

CAHIER 6

Chimie organique, électrolyse et grands problèmes

Fonctions, synthèses, matériaux et bilans interdisciplinaires



Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

VERSION D'ENTRAÎNEMENT — sans correction

Sciences physiques — passage en L1

Niveau très exigeant, esprit prépa et ancienne série C

Objectif : calculer, modéliser, démontrer et interpréter sans raccourci

Présentation du cahier

Le dernier cahier mobilise fonctions organiques, mécanismes simples, rendement de synthèse, électrolyse, corrosion, polymères et spectroscopie. Il se termine par des problèmes mêlant mécanique, énergie, électricité et chimie, pour préparer les raisonnements transversaux de la L1.

Objectifs

- Reconnaître fonctions, isomères et transformations organiques usuelles.
- Établir des bilans de synthèse et de rendement.
- Appliquer les lois de Faraday à l'électrolyse et à la corrosion.
- Résoudre des problèmes couplés énergie-électricité-chimie.

Méthode de travail

- 1) Faire un schéma, choisir le système étudié et préciser le référentiel.
- 2) Écrire les lois littéralement avant toute application numérique.
- 3) Contrôler les unités, les ordres de grandeur et le nombre de chiffres significatifs.
- 4) Chercher au moins vingt minutes avant de consulter une aide ou une correction.
- 5) Rédiger une conclusion physique ou chimique, pas seulement un résultat numérique.

Cette version ne contient aucune correction. Utiliser ensuite le cahier jumeau corrigé pour comparer la démarche, pas seulement le résultat.

Constantes utiles

Constante	Valeur	Unité / remarque
Accélération de la pesanteur g	9,81	$\text{m}\cdot\text{s}^{-2}$
Constante gravitationnelle G	$6,67 \times 10^{-11}$	$\text{N}\cdot\text{m}^2\cdot\text{kg}^{-2}$
Célérité de la lumière c	$3,00 \times 10^8$	$\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$
Charge élémentaire e	$1,602 \times 10^{-19}$	C
Constante d'Avogadro N_A	$6,022 \times 10^{23}$	mol^{-1}
Constante des gaz parfaits R	8,314	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
Constante de Faraday F	$9,6485 \times 10^4$	$\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$

I. Fonctions organiques et identification

Exercice 1. Isomères de formule $C_4H_{10}O$

[Consolidation]

Éléments du cours mobilisés : Isomérisation de constitution ; fonctions alcool et éther ; alcool primaire, secondaire, tertiaire ; chiralité ; oxydation ménagée des alcools.

Indications / méthode : Construire méthodiquement les squelettes carbonés possibles, puis placer la fonction sans doublons. Pour la chiralité, rechercher un carbone tétraédrique portant quatre substituants différents.

Formules / relations utiles : Alcool primaire $\rightarrow$ aldéhyde puis acide ; alcool secondaire $\rightarrow$ cétone ; alcool tertiaire : pas d'oxydation ménagée usuelle sans rupture C–C.



- 1) Énumérer les alcools de formule $C_4H_{10}O$.
- 2) Énumérer les éthers de même formule.
- 3) Identifier la molécule chirale.
- 4) Classer les alcools en primaire, secondaire ou tertiaire et prévoir les produits d'une oxydation ménagée.

Espace de travail

Exercice 2. Oxydation de l'éthanol par le dichromate [Approfondissement]

Éléments du cours mobilisés : Oxydoréduction organique ; demi-équations en milieu acide ; stœchiométrie ; réactif oxydant ; rendement de synthèse.

Indications / méthode : Écrire une demi-équation pour l'éthanol oxydé et une pour $Cr_2O_7^{2-}$ réduit. Égaliser les électrons avant de passer aux quantités de matière et au rendement.

Formules / relations utiles : $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$; $\eta = n_{\text{obtenu}} / n_{\text{théorique}}$; $n = m / M$.

On oxyde complètement 4,60 g d'éthanol en acide éthanique par dichromate en milieu acide.

- 1) Écrire les deux demi-équations électroniques.
- 2) Établir l'équation globale.
- 3) Calculer la quantité minimale de $K_2Cr_2O_7$ et sa masse.
- 4) Si le rendement en acide est 75,0 %, calculer la masse obtenue.

