

Quelques manipulations de chimie

Nous présentons dans ce Bulletin quelques manipulations pouvant servir de base pour des travaux pratiques ou des expériences de cours à différents niveaux :

- page 324 à 346 pour le second cycle. Ces textes de manipulations ont été rassemblées par M^{me} ROUAULT qui s'est chargée de les faire expérimenter puis critiquer par certains collègues et qui en a assuré la rédaction. Je tenais à la remercier particulièrement au nom de tous de continuer ainsi son service au sein de l'U.d.P. ;
- page 347 à 349 pour la classes de seconde, une manipulation de notre collègue DENIZOT sur la migration des ions ;
- page 351 à 361 pour les classes de math. sup. et certaines sections techniques, trois manipulations mises au point par notre collègue GENER sur les équilibres ioniques ;
- page 363 à 369 pour la classe de P' et les B.T.S. chimie, une manipulation de chimie organique proposée par FOULON.

Le rédacteur en chef constate avec surprise (la chimie ayant la réputation d'être délaissée) qu'il n'est pas en mesure de proposer un ensemble aussi important pour la physique. Nous avons pu seulement, au cours de l'année passée, vous présenter quelques idées en mécanique, optique ou électricité ; mais nos réserves sont peu importantes. Nous invitons tous ceux qui ont mis au point des manipulations conformes à l'esprit des nouveaux programmes de nous les communiquer pour que nous en fassions part à tous nos collègues. Ne soyez pas cachottiers, ni trop modestes.

Ph. FLEURY.

AVANT-PROPOS

Nous rappelons que des manipulations de chimie ont été publiées dans les B.U.P. Nos 589, p. 349 et 606, p. 1287. Nous remercions les collègues (malheureusement peu nombreux !) qui nous ont adressé leurs remarques. Nous en avons tenu compte.

Si des collègues ont pu expérimenter des textes, qu'ils nous fassent part de leurs observations, succès ou insuccès, et nous envoient de nouveaux textes et des suggestions.

S. ROUAULT,

2, rue du 11-Novembre (A-1) - 91120 Palaiseau.

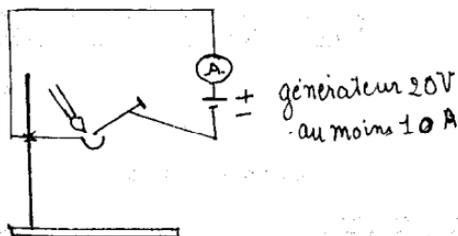
ELECTROLYSE DU CHLORURE DE SODIUM FONDU

Un premier texte a été publié dans le B.U.P. N° 606, p. 1295. Beaucoup de difficultés ont été rencontrées pour électrolyser le chlorure de sodium fondu : becs Mecker ne chauffant pas assez à cause d'un changement de gaz, essai de fusion par arc électrique entre creuset en fer et électrode en graphite ; la technique suivante semble donner satisfaction (sauf pour caractériser le chlore).

Expérience.

ANODE : cuiller à café en inox dans laquelle on met du sel fin que l'on fond *par-dessus* au moyen d'un petit chalumeau à butane (Chalugaz V 1600, brûleur pointe fine, bouteille Camping Gaz).

CATHODE : gros clou en fer enfoncé dans un bouchon en caoutchouc. On obtient la fusion *en une minute environ* et on met la pointe du clou dans NaCl liquide. On constate la déviation de l'ampèremètre (10 A) et la formation de globules de Na qui brûlent avec une flamme jaune. Il est indispensable de n'écarter la flamme du chalumeau que le temps de l'observation car la solidification du NaCl restant intervient rapidement. On peut ensuite faire brûler à l'air un petit morceau de sodium pour montrer la similitude de flamme.

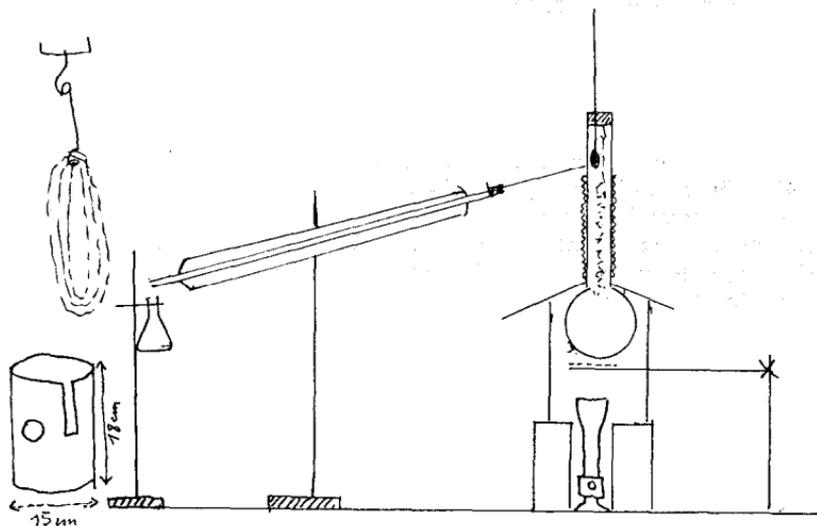


*Remarques communiquées par A. VIVIAN
(Lycée polyvalent nationalisé - Bourgoin-Jallieu).*

