

Maturité 2013, OS chimie

Examen écrit

Nom : Prénom :

OS chimie — examen écrit de maturité 2013

Outils et documents autorisés :

- recueil de tables et formulaire usuel (Tables de chimie, Lycée cantonal, Porrentruy, édition 2010) : exclusivement celui fourni par l'école avec l'énoncé ; aucun document personnel n'est autorisé ; il est interdit d'annoter ce recueil, qui reste la propriété de l'école ;
- calculatrice non programmable, non graphique, sans liaison IR ou autre, non transmissible ;
- règle non annotée, matériel pour écrire, effacer et dessiner ;
- cas échéant, matériel fournis à la place de travail ou avec le dossier.
- les candidats n'échangent entre eux aucun objet.

Consignes :

- au début de l'examen, les candidats reçoivent un dossier contenant trois cahiers : 1 cahier de questions et 2 cahiers de réponse, l'un pour le propre, l'autre pour le brouillon, de couleur jaune; les candidats reçoivent de plus un recueil de tables et au besoin du matériel supplémentaire.
- chaque cahier (questions, réponses brouillon et réponses propre) porte le nom du candidat, de même que toutes les éventuelles feuilles supplémentaires (à demander au surveillant).
- les candidats donnent leur réponses **exclusivement** sur le cahier de réponses propre; ne donner de réponses ni sur le cahier de questions ni sur le cahier de réponses brouillon.
- dans le cahier de réponses propre, les réponses sont données sur les pages prévues à cet effet; les réponses doivent être numérotées dans la marge ; utiliser exactement les mêmes numéros que ceux de l'énoncé ; les réponses sont séparées par un trait.
- écrire à l'encre ; l'utilisation de la couleur rouge et du crayon à papier sont prohibés ; en revanche, ne pas hésiter à utiliser d'autres couleurs (stylos ou crayons) dans les schémas et dessins, si cela contribue à leur lisibilité.
- justifier les réponses là où c'est spécifié, et motiver le choix des formules utilisées ; indiquer les raisonnements, donner des résolutions complètes et dans une présentation claire et soignée ; de même, les schémas et dessins doivent être soignés, l'écriture lisible, la rédaction claire et en français correct.
- chaque question porte un numéro unique: assurez-vous que vous avez répondu à toutes les questions.
- à la fin de l'examen, les candidats rendent tout le matériel (3 cahiers, tables, matériel spécial) reçu en début d'examen.

Évaluation

Il y a 5 questions dans ce travail. Ce travail dure 4 heures. Il est possible de réaliser 89 points maximum ; 80 points correspondent à la note 6 et 48 points à la note 4.

1. Electrochimie (13 points / 30 minutes)

Soit l'électrolyse d'une solution de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $\text{pH} = 3$. On a branché deux électrodes, une de platine (à la borne \ominus du générateur) et une de graphite (à la borne \oplus du générateur).

- 1.1. Dessiner un schéma complet et détaillé de l'expérience. Y indiquer la réaction sur chaque électrode, le déplacement des électrons aux électrodes et dans le circuit ainsi que le déplacement des ions en solution. Indiquer sur chaque électrode le nom de la réaction qui a lieu et nommer les électrodes.
 - 1.2. Justifier la réaction d'électrolyse au moyen d'un extrait d'échelle OxRed bien choisi.
 - 1.3. Quelle doit être la tension minimum fournie par le générateur pour que l'électrolyse ait lieu ? Justifier !
 - 1.4. Établir les réactions équilibrées (= balancées) qui ont lieu sur chaque électrode.
 - 1.5. Pourquoi avons-nous choisi une électrode de graphite et une de platine ? N'aurions-nous pas pu prendre les deux mêmes ? Justifier !
-

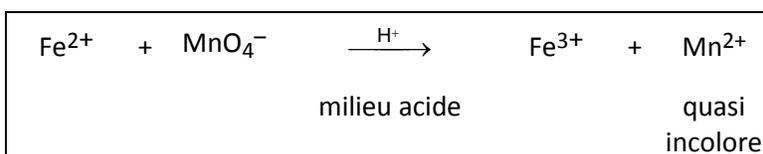
2. Titration - Oxydoréduction (26 points / 80 minutes)

Le problème ci-dessous est un problème qui se rapporte à une expérience. Le mode opératoire de l'expérience est décrit dans les *Matériels & Méthodes* ainsi que dans les *Résultats*, et illustrée par les photographies de l'*annexe 1*. Il est donc essentiel de bien examiner les images fournies et de bien visualiser les différentes étapes.

