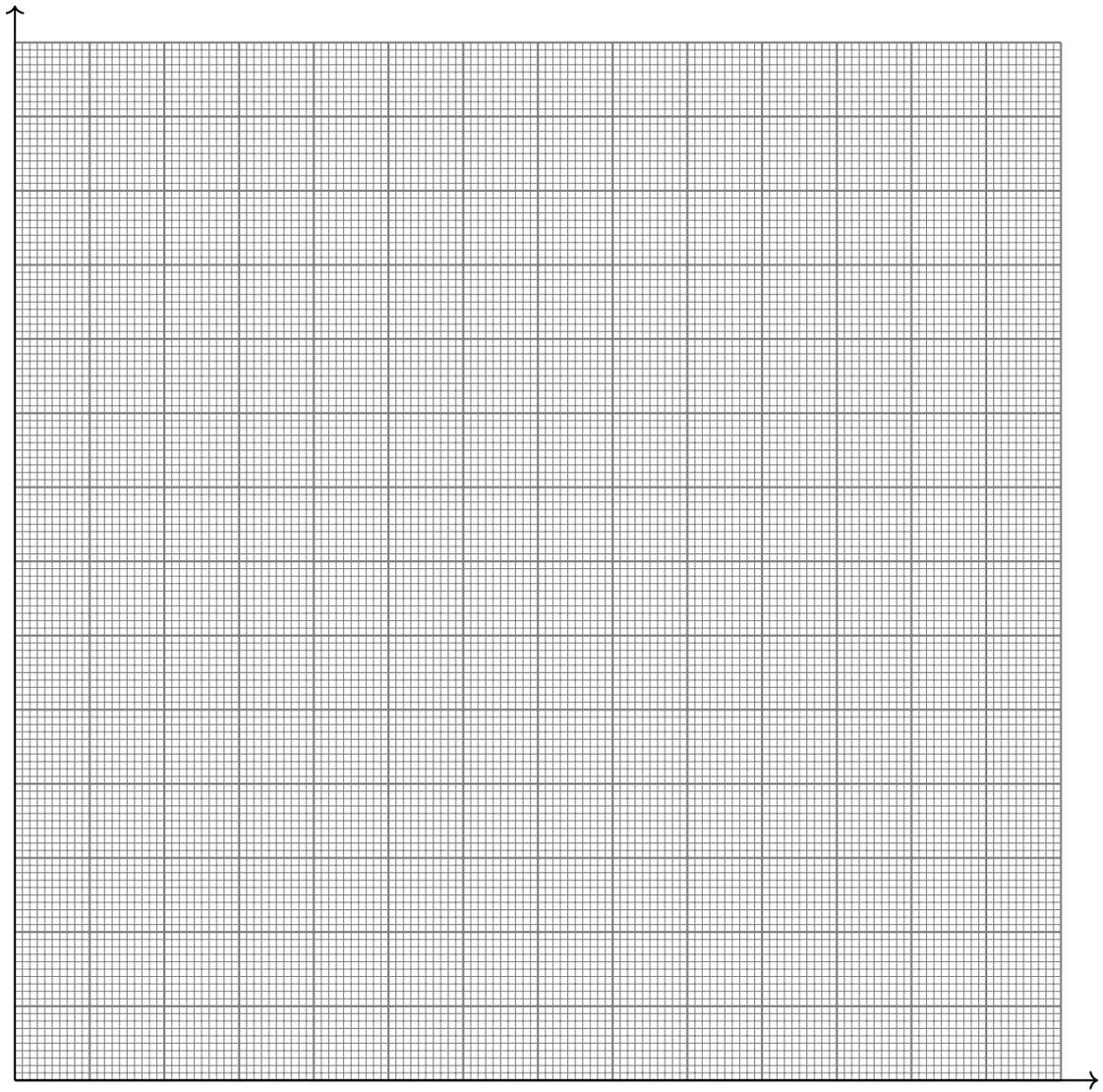
On dispose d'une solution de chlorure de sodium de concentration $C_0 = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ que l'on peut diluer pour obtenir des solutions filles S_i de concentration C_i .

Le sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ de concentration bien déterminée. Le sérum devra être **dilué 20 fois** avant de mesurer sa conductivité.

Comment vérifier l'indication de 0.9% en masse ?

On complètera le tableau ci-dessous et on présentera les résultats sous forme d'un graphique (grille ci-dessous) où les traits de construction pour déterminer la concentration du sérum physiologique seront tracés. On précisera les unités de la conductivité.

	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_{inc}
C_i (mol.L^{-1})	1.0×10^{-2}	8.0×10^{-3}	6.0×10^{-3}	4.0×10^{-3}	2.0×10^{-3}	×
V_0 (mL)						×
σ						



MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 2
Dosage par étalonnage : conductimétrie

× × × × × × × × × ×

Paillasse Elèves

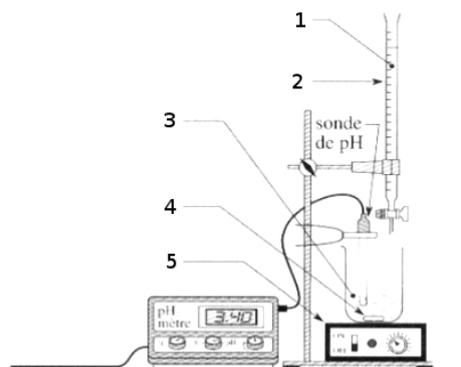
- conductimètre
- 5 béchers
- support avec 2 burettes graduées (une pour la solution de chlorure de sodium, l'autre pour l'eau distillée)
- solution de chlorure de sodium à $1.0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Titrage pH-métrique de l'aspirine

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 3

Un dosage par titrage (ou titrage) est une méthode de détermination d'une quantité de matière ou d'une concentration inconnue. A partir d'un comprimé d'aspirine, nous allons préparer une solution d'aspirine, procéder à son titrage afin de déterminer sa concentration en aspirine. Nous pourrons alors remonter à la masse d'aspirine dans le comprimé.

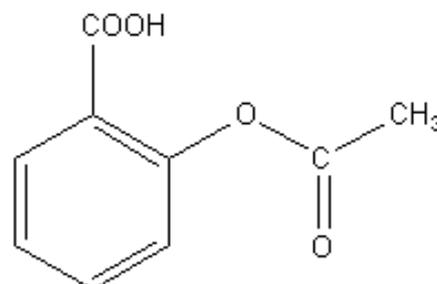
(1) Peser un comprimé d'aspirine 500 et noter sa masse. Dans un mortier, broyer finement le comprimé ; transférer la poudre obtenue dans une fiole jaugée de volume $V = 250$ mL. Rincer le mortier à l'eau distillée, récupérer les eaux de rinçage dans la fiole jaugée. Ajouter 20 mL d'éthanol et agiter vigoureusement de manière à dissoudre au mieux la poudre (on pourra mettre une partie de l'alcool dans le mortier, puis vider le mortier dans la fiole jaugée). Compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher la fiole jaugée et la retourner plusieurs fois afin d'homogénéiser au mieux la solution.



(2) Réalisation du titrage pH-métrique

- Etalonner le pH-mètre
- Rincer puis remplir la burette avec une solution d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration $C_B = 5.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Vérifier qu'il n'y a pas de bulles d'air dans la partie inférieure et "faire correctement le zéro". La solution de soude est la solution titrante.
- Introduire dans le bécher de forme haute un volume $V_A = 50.0$ mL de solution d'aspirine préparée ci-dessus. La solution d'aspirine est la solution titr e dont on cherche à déterminer la concentration C_A .
- Introduire un barreau aimanté dans le bécher et placer ce dernier sur l'agitateur magnétique de manière à ce que l'agitation soit régulière.
- Après l'avoir rincée à l'eau distillée et essuyée, plonger l'électrode de mesure dans la solution d'aspirine. Vérifier que la bille de verre est bien immergée, et que le barreau aimanté ne la touche pas.
- Ajuster la burette de façon à être sûr que la soude tombera bien dans le bécher.
- Mettre en route le pH-mètre ; attendre que l'indication se stabilise. Relever alors la valeur du pH de la solution pour $V_B = 0.0$ mL. Noter également la teinte de l'indicateur coloré.
- Procéder ensuite à l'ajout de la solution de soude, **mL par mL** (entre 10 et 13 mL, ajouter la soude 0,5 mL par 0,5 mL). Pour chaque ajout de soude, relever la valeur du pH et la teinte de l'indicateur coloré. Continuer jusqu'à un volume de soude vers  $V_B = 14.0$ mL. Regrouper les résultats dans un tableau de mesure (cf ci-dessous).
- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ sur le document fourni.

V_B (mL)	0	...	14
pH			
teinte de l'indicateur			



(3) Donner la légende du schéma ci-dessus.

(4) Dans la formule ci-contre, encadrer et nommer le groupe caractéristique responsable de l'acidité de la molécule d'aspirine (ou acide acétylsalicylique).

(5) En notant AH la molécule d'aspirine, écrire l'équation de la réaction totale, support du titrage entre l'aspirine et la soude ($Na^+ + HO^-$) et préciser les deux couples acide/base qui interviennent.

(6) Repérer sur votre courbe le point équivalent E par la méthode des tangentes. En déduire la valeur du volume V_{BE} de soude qu'il a fallu verser pour atteindre l'équivalence.

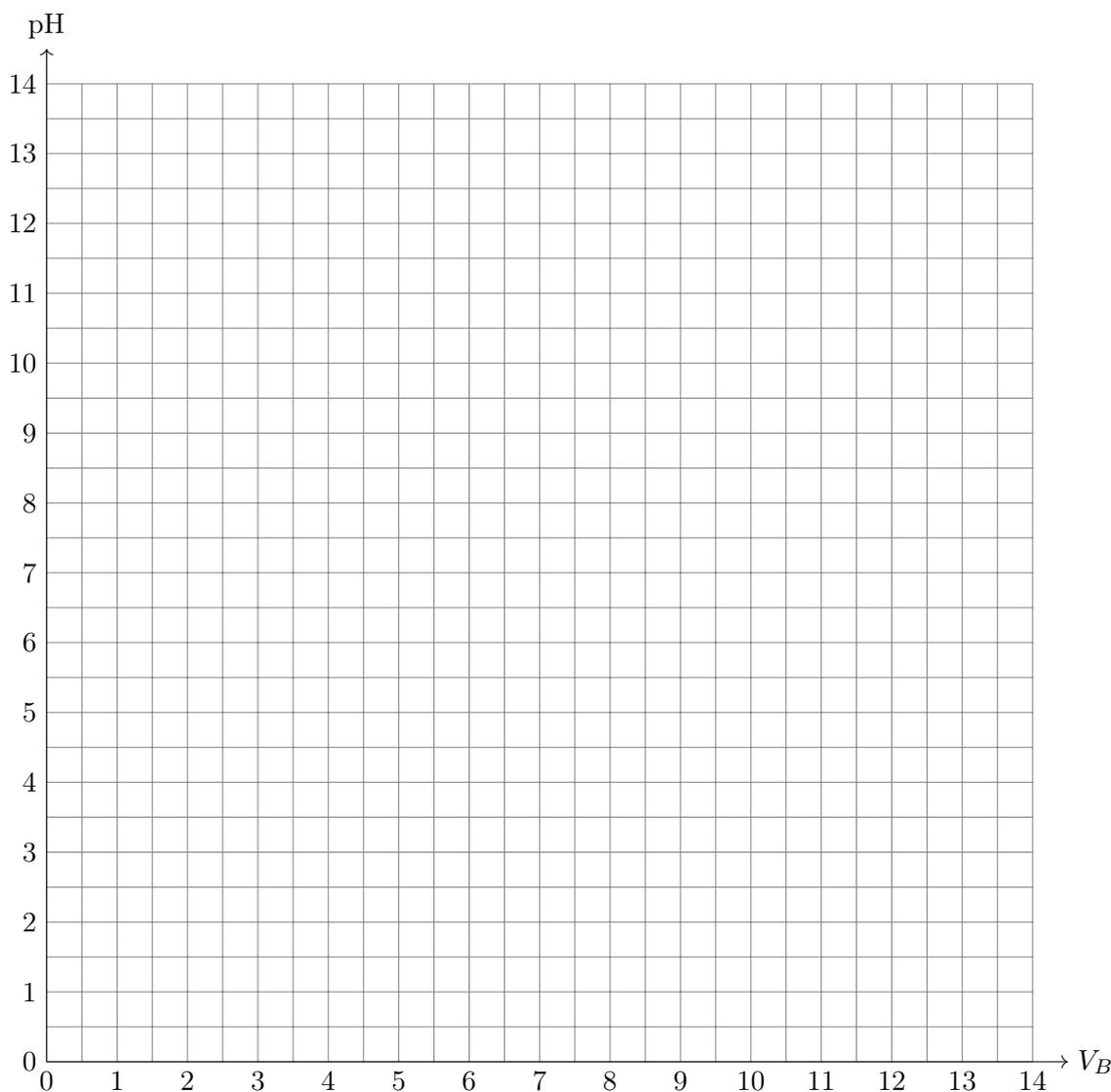
(7) Construire le tableau d'avancement traduisant l'évolution du système chimique à l'équivalence et calculer la concentration C_A en aspirine de la solution préparée.

(8) En déduire la masse m_A d'aspirine dans le comprimé utilisé. Comparer à la masse du comprimé et à l'indication portée sur la boîte d'aspirine.

(9) On donne les zones de virage des 3 indicateurs colorés de base :

- Hélianthine : 3,1 - 4,4
- Bleu de Bromothymol : 6,0 - 7,6
- Phénolphtaléine : 8,2 - 10

Pour effectuer ce titrage, on aurait pu se passer du pH-mètre et se contenter d'effectuer un titrage colorimétrique. Justifier l'utilisation du B.B.T. pour ce titrage.



Document 1 : Qu'est-ce que l'équivalence d'un titrage ?

L'équivalence d'un titrage est l'état du système pour lequel les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

C'est le moment précis où il y a changement de réactif limitant.

A l'équivalence, les réactifs (titrant et titré) sont intégralement consommés.

L'avancement maximal de la réaction prend alors une valeur limite notée x_E (ou x_{eq}).

Document 2 : détermination de l'équivalence

Au cours d'un titrage, l'objectif principal est de repérer le volume à l'équivalence c'est-à-dire le volume de solution titrante à verser pour atteindre l'équivalence. C'est grâce à ce volume que l'on pourra déterminer la concentration inconnue. Dans le cas d'un titrage pH-métrique, il existe deux méthodes pour repérer l'équivalence.

méthode des tangentes

1-Tracer la tangente à la courbe en un point proche du saut de pH

2-Tracer une deuxième tangente à la courbe,

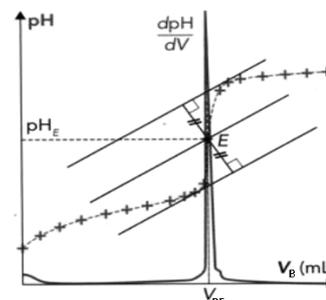
parallèle à la première, placée de l'autre côté du saut de pH

3-Tracer la droite parallèle et équidistante des deux premières

4-L'abscisse du point d'intersection entre la courbe et cette dernière droite est le volume à l'équivalence B_{BE} .

méthode de la courbe dérivée

La courbe dérivée présente un extremum à l'équivalence du dosage. Cette courbe peut être obtenue grâce à un logiciel de traitement de données.



Document 3 : comment calculer la concentration inconnue une fois l'équivalence repérée ?

Pour déterminer la concentration inconnue lors d'un dosage il est nécessaire de construire le tableau d'avancement à l'équivalence du titrage :

	Réaction	:	A_1	+	B_1	\rightarrow	C_1	+	D_1
E.I.	0		$C_A V_A$		$C_B V_{BE}$		0		0
en cours	x		$C_A V_A - x$		$C_B V_{BE} - x$		x		x
E.F.	x_m		$C_A V_A - x_E$		$C_B V_{BE} - x_E$		x_E		x_E

D'après le document 1, comme à l'équivalence les réactifs sont intégralement consommés, on a $C_A V_A - x_E = 0$ et $C_B V_{BE} - x_E = 0$ d'où $x_E = C_A V_A = C_B V_{BE}$ et

$$C_A = C_B \frac{V_{BE}}{V_A}$$

Il est donc possible de calculer C_A !

Document 4 : Données sur l'aspirine

La formule brute de l'aspirine est $C_9H_8O_4$.

Sa masse molaire est $M = 180.1574 \pm 0.0009 \text{ g.mol}^{-1}$.

L'acide acétylsalicylique (aspirine) a une fonction acide carboxylique de $pK_a = 3.5$

Température de fusion : $135 \text{ }^\circ\text{C}$

Solubilité dans l'eau : 2.5 g.L^{-1} à 15°C , 4.6 g.L^{-1} à 25°C

Solubilité dans l'éthanol : 200 g.L^{-1} à 25°C

ACTIVITE EXPERIMENTALE
Titrage pH-métrique (CORRECTION)

I. Préparation d'une solution aqueuse d'aspirine

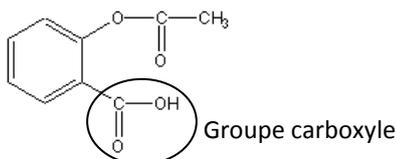
Masse du comprimé : $m_{\text{comprimé}} = 0,60 \text{ g}$

II. Titrage pH-métrique de la solution d'aspirine

$V_B \text{ (mL)}$	0	1	2	3	4	5	6	7	7,5	8	8,5	9	9,5	10	10,5	11	12	13	14
pH	2,6	3,0	3,2	3,4	3,6	3,8	4,0	4,3	4,4	4,7	5,5	10,2	11	11,2	11,3	11,4	11,6	11,7	11,8

III. Exploitation du titrage et calculs

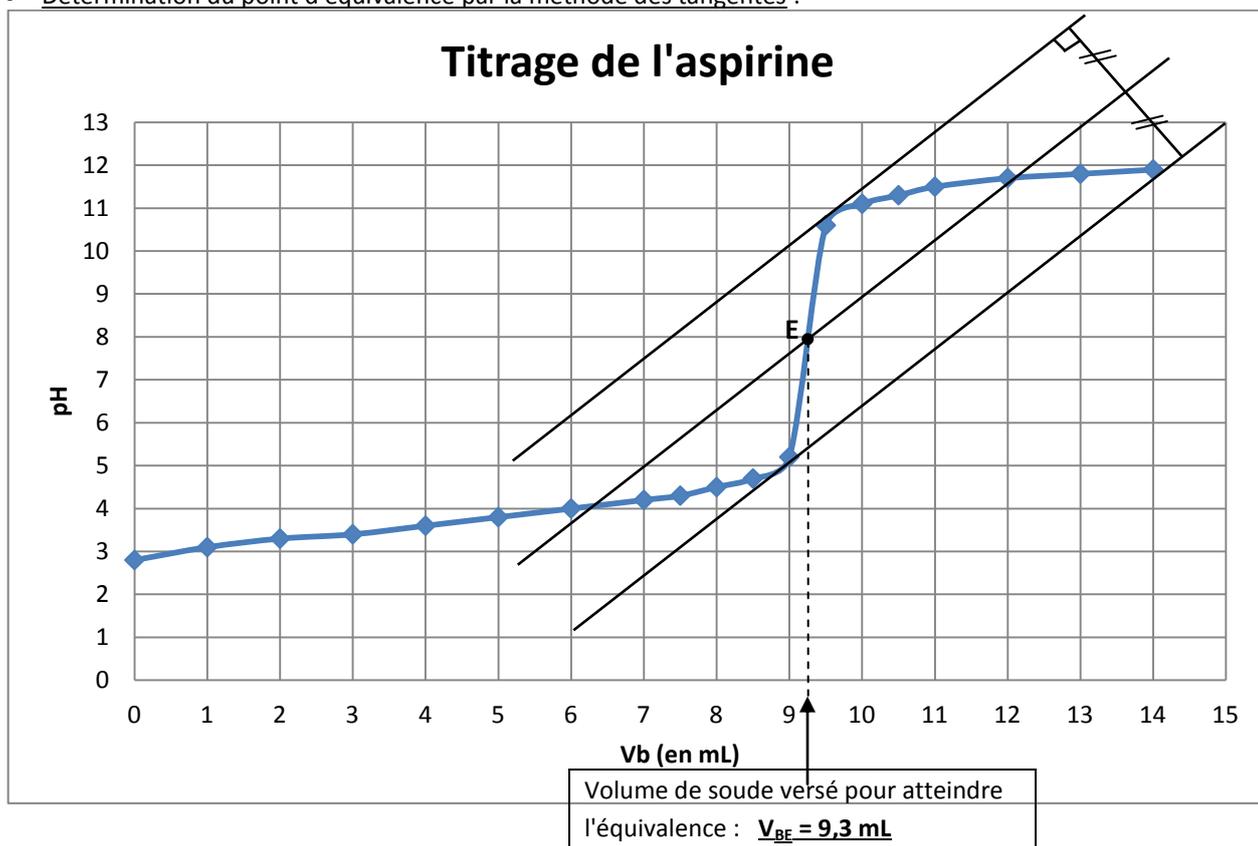
- Réaction acide-base support du titrage :



Equation de la réaction totale support du titrage : $AH + HO^- \rightarrow A^- + H_2O$ (réaction **TOTALE**)

Les deux couples acide / base sont : AH / A^- et H_2O / HO^-

- Courbe $pH = f(V_B)$
- Détermination du point d'équivalence par la méthode des tangentes :



- Détermination de la concentration c_A de l'aspirine dans la solution :

A l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc

$$\frac{n_{AH(\text{présents dans la solution titrée})}}{1} = \frac{n_{HO^-(\text{versés à l'équivalence})}}{1}$$

$$\Leftrightarrow n_{AH(i)} = n_{HO^-(E)}$$

$$\Leftrightarrow c_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{BE}$$

$$\Leftrightarrow \boxed{c_A = \frac{C_B \times V_{BE}}{V_A}} = \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 9,3}{50,0} = 9,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

car les nombres stœchiométriques devant AH et HO^- sont tous les deux égaux à 1 : $1 AH + 1 HO^- \rightarrow A^- + H_2O$

- Masse d'aspirine dans le comprimé :

Calcul de la masse d'aspirine (m_A) présente dans la solution que l'on a préparée donc dans le comprimé

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} \Leftrightarrow m_A = n_A \times M_A$$

$$\text{Or } n_A = c_A \times V$$

$$\text{Donc } \boxed{m_A = c_A \times V \times M_A}$$

$$\text{A.N. } m_A = 9,3 \times 10^{-3} \times 0,250 \times 180 = 0,42 \text{ g}$$

c_A est la concentration de l'aspirine dans la solution préparée.

