

**EXAMEN DE MATURITA BLANCHE**  
**DES SECTIONS BILINGUES**  
**FRANCO-SLOVAQUES ET FRANCO-TSCHEQUES**

**Année scolaire 2004 - 2005**

---

**EPREUVE DE CHIMIE**

**Durée 3h**

---

Le sujet est constitué de cinq exercices indépendants. Les candidats peuvent donc les résoudre dans l'ordre qui leur convient, en rappelant le numéro de l'exercice et des questions qui s'y rapportent.

**PLAN DU SUJET :**

1. Questions de cours.....	REACTIONS ACIDE-BASES EN SOLUTION AQUEUSE
2. Document.....	ADOUCCISSEMENT ET DEMINERALISATION DE L'EAU
3. Problème.....	IDENTIFICATION D'ALCOOLS
4. Exercice à caractère expérimental	CONTROLE DE QUALITE D'UNE ASPIRINE SYNTHETISEE AU LABORATOIRE
5. Questionnaire à choix multiples	QUESTIONS SUR L'ENSEMBLE DU PROGRAMME

**LE BAREME DE CHAQUE EXERCICE EST LE SUIVANT :**

1. Questions de cours.....	20 POINTS
2. Document.....	10 POINTS
3. Problème.....	25 POINTS
4. Exercice à caractère expérimental	25 POINTS
5. Questionnaire à choix multiples	20 POINTS

Si au cours de l'épreuve un candidat repère ce qui lui semble une erreur d'énoncé, il le signale dans sa copie et poursuit sa composition en indiquant les raisons des initiatives qu'il est amené à prendre pour cela.

Les correcteurs tiendront compte des qualités de soin, de rédaction et de présentation.

Aucun document, formulaire ni table de valeurs n'est autorisé.

L'utilisation des calculatrices est autorisée dans les conditions prévues par la réglementation.

Chaque page de la copie sera numérotée en bas et au centre « page x/n », n étant le nombre total de pages.

**QUESTIONS DE COURS**

## REACTIONS ACIDE-BASES EN SOLUTION AQUEUSE

1. On dispose de solutions d'acide éthanóique, d'éthanoate de sodium, d'ammoniac et de chlorure d'ammonium de même concentration  $c = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$ .
  - a) Ecrire les équations des réactions de chacun de ces composés avec l'eau. En déduire quelles solutions sont acides et quelles solutions sont basiques.
  - b) Classer ces solutions par ordre de pH croissant en indiquant leur position par rapport à  $\text{pH} = 7$ . Justifier.
2. On mesure le pH de la solution d'acide éthanóique:  $\text{pH} = 2,9$   
On mesure de même le pH de la solution d'ammoniac  $\text{pH} = 11,0$ 
  - a) Exprimer et calculer la constante de la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau. Peut-on dire que l'acide éthanóique est un acide faible dans l'eau ?
  - b) Exprimer et calculer la constante de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. Peut-on dire que l'ammoniac est une base faible dans l'eau ?
3. On mélange des volumes égaux d'acide éthanóique et de la solution d'ammoniac.
  - a) Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
  - b) Sans faire de calcul, peut-on prévoir si la réaction est totale ? Justifier.
4. On mélange des volumes égaux de la solution de chlorure d'ammonium et de la solution d'acétate de sodium.
  - a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
  - b) Sans faire de calcul, peut-on prévoir si la réaction est totale ? Justifier.

Données:  $\text{pK}_A(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

$\text{pK}_A(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$

## EXPLOITATION de DOCUMENT

Lire entièrement le texte ci-dessous avant de répondre aux questions

### ADOUCCISSEMENT ET DEMINERALISATION DE L'EAU

L'eau du robinet, bien que potable, n'est pas pure: elle contient des gaz et des minéraux dissous. La solubilité des gaz dans l'eau diminue fortement lorsque la température s'élève; l'ébullition prolongée de l'eau permet d'éliminer les principaux gaz ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $CO_2$ ) présents dans les eaux naturelles. Des anions tels que les ions chlorure, nitrate, sulfate, carbonate et hydrogénocarbonate, et des cations tels que les ions sodium, potassium, magnésium et calcium sont présents dans la plupart des eaux. Leurs concentrations respectives dépendent du lieu d'extraction de l'eau: une eau contenant beaucoup d'ions calcium ou d'ions magnésium est dite dure.