Introduction

On désire titrer une solution aqueuse de Fe^{2+} , c'est-à-dire en déterminer sa concentration (en mol/L). On utilise pour le titrage une solution aqueuse de permanganate MnO_4^- en milieu acide. Le Fe^{2+} s'oxyde en Fe^{3+} et l'ion permanganate MnO_4^- se réduit en Mn^{2+} , ion quasi incolore. Cette technique de titrage s'appelle la manganométrie.

La réaction permettant le titrage est donc une oxydoréduction, dont l'équation chimique provisoire est :



La solution de titrage, présente dans la burette, est une solution de permanganate MnO_4^- : on en connaît la concentration et on mesure expérimentalement le volume nécessaire au titrage.

La solution à titrer (**solution S1**) est une solution de sel de Fe^{2+} : on en connaît le volume et on cherche à déterminer sa concentration molaire par calcul.

Questions préliminaires

- 2.1. Écrire complètement et équilibrer (= balancer) la réaction d'oxydoréduction en milieu acide.
- 2.2. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans l'erenmeyer durant le titrage, après les ajouts successifs de MnO_4^- ?

Répondre directement dans le *tableau 2.A.* ci-dessous (répondre par OUI dans les cases où les espèces chimiques sont présentes et par NON là où elles sont absentes). Reporter ensuite vos réponses dans le *tableau 2.A.* du cahier de réponses.

tableau 2.A.	Fe^{2+}	MnO_4^-	Fe^{3+}	Mn^{2+}
au début du titrage, avant d'ajouter MnO_4^-				
après quelques mL de MnO_4^- , lorsque les ions Fe^{2+} ne sont pas encore entièrement oxydés				
presque à la fin du titrage, lorsque les ions Fe^{2+} sont entièrement oxydés				
à la fin du titrage, lorsqu'on a ajouté une goutte de trop de MnO_4^-				
lorsqu'on a ajouté un gros excès de MnO_4^-				

- 2.3. Pourquoi n'est-il pas nécessaire d'ajouter un indicateur coloré dans la manganométrie, alors qu'on en utilise un dans la plupart des titrages ?

Matériel & Méthode (= Mode opératoire)

Les différentes phases de l'expérience sont décrites à l'aide des photographies de l'annexe 1)

- 1] ◆ Monter une burette de 50 mL et la remplir d'une solution aqueuse acidifiée de permanganate de potassium KMnO_4 0.2 mol/L. La burette est prête pour l'utilisation. Voir *image 1*.
- 2] ◆ À l'aide d'une pipette jaugée, pipeter 20,0 mL de la solution de sel de Fe^{2+} (solution S1) puis verser ces 20,0 mL dans un erlenmeyer de 100 mL. Voir *image 2*.
 - ◆ Ajouter un petit barreau magnétique et régler l'agitateur magnétique.
 - ◆ Disposer un fond blanc de contraste sous l'erlenmeyer pour bien apprécier le changement de couleur.
- 3] ◆ Lire le volume initial sur la burette et noter la mesure. (voir *tableau de mesures 2.B* ci-dessous).
 - ◆ Titrer la solution de sel de Fe^{2+} avec le MnO_4^- 0.2 mol/L de la burette. Le titrage est terminé lorsqu'une goutte ajoutée en surplus n'est plus décolorée. Dès que le virage a lieu, fermer complètement le robinet et lire le volume de permanganate utilisé (voir *tableau de mesures 2.B* ci-dessous).
 - ◆ Pour éviter les erreurs de mesure, faire encore deux mesures en recommençant les opérations des étapes 2] et 3]. Les résultats sont consignés dans le *tableau de mesures 2.B* ci-dessous, sauf le dernier volume qui fait l'objet de la question 2.4.