DISTILLATION FRACTIONNEE DU PETROLE BRUT

Compléments à la publication du B.U.P. n° 589, p. 351

De nouveaux essais effectués dans des laboratoires de lycées ont conduit aux remarques suivantes :



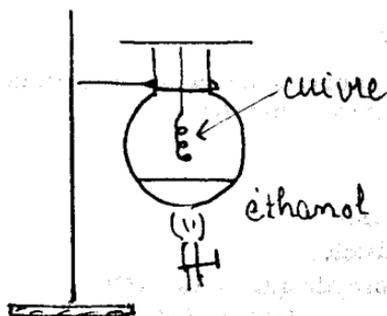
- 1° Sur la figure p. 352 du B.U.P. N° 589, 29 est le *diamètre* du col du ballon. La hauteur du col, entre le ballon et le tube à dégagement, est de 190 mm (très important).
- 2° On peut suspendre la chaînette au moyen d'un petit crochet en fil métallique, enfoncé dans le bouchon de la colonne : ceci est plus pratique que la toile métallique introduite dans le col du ballon.
- 3° Pour obtenir les températures indiquées, il est indispensable de placer le ballon dans une « boîte de conserve » : une fente verticale laisse passer le support de la grille métallique surmontant le bec Mecker, et un petit orifice circulaire permet d'allumer le bec au moyen d'une buchette et d'observer la flamme. Cette boîte est surmontée d'un « couvercle » en toile d'amiante.

- 4° Utiliser un bec Mecker de hauteur 18 cm environ.
- 5° Entourer le col du ballon avec du fil d'amiante.
- 6° Si l'on voulait poursuivre la distillation au-delà de 250°, il serait nécessaire de faire circuler de l'eau chaude dans le réfrigérant : sinon les produits de la distillation se condenseraient dans le réfrigérant.
- 7° On peut récurer le ballon au moyen d'un mélange de sable et de poudre à récurer.

La maison « Touzart et Matignon » se trouve actuellement à 94400 Vitry-sur-Seine, 8, rue E.-Hénaff - B.P. 52 - Tél. : 680.85.21. Elle peut fournir le matériel nécessaire à cette manipulation, ainsi que de petites quantités de pétrole brut : elle a dû, pour cela, effectuer de nombreuses démarches, la vente du pétrole brut étant interdite en France.

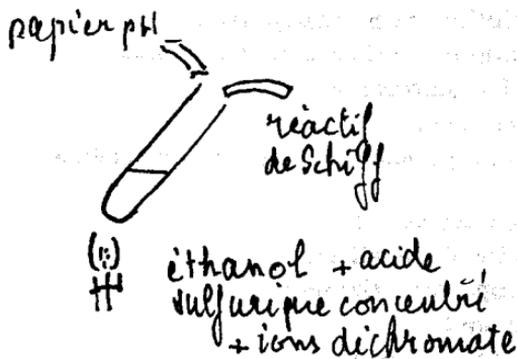
II. PROPRIÉTÉS ESSENTIELLES :

1° Transformation d'un alcool en aldéhyde et en acide, lampe sans flamme (cuivre).

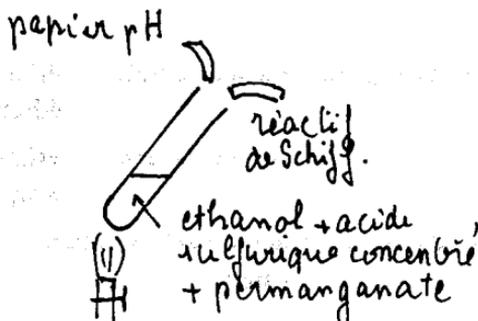


Action d'un composé oxygéné :

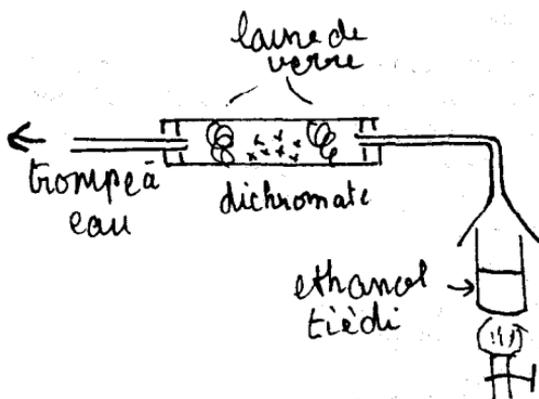
— permanganate de potassium + éthanol,



— bichromate de potassium + éthanol,



- alcootest (*) : on introduit dans un tube de verre, entre deux tampons de laine de verre, une poudre fine obtenue en déshydratant à l'étuve (24 à 36 heures) un mélange de bichromate M/10 d'agar agar et d'acide sulfurique. Les vapeurs d'alcool agissant sur les ions bichromate orangés : il y a formation d'ions chrome (III) verts. Cette expérience peut être réalisée de différentes manières (voir chimie 1^{re} - Hatier, p. 58).