Comme on cherche la masse d'aspirine dans la solution préparée, il ne faut pas se tromper sur le volume ! Il ne faut pas prendre V_A (le volume de solution utilisée pour le titrage) mais V (le volume total de solution préparée).

Masse d'aspirine trouvée : $m_A = 0,42 \text{ g}$

Masse du comprimé : $m_{\text{comprimé}} = 0,60 \text{ g}$

$$m_A < m_{\text{comprimé}}$$

La masse du comprimé est supérieure à la masse d'aspirine, car le comprimé contient en plus de l'aspirine (principe actif), des excipients.

Le nombre 500 indiqué sur la boîte correspond donc à la masse en mg d'aspirine dans un comprimé.

Nous avons trouvé grâce au titrage $m_{A(\text{exp})} = 420 \text{ mg}$ au lieu de $m_{A(\text{théo})} = 500 \text{ mg}$.

$$\text{On peut calculer le pourcentage d'erreur : } \frac{|m_{A(\text{théo})} - m_{A(\text{exp})}|}{m_{A(\text{théo})}} \times 100 = \frac{|500 - 420|}{500} \times 100 = 16\%$$

Ce pourcentage d'erreur assez élevé s'explique sans doute par des pertes de matières lors de la préparation de la solution aqueuse d'aspirine.

Titration conductimétrique

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 4

La vitamine C est une vitamine hydrosoluble sensible à la chaleur et à la lumière jouant un rôle important dans le métabolisme de l'être humain et de nombreux autres mammifères. Chimiquement parlant, il s'agit de l'acide L-ascorbique (de formule brute $C_6H_8O_6$), un acide faible ($pK_a = 4.1$), et un des énantiomères de l'acide ascorbique.

Le nom ascorbique vient du préfixe grec a (privatif) et scorbut, signifiant littéralement anti-scorbut qui est une maladie due à une déficience en vitamine C. On trouve la vitamine C dans les citrons, les jus de fruits et les légumes frais.

La poudre commercialisée sous le nom « vitamine C » contient principalement de l'acide ascorbique, mais aussi du sucre et un arôme pour rendre son absorption plus agréable.

Le but est de déterminer, grâce à un tirage conductimétrique, la teneur, c'est à dire le pourcentage en masse d'acide ascorbique dans une poudre "Vitamine C".

Manipulation

- peser une masse d'environ $m = 1,00$ g de poudre de "Vitamine C" ; noter la valeur exacte.
- préparer avec cette poudre un volume $V_S = 100,0$ mL de solution.
- dans un bécher de 200 mL, introduire un volume $V_A = 10,0$ mL de solution de vitamine C
- ajouter dans le bécher un volume d'environ 150 mL d'eau distillée.
- remplir la burette, préalablement rincée, avec une solution de soude de concentration $C_B = 5,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹
- rincer et sécher la sonde du conductimètre et l'introduire dans le bécher ; vérifier qu'elle trempe suffisamment.
- mettre en route l'agitation, et allumer le conductimètre.
- procéder au titrage de l'acide ascorbique dans la solution en ajoutant la solution de soude mL par mL jusqu'à 20 mL ;
- relever pour chaque ajout la valeur de la conductivité de la solution une fois celle-ci stabilisée. Relever les résultats dans un tableau.

Exploitation

(1) L'acide ascorbique sera noté AH ; écrire l'équation de sa réaction avec la solution de soude (hydroxyde de sodium). On considérera cette réaction comme totale.

(2) Sur papier millimétré, tracer la courbe de la conductivité σ de la solution en fonction du volume V_B de solution titrante versée.

(3) Détermination du point d'équivalence. Mis à part à son début, la courbe tracée est constituée de deux portions de droite de pente différente ; tracer le plus précisément possible ces deux portions de droite : le point d'équivalence E est situé à leur intersection. Noter la valeur du volume équivalent V_{BE} .

(4) Détermination de la concentration C_A de l'acide ascorbique dans la solution. En s'inspirant du raisonnement fait dans le TP *Titration pH-métrique*, déterminer la valeur de la concentration C_A de l'acide ascorbique dans la solution.

(5) Teneur en masse de la poudre. Calculer enfin la masse d'acide ascorbique dissous dans la solution, et en déduire la teneur en masse (en %) de la poudre de "Vitamine C" en acide ascorbique.

Interprétation

A l'aide des documents ci-dessous, interpréter qualitativement pourquoi la courbe est constituée de deux portions de droite croissantes de pentes différentes, expliquant le fait que le point d'équivalence se trouve à leur intersection.

Document 1 : définition de la conductivité d'une solution

La conductivité (notée σ) est une grandeur qui mesure la plus ou moins grande "facilité" avec laquelle une solution ionique laisse passer le courant électrique.

La conductivité globale d'une solution est la somme de la conductivité due à chaque ion présent dans la solution.

Celle-ci dépend de deux facteurs :

- la nature des ions en solution : certains ions conduisent mieux le courant que d'autres. Cette aptitude à conduire le courant est mesurée par une grandeur appelée conductivité molaire ionique, notée λ , et exprimée en $S.m^2.mol^{-1}$. Plus λ est grande, plus l'ion considéré conduit le courant.
- la concentration molaire C_i des ions en solution (exprimée en $mol.m^{-3}$) : plus celle-ci est élevée, plus la solution conduit le courant.

La conductivité d'une solution est alors donnée par la relation : $\sigma = \sum_i \lambda_i C_i$

Document 2 : conductivités molaires ioniques de quelques ions

Nom	Formule	λ ($S.m^2.mol^{-1}$)	Nom	Formule	λ ($S.m^2.mol^{-1}$)
Acétate	$CH_3CO_2^-$	4,09	Aluminium	Al^{3+}	13,95
Ascorbate	$C_6H_7O_6^-$	3,42	Ammonium	NH_4^+	7,35
Benzoate	$C_6H_5CO_2^-$	3,23	Calcium	Ca^{2+}	11,90
Carbonate	CO_3^{2-}	13,90	Oxonium	H_3O^+	34,98
Chlorure	Cl^-	7,63	Magnésium	Mg^{2+}	10,62
Hydroxyde	HO^-	19,86	Potassium	K^+	7,35
Nitrate	NO_3^-	7,14	Sodium	Na^+	5,01

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 4

Titration conductimétrique

× × × × × × × × × ×

Paillasse Elèves

- pot de yaourt (poubelle)
- burette
- agitateur magnétique / barreau aimanté / baguette magnétique
- 1 fiole jaugée 100 mL
- 1 entonnoir à poudre
- 1 coupelle de pesée
- 1 balance
- 1 spatule
- 1 éprouvette 200 mL
- 1 pipette jaugée 10 mL + propipette
- 1 pissette d'eau distillée
- 1 bécher de prélèvement
- 1 bouteille de soude à $5.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 1 conductimètre
- 1 bécher de 200 mL

Correction du TP 04 Titration conductimétrique de la vitamine C

Phénomène de diffraction

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 5

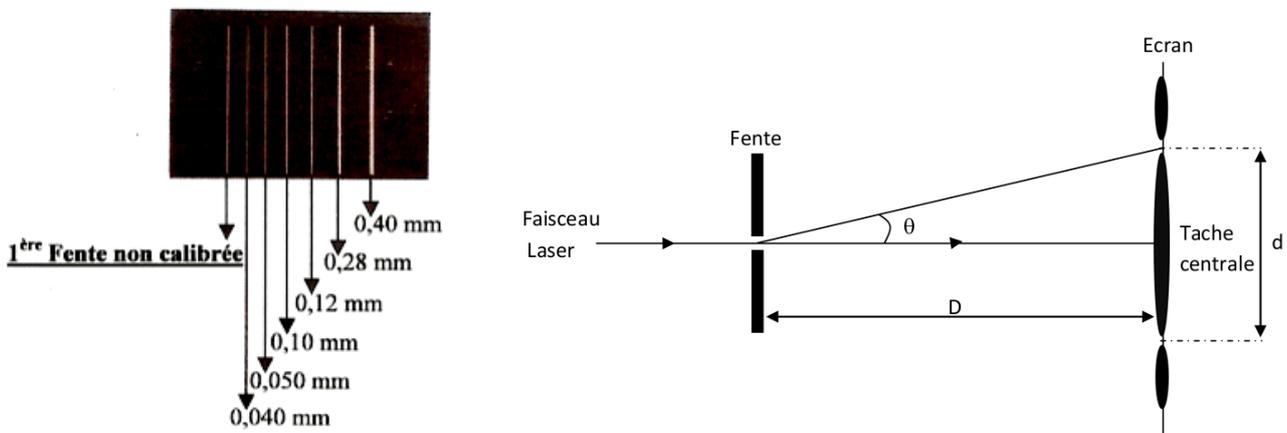
But du TP : Pratiquer une démarche expérimentale visant à étudier ou utiliser le phénomène de diffraction dans le cas des ondes lumineuses.

Matériel : laser, fentes calibrées, mètre.

Étude théorique guidée

(1) Rappeler l'expression de la relation de diffraction liant l'angle de diffraction θ , la longueur d'onde λ de l'onde incidente et la taille de l'obstacle a . Cas général et approximation des petits angles.

(2) En s'aidant du schéma ci-dessous, établir la relation $\frac{\lambda}{a} = \frac{d}{2D}$



Étude expérimentale

L'objectif de cette partie est de déterminer la mesure du diamètre d'un de vos cheveux.

On suivra la démarche suivante :

- Après avoir identifié dans l'expression théorique les deux paramètres que l'on peut varier, on vérifiera la validité de cette expression en se basant sur deux séries de mesures (une par paramètre).
- Il sera nécessaire de représenter ces mesures par des représentations graphiques théoriquement *linéaires*.
- Une de ces deux représentations pourra ensuite être exploitée pour déterminer le diamètre du cheveu.
- Le compte rendu devra être *RÉDIGÉ* clairement, en précisant les mesures effectuées dans des tableaux et les éventuels traitements mathématiques effectués.

La figure de diffraction due à un obstacle de dimension a présente les mêmes caractéristiques que celle due à une ouverture de largeur a .

Document 1.

Pour des raisons impératives de sécurité, ne pas regarder directement le faisceau laser, mais uniquement les points d'impact sur l'écran.

Document 2 : Mesures de sécurité

Phénomène d'interférences

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 6

But du TP : Pratiquer une démarche expérimentale visant à étudier ou utiliser le phénomène d'interférences dans le cas des ondes lumineuses.

Matériel : laser, fentes doubles calibrées, mètre.



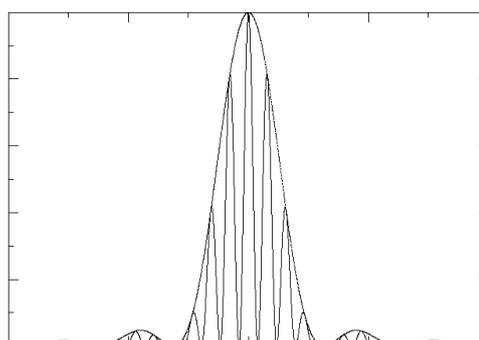
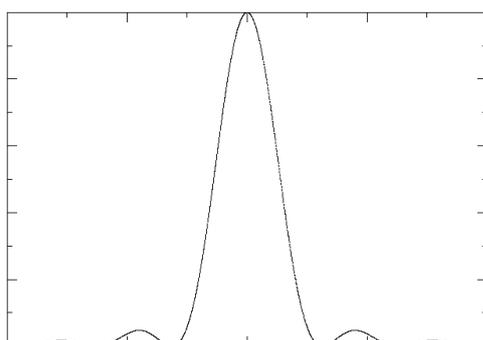
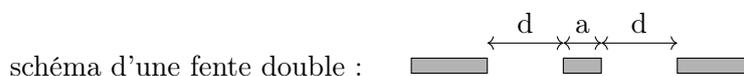
Expression littérale

Le phénomène d'interférence est caractérisé par l'inter-frange i (distance entre des extinctions successives). Vous devez lors de ce TP déterminer l'expression correcte liant l'inter-frange aux différents paramètres du système parmi celles proposées ci-dessous :

$$\begin{array}{llll} 1) & i = \frac{\lambda \times D}{a} & 2) & i = \frac{\lambda^2 \times D}{a} & 3) & i = \frac{2 \times \lambda \times D}{a} & 4) & i = \frac{\lambda \times a^2}{D} \\ 5) & i = \frac{\lambda \times a}{D} & 6) & i = \frac{\lambda \times a}{D^2} & 7) & i = \frac{D \times a}{\lambda} \end{array}$$

où λ est la longueur d'onde du laser, D la distance entre les fentes et l'écran, a la distance entre fentes et d la largeur des fentes. **Le but de ce TP est de trouver la bonne formule de l'interfrange i .**

- Représenter l'interfrange i sur la figure d'interférences donnée ci-dessus.
- Vous pourrez dans un premier temps exclure certaines expressions par analyse dimensionnelle.
- Vous devrez ensuite vous appuyer sur des séries de mesures aboutissant à des représentations linéaires. Chaque représentation graphique devra être précédée d'*hypothèses* qu'elle devra confirmer ou infirmer et succédée d'une *conclusion*. Les mesures seront présentées dans un tableau.
- Une conclusion finale donnera l'expression correcte pour l'interfrange i .
- Si vous avez le temps, saurez-vous déterminer la largeur d des fentes utilisées ?



Corrigé

Par analyse dimensionnelle, les réponses 2, 4 et 6 sont fausses.

Ordre de grandeur :

$$\lambda \simeq 10^{-6} \text{ m}$$

$$a \simeq 10^{-4} \text{ m}$$

$$D \simeq 1 \text{ m}$$

$$i \simeq 10^{-3} \text{ m d'après les mesures}$$

Ceci élimine les réponses 5 et 7, puisque

$$\frac{\lambda a}{D} \simeq 10^{-10} \text{ m} \quad \frac{aD}{\lambda} \simeq 10^2 \text{ m}$$

Il ne reste plus que les réponses 1 et 3.

Il faut calculer le coefficient directeur.

La bonne réponse est la réponse 1.

Lunette astronomique

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 7

Objectif : Etudier le principe de la lunette astronomique et calculer le grossissement d'un instrument d'optique

Description de la lunette

La lunette astronomique permet d'observer des objets très éloignés sous un diamètre apparent plus important qu'à l'œil nu et de concentrer la lumière reçue d'un astre sur le cristallin de l'œil. Elle offre donc le grossissement et la clarté nécessaires à l'examen de d'objets célestes. Comme dans le microscope, la lunette utilise l'association de 2 lentilles minces convergentes :

- l'objectif L_1 (qui donne l'image d'objets éloignés) de grande distance focale (1 à 20 m)
- l'oculaire L_2 (qui constitue, comme dans le microscope, une loupe grossissant l'image intermédiaire fournie par l'objectif) de courte distance focale (quelques cm)

Contrairement au microscope, la distance entre ces deux lentilles n'est pas fixe, c'est la variation de cette distance qui permet la mise au point.

Modélisation de la lunette

A. Image d'un objet situé à l'infini

- (1) L'objet AB étant à l'infini, où se forme l'image intermédiaire A_1B_1 , donnée par l'objectif L_1 ?
- (2) Où doit se trouver l'oculaire L_2 , pour que l'image définitive se trouve à l'infini ? Une telle lunette est dite afocale.
- (3) Quel est l'intérêt d'avoir une image définitive à l'infini ?
- (4) Représenter la lunette par un schéma. On considérera que les lentilles objectif et oculaire ont pour diamètre 4cm et distances focales $f_1 = 1.0$ m et $f_2 = 0.10$ m. Les échelles sont les suivantes : horizontalement 1 cm représente 10 cm ; verticalement 1 cm représente 0,5 cm
- (5) Tracer les rayons lumineux permettant de placer A_1B_1 puis A_2B_2 .
- (6) Tracer en rouge le trajet complet d'un rayon lumineux (Rq : un rayon lumineux ne change de direction qu'au passage d'un changement de milieu optique).

B. Montage sur le banc optique

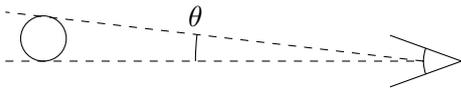
- (7) Pour simuler un objet à l'infini, on place l'objet éclairé dans le plan focal objet d'une première lentille L , de distance focale +0.25 m. Celle-ci en donne une image réelle à l'infini qui devient objet réel AB à l'infini pour la lentille L_1 .
- (8) Choisir la lentille L_1 de distance focale +0.50 m.
- (9) Observer l'image intermédiaire A_1B_1 et donner sa position et ses caractéristiques.
- (10) Choisir la lentille L_2 de distance focale +0.125 m. Préciser la position de L_2 pour que l'image définitive A_2B_2 soit vue par un œil normal sans accommoder. Quelle est alors la distance entre les 2 lentilles ? Observer l'image, donner sa position et ses caractéristiques.

Le grossissement de la lunette astronomique

- (11) Représenter θ et θ' permettant de définir le grossissement G sur votre schéma (cf question 4).
(12) Calculer littéralement le grossissement G en fonction des caractéristiques du système.

Diamètre apparent

Attention, le diamètre apparent θ est un *faux ami* : c'est l'angle sous lequel on voit un objet. Cet angle a pour sommet l'oeil de l'observateur et pour côtés les deux rayons lumineux extrêmes issus de l'objet.



Le grossissement

Si les rayons lumineux entrent dans l'instrument d'optique sous un angle θ et en ressortent sous un angle θ' , alors on appelle

$$G = \frac{\theta'}{\theta}$$

le grossissement de l'instrument.

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 7

Lunette astronomique

× × × × × × × × × ×

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

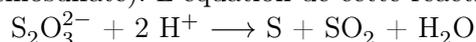
Facteurs cinétiques et catalyse

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 8

Quels sont les facteurs qui influencent la rapidité d'une réaction chimique ?

Influence de la concentration d'un réactif

Lorsqu'on introduit une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+ + \text{Cl}^-$) dans une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), il se produit une réaction de dismutation, c'est à dire une réaction d'une espèce sur elle-même (ici, l'ion thiosulfate). L'équation de cette réaction d'oxydoréduction s'écrit :



Les couples rédox qui interviennent sont : $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} / \text{S}$ et $\text{SO}_2 / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Les solutions d'acide chlorhydrique et de thiosulfate de sodium sont incolores, le dioxyde de soufre est un gaz, et le soufre apparaît sous forme de particules solides qui opacifient progressivement le mélange réactionnel.

(1) Écrire dans le "bon" sens (c'est à dire celui qui correspond à la réaction étudiée) les demi-équations électroniques associées aux deux couples rédox. Retrouver l'équation de la réaction étudiée.

(2) Expliquez pourquoi il est possible en observant le milieu réactionnel, de suivre l'évolution de la quantité de soufre qui se forme.

Mode opératoire

On dispose d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$, d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'eau distillée. Numéroter trois béchers, les placer chacun sur une croix plastifiée. Placer dans chaque bécher, les volumes V_3 d'eau (mesurés à l'éprouvette graduée) puis les volumes V_2 d'acide chlorhydrique (mesurés à la pipette jaugée) précisés dans le tableau ci-dessous.

Préparer dans 3 éprouvettes graduées (que l'on repérera), les volumes V_1 de solution de thiosulfate de sodium indiqués dans le tableau. Pour chaque bécher, déclencher le chronomètre à l'instant précis où la solution de thiosulfate de sodium est transvasée dans le bécher correspondant. En regardant au dessus du bécher, mesurer le temps nécessaire pour que la croix ne soit plus visible en raison de l'opacification du milieu réactionnel par la précipitation du soufre. Noter les durées mesurées dans le tableau.

Mélange	V_1 (mL)	V_2 (mL)	V_3 (mL)	durée (s)
	thiosulfate de sodium	acide chlorhydrique	eau distillée	
1	10	5	40	
2	20	5	30	
3	30	5	20	

(3) La concentration initiale d'un réactif R (c'est à dire au moment du mélange des solutions, juste à l'instant ($t = 0$) où la réaction démarre) est donnée par : $[\text{R}]_0 = n(\text{R})/V_{\text{total}}$. Exprimer littéralement les concentrations initiales $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0$ et $[\text{H}^+]_0$ de chacun des deux réactifs en fonction de C_1 ou C_2 , V_1 , V_2 et V_3 ; calculer leurs valeurs pour chacun des trois mélanges et compléter le tableau ci-dessous :

	$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{H}^+]_0$ (mol.L ⁻¹)
1		
2		
3		

- (4) Quel est le réactif dont la concentration initiale varie ?
- (5) Quelle est l'influence de cette variation sur la vitesse de la réaction ?
- (6) Que peut-on conclure quant à l'influence de la concentration des réactifs sur la durée de la réaction ?

Influence de la température

Refaire l'expérience correspondant au 2ème mélange ci-dessus, en plongeant, au préalable, le bécher dans un cristalliseur contenant de l'eau chaude à environ 60°C. Attention à bien tenir le bécher pour qu'il ne se renverse pas (ne pas mettre trop d'eau aidera). Noter la durée nécessaire à la disparition de la croix.

- (7) Conclure quant à l'influence de la température sur la durée de la réaction chimique.

Influence d'un catalyseur

Le peroxyde d'hydrogène (couramment appelée eau oxygénée) H_2O_2 réagit avec lui-même pour se décomposer en eau et dioxygène. Cette réaction est appelée **dismutation de l'eau oxygénée**. Les couples mis en jeu sont H_2O_2 / H_2O et O_2 / H_2O_2 .

Verser environ 5 mL d'eau oxygénée dans 3 tubes à essai et un petit bécher. Le premier tube à essai sert de témoin. Dans le deuxième, ajouter un morceau de navet (qui contient une enzyme appelée catalase), dans le troisième des ions Fe^{3+} , dans le bécher, un disque de platine (Pt) préalablement pesé.

(8) Ecrire les demi-équations électroniques associées à chaque couple. En déduire l'équation globale de dismutation de l'eau oxygénée.

(9) Quel phénomène visible prouve l'influence de l'espèce ajoutée sur l'évolution de la réaction chimique ? Introduire dans le tube à essai où ce phénomène est le plus visible une allumette présentant un point incandescent afin de caractériser le gaz formé. Conclure.

(10) Comparer l'état physique du catalyseur et celui du milieu réactionnel. Dans quel cas a-t-on une catalyse homogène ? hétérogène ? enzymatique ?

(11) Est-ce que le navet semble disparaître ? La masse du disque de plastique sec a-t-elle changée ?

(12) Proposer une définition d'un catalyseur en chimie.