Questions sur les méthodes et les mesures

- 2.4. Lire le volume du 3^{ème} essai sur la burette Voir *image 3*. Noter le résultat obtenu dans le *tableau de mesures 2.B* ci-dessous).
- 2.5. La mesure initiale du volume de solution de Fe^{2+} à titrer (solution S1) (*image 2*) doit-elle être de précision préparative (1–5% d'erreur) ou de précision analytique (le plus précis possible, < 0.1% d'erreur) ? Justifier brièvement.
- 2.6. Pourquoi est-il préférable d'utiliser un erlenmeyer plutôt qu'un bécher lors du titrage ?

Résultats

Tableau de mesures 2.B.

lecture sur la burette	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai
après le titrage	16.5 mL	32.6 mL	lecture 2.4.
avant le titrage	0 mL	16.5 mL	32.6 mL
volume utilisé pour titrer			

Volume moyen de MnO_4^- utilisé : mL

Calculs et question finale

2.7. À partir du volume moyen de KMnO_4 mesuré, calculer la concentration molaire du Fe^{2+} dans la solution à titrer.

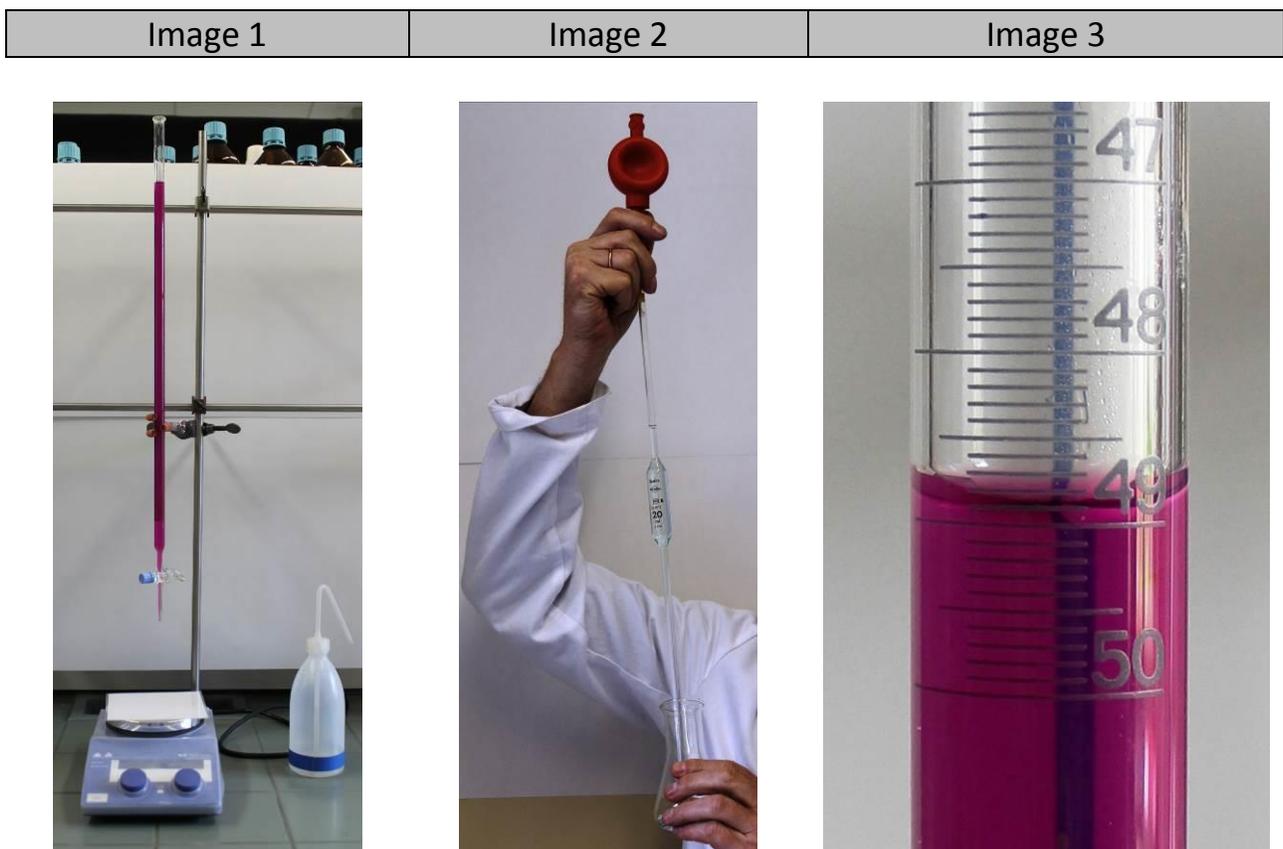
(Note importante: si vous n'avez pas réussi à équilibrer (= balancer) l'équation d'oxydo-réduction initiale, utiliser la relation stœchiométrique : 1 mole de MnO_4^- réagit avec 3 moles de Fe^{2+} . [Attention ! cette relation stœchiométrique n'est pas la relation stœchiométrique correcte et ne vise qu'à vous permettre d'effectuer le calcul])