2° Propriétés acide de l'acide éthanoïque.

Comparer, au moyen des indicateurs colorés, les pH des solutions N/10, puis N/100 d'acides acétique et chlorhydrique.

(*) C'est l'application de la réaction précédente.

ESTERIFICATION - HYDROLYSE

But de la manipulation.

Estérification - Hydrolyse - Limite de ces deux réactions.

Matériel et produits utilisés.

Table du professeur :

- acide acétique pur, burette 50 ml, bécher 100 ml,
-  thanol pur, burette 50 ml, bécher 100 ml,
- acide sulfurique $d = 1,83$, burette 10 ml,
-  thanoate d'éthyle, burette 10 ml,
- eau distillée, burette 50 ml,
- soude 1 N,
- eau froide + glace,
- 1 bouteille de pentanol,
- 2 b chers 250 ml,
- 2 burettes,
- montage hydrolyse,
- montage estérification (voir schéma),
- pierre ponce, graisse.

Par groupe d'élèves :

- 1 burette 25 ml,
- 1 bécher 150 ml,
- 1 pipette 20 ml,
- 1 agitateur verre,
- 1 cristalliseur,
- phénolphtaléine.

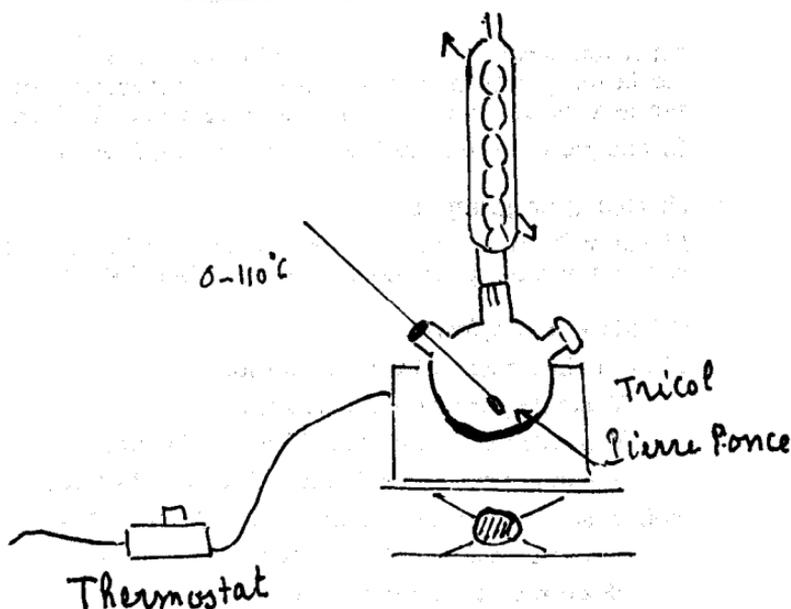
Manipulation.

I. PRÉPARATION D'UN ESTER - ESTÉRIFICATION.

1^o *Mise en route de l'estérification :*

0,5 mol. d'acide �thano�ique	V = 28,6 ml
0,5 mol. d'éthanol	V = 29,1 ml
acide sulfurique	V = 1 ml

$$V_T = 58,7 \text{ ml}$$



Introduire le mélange dans le ballon tricol et porter à l'ébullition (45 mn).

2° Préparation de l'éthanoate de pentyle :

Dans un tube à essais :

1 ml acide éthanoïque	}	à peu près
1 ml pentanol 1		
H ₂ SO ₄		

On chauffe : odeur caractéristique.

II. HYDROLYSE.

0,5 mol. d'éthanoate d'éthyle	V = 49 ml
0,5 mol. d'eau	V = 9 ml
acide sulfurique	V = 1 ml
	<hr/>
	V _T = 59 ml

Introduire le mélange dans le ballon tricol. Chauffer à la même température et pendant le même temps (45 mn) que pour l'estérification.

III. ETUDE DE LA LIMITE DE CES DEUX RÉACTIONS.

a) Arrêt de la réaction (par le professeur).

Dans une fiole de 200 ml, verser le mélange réactionnel dans environ 100 ml d'eau froide. Quand le mélange

est à température ordinaire (20°C) (on peut faire baisser la température en ajoutant quelques glaçons), ajuster le volume final à 200 ml avec de l'eau distillée.

Si chaque élève en prélève ensuite 20 ml, il en a 1/10.

b) Dosage (par groupe).

Mesurer 20 ml du mélange et verser un volume V' de soude normale pour faire virer la phénolphthaléine.

c) Calculs - Estérification.

Si on a finalement 20 ml de solution :

V soude par groupe = 19,1 ml,

V soude pour toute la solution = 191 ml,

V soude pour neutralisation H_2SO_4 = 35,3 ml,

d'où V soude pour neutralisation CH_3CO_2H = 155,7 ml.

Nombre moles NaOH = $NV = x = 0,156$,

% de moles d'ester formé :

$$\frac{0,500 - 0,156}{0,500} = 0,69.$$

Hydrolyse.

