XXIVes Olympiades Nationales de la Chimie 2008

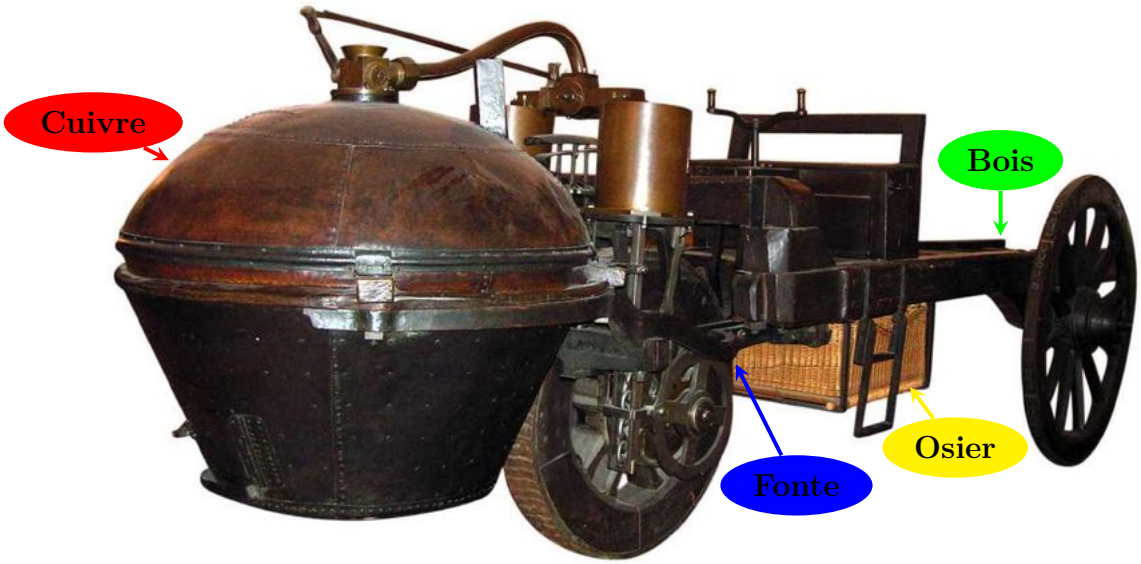
Thème : "chimie, transport et développement durable"

Olympiades Nationales de la Chimie

Questionnaire relatif à la conférence

de Madame Duygu Kahraman, Monsieur Sylvain Charbonnel et Monsieur Guillaume Meunier

Les matériaux d'aujourd'hui et de demain dans l'automobile



Le Fardier de Joseph Cugnot - 1770

7,25 mètres de long, 2,8 tonnes à vide, 8 tonnes en charge

3,5 à 4 kilomètres par heure au maximum, autonomie de 15 minutes...

Examinons maintenant les voitures automobiles du XXIème siècle ...

Durée : 1 heure 15 minutes

Le sujet comporte quatre parties indépendantes qui seront traitées par tous les candidats. Les notes personnelles prises pendant la conférence et les documents remis peuvent être consultés durant l'épreuve. L'utilisation des calculatrices alphanumériques est autorisée.
Quelques données utiles à la résolution des questions sont regroupées au début du sujet.
Sur les feuilles-réponses, les numéros des questions sont identiques à ceux qui figurent sur le sujet. Ces feuilles-réponses seront remises aux examinateurs à la fin de l'épreuve. Le questionnaire, les documents et les notes personnelles pourront être conservés.
Toutes les questions sont, dans une large mesure, indépendantes, les dernières ne sont pas nécessairement les plus difficiles ! Le sujet est long, mais la longueur est la même pour chacun des participants...

Bon travail !

Sommaire

1. Préambule **3**

2. Les métaux **4**
2.1. L'acier et la fonte 4
2.2. Le zinc 4
2.3. L'électrozingage 5
2.4. L'aluminium 6

3. Le revêtement des véhicules **7**
3.1. Analyse de la chaîne industrielle de pose des revêtements 7
3.2. La phosphatation 8
3.3. La cataphorèse 9

4. Les polymères **11**
4.1. Le polypropylène 11
4.2. Le polyméthacrylate de méthyle 11
4.3. Le polyamide 6,6 11
4.4. Les polyuréthannes 12
4.5. Les matériaux verts 12

Données

- Constante des gaz parfaits : $R = 8,314\ \mathrm{J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}$
- $1\,\mathrm{bar} = 1 \times 10^5\ \mathrm{Pa}$
- Volume molaire du gaz parfait sous une pression de $1,013 \times 10^5\,\mathrm{Pa}$ et à une température de $298\,\mathrm{K}$: $V_m = 2,45 \times 10^{-2}\,\mathrm{m^3}$
- Masses molaires atomiques M :