Pour préparer 100 mL de la solution de Fe^{2+} à titrer (solution S1), on a pesé exactement 24.000 g de $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{NH}_4)_2$ qu'on a mis en solution aqueuse acidifiée.

2.8. Comparer la concentration molaire de Fe^{2+} obtenue expérimentalement (question 2.7.) avec la concentration molaire de Fe^{2+} qu'on vient de préparer par pesée (préparation de la solution S1 ci-dessus). Déterminer ensuite le pourcentage d'erreur de votre mesure expérimentale par rapport à la pesée supposée exacte.

(Si vous n'aviez pas réussi à équilibrer (= balancer) l'équation d'oxydoréduction initiale, utiliser tout de même le résultat obtenu à la question 2.7. pour calculer le pourcentage d'erreur).

Annexe 1 :



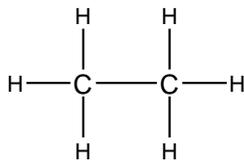
3. Équilibres acides-bases (22 points / 60 minutes)

Soit le titrage d'une solution de 50,0 mL d'hypiodite de sodium NaIO 0,5 M par de l'acide chlorhydrique HCl 1,0 M. (Utiliser le formulaire au besoin; les tableaux d'évolution ne sont pas demandés.)

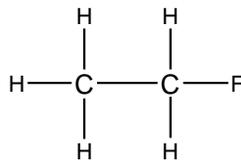
- 3.1. Calculer le pH avant le début du titrage, soit à $V(\text{HCl}) = 0$ mL.
 - 3.2. Calculer le pH ainsi que $V(\text{HCl})$ au point d'équivalence.
 - 3.3. Calculer le pH 1,0 mL avant le point d'équivalence.
 - 3.4. Calculer le pH 1,0 mL après le point d'équivalence.
 - 3.5. Calculer le pH ainsi que $V(\text{HCl})$ au point de demi équivalence.
 - 3.6. Calculer le pH 1,0 mL avant le point de demi équivalence.
 - 3.7. Calculer le pH 1,0 mL après le point de demi équivalence.
 - 3.8. Calculer le pH après avoir ajouté un $V(\text{HCl})$ tendant vers l'infini.
 - 3.9. Proposer un indicateur coloré adapté à votre titrage. Justifier !
 - 3.10. Tracer un graphe du pH en fonction de $V(\text{HCl})$ sur le *Graphique 3.A.* dans le cahier de réponses. Mettre en évidence les points remarquables que vous venez de calculer.
-

4. Liaisons intermoléculaires (16 points / 40 minutes)

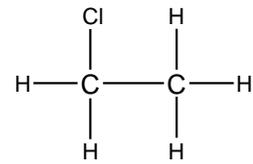
Soient les molécules suivantes :