Suivi cinétique par spectrophotomètre (violet cristallisé)

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 9

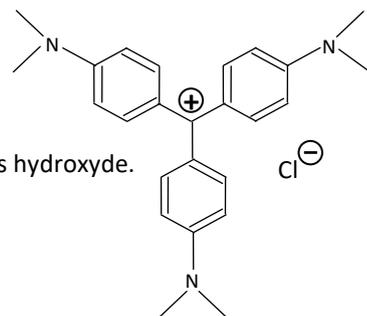
ACTIVITE EXPÉRIMENTALE
Suivi d'une transformation chimique par spectrophotométrie

Le violet cristallisé est un colorant violet dont la formule topologique est donnée ci-contre :

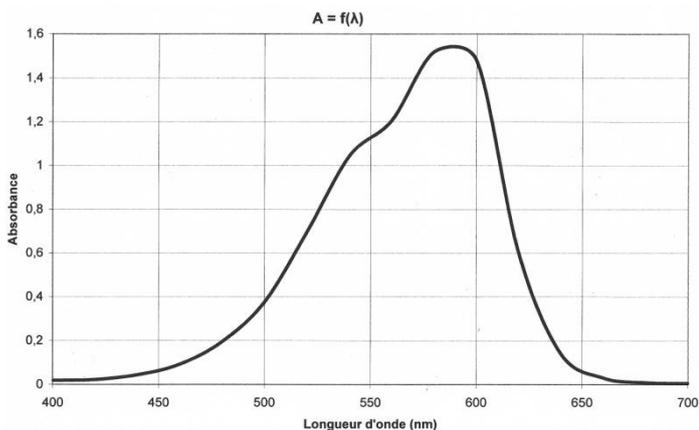
En milieu basique, les ions positifs du violet cristallisé (que l'on notera V^+) réagissent avec les ions hydroxyde.

L'équation simplifiée de cette réaction lente est : $V^+ + HO^- \rightarrow VOH$

L'ion V^+ est violet. La molécule formée VOH est incolore.



Votre mission : Vous devez effectuer un suivi cinétique de cette transformation chimique par spectrophotométrie afin de vérifier que l'évolution de la concentration des ions V^+ suit une loi de vitesse d'ordre 1.

Doc 1 : Spectre d'absorption de l'ion V^+

Doc 2 : Loi de Beer-Lambert

Pour une longueur d'onde fixée, l'absorbance A d'une solution diluée de concentration c en espèce chimique colorée est donnée par : $A = \epsilon \times \ell \times c$

où ℓ est l'épaisseur de la solution traversée (donc de la cuve) en cm, ϵ le coefficient d'absorption molaire en $L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$ (qui dépend de la nature de l'espèce chimique et de la longueur d'onde) et c la concentration en $mol \cdot L^{-1}$.

Le produit $\epsilon \times \ell$ étant égal à une constante notée k , la loi de Beer-Lambert peut s'écrire $A = k \times c$

Il y a donc proportionnalité entre l'absorbance et la concentration de l'espèce colorée.

Doc 3 : Quelques données

- Concentration molaire de la solution de violet cristallisé fournie : $c_{VC} = 9,8 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ($\Leftrightarrow 40 \text{ mg/L}$)
- Concentration molaire de la solution de soude fournie : $c_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- Coefficient d'absorption molaire du violet cristallisé dans les conditions de l'expérience : $\epsilon = 7,8 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$
- Epaisseur de la cuve utilisée dans le spectrophotomètre : $\ell = 1,0 \text{ cm}$

I. Suivi spectrophotométrique de la réaction
1) Etalonnage du spectrophotomètre

- a) Déduire du doc.1 la longueur d'onde d'absorption maximale (λ_{max}) de l'ion V^+ .
- b) Placer une cuve contenant de l'eau distillée dans le logement. Sélectionner la longueur d'onde d'absorption maximale déterminée précédemment. L'appareil affiche l'absorbance $A = 0$ pour le solvant pur.

2) Suivi de l'absorbance d'un échantillon

- Selon votre rangée, introduire dans un erlenmeyer :

	Rangée 1	Rangée 2
Solution de violet cristallisé	$V_0 = 10 \text{ mL}$	$V_0 = 10 \text{ mL}$
Eau distillée	$V_1 = 35 \text{ mL}$	$V_1 = 30 \text{ mL}$

- Selon votre rangée, introduire dans une éprouvette graduée :

	Rangée 1	Rangée 2
Solution d'hydroxyde de sodium (soude)	$V_2 = 5 \text{ mL}$	$V_2 = 10 \text{ mL}$

- Verser le contenu de l'éprouvette graduée dans l'erenmeyer tout en déclenchant le chronomètre
- Homogénéiser le mélange. Remplir une petite cuve avec ce mélange, la placer dans le spectrophotomètre et noter l'absorbance aux dates indiquées dans le tableau ci-dessous (attention la 1ère mesure est à effectuer au bout de 15 s !). Tout en remplissant le tableau, suivre parallèlement l'évolution du mélange qui est resté dans l'erenmeyer et noter les changements observés.

Dates (en minutes)	Absorbance (rangée 1 ou 2)
0,25 (soit 15 s)	
0,5 (soit 30 s)	
1	
1,5 (soit 1min30s)	
2	
2,5	
3	
3,5	
4	
4,5	
5	
5,5	
6	
6,5	
7	
8	
9	
10	
12	
15	
18	

II. Exploitation des résultats

- 1) Recopier les résultats dans deux colonnes d'un tableur.
- 2) En exploitant les doc.2 et 3, créer une troisième colonne dans le tableur et entrer la formule permettant de calculer la concentration en ion V^+ (espèce colorée) : $[V^+]$.
- 3) Tracer la courbe donnant l'évolution de $[V^+]$ en fonction du temps.
- 4) Vérifier que cette réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif V^+ , c'est-à-dire que l'évolution de la concentration en ion V^+ au cours du temps obéit à une loi exponentielle du type : $[V^+]_t = [V^+]_0 \times e^{-Cte \times t}$.
- 5) Déterminer à l'aide de la courbe obtenue le temps de demi-réaction.
- 6) Créer une quatrième colonne dans le tableur et entrer la formule permettant de calculer la vitesse volumique de disparition des ions V^+ : $v_{disp}(V^+)$.
- 7) Tracer la courbe donnant l'évolution de $v_{disp}(V^+)$ en fonction de la concentration en ion V^+ et déterminer son équation.
- 8) En quoi la courbe obtenue confirme que cette réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif V^+ ?
- 9) Que constatez-vous si vous comparez les temps de demi-réaction trouvés pour les rangées 1 et 2 ? Identifier pour chacune des 2 rangées le réactif limitant et déterminer la concentration molaire initiale en ions V^+ et en ions HO^- . Indiquer le facteur cinétique qui différencie les expériences des rangées 1 et 2.

Par groupe

- **1 ordinateur avec tableur**

- 1 spectrophotomètre + 2 cuves + fiche utilisation
- 1 chronomètre
- 1 flacon de 25 mL de solution de violet cristallisé de concentration $c_m = 40 \text{ mg.L}^{-1}$
- 1 flacon de 25 mL de solution de soude de concentration $c_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- 1 erlen de 100 mL à col étroit
- 2 éprouvettes de 10 mL
- 1 éprouvette de 50 mL
- 2 petits béciers pour verser les solutions dans les cuves
- eau distillée

Pour le prof

- Solutions de rechange
- Cuves de rechange

Par groupe

- **1 ordinateur avec tableur**

- 1 spectrophotomètre + 2 cuves + fiche utilisation
- 1 chronomètre
- 1 flacon de 25 mL de solution de violet cristallisé de concentration $c_m = 40 \text{ mg.L}^{-1}$
- 1 flacon de 25 mL de solution de soude de concentration $c_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- 1 erlen de 100 mL à col étroit
- 2 éprouvettes de 10 mL
- 1 éprouvette de 50 mL
- 2 petits béciers pour verser les solutions dans les cuves
- eau distillée

Pour le prof

- Solutions de rechange
- Cuves de rechange

Par groupe

- **1 ordinateur avec tableur**

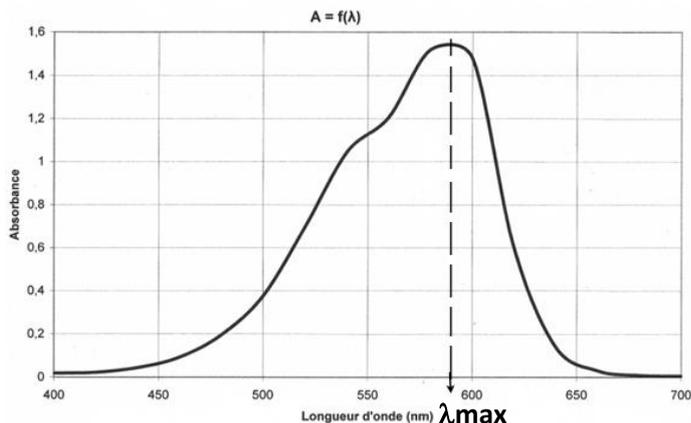
- 1 spectrophotomètre + 2 cuves + fiche utilisation
- 1 chronomètre
- 1 flacon de 25 mL de solution de violet cristallisé de concentration $c_m = 40 \text{ mg.L}^{-1}$
- 1 flacon de 25 mL de solution de soude de concentration $c_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- 1 erlen de 100 mL à col étroit
- 2 éprouvettes de 10 mL
- 1 éprouvette de 50 mL
- 2 petits béciers pour verser les solutions dans les cuves
- eau distillée

Pour le prof

- Solutions de rechange
- Cuves de rechange

ACTIVITE EXPÉRIMENTALE : Suivi d'une transformation chimique par spectrophotométrie (CORRECTION)
I. Suivi spectrophotométrique de la réaction
1) Etalonnage du spectrophotomètre

- a) La longueur d'onde d'absorption maximale de l'ion V^+ vaut $\lambda_{\max} = 590 \text{ nm}$
- b) Il faut toujours se placer à la longueur d'onde d'absorption maximale !


2) Suivi de l'absorbance d'un échantillon
Rangée 1

Dates (en minutes)	Absorbance (rangée 1)
0,25 (soit 15 s)	1,560
0,5 (soit 30 s)	1,514
1	1,413
1,5 (ou 1min 30s)	1,319
2	1,232
2,5	1,152
3	1,077
3,5	1,008
4	0,941
4,5	0,881
5	0,825
5,5	0,773
6	0,724
6,5	0,678
7	0,637
8	0,561
9	0,493
10	0,435
11	0,383
12	0,340
15	0,238
18	0,170

Rangée 2

Dates (en minutes)	Absorbance (rangée 2)
0,25 (soit 15 s)	1,565
0,5 (soit 30 s)	1,504
1	1,337
1,5 (ou 1min 30s)	1,183
2	1,053
2,5	0,933
3	0,831
3,5	0,737
4	0,655
4,5	0,583
5	0,519
5,5	0,462
6	0,413
6,5	0,369
7	0,330
8	0,264
9	0,214
10	0,178
11	0,150
12	0,129
15	0,089
18	0,069

On constate que le mélange resté dans l'erenmeyer initialement violet foncé, s'éclaircit de plus en plus, jusqu'à devenir transparent. Cela est logique puisque l'espèce chimique violette (l'ion V^+) réagit petit à petit avec l'ion HO^- pour donner une molécule incolore VOH.

II. Exploitation des résultats

1) et 2)

D'après le doc.2, il y a proportionnalité entre l'absorbance et la concentration de l'espèce colorée : $A = k \times [V^+]$

D'après les données du doc.3, on peut calculer la valeur de k : $k = \epsilon \times \ell = 7,8 \times 10^4 \times 1,0 = 7,8 \times 10^4 \text{ L.mol}^{-1}$

La formule qui permet de calculer la concentration en ion V^+ est donc : $[V^+] = \frac{A}{7,8 \times 10^4}$

Rangée 1

	A	B	C
1	t (min)	A	[V+]
2	0,25	1,560	0,00002
3	0,5	1,514	1,941E-05
4	1	1,413	1,8115E-05
5	1,5	1,319	1,691E-05
6	2	1,232	1,5795E-05
7	2,5	1,152	1,4769E-05
8	3	1,077	1,3808E-05
9	3,5	1,008	1,2923E-05
10	4	0,941	1,2064E-05
11	4,5	0,881	1,1295E-05
12	5	0,825	1,0577E-05
13	5,5	0,773	9,9103E-06
14	6	0,724	9,2821E-06
15	6,5	0,678	8,6923E-06
16	7	0,637	8,1667E-06
17	8	0,561	7,1923E-06
18	9	0,493	6,3205E-06
19	10	0,435	5,5769E-06
20	11	0,383	4,9103E-06
21	12	0,340	4,359E-06
22	15	0,238	3,0513E-06
23	18	0,170	2,1795E-06

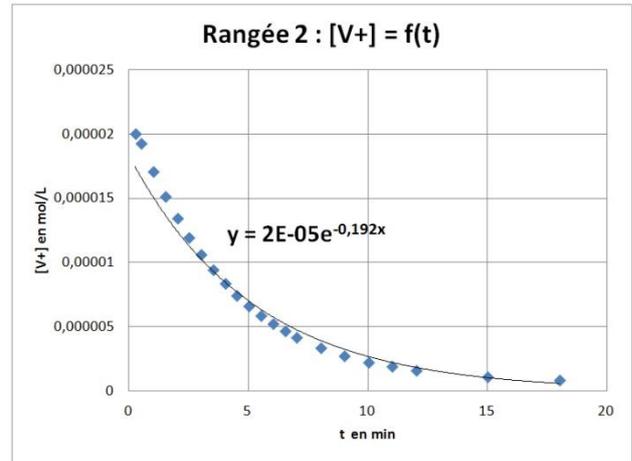
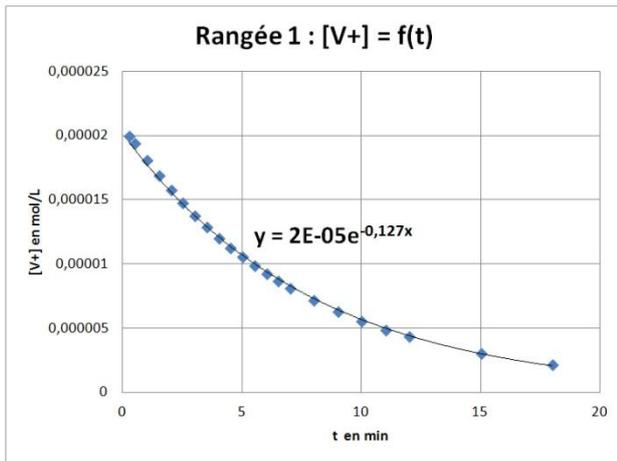
Formule
= B2/7,8e-4

Rangée 2

	A	B	C
1	t (min)	A	[V+]
2	0,25	1,565	2,00641E-05
3	0,5	1,504	1,92821E-05
4	1	1,337	1,7141E-05
5	1,5	1,183	1,51667E-05
6	2	1,053	0,0000135
7	2,5	0,933	1,19615E-05
8	3	0,831	1,06538E-05
9	3,5	0,737	9,44872E-06
10	4	0,655	8,39744E-06
11	4,5	0,583	7,47436E-06
12	5	0,519	6,65385E-06
13	5,5	0,462	5,92308E-06
14	6	0,413	5,29487E-06
15	6,5	0,369	4,73077E-06
16	7	0,330	4,23077E-06
17	8	0,264	3,38462E-06
18	9	0,214	2,74359E-06
19	10	0,178	2,28205E-06
20	11	0,150	1,92308E-06
21	12	0,129	1,65385E-06
22	15	0,089	1,14103E-06
23	18	0,069	8,84615E-07

Formule
= B2/7,8e-4

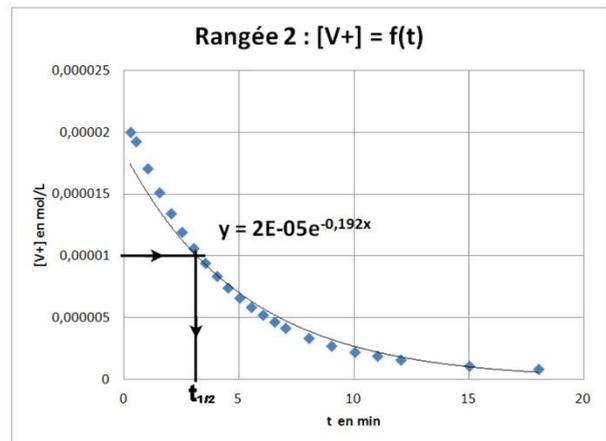
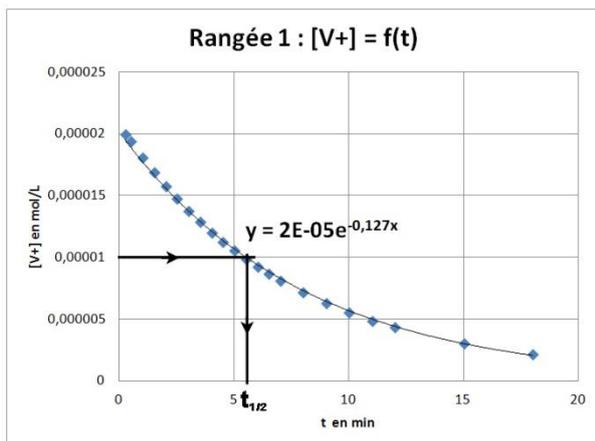
3) et 4)



Pour les 2 rangées, l'évolution de la concentration en V⁺ au cours du temps obéit bien à la loi du type : $[V^+]_t = [V^+]_0 \times e^{-Ct \times t}$

5) Rangée 1 : $t_{1/2} = 5,5$ min

Rangée 2 : $t_{1/2} = 3,1$ min



6) Par définition la vitesse volumique de disparition du réactif V^+ est donnée par : $v_{\text{disp}}(V^+)_t = - \frac{d[V^+]_t}{dt}$

Pour calculer la vitesse volumique de disparition des ions V^+ à un instant t_i , on se sert de la concentration des ions V^+ à cet

instant t_i et à l'instant suivant t_{i+1} : $v_{\text{disp}}(V^+)_t = - \frac{[V^+]_{t_{i+1}} - [V^+]_{t_i}}{t_{i+1} - t_i}$

Formule :
 $= -(C3-C2)/(A3-A2)$

Formule :
 $= -(C3-C2)/(A3-A2)$

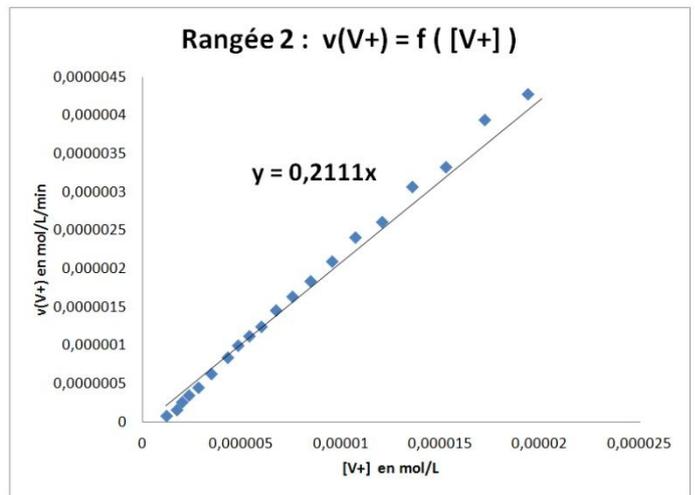
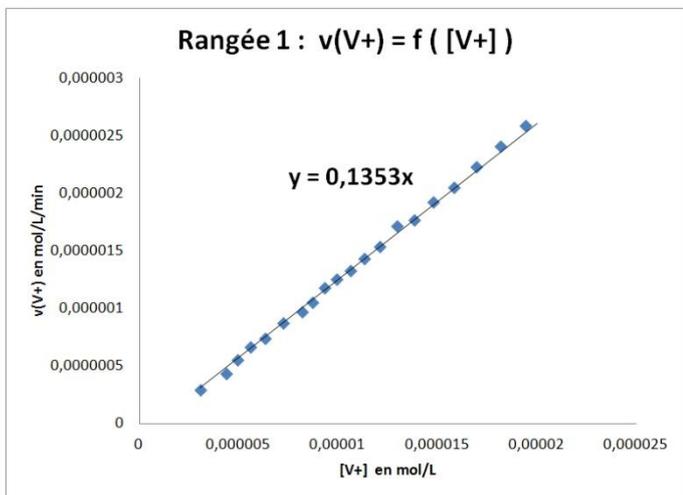
Rangée 1

	A	B	C	D
1	t (min)	A	[V+]	$v_{\text{disp}}(V^+)$
2	0,25	1,56	0,00002	2,35897E-06
3	0,5	1,514	1,941E-05	2,58974E-06
4	1	1,413	1,8115E-05	2,41026E-06
5	1,5	1,319	1,691E-05	2,23077E-06
6	2	1,232	1,5795E-05	2,05128E-06
7	2,5	1,152	1,4769E-05	1,92308E-06
8	3	1,077	1,3808E-05	1,76923E-06
9	3,5	1,008	1,2923E-05	1,71795E-06
10	4	0,941	1,2064E-05	1,53846E-06
11	4,5	0,881	1,1295E-05	1,4359E-06
12	5	0,825	1,0577E-05	1,33333E-06
13	5,5	0,773	9,9103E-06	1,25641E-06
14	6	0,724	9,2821E-06	1,17949E-06
15	6,5	0,678	8,6923E-06	1,05128E-06
16	7	0,637	8,1667E-06	9,74359E-07
17	8	0,561	7,1923E-06	8,71795E-07
18	9	0,493	6,3205E-06	7,4359E-07
19	10	0,435	5,5769E-06	6,66667E-07
20	11	0,383	4,9103E-06	5,51282E-07
21	12	0,34	4,359E-06	4,35897E-07
22	15	0,238	3,0513E-06	2,90598E-07
23	18	0,17	2,1795E-06	

Rangée 2

	A	B	C	D
1	t (min)	A	[V+]	$v_{\text{disp}}(V^+)$
2	0,25	1,565	2,0064E-05	3,12821E-06
3	0,5	1,504	1,9282E-05	4,28205E-06
4	1	1,337	1,7141E-05	3,94872E-06
5	1,5	1,183	1,5167E-05	3,33333E-06
6	2	1,053	0,0000135	3,07692E-06
7	2,5	0,933	1,1962E-05	2,61538E-06
8	3	0,831	1,0654E-05	2,41026E-06
9	3,5	0,737	9,4487E-06	2,10256E-06
10	4	0,655	8,3974E-06	1,84615E-06
11	4,5	0,583	7,4744E-06	1,64103E-06
12	5	0,519	6,6538E-06	1,46154E-06
13	5,5	0,462	5,9231E-06	1,25641E-06
14	6	0,413	5,2949E-06	1,12821E-06
15	6,5	0,369	4,7308E-06	1E-06
16	7	0,33	4,2308E-06	8,46154E-07
17	8	0,264	3,3846E-06	6,41026E-07
18	9	0,214	2,7436E-06	4,61538E-07
19	10	0,178	2,2821E-06	3,58974E-07
20	11	0,15	1,9231E-06	2,69231E-07
21	12	0,129	1,6538E-06	1,7094E-07
22	15	0,089	1,141E-06	8,54701E-08
23	18	0,069	8,8462E-07	

7)



8) Pour les 2 rangées, la courbe donnant l'évolution de la vitesse volumique $v_{\text{disp}}(V^+)$ en fonction de la concentration en ion V^+ est une droite passant par l'origine.