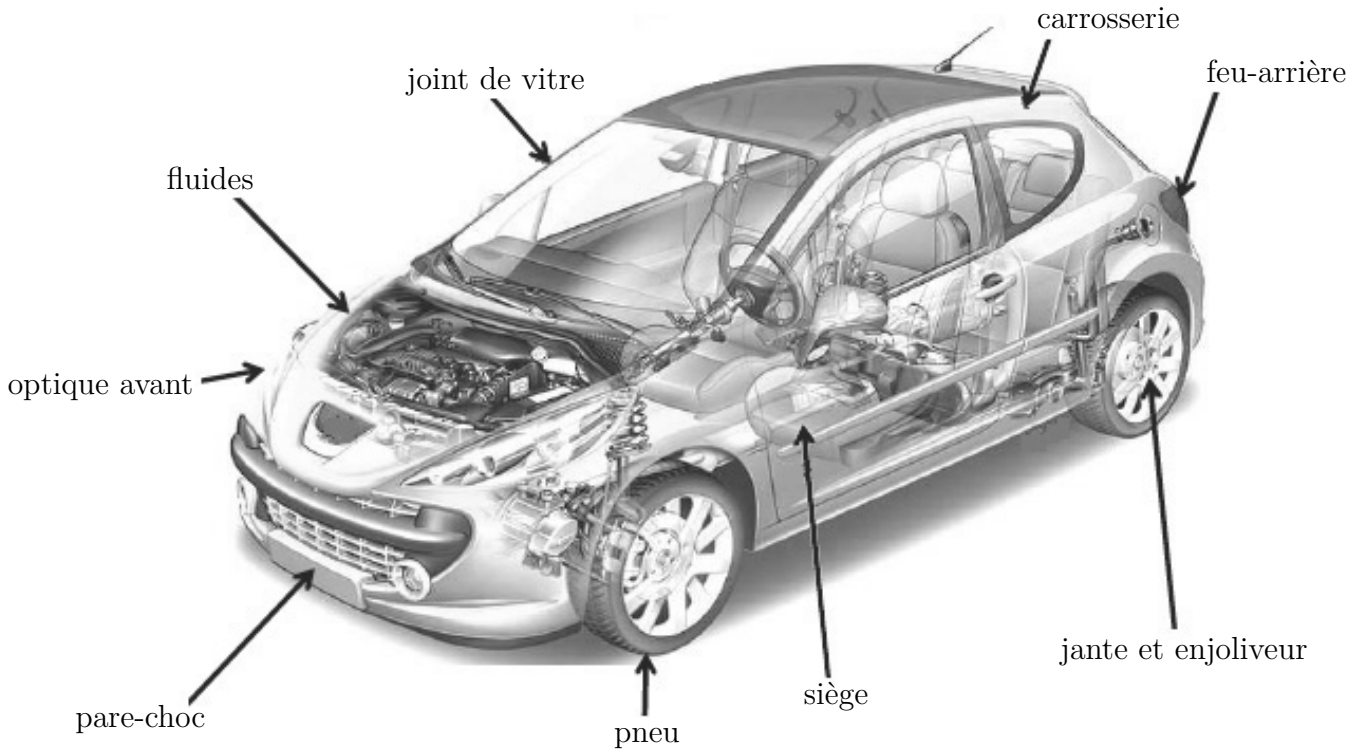
Élément	H	C	N	O	Aℓ	Mn	Fe	Zn
$\dfrac{M}{[\mathrm{g \cdot mol^{-1}}]}$	1,0	12,0	14,0	16,0	27,0	54,9	55,8	65,4

D'autres données seront fournies au fur et à mesure des besoins.

Les véhicules automobiles assurent la majorité des transports quotidiens des habitants des pays dits développés. Ils donnent une grande liberté à l'utilisateur.
Il faut trouver un équilibre délicat dans la fabrication des automobiles : elle doit être la moins polluante et la moins onéreuse possible. Il convient également de ralentir le vieillissement des matériaux utilisés.
Le sujet porte sur la fabrication, la protection et l'utilisation des différents matériaux – métaux et polymères – utilisés actuellement dans l'industrie automobile.

1. Préambule

Comme le montre la figure ci-dessous, une automobile est constituée d'une multitude de pièces.



1.1. Pour chacune des pièces indiquées dans le tableau de la feuille-réponse, préciser, en cochant la case correspondante, s'il s'agit d'un métal ou d'un polymère organique.

1.2. Citer trois fluides pouvant se trouver dans le compartiment moteur d'une voiture.

1.3. Pour chacun des éléments présentés sur le schéma ci-dessus, choisir dans la liste ci-après, au moins un matériau constitutif principal possible.
Matériaux proposés : acier galvanisé, aluminium, polypropylène, polyméthacrylate de méthyle, résine époxy, polycarbonate, caoutchouc, polyamide-6,6, EPDM (caoutchouc éthylène propylène diène), polyuréthanne.

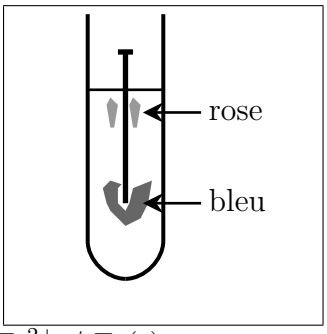
2. Les métaux

L'acier des carrosseries des voitures peut être oxydé par le dioxygène de l'air, surtout en milieu humide et salé. Pour le protéger, on le recouvre de zinc, par exemple par électrozingage, opération durant laquelle du zinc est déposé par électrolyse.

