

Les XV^e Olympiades internationales de chimie (OIC)

par C. DUFOUR et A. HÉBERT,
I.P.R.

Dans cet article, nous nous proposons de donner les informations principales relatives aux XV^e Olympiades de chimie ainsi que les textes et corrigés des épreuves.

PARTICIPANTS.

Les XV^e Olympiades internationales de chimie ont été organisées par la Roumanie et ont eu lieu du 2 au 11 juillet 1983 à Timisoara.

Dix-huit pays étaient représentés : Autriche, Bulgarie, Danemark, Finlande, France, Grande-Bretagne, Hongrie, Italie, Norvège, Pays-Bas, Pologne, République Démocratique d'Allemagne, République Fédérale d'Allemagne, Roumanie, Suède, Tchécoslovaquie, U.R.S.S., Yougoslavie. Nous notons la participation nouvelle de la Grande-Bretagne (à la suite de l'initiative prise par l'Université de Norwich). La France était présente pour la troisième fois consécutive (Olympiades de 1981 à Burgas en Bulgarie, de 1982 à Stockholm. Voir article dans le B.U.P. de novembre 1982). Le Koweït et les U.S.A. (ce dernier pays pour la deuxième fois consécutive) ont envoyé des observateurs, délégués de leurs associations nationales de professeurs du second degré.

Chaque délégation était composée de quatre lycéens, concourant aux épreuves (trois pour la Yougoslavie), deux accompagnateurs, membres du jury, et éventuellement d'observateurs.

PROGRAMME - INFORMATIONS GENERALES.

Voici l'emploi du temps proposé aux lycéens (il a été presque exactement suivi) :

Samedi 2 juillet :

— Arrivée et accueil des délégués.

Dimanche 3 juillet :

- Rencontre avec le Maire de Timisoara.
- Visite de l'Exposition des Réalisations de l'Economie du département de Timis.
- Visite de l'Exposition « Enseignement, Recherche, Production ».
- Inauguration des activités du Concours International de Chimie — Aula Magna — Université de Timisoara.
- Programme de divertissement.

Lundi 4 juillet :

- Epreuve écrite — Faculté de chimie industrielle — Ecole Polytechnique « Traian Vuia », Timisoara.
- Visite du laboratoire de la Faculté de chimie industrielle.
- Programme de club.

Mardi 5 juillet :

- Excursion dans le département de Timis.
- Concert présenté par les équipes artistiques de la Maison des Pionniers et des Faucons de la Patrie de Timisoara.

Mercredi 6 juillet :

- Epreuve expérimentale — Faculté de chimie industrielle.
- Film : « L'Enseignement roumain » (pour les professeurs).
- Visite de la ville — promenade.
- Programme artistique présenté par les équipes artistiques du Lycée d'art « Ion Vidu » Timisoara.

Jeudi 7 juillet :

- Visite des entreprises et des lycées de Timisoara.
- Programme culturel-sportif.
- Film : « La beauté du paysage roumain ».
- Soirée dansante.

Vendredi 8 juillet :

- Visite des entreprises de la ville.
- Programme culturel-sportif.
- Programme culturel présenté par les équipes artistiques des élèves.

Samedi 9 juillet :

- Visite de Timisoara.
- Echange de cadeaux entre les élèves.

Dimanche 10 juillet :

- Clôture du Concours International de Chimie.
- Programme culturel-sportif.
- Chantons, dansons ensemble.

Lundi 11 juillet :

- Départ des délégués.

Ce programme montre que les épreuves de chimie (épreuve théorique - cinq heures ; épreuve pratique - six heures) occupent seulement deux demi-journées ; ceci, malgré les révisions de dernière minute, permet de consacrer beaucoup de temps aux échanges, visites, soirées récréatives et activités sportives..., le tout formant un ensemble très enrichissant par les relations établies entre jeunes de nombreux pays d'Europe.

Les quatre langues officielles des Olympiades internationales sont l'allemand, l'anglais, le français, le russe ; l'anglais est parlé par la plupart des participants ; dans le cas particulier de la Roumanie, le français a été très pratiqué ; presque tous les Roumains que nous avons rencontrés nous parlaient dans notre langue ; chaque délégation a été accompagnée d'un interprète pendant la durée des Olympiades.

Les participants lycéens étaient hébergés à l'internat du lycée de Musique (par chambre de quatre dans l'ensemble) ; les accompagnateurs, observateurs, organisateurs roumains étaient logés, par chambre de deux, à la cité universitaire voisine. Les épreuves se sont déroulées à la faculté de chimie toute proche, elle aussi.

Tous les frais de séjour sont pris en charge par le pays invitant... même l'argent de poche ; les voyages sont payés par le pays invité.

Nous ne voulons pas terminer cette présentation sans insister sur la qualité et la chaleur de l'accueil des Roumains. Remarquables de sympathie à notre égard, notamment.

LES EPREUVES DE CHIMIE.

Les textes et corrigés figurent à la fin de cet article. Sept exercices constituent l'épreuve théorique (chimie minérale :

un long exercice de dix questions - un deuxième exercice court — Chimie organique : deux exercices — Chimie générale : trois exercices : cinétique, équilibre (2)) et trois exercices constituent les épreuves expérimentales : chimie générale (acide-base et oxydo-réduction) - chimie organique (analyse qualitative et préparation de colorants azoïques) - chimie inorganique (analyse qualitative).

L'analyse qualitative (organique et inorganique) a fait, jusqu'ici, l'objet d'exercices expérimentaux tous les ans. Tous les sujets demandent aux candidats beaucoup de savoir, de savoir-faire, de rapidité dans la résolution des questions posées, du soin dans les manipulations. Remarquons cependant, ce qui est souvent le cas quand les Olympiades ont lieu dans un pays de l'Est, que beaucoup de connaissances ponctuelles sont exigées : structure, réactivité (ex. : n^{os} 1 et 7), valeurs numériques de constante d'équilibre, zone de virage d'indicateurs colorés (exercices expérimentaux)... Il n'y a pratiquement pas d'exercices hors contenu faisant appel à des qualités d'invention, d'imagination. L'ensemble reste traditionnel. Le niveau des épreuves est nettement supérieur à celui demandé en chimie à notre baccalauréat ; il correspond à celui des concours d'entrée aux grandes écoles (P') ou D.E.U.G. en chimie organique (avec cependant moins d'exigences en ce qui concerne les mécanismes réactionnels) et chimie minérale ; le niveau de la classe de mathématiques supérieures permet très largement de résoudre les problèmes de chimie générale posés. Les exigences dans les manipulations proprement dites peuvent être facilement satisfaites par un bachelier ayant suivi une semaine d'entraînement complémentaire.

LES RESULTATS ET LA PREPARATION.

Sauf pour certains résultats expérimentaux (qualité des colorants obtenus), le principe suivant de double correction est appliqué : le jury organisateur du pays d'accueil, ici la Roumanie, corrige toutes les copies (un ou deux exercices corrigés par un membre du jury), chaque jury national corrige une photocopie des devoirs de ses quatre candidats ; après harmonisation, qui nécessite parfois de longues discussions, les notes définitives sont mises. Précisons aussi que l'établissement du barème donne lieu à de larges échanges, dans le cadre d'une séance plénière du jury.

Le classement est individuel. Des médailles d'or (environ 10 % des candidats, soit huit en 1983, pour lesquels $90,90 \geq \Sigma \geq 78,15$), d'argent (environ 20 % des candidats, soit 15 en 1983, pour lesquels $77,20 \geq \Sigma \geq 67,95$), de bronze (environ 30 % des candidats, soit 24 en 1983, pour lesquels $67,10 \geq \Sigma \geq 46,50$) récompensent les meilleurs.