La vitesse volumique de disparition du réactif est proportionnelle à la concentration en ion V^+ , ce qui confirme de la réaction étudiée suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport à V^+

9) Rangée 1 : $t_{1/2} = 5,5$ min

Rangée 2 : $t_{1/2} = 3,1$ min

$t_{1/2}(\text{rangée1}) > t_{1/2}(\text{rangée2})$

La réaction se fait plus vite pour la rangée 2 !

Calculs pour la rangée 1

Calculs des quantités de matières dans l'état initial :

$$n_{\text{HO}^-}_{\text{E.I.}} = c_B \times V_2 = 1,0 \times 10^{-1} \times 5 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{V}^+}_{\text{E.I.}} = c_{\text{VC}} \times V_0 = 9,8 \times 10^{-5} \times 10 \times 10^{-3} = 9,8 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

	V^+	$+$	OH^-	\rightarrow	VOH
E.I. (mol)	$9,8 \times 10^{-7}$		5×10^{-4}		0
E.F.(mol)	$9,8 \times 10^{-7} - x_{\text{max}}$		$5 \times 10^{-4} - x_{\text{max}}$		x_{max}

$$x_{\text{max}} = 9,8 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

V^+ est le réactif limitant

$$[\text{HO}^-]_{\text{E.I.}} = \frac{n_{\text{HO}^-}_{\text{E.I.}}}{V_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{HO}^-}_{\text{E.I.}}}{V_0 + V_1 + V_2} = \frac{5 \times 10^{-4}}{(10 + 35 + 5) \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{V}^+]_{\text{E.I.}} = \frac{n_{\text{V}^+}_{\text{E.I.}}}{V_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{V}^+}_{\text{E.I.}}}{V_0 + V_1 + V_2} = \frac{9,8 \times 10^{-7}}{(10 + 35 + 5) \times 10^{-3}} = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Calculs pour la rangée 2

Calculs des quantités de matières dans l'état initial :

$$n_{\text{HO}^-}_{\text{E.I.}} = c_B \times V_2 = 1,0 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{V}^+}_{\text{E.I.}} = c_{\text{VC}} \times V_0 = 9,8 \times 10^{-5} \times 10 \times 10^{-3} = 9,8 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

	V^+	$+$	OH^-	\rightarrow	VOH
E.I. (mol)	$9,8 \times 10^{-7}$		$1,0 \times 10^{-3}$		0
E.F.(mol)	$9,8 \times 10^{-7} - x_{\text{max}}$		$1,0 \times 10^{-3} - x_{\text{max}}$		x_{max}

$$x_{\text{max}} = 9,8 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

V^+ est le réactif limitant

$$[\text{HO}^-]_{\text{E.I.}} = \frac{n_{\text{HO}^-}_{\text{E.I.}}}{V_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{HO}^-}_{\text{E.I.}}}{V_0 + V_1 + V_2} = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{(10 + 35 + 5) \times 10^{-3}} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L (plus grande que celle de la rangée 1)}$$

$$[\text{V}^+]_{\text{E.I.}} = \frac{n_{\text{V}^+}_{\text{E.I.}}}{V_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{V}^+}_{\text{E.I.}}}{V_0 + V_1 + V_2} = \frac{9,8 \times 10^{-7}}{(10 + 35 + 5) \times 10^{-3}} = 2,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L (inchangée par rapport à celle de la rangée 1)}$$

Si l'on compare les résultats des deux rangées :

$[\text{V}^+]_{\text{E.I.}}$ est identique

$[\text{HO}^-]_{\text{E.I.}}(\text{rangée2}) > [\text{HO}^-]_{\text{E.I.}}(\text{rangée1})$

C'est la concentration initiale en ion hydroxyde qui n'a pas la même valeur pour les deux rangées.

La concentration étant un facteur cinétique, il est logique que la réaction se fasse plus vite pour la rangée 2 !

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 9

Suivi cinétique par spectrophotomètre (violet cristallisé)

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Charge et décharge du condensateur

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 10

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 10
Charge et décharge du condensateur

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Déterminer une constante d'équilibre

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 11

Activité expérimentale 2

Constante d'équilibre

Notions

- Quotient de réaction
- Système à l'équilibre
- Constante d'équilibre

À l'état d'équilibre chimique, la composition du milieu réactionnel n'évolue plus, les réactifs et les produits coexistent.

► **Objectif de l'activité** : Existe-t-il une grandeur permettant de caractériser un état d'équilibre chimique ?

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1

- ✓ Dans le but d'étudier la réaction entre les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et les ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$, quatre solutions S_1, S_2, S_3 et S_4 sont préparées.
- ✓ Dans une fiole jaugée de 50,0 mL, INTRODUIRE un volume V_{Fe} de solution de nitrate de fer (III) telle que $[\text{Fe}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis un volume V_{SCN} de solution de thiocyanate de potassium telle que $[\text{SCN}^{-}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ✓ COMPLÉTER la fiole jusqu'au trait de jauge avec une solution d'acide nitrique de concentration $C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$.
- ✓ MESURER, l'absorbance de chaque solution préparée à la longueur d'onde $\lambda = 580 \text{ nm}$.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4
V_{Fe} (mL)	5,0	5,0	10,0	10,0
V_{SCN} (mL)	5,0	10,0	5,0	10,0

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 2

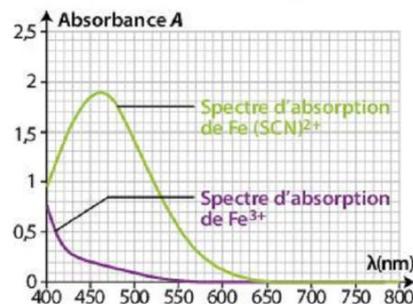
- ❖ Dans un bécher de 50mL, Introduire 10,0mL de la solution S_3 ;
- ❖ Ajouter 33,4mg de nitrate de fer (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Agiter pour dissoudre ;
- ❖ Mesurer l'absorbance à 580nm.

Données

- Les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ forment instantanément avec les ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ une espèce : $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}(\text{aq})$ qui donne une coloration rouge sang à la solution qui la contient.
- Coefficient d'absorption molaire de l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$, à $\lambda = 580 \text{ nm}$:
 $\epsilon = 5,1 \times 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$
- Masse molaire du nitrate de fer (III) : $M = 404 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

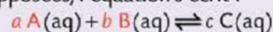
A Spectres d'absorption

- Une solution contenant les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, ou les ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ est incolore.
- Les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, donnent une coloration jaune à la solution qui les contient.



COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

Pour une transformation modélisée par deux réactions opposées, l'équation s'écrit :



La grandeur appelée quotient de réaction, notée Q_r , sans dimension, peut être définie par :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[\text{C}]}{c^\circ}\right)^c}{\left(\frac{[\text{A}]}{c^\circ}\right)^a \times \left(\frac{[\text{B}]}{c^\circ}\right)^b}$$

avec $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La grandeur Q_r peut être calculée à chaque état d'avancement de la réaction.

Pratique expérimentale

Mettre en œuvre un protocole RÉA

- 1 Réaliser les solutions en mettant en œuvre le PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1. Recopier le tableau du PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1, en ajoutant pour chaque solution la valeur d'absorbance mesurée.

Justifier un protocole ANA-RAIS

- 2 Justifier le choix de la longueur d'onde pour réaliser les mesures d'absorbance (doc. A).

Interpréter des résultats VAL

- 3 a. Écrire l'équation modélisant la réaction chimique.
b. À l'aide de la mesure d'absorbance, déterminer l'avancement final.
c. En déduire la composition de la solution à l'état final.
d. Justifier que pour chaque solution, le système a atteint un état d'équilibre chimique.

Effectuer des calculs RÉA

- 4 Pour chacune des solutions, calculer le quotient de réaction dans l'état d'équilibre, noté $Q_{r,\text{éq}}$. Exprimer le résultat avec deux chiffres significatifs. Conclure.

Formuler des hypothèses ANA-RAIS

- 5 a. Réaliser le PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 2.
b. À partir du résultat de la mesure, déterminer le sens d'évolution de la transformation.
c. Calculer le quotient de réaction dans l'état initial, noté $Q_{r,i}$. Puis le comparer au quotient de réaction à l'état d'équilibre $Q_{r,\text{éq}}$. Formuler une hypothèse permettant de prévoir le sens d'évolution d'une transformation.

Un pas vers le cours

Discuter un résultat VAL

- 6 Proposer une explication au fait que le quotient de réaction $Q_{r,\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre est appelé constante d'équilibre notée K ?

Activité 2

expérimentale Constante d'équilibre

Capacité exigible

- Déterminer la valeur du quotient de réaction à l'état final d'un système, siège d'une transformation non totale, et montrer son indépendance vis-à-vis de la composition initiale du système à une température donnée.

Matériel :

- Quatre fioles jaugées de 50,0 mL.
- Deux pipettes jaugées de 5,0 mL.
- Deux pipettes jaugées de 10,0 mL.
- Propipette.
- Spectrophotomètre monolongueur d'onde ($\lambda = 580 \text{ nm}$) et une cuve.

Consommables :

- Solution de nitrate de fer (III) telle que : $[\text{Fe}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et préparée dans l'acide nitrique à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V = 40 \text{ mL}$.
- Solution de thiocyanate de potassium telle que : $[\text{SCN}^-] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et préparée dans l'acide nitrique à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V = 40 \text{ mL}$.
- Solution d'acide nitrique de concentration $C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ion oxonium H_3O^+ (aq), $V = 120 \text{ mL}$.
- Nitrate de fer (III), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $m = 20 \text{ mg}$.

Erratum : erreur dans le spécimen corrigée dans le manuel de l'élève :

Le coefficient d'absorption molaire de l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ à $\lambda = 580 \text{ nm}$ est égal à $5,1 \times 10^2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ et non $5,1 \times 10^{-1} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$.

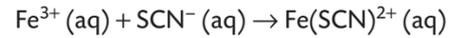
Pratique expérimentale

1

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
V _{Fe} (mL)	5,0	5,0	10,0	10,0
V _{SCN} (mL)	5,0	10,0	5,0	10,0
A	0,181	0,323	0,277	0,518

2 Si on se place au maximum d'absorption ($\lambda = 470 \text{ nm}$) de l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ (aq), on peut constater que les ions fer (III) Fe^{3+} (aq) absorbent également. À $\lambda = 580 \text{ nm}$, seule l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ (aq) absorbe, l'absorbance est alors proportionnelle à la concentration de l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ (aq).

3 a. L'équation de la réaction s'écrit :



b. Pour chaque solution, on peut déterminer l'avancement final x_f :

$$x_f = [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] \times V_{50}$$

$$x_f = \frac{A}{\varepsilon(\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}) \times \ell} \times V_{50}$$

$$x_f = \frac{A}{5,1 \times 10^2 \times 1} \times 50 \times 10^{-3} = 9,8 \times 10^{-5} \times A.$$

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
V _{Fe} (mL)	5,0	5,0	10,0	10,0
n ₀ (Fe ³⁺)	1,00 × 10 ⁻⁴	1,00 × 10 ⁻⁴	2,00 × 10 ⁻⁴	2,00 × 10 ⁻⁴
V _{SCN} (mL)	5,0	10,0	5,0	10,0
n ₀ (SCN ⁻)	5,00 × 10 ⁻⁵	1,00 × 10 ⁻⁴	5,00 × 10 ⁻⁵	1,00 × 10 ⁻⁴
x _{max} (mol)	5,00 × 10 ⁻⁵	1,00 × 10 ⁻⁴	5,00 × 10 ⁻⁵	1,00 × 10 ⁻⁴
A	0,181	0,323	0,277	0,518
x _f (mol)	1,8 × 10 ⁻⁵	3,2 × 10 ⁻⁵	2,7 × 10 ⁻⁵	5,1 × 10 ⁻⁵

c. Les compositions des différentes solutions sont les suivantes :

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
n ₀ (Fe ³⁺) (mol)	n ₀ (Fe ³⁺) - x _f = 8,2 × 10 ⁻⁵	n ₀ (Fe ³⁺) - x _f = 6,8 × 10 ⁻⁵	n ₀ (Fe ³⁺) - x _f = 1,7 × 10 ⁻⁴	n ₀ (Fe ³⁺) - x _f = 1,5 × 10 ⁻⁴
n _f (SCN ⁻) (mol)	n ₀ (SCN ⁻) - x _f = 3,2 × 10 ⁻⁵	n ₀ (SCN ⁻) - x _f = 6,8 × 10 ⁻⁵	n ₀ (SCN ⁻) - x _f = 2,3 × 10 ⁻⁵	n ₀ (SCN ⁻) - x _f = 4,9 × 10 ⁻⁵
n _f (Fe(SCN) ²⁺) (mol)	x _f = 1,8 × 10 ⁻⁵	x _f = 3,2 × 10 ⁻⁵	x _f = 2,7 × 10 ⁻⁵	x _f = 5,1 × 10 ⁻⁵

d. Pour chaque solution $x_f < x_{\text{max}}$, la transformation n'est pas totale, elle est modélisée par deux réactions opposées. Réactifs et produits coexistent et leurs concentrations n'évoluent plus. Le système a donc atteint un état d'équilibre.

4

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_f(\text{Fe}^{3+})}{V_{50}}$ (mol · L ⁻¹)	1,6 × 10 ⁻³	1,4 × 10 ⁻³	3,4 × 10 ⁻³	3,0 × 10 ⁻³
$[\text{SCN}^-] = \frac{n_f(\text{SCN}^-)}{V_{50}}$ (mol · L ⁻¹)	6,4 × 10 ⁻⁴	1,4 × 10 ⁻³	4,6 × 10 ⁻⁴	9,8 × 10 ⁻⁴
$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = \frac{n_f(\text{Fe}(\text{SCN})^{2+})}{V_{50}}$ (mol · L ⁻¹)	3,6 × 10 ⁻⁴	6,4 × 10 ⁻⁴	5,4 × 10 ⁻⁴	1,0 × 10 ⁻³
$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] \times c^\circ}{[\text{Fe}^{3+}] \times [\text{SCN}^-]}$	3,5 × 10 ²	3,3 × 10 ²	3,5 × 10 ²	3,4 × 10 ²

On constate que lorsque le système est à l'état d'équilibre, le quotient de réaction à l'état final d'un système, est indépendant vis-à-vis de la composition initiale du système à une température donnée : $Q_{r,\text{éq}} \approx \text{constante}$.

5 a. Protocole expérimental 2 : $A = 0,407$ (l'absorbance a augmenté).

b. Puisque l'absorbance a augmenté, l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ (aq) est en quantité plus importante dans la solution. La transformation a évolué dans le sens direct de l'équation.

c. • 10 mL de solution S₃ contient :

$n(\text{Fe}^{3+})$ (mol)	$n(\text{SCN}^-)$ (mol)	$n(\text{Fe}(\text{SCN})^{2+})$ (mol)
$[\text{Fe}^{3+}] \times V_{10}$ $= 3,4 \times 10^{-3} \times 0,010$ $= 3,4 \times 10^{-5}$	$[\text{SCN}^-] \times V_{10}$ $= 4,6 \times 10^{-4} \times 0,010$ $= 4,6 \times 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] \times V_{10}$ $= 5,4 \times 10^{-4} \times 0,010$ $= 5,4 \times 10^{-6}$

• On calcule la quantité n d'ions fer (II) ajouté :

$$n = \frac{m}{M} = 8,3 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

• Après l'ajout du nitrate de fer (III), les quantités de matière est les concentrations sont les suivantes.

	$n(\text{Fe}^{3+})$ (mol)	$n(\text{SCN}^-)$ (mol)	$n(\text{Fe}(\text{SCN})^{2+})$ (mol)
Quantité de matière n (mol)	$3,4 \times 10^{-5} + 8,3 \times 10^{-5}$ $= 1,17 \times 10^{-4}$	$4,6 \times 10^{-6}$	$5,4 \times 10^{-6}$
Concentration $\frac{n}{V_{10}}$ (mol · L ⁻¹)	$1,17 \times 10^{-2}$	$4,6 \times 10^{-4}$	$5,4 \times 10^{-4}$

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_i \times c^\circ}{[\text{Fe}^{3+}]_i \times [\text{SCN}^-]_i} = 100 \text{ soit } Q_{r,i} < Q_{r,\text{éq}}$$

Si $Q_{r,i} < Q_{r,\text{éq}}$, la transformation évolue dans le sens direct de l'équation.

Si $Q_{r,i} > Q_{r,\text{éq}}$, la transformation évolue dans le sens indirect de l'équation.

Si $Q_{r,i} = Q_{r,\text{éq}}$, le système est à l'état d'équilibre.

Un pas vers le cours

6 À une température donnée, lorsque la transformation a atteint un état d'équilibre, le quotient de réaction $Q_{r,\text{éq}}$ est indépendant de la composition initiale et correspond à une constante appelée constante d'équilibre notée K .

Commentaires sur la stratégie pédagogique proposée

• Cette activité se prête bien au travail collaboratif. La classe peut être répartie en groupes de 4, chaque élève prépare et fait les mesures sur une solution.

• Une quantité plus importante de nitrate de fer (III) peut être ajoutée. Même si la pesée de la masse de nitrate de fer à ajouter est peu précise, la conclusion reste inchangée.

Si on dispose de balance, à 10⁻⁴ g, on peut montrer aux élèves que le quotient de réaction à l'état final, après ajout de nitrate de fer (III) solide, est égal à la constante d'équilibre K .

• Pour des questions de matériel, l'échantillon de nitrate de fer (III) à ajouter peut être flaconné à l'avance.

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 11
Déterminer une constante d'équilibre

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Piles

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 12

Activité 3 expérimentale

Réaliser une pile

De nombreux objets du quotidien utilisent de l'énergie électrique. Une pile est une source d'énergie autonome.

► **Objectif de l'activité :** Quel est le principe de fonctionnement d'une pile ?

Notions

- Transfert spontané d'électrons
- Fonctionnement d'une pile

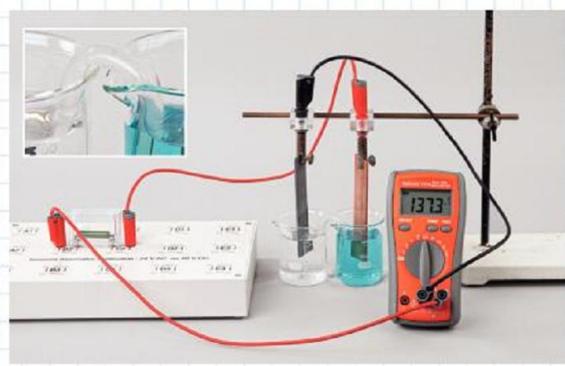
PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1

Transfert spontané d'électrons par contact direct de réactifs

- ✓ Dans un bécher, verser 10,0 mL d'une solution S_1 de sulfate de cuivre (II) telle que $[Cu^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et 10,0 mL d'une solution S_2 de sulfate de zinc (II) telle que $[Zn^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
- ✓ PLONGER une lame de zinc $Zn(s)$ décapée et une lame de cuivre $Cu(s)$.
- ✓ AGITER puis filtrer la solution.

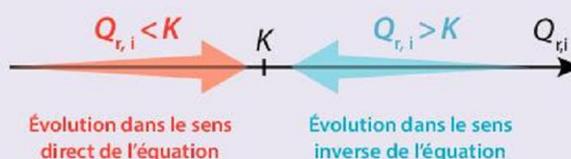
PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 2

Transfert spontané d'électrons par l'intermédiaire d'un circuit extérieur (pile)



COMPLÉMENTS SCIENTIFIQUES

1. Sens d'évolution spontanée



2. Capacité d'une pile

La capacité électrique Q_{\max} d'une pile est la charge électrique maximale (en coulomb C) que la pile peut débiter durant toute sa durée de vie :

$$Q_{\max} \text{ en C} \quad \xrightarrow{\text{Quantité maximale d'électrons échangés en mol}} \quad Q_{\max} = n(e^-)_{\max} \times N_A \times e \quad \xrightarrow{\text{Charge élémentaire : } 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}}$$

$\xrightarrow{\text{Constante d'Avogadro : } 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$

Données

- Les ions cuivre (II) $Cu^{2+}(aq)$ donnent une coloration bleue à la solution qui les contient.
- Couples oxydant / réducteur : $Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$ et $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$.
- Masses molaires : $M(Cu) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(Zn) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pratique expérimentale

Mettre en œuvre un protocole RÉA

- Mettre en œuvre le PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1. Observer.
 - En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique.

Interpréter des observations RÉA

- Justifier l'expression « transfert spontané d'électrons par contact direct entre réactifs ».

Confronter un modèle à des résultats expérimentaux VAL

- La constante d'équilibre associée à l'équation est 10^{37} . Montrer que le sens d'évolution spontanée prévu est compatible avec les observations expérimentales.

Mettre en œuvre le protocole RÉA

- Réaliser le montage décrit dans le PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 2 et noter le sens conventionnel du courant.
 - Retirer le pont salin. Noter les observations.
 - Formuler une hypothèse sur le rôle du pont salin.

Interpréter des résultats VAL

- À l'aide du sens du courant observé, déterminer la nature de la réaction ayant lieu à chaque électrode.

- Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation ayant lieu lors du fonctionnement de la pile.

- Justifier l'expression « transfert spontané d'électrons par l'intermédiaire d'un circuit extérieur ».

Élaborer un protocole ANA-RAIS

- À l'aide du matériel, proposer une modification du montage pour mesurer la tension aux bornes de la pile, appelée tension à vide.
 - Mettre en œuvre ce protocole.
 - Déterminer la polarité des électrodes. Ce résultat est-il en accord avec le sens du courant ?

Utiliser le matériel de manière adaptée RÉA

- Faire les mesures permettant de déterminer la capacité de la pile, puis la calculer.

Un pas vers le cours

Présenter sous une forme appropriée COM

- Faire un schéma de la pile qui illustre son fonctionnement (déplacement des porteurs de charge, équations aux électrodes).