2.1. L'acier et la fonte

2.1.1. Donner les deux principaux constituants de la fonte et de l'acier.
Indiquer ce qui distingue la fonte de l'acier.

2.1.2. Le fer se corrode facilement en présence de dioxygène. Afin de mettre en évidence l'oxydation du fer, on réalise l'expérience suivante.
Dans un tube à essais, on plonge un clou en fer bien décapé dans un gel en prenant garde de laisser l'extrémité supérieure du clou à l'air libre. Le gel contient de l'eau, un indicateur qui bleuit en présence d'ions fer (II) et de la phénolphtatéine qui devient rose en milieu basique.
Après quelques heures d'attente, on observe une coloration rose près de la surface du gel et une coloration bleue autour de la pointe du clou.

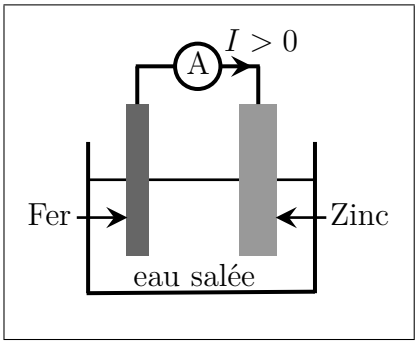


Les couples oxydant / réducteur en présence sont $O_2(g)$ / HO^- et Fe^{2+} / Fe(s).

2.1.2.1. Indiquer où se déroule l'oxydation du fer d'une part et la réduction du dioxygène d'autre part.

2.1.2.2. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu lors de cette expérience.

2.1.3. Le montage ci-contre illustre l'intérêt de l'association de l'acier et du zinc.
Une électrode de fer et une électrode de zinc sont plongées dans une solution d'eau salée. Elles sont reliées à un milliampèremètre. On observe le passage d'un courant d'intensité positive du fer vers le zinc.
Les couples oxydant - réducteur susceptibles d'intervenir sont :
Zn^{2+} / Zn(s) Fe^{2+} / Fe(s) $O_2(g)$ / HO^-



2.1.3.1. Indiquer l'espèce réduite et préciser à quelle électrode (fer ou zinc) se déroule la réduction.

2.1.3.2. En déduire le métal qui est corrodé.
Expliquer pourquoi on parle de « protection du fer par anode sacrificielle ».

2.2. Le zinc

L'obtention du zinc se fait à partir d'un minerai qui contient de la blende (sulfure de zinc ZnS). Le procédé présente de nombreuses opérations, en particulier le grillage du minerai et la réduction de l'oxyde de zinc.

2.2.1. Grillage du minerai
Le minerai est oxydé par chauffage de 900 à 1100 °C en présence d'air.
Écrire l'équation de la réaction d'oxydation du sulfure de zinc en oxyde de zinc (ZnO) et en dioxyde de soufre par le dioxygène.

2.2.2. Réduction de l'oxyde de zinc

Pour obtenir le zinc métallique, il faut réduire l'oxyde de zinc.
Cette réduction s'effectue :
- soit par voie sèche : pyrométallurgie (10 % de la production) ;
- soit en milieu aqueux : hydrométallurgie (90 % de la production).

2.2.2.1. ***Pyrométallurgie***

À une température comprise entre 1280 et 1320 °C, l'oxyde de zinc est réduit en zinc par le monoxyde de carbone gazeux.
Écrire l'équation de la réaction entre l'oxyde de zinc et le monoxyde de carbone.

2.2.2.2. ***Hydrométallurgie***

Le zinc métallique est obtenu par *électrolyse* d'une solution aqueuse contenant des ions Zn^{2+}.

2.2.2.2.1. La solution à électrolyser résulte de la dissolution de l'oxyde de zinc dans une solution aqueuse d'acide sulfurique, c'est la *lixiviation*.
Écrire l'équation de la réaction entre ZnO(s) et les ions H_3O^+(aq).

2.2.2.2.2. Avant de procéder à l'électrolyse pour obtenir du zinc, on réalise l'élimination des ions Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+}, Ni^{2+}, etc.
Expliquer brièvement pourquoi il faut réaliser cette purification préalable.

2.2.2.2.3. L'électrolyse de la solution purifiée est réalisée entre 30 et 40 °C.
À l'anode en plomb, l'eau est oxydée en dioxygène.
À la cathode en aluminium, les ions Zn^{2+} sont réduits en zinc métallique.
Écrire les équations des réactions correspondantes.

2.3. L'électrozingage

L'électrozingage permet le dépôt du zinc à la surface d'une pièce par électrolyse.
L'électrolyte est une solution de chlorure d'ammonium et de zinc de formule $Zn(NH_4)C\ell_3$.
Une des électrodes est une lame de zinc, l'autre la plaque d'acier à traiter.
Les électrodes sont reliées à un générateur de tension continue.
L'intensité du courant lors de cette électrolyse est $I = 1,00$ kA.

Données :
- Couples oxydant - réducteur :

O_2(g) / H_2O	H_2O / H_2(g)	Fe^{2+} / Fe(s)
Zn^{2+} / Zn(s)	$C\ell_2$(g) / $C\ell^-$	

- $1,00\,\mathcal{F} = 9,65 \times 10^4\ \mathrm{C \cdot mol^{-1}}$

2.3.1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure d'ammonium et de zinc dans l'eau.