Une eau dure empêche les savons de mousser et entartre les canalisations par formation de précipités de carbonate de calcium ou de magnésium: il est nécessaire de l'adoucir. Un autre traitement de l'eau est sa déminéralisation. Une eau déminéralisée est utilisée au laboratoire pour une préparation de solutions aqueuses de concentrations précises. Après l'ajout de savon, une eau déminéralisée est caractérisée par un pouvoir moussant important.

Pour adoucir une eau, on utilise des résines échangeuses d'ions. Adoucir une eau consiste à remplacer les ions calcium ou magnésium par des ions sodium. Pour cela, on fait passer l'eau dure sur une résine cationique porteuse d'ions sodium. L'équation-bilan de cette réaction s'écrit:



Après un certain temps, l'échangeur de cations contient de plus en plus d'ions calcium ou magnésium et il perd sa capacité à adoucir l'eau. Le passage d'une solution concentrée de chlorure de sodium permet ensuite de régénérer la résine :



Il faut utiliser presque 200 g de chlorure de sodium pour régénérer 1 L de résine.

Déminéraliser une eau consiste à éliminer la plupart des ions naturellement présents dans l'eau. A cette fin, on fait passer l'eau au travers de deux résines, l'une cationique de type acide, l'autre anionique de type basique.

Répondre aux questions suivantes :

1. Comment peut-on facilement éliminer les gaz dissous dans une eau naturelle ?
2. Quelle est la différence entre une eau adoucie et une eau déminéralisée du point de vue de la teneur en ions ?
3. Quel est l'intérêt pratique de l'eau déminéralisée au laboratoire ?
4. Comparer le comportement d'une eau dure et d'une eau déminéralisée dans lesquelles on a introduit du savon.
5. Décrire, en une phrase, ce qu'il faut faire pour déminéraliser une eau.

**PROBLEME DE CHIMIE ORGANIQUE****IDENTIFICATION D'ALCOOLS**

Les parties A, B, C sont indépendantes.

**Partie A**

- a) Quelles sont les formules semi-développées des alcools à chaînes linéaires de formule brute  $C_4H_{10}O$ . Les nommer.
- b) On dispose de trois de ces isomères désignés respectivement par A, B et C. Pour les identifier, on les traite par une solution acide de bichromate de potassium en défaut. Les résultats observés sont résumés dans le tableau suivant (la couleur de la solution indiquée dans le tableau est celle qui est obtenue après la réaction) :

Isomère	A	B	C
Couleur de la solution	verte	orangée	verte

Donner la formule semi-développée de B en justifiant votre réponse.

- c) On nomme respectivement  $A_1$ ,  $A_2$  et  $C_1$  les composés provenant de l'oxydation des alcools A et C. On pratique sur les produits  $A_1$ ,  $A_2$  et  $C_1$  les tests dont les résultats figurent dans le tableau ci-dessous :

Réactif	Test 1 : 2,4-D.N.P.H.	Test 2 : liqueur de Fehling
$A_1$	positif	positif
$A_2$	négatif	négatif
$C_1$	positif	négatif

Quel groupe fonctionnel met-on en évidence lorsque le test 1 est positif ?

- d) Quel groupe fonctionnel met-on en évidence à l'aide du test 2 ? En déduire la formule semi-développée et le nom de  $A_1$  sachant que son squelette ne comporte pas de ramification.
- e) Quelle est la nature du composé  $A_2$  ? En donner la formule semi-développée et le nom.
- f) En déduire, en donnant les justifications nécessaires, les formules semi-développées des alcools isomères A et C.

**Partie B :**

La législation actuelle autorise l'addition d'éthanol à l'essence, la proportion d'éthanol étant limitée à 5% en volume. Afin de déterminer si un carburant, contenant de l'éthanol, est conforme à cette législation, on traite 20 mL de ce carburant par une solution titrée de permanganate de potassium en milieu fortement acide. Seul l'éthanol est alors oxydé en acide éthanoïque. On constate qu'il faut ajouter 24 mL de la solution de permanganate à  $0,4 \text{ mol.L}^{-1}$  pour obtenir une coloration rose persistante.