Espace de travail



Exercice 3. Identification spectroscopique d'une cétone [Approfondissement]

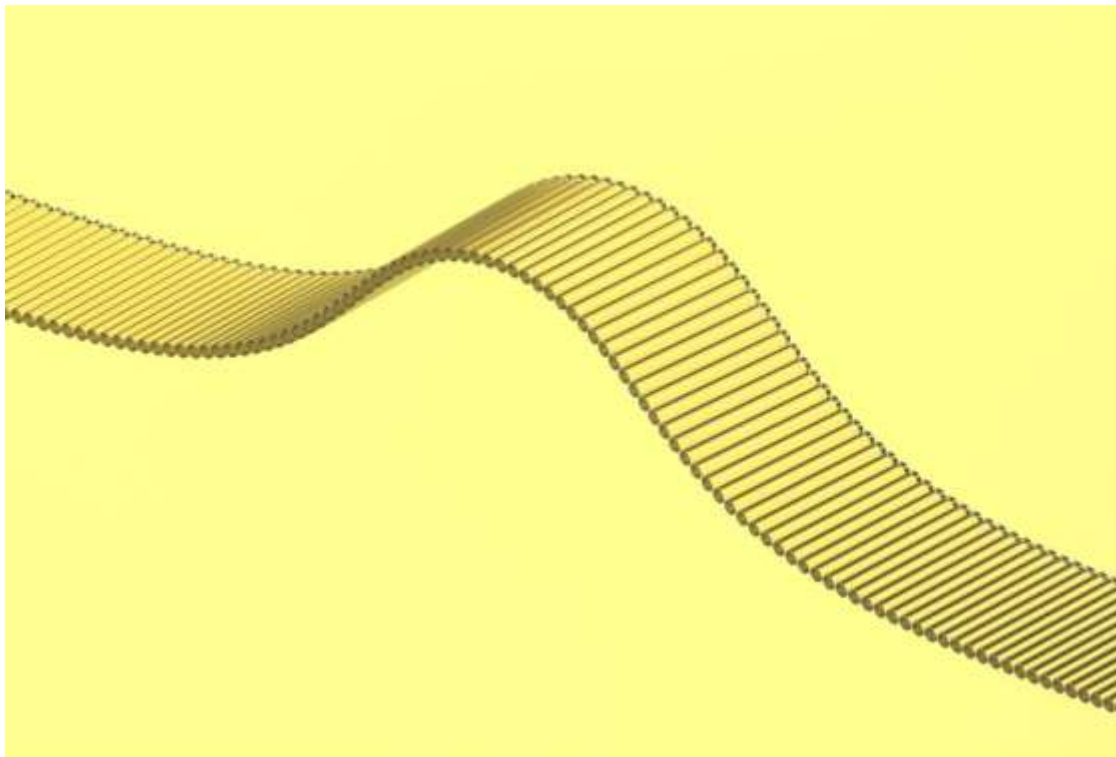
Éléments du cours mobilisés : Spectroscopie IR ; RMN ^1H ; symétrie moléculaire ; tests des composés carbonylés ; réduction d'une cétone.

Indications / méthode : Croiser toutes les informations : formule brute, bande C=O, absence de O–H, nombre de signaux et intégrations RMN. La symétrie explique l'équivalence des protons.

Formules / relations utiles : IR : C=O vers $1700\text{--}1750\text{ cm}^{-1}$; 2,4-DNPH : test des aldéhydes/cétones ; NaBH_4 réduit C=O en alcool.

Un composé de formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ présente une bande IR intense vers 1715 cm^{-1} , aucune large bande O–H, et un unique signal RMN intégrant pour 6 H.

1) Identifier la fonction puis la molécule.



Représentation graphique de la fonction étudiée

- 2) Expliquer le signal RMN unique.
- 3) Prévoir le résultat des tests à la 2,4-DNPH et à la liqueur de Tollens.
- 4) Donner le produit de la réduction par NaBH_4 .

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

II. Synthèses et équilibres organiques

Exercice 4. Équilibre d'estérification [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Estérification ; équilibre chimique ; tableau d'avancement ; constante d'équilibre ; rendement ; déplacement d'équilibre.

Indications / méthode : Construire un tableau avec l'avancement x et exprimer K à partir des quantités ou concentrations à l'équilibre. Pour améliorer le rendement, raisonner avec Le Châtelier.