2.3.2. Faire un schéma du montage incluant l'électrolyseur et le générateur, en précisant l'anode et la cathode, le sens de circulation du courant et celui des électrons.

2.3.3. Écrire l'équation de réduction des ions Zn^{2+}. Indiquer à quelle électrode elle a lieu.

2.3.4. Nommer les gaz susceptibles de se former à chacune des électrodes.

2.3.5. On détermine la durée de l'électrolyse.

2.3.5.1. Calculer la durée, en secondes, de l'électrolyse pour le dépôt d'une masse de zinc $m = 700$ g.

2.3.5.2. En réalité des réactions secondaires se produisent aux électrodes. Le rendement de dépôt du zinc est en conséquence $r = 90,0\,\%$.
Calculer la durée réelle, en secondes, de l'électrolyse.

2.3.6. On constate que si le dépôt de zinc recouvrant l'acier présente une imperfection, la protection reste cependant efficace.
En déduire qui, du zinc ou du fer, est le métal le plus facile à oxyder.

2.4. L'aluminium

Pour alléger la masse des véhicules, l'aluminium figure au premier rang des métaux de substitution. L'aluminium est produit par électrolyse de l'alumine ($A\ell_2O_3$), extraite principalement de son minerai naturel (la bauxite).
L'alumine est dissoute dans un bain fluoré d'électrolyse entre 950 et 1000 °C. Il se produit la réaction (simplifiée) suivante :

$$A\ell_2O_3 \;=\; 2\,A\ell^{3+} + 3\,O^{2-}$$

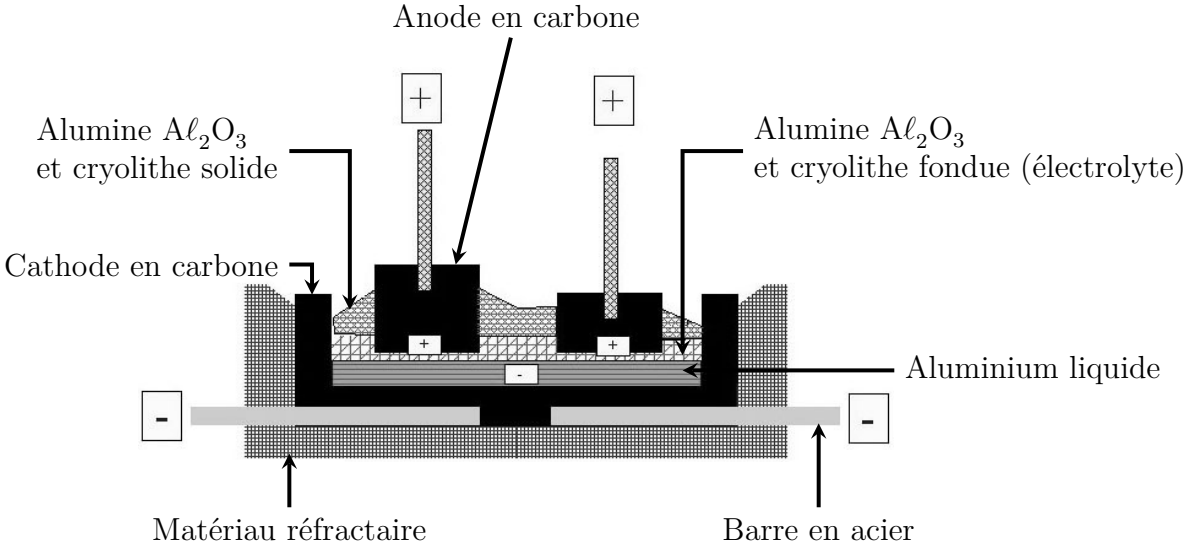
Un courant électrique circule entre l'anode et la cathode.
L'aluminium se forme à la cathode, où il se rassemble dans une nappe d'aluminium liquide, selon la réaction :

$$A\ell^{3+} + 3\,e^- \;=\; A\ell\,(l)$$

À l'anode en carbone, le dioxyde de carbone gazeux se dégage sous forme de grosses bulles qui s'échappent dans l'atmosphère :

$$C + 2\,O^{2-} \;=\; CO_2(g) + 4\,e^-$$

Le schéma de principe de cette électrolyse est représenté ci-dessous.



2.4.1. Établir le bilan de la réaction globale entre l'alumine et le carbone.

2.4.2. Calculer la masse minimale de bauxite nécessaire à la production d'une tonne d'aluminium sachant que la bauxite utilisée renferme $60,0\,\%$ d'alumine.