Activité 3

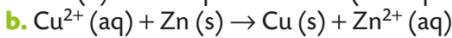
expérimentale Réaliser une pile

Capacités exigibles

- Illustrer un transfert spontané d'électrons par contact entre réactifs et par l'intermédiaire d'un circuit extérieur.
- Justifier l'utilisation d'un pont salin.
- Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, le fonctionnement d'une pile.
- Déterminer la capacité électrique d'une pile à partir de sa constitution initiale.
- Réaliser une pile, déterminer sa tension à vide et la polarité des électrodes, identifier la transformation mise en jeu, illustrer le rôle du pont salin.

Pratique expérimentale

1 a. On observe une décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II) et un dépôt de cuivre (sur la plaque de zinc).



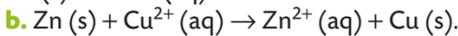
2 Le transfert d'électrons se fait sans fournir d'énergie extérieure, il est spontané et se réalise par contact direct entre les réactifs $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Zn}(\text{s})$.

3 $Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 1 \ll K = 10^{37}$

⇒ la transformation évolue donc dans le sens direct.

• À la borne + : les électrons arrivent sur l'électrode de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ et sont consommés, une réduction se produit. L'équation de la réaction électrochimique sur l'électrode de cuivre (borne +) s'écrit : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$.

• À la borne - : les électrons sont cédés par l'électrode de zinc $\text{Zn}(\text{s})$, une oxydation se produit. L'équation de la réaction électrochimique sur l'électrode de zinc (borne -) s'écrit : $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$.



c. Le transfert d'électrons se fait sans fournir d'énergie extérieure, il est spontané. Les réactifs ne sont pas en contact et le transfert d'électrons se fait par l'intermédiaire d'un circuit électrique extérieur.

6 a. Pour mesurer la tension aux bornes de la pile, il faut retirer la résistance et relier l'électrode de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ directement à la borne mA de l'ampèremètre.

b. Mesure de la tension à vide.

c. La tension lue est positive. Ainsi, l'électrode de cuivre est la borne + et l'électrode de zinc est la borne -. Le courant circule donc bien de la borne + (cuivre) à la borne - (zinc).

7 Pour déterminer la capacité de la pile, il faut déterminer les quantités des réactifs.

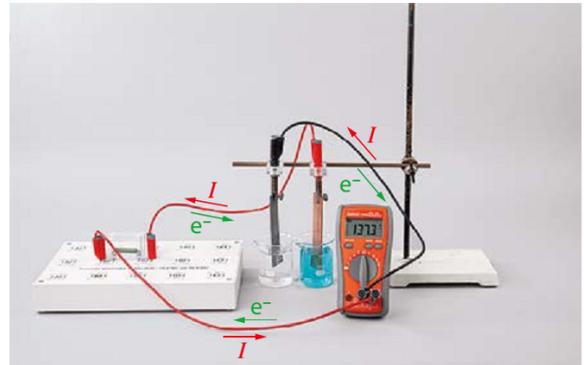
• Zinc $\text{Zn}(\text{s})$: on pèse l'électrode $m(\text{Zn}) = 19,5 \text{ g}$

soit $n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M} = 0,298 \text{ mol}$;

• Ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$:

$n(\text{Cu}^{2+}) = [\text{Cu}^{2+}] \times V = 1,0 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

4 a. L'électrode de cuivre est branchée sur la borne mA de l'ampèremètre et l'électrode de zinc sur la borne COM de l'ampèremètre. L'intensité lue est positive donc le courant circule de l'électrode de cuivre vers l'électrode de zinc.

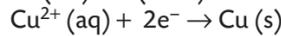


b. Si on retire le pont salin, aucun courant ne circule.

c. Le pont salin permet de fermer le circuit pour assurer la circulation du courant.

5 a. Le sens de circulation des électrons est opposé au sens conventionnel du courant. Aussi, à l'extérieur du circuit, les électrons circulent de la borne - vers la borne +.

• $n(\text{Zn}) > n(\text{Cu}^{2+})$ donc Cu^{2+} est le réactif limitant.



donc $\frac{n(\text{e}^-)_{\text{max}}}{2} = n(\text{Cu})$

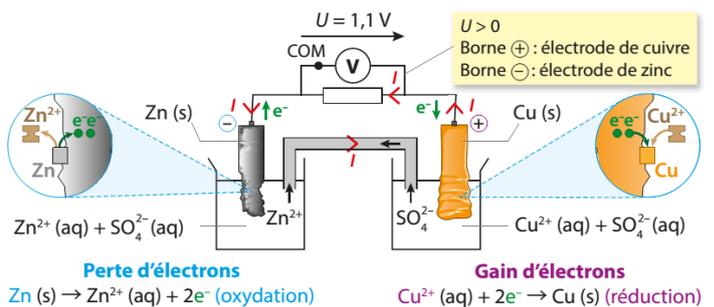
soit $n(\text{e}^-)_{\text{max}} = 2 \times n(\text{Cu}) = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

$Q_{\text{max}} = n(\text{e}^-)_{\text{max}} \times N_A \times e$

$Q_{\text{max}} = 2,0 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} = 192 \text{ C}$.

Un pas vers le cours

8



Commentaire sur la stratégie pédagogique proposée

Cette activité permet d'introduire le vocabulaire et les notions des piles.

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 12
Piles

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Constante d'acidité d'un couple acide-base

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 13

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 13

Constante d'acidité d'un couple acide-base

× × × × × × × × × ×

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Force des acides

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 14

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 14
Force des acides

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Vecteurs vitesse et accélération de quelques mouvements

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 15

Mouvement parabolique

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 16

voir dans 06_rep

Oscillateurs mécaniques : étude énergétique

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 17

Vidéo : Echange / Tous / SPC / videos / pendule_TP12.avi???

Représenter E_c , E_{pp} , E_m .

Echelle verticale : 20 cm

Masse : 100 g

→ Schéma récapitulatif page suivante.

Etude du pendule simple (rk4, amortissement de type $-k\vec{v}$)

dans répertoire 07_rep

matplotlib.pyplot

Pendule vertical (ressort) (sans amortissement)

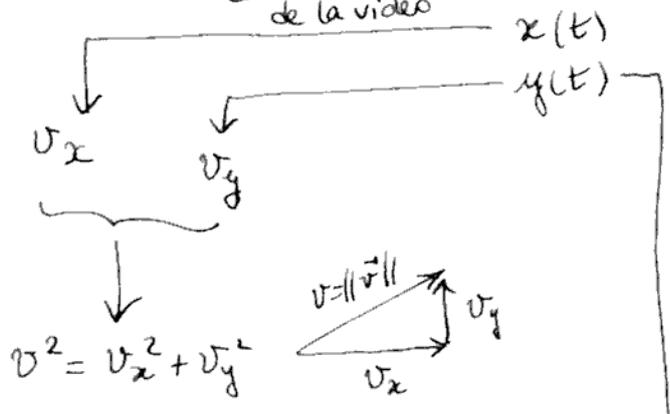
mes_cours / terminale_s / cours / mecanique / oscillateurs_energie / oscillateur_energie.py

./oscillateur_energie.py > a.dat xmgrace -nxy a.dat

$$v_{x,i} = \frac{x_{i+1} - x_{i-1}}{2 \times \Delta t}$$

Cinématis ou Pyramécavidés

↓
durée entre 2 images de la vidéo



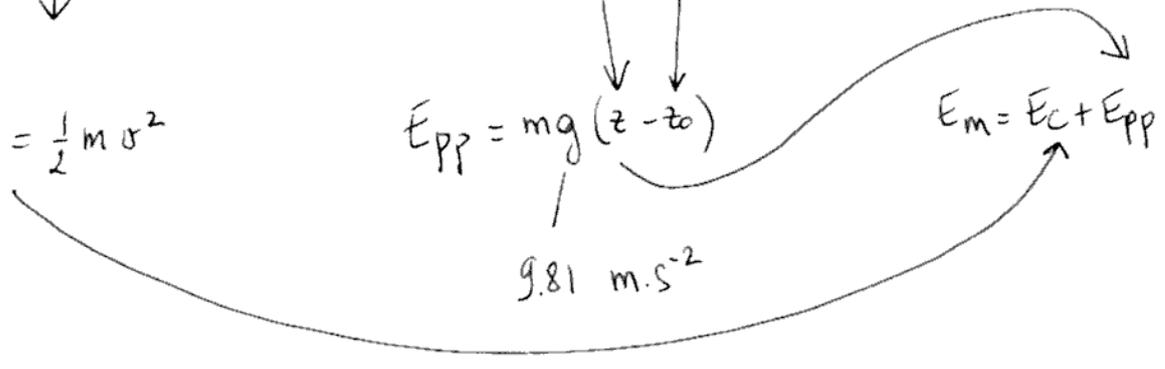
Constante à choisir: on peut commencer par 0.

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

$$E_{pp} = mg(z - z_0)$$

9.81 m.s⁻²

$$E_m = E_c + E_{pp}$$



Lois de Kepler

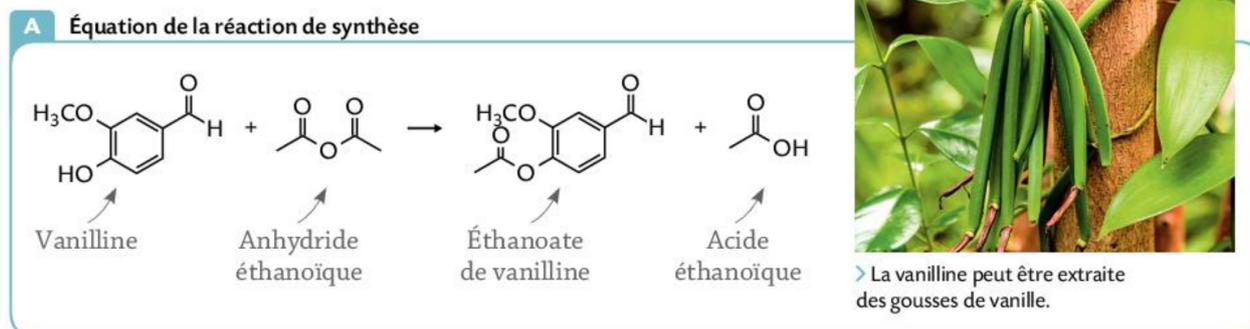
TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 18

voir dans 08_kepler

Synthèse de la vanilline

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 19

La synthèse de l'éthanoate de vanilline est la première étape permettant l'obtention du principe actif destiné au traitement de la maladie d'Alzheimer. Dans cette synthèse, il est nécessaire de protéger le groupe hydroxyle de la vanilline. **Comment synthétiser une espèce chimique en modifiant un groupe caractéristique ?**



PRODUITS DISPONIBLES

• **Vanilline :**
 $M = 152,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $T_{\text{fusion}} = 82 \text{ }^\circ\text{C}$.

• **Solution d'hydroxyde de sodium :**
 $[\text{HO}^-] = 2,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



• **Anhydride éthanoïque :**
 $M = 102,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $d = 1,08$.



• **Éthanoate de vanilline :**
 $M = 194,18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $T_{\text{fusion}} = 77 \text{ }^\circ\text{C}$.

• **Solvants usuels.**

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

Synthèse de l'éthanoate de vanilline

- ✓ Dans un erlenmeyer de 250 mL muni d'un barreau aimanté, DISSOUDRE 1,5 g de vanilline dans 25 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium telle que $[\text{HO}^-] = 2,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ✓ Tout en agitant, AJOUTER 30 g de glace pilée, puis, avec précaution, 4 mL d'anhydride éthanoïque.
- ✓ ÉQUIPER l'erlenmeyer d'un réfrigérant à air, puis AGITER 10 minutes.

Rendement η d'une synthèse

$$\eta = \frac{n_{\text{produit obtenu}}}{n_{\text{produit max possible}}}$$

Données

- L'éthanoate de vanilline est peu soluble dans l'eau froide et partiellement soluble à température ambiante.
- Lors de l'ajout de l'anhydride éthanoïque, la température du milieu réactionnel augmente.

Synthèse

- (1) Réaliser la synthèse de l'éthanoate de vanilline à l'aide du protocole expérimental et légender un schéma du dispositif.
- (2) Pourquoi la réaction est-elle réalisée à froid ?
- (3) Décrire le contenu de l'erlenmeyer à l'état final.
- (4) Nommer les groupes caractéristiques encadrés dans le doc A. Quelle modification de groupe fonctionnel a eu lieu lors de cette synthèse ?

Isoler et purifier

(5) Filtrer sur Büchner (en veillant à récupérer le maximum de produit synthétisé!) et laver le solide avec une petite quantité d'eau glacée. Justifier l'utilisation d'eau froide pour le lavage.

(6) Sécher 10 min à l'étuve ($\theta \simeq 55^\circ\text{C}$) puis relever la masse (m_{PB}) de produit brut obtenu.

Remarque : si vous êtes pris par le temps, passez directement à l'identification, sinon réalisez la recristallisation.

Le produit isolé (produit brut) n'est généralement pas pur. Une partie de la purification a déjà été faite lors de la filtration et du lavage mais elle n'est généralement pas suffisante. Pour un solide, on peut ensuite réaliser une nouvelle étape de purification appelée recristallisation :

- ajouter 10mL d'alcool à 95° avec le solide brut sec dans un erlenmeyer de 250mL
- chauffer le mélange dans un bain-marie ($\theta \simeq 65^\circ\text{C}$) en agitant régulièrement jusqu'à dissolution complète
- refroidir le mélange en plaçant l'erlenmeyer dans un cristalliseur rempli d'un mélange d'eau et de glace. Au bout de quelques minutes le solide recristallise et les impuretés restent en solution
- on filtre et on lave à nouveau sous pression réduite les cristaux obtenus que l'on passera ensuite à l'étuve (10min) pour éliminer les traces des solvants utilisés

(7) Que peut-on dire de la solubilité de l'acétate de vanilline dans l'éthanol à chaud ? à froid ? Même question pour les impuretés.

(8) Décrire les cristaux obtenus et relever la masse du produit recristallisé (m_{PR}).

Identifier

(9) Contrôle de la température de fusion avec le banc Köfler.

(10) En utilisant vos connaissances et les documents fournis, élaborer un autre protocole expérimental pour identifier le solide obtenu. Après accord du professeur, mettre en œuvre ce protocole. Le solide obtenu est-il pur ? Justifier.

Rendement de la synthèse

(11) Déterminer les quantités de matières initiales des réactifs utilisés. En déduire le réactif limitant.

(12) En déduire le rendement de votre synthèse.

(13) Conclure : résumer sous forme d'un diagramme les différentes étapes suivies lors d'une synthèse organique.

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 19
Synthèse de la vaniline

× × × × × × × × × ×

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Premier principe de la thermodynamique

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 20

page 303 du livre

Activité expérimentale 1

Premier principe de la thermodynamique

Notions

- Variation d'énergie interne
- Transferts d'énergie

La documentation technique d'une bouilloire indique : « Puissance électrique : 1 200 W ». Cette bouilloire peut chauffer 200 g d'eau de 20 à 40 °C en moins de 30 secondes. Le premier principe de la thermodynamique permet d'expliquer ce transfert d'énergie entre la bouilloire et l'eau.



► **Objectif de l'activité :** Comment le premier principe de la thermodynamique s'énonce-t-il et quelles informations fournit-il ?

A Énergie électrique transférée W_{elec}

L'énergie électrique transférée est liée à la durée de fonctionnement de l'appareil et à sa puissance :

$$W_{\text{elec}} = \mathcal{P}_{\text{elec}} \times \Delta t = U \times I \times \Delta t$$

W_{elec} en J $\mathcal{P}_{\text{elec}}$ en W U en V I en A Δt en s

RAPPEL

Le calorimètre est une enceinte thermiquement isolée. Il n'y a pas de transfert thermique Q entre l'intérieur du calorimètre et l'extérieur.

MATÉRIEL DISPONIBLE



COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

• Énergie interne

L'énergie interne U d'un système macroscopique est égale à la somme de ses énergies microscopiques :

- l'énergie cinétique microscopique, liée à l'agitation thermique des particules qui constituent le système. Elle augmente avec la température du système ;
- l'énergie potentielle microscopique, liée aux interactions entre les particules qui constituent le système.

• Premier principe de la thermodynamique

La variation $\Delta U_{i \rightarrow f}$ de l'énergie interne d'un système **au repos macroscopique**, qui n'échange pas de matière avec l'extérieur et qui évolue d'un état initial i à un état final f , est égale à la somme des énergies échangées par le système avec l'extérieur, par transfert thermique Q ou par travail W .

$$\Delta U_{i \rightarrow f} \text{ en J} = \Delta U_{i \rightarrow f} = Q + W$$

W en J
 Q en J

Pratique expérimentale

Élaborer et mettre en œuvre un protocole ANA-RAIS-REA

- Proposer et mettre en œuvre un protocole permettant d'élever de 5 °C la température de 200 g d'eau dans un calorimètre, en transférant de l'énergie, que l'on déterminera, grâce à un conducteur ohmique.

Exploiter des résultats ANA-RAIS

- Indiquer pour le système {eau et calorimètre} :
 - s'il a reçu ou cédé de l'énergie microscopique, (potentielle ou cinétique) ;
 - si son énergie interne augmente ou pas ;
 - si un transfert d'énergie a eu lieu par travail, ou par transfert thermique, de l'extérieur vers le système.

Utiliser un modèle pour décrire REA

- On admet que toute l'énergie reçue par travail électrique W_{elec} par le conducteur ohmique est intégralement restituée par transfert thermique Q_1 à l'eau de masse m et au calorimètre.

Déduire du premier principe de la thermodynamique :

- que la variation d'énergie interne ΔU_1 du conducteur ohmique est nulle ;
- la valeur expérimentale de la variation ΔU_2 d'énergie interne du système {eau et calorimètre} de l'état initial à l'état final.

Utiliser un modèle pour prévoir REA

- On admet que la durée de chauffage est proportionnelle à la masse d'eau à chauffer et à son élévation de température dans une bouilloire. Estimer la durée maximale nécessaire pour chauffer 400 g d'eau de 20 à 50 °C avec la bouilloire décrite dans l'introduction.

Un pas vers le cours

Rendre compte à l'écrit COM

- Comment le premier principe de la thermodynamique s'énonce-t-il et quelles informations fournit-il ?

TP Premier principe de la thermodynamique p 303

1) Protocole pour chauffer **100g** d'eau (attention : modification par rapport au livre car nos capacimètres sont petits)

On place le bécher vide sur la balance que l'on tare et on y verse de l'eau du robinet tel que $m_{\text{eau}} = 100\text{g}$.

On introduit ce bécher dans le calorimètre ainsi que le conducteur ohmique (qui permettra de chauffer l'eau) et un petit aimant, on ferme celui-ci et on pose le tout sur un agitateur magnétique.

On introduit le thermomètre dans le calorimètre et on mesure la température initiale.

On branche le conducteur ohmique aux bornes du générateur et mettant un ampèremètre dans le circuit et un voltmètre aux bornes du conducteur ohmique.

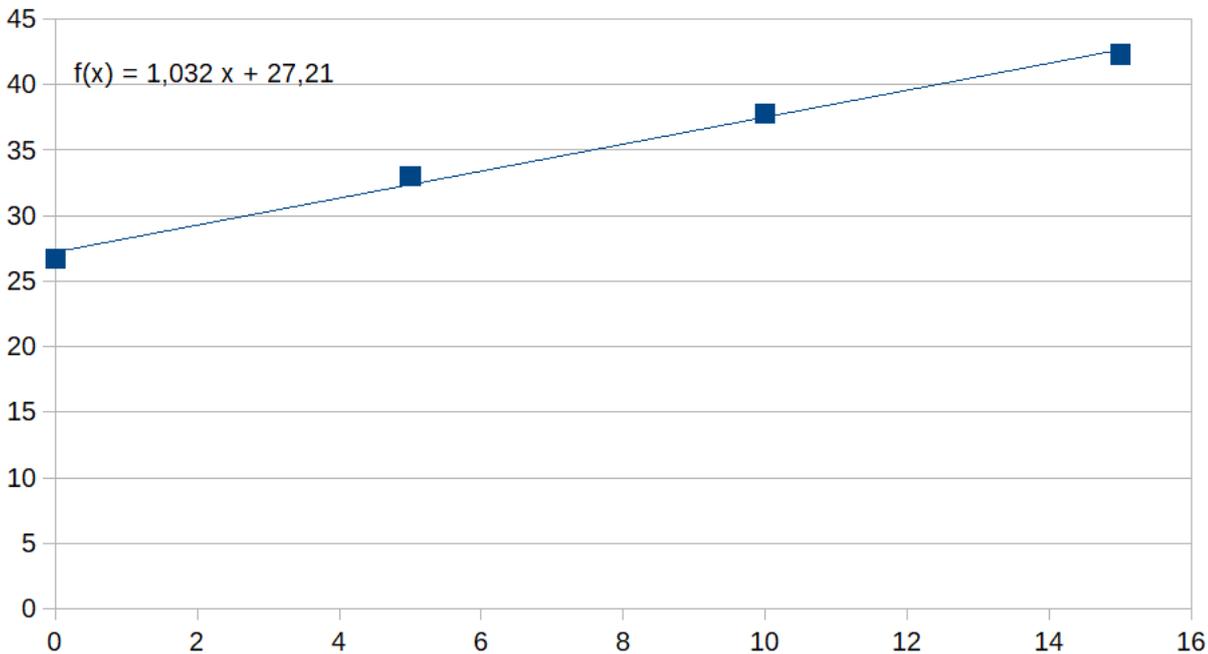
On allume brièvement le générateur afin de fixer l'intensité du courant délivrée noté I ainsi que la tension à ses bornes noté U_{AB} (A et B étant les bornes du conducteur ohmique)

$$I = 2,1 \text{ A et } U_{AB} = 3,3\text{V}$$

On déclenche le chronomètre dès que le circuit est fermé. On peut relever des valeurs de la température de l'eau en fonction du temps ou attendre que l'eau s'élève de 5°C

Temps t (mn)	0	5	10	15
Température θ ($^\circ\text{C}$)	26,7	33,0	37,8	42,3

Pour élever 100g d'eau de 5°C il faut chauffer 4mn 48s



2) le système a reçu de l'énergie cinétique (sa température a augmenté donc les vitesses des entités le constituant aussi). Son énergie interne (la partie « énergie cinétique » liée à l'agitation des entités) a donc augmenté.

L'énergie potentielle d'interactions entre entités qui constituent le système ne varie pas, car le système ne subit pas de transformations physiques (changement d'état) ni de transformations chimiques ou nucléaires.