Les résultats des élèves français sont donnés dans le tableau ci-après :

Etudiants	Epreuves théoriques								Epreuves pratiques				Total	Classement
	n° 1	n° 2	n° 3	n° 4	n° 5	n° 6	n° 7	Σ_T	n° 8	n° 9	n° 10	Σ_c	Σ	
	sur							sur				sur		
	12	3	5	13	7	6	14	60	10	20	10	40	100	
F ₁	7,60	3,00	4,50	12,75	7,00	4,00	12,80	51,55	8,75	7,75	8,50	25,00	76,65	12 ^e argent
F ₂	1,90	3,00	5,00	7,00	6,75	1,60	0,60	25,85	1,50	6,50	7,50	15,50	41,35	52 ^e <i>ex aequo</i>
F ₃	7,60	3,00	5,00	9,00	6,50	6,00	8,60	45,70	3,50	10,00	8,75	22,25	67,95	23 ^e argent
F ₄	7,60	2,50	5,00	3,00	6,50	4,00	7,20	35,80	5,75	10,50	7,45	23,70	59,50	32 ^e bronze

Ils sont très honorables ; ils améliorent le score déjà très encourageant obtenu en 1982 à Stockholm ; ils placent fort bien les lycéens français compte tenu des conditions très dures de préparation et de sélection dans certains pays (U.R.S.S., Pologne, R.D.A...).

C'est en chimie générale que les notes ont été les meilleures et en chimie minérale qu'elles ont été les moins bonnes ; les résultats sont dispersés en chimie organique.

Ceci a été obtenu grâce au dispositif léger de recrutement et de préparation des élèves mis en place pour la deuxième année consécutive. En 1983, les villes concernées ont été : Marseille, Montpellier, Paris, Rennes, Strasbourg ; par rapport à 1982, Dunkerque ne figure plus, un nouveau centre apparaît à Montpellier ; le recrutement et la première phase de la préparation sont décentralisés ; un professeur coordonne le tout dans chaque ville. Les élèves volontaires pour participer aux Olympiades viennent dans leur majorité, actuellement, des classes de Mathématiques supérieures ; leur aisance leur permet d'avoir des activités extrascolaires qu'ils consacrent à la chimie. La préparation a pour objectifs :

- 1) d'accroître les connaissances des élèves en chimie minérale et organique, le contenu des programmes français devant être complété ;
- 2) de donner des savoir-faire, des méthodes pour résoudre des problèmes théoriques et expérimentaux ; cette préparation se déroule en deux phases :

* de janvier à mai les séances ont lieu sur place à raison de deux à trois heures par semaine ; leur organisation est laissée à la diligence du professeur responsable, volontaire lui

aussi (professeur de chimie d'une classe de mathématiques spéciale P' ou professeur d'Université). Il n'y a pas de programme pour les Olympiades internationales de chimie ; les guides sont les sujets des Olympiades des dernières années, et surtout les problèmes préparatoires envoyés chaque année par le pays organisateur dans le courant de l'année scolaire ; (ces problèmes sont très précieux mais arrivent souvent très tard : courant mai en 1983) et les tests de présélection.

Cette première phase a été suivie d'un test de présélection, écrit, commun à tous les étudiants, qui s'est déroulé pendant la dernière semaine de mai et auquel ont participé 26 lycéens ; sa durée a été fixée à quatre heures ; ce test comportait cinq exercices mis au point par les professeurs assurant la préparation ;

* un stage de renforcement d'une semaine à Paris au Lycée Technique de la rue Pirandello (75013) (E.N.C.) a été offert aux sept meilleurs, fin juin, tous frais payés. Le programme en fut le suivant :

- travaux pratiques de chimie générale, minérale et organique ;
- approfondissement des connaissances en chimie minérale surtout.

L'enseignement a été assuré par des professeurs du Lycée, exerçant en Terminale F₆, par deux assistants de l'Université de Paris et coordonné par le professeur responsable du centre de Paris. A la suite de ce stade les quatre meilleurs ont été sélectionnés pour participer aux O.I.C. (deux élèves du Lycée Louis-le-Grand de Paris, un élève du Lycée Thiers de Marseille, un élève du Lycée Joffre de Montpellier).

Ce dispositif a été rendu possible grâce au budget alloué par la direction de la Coopération et des Relations Internationales et à l'aide administrative apportée par la Direction des Lycées. Mais rien n'aurait abouti sans l'efficacité des professeurs qui ont participé à cette action et sans la volonté des élèves candidats.

L'union des Industries chimiques a tenu à montrer l'intérêt qu'elle porte à notre enseignement de la chimie et aux O.I.C. en organisant, pour les lycéens présélectionnés une visite d'une usine Rhône-Poulenc suivie d'une rencontre avec les ingénieurs et cadres.

L'AVENIR.

Les résultats de 1983, montrant des progrès notables sur 1982 et surtout sur 1981 nous ont encouragé à reprendre le même dispositif pour la préparation aux XVI^e Olympiades internatio-

nales de chimie qui se dérouleront à Francfort-sur-Main (R.F.A.) du 30 juin au 10 juillet 1984.

Il est cependant souhaitable de rechercher des volontaires intéressés par la chimie dès les classes terminales et même en première ; l'exploitation maximale des contenus enseignés auxquels quelques compléments doivent être ajoutés peuvent rendre les élèves motivés capables de participer honorablement aux Olympiades ; rappelons qu'un élève titulaire du Baccalauréat international, option chimie lourde, a obtenu, en terminale C, une médaille de bronze à Stockholm. Une telle action est commencée, à très petite échelle, cette année.

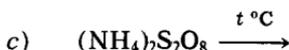
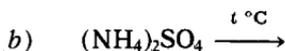
CONCLUSION.

Ce compte rendu constitue à nos yeux l'amorce d'une discussion entre tous ceux, enseignants et autres, qui souhaitent promouvoir l'enseignement de la chimie en France. Les professeurs intéressés, désirant en savoir davantage sur les Olympiades, sont invités à s'adresser aux auteurs de cet article par l'intermédiaire de l'U.d.P.

EPREUVES THEORIQUES

Problème n° 1 (sur 12 points)

A) Montrez par des équations chimiques, comment se produisent les décompositions thermiques des sels d'ammonium suivants, à haute température et sans explosion.



B) Marquez la réponse correcte :

a) Peut-on déterminer la masse molaire d'une substance gazeuse en mesurant seulement sa densité par rapport à l'air à une température et une pression donnée ?

1. Oui, c'est toujours possible ;
2. Oui, c'est possible si la substance ne se dissocie pas ou ne donne pas d'associations moléculaires ;
3. Oui, c'est possible si la substance ne se dissocie pas ;
4. Oui, c'est possible si la substance ne donne pas d'associations moléculaires.

b) Une substance liquide qui bout à une température constante (à une pression donnée) est-elle pure ?

1. Oui, si ce n'est pas un azéotrope ;
2. Oui, si la substance peut être un azéotrope.

C) Complétez l'équation d'oxydo-réduction suivante en milieu aqueux et déterminez les coefficients :



D) La solubilité de Hg_2Cl_2 dans l'eau est $3 \cdot 10^{-5}$ g/100 ml de solution.

a) Calculez son produit de solubilité.

b) Quelle sera la solubilité de Hg_2Cl_2 exprimée en moles par litre dans une solution 0,01 M NaCl (0,01 mol.l⁻¹ NaCl) ?

c) Quel sera le volume de la solution 0,01 M NaCl nécessaire pour dissoudre la même quantité de Hg_2Cl_2 que dissout un litre d'eau pure ?

On donne les masses atomiques : $A_{\text{Hg}} = 200,61$ et $A_{\text{Cl}} = 35,45$.

E) Précisez quel est celui des quatre groupes ci-après qui ne contient que des substances à l'état solide à 10°C :

- a) H_2O , NH_3 , CH_4
- b) F_2 , Cl_2 , Br_2
- c) SO_3 , I_2 , NaCl
- d) Si , S_8 , Hg .

F) Précisez, en le justifiant, quel est celui des composés ci-après qui donne une solution aqueuse de pH inférieur à 7 :

- a) CH_3COONa
- b) NH_4Cl
- c) Na_2HPO_4
- d) Na_2CO_3
- e) NaHCO_3 .