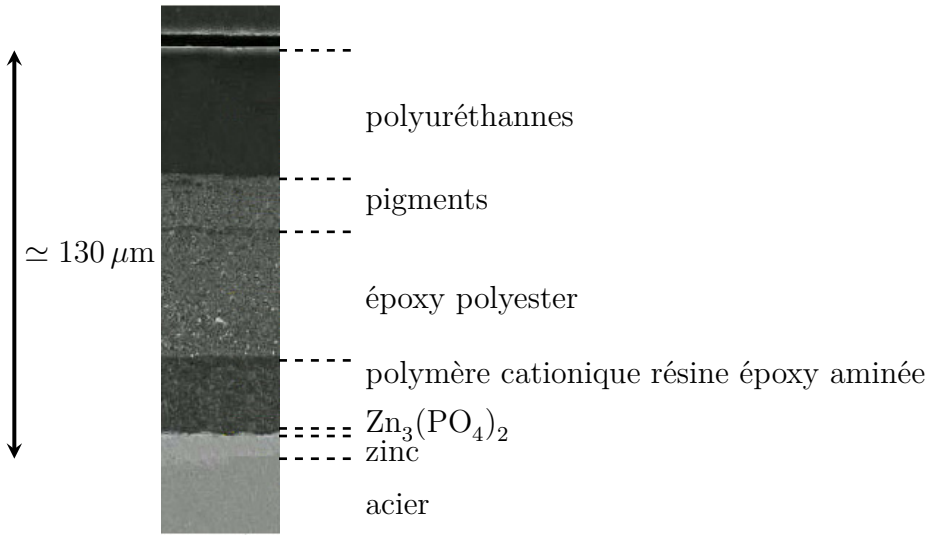
2.4.3. Calculer la quantité minimale de matière de dioxyde de carbone libérée et le volume correspondant mesuré à 298 K et sous la pression $P = 1,013 \times 10^5$ Pa, lors de la production d'une tonne d'aluminium.

3. Le revêtement des véhicules

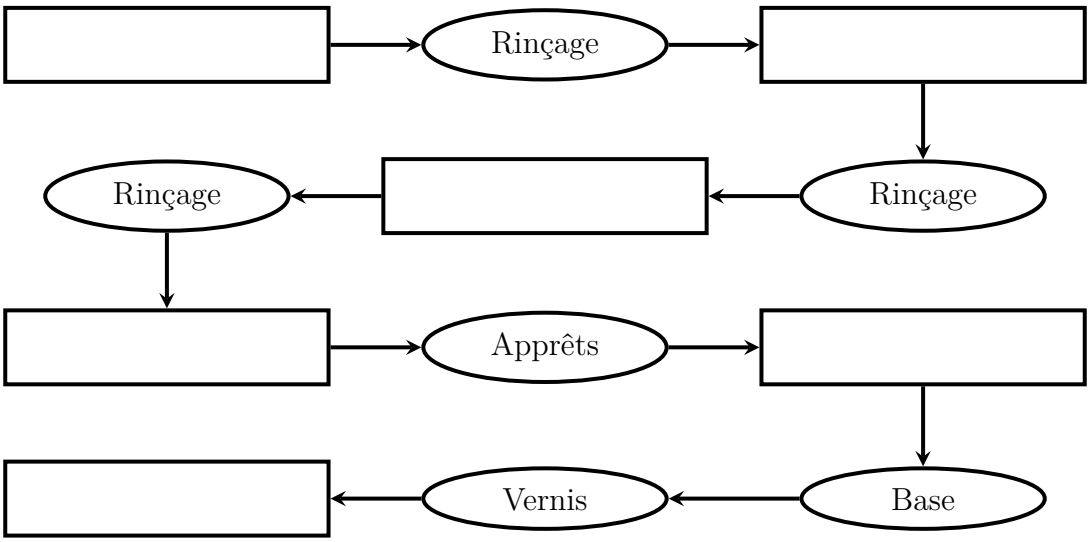
Les parties métalliques d'un véhicule doivent être revêtues de diverses couches protectrices. Les pièces métalliques sont assemblées pour donner un véhicule dit ferré. Le véhicule est alors revêtu de diverses couches de protection et de décoration.

3.1. Analyse de la chaîne industrielle de pose des revêtements

On donne ci-dessous la vue en coupe d'un morceau de carrosserie du véhicule. Pour chaque couche, les constituants principaux sont indiqués.



La chaîne industrielle de revêtement d'un véhicule est schématisée sur l'organigramme ci-dessous.



3.1.1. Sur la feuille-réponse, remplir les cases vides de l'organigramme avec les noms des différentes opérations se succédant pour passer du véhicule ferré au véhicule complètement revêtu.
Les opérations proposées sont les suivantes : cataphorèse, cuisson, dégraissage, phosphatation.
Certaines de ces opérations peuvent avoir lieu plusieurs fois.

3.1.2. Donner le nature du constituant chimique principal contenu dans la base.
Préciser son rôle.

3.2. La phosphatation

L'opération de phosphatation s'accompagne du passage dans un bain. Pour un bon déroulement de l'opération, il faut contrôler la concentration en diverses espèces chimiques, comme les ions nitrite et les ions manganèse.

3.2.1. Dosage des ions nitrite

On se propose de déterminer la teneur en ions nitrite NO_2^- d'un bain de phosphatation.
La prise d'essai est, dans un premier temps, oxydée par un excès d'ions permanganate MnO_4^-.
Les ions permanganate en excès sont ensuite dosés par les ions fer (II) Fe^{2+}.
Mode opératoire :

- Étape 1 : on prélève un volume $V_S = 100,0$ mL de solution **S** constituant le bain, que l'on refroidit à température ambiante.
  On s'assure de l'absence d'ions Fe^{2+} dans le prélèvement.
- Étape 2 : on ajoute un excès d'acide sulfurique concentré et un volume $V_P = 20,0$ mL de solution de permanganate de potassium de concentration $C_P = 2,00 \times 10^{-2}$ mol $\cdot$ L^{-1}.
- Étape 3 : on dose l'excès d'ions permanganate par une solution acidifiée d'ions Fe^{2+} de concentration $C_F = 1,00 \times 10^{-1}$ mol $\cdot$ L^{-1}, que l'on place dans une burette.
  L'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_E = 11,3$ mL.