Il y a eu transfert de travail du conducteur ohmique vers le système {eau et calorimètre}

3 a. D'après le premier principe de la thermodynamique pour le conducteur ohmique : $\Delta U_1 = W_{\text{élec}} + Q_1$. De plus, il est indiqué que toute l'énergie reçue par travail électrique $W_{\text{élec}}$ par le conducteur ohmique est restituée sous forme de transfert thermique Q_1 ; soit $W_{\text{élec}} = -Q_1$. Le premier principe de la thermodynamique pour le conducteur ohmique devient : $\Delta U_1 = W_{\text{élec}} + Q_1 = 0$.

b. D'après le premier principe de la thermodynamique pour le système {eau et calorimètre} : $\Delta U_2 = Q_2 + W_2$. Or le système reçoit de l'énergie uniquement par transfert thermique Q_2 cédé par le conducteur ohmique, et n'en transfère pas à l'extérieur car le calorimètre est thermiquement isolé. Donc $W_2 = 0$ et $Q_2 = -Q_1$; ainsi $\Delta U_2 = -Q_1$ soit $\Delta U_2 = W_{\text{élec}}$ ou $\Delta U_2 = U_{AB} \times I \times \Delta t$ (Attention à ne pas confondre U énergie interne et U_{AB} tension aux bornes du conducteur ohmique)

4) La durée de chauffage est proportionnelle à la masse d'eau à chauffer et à son élévation de température dans une bouilloire ; soit $\Delta t = k \times m \times \Delta \theta$. Avec la bouilloire décrite de puissance

$P_e = 1\,200\text{ W}$: si $m_1 = 200\text{ g}$ et $\Delta \theta_1 = 20\text{ °C}$, la notice indique $\Delta t_1 = 30\text{ s}$. Soit $\Delta t_1 = k \times m_1 \times \Delta \theta_1$ (1).

Avec la même bouilloire si $m_2 = 400\text{ g}$ et $\Delta \theta_2 = 30\text{ °C}$, on obtient de même $\Delta t_2 = k \times m_2 \times \Delta \theta_2$ (2). En isolant k dans la relation (1) et en le remplaçant dans la relation (2), on obtient la durée maximale de chauffage recherchée : $\Delta t_2 = \frac{\Delta t_1 \times m_2 \times \Delta \theta_2}{m_1 \times \Delta \theta_1} = \frac{30 \times 0,400 \times 30}{0,200 \times 20}$ soit $\Delta t_2 = 90\text{ s}$.

Comparons avec le calorimètre du TP

Sachant qu'il faut 4mn48 soit 288s pour élever de 5 °C 100g d'eau il faut 4 fois plus pour élever de 5 °C 400 g d'eau et pour augmenter de 30 °C (de 20 °C à 50 °C) ces 400g il faut donc 6×4 soit 24 fois plus d'énergie.

Donc le temps de chauffe est $288 \times 6 = 1728\text{ s}$ soit 28mn 48s soit presque une demi-heure. On est loin des performances de la bouilloire classique mais la puissance du conducteur ohmique est ici faible $P = U \times I = 3,3 \times 2,1 = 6,9\text{ W}$ presque 200 fois plus petite.

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 20
Premier principe de la thermodynamique

x x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Température d'un système incompressible

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 21

page 323 du livre

Activité expérimentale 2

Température d'un système incompressible au cours du temps

Notion

Modélisation de l'évolution de la température d'un système au contact d'un thermostat

La température idéale d'extraction pour la réalisation d'un café expresso est 85 °C. Les experts conseillent une dégustation du café à 65 °C. L'abaissement de la température entre l'extraction et la dégustation est lié aux transferts thermiques convectifs entre le café dans la tasse et le milieu extérieur.

► **Objectif de l'activité :** Quelle fonction mathématique modélise l'évolution de la température d'un système incompressible en fonction du temps ?



COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

- Un système incompressible à la température θ effectue un transfert thermique par convection avec un milieu extérieur de température constante θ_e . Le système ou le milieu extérieur est un fluide.
- La dérivée de la température de ce système par rapport au temps, notée $\frac{d\theta}{dt}$, est proportionnelle à la différence de température entre le système et le milieu extérieur :

$$\frac{d\theta}{dt} = a \times (\theta - \theta_e)$$

Annotations : θ en °C, t en s, a en s^{-1} , θ_e en °C.

Dans cette relation, a est une constante négative relative au système et au milieu extérieur, qui dépend de leur surface de contact S .

MATÉRIEL DISPONIBLE



Pratique expérimentale

On admet que la température est uniforme en chaque point du système étudié et que le transfert thermique par rayonnement entre le système et le milieu extérieur est négligeable.

Élaborer et mettre en œuvre un protocole ANA-RAIS · RÉA

- 1 Proposer et mettre en œuvre un protocole pour suivre l'évolution de la température du système {eau et bécher}.

Tracer un graphique RÉA

- 2 Tracer le graphique de l'évolution de la température θ du système en fonction du temps t .

Exploiter des résultats ANA-RAIS

- 3 a. Utiliser les outils du logiciel tableur-grapheur pour vérifier que l'équation de la courbe tracée à la question 2 peut être modélisée par la fonction : $\theta = (\theta_i - \theta_e) \times e^{a \times t} + \theta_e$ avec θ_i la température initiale du système.

Discuter un modèle VAL

- b. Vérifier que la relation $\theta = (\theta_i - \theta_e) \times e^{a \times t} + \theta_e$ est la solution de l'équation différentielle :

$$\frac{d\theta}{dt} = a \times \theta - a \times \theta_e$$

Effectuer des calculs RÉA

- 4 Pour le système incompressible {café et tasse}, la constante a est égale à $-0,20 \text{ min}^{-1}$ et on néglige les échanges de matière entre ce système et le milieu extérieur. Estimer la durée idéale au bout de laquelle un café peut être dégusté si la température de l'air environnant est constante et égale à 25 °C.

Un pas vers le cours

Rendre compte à l'écrit en utilisant un vocabulaire adapté COM

- 5 Quelle fonction mathématique modélise l'évolution de la température d'un système incompressible en fonction du temps ?

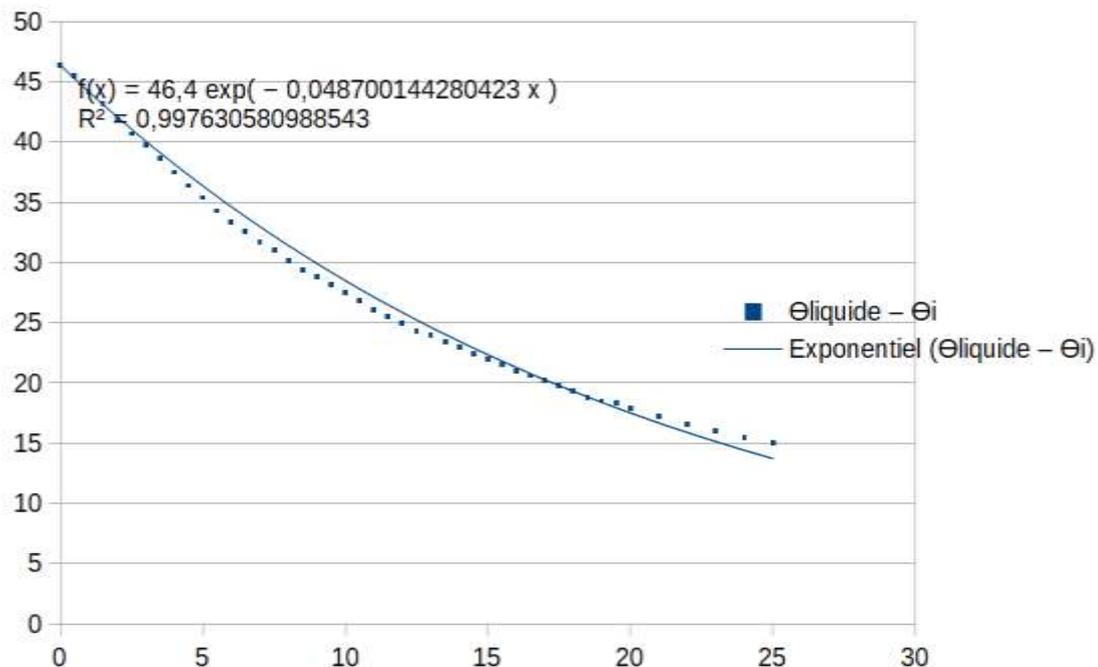
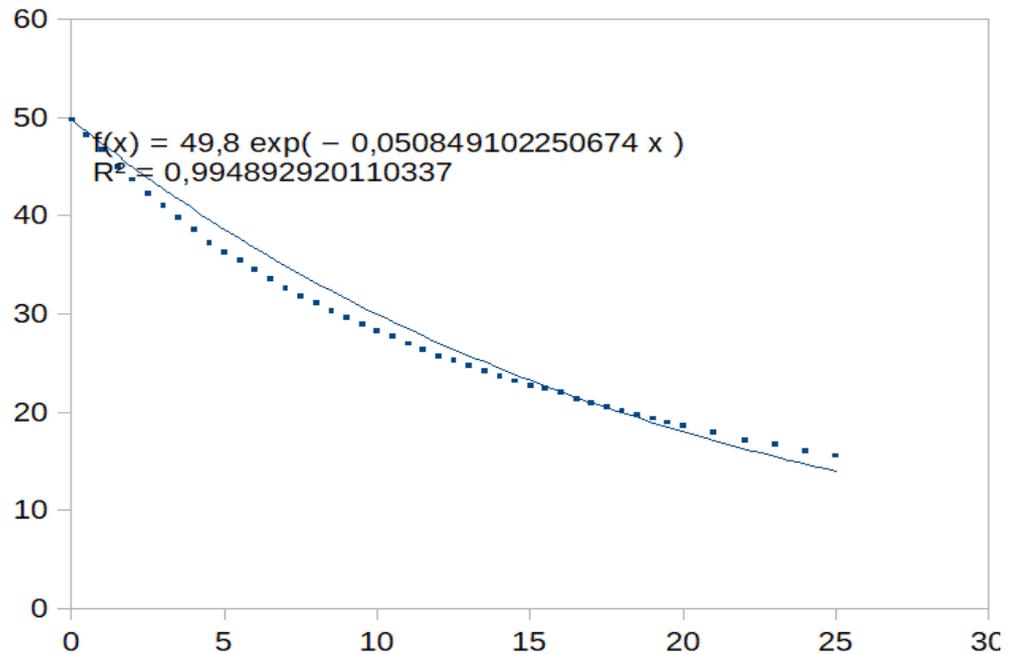
Exploitation des résultats suite au TP p 323

On a pris 100 g de liquide dans un bécher que l'on a chauffé. Le chronomètre est déclenché lorsque le bécher muni d'un thermomètre est posé sur la table. La température extérieure est de 25,0°C

Voici les résultats obtenus :

t (s)	$\Theta(\text{eau})$	Θ_{liquide}
0	74,8	71,4
0,5	73,2	70,5
1	71,8	69,2
1,5	70	68,2
2	68,7	66,9
2,5	67,3	65,7
3	66,1	64,8
3,5	64,8	63,7
4	63,6	62,5
4,5	62,3	61,4
5	61,3	60,4
5,5	60,5	59,3
6	59,5	58,4
6,5	58,6	57,6
7	57,6	56,7
7,5	56,8	56
8	56,1	55,2
8,5	55,3	54,4
9	54,7	53,8
9,5	54	53,2
10	53,3	52,5
10,5	52,7	51,8
11	52	51,1
11,5	51,4	50,5
12	50,7	50
12,5	50,3	49,3
13	49,8	49
13,5	49,2	48,4
14	48,7	48
14,5	48,2	47,4
15	47,7	47
15,5	47,4	46,5
16	47	46
16,5	46,4	45,6
17	46	45,2
17,5	45,5	44,8
18	45,1	44,3
18,5	44,7	43,8
19	44,4	43,5
19,5	44	43,3
20	43,7	42,9
21	43	42,2
22	42,2	41,6
23	41,8	41
24	41,1	40,5
25	40,6	40

On trace $\theta - \theta_{\text{ext}}$ en fonction du temps. Les courbes obtenus sont les suivantes :



3 b On remplace la solution dans l'équation différentielle soit $\frac{d\theta}{dt} = a(\theta_i - \theta_e) e^{axt} = a(\theta - \theta_e) = a\theta - a\theta_e$ (CQFD)

4) sachant que $a = -0,20 \text{ mn}^{-1}$, $\theta_i = 85^\circ\text{C}$ et $\theta = 65^\circ\text{C}$ avec $\theta_e = 25^\circ\text{C}$ on applique la relation donnée

Soit $\theta = (\theta_i - \theta_e) \times e^{axt} + \theta_e$

$\frac{\theta - \theta_e}{\theta_i - \theta_e} = e^{axt}$ d'où $t = \frac{1}{a} \times \ln\left(\frac{\theta - \theta_e}{\theta_i - \theta_e}\right) = \frac{1}{-0,20} \times \ln\left(\frac{65 - 25}{85 - 25}\right) = 2 \text{ mn}$. Donc il faut un peu patienter avant de déguster un bon café.

Activité 2

expérimentale Température d'un système incompressible au cours du temps

Capacités exigibles

- Suivre et modéliser l'évolution de la température d'un système incompressible.
- Mettre en œuvre un dispositif pour suivre l'évolution de la température d'un système.

Pratique expérimentale

1 Exemple de protocole permettant de mesurer la température du système {eau et bécber} à intervalle de temps régulier :

- Faire chauffer de l'eau dans la bouilloire.
- Remplir d'eau chaude un bécber de 250 mL.
- Placer une sonde de température reliée à une centrale d'acquisition pour laquelle on sélectionne un « pas » d'échantillonnage, dans le bécber.
- Attendre que la température initiale θ_i s'uniformise, la noter et lancer l'acquisition des mesures.

2 Représentation graphique de l'évolution de la température en fonction du temps (voir ci-dessous).

3 a. L'équation de la courbe tracée à la question 2 peut être modélisée par une fonction :

$\theta = Ae^{axt} + B$, avec $A = (\theta_i - \theta_e)$ et $B = \theta_e$; θ_i étant la température initiale du système.

Soit $\theta = (\theta_i - \theta_e) \times e^{axt} + \theta_e$.

b. On en déduit $\frac{d\theta}{dt} = a \times (\theta_i - \theta_e) \times e^{axt}$.

Si θ vérifie l'équation différentielle : $\frac{d\theta}{dt} = a \times \theta - a \times \theta_e$,

alors on obtient en explicitant chaque membre de l'équation différentielle :

$$a \times (\theta_i - \theta_e) \times e^{axt} = a \times (\theta - \theta_e) \\ = a \times (\theta_i - \theta_e) \times e^{axt}$$

On vérifie que $\theta = (\theta_i - \theta_e) e^{axt} + \theta_e$ est bien une solution de l'équation différentielle.

4 Pour le système incompressible {café et tasse},

$\theta - \theta_e = (\theta_i - \theta_e) e^{axt}$, donc $e^{axt} = \frac{\theta - \theta_e}{\theta_i - \theta_e}$

soit encore $t = \frac{1}{a} \times \ln\left(\frac{\theta - \theta_e}{\theta_i - \theta_e}\right)$.

$t = \frac{1}{-0,20 \text{ min}^{-1}} \times \ln\left(\frac{65^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C}}{85^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C}}\right) = 2,0 \text{ min}$.

La durée au bout de laquelle le café peut être dégusté est d'environ 2 minutes.

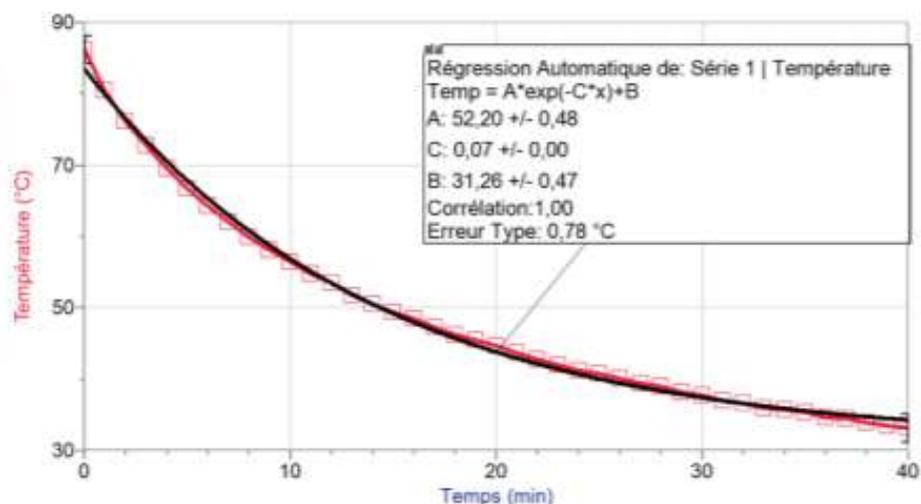
Dans la réalité, la durée est plus courte à cause des transferts thermiques par rayonnement.

Remarque : Si le bécber est remplacé par une tasse en faïence épaisse, assez bon isolant thermique, il ne reste quasiment plus que le transfert thermique ayant lieu au-dessus du liquide.

Un pas vers le cours

5 La fonction mathématique qui modélise l'évolution de la température d'un système incompressible en fonction du temps est une fonction exponentielle.

Série 1	
Temps (min)	Temp (°C)
0	80,2
1	80,5
2	78,1
3	72,8
4	69,5
5	68,7
6	64,3
7	62,0
8	59,9
9	58,1
10	56,4
11	54,8
12	53,5
13	51,8
14	50,5
15	49,4
16	48,5
17	47,2
18	46,2
19	45,4
20	44,6
21	43,7
22	42,8
23	42,0
24	41,2
25	40,8



MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 21
Température d'un système incompressible

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Electrolyse ou comment forcer une réaction chimique

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 22

ACTIVITE EXPÉRIMENTALE

Electrolyses

1^{ère} partie : Purification et dépôt de cuivre par électrolyse

Document 1 : principe de l'électrolyse

L'électrolyse est un processus au cours duquel **de l'énergie électrique est convertie en énergie chimique**. Les deux électrodes (conductrices), plongées dans une solution appelée électrolyte, sont reliées aux bornes d'un générateur de courant électrique.

La cathode est l'électrode à laquelle se déroule une réaction de **réduction** ; lors d'une électrolyse, **elle est reliée au pôle négatif du générateur**. De même, **l'anode** est l'électrode **reliée au pôle positif du générateur** et il s'y déroule une réaction d'**oxydation** (c'est le contraire quand on fabrique une pile chimique).

L'intensité du courant électrique peut s'exprimer en fonction de la charge

$$\text{électrique } Q \text{ qui traverse le circuit pendant une durée } \Delta t : I = \frac{Q}{\Delta t}$$

Dans le système international, I s'exprime en ampère (A), Q en coulomb (C) et Δt en seconde (s).



D'après : <http://www.lenntech.fr/electrolyse.htm>

Document 2 : purification par anode soluble

La purification des métaux par électrolyse est possible grâce à l'emploi d'une **anode soluble**.

Le métal impur (cuivre de pureté 98 à 99 %) **constitue l'anode soluble**, il subit une **oxydation** et passe à l'état d'ions en solution. Les impuretés libérées tombent au fond de l'électrolyseur ou restent en suspension dans la solution électrolytique. **Le cuivre se dépose alors sur la cathode** pour obtenir une pureté proche de 99,99%.

D'après bac Polynésie 2

Document 3 : la galvanoplastie

C'est le principe de l'électrolyse utilisé pour **appliquer au moyen d'un courant électrique continu, un dépôt métallique, à la surface d'un objet**, le métal étant initialement sous forme de cations en solution dans un solvant (en général l'eau). Cette technique est utilisée soit pour préserver l'objet de l'oxydation, soit pour l'embellir, soit encore pour en prendre l'empreinte. Dans le cas du cuivrage (dépôt de cuivre) cela peut être une opération préalable à un traitement incompatible avec la matière de la pièce (chromage de matières synthétiques par exemple). *D'après Roger Luibdečč : le métal et l'électricité*

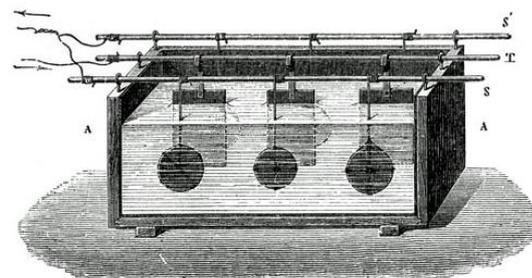


Fig. 357. — Cuve pour la galvanoplastie. (Appareil composé.)

Document 4 : données $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

I. DEPOT ELECTROLYTIQUE

Votre mission : Vous devez protéger une de vos clefs en réalisant un dépôt de cuivre par galvanoplastie.

Pour cela, schématiser le montage à réaliser. Le schéma devra présenter le matériel utilisé, les branchements à réaliser, le sens du courant et des porteurs de charge, ainsi que les demi équations redox ayant lieu à chaque électrode.

Faire valider votre schéma par le professeur et réaliser le montage sur votre paillasse. Indiquer vos observations après quelques minutes de fonctionnement.

II. PURIFICATION DU METAL : PROCEDE A ANODE SOLUBLE

A. Principe

- En utilisant le montage précédent, remplacer **la plaque de cuivre par un fil fin de cuivre** et **la clef par une plaque de cuivre**.
- **Régler le générateur au maximum** et observer.

Que constatez-vous au bout de quelques minutes ? Justifiez le nom du procédé (« à anode soluble ») et expliquer son intérêt.

B. Réalisation d'une purification

Vous allez maintenant réaliser une purification en suivant le protocole ci-dessous :

- **Peser la plaque de cuivre** qui n'a pas encore été utilisée (qui constituera l'électrode impure) et **noter sa masse m_i**.
- Reprendre le montage précédent en remplaçant le fil de cuivre par la plaque de cuivre impure qui vient d'être pesée. Rajouter un ampèremètre en série dans le montage.
- Allumer le générateur tout en déclenchant le chronomètre. Essayer de maintenir un courant de 400 mA pendant une durée de 6 min 30 s.
- Sécher l'électrode impure au sèche-cheveux, puis peser à nouveau cette électrode et **noter sa masse m_r**.

B.1. Déterminer la masse théorique de cuivre que l'on doit purifier en 6 min 30 s avec un courant de 400 mA.

Quelques pistes :

- à l'aides relations données dans le document 1, calculer la quantité de matière d'électrons ayant circulé dans le circuit pendant l'expérience.
- à l'aide d'une des demi-équations électroniques, établir la relation qui lie la quantité d'électrons ayant circulé à la quantité de cuivre purifié.
- en déduire enfin la masse de cuivre purifié (« cuivre qui a quitté l'anode pour passer sur la cathode »).