Pour 200 ml de solution : 59 + 141 ml d'eau :

V soude par groupe = 19 ml,

V soude total = 190 ml,

V soude pour neutraliser CH_3CO_2H :

$$190 - 35,3 = 154,7 \text{ ml.}$$

Nombre de moles = $NV = x' = 0,155$,

% moles ester restant :

$$\frac{0,5 - 0,155}{0,5} = 0,69.$$

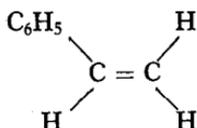
d) Conclusion.

$x = x'$ à moins de 1 %.

Limite : 0,69 — à 3 % près on retrouve 0,66.

POLYMERISATION**Polystyrène - Plexiglas****But de la manipulation (élèves).**

1° Formation du polystyrène (non expansé) à partir du styrène :



2° Formation du plexiglas à partir du méthyl méthacrylate.

Matériel et produits.

Table du professeur :

- styrène déstabilisé (10 cm³ par groupe),
- peroxyde de benzoyle (dangereux, peut être explosif si chauffé à sec - voir B.U.P. N° 589, p. 400 et 401),
- méthanol,
- méthyl méthacrylate (laver au dernier moment, 5 cm³ par groupe),
- éprouvette de 10 cm³.

Par groupe d'élèves :

- 1 bécher de 50 cm³ et support,
- 1 éprouvette de 50 cm³,
- petit cristalliseur (bain-marie),
- bec bunsen et support,
- 1 thermomètre 0 - 100° C.

Manipulation.

1° POLYSTYRÈNE.

Dans le bécher de 50 cm³, verser 10 cm³ de styrène (mesurés à l'éprouvette).



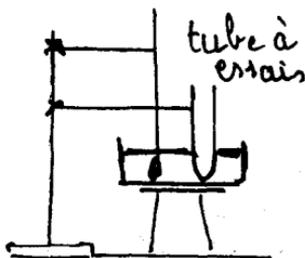
Ajouter une pincée de peroxyde de benzoyle (initiateur).

Laisser 1/2 heure dans le bain-marie à 90° environ.

Laisser refroidir en le sortant du bain-marie.

Isoler le polystyrène : ajouter 20 cm³ de méthanol. Agiter. Le polystyrène précipite dans le méthanol (on observe l'apparition d'un solide blanc). On peut éliminer le méthanol par décantation.

2° PLEXIGLAS.



Verser 5 cm³ de méthyle méthacrylate dans un tube à essais.

Ajouter environ 0,1 g de peroxyde de benzoyle.

Placer au bain-marie à une température inférieure à 75°C.

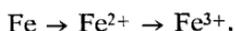
Après 1 h de bain-marie : le liquide devient visqueux.

Après 2 h de bain-marie : on obtient le plexiglas.

CORROSION ET PROTECTION DU FER**But de la manipulation (T.P.).**

Quelques expériences très simples mettent en évidence la corrosion électrochimique du fer et la possibilité de lutter contre cette corrosion par protection électrochimique et par passivation.

En général, la corrosion se manifeste par l'évolution :



Dans les expériences qui suivent, Fe^{2+} sera identifié par le bleuissement du ferricyanure de potassium.

Matériel et produits.

Table du professeur :

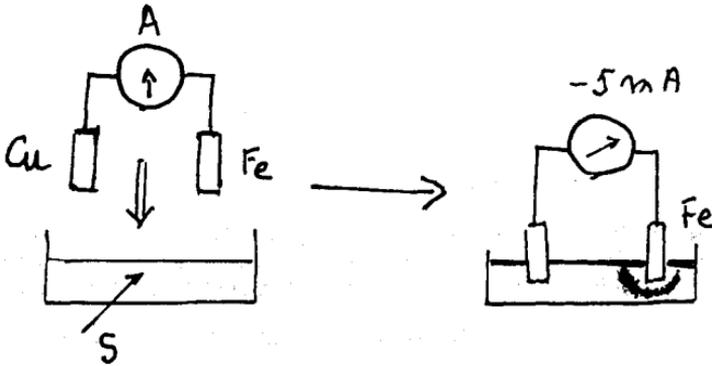
- solution S : 5 % en masse de NaCl + ferricyanure 1 g/l,
- solution S' : S + agar agar (1 g agar agar/100 ml de solution S à chaud) + phénolphthaléine 10 ml/l,
- acide chlorhydrique 2 à 3 N,
- acide nitrique fumant,
- solution de ferricyanure de potassium.

Par groupe d'élèves :

- 1 contrôleur,
- 1 bécher 150 ml, 1 boîte de pétri,
- 1 lame de fer neuve et 1 lame de fer rayée,
- 1 lame de cuivre et 1 lame de zinc,
- bâton de graphite,
- fil de cuivre et fil de zinc,
- 1 bande de papier filtre.