- a) Écrire l'équation-bilan de l'oxydation de l'éthanol par les ions permanganate.
- b) Déterminer la quantité d'éthanol contenu dans l'échantillon dosé.
- c) En déduire la proportion, en volume, d'éthanol contenu dans le carburant étudié. Est-il conforme à la législation ?

**Partie C :**

On abandonne à l'air 1 litre de vin qui titre  $11^\circ$  ( $11^\circ$  Gay Lussac indiquant la teneur du vin en alcool, un vin titre  $11^\circ$  Gay Lussac si 100 mL de ce vin contiennent 11 mL d'alcool pur).

- a) écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu,
- b) en admettant que le rendement de l'oxydation biologique qui se produit soit de 75% , déterminer la masse d'acide éthanoïque que l'on peut ainsi obtenir.

**Données relatives à l'ensemble du problème:**

Masse volumique de l'éthanol :  $790 \text{ kg.m}^{-3}$

Masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{H}) = 1$  ,  $M(\text{C}) = 12$  ,  $M(\text{O}) = 16$ .

Couleur de la solution acide de bichromate de potassium : orangée

## EXERCICE A CARACTERE EXPERIMENTAL

### CONTROLE DE QUALITE D'UNE ASPIRINE SYNTHETISEE AU LABORATOIRE

Des élèves souhaitent élaborer au laboratoire des comprimés d'aspirine équivalents à ceux du commerce. Ils comptent procéder en plusieurs étapes : synthèse de l'aspirine et purification, vérification de la pureté de l'aspirine, préparation des comprimés et dosage d'un échantillon.

#### 1. SYNTHESE DE L'ASPIRINE

Les élèves synthétisent l'acide acétylsalicylique (ou aspirine) par réaction de  $m_1 = 10,00$  g d'acide salicylique avec  $V_2 = 15,0$  mL d'anhydride éthanoïque de masse volumique  $\mu_2 = 1,08$  g.mL<sup>-1</sup>. Cette synthèse se fait par reflux.

- 1.1. Ecrire l'équation de la réaction (on utilisera les formules brutes). Donner ses caractéristiques.
- 1.2. Faire le schéma annoté du chauffage à reflux. Quel est son utilité ?
- 1.3. La synthèse est réalisée en ajoutant quelques gouttes d'acide sulfurique au milieu réactionnel. Quel est son rôle ?
- 1.4. Calculer les quantités de matière initiales des réactifs (en mole). Ces quantités sont-elles stœchiométriques ?
- 1.5. Déterminer la masse maximale  $m_{\max}$  d'aspirine que les élèves peuvent fabriquer.
- 1.6. A la fin de la synthèse, les élèves purifient l'aspirine. Ils obtiennent une masse  $m_{\text{exp}} = 9,80$  g. Calculer le rendement de la synthèse.

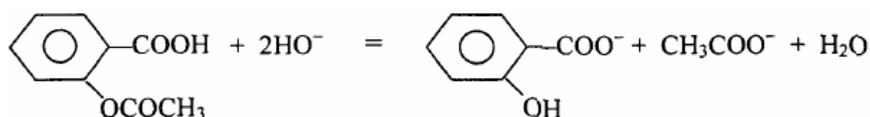
#### 2. DOSAGE DE L'ASPIRINE :

On prélève 1,00 g de l'aspirine fabriqué précédemment et on en effectue un dosage indirect:

- on réalise l'hydrolyse de l'ester par un excès d'ions HO<sup>-</sup>
- les ions HO<sup>-</sup> en excès sont dosés à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique.

Dans un erlenmeyer, on place 1,00 g d'aspirine, on ajoute un volume  $V_0 = 20,0$  mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_0 = 1,00$  mol.L<sup>-1</sup> et environ 20 mL d'eau. L'ensemble est chauffé à reflux pendant 10 minutes. La solution obtenue est appelée S<sub>1</sub>.

L'équation de la réaction correspondante est :



Après refroidissement, le contenu de l'erlenmeyer est versé dans une fiole jaugée de 250 mL.