G) Ecrire les formules développées structurales des substances suivantes en faisant apparaître la nature des liaisons (géométrie non demandée) :

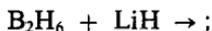
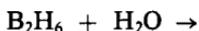
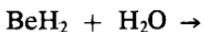
- a) NaClO_3
- b) HClO_3
- c) SiF_4
- d) NH_3
- e) CaF_2
- f) H_2O .

H) Une formule habituelle de l'acide perchlorique solide est HClO_4 , H_2O . Les données expérimentales montrent qu'il y a quatre liaisons égales. Proposez une autre formule qui met en évidence cette observation expérimentale.

I) Les composés formés à partir des éléments de la deuxième période et de l'élément hydrogène, ont les formules suivantes : LiH , BeH_2 , B_2H_6 , CH_4 , NH_3 , H_2O , HF . Précisez :

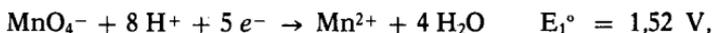
- a) lesquels de ces composés sont solides aux conditions ambiantes standard et justifiez votre choix ;
- b) lesquels sont ioniques ;
- c) lesquels sont des composés polymères ;
- d) lesquels ne réagissent pas avec de l'eau dans les conditions ambiantes standard ;

e) quels sont les produits des réactions suivantes :

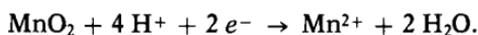


f) en considérant que les hydrures NH_3 , H_2O , HF , sont des acides, dans certaines conditions, écrivez les formules des bases conjuguées et mettez-les en ordre par forces croissantes.

J) On donne :



Calculez E_3° pour le couple :



Problème n° 2 (sur 3 points)

On considère le mélange gazeux en équilibre, ne contenant que CO et CO_2 ; on trouve par analyse la valeur du rapport

$$\frac{\text{masse de carbone}}{\text{masse d'oxygène}} = \frac{1}{2}.$$

a) Calculez la composition du mélange gazeux, pourcentages en masse.

b) Calculez la composition du mélange gazeux, pourcentages en volume.

c) Calculez les valeurs du rapport $\frac{\text{masse de carbone}}{\text{masse d'oxygène}}$

pour lesquelles il ne peut pas y avoir présence simultanée des deux gaz CO et CO_2 dans le mélange.

Problème n° 3 (sur 5 points)

Un échantillon contient un mélange de chlorure de sodium et de chlorure de potassium. Il pèse 25 g. Après dissolution dans l'eau, on ajoute 840 ml d'une solution 0,5 mol./dm³ AgNO_3 . Après la filtration du précipité formé, on introduit dans la solution filtrée, une plaque de cuivre de masse égale à 100 g.

Après réaction, la masse de cette plaque est égale à 101,52 g.

Ecrire la succession des réactions qui se sont produites.

Calculer la composition (pourcentages en masse) du mélange initial.

Masses atomiques relatives :

$$A_{\text{Cu}} = 63,5 \quad A_{\text{Ag}} = 108 \quad A_{\text{Cl}} = 35,5 \quad A_{\text{K}} = 39,1$$

$$A_{\text{Na}} = 23.$$

Problème n° 4 (sur 13 points)

On étudie la cinétique de la réaction d'hydrolyse alcaline de quelques composés organiques chlorés par les méthodes suivantes :

a) On traite un volume donné d'une solution du sel neutre de l'acide chloro-succinique avec un volume égal d'hydroxyde de potassium, chacune des 2 solutions ayant la concentration initiale 0,2 M (mol. dm⁻³). On détermine la concentration de l'hydroxyde de potassium dans le mélange réactionnel, à différentes dates ; on obtient, à 25 °C, les valeurs suivantes :

t (minutes)	10	20	30	45	60	80	100
C_{KOH} (mol. dm ⁻³)	0,085	0,074	0,065	0,056	0,049	0,042	0,036

On répète l'expérience avec les mêmes solutions initiales, mais à la température de 35 °C, et on constate que la valeur de la concentration en KOH est réduite de moitié par rapport à la concentration initiale, après 21 minutes.

b) A l'hydrolyse du chloro-3 méthyl-3 hexane avec KOH, on constate que, quelles que soient les concentrations initiales des corps réagissants (le mélange étant équimoléculaire), la concentration de la solution de KOH est réduite de moitié après 32 minutes si la réaction se passe à 25 °C et après 11 minutes si la réaction a lieu à 35 °C.

c) Lors de l'hydrolyse avec KOH du chloro-3 diméthyl-2,4 isopropyl-3 pentane, on met en évidence le même mécanisme de réaction qu'au § b), mais la vitesse est presque 100 fois supérieure, dans les mêmes conditions expérimentales de la réaction. En partant de ces données, répondez aux questions suivantes :

1) Déterminer l'ordre de la réaction dans les 3 cas a), b), c).

- 2) Déterminer la valeur de la constante de vitesse K_1 à 25 °C pour la réaction du point a).
- 3) Déterminer les énergies d'activation des réactions des points a) et b).
- 4) Si, dans la réaction du point a), on introduit le sel dipotasique de l'acide L-chloro-succinique, qui est lévogyre, dites en justifiant votre réponse, quelle sera la configuration présentée par le sel correspondant à l'acide malique, obtenu par l'hydrolyse ? Indiquer la structure de l'état réactionnel intermédiaire.
- 5) Si, dans la réaction b), on introduit un isomère optiquement actif, quelle sera la configuration présentée par le méthyl-3 hexanol-3 obtenu par la réaction d'hydrolyse ? Indiquer la structure de l'état réactionnel intermédiaire.
- 6) Pourquoi la vitesse de la réaction du point c) est-elle beaucoup plus grande que celle de la réaction du point b), bien que les 2 réactions soient de même type, et que les conditions de température et de concentration soient les mêmes ?

Problème n° 5 (sur 7 points)

Si on fait passer l'éthanol sur un catalyseur, à 400 K, il se déshydrate avec formation d'éthylène :



A la température donnée et à la pression constante, $P = 1 \text{ atm}$, le pourcentage de conversion de l'éthanol, à l'équilibre, est égal à 90,6 %.

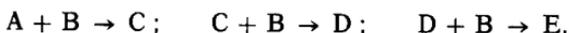
- 1) Calculer la constante d'équilibre K_p de la réaction à 400 K.
- 2) Calculer les constantes d'équilibre K_x et K_c , relatives aux fractions molaires x et aux concentrations c .
- 3) Calculer le pourcentage de conversion de l'éthanol à la même température et aux pressions :
5 atm, 10 atm, 50 atm, 100 atm, 200 atm.
- 4) Représenter graphiquement ce pourcentage de conversion en fonction de la pression.

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

CHIMIE ORGANIQUE

Problème n° 6 (sur 6 points)

Un mole de substance **A** réagit avec 3 moles de substance **B**, successivement, en solution aqueuse, sous l'action d'un catalyseur basique (par exemple $\text{Ca}(\text{OH})_2$) :



Par hydrogénation, la substance **E** est transformée en **F** :

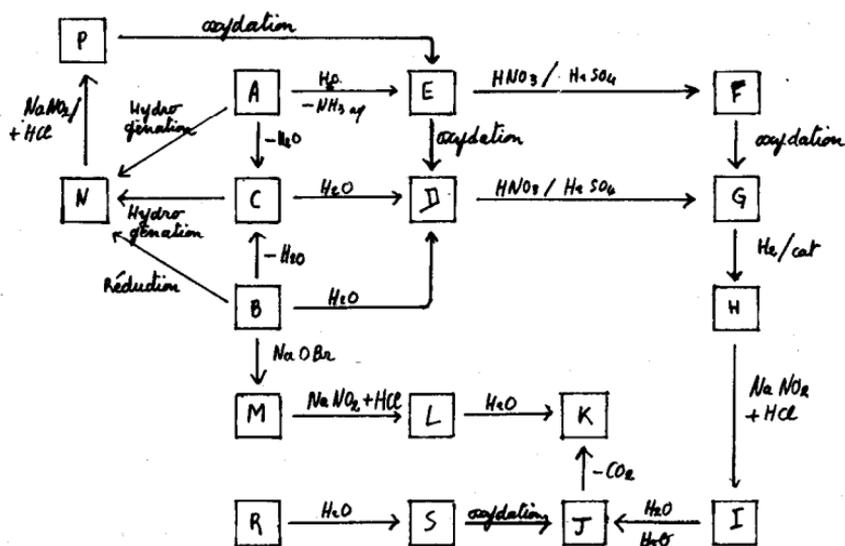


F a la composition suivante : C = 44,18 %, H = 8,82 %, O = 47 % et la masse moléculaire $M = 136$.

