

Synthèse organique

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs pour t'entraîner à la **synthèse organique** : catégories de réactions, oxydation des alcools, estérification, rendement, optimisation, protection de fonctions et chimie verte. Puis cherche seul(e), puis compare avec le corrigé séparé.

Ainsi, cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices de synthèse organique

Exercice 1 : Questions de cours

1. Définis le rendement d'une synthèse.
2. Cite trois actions qui permettent d'optimiser une étape de synthèse.
3. Quelle différence y a-t-il entre un catalyseur et un réactif ?
4. Pourquoi une réaction limitée ne conduit-elle jamais à un rendement de 100 % ?

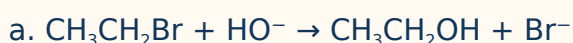
Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Ensuite, un catalyseur augmente le rendement d'une réaction limitée.
- b. Puis un rendement de 108 % peut indiquer un produit insuffisamment séché.
- c. Éliminer l'un des produits déplace l'équilibre dans le sens direct.
- d. De plus, un alcool tertiaire s'oxyde en cétone.
- e. Chauffer accélère une réaction.
- f. Ensuite, une réaction d'addition a une économie d'atomes de 100 %.
- g. Par ailleurs, L'estérification est une réaction totale.

Exercice 3 : Reconnaître la catégorie

Indique si chaque transformation est une substitution, une addition ou une élimination.



- b. $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}_3