De l'eau distillée est versée jusqu'au trait de jauge : soit S<sub>2</sub> la solution obtenue.

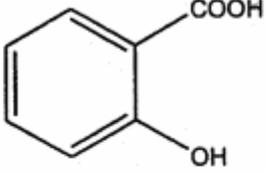
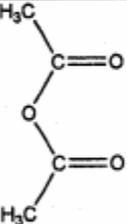
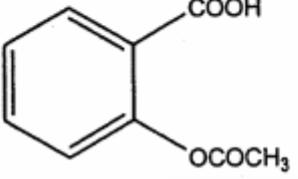
A l'aide d'une pipette jaugée, on prélève 10,0 mL de solution S<sub>2</sub> que l'on verse dans un bécher. On ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine.

Le dosage des ions HO<sup>-</sup> présents en excès dans S<sub>2</sub> est réalisé par une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 5,00 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>. Le volume versé à l'équivalence est  $V_1 = 7,4$  mL.

- 2.1. Indiquer la couleur prise par l'indicateur coloré lors du virage.
- 2.2. Calculer la quantité de matière  $n_0$  d'ions HO<sup>-</sup> ajoutés à l'aspirine pour fabriquer S<sub>1</sub>.
- 2.3. Ecrire l'équation de la réaction de dosage entre les ions HO<sup>-</sup> et l'acide chlorhydrique.

- 2.4. Calculer la quantité de matière  $n_1$  d'ions  $\text{HO}^-$  dosés par l'acide chlorhydrique.  
En déduire la quantité de matière  $n_2$  d'ions  $\text{HO}^-$  en excès dans la solution  $S_1$ .
- 2.5. Calculer la quantité de matière  $n_{\text{asp}}$  ( $n_{\text{asp}} = (n_0 - n_2) / 2$ ) puis la masse d'aspirine initialement présente dans la solution  $S_1$ .
- 2.6. Comparer la valeur trouvée à la valeur attendue. Justifier l'écart observé.

Données :

Espèce chimique	Formule	Masse molaire ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
acide salicylique		138
anhydride éthanoïque		102
acide acétylsalicylique (aspirine)		180

**QUESTIONNAIRE A CHOIX MULTIPLES**

Le candidat répond en précisant dans sa copie le numéro de la question et la lettre correspondant à la réponse correcte. Aucune justification n'est demandée.

Il n'y a qu'une seule bonne réponse par question.

- Un atome a pour structure électronique :  $(K)^2(L)^6$ . Quelle est sa place dans la classification périodique?
  - ligne L, sixième colonne
  - sixième ligne, huitième colonne
  - deuxième ligne, sixième colonne
  - sixième ligne, deuxième colonne
  - deuxième ligne, huitième colonne
- Le nombre d'atomes qu'il y a dans 12 g de  $^{12}\text{C}$  est
  - inférieur au nombre d'Avogadro
  - supérieur au nombre d'Avogadro
  - $6,022 \cdot 10^{23}$
  - $6,022 \cdot 10^{-23}$
  - $6,022 \cdot 10^{24}$
- L'acide chlorhydrique n'attaque pas
  - Al
  - Zn
  - Fe
  - Sn
  - Ag
- Les couples suivants sont classés par pouvoir réducteur croissant  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} < \text{H}^+/\text{H}_2 < \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} < \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$   
Parmi ces affirmations une seule est fausse. Laquelle?
  - le fer réagit avec la solution de sulfate de cuivre
  - le zinc réagit avec la solution de sulfate de cuivre
  - le zinc réagit avec la solution d'acide chlorhydrique
  - le cuivre réagit avec la solution de sulfate de fer
  - le zinc réagit avec la solution de sulfate de fer
- Une électrolyse à anode soluble
  - réalise le transport du métal de la cathode sur l'anode
  - réalise le transport du métal de l'anode sur la cathode
  - utilise les deux électrodes en platine
  - conduit à un dégagement de dihydrogène à la cathode
  - conduit à un dégagement de dihydrogène à l'anode
- Dans une réaction redox, le réducteur est une espèce
  - qui s'oxyde
  - qui se réduit
  - qui capte des électrons
  - qui diminue son nombre d'oxydation
  - qui peut à la fois capter ou céder des électrons
- Le produit ionique de l'eau à la température de  $37^\circ\text{C}$  est égal à  $2,4 \cdot 10^{-14}$ . Quel est le pH correspondant à la neutralité à  $37^\circ\text{C}$ ?
  - 7
  - 7,19
  - 8
  - 6,81
  - 6
- Lorsqu'on dilue une solution d'acide faible
  - la réaction avec l'eau est plus limitée
  - le coefficient d'ionisation de l'acide augmente
  - le coefficient d'ionisation de l'acide diminue
  - le coefficient d'ionisation reste constant
  - l'équilibre ne change pas