Supposons que 13,6 g de **F** réagissent avec 40,8 g d'anhydride acétique et donnent seulement la substance **G** et de l'acide acétique, on demande :

- de déterminer les substances **A**, **B**, **C**, **D**, **E**, **F** et **G**;
- d'indiquer les équations des réactions qui ont lieu.

Problème n° 7 (sur 14 points)



Sachant que A et B sont des substances isomères de structure ayant la formule moléculaire C_7H_7NO , et que la substance M a la masse moléculaire 93, déterminez les formules des substances de A à S et écrivez les équations des réactions.

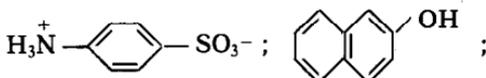
EPREUVES PRATIQUES

Problème n° 8 (sur 10 points)

Dans les éprouvettes A, B, C et D, on trouve quatre dérivés du benzène contenant un ou deux groupes fonctionnels de trois types différents. Identifiez les groupes fonctionnels des substances A, B, C et D, en employant des réactifs du râtelier. Justifiez le choix en écrivant les équations des réactions d'identification effectuées.

Utilisant en tant que réactants les quatre substances A, B, C et D et des réactifs du râtelier, préparez quatre colorants organiques, puis écrivez les équations des réactions effectuées.

Réactifs du râtelier :



solutions de : H_2SO_4 ; NaOH ; FeCl_3 .

Problème n° 9 (sur 20 points)

Dans la fiole jaugée se trouve une solution contenant un mélange d'acide oxalique et d'oxalate d'ammonium ($M_{C_2O_4H_2} = 90,04$; $M_{(NH_4)_2C_2O_4} = 124,11$).

Dans l'une des bouteilles notées par Y, X et Z, on trouve une solution d'une substance étalon à caractère réducteur ayant la concentration de 0,1000 M.

Déterminez la masse d'acide oxalique et d'oxalate d'ammonium de la solution qui se trouve dans la fiole jaugée. (Le résultat sera exprimé en grammes).

A) Ecrivez les formules de la substance à caractère réducteur et les équations des réactions chimiques à l'aide desquelles cette substance a été déterminée.

B) En vue d'effectuer l'analyse, on met à votre disposition les solutions suivantes : HCl 0,1000 M (mol. dm⁻³); NaOH ~ 2 M; KMnO₄ ~ 0,02 M (mol. dm⁻³); H₂SO₄ ~ 25 % (pourcentage en masse); HNO₃ ~ 2 M; BaCl₂ ≈ 5 %; AgNO₃ 5 %;

Hg₂(NO₂)₂ ≈ 5 %; phénolphtaléine 0,1 %; rouge de méthyle 1 %. Mentionnez les étapes de la recherche, les indicateurs et réactifs utilisés et les résultats partiels.

Le rapport molaire dans la réaction du permanganate sur le

$$\text{réducteur} : \frac{\text{nombre de moles d'ions MnO}_4^-}{\text{nombre de moles d'ions du réducteur inconnu}} = \frac{1}{5}$$

Les résultats seront consignés sur la feuille de réponse fournie.

Problème n° 10 (sur 10 points)

Dans 6 éprouvettes, on trouve des solutions aqueuses de FeSO₄, H₂SO₄, Mn(NO₃)₂, H₂O₂, Pb(NO₃)₂, NaOH.

a) Identifiez le contenu de chaque éprouvette sans employer d'autres réactifs. Présentez vos résultats sous forme d'un tableau matriciel des réactifs. Ecrivez toutes les équations des réactions chimiques utilisées pour les identifications.

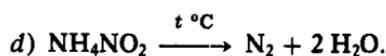
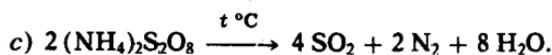
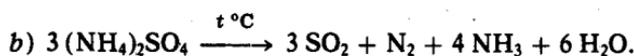
b) Ensuite, effectuez et écrivez 4 réactions en utilisant chaque fois 3 des substances identifiées.

Les corrigés ci-après sont écrits et traduits par le jury roumain.

EPREUVES THEORIQUES

Solution du problème n° 1 (12 points)

A) 2 points.



B) 0,5 point.

a) 2.

b) 1.

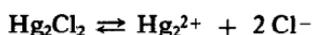
C) 0,5 point.



D) 3 points.

$$a) S = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ g/100 ml} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ g/l} = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{472} = \dots$$

$$\dots 6,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol./l}$$



$$K_S = 4 S^3 = 4 (6,3 \cdot 10^{-7})^3 = 10^{-8} \text{ mol.}^3 \cdot \text{l}^{-3}.$$

b) $C_{\text{Cl}^-} = 0,01 \text{ M}.$

$$S = \frac{K_S}{C_{\text{Cl}^-}^2} = \frac{10^{-8}}{(10^{-2})^2} = 10^{-14} \text{ mol./l.}$$

c) Le volume de la solution 0,01 M NaCl dans laquelle on peut dissoudre la même quantité de Hg_2Cl_2 que dans 1 litre d'eau pure est : $V \cdot 10^{-14} = 6,3 \cdot 10^{-7}$

$$V = 6,3 \cdot 10^7 \text{ l.}$$

E)

c) 0,5 point.

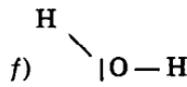
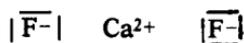
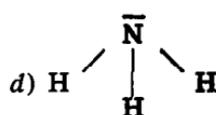
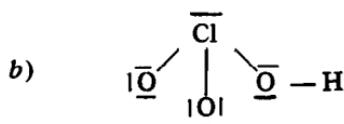
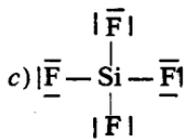
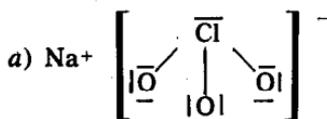
$\text{SO}_3, \text{I}_2, \text{NaCl}.$

F)

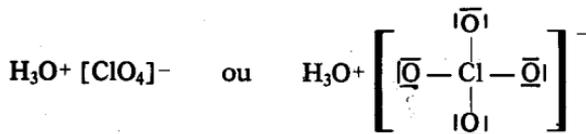
b) 0,5 point.



G) 1,2 point.



H) 0,4 point.



I) 2,4 points.

(0,3 point) a) LiH , $(\text{BeH}_2)_n$.

(0,3 point) b) LiH .

(0,3 point) c) $(\text{BeH}_2)_n$.

(0,3 point) d) CH_4 .

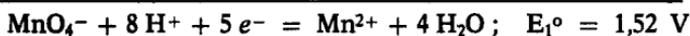
(0,3 point) e) $\text{BeH}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_2$.

(0,3 point) $\text{B}_2\text{H}_6 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{B}(\text{OH})_3 + 6 \text{H}_2$.

(0,3 point) $\text{B}_2\text{H}_6 + 2 \text{LiH} \rightarrow 2 \text{LiBH}_4$.

(0,3 point) f) $\text{NH}_2^- > \text{HO}^- > \text{F}^-$.