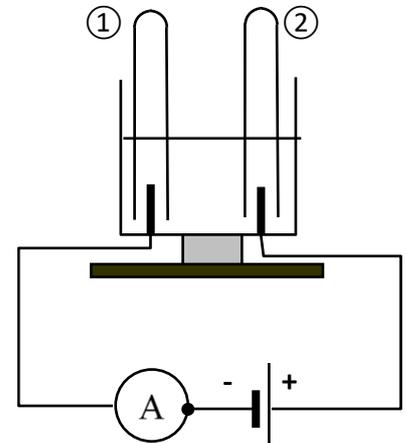
B.2. Calculer la masse expérimentale de cuivre qui a été purifié grâce à vos pesées.

B.3. Calculer le pourcentage d'erreur sur la masse de cuivre purifié (écart relatif), et analyser cette valeur.

2^{ème} partie : Electrolyse de l'eau

L'électrolyse de l'eau est l'une des voies de **production du dihydrogène** pour alimenter les **piles à combustibles**. Mais c'est aussi une des voies de **production de dioxygène** : les Sous-marins Nucléaires Lanceurs d'Engin, qui disposent de l'électricité produite par le réacteur nucléaire, l'utilisent pour fabriquer du dioxygène à partir de l'eau de mer (ce qui permet de renouveler l'air à bord au cours de plongées de longue durée).

- Remplir l'électrolyseur jusqu'au deux-tiers avec de l'eau du robinet.
- Remplir les deux tubes à essais ① et ② à ras bords d'eau, et les retourner sur les électrodes en essayant de ne pas introduire de bulle d'air.
- Avec les gants et les lunettes, introduire dans la cuve deux ou trois pipettes d'acide sulfurique.
- Allumer le générateur, et régler un courant suffisant pour observer un fort dégagement gazeux aux électrodes.
- **En cours d'électrolyse, comparer les volumes de gaz dans les deux tubes**, les repérer sur le schéma ci-contre.
- Lorsque le tube ① relié à la borne - est rempli de gaz, le boucher avec le doigt sous l'eau, puis le sortir, le retourner et présenter une allumette enflammée à son extrémité.
- Sortir de la même façon le tube ② relié à la borne +, et présenter une bûchette incandescente dans sa partie supérieure.



- 1) Déduire des tests précédents, la nature du gaz formé dans chaque tube et compléter la 2^{ème} ligne du tableau ci-dessous.
- 2) Indiquer sur le circuit le sens du courant et le sens de déplacement des électrons dans les fils et finir de compléter le tableau ci-dessous.

Electrode	Reliée à la borne -	Reliée à la borne +
Nature du gaz		
Demi-équation électronique	Couple H ⁺ /H ₂	Couple O ₂ /H ₂ O
Nature de la réaction (oxydation ou réduction ?)		
Nom de l'électrode (anode ou cathode ?)		
Equation de la réaction décrivant le fonctionnement global de l'électrolyse		

- 3) Les volumes des deux gaz sont-ils cohérents avec l'équation obtenue en dernière ligne du tableau ?
- 4) Pourquoi cette électrolyse d'une solution diluée d'acide sulfurique peut-elle être considérée comme une « électrolyse de l'eau » ?
- 5) Pourquoi ne pourrait-on pas électrolyser de l'eau distillée avec notre dispositif expérimental ?

Matériel

- 1 clé sur pince crocodile
- 2 plaques de cuivre
- 1 dispositif pour fixation des électrodes
- 1 fil de cuivre fin à détruire par électrolyse monté sur fiche sur banane
- 1 générateur « elc » noir 0-15V à affichage à aiguille (AL901A)
- 1 bécher forme haute
- 1 ampèremètre
- 3 fils électriques longs
- 1 chronomètre
- 1 solution d'ions Cu^{2+} à 0,5 mol/L (dépôt électrolytique)
- sèche-cheveux
- 2 balances au 1000^{ème} au bureau
- 1 agitateur magnétique + barreau aimanté + baguette magnétique

- 1 électrolyseur
 - 1 pipette simple
 - 2 tubes à essais
 - Gants + lunettes
 - acide sulfurique concentré
 - 1 pissette d'eau distillée
 - 1 boîte d'allumettes
- } Electrolyse de l'eau

Matériel

- 1 clé sur pince crocodile
- 2 plaques de cuivre
- 1 dispositif pour fixation des électrodes
- 1 fil de cuivre fin à détruire par électrolyse monté sur fiche sur banane
- 1 générateur « elc » noir 0-15V à affichage à aiguille (AL901A)
- 1 bécher forme haute
- 1 ampèremètre
- 3 fils électriques longs
- 1 chronomètre
- 1 solution d'ions Cu^{2+} à 0,5 mol/L (dépôt électrolytique)
- sèche-cheveux
- 2 balances au 1000^{ème} au bureau
- 1 agitateur magnétique + barreau aimanté + baguette magnétique

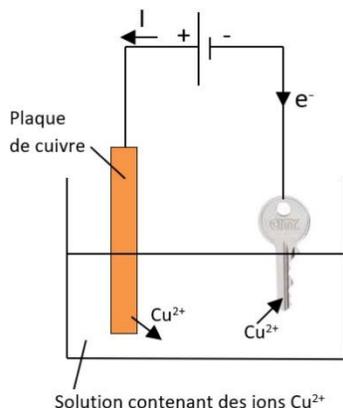
- 1 électrolyseur
 - 1 pipette simple
 - 2 tubes à essais
 - Gants + lunettes
 - acide sulfurique concentré
 - 1 pissette d'eau distillée
 - 1 boîte d'allumettes
- } Electrolyse de l'eau

ACTIVITE EXPÉRIMENTALE

Electrolyses (CORRECTION)

1^{ère} partie : Purification et dépôt de cuivre par électrolyse

I. DEPOT ELECTROLYTIQUE



Du côté de la plaque de cuivre reliée à borne positive (**anode**) :

Départ des électrons de la lame donc **oxydation** : $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^{-}$

→ diminution de masse de la plaque de cuivre ; le cuivre "passe en solution".

Du côté de la clé reliée à la borne négative (**cathode**) :

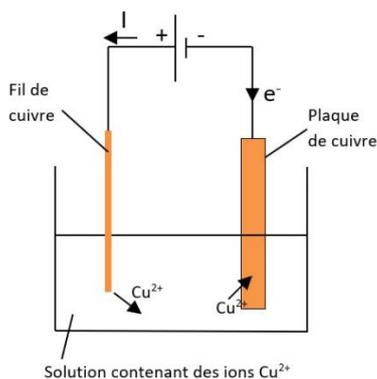
Arrivée des électrons vers la lame donc **réduction** : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} = \text{Cu}_{(s)}$

→ dépôt de cuivre métallique sur la clé

Observations : un dépôt rouge se forme lentement sur la clé, il s'agit de cuivre métallique.

II. PURIFICATION DU METAL : PROCEDE A ANODE SOLUBLE

A. Principe



On constate **qu'au bout de quelques minutes, le fil de cuivre se coupe** interrompant le passage du courant.

Comme expliqué ci-dessus, une **oxydation** a lieu du côté du **fil de cuivre** relié à borne positive (**anode**) : $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^{-}$

→ Diminution de masse du fil de cuivre qui finit par se rompre; le cuivre "passe en solution".

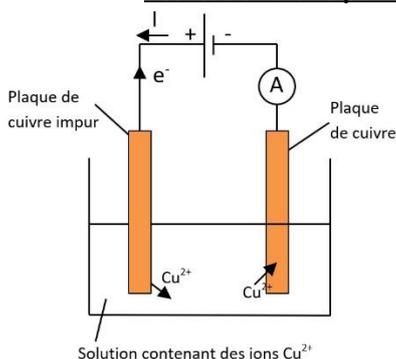
Une **réduction** a lieu du côté de la **plaque de cuivre** reliée à la borne négative (**cathode**) : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} = \text{Cu}_{(s)}$

→ dépôt de cuivre métallique sur la plaque

Nom du procédé : le fil de cuivre qui est le siège d'une **oxydation** constitue l'**anode**. Comme **il disparaît** au cours du fonctionnement, on parle « **d'anode soluble** ».

Intérêt du procédé : Le fil de cuivre (l'anode) est constitué de cuivre impur. Lors de son oxydation le cuivre métallique passe à l'état d'ions en solution, et les impuretés tombent au fond de la cuve. Les ions cuivre en solution vont alors subir une réduction et vont venir se déposer à l'état de cuivre métallique pur sur la cathode. Le cuivre impur de l'anode se transforme en cuivre pur sur la cathode.

B. Réalisation d'une purification



Avant électrolyse : $m_i = 21,764 \text{ g}$

Après électrolyse : $m_f = 21,710 \text{ g}$

B.1. L'électrolyse a duré 6 min 30 s (soit 390 s), et le courant était d'environ 400 mA.

- La charge électrique échangée est : $Q = I \times \Delta t = 0,400 \times 390 = 156 \text{ C}$

- On peut alors calculer la quantité de matière d'électrons qui a circulé dans le circuit :

$$Q = n_{e^-} \times N_A \times e \Leftrightarrow n_{e^-} = \frac{Q}{N_A \times e} = \frac{156}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

- On peut en déduire la quantité de matière de cuivre métallique purifié.

D'après la demi-équation d'oxydation à l'anode : ($\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$)

$$\frac{n_{\text{Cu}}}{1} = \frac{n_{e^-}}{2} \Leftrightarrow n_{\text{Cu}} = \frac{n_{e^-}}{2} = \frac{1,6 \times 10^{-3}}{2} = 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- La masse théorique de cuivre métallique purifié est donnée par :

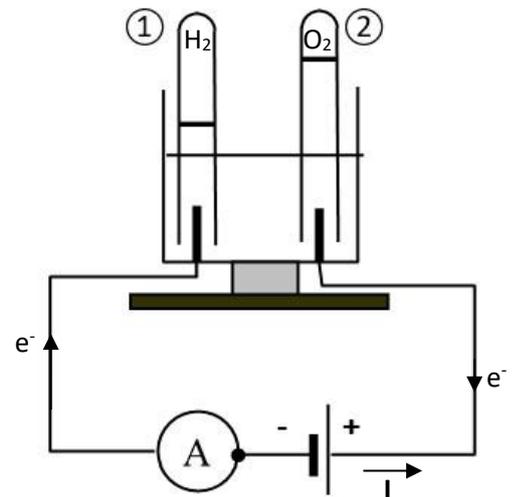
$$m_{\text{Cu(théo)}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}} = 8,0 \times 10^{-4} \times 63,5 = 5,1 \times 10^{-2} \text{ g} = 51 \text{ mg}$$

B.2. $m_{\text{Cu(exp)}} = m_i - m_f = 21,764 - 21,710 = 0,054 \text{ g} = 54 \text{ mg}$

B.3. Pourcentage d'erreur = $\frac{|m_{\text{Cu(exp)}} - m_{\text{Cu(théo)}}|}{m_{\text{Cu(théo)}}} = \frac{|54 - 51|}{51} = 0,059 = 5,9 \%$

2^{ème} partie : Electrolyse de l'eau

On constate à un instant t, en cours d'électrolyse que le volume de gaz dégagé dans le tube ① est deux fois plus grand que celui dans le tube ②.



- 1)
- 2) Le courant sort par la borne + du générateur. Les électrons vont dans le sens contraire.

Electrode	Reliée à la borne -	Reliée à la borne +
Nature du gaz	Dihydrogène (détonation à l'approche d'une flamme)	Dioxygène (ravive une bûchette incandescente)
Demi-équation électronique	$2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2$ (x2)	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$
Nature de la réaction (oxydation ou réduction ?)	Réduction (gain d'électrons)	Oxydation (perte d'électrons)
Nom de l'électrode (anode ou cathode ?)	Cathode	Anode
Equation de la réaction décrivant le fonctionnement global de l'électrolyse	$2 \text{H}_2\text{O} + \cancel{4 \text{H}^+} \rightarrow \text{O}_2 + \cancel{4 \text{H}^+} + 2 \text{H}_2$ ce qui donne après simplification : $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2$	

- 3) Dans l'équation, on constate qu'il y a un coefficient stœchiométrique 1 devant O₂ et 2 devant H₂. Chaque fois qu'une mole de O₂ est formée, 2 moles de H₂ sont formées. Ce qui est en accord avec le fait que le volume de dihydrogène dégagé est deux fois plus important que celui de dioxygène.
- 4) Dans l'équation finale, c'est bien la molécule d'eau qui constitue le réactif et qui subit l'électrolyse (**Lyse** = radical provenant du mot grec ancien lysis signifiant « délier », « détacher », « décomposer » ; **électro** = lors du passage d'un courant électrique)
- 5) Il faut utiliser une solution aqueuse ionique conductrice (l'acide sulfurique sert à apporter des ions H⁺).

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Chimie – Spécialité de Terminale – SPC – TP 22

Electrolyse ou comment forcer une réaction chimique

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

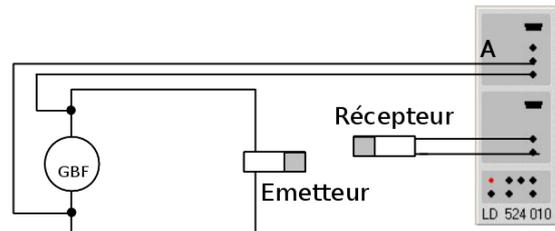
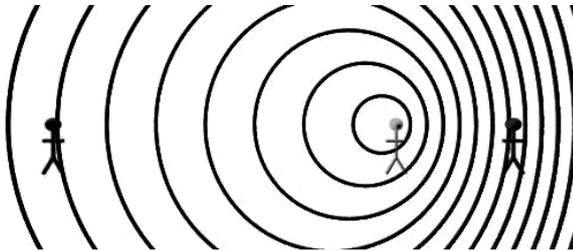
—
—
—
—
—
—

Effet Doppler

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 23

L'effet Doppler correspond au décalage apparent de la fréquence (ou la longueur d'onde) d'une onde mécanique ou électromagnétique, lorsque la source émettrice ou le récepteur se déplacent l'un par rapport à l'autre. On note v_e et v_r la vitesse de déplacement de l'émetteur et du récepteur et v_0 la célérité des ondes émises, f_e et f_r les fréquences des ondes émises et reçues. On comptera les vitesses v_r et v_e positivement si elles sont orientées dans le sens de propagation de l'onde et négativement dans le cas contraire.

$$f_r = \frac{v_0 - v_r}{v_0 - v_e} \times f_e$$



Montage et acquisition

(1) Réaliser le montage ci-contre et régler le GBF sur un signal sinusoïdal de fréquence 40 kHz et de tension crête à crête 10V.

(2) Réglages Cassy :

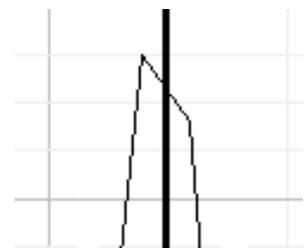
- En cliquant sur chaque zone correspondant aux entrées UA_1 et UB_1 de l'interface cassy choisir pour chaque entrée : valeurs instantanées, Zéro au milieu, et -10V,+10V pour l'entrée UA_1 (émetteur) et -0,3V,+0,3V pour l'entrée UB_1 (récepteur)
- Cliquer sur l'icône « outils » puis choisir « Afficher les paramètres de mesure », régler l'échantillonnage en réglant l'intervalle de mesure à 10 μ s pour un nombre de mesure de 500 (temps de mesure 5 ms) puis fermer.
- Choisir ensuite « Paramètre/formule/FFT », nouvelle grandeur (la nommer f_1) puis cocher Fast Fourier Transformation de UA_1 . Créer une autre grandeur f_2 pour la transformée de Fourier de l'entrée UB_1 .
- Choisir enfin « Représentation » et sélectionner la fréquence f en abscisse, f_1 et f_2 en ordonnée.
- Placer l'émetteur et le récepteur l'un contre l'autre puis réaliser une acquisition grâce à la touche F9 et adapter la fenêtre pour visualiser clairement les pic de fréquence de l'émetteur et du récepteur (fréquence entre 35 kHz et 45 kHz).

(3) Relever la fréquence des pics en utilisant la fonction « clic droit », « placer une marque », « ligne verticale ». (Attention le sommet du pic peut être tronqué, placez la marque comme indiqué ci-contre). La valeur mesurée apparaît en bas à gauche de l'écran.

(4) A quel réglage correspond la valeur mesurée ?

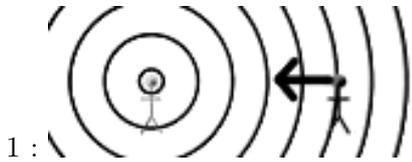
A quel domaine des ondes sonores cette fréquence correspond-elle ?

(5) Pourquoi ces deux pics ont la même fréquence ?



Analyse qualitative

(6) Faire une mesure correspondant à l'une des 4 situations ci-dessous (récepteur se rapprochant ou s'éloignant, émetteur se rapprochant ou s'éloignant). Enregistrer votre mesure. ATTENTION : le déclenchement peut être délicat, lancer l'acquisition en déplaçant l'émetteur ou le récepteur, ne pas hésiter à faire plusieurs essais.



(7) Pour chaque situation (de 1 à 4), préciser si f_e est inférieure ou supérieure à f_r et nommer la situation (émetteur s'éloignant etc ...).

(8) Pour la 4ème situation, expliquer en quelques lignes la variation de la fréquence f_r par rapport à f_e en basant le raisonnement sur la longueur d'onde reçue.

Analyse quantitative

(9) Charger la mesure correspondant à la question 6. Déduisez de la relation donnée en introduction, l'expression de f_r en fonction de f_e .

(10) Déterminer la vitesse de l'émetteur sachant que $v_0 = 340 \text{ m.s}^{-1}$.

Les radars fixes que l'on trouve sur le bord des routes sont composés d'un émetteur et d'un récepteur d'ondes électromagnétiques (micro-ondes). Le véhicule contrôlé reçoit l'onde puis la renvoie vers le radar qui mesure l'écart de fréquence entre f_e et f_r et en déduit la vitesse du véhicule.

(11) Expliquer pourquoi la fréquence reçue est supérieure à la fréquence émise quand le véhicule se rapproche.

(12) Dans cette situation l'émetteur et le récepteur sont fixes, l'expression donnée en introduction n'est donc pas correcte. En vous aidant d'une analyse dimensionnelle et d'un raisonnement de quelques lignes, justifier votre choix parmi les expressions suivantes :

$$\text{a) } f_r = f_e \left(2v - \frac{v}{v_0} \right) \quad \text{b) } f_r = v \left(f_e - \frac{2v}{v_0} \right) \quad \text{c) } f_r = f_e \left(1 - \frac{2v}{v_0} \right) \quad \text{d) } f_r = f_e \left(\frac{2v}{v_0} + 1 \right)$$

(13) Quelle différence portant sur l'analyse des mesures existe-t-il entre un radar flashant les plaques avant ou les plaques arrières ?

CHAPITRE 3 : PROPRIÉTÉS DES ONDES

THÈME 1 : ONDES ET MATIÈRE

DÉMONSTRATION DE L'EFFET DOPPLER

animation du site : <http://scphysiques.free.fr/TS/physiqueTS/Doppler.swf>

Soit une ambulance (émetteur) qui se déplace à la vitesse v_E (vitesse de l'ambulance) en direction d'un récepteur fixe (pingouin).

Elle émet des ondes périodiques, de période T_E , se propageant dans le milieu à la célérité c (vitesse du son dans l'air).

⇒ **La première période de l'onde est émise à la date $t_1 = 0$** : L'ambulance est à la distance D du récepteur (figure a).

Cette onde parcourt cette distance à la vitesse c , le récepteur la reçoit à la date : $t_2 = \frac{D}{c}$ (figure b).

⇒ **La deuxième période de l'onde est émise à la date $t_3 = T_E$** : L'ambulance ayant parcouru la distance $v_E \cdot T_E$ depuis la date $t = 0$, elle se trouve à $D - v_E \cdot T_E$ du récepteur (figure c).

L'onde parcourt cette distance pendant la durée : $\frac{D - v_E \cdot T_E}{c}$

donc le récepteur la reçoit à la date : $t_4 = T_E + \frac{D - v_E \cdot T_E}{c}$

⇒ **Pour le récepteur, la période est alors :**

$$T_R = t_4 - t_2 = T_E + \frac{D - v_E \cdot T_E}{c} - \frac{D}{c} = T_E - \frac{v_E \cdot T_E}{c} = T_E \left(1 - \frac{v_E}{c} \right)$$

⇒ **L'onde perçue par le récepteur peut aussi être caractérisée par sa fréquence f_R** :

$$f_R = \frac{1}{T_R} = \frac{1}{T_E} \frac{1}{\left(1 - \frac{v_E}{c} \right)} = f_E \frac{1}{\left(1 - \frac{v_E}{c} \right)} = f_E \frac{c}{c - v_E}$$

⇒ **Si la source s'éloigne du récepteur fixe, le raisonnement est identique**, il suffit de remplacer dans les expressions précédentes v_E par $-v_E$ puisqu'il y a éloignement.

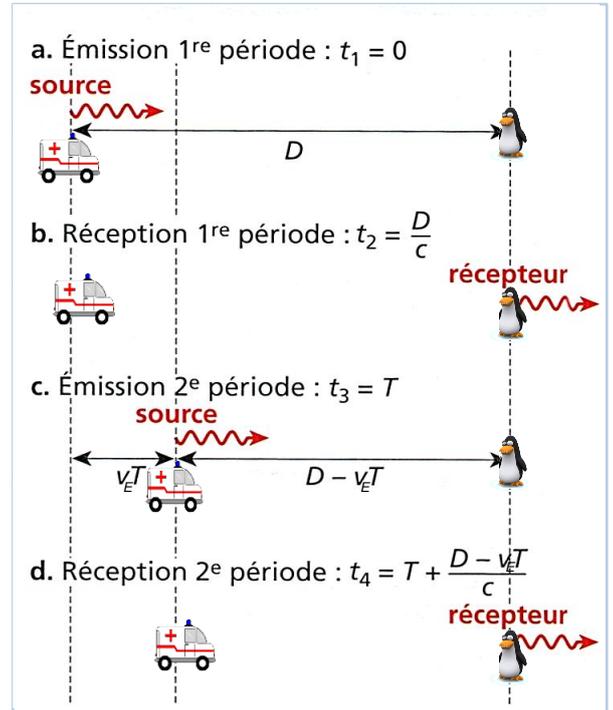
Cela donne : $f_R = \frac{1}{T_R} = f_E \frac{c}{c + v_E}$

La fréquence de l'onde reçue f_R par le récepteur est telle que :

$$f_R = f_E \frac{c}{c - v_E} \text{ si l'émetteur s'approche du récepteur (} f_R > f_E \text{ "niiii...")}$$

$$f_R = f_E \frac{c}{c + v_E} \text{ si l'émetteur s'éloigne du récepteur (} f_R < f_E \text{ "...aaan")}$$

avec : $c \Rightarrow$ célérité de l'onde émise par l'émetteur
 $v_E \Rightarrow$ vitesse de l'émetteur ($v_E < c$)



Poussée d'Archimède

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 24

ACTIVITE EXPÉRIMENTALE

Poussée d'Archimède

Contexte du sujet : Un œuf est considéré comme frais jusqu'à 28 jours après la date de ponte. Une astuce permettant de déterminer si un œuf peut encore être consommé ou non consiste à le plonger dans un récipient d'eau. S'il coule au fond du récipient, il est considéré comme frais. S'il flotte, il n'est plus assez frais pour être consommé.