9. La réaction de l'acide éthanoïque ( $pK_A (CH_3COOH / CH_3COO^-) = 4,8$ ) avec l'hydroxyde de sodium est :
- limitée
  - quasi totale
  - très limitée
  - avancée
  - peu avancée
10. La constante d'acidité du couple A / B est
- la constante d'équilibre
  - la constante d'équilibre réduite associée à la réaction de l'acide A avec l'eau
  - la constante d'équilibre associée à la réaction de la base B avec l'eau
  - indépendante de la température
  - la constante de la réaction
11. Comment améliorer le rendement d'une estérification?
- par élévation de la température
  - par emploi d'un catalyseur
  - en utilisant des solutions plus concentrées
  - en ajoutant de l'eau
  - par excès de l'un des réactifs
12. Un octet d'électrons se trouve sur la couche externe de l'atome de :
- He
  - O
  - F
  - Ne
  - N
13. Le 1,3 – dichlorobenzène est :
- obtenu au cours d'une réaction qui conserve le caractère aromatique
  - obtenu au cours d'une réaction qui supprime le caractère aromatique
  - obtenu par addition
  - aussi appelé paradichlorobenzène
  - obtenu par substitution d'atomes de carbone
14. On dissout 4g d'hydroxyde de sodium dans 100 mL d'eau que l'on verse dans une fiole jaugée de  $V = 250$  mL que l'on complète d'eau. Quelle est la concentration de la solution obtenue?  $M (NaOH) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$
- $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$
  - $4,00 \text{ mol.L}^{-1}$
  - $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$
  - $2,50 \text{ mol.L}^{-1}$
  - $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$
15. Le produit majoritaire de la réaction entre le propène et le chlorure d'hydrogène est le :
- 1-chloropropane
  - 2-chloropropane
  - 1,2-dichloropropane
  - 2-chloropropène
  - 1-chloropropène
16. Les corps gras sont des :
- triesters du glycérol et d'acides gras
  - carboxylates d'acides gras
  - triesters du glycérol et d'acides carboxyliques
  - esters
  - carboxylates de sodium

17. Le composé de formule  $\text{CH}_3\text{CON}(\text{CH}_3)_2$  est
- une amine tertiaire
  - un amide
  - un amide N-monosubstitué
  - un amide N,N-disubstitué
  - une amine secondaire
18. Choisir une réaction rapide et totale pour préparer le propanoate de méthyle
- l'acide propanoïque avec le méthanol
  - l'acide méthanoïque avec le propan-1-ol
  - l'anhydride propanoïque avec le méthanol
  - le chlorure de méthanoyle avec le propan-1-ol
  - l'anhydride méthanoïque avec le propan-1-ol
19. Une solution tampon de  $\text{pH} = \text{pK}_A$  peut constituer une solution contenant
- 2 mol d'acide éthanoïque et 1 mole d'éthanoate de sodium
  - 2 mol d'acide chlorhydrique et 1 mole de chlorure de sodium
  - 2 mol d'acide chlorhydrique et 1 mol d'éthanoate de sodium
  - 1 mol d'acide chlorhydrique et 2 mol d'éthanoate de sodium
  - 1 mol d'acide chlorhydrique et 1 mol d'éthanoate de sodium
20. Au cours de la réaction entre l'ion permanganate et l'acide oxalique, catalysée par les ion  $\text{Mn}^{2+}$ , la vitesse de formation de l'ion  $\text{Mn}^{2+}$
- augmente
  - diminue
  - passé par un maximum
  - passé par un minimum
  - est constante