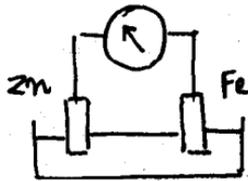
Manipulation.**1° ACTION D'UNE SOLUTION S.**

a) On relie une plaque de fer et une plaque de cuivre par un fil conducteur, en intercalant un milliampèremètre. Lorsqu'on plonge les deux plaques dans la solution S, on constate un léger courant — de l'ordre de 5 mA — allant, par le fil conducteur, du cuivre au fer. Au bout de 2 à 3 mn, on observe un



bleuissement de la solution au voisinage de la plaque de fer : il y a donc corrosion de celle-ci.

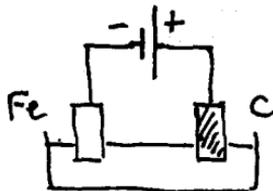
b) Même expérience avec une plaque de fer et une plaque de zinc : léger courant allant du fer au zinc. Pas de bleuissement



rien

de la solution, donc pas de corrosion. On débranche : bleuissement autour du fer.

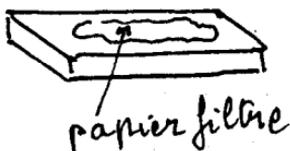
c) *Protection cathodique* : on relie la plaque de fer à protéger au pôle négatif d'un générateur de courant continu de quelques volts, le pôle positif étant relié à une électrode de char-



rien

bon. La plaque de fer ne se corrode pas. Si le pôle positif était relié à une électrode de fer, celle-ci serait attaquée alors que l'électrode de fer reliée au pôle négatif serait protégée.

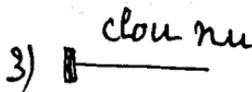
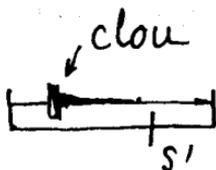
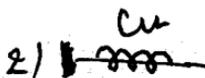
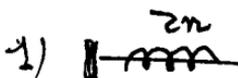
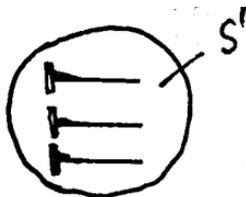
d) Localisation de l'attaque : sur une plaque de fer rayée,



on pose une bande de papier filtre imbibé de la solution S : il y a bleuissement au niveau de la rayure.

2° ACTION D'UNE SOLUTION S'.

L'étude de la corrosion peut également se faire de la manière suivante : on verse un peu de la solution S', chaude, dans une boîte de pétri : elle se gélifie en refroidissant.



On dispose de 3 clous de fer que l'on place dans la boîte :
 un clou entouré d'un fil de zinc,
 un clou entouré d'un fil de cuivre,
 un clou nu.

1) S' rosit autour du fer.

2) S' rosit autour du cuivre,
 bleuit autour du fer.

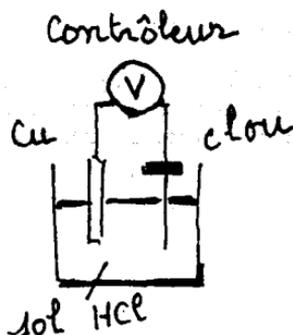
3) S' bleuit à la tête et au pied : mise en évidence de l'attaque.

Le rosissement est dû à la réaction de OH^- sur la phénolphtaléine :



3° PASSIVATION DU FER.

a) Dans une solution d'acide chlorhydrique (2 à 3 N) + quelques gouttes de ferricyanure, on plonge une lame de cuivre et une lame de fer non passivée : un voltmètre branché entre ces deux lames indique $V_{\text{Cu}} - V_{\text{Fe}} = 0,35 \text{ V}$. On observe un bleuissement autour du fer : il y a corrosion.



b) Même expérience avec un clou passivé : il y a changement de signe pour la tension : pas de bleuissement.

c) On court-circuite en mettant en contact cuivre et fer : nouveau changement de signe pour la tension ; la couche d'oxyde protectrice est détruite.

COUPLES ACIDE - BASE

Etude de différents couples acide - base - Détermination du pK_a

Le T.P. proposé ici vient en complément du premier T.P. sur les couples acide-base publié dans le B.U.P. N° 606, p. 1303 à 1306.

Dans ce T.P., il est établi que pour différents mélanges acide acétique/acétate de sodium, le pH de la solution obtenue est tel que :

$$pH = C^{te} + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad (1)$$

Au passage, on a pu remarquer qu'en se limitant à des rapports de volumes de 10^{-1} à 10 pour des solutions équimoléculaires en acide et acétate, tout se passe comme si :

A⁻ provenant uniquement de l'acétate,

AH » » de l'acide.

$$\frac{[A^-]}{[AH]} = \frac{\text{volume d'acétate introduit}}{\text{volume d'acide introduit}}$$

Cette remarque est utilisée dans le T.P. proposé ici pour réaliser des mélanges de deux solutions acide/base conjuguée de molarités égales ; la linéarité du graphique correspondant à (1) permettra de tester la validité de cette hypothèse.

Matériel et produits.