J) 1 point.



$$5 E_1^o = 3 E_2^o + 2 E_3^o$$

$$2x = 7,60 - 5,07$$

$$x = 1,26 \text{ V}$$

$$\Sigma = 12 \text{ points.}$$

Solution du problème n° 2 (3 points)

Soit x = le nombre de moles CO { pour les 100 g
 y = le nombre de moles CO₂ { de mélange

$$28x + 44y = 100.$$

$$\frac{12(x+y)}{16(x+2y)} = \frac{1}{2} \quad \begin{array}{l} x = 1,389 \text{ moles CO} \\ y = 1,389 \text{ moles CO}_2. \end{array}$$

a) 1 point.

$$\frac{1,389 \times 44}{100} \cdot 100 = 61,11 \% \text{ CO}_2.$$

$$\frac{1,389 \times 28}{100} \cdot 100 = 38,89 \% \text{ CO.}$$

b) 1 point.

$$x = y \quad 50 \% \text{ CO}_2, \quad 50 \% \text{ CO (volumes).}$$

c) 1 point.

Il est impossible que les deux gaz existent simultanément si :

— le rapport $\frac{\text{masse du carbone}}{\text{masse de l'oxygène}} = \frac{12}{16}$, ce qui correspond au CO pur ;

— le rapport $\frac{\text{masse du carbone}}{\text{masse de l'oxygène}} = \frac{12}{32}$, ce qui correspond au CO₂ pur.

$$\text{La masse des ions Cl}^- \text{ dans NaCl} = \frac{35,5 z}{58,5}$$

$$\text{La masse des ions Cl}^- \text{ dans KCl} = \frac{35,5 t}{74,6}$$

1 point.

$$\frac{35,5 z}{58,5} + \frac{35,5 t}{74,6} = 14,2.$$

$$z + t = 25.$$

Réponses :

$$z = 17,6 \text{ g NaCl} \quad 70,4 \% \text{ NaCl}$$

$$t = 7,4 \text{ g KCl} \quad 29,6 \% \text{ KCl.}$$

$$\Sigma = 5 \text{ points.}$$

Solution du problème n° 4 (13 points)

* 1,5 point.

1) On détermine l'ordre de réaction pour la réaction du point a) :

— si on suppose que l'ordre de réaction est 1 :

$$K = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a-x},$$

après le calcul, on obtient :

t (min)	10	20	30	45	60	80	100
$K \cdot 10^2$ (min ⁻¹)	1,625	1,505	1,436	1,288	1,189	1,084	1,022

On voit que la valeur de K n'est pas constante, donc l'ordre de réaction n'a pas la valeur 1.

— si on suppose que la réaction est d'ordre 2 et sachant que les concentrations des corps réagissant sont égales, à l'instant initial, alors :

$$K = \frac{1}{t} \left[\frac{1}{a-x} - \frac{1}{a} \right],$$

après les calculs, on obtient :

t (min)	10	20	30	45	60	80	100
K	0,176	0,176	0,179	0,175	0,173	0,173	0,178

Les valeurs de K sont presque égales, la réaction se soumet à l'équation cinétique pour l'ordre 2.

* 1 point.

Pour la réaction du point *b*) le temps de demi-réaction étant indépendant de la concentration initiale, donc l'ordre de la réaction est 1 :

$$K = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a-x} = \frac{1}{t_{1/2}} \ln \frac{a}{a-a/2} = \frac{1}{t_{1/2}} \ln 2.$$

* 0,5 point.

La réaction du point *c*) ayant le même mécanisme que la précédente est aussi d'ordre 1.

2) 1 point.

La valeur de la constante de vitesse K_1 de la réaction *a*) est la moyenne arithmétique des valeurs obtenues au point précédent :

$$K_1 = 0,176 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}.$$

* 1 point.

3) Pour déterminer l'énergie d'activation de la réaction *a*) on calcule la valeur de la constante de vitesse $K_{1(35)}$ à 35 °C en tenant compte que l'ordre de la réaction est 2 :

$$K_1 = \frac{1}{t} \left[\frac{1}{a-x} - \frac{1}{a} \right] = \dots$$

$$\dots \frac{1}{t_{1/2}} \left[\frac{1}{a-a/2} - \frac{1}{a} \right] = \frac{1}{t_{1/2}} \cdot \frac{1}{a}.$$

En mélangeant des volumes égaux des deux solutions, chacune des concentrations est réduite de moitié, donc $a = 0,1 \text{ mole/dm}^3$. On connaît aussi la valeur du temps de demi-réaction, donc on peut calculer K_1 à 35 °C.

$$K_{1(35)} = \frac{1}{21} \cdot \frac{1}{0,1} = 0,476 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}.$$

* 1 point.

L'énergie d'activation pour la réaction *a*) sera :

$$E_a = R \left[\ln \frac{K_{1(35)}}{K_{1(25)}} \right] \frac{T' \cdot T}{T' - T} = 8314 \ln \frac{0,476}{0,176} \cdot \frac{308 \cdot 298}{308 - 298}.$$

$$E_a = 7,592 \cdot 10^7 \text{ j. mole}^{-1} = 18,16 \text{ kcal. mol}^{-1}.$$

* Pour la réaction *b*) qui est d'ordre 1, on détermine les valeurs de la constante de vitesse aux deux températures, à l'aide de la valeur du temps de demi-réaction :

$$K = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} ; \quad \text{à } 25^\circ\text{C} = K = \frac{\ln 2}{32} = 2,166 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

$$\text{à } 35^\circ\text{C} = K' = \frac{\ln 2}{11} = 6,301 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

1 point.

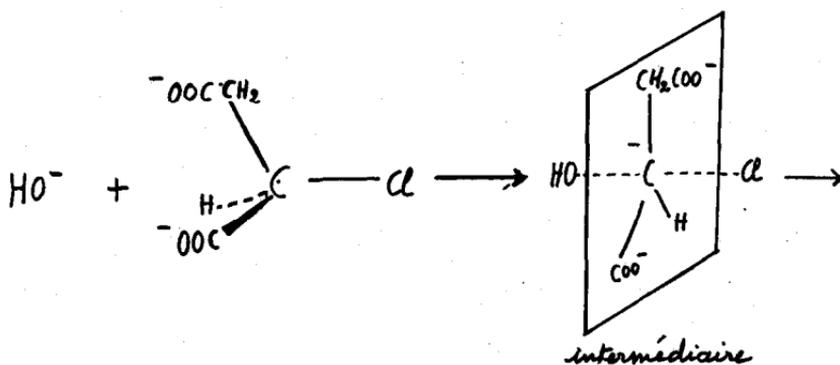
Donc l'énergie d'activation sera :

$$E_b = 8314 \cdot \left[\ln \frac{6,301 \cdot 10^{-2}}{2,166 \cdot 10^{-2}} \right] \cdot \frac{308 \cdot 298}{308 - 298} = 8,148 \cdot 10^7 \text{ J/kmol...}$$

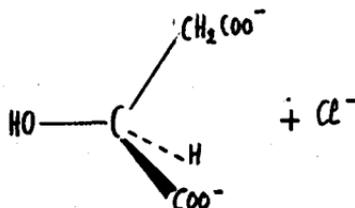
$$\dots = 19,5 \text{ kcal/mol.}$$

4) 1 point.

La réaction *a*) est d'ordre 2 ; il y a inversion de configuration :

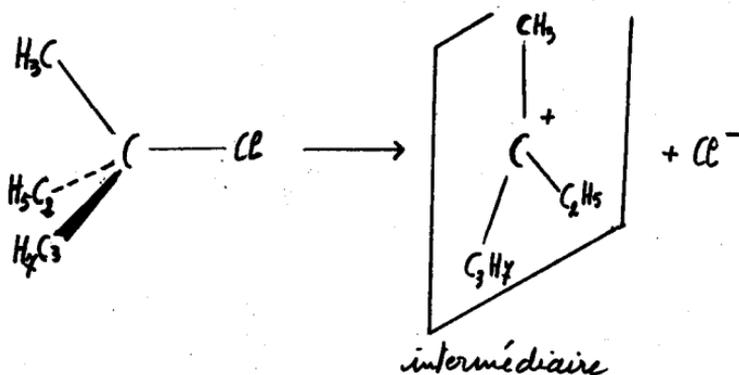


2 points.