Formules / relations utiles : $K \approx (n_{\text{ester}} n_{\text{eau}}) / (n_{\text{acide}} n_{\text{alcool}})$ si le volume est commun et idéal ; $\eta = x_{\text{eq}} / x_{\text{max}}$.

L'acide éthanoïque et l'éthanol réagissent selon $\text{acide} + \text{alcool} \rightleftharpoons \text{ester} + \text{eau}$. À la température étudiée $K=4,00$.

- 1) On introduit 1,00 mol de chaque réactif sans produits. Calculer l'avancement à l'équilibre.
- 2) Calculer le rendement.
- 3) Refaire avec 2,00 mol d'acide et 1,00 mol d'éthanol.
- 4) Citer deux moyens d'améliorer le rendement.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 5. Saponification d'un ester [Approfondissement]

Éléments du cours mobilisés : Hydrolyse basique d'un ester ; réaction totale ; stœchiométrie ; réactif limitant ; rendement d'isolement.

Indications / méthode : Écrire la réaction 1:1, convertir la masse d'ester en quantité de matière, puis comparer aux moles de NaOH. Le rendement s'applique après détermination de la quantité théorique de produit.

Formules / relations utiles : ester + HO⁻ → ion carboxylate + alcool ; $n=m/M$; $\eta=m_{\text{obtenue}}/m_{\text{théorique}}$.

On fait réagir 8,80 g d'éthanoate d'éthyle avec 0,150 mol de NaOH. La réaction est totale.

1) Écrire l'équation.



Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

2) Déterminer le réactif limitant et les quantités finales.

3) Si l'éthanoate de sodium est isolé avec un rendement de 85,0 %, calculer sa masse.

4) Pourquoi cette réaction est-elle pratiquement totale ?

Espace de travail

.....

.....

.....

Exercice 6. Chaîne de synthèse à partir de l'éthène [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Chaîne de transformations organiques ; hydratation ; oxydation ; estérification ; rendement d'étape ; rendement global ; gaz et quantité de matière.

Indications / méthode : Traiter les étapes dans l'ordre en transmettant à chaque fois la quantité réellement obtenue, pas la quantité théorique initiale. Les rendements successifs se multiplient.

Formules / relations utiles : $n=V/V_m$; $n_{\text{sortie}}=\eta \cdot n_{\text{théorique}}$ à chaque étape ; $\eta_{\text{global}}=\eta_1\eta_2\eta_3$.

On part de 5,60 L d'éthène, avec un volume molaire de 24,0 L·mol⁻¹. L'hydratation en éthanol a un rendement de 80,0 %, l'oxydation en acide éthanóique de 90,0 %, puis l'estérification avec excès d'éthanol une conversion de 70,0 %.

1) Écrire les trois transformations.

2) Calculer la quantité d'éthanol après hydratation.

3) Calculer la quantité d'acide puis d'éthanoate d'éthyle.

4) Calculer la masse finale d'ester.

Espace de travail

III. Électrolyse, corrosion et matériaux

Exercice 7. Électrolyse d'une solution de cuivre(II) [Consolidation]

Éléments du cours mobilisés : Électrolyse ; loi de Faraday ; charge électrique ; quantité d'électrons ; demi-réactions aux électrodes ; gaz parfait ; énergie électrique.

Indications / méthode : Calculer d'abord $Q=It$ puis $n(e^-)=Q/F$. Utiliser ensuite les coefficients électroniques des demi-réactions pour Cu et O_2 , puis convertir en masse ou volume.

Formules / relations utiles : $Q=It$; $n(e^-)=Q/F$; $Cu^{2+}+2e^- \rightarrow Cu$; $2H_2O \rightarrow O_2+4H^++4e^-$; $W=Ult$; $pV=nRT$.

Une solution de $CuSO_4$ est électrolysée avec des électrodes inertes sous $I=2,50\text{ A}$ pendant $40,0\text{ min}$. La tension de cellule vaut $6,00\text{ V}$.

- 1) Calculer la charge et la quantité d'électrons.
- 2) Calculer la masse de cuivre déposée.
- 3) Calculer le volume de O_2 formé à 25 °C et $1,00\text{ bar}$.
- 4) Calculer l'énergie électrique consommée.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 8. Corrosion et protection sacrificielle [Approfondissement]

Éléments du cours mobilisés : Corrosion électrochimique ; oxydation du fer ; loi de Faraday ; courant moyen ; anode sacrificielle ; protection cathodique.