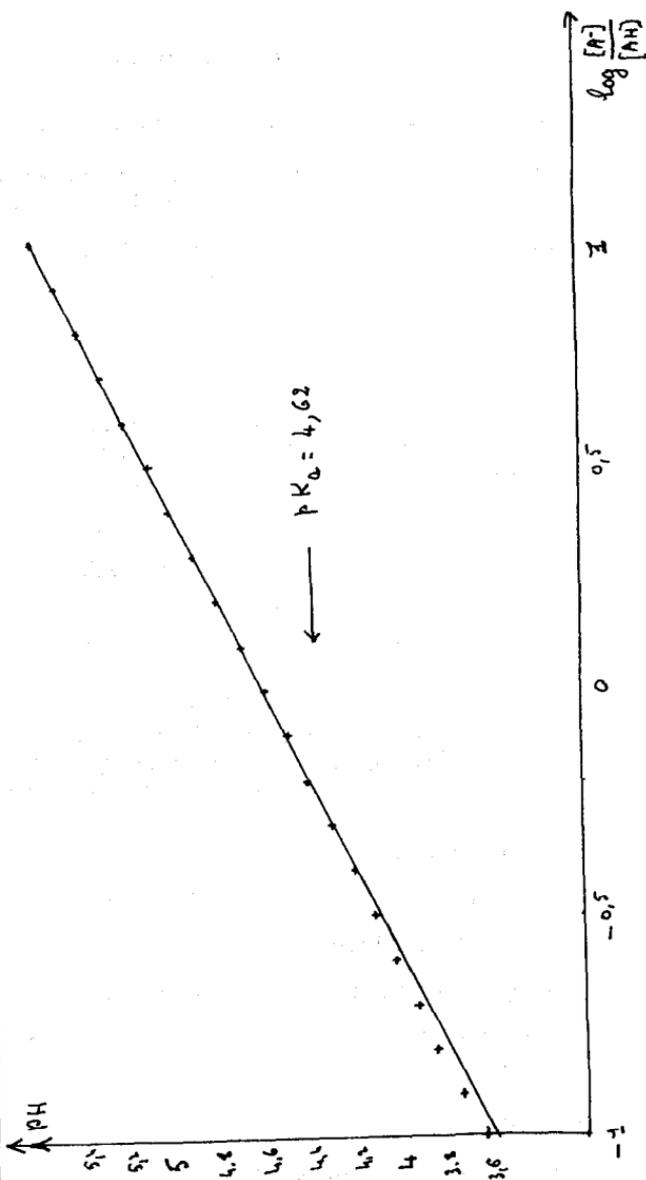
- bécher 250 ml (forme étroite si possible),
- burette graduée,
- agitateur magnétique (éventuellement),
- pH-mètre et électrode adaptée aux pH des solutions étudiées.

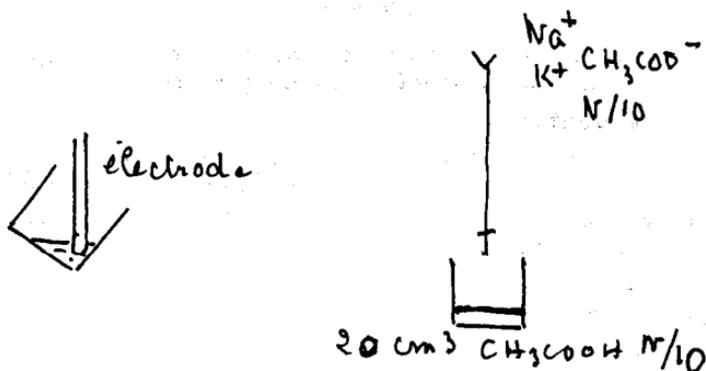
Manipulation.

On part d'un volume de 20 ml d'acide M/10 (volume minimal si l'on veut que l'électrode plonge dans le bécher légèrement incliné pour les premières mesures).

On ajoute ensuite des volumes de la solution de base conju-

$\eta_{sp} \text{ cm}^3$	2	2,5	3,2	4,0	5,0	6,3	8,0	10	12,6	15,9	20	25,2	31,7	39,9	50,2	63,2	79,6	100,2	126,2	158,9	200
$\eta = \frac{[\eta]}{[\eta]_0}$	0,1	0,125	0,157	0,200	0,252	0,316	0,40	0,50	0,63	0,79	1	1,26	1,58	1,99	2,51	3,16	3,98	5,01	6,31	7,95	10
$\log \eta$	-1	-0,9	-0,8	-0,7	-0,6	-0,5	-0,4	-0,3	-0,2	-0,1	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1
$\text{pH} (\text{K}^+ \text{A}^-)$	3,66	3,76	3,86	3,95	4,04	4,14	4,22	4,32	4,42	4,51	4,62	4,72	4,82	4,92	5,02	5,12	5,22	5,32	5,42	5,52	5,62
$\text{pH} (\text{Na}^+ \text{A}^-)$	3,64	3,76	3,85	3,94	4,04	4,13	4,23	4,32	4,42	4,51	4,61	4,71	4,81	4,91	5,01	5,11	5,21	5,31	5,42	5,52	5,62





guée, tels que : $\log \frac{V_A^-}{V_{AH}}$ ou $\log \frac{V_B}{V_{BH^+}}$ progresse de 0,1 unité à chaque addition.

Résultats.