5) 1 point.

La réaction *b*) est d'ordre 1 (de type SN_1); l'intermédiaire réactionnel est un carbocation; sa structure la plus probable est plane.



Le carbocation peut être attaqué des deux côtés par le nucléophile HO^- avec la même probabilité et, en conséquence, le produit de la réaction est un mélange racémique, optiquement inactif.

6) 1 point.

La vitesse de réaction est plus grande car le carbocation $(C_3H_7)_3C^+$ est plus stable que $(CH_3)(C_1H_5)(C_3H_7)C^+$.

$\Sigma = 13$ points.

Solution du problème n° 5 (7 points)

1) La réaction : $C_2H_5OH \rightleftharpoons C_2H_4 + H_2O$.

Le nombre de moles :

— à l'instant initial	1	0	0
— à l'équilibre	$1 - x$	x	x
— total	$1 + x$		

Les fractions molaires :	Les pressions partielles :	
— éthanol :	$\frac{1-x}{1+x}$	$\frac{1-x}{1+x} P$
— éthylène :	$\frac{x}{1+x}$	$\frac{x}{1+x} P$
— eau :	$\frac{x}{1+x}$	$\frac{x}{1+x} P$

où P = pression totale

2 points.

Donc :

$$K_p = \frac{P_{C_2H_4} \cdot P_{H_2O}}{P_{C_2H_5OH}} = \frac{\frac{x}{1+x} P \cdot \frac{x}{1+x} P}{\frac{1-x}{1+x} P} = \frac{x^2}{1-x^2} P.$$

1 point.

$$P = 1 \text{ atm} \quad K_p = \frac{x^2}{1-x^2} = \frac{0,906^2}{1-0,906^2} = 4,56 \text{ atm.}$$

2) 1 point.

$$K_x = K_p \cdot P^{-\Delta n}; \quad P = 1 \text{ atm} \text{ et } \Delta n = 1; \text{ donc } K_x = 4,56.$$

1 point.

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}; \quad R = 0,082 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1};$$

$$T = 400 \text{ K}; \quad K_c = 0,139 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}.$$

3) 1 point.

$$\frac{x^2}{1-x^2} = \frac{K_p}{P} = \frac{4,56}{P}.$$

$$a) \frac{x^2}{1-x^2} = \frac{4,56}{5} = 0,912. \quad a) x = \frac{0,912}{1,912} = 0,69.$$

$$b) \frac{x^2}{1-x^2} = 0,456. \quad b) x = \frac{0,456}{1,456} = 0,56.$$

$$c) \frac{x^2}{1-x^2} = 0,0912.$$

$$c) x = 0,29.$$

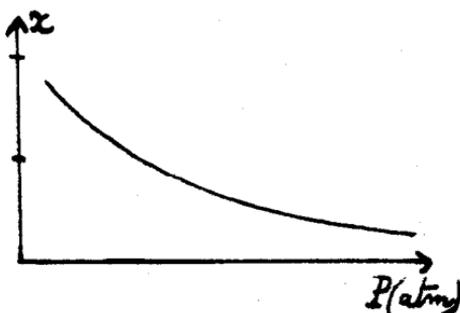
$$d) \frac{x^2}{1-x^2} = 0,0456.$$

$$d) x = 0,21.$$

$$e) \frac{x^2}{1-x^2} = 0,0228.$$

$$e) x = 0,15.$$

1 point.



$\Sigma = 7$ points.

Solution du problème n° 6 (6 points)

1) On détermine la formule moléculaire de F :

$$\frac{44,18}{12} = 3,68; \quad \frac{8,82}{1} = 8,82; \quad \frac{47}{16} = 2,94.$$

$$C : H : O = \frac{3,68}{2,94} : \frac{8,82}{2,94} : \frac{2,94}{2,94} = 1,25 : 3 : 1 = 5 : 12 : 4.$$

Il résulte :

$$(C_5H_{12}O_4)_n \quad M_{C_5H_{12}O_4} = 5 \cdot 12 + 4 \cdot 16 + 12 \cdot 1 = 136.$$

Donc $n = 1$.

1 point.

Il en résulte donc la formule moléculaire $C_5H_{12}O_4$.

2) Etant donné qu'il réagit avec l'anhydride acétique, F pourrait être un alcool mono ou polyhydroxylique. S'il était un alcool

monohydroxylique, il faudrait que 136 g réagissent avec 102 g d'anhydride acétique. En réalité, $13,6/136 = 1/10$ mole réagissent avec $40,8/102 = 4/10$ mole d'anhydride acétique, donc F est un polyol (tétrol).

1 point.

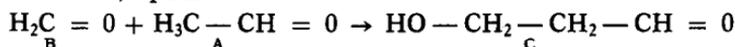
3) F provient de la réduction de E, donc E contient un groupe carbonyle et trois groupes OH.

0,5 point.

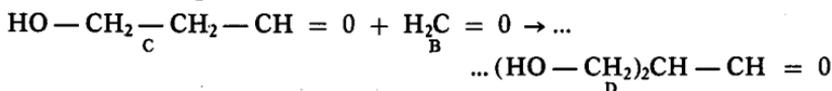
4) E provient de trois molécules B et une molécule A. Ayant trois groupes OH et un groupement CO et les conditions de réaction étant celles de la condensation aldolique, il résulte que A est l'acétaldéhyde, tandis que B est le formaldéhyde. C et D sont les produits de la condensation aldolique successive de l'acétaldéhyde avec le formaldéhyde :

1 point.

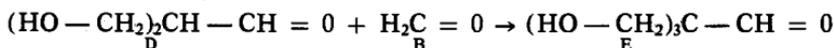
0,5 point.



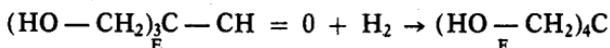
0,5 point.



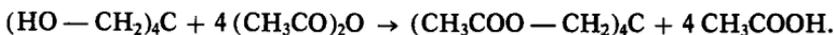
0,5 point.



0,5 point.

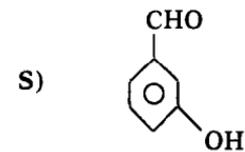
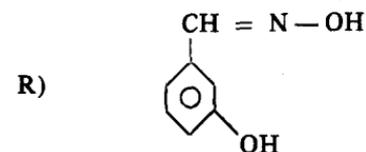
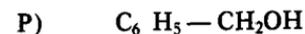
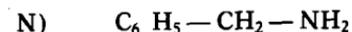
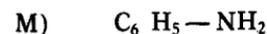
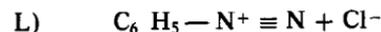
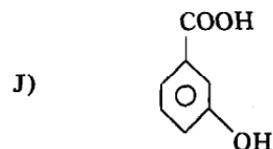
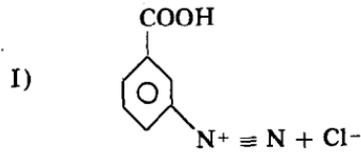
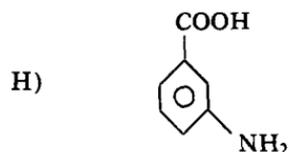
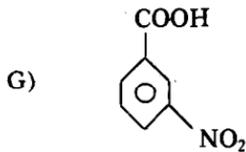
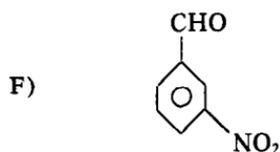
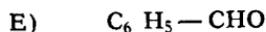
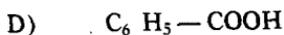
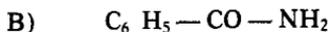
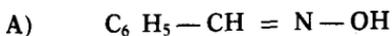


0,5 point.



Total : 6 points.

Solution du problème n° 7 (14 points)

Formule des substances : $0,3 \times 17 = 5,1$ points

B → M 0,5 point.