Indications / méthode : Transformer la perte de masse en moles de Fe puis en moles d'électrons. La masse de zinc se déduit de la même quantité d'électrons fournie par son oxydation.

Formules / relations utiles : $Fe \rightarrow Fe^{2+}+2e^-$; $Zn \rightarrow Zn^{2+}+2e^-$; $Q=n(e^-)F$; $I_{\text{moy}}=Q/\Delta t$.

Une pièce de fer de $10,0\text{ g}$ perd $3,00\%$ de sa masse par corrosion en $30,0\text{ jours}$. On suppose $Fe \rightarrow Fe^{2+}+2e^-$.

- 1) Calculer la quantité de fer oxydée et la charge correspondante.
- 2) Déterminer le courant moyen de corrosion.
- 3) Quelle masse minimale de zinc sacrifié fournirait la même quantité d'électrons ?
- 4) Expliquer le principe de la protection cathodique.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....



Exercice 9. Polymérisation de l'éthène [Prépa]

Éléments du cours mobilisés : Polymérisation par addition ; motif répétitif ; conversion ; masse molaire moyenne en nombre ; degré de polymérisation ; quantité de chaînes.

Indications / méthode : Calculer d'abord la masse de polymère réellement formée. Le degré moyen de polymérisation est le rapport entre masse molaire de la chaîne et masse molaire du motif.

Formules / relations utiles : $M_{\text{motif}}(\text{C}_2\text{H}_4) \approx 28,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{DP}_n = M_n / M_{\text{motif}}$; $n_{\text{chaînes}} = m_{\text{polymère}} / M_n$; $N = n N_A$.

On polymérise 100 kg d'éthène avec une conversion de 92,0 %. Le polymère a une masse molaire moyenne en nombre $M_n = 84,0 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 1) Écrire le motif du polyéthylène.
- 2) Calculer la masse de polymère.
- 3) Estimer le degré moyen de polymérisation.
- 4) Estimer la quantité de chaînes et leur nombre.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....



IV. Grands problèmes interdisciplinaires

Exercice 10. Identification d'un acide par spectroscopie [Défi]

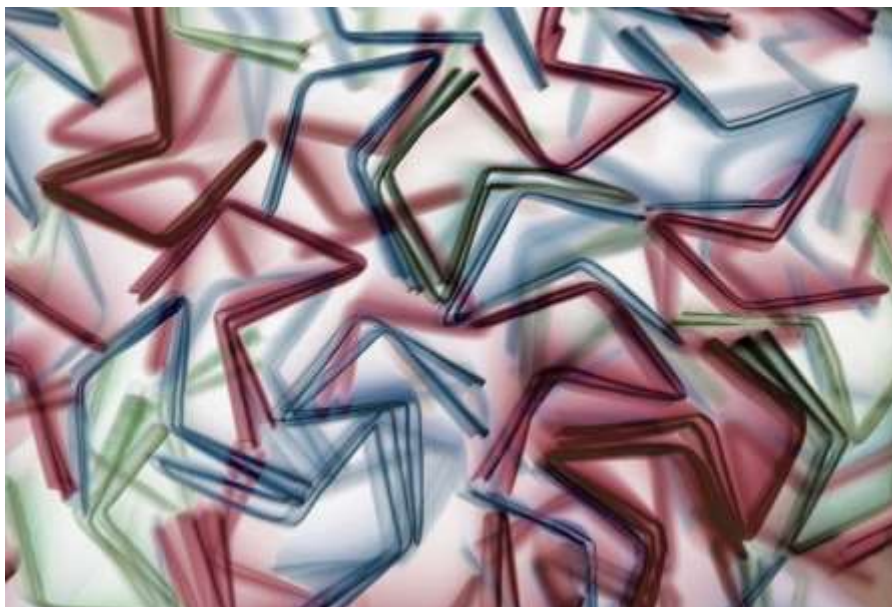
Éléments du cours mobilisés : IR des acides carboxyliques ; RMN ^1H ; règle $n+1$; déplacement chimique ; neutralisation acide-base ; préparation de solution.

Indications / méthode : Identifier d'abord la fonction grâce à l'IR, puis exploiter triplet/quadruplet pour reconnaître un groupe éthyle. Vérifier que la formule brute et le proton acide sont cohérents.