Données :

- Couples oxydant - réducteur :
  NO_3^- / NO_2^- $\quad$ MnO_4^- / Mn^{2+} $\quad$ Fe^{3+} / Fe^{2+}
- Masse molaire ionique de NO_2^- : $46,0$ g $\cdot$ mol^{-1}
- Aux concentrations utilisées, tous les ions sont incolores, sauf les ions permanganate qui sont de couleur violette.

3.2.1.1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit entre les ions NO_2^- et les ions MnO_4^-.

3.2.1.2. Indiquer pourquoi il nécessaire d'ajouter de l'acide sulfurique concentré.

3.2.1.3. Préciser si la coloration du milieu réactionnel change au cours de l'étape 2.
Si oui, indiquer le changement de couleur correspondant.

3.2.1.4. Écrire l'équation de la réaction de dosage.

3.2.1.5. Expliquer comment on repère l'équivalence.

3.2.1.6. Calculer la quantité de matière d'ions permanganate en excès, notée n_e.

3.2.1.7. Calculer la quantité de matière d'ions permanganate qui a réagi avec les ions nitrite, notée n_r.

3.2.1.8. En déduire la quantité de matière, notée n_S, d'ions nitrite dans le volume $V_S = 100,0$ mL de solution **S**.

3.2.1.9. Calculer les concentrations molaire, C_S, et massique, t_S, en ions nitrite dans le bain de phosphatation.

3.2.1.10. Expliquer pourquoi il est nécessaire de s'assurer de l'absence d'ions Fe^{2+} dans la solution **S** avant d'effectuer le dosage.

3.2.2. Dosage des ions manganèse par absorption atomique

Pour doser un élément chimique par absorption atomique, il faut chauffer fortement l'échantillon analysé pour atomiser tous les constituants présents.
On irradie ensuite le gaz atomique obtenu par une onde monochromatique que l'élément recherché peut absorber. On enregistre l'absorbance A.
On envisage le dosage du manganèse dans un échantillon.

3.2.2.1. Indiquer l'élément chimique que la source lumineuse utilisée doit contenir pour l'irradiation du gaz atomique lors du dosage de l'élément manganèse.

3.2.2.2. Ce dosage nécessite la préparation de solutions de concentrations connues en ions manganèse (II).
On dissout une masse m de nitrate de manganèse $Mn(NO_3)_2$ dans un mélange d'acides.
On introduit la solution obtenue dans une fiole jaugée de volume $V = 500\,\text{mL}$.
On complète au trait de jauge avec de l'eau distillée.
On obtient la solution mère S_0.
Calculer la masse m de nitrate de manganèse à dissoudre pour que la solution-mère ait une concentration massique $C_{m0} = 1,00\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions Mn^{2+}.
Données : masse molaire de $Mn(NO_3)_2$: $M = 178,9\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

3.2.2.3. On introduit un volume V_P de la solution mère S_0 dans une fiole jaugée de volume $V_F = 100,0\,\text{mL}$, on complète au trait avec de l'eau. On prépare ainsi sept solutions filles (notées S_1 à S_7).
Calculer la valeur du volume V_P pour obtenir la solution fille S_1 de concentration $C_{m1} = 0,200\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
Indiquer l'instrument utilisé pour le prélèvement du volume V_P.

3.2.2.4. On mesure l'absorbance A_i de chaque solution fille de concentration massique C_{mi}.
Les valeurs de A_i en fonction de C_{mi} sont données dans le tableau suivant.

S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6	S_7
$C_{mi}/[\text{g}\cdot\text{L}^{-1}]$	$0,200$	$0,300$	$0,400$	$0,500$	$0,600$	$0,700$	$0,800$
A_i	$0,104$	$0,163$	$0,218$	$0,272$	$0,327$	$0,381$	$0,432$

Sur le graphe de la feuille-réponse, reporter les points expérimentaux donnant l'absorbance en fonction de la concentration.
Commenter l'allure de la courbe et préciser l'expression littérale donnant l'absorbance A en fonction de la concentration massique C_{mi}.

3.2.2.5. On désigne par C_{ma} la concentration massique en ions Mn^{2+} du bain de phosphatation.
On mesure une absorbance $A_a = 0,350$ lors de l'analyse, par absorption atomique, d'une solution extraite du bain de phosphatation.
Déterminer graphiquement la concentration massique C_{ma} de l'échantillon analysé.

3.3. La cataphorèse

3.3.1. La résine époxy contenue dans le bain de cataphorèse est un polymère présentant des fonctions alcool et des fonctions amine. Le bain contient des acides comme l'acide éthanoïque.
Écrire l'équation de la réaction entre une amine notée $R{-}N(CH_3)_2$ et l'acide éthanoïque (CH_3COOH).
Dans la suite, on note C^+ et A^- le cation et l'anion obtenus par cette réaction.
Donner l'intérêt de cette réaction pour le procédé.