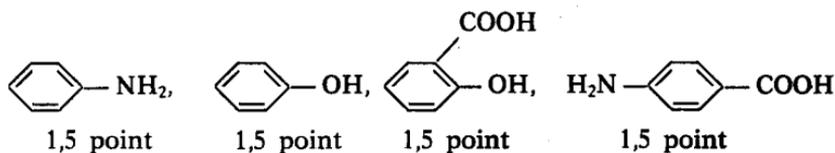
Equations :

 $0,4 \times 21 = 8,4$ points $\Sigma = 14$ points.

EPREUVES PRATIQUES

Solution du problème n° 8 (10 points)

I) Les quatre substances sont :

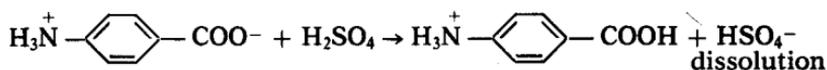
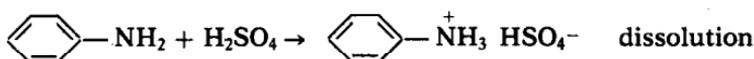
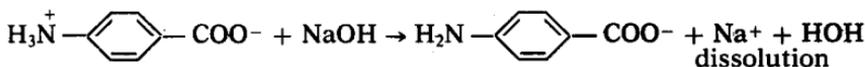
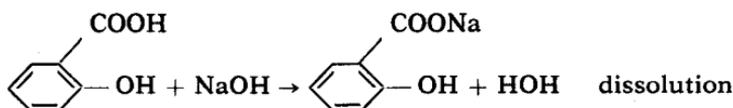
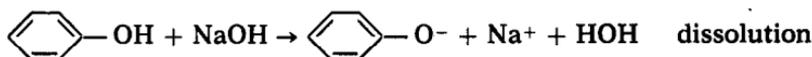
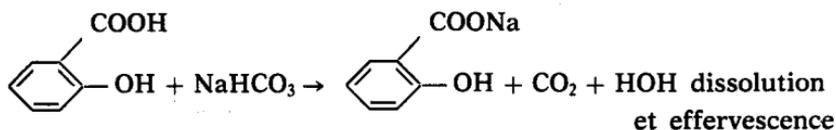


Total : 6 points.

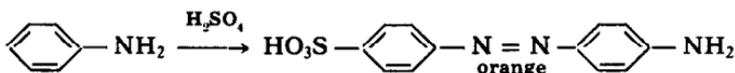
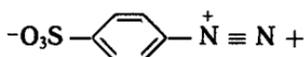
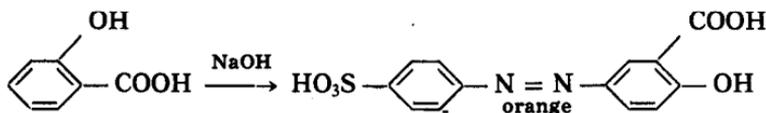
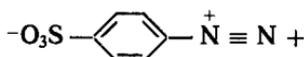
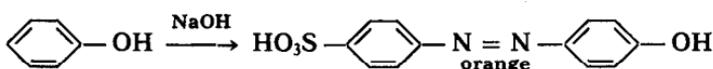
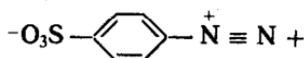
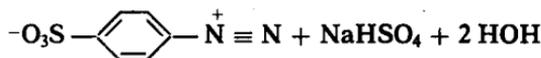
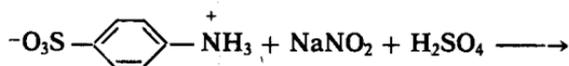
Les réactions d'identification :

Identification : 0,6 point/substance.

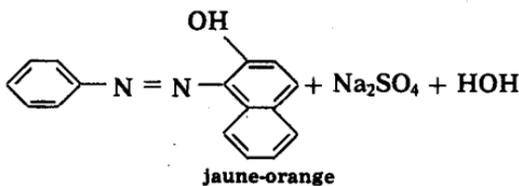
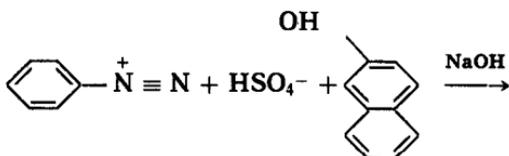
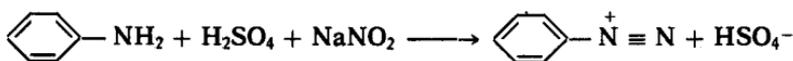
Justification : 0,9 point/substance.

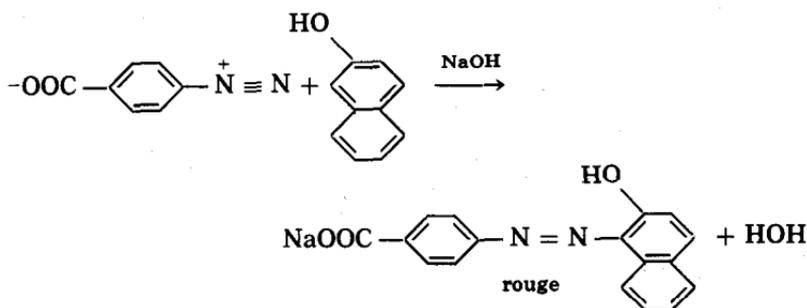
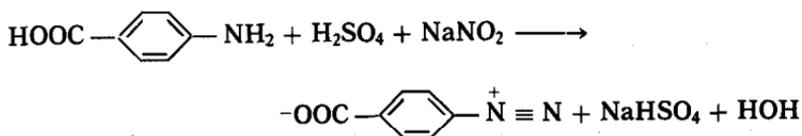
a) avec H_2SO_4 :b) avec NaOH :c) avec NaHCO_3 :

d) avec $\text{H}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{SO}_3\text{H}$:



e) avec β -naphthol :





Total = 6 points.

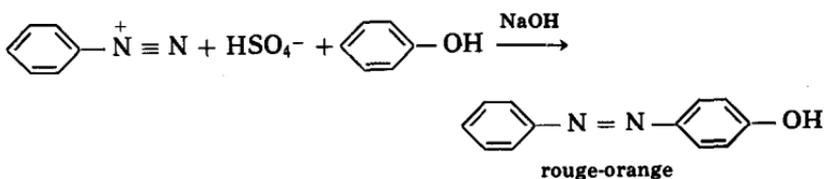
II) On peut préparer les colorants suivants :

Colorants :

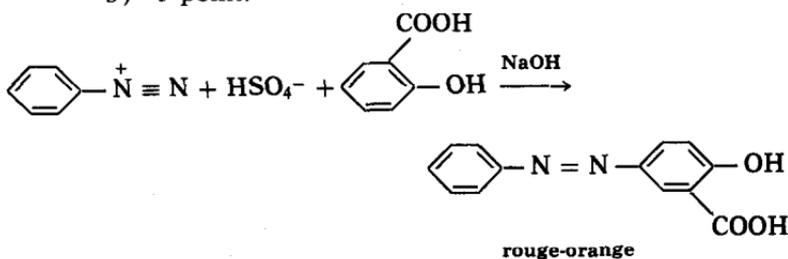
- 0,75 point par la qualité du colorant
- et 0,25 point pour l'équation.

Maximum : 1 point par colorant.

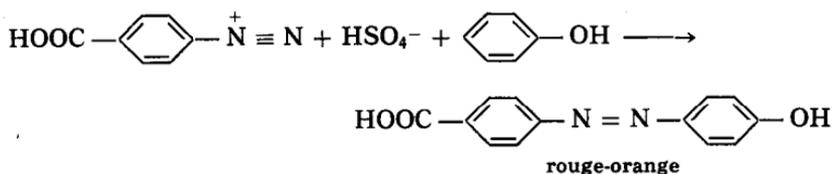
a) 1 point.