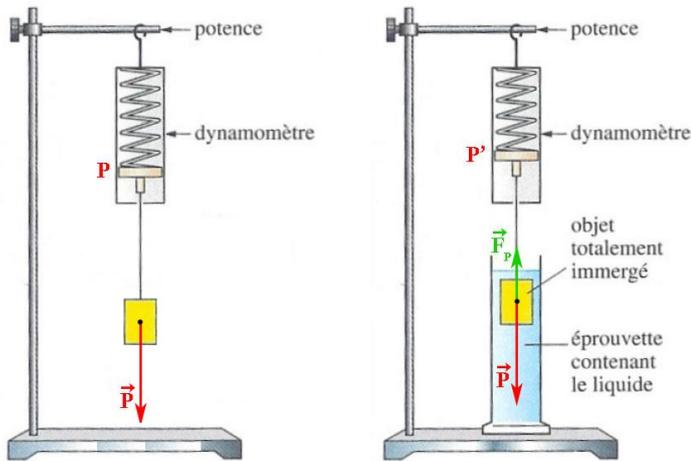
Votre mission : Le but de ce TP est de justifier cette astuce en étudiant la poussée d'Archimède.

Doc. 1 : L'œuf au fil des jours

Au moment de la ponte, l'œuf contient une petite poche d'air dont le volume augmente progressivement au fil des jours car l'œuf perd de son humidité à travers la coquille poreuse et voit sa masse diminuer.

Doc. 2 : La poussée d'Archimède

Tout corps plongé dans un fluide subit la poussée d'Archimède : c'est une force \vec{F}_p verticale, dirigée vers le haut, et appliquée au centre de gravité de la partie immergée du corps.

Doc. 3 : Le dispositif expérimental pour mesurer la valeur de la poussée d'Archimède

- Le dynamomètre de gauche mesure la valeur du poids réel P de l'objet dans l'air (on néglige la poussée d'Archimède dans l'air).

- Le dynamomètre de droite mesure la valeur P' du poids apparent de l'objet immergé dans le liquide qui correspond en fait au poids réel P auquel est soustrait la valeur de la poussée d'Archimède F_p .

Doc. 4 : Objets à suspendre au dynamomètre

Plomb Laiton Acier Aluminium

Différentes masses marquées

Doc. 5 : Quelques masses volumiques

Fluide	Masse volumique (en g/mL)
Eau	1,00
Glycérol	1,26

1) Etude du dispositif expérimental

A partir du bilan des forces s'exerçant sur l'objet totalement immergé dans le liquide, dans le dispositif expérimental du document 3, expliquer comment ce dispositif permet de mesurer la valeur F_p de la poussée d'Archimède qui s'exerce sur cet objet.

2) Influence de la masse du corps immergé

a) Réaliser le dispositif du doc. 3 en prenant le dynamomètre de 2 N et de l'eau. Mesurer la valeur F_p de la poussée d'Archimède subie par des corps de même volume (V) mais de masses (m) différentes. Regrouper les résultats dans le tableau ci-dessous.

Objet	Bloc de plomb	Bloc de laiton	Bloc d'acier	Bloc d'aluminium
m (g)				
V (mL)				
P (N)				
P' (N)				
F_p (N) = $P - P'$				

b) La valeur F_p de la poussée d'Archimède qui s'exerce sur un corps dépend-elle de la masse de ce corps ?

3) Influence du volume du corps immergé

- a) **Proposer un protocole** permettant de vérifier si la valeur F_P de la poussée d'Archimède est proportionnelle au volume (V) de l'objet immergé. Les mesures réalisées seront exploitées graphiquement.
- b) Mettre en œuvre le protocole en utilisant le dynamomètre de 5 N et en accrochant les masses les unes aux autres pour faire varier le volume. Regrouper les résultats dans le tableau ci-dessous.

m(g)	100	200	300	400
V (mL)				
P (N)				
P' (N)				
F_P (N) = P-P'				

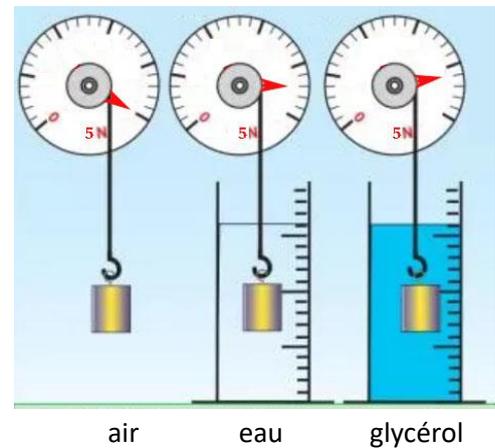
- c) Tracer la courbe permettant de vérifier s'il y a, ou non, proportionnalité et conclure.

4) Influence de la masse volumique du fluide

Approchez-vous de la paillasse du professeur sur laquelle trois masses marquées identiques (de masse 500 g et de volume 65 mL), sont suspendues à un dynamomètre en étant placées soit dans l'air, soit dans l'eau, soit dans le glycérol.

- a) Regrouper les résultats de cette expérience dans le tableau ci-dessous.

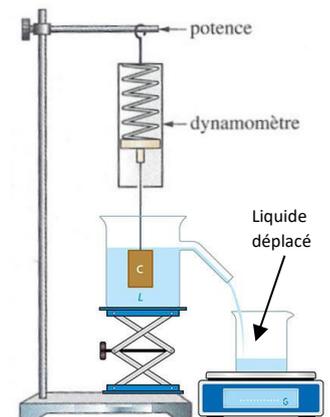
Fluide	Eau	Glycérol
ρ (g/L)		
V (mL)	65	65
P (N)		
P' (N)		
F_P (N) = P-P'		



- b) Exploiter les mesures réalisées afin de vérifier si la valeur F_P de la poussée d'Archimède est proportionnelle à la masse volumique ρ du fluide utilisé.

5) Vérification de l'expression de la poussée d'Archimède

- a) Vérifier expérimentalement que **la valeur F_P de la poussée d'Archimède est égale au poids du fluide déplacé**. Pour cela vous utiliserez le petit bloc de plomb, le dynamomètre de 2 N, le vase à débordement de Boudreau rempli d'eau et la balance (voir schéma ci-contre). Pour le calcul du poids, on prendra $g_T = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.
- b) En déduire l'expression littérale de la valeur F_P de la poussée d'Archimède en fonction de ρ et V .
- c) Les expériences réalisées aux questions 2,3 et 4 valident-elles cette expression ?

**6) Conclusion**

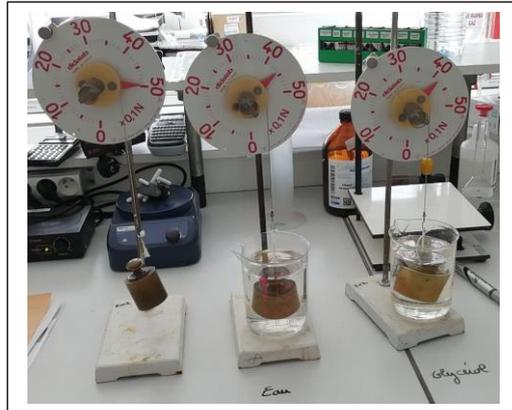
Comment la poussée d'Archimède permet-elle d'expliquer qualitativement le comportement d'un œuf frais et d'un œuf datant de plus de 28 jours qui n'est plus à consommer ?

Par groupe

- 4 petits blocs de plomb, laiton, acier, aluminium de même volume mais de masses différentes avec fil de fixation
- Boîte de masses marquées des prépas que l'on peut accrocher les unes aux autres
- 1 potence pour accrocher le dynamomètre
- 1 dynamomètre de 2 N
- 1 dynamomètre de 5 N
- 1 éprouvette graduée (250 mL) pouvant accueillir les différents objets à suspendre
- eau
- 1 balance
- 1 vase de boudreau
- 1 bécher 100 mL
- 1 ordinateur avec tableur

Sur paillasse prof

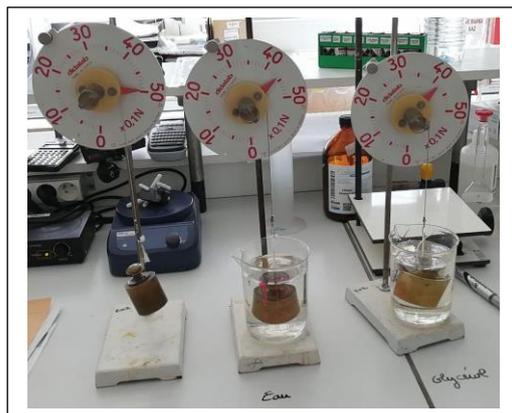
- 3 dynamomètre circulaires didalab 50×0,1 N
- 2 béchers 500 mL
- 3 masses marquées identiques 500 g – 65 mL
- Supports + noix
- Eau + Glycérol

**Par groupe**

- 4 petits blocs de plomb, laiton, acier, aluminium de même volume mais de masses différentes avec fil de fixation
- Boîte de masses marquées des prépas que l'on peut accrocher les unes aux autres
- 1 potence pour accrocher le dynamomètre
- 1 dynamomètre de 2 N
- 1 dynamomètre de 5 N
- 1 éprouvette graduée (250 mL) pouvant accueillir les différents objets à suspendre
- eau
- 1 balance
- 1 vase de boudreau
- 1 bécher 100 mL
- 1 ordinateur avec tableur

Sur paillasse prof

- 3 dynamomètre circulaires didalab 50×0,1 N
- 2 béchers 500 mL
- 3 masses marquées identiques 500 g – 65 mL
- Supports + noix
- Eau + Glycérol



ACTIVITE EXPÉRIMENTALE
Poussée d'Archimède (CORRECTION)
1) Etude du dispositif expérimental

Pour déterminer la valeur de la poussée d'Archimède il suffit de faire : $F_p = P - P'$

2) Influence de la masse du corps immergé

- a) Pour tester l'influence de la masse de l'objet immergé, il faut garder le **même liquide dans l'éprouvette** (par exemple l'eau) et tous les objets qui seront entièrement immergés, doivent avoir le **même volume**. Seule leur **masse doit varier**. On réalise l'expérience du doc.3 de façon à mesurer la valeur de la poussée d'Archimède pour les 4 objets de même volume mais de masse différente.

Le volume de l'objet correspond à la variation du niveau d'eau dans l'éprouvette graduée avant et après l'immersion de l'objet. La masse est mesurée avec une balance

Objet	Bloc de plomb	Bloc de laiton	Bloc d'acier	Bloc d'aluminium
m(g)	191,3	144,7	133,0	48,7
V (mL)	17	17	17	17
P (N)	1,9	1,5	1,3	0,5
P' (N)	1,7	1,3	1,1	0,3
$F_p (N) = P - P'$	0,2	0,2	0,2	0,2

- b) **Conclusion** : La valeur de la poussée d'Archimède est indépendante de la masse de l'objet immergé.

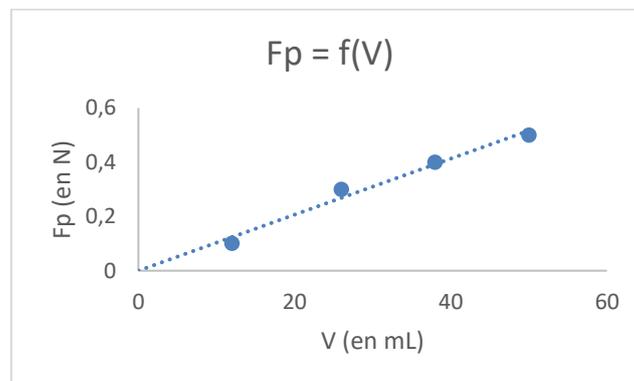
3) Influence du volume du corps immergé

- a) – Prendre des masses marquées de **volumes différents**, les suspendre au dynamomètre afin de mesurer leur poids P.
 – Avec ces masses marquées, réaliser l'expérience du doc.3 en gardant le **même liquide dans l'éprouvette** (par exemple l'eau) (peu importe si la masse varie aussi car on a vu qu'elle n'influe pas sur la valeur de la poussée d'Archimède).
 – Pour chaque masse marquée, mesurer son volume (grâce à la variation du niveau d'eau dans l'éprouvette graduée).
 – A l'aide de la valeur de P' lue sur le dynamomètre, en déduire la valeur F_p de la poussée d'Archimède.
 – Pour voir s'il y a proportionnalité entre F_p et V, il faut tracer la courbe $F_p = f(V)$

b)

m(g)	100	200	300	400
V (mL)	12	26	38	50
P (N)	1	2	3	4
P' (N)	0,9	1,7	2,6	3,5
$F_p (N) = P - P'$	0,1	0,3	0,4	0,5

- c) Pour vérifier s'il y a proportionnalité entre F_p et V, il faut tracer F_p en fonction de V :



Conclusion : comme on obtient une droite passant par l'origine, la valeur de la poussée d'Archimède est proportionnelle au volume de l'objet immergé.

4) Influence de la masse volumique du fluide

a) C'est le 1^{er} dynamomètre qui nous donne la valeur du poids P de la masse marquée suspendue, soit 5 N.

Fluide	Eau	Glycérol
ρ (g/L)	1000	1260
V (mL)	65	65
P (N)	5	5
P' (N)	4,4	4,2
F_p (N) = P-P'	0,6	0,8

b) Pour voir s'il y a proportionnalité entre F_p et ρ , on peut rajouter une ligne au tableau afin de calculer le rapport F_p/ρ .

Fluide	Eau	Glycérol
F_p/ρ (en N.L.g ⁻¹)	6×10^{-4}	6×10^{-4}

Conclusion : comme le rapport F_p/ρ est constant, la valeur de la poussée d'Archimède est proportionnelle à la masse volumique du fluide utilisé.

5) Vérification de l'expression de la poussée d'Archimède

a) - Il faut penser à faire la tare du bécher afin d'obtenir sur la balance la masse de liquide déplacé.

→ Masse de liquide déplacé : $m_{liq} = 17$ g

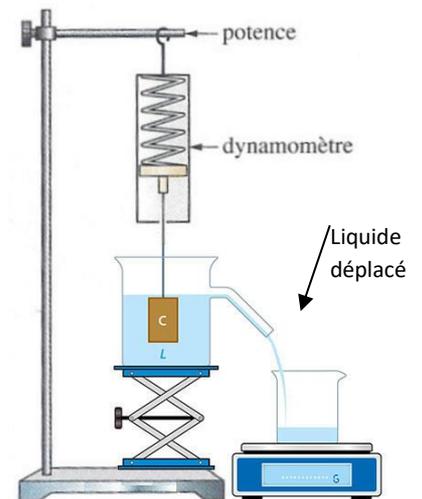
- On peut alors calculer le poids du liquide déplacé ($P_{liq} = m_{liq} \times g_T$)

→ Poids du liquide déplacé : $P_{liq} = 17 \times 10^{-3} \times 9,8 = 0,17$ N

- La valeur de la poussée d'Archimède est déterminée avec le dynamomètre (elle a déjà été déterminée dans le 1)

→ Poussée d'Archimède : $F_p = 0,2$ N

Conclusion : La valeur de la poussée d'Archimède correspond bien au poids du fluide déplacé



b) $F_p = P_{liq}$

$$F_p = m_{liq} \times g_T$$

$$F_p = \rho_{liq} \times V \times g_T$$

c) Cette expression montre que la valeur de la poussée d'Archimède :

- est indépendante de la masse de l'objet immergé

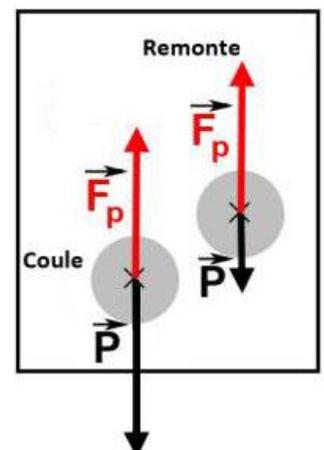
- est proportionnelle au volume de l'objet immergé

- est proportionnelle à la masse volumique du fluide

Elle est bien en accord avec les expériences réalisées aux questions 2,3 et 4.

6) Conclusion

Au fil des jours, l'œuf perd de l'eau qui est remplacée par de l'air moins dense : sa masse diminue donc progressivement, ainsi que son poids P . Par contre, la poussée d'Archimède F_p qu'il subit lorsqu'il est immergé dans l'eau reste constante au fil des jours car celle-ci ne dépend pas de la masse de l'œuf immergé, mais uniquement de son volume qui n'est pas modifié. Ainsi, si l'œuf est frais, son poids est tel que $P > F_p$ et l'œuf coule. Si l'œuf n'est pas frais, son poids diminue et devient tel que $P < F_p$ et l'œuf remonte à la surface.



MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT
TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 24
Poussée d'Archimède

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—

Loi de Bernoulli

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 25

ACTIVITE EXPERIMENTALE

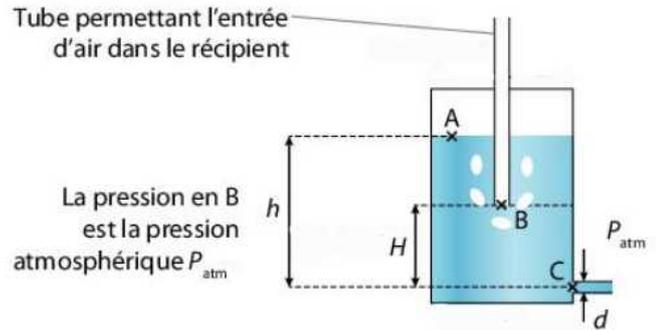
Vérification de la loi de Bernouilli

Doc. 1 : le vase de Mariotte

Le vase de Mariotte est un récipient fermé hermétiquement, et muni d'un tube en verre permettant l'entrée d'air dans le récipient.

Il est initialement rempli d'eau, fluide supposé incompressible. Un tuyau de petit diamètre d permet au fluide de s'écouler au bas du récipient.

Avec ce dispositif, on peut considérer que, tant que la hauteur h mesurée entre les positions A et C est supérieure à la hauteur H mesurée entre les positions B et C, le vase de Mariotte permet d'obtenir un débit volumique D_V constant.



Doc. 2 : le débit volumique

Pour un fluide incompressible en régime permanent indépendant du temps, le débit volumique est constant et identique en chacun de ses points :

$$D_V = \frac{V}{\Delta t} = S \times v$$

V = volume de fluide s'étant écoulé pendant la durée Δt

S = section de fluide s'écoulant à la vitesse v

D_V = débit volumique du fluide

Doc. 3 : la relation de Bernouilli

Pour deux points situés sur une même ligne de courant :

$$\frac{1}{2} \cdot \rho \cdot v^2 + \rho \cdot g \cdot z + P = \text{constante}$$

ρ = masse volumique du fluide

v = vitesse du fluide au point considéré

z = position du point considéré sur un axe verticale orienté vers le haut

g = intensité de la pesanteur

P = pression du fluide au point considéré

Données :

- masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \times 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$
- intensité de la pesanteur $g = 9,81 \text{ m.s}^{-2}$

Objectif : déterminer par deux méthodes différentes la vitesse d'écoulement du fluide en C, et vérifier la validité de la relation de Bernouilli.

I. MESURE DU DEBIT VOLUMIQUE

A l'aide du matériel à votre disposition, proposer un protocole pour :

- déterminer le débit volumique D_V de l'eau
- en déduire la vitesse d'écoulement v_C de l'eau en C

II. UTILISATION DE LA RELATION DE BERNOUILLI

Pour $h > H$, la loi de Torricelli prévoit la valeur de la vitesse d'écoulement de l'eau en C dans le vase de Mariotte :

$$v_C = \sqrt{2 \cdot g \cdot H}$$

1. en utilisant la relation de Bernouilli, et en précisant les hypothèses faites, retrouver cette loi
2. calculer la vitesse v_C du fluide avec la loi de Toricelli
3. conclure : retrouve-t-on la valeur de la vitesse calculée avec la méthode précédente ?

TP bernouilli – essais et matériel

matos :

- ampoule à décanter
- bouchon deux trous
- tube en verre
- chrono
- réglet
- balance + bécher 250 mL

déroulement de la manip :

- remplir l'ampoule à décanter
- fermer avec le bouchon deux trous et faire plonger le tube en verre
- mesurer la distance entre la base du tube en verre et le robinet ou le bas de l'ampoule à voir l'hypothèse....
- chronométrer la durée pour vider 200mL de l'ampoule (entre 8,5s et 9,5s)
- mesurer le diamètre du trou du robinet de l'ampoule (environ 4mm)

calcul de la vitesse de deux façon différentes :

$$D = \frac{\Delta V}{\Delta t} = S \times \text{vitesse} \quad \text{donc} \quad \text{vitesse} = \frac{\Delta V}{\Delta t \times S} = \frac{0,200 \cdot 10^{-3}}{9,5 \times \pi \times (2 \cdot 10^{-3})^2} = 1,76 \text{ m/s}$$

avec bernouilli

$$\frac{1}{2} \times \rho \times v_A^2 + \rho \times g \times z_A + P_A = \frac{1}{2} \times \rho \times v_B^2 + \rho \times g \times z_B + P_B$$

grâce au tube $P_A = P_B$ donc

$$\frac{1}{2} \times \rho \times v_A^2 + \rho \times g \times z_A = \frac{1}{2} \times \rho \times v_B^2 + \rho \times g \times z_B$$

hypothèse dans l'ampoule $V_A = 0$ donc

$$\rho \times g \times z_A = \frac{1}{2} \times \rho \times v_B^2 + \rho \times g \times z_B \quad \text{soit} \quad g \times z_A = \frac{1}{2} \times v_B^2 + g \times z_B \quad \text{et}$$

$$v_B = \sqrt{2 \times g \times (z_A - z_B)} = \sqrt{2 \times 9,81 \times (0,18)} = 1,88 \text{ m/s}$$

MATÉRIEL DE TP – GÉDÉON LÉGAUT

TP de Physique – Spécialité de Terminale – SPC – TP 25
Loi de Bernoulli

x x x x x x x x x x

Paillase Prof

—
—

Paillase Elèves

—
—
—
—
—
—