3.3.2. Dans le bain de cataphorèse, les ions se déplacent sous l'action du champ électrique.
La pièce à peindre constitue la cathode.
Le bain contient des anions carboxylate (méthanoate et éthanoate) et des cations ammonium.
Indiquer les ions qui se dirigent vers la pièce à peindre.

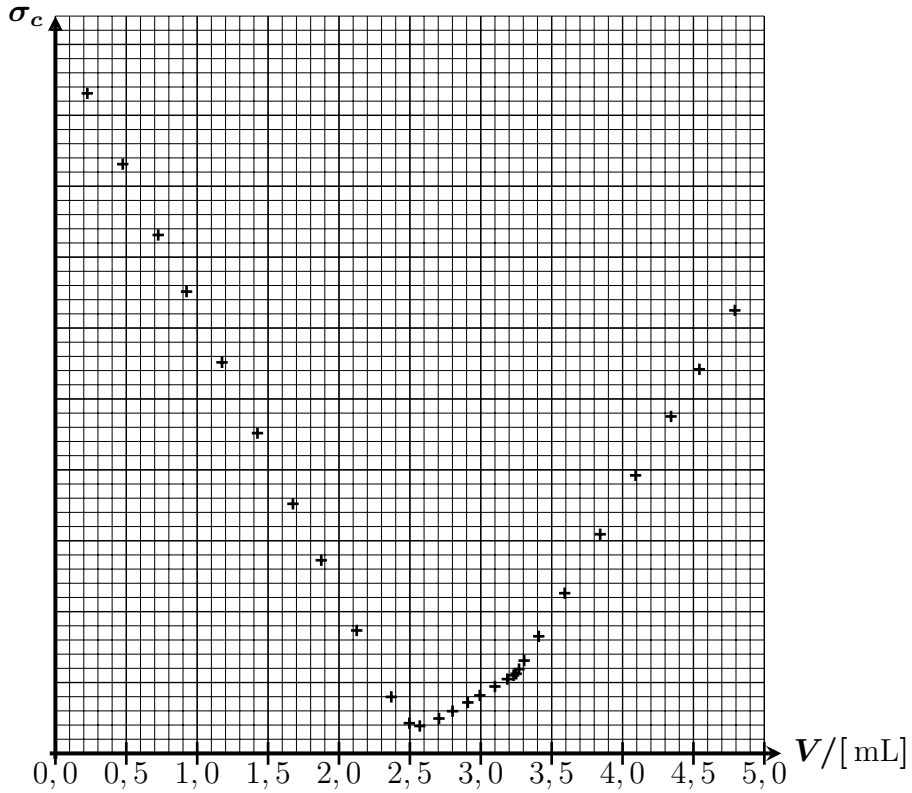
3.3.3. À la cathode, l'eau est réduite.
Écrire l'équation de la réaction, le couple oxydant - réducteur étant $H^+ / H_2(g)$.
En déduire si le pH augmente ou diminue.
Écrire l'équation de la réaction subie alors par le cation C^+.
Préciser la conséquence de ce processus pour la résine.

3.3.4. À l'anode, l'eau est oxydée, le pH diminue localement. Pour éviter la corrosion de l'anode, il faut contrôler la concentration des acides par des mesures de la conductivité de l'anolyte (solution en contact avec l'anode). La concentration totale en acide doit être comprise entre 10×10^{-3} et $40 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; si tel n'est pas le cas, une purge doit être déclenchée.
On propose ici le dosage d'une solution d'anolyte contenant de l'acide sulfamique (concentration C_1) et de l'acide éthanoïque (concentration C_2).
Données :

acide sulfamique	HSO_3NH_2 noté A−H	acide totalement dissocié en H_3O^+ et A^-
acide éthanoïque	CH_3COOH noté A'−H	$pK_A = 4,8$

On note λ_i°, la conductivité molaire de l'ion i : $\lambda^\circ_{H_3O^+} > \lambda^\circ_{HO^-} > \lambda^\circ_{A^-} \simeq \lambda^\circ_{A'^-} \simeq \lambda^\circ_{Na^+}$

On prélève un volume $V_0 = 10,0\,\mathrm{mL}$ de la solution d'anolyte.
On dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,100\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.
On relève la conductivité σ de la solution en fonction du volume V de réactif titrant versé.
La courbe donnant la conductivité corrigée $\sigma_c = \dfrac{\sigma \cdot (V + V_0)}{V_0}$ en fonction de V est reproduite ci-dessous.



Cette courbe présente trois parties successives.

3.3.4.1. Écrire l'équation de la réaction se produisant dans la première partie du dosage. Justifier qualitativement le fait que la conductivité corrigée soit une fonction décroissante du volume V.

3.3.4.2. Pour la deuxième partie du dosage, écrire l'équation de la réaction se produisant. Justifier le fait que la conductivité corrigée soit une fonction croissante de V.

3.3.4.3. Expliquer le changement de pente entre les deuxième et troisième parties du dosage.

3.3.4.4. Relever graphiquement les volumes équivalents du dosage en faisant apparaître, sur le graphe, la méthode utilisée.