4 couples acide/base conjuguée ont été étudiés. Dans chacun des cas, un graphique a été tracé : pH en fonction de

$$\log \frac{[A^-]}{[AH]} \text{ ou } \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

Le pK_a a été déterminé :

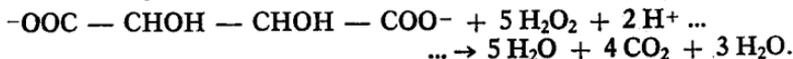
CH_3COOH/CH_3COO^-	$pK_a = 4,62$	dans les tables	4,76
$HCOOH/HCOO^-$	» 3,55	» » »	3,75
$C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$	» 10,85	» » »	10,67
NH_4^+/NH_3	» 9,48	» » »	9,26

Nous reproduisons ici le tableau de valeurs numériques et le graphique correspondant au premier de ces couples.

CATALYSE

Destruction du tartrate double de sodium et de potassium
par l'eau oxygénée, catalyse par Co^{2+}

But de la manipulation.



Cette réaction est catalysée par les ions Co^{2+} . L'expérience est très spectaculaire.

Matériel et produits.

- bécher 100 ml,
- éprouvette graduée 50 ou 100 ml,
- thermomètre 0-70°C,
- sel de Seignette (tartrate double de sodium et potassium),
- eau oxygénée (à 20 volumes),
- chlorure de cobalt.

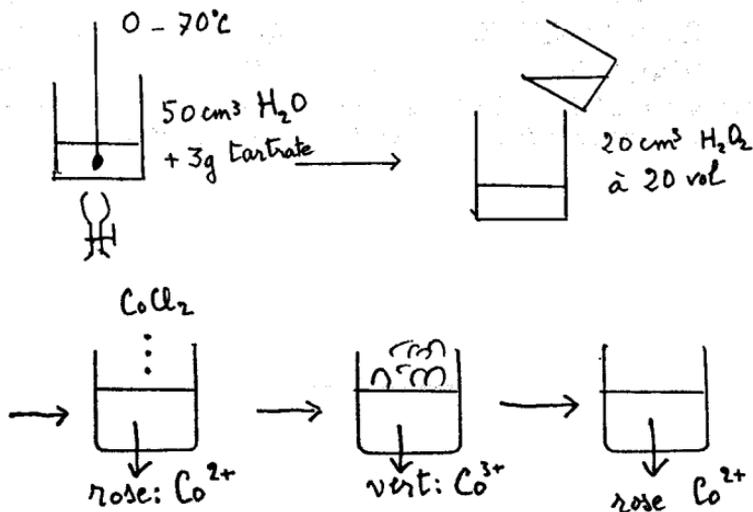
Manipulation.

Dans un bécher de 100 ml, mettre 3 g de sel de Seignette + 50 ml d'eau distillée.

Faire chauffer à 70°C (bec Bunsen); ajouter alors 20 ml d'eau oxygénée à 20 volumes en chauffant légèrement pour ramener la température à 65-70°C.

Ajouter alors une pointe de spatule de chlorure de cobalt (rose) : la solution devient rose, puis, très vert foncé et se met à mousser (la couleur verte correspond à Co^{3+}).

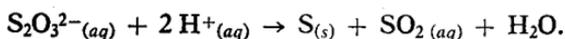
Quand tout le gaz carbonique est dégagé, la solution reprend la coloration rose des ions Co^{2+} .



NOTION DE VITESSE DE REACTION

**Précipitation du soufre en milieu acide
à partir d'une solution de thiosulfate de sodium**

Cette expérience, réalisable en T.P., a été présentée dans le B.U.P. N° 589, p. 353, auquel nous renvoyons le lecteur. Des collègues l'ont expérimentée à nouveau et leurs remarques nous ont amené à préciser certains points.

Principe.

La réaction n'est pas instantanée : on étudie l'influence de divers facteurs sur sa durée de la manière suivante : une croix tracée sur une feuille de papier est placée sous le bécher de 50 ml dans lequel a lieu la réaction ; cette croix disparaît au bout d'un temps t : à l'instant de cette disparition, le nombre de moles n de soufre apparu est toujours le même.

Pour n moles apparues pendant le temps t , et V le volume total de la solution :

$$v \text{ de formation} = \frac{n}{V \cdot t} \text{ à } n \text{ et } V \text{ constant.}$$

Remarques.

I. La croix étant observée verticalement à travers le liquide, il est indispensable que la hauteur de celui-ci dans le bécher (donc son volume) soit constante lors des différents essais.

Le temps de disparition de la croix dépend du tracé plus ou moins appuyé de celle-ci : pour que les résultats des différents groupes soient comparables, un tirage est nécessaire.

II. Pour l'étude de l'influence de la concentration en thiosulfate au moment de la disparition de la croix, la quantité de soufre est toujours la même : la quantité d'acide doit être en excès par rapport à la quantité d'acide (fixe) qui limite la réaction.