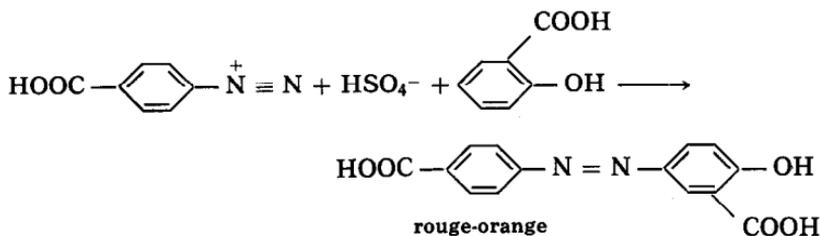
b) 1 point.



c) 1 point.



d) 1 point.

 $\Sigma = 4$ points.

Total = 10 points.

Solution du problème n° 9 (20 points)**Epreuve pratique.**A₁) 1 point.

Dans trois éprouvettes, on introduit les solutions X, Y, Z, en une quantité de 1-2 cm³ chacune.

On y ajoute H₂SO₄ 6 N, une goutte de KMnO₄ et on réchauffe. La solution qui se décolore est celle qui a le caractère réducteur.

A₂) 2 points.

Etablissement de la formule :

..... + NaOH → substance précipitée blanche-verdâtre → Fe²⁺

..... + NaOH → à l'orifice de l'éprouvette, papier filtre avec une goutte de Hg₂(NO₃)₂ → tache noire → NH₄⁺

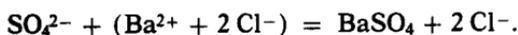
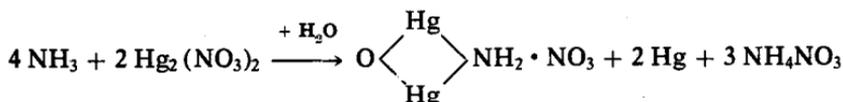
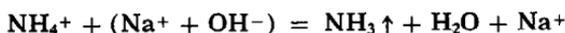
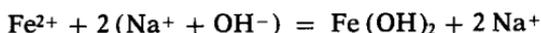
..... + BaCl₂ → substance précipitée blanche : SO₄²⁻

..... + AgNO₃ + HNO₃ → — manque de Cl⁻.

Donc, la substance employée est Fe(NH₄)₂(SO₄)₂.

2 points.

Les réactions chimiques :



1 point.

B₁) 5 cm³ solution 2 M → 100 cm³ solution 0,1 M.

2 points.

B₂) V cm³ HCl 0,1000 N + NaOH 0,1 N en présence de phénolphtaléine (3 déterminations). On établit la concentration de NaOH.

2 points.

C) V cm³ solution X + 10,6 cm³ H₂SO₄ + eau H₂O sont titrés à chaud avec la solution de KMnO₄ (3 déterminations) (on établit la concentration de KMnO₄ ~ 0,1 N).

5 points (2 méthodes + 3 résultats).

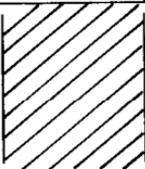
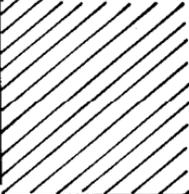
D₁) Le matras étalonné dans lequel se trouve la solution à analyser est amené au repère avec de l'eau. V cm³ de solution à analyser sont titrés avec NaOH en présence de rouge de méthyle. On calcule la quantité d'acide oxalique (moles et g).

5 points (2 méthodes + 3 résultats).

D₂) V cm³ de solution à analyser + 10,0 cm³ H₂SO₄ 6 N + H₂O sont réchauffés et titrés avec MnO₄⁻. On calcule la quantité totale d'oxalate (moles).

La quantité d'oxalate d'ammonium (moles et grammes) résulte par différence.

Solution du problème n° 10 (10 points)

a)	1	2	3	4	5	6
1) FeSO_4 1 pt	FeSO_4 	—	—	Fe(OH)SO_4 jaunâtre	$\text{Pb(NO}_3)_2$ $\text{PbSO}_4 \downarrow$ blanc	NaOH $\text{Fe(OH)}_2 \downarrow$ blanc-verdâtre $\text{Fe(OH)}_3 \downarrow$ brun-rougâtre
2) H_2SO_4 1 pt	—		—	—	$\text{PbSO}_4 \downarrow$ blanc	—
3) $\text{Mn(NO}_3)_2$ 1 pt	—	—		—	—	$\text{Mn(OH)}_2 \downarrow$ blanc $\text{Mn MnO}_3 \downarrow$ brun-noir
4) H_2O_2 1 pt	Fe(OH)SO_4 jaunâtre	—	—		—	—
5) $\text{Pb(NO}_3)_2$ 1 pt	$\text{PbSO}_4 \downarrow$ blanc	$\text{PbSO}_4 \downarrow$ blanc	—	—		$\text{Pb(OH)}_2 \downarrow$ blanc $[\text{Pb(OH)}_4]^{2-}$ 
6) NaOH 1 pt	$\text{Fe(OH)}_2 \downarrow$ blanc-verdâtre $\text{Fe(OH)}_3 \downarrow$ brun-rougâtre	—	$\text{Mn(OH)}_2 \downarrow$ blanc $\text{Mn MnO}_3 \downarrow$ brun-noir	—	$\text{Pb(OH)}_2 \downarrow$ blanc $[\text{Pb(OH)}_4]^{2-}$	

		Remarques
0,75 pt	(1) + (4)	$2 \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ Changement de couleur → jaunâtre (Fe^{3+}).
0,25 pt	(1) + (5)	$\text{FeSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ Apparition d'une substance précipitée blanche ($\text{PbSO}_4 \downarrow$).
0,25 pt	(1) + (6)	$\text{FeSO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
0,25 pt		$2 \text{Fe}(\text{OH})_2 + 1/2 \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ Apparition d'une substance précipitée blanc-vertâtre $\text{Fe}(\text{OH})_2$ qui, à l'air, s'oxyde en une autre substance précipitée brun-rougeâtre $\text{Fe}(\text{OH})_3$
0,25 pt	(2) + (5)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + 2 \text{HNO}_3$ Apparition d'une substance précipitée blanche ($\text{PbSO}_4 \downarrow$).
0,25 pt	(3) + (6)	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{NaNO}_3$
0,25 pt		$2 \text{Mn}(\text{OH})_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{MnMnO}_3 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$
0,25 pt		$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Apparition d'une substance précipitée blanche $\text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow$ qui, à l'air, s'oxyde en $\text{MnMnO}_3 \downarrow$ brun-noir, éventuellement avec le temps, en $\text{MnO}_2 \downarrow$ noir-brun.
0,25 pt	(5) + (6)	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{NaNO}_3$
0,25 pt		$\text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ Apparition d'une substance précipitée blanche $\text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$ qui se dissout en cas où le réactif est pris en excès.
<i>b)</i>		
0,25 pt	(1) + (2) + (4)	$2 \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$ Changement de couleur → jaune (Fe^{3+}).

pt (1) + (4) + (6)	$2 \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + 4 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 2 \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: right;">Apparition d'une substance précipitée brun-rougeâtre ($\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$).</p>
pt (3) + (4) + (6)	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaNO}_3$ <p style="text-align: right;">Apparition d'une substance précipitée noir-brun ($\text{MnO}_2 \downarrow$).</p>
pt (5) + (4) + (6)	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{PbO}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaNO}_3$ <p style="text-align: right;">Apparition d'une substance précipitée brun-marron ($\text{PbO}_2 \downarrow$).</p>

al : 10 points.

ADDITIF AU N° 662 DE MARS 1984, PAGE 836

Suite à l'article concernant les Olympiades Nationales de la Chimie, le Comité français d'organisation des Olympiades Internationales nous communique que si les lycéens français sélectionnés en 1981 ont été effectivement classés « en queue de peloton », il faut signaler que les sélectionnés français ont fait des progrès constants et encourageants en 1982 et 1983 : voir leurs résultats B.U.P. novembre 1982 et ce numéro.