Formules / relations utiles : Acide carboxylique : large $\text{O-H} \approx 2500\text{--}3300\text{ cm}^{-1}$ + C=O ; $\text{RCOOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{RCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$; $n=cV$; $m=nM$.

Un composé a pour formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$. Son IR montre une très large bande $2500\text{--}3300\text{ cm}^{-1}$ et une bande C=O . La RMN montre un triplet de 3 H, un quadruplet de 2 H et un proton très déblindé et large.

1) Identifier la fonction et la molécule.



Représentation graphique de la fonction étudiée

2) Attribuer les signaux RMN.

3) Écrire sa réaction avec NaOH .

4) Calculer la masse nécessaire pour préparer 250 mL d'une solution 0,100 M.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

.....



Exercice 11. Voiture électrique : énergie et charge de batterie [Défi]

Éléments du cours mobilisés : Énergie cinétique ; énergie potentielle de pesanteur ; rendement de conversion ; énergie électrique ; charge électrique et ampère-heure ; récupération d'énergie.

Indications / méthode : Calculer séparément les gains d'énergie cinétique et potentielle. Remonter ensuite à l'énergie prélevée sur la batterie avec le rendement ; convertir la charge par $Q=E/U$.

Formules / relations utiles : $\Delta E_m = \frac{1}{2}mv^2 + mgh$; $\eta = E_{\text{mec}}/E_{\text{élec}}$; $E_{\text{élec}} = UQ$; $1 \text{ Ah} = 3600 \text{ C}$.

Une voiture de 1200 kg accélère de 0 à $20,0 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ tout en gagnant 50,0 m d'altitude. Le rendement global batterie-moteur est 80,0 %. La batterie est à 400 V.

- 1) Calculer l'énergie mécanique acquise.
- 2) Calculer l'énergie électrique prélevée.
- 3) Convertir la charge prélevée en ampère-heure.
- 4) À la descente, 60 % de l'énergie potentielle est récupérée. Calculer l'énergie et la charge récupérées.

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 12. Hydrogène produit par électrolyse puis converti en travail [Très exigeant]

Éléments du cours mobilisés : Électrolyse de l'eau ; loi de Faraday ; rendement faradique ; énergie libre de Gibbs ; pile à combustible ; rendements en cascade ; travail mécanique et énergie potentielle.

Indications / méthode : Suivre la chaîne énergétique dans l'ordre : charge $\rightarrow$ électrons $\rightarrow$ H_2 réel $\rightarrow$ énergie électrique de la pile $\rightarrow$ travail du moteur. Appliquer chaque rendement à l'étape correspondante.

Formules / relations utiles : $Q = It$; $n(e^-) = Q/F$; $2e^-$ par mol de H_2 ; $n(\text{H}_2)_{\text{réel}} = \eta_{\text{F}} \cdot n(e^-)/2$; $E_{\text{pile}} = \eta_{\text{pile}} \cdot n(\text{H}_2) \Delta G$; $W = \eta_{\text{moteur}} E_{\text{pile}}$; $W = mgh$.

Un électrolyseur fonctionne sous $I = 5,00 \text{ A}$ pendant 2,00 h. Le rendement faradique de production de H_2 est 90,0 %. L'hydrogène alimente ensuite une pile à combustible dont le rendement électrique est 60,0 %, puis un moteur de rendement 80,0 %. On prend $\Delta G = 237 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ de H_2 .

- 1) Calculer la quantité de H_2 produite.
- 2) Calculer l'énergie électrique fournie par la pile.
- 3) Calculer le travail mécanique disponible.
- 4) À quelle hauteur maximale ce travail peut-il élever une masse de 25,0 kg ?

Espace de travail

.....

.....

.....

.....

.....

Bilan du cahier

Le cahier est maîtrisé si l'étudiant sait suivre les atomes et les électrons au cours d'une transformation, calculer un rendement global et relier une quantité de matière à une énergie ou à une charge électrique.

- ☐ Je sais identifier le système, les interactions et les hypothèses du modèle.
- ☐ Je maîtrise les équations littérales avant le calcul numérique.
- ☐ Je contrôle systématiquement dimensions, unités et ordre de grandeur.
- ☐ Je sais commenter les limites d'un modèle et interpréter physiquement le résultat.

Passer ensuite à la version corrigée du même cahier et comparer ligne par ligne la démarche suivie.