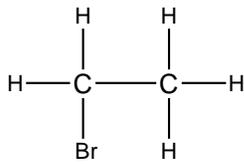
1] éthane



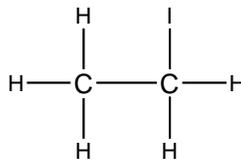
2] fluoroéthane



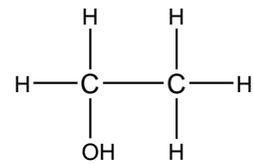
3] chloroéthane



4] bromoéthane



5] iodoéthane



6] éthanol

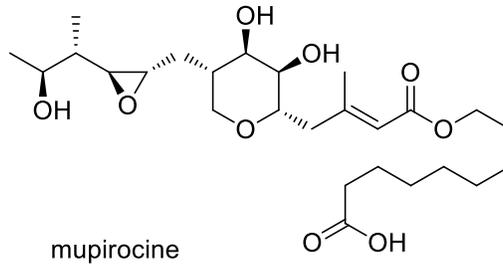
- 4.1. Peut-on obtenir un isomère de constitution (= isomère structural) du chloroéthane ?
Si la réponse est **affirmative**, dessiner 1 isomère de constitution (même si il y en a plusieurs).
Si la réponse est **négative**, justifier brièvement pourquoi.
- 4.2. Dessiner chacune des six molécules ci-dessus en 3 dimensions en respectant les règles d'usage.
- 4.3. Sur les représentations des six molécules de la question 4.2., dessiner les moments dipolaires (= vecteurs de polarisation) pour chacune des six molécules. Des valeurs précises des moments dipolaires ne sont pas demandées; respecter cependant les intensités des vecteurs d'une molécule à l'autre (moments égaux, plus grands ou plus petits).

On examine la solubilité dans l'eau que l'on peut attendre de ces six molécules :

- 4.4. Sous la forme d'un tableau, décrire les forces intermoléculaires existant entre les molécules d'eau et chacune des six molécules.
- 4.5. Pour l'éthanol uniquement, justifier brièvement l'existence de chacune des forces intermoléculaires existant entre les molécules d'eau et celles d'éthanol.
- 4.6. Classer les six molécules de la moins soluble à la plus soluble dans l'eau. Signaler au besoin les solubilités semblables. Justifier votre classement.

5. Stéréochimie (12 points / 30 minutes)

Soit un antibiotique, la mupirocine, utilisé pour traiter des infections de la peau.



- 5.1. Analyser clairement et complètement la stéréochimie de cette molécule sur la formule squeletique (= topologique) *mupirocine* 5.A. du cahier de réponse. Justifier clairement vos choix. Préciser la configuration absolue chaque fois que c'est nécessaire. Pour plus de clareté, utiliser des couleurs.
- 5.2. En prenant en compte toutes les combinaisons possibles, combien de stéréoisomères correspondant à cette molécule existe-t-il au total?

Annexe 2 : tableau des rapports stœchiométriques (élèves de J. Henry)

RAPPORTS STŒCHIOMÉTRIQUES

$$\text{Rapports : } \frac{n}{\tau} = \frac{m}{\tau \cdot \Omega} = \frac{\vartheta}{\tau \cdot V} = \frac{T \cdot V}{\tau \cdot \Omega} = \frac{C \cdot V}{\tau} = \frac{N \cdot V}{v \cdot \tau} = \frac{E}{v \cdot \tau}$$

$$\text{Rapports : } E = v \cdot n = \frac{v \cdot m}{\Omega} = \frac{v \cdot \vartheta}{V} = \frac{v \cdot T \cdot V}{\Omega} = v \cdot C \cdot V = N \cdot V$$

SYMBOLES ET UNITÉS

symbole	nom de l'unité	unité
n	quantité chimique	mol
τ	quantité stœchiométrique	mol
m	masse	g
Ω	masse molaire	g/mol
ϑ	volume de gaz	L
V	volume molaire	L/mol
T	titre	g/L
V	volume de solution	L
C	concentration molaire [=molarité]	mol/L [=M]
N	concentration normale [=normalité]	éq/L [=N]
E	quantité d'équivalents/ nombre d'équivalents	éq
v	nombre de particules actives	éq/mol