Pour l'étude de l'influence de la concentration en acide, il est nécessaire que la quantité d'acide soit suffisante pour que l'on obtienne la quantité de soufre qui précipite au moment de la disparition de la croix (ce qui n'implique pas que H_3O^+ soit en excès, car le but de la manipulation n'est pas de précipiter *tout* le soufre). Si on utilise des solutions d'acide 6 N, 4 N, 2 N...

on obtient des temps très voisins, c'est pourquoi on a choisi des solutions s de molarités très différentes.

Influence de la concentration en thiosulfate.

Essais avec 4 gouttes (environ 0,1 ml) HCl 6 mol.l⁻¹,
 30 ml solution thiosulfate de concentration C_i :

$C_1 = 1 \text{ mol.l}^{-1}$	$t = 12 \text{ s,}$
$C_2 = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$	$t = 36 \text{ s,}$
$C_3 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$	$t \text{ très long.}$

Influence de la concentration en acide chlorhydrique.

Essais avec 10 ml thiosulfate $C = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$,
 2 ml solution chlorhydrique de concentration C'_i :

$C'_1 = 6 \text{ mol.l}^{-1}$	$t = 40 \text{ s,}$
$C'_2 = 1 \text{ mol.l}^{-1}$	$t = 120 \text{ s,}$
$C'_3 = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$	$t = 240 \text{ s.}$

Influence de la température.

Les béchers contenant le thiosulfate sont placés au bain-marie dans des cristallisoirs. Le thiosulfate étant à la température du bain, on place le bécher sur la croix, et on verse HCl en déclenchant le chronomètre : la température varie au cours de l'expérience, la valeur indiquée est donc une moyenne (rien de quantitatif, cela n'a aucune importance).

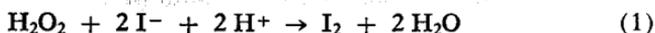
Essais avec 30 ml thiosulfate $10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ + 4 gouttes HCl 6 mol.l⁻¹.

Température ordinaire (18°C)	$t = 70 \text{ s,}$
33 - 28°C	$t = 20 \text{ s,}$
53 - 50°C	$t = 12 \text{ s.}$

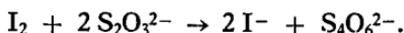
NOTION DE VITESSE DE REACTION

Oxydation de l'ion iodure par l'eau oxygénée en milieu acide

But de la manipulation (expérience de cours).



Cette réaction est lente. On veut montrer que la vitesse de réaction décroît lorsque la concentration molaire en H_2O_2 diminue : pour cela, on utilise du thiosulfate qui réduit instantanément l'iode formé au cours de la réaction (1) :



Matériel et produits utilisés.

- 1 pipette 1 ml,
- 1 burette graduée,
- 1 bécher (ou erlenmeyer),
- 1 agitateur magnétique,
- 1 chronomètre,
- solution d'iodure de potassium, $0,6 \text{ mol.l}^{-1}$ (10 %),
- solution de thiosulfate de sodium, 1 mol.l^{-1} ,
- eau oxygénée (110 volumes), (attention, danger),
- acide sulfurique 1 mol.l^{-1} ,
- empois d'amidon (voir B.U.P. N° 589, page 362).

Manipulation.

Dans le bécher, mettre : 10 ml KI,
25 ml H_2SO_4 ,
100 ml d'eau,
12 gouttes d'empois.

Faire couler 4 ml de thiosulfate (contenu dans la burette) et verser 1 ml H_2O_2 en déclenchant le chronomètre. Lorsque la coloration bleue apparaît soudainement, noter le temps et faire couler à nouveau 4 ml de thiosulfate, etc. (possible une dizaine de fois).

Résultats.

t (s)	0	162	387	755
Δt (s)		162	225	368

Δt représentant l'intervalle de temps qui a été nécessaire pour qu'apparaisse dans la progression de la réaction (1) une même fraction de mole d'iode (laquelle est déterminée par sa réaction sur les 4 ml de solution de thiosulfate).

Au cours de la réaction, la concentration en H_2O_2 diminue : on constate l'augmentation de la durée Δt .

D'une façon générale, à température constante, la vitesse diminue au cours d'une réaction chimique.

Remarque.

La dismutation de $S_2O_3^{2-}$ en milieu acide se fait simultanément à la réaction étudiée, mais cela n'est pas gênant car elle intervient de la même manière à chaque addition de thiosulfate.

REMARQUES

I. Action catalytique de certains ions (B.U.P. n° 589, p. 361).

Ce texte comporte des erreurs : en premier lieu, il est impossible d'obtenir une solution de persulfate de sodium 2 M : la solubilité maximale semblant être atteinte pour 0,2 M. Si on garde alors les autres valeurs données dans le B.U.P., les durées deviennent très grandes. Ce T.P., intéressant, nécessite donc une nouvelle mise au point.

II. Conductimétrie.

Des collègues nous demandent un T.P. de dosage conductimétrique. Nous les renvoyons aux deux textes, très semblables, déjà publiés :

B.U.P. N° 529, p. 205.

B.U.P. N° 606, p. 1309.

Cette manipulation ne nécessite qu'un matériel très simple. et donne en T.P. d'excellents résultats.

M^{me} ROUAULT (Orsay).