3.3.4.5. En déduire la valeur des concentrations C_1 et C_2.
Indiquer si la solution d'anolyte dosée est conforme à la norme de fonctionnement.

4. Les polymères

Un autre moyen d'alléger la masse des véhicules consiste à utiliser des matériaux polymères : polypropylène, polyméthacrylate de méthyle, polyamide 6,6, polyuréthanne, ...

4.1. Le polypropylène

Le polypropylène est le polymère le plus utilisé dans l'industrie automobile. Il représente en moyenne 30 % des matières plastiques qui entrent dans la fabrication d'une voiture. On le trouve principalement dans les planches de bord, les vide-poches, les enveloppes de batteries, ...
Le polypropylène est fabriqué par polymérisation du propylène ($H_2C{=}CH{-}CH_3$).

4.1.1. Donner le nom du propylène en nomenclature systématique.

4.1.2. Écrire l'équation de la réaction de polymérisation du propylène.

4.1.3. Donner le nom de ce type de polymérisation.

4.1.4. La masse molaire d'un polypropylène est $M = 67,2 \times 10^3\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.
Calculer son degré n de polymérisation.

4.1.5. Le polypropylène est un polymère thermoplastique.
Donner la définition du terme «thermoplastique».

4.2. Le polyméthacrylate de méthyle

Le méthacrylate de méthyle (2-méthylpropénoate de méthyle) donne par polymérisation le polyméthacrylate de méthyle (PMMA).

4.2.1. Écrire la formule de Lewis du 2-méthylpropénoate de méthyle.

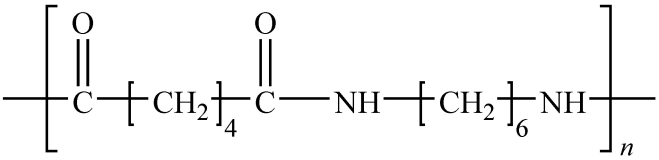
4.2.2. Indiquer la fonction organique de ce monomère.

4.2.3. Préciser la partie active de ce monomère qui permet la polymérisation.

4.2.4. Donner un nom commercial du PMMA.

4.3. Le polyamide 6,6

La formule semi-développée du polyamide 6,6 s'écrit :



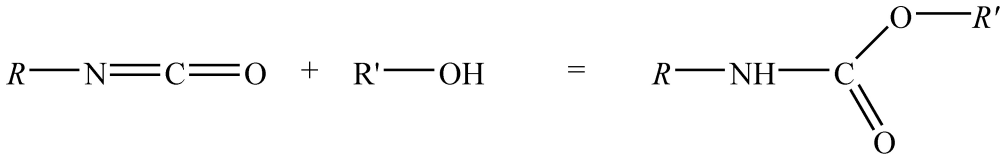
4.3.1. Entourer la fonction amide sur la formule du polymère représentée sur la feuille-réponse.

4.3.2. Le polyamide 6,6 peut être synthétisé à partir de deux monomères : un diacide et une diamine.
Écrire les formules semi-développées de ces deux monomères.

4.3.3. Donner un nom commercial du polyamide 6,6.

4.4. Les polyuréthannes

Un uréthanne, appelé plus couramment carbamate, résulte de la réaction entre un isocyanate d'alkyle et un alcool selon la réaction suivante :



isocyanate d'alkyle alcool uréthanne

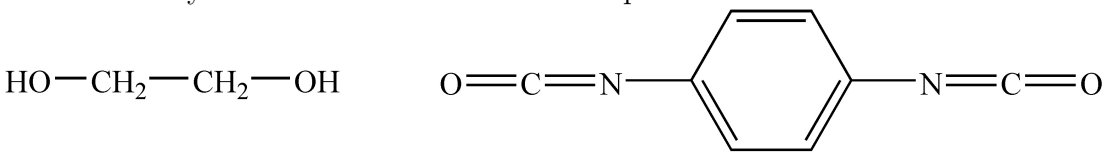
4.4.1. L'acide isocyanique a pour formule brute HNCO, c'est une molécule non cyclique dont l'enchaînement des atomes est HNCO.
Écrire sa formule de Lewis.

4.4.2. Écrire l'équation de la réaction traduisant l'acidité de l'acide isocyanique.

4.4.3. Un isocyanate d'alkyle est un ester de l'acide isocyanique.
Écrire l'équation de la réaction correspondant à la formation de l'isocyanate de méthyle.

4.4.4. Un polyuréthanne est un polymère issu de la réaction entre un di (ou tri) isocyanate et un di (ou tri) ol.

4.4.4.1. Écrire le motif du polyuréthanne résultant de la réaction entre l'éthane-1,2-diol et un diisocyanate dont les formules sont représentées ci-dessous :



4.4.4.2. Si on remplace un diisocyanate par un triisocyanate, préciser la modification structurelle apportée alors au polymère.
Indiquer si ce nouveau polyuréthanne est thermoplastique ou thermodurcissable.

4.5. Les matériaux verts

La plupart des polymères organiques sont actuellement fabriqués à partir du pétrole. Leur dégradation est lente, ils constituent une source de pollution. L'industrie cherche actuellement à développer des matériaux plus respectueux de l'environnement, appelés «matériaux verts».
Citer trois voies possibles d'obtention de «matériaux verts».

FIN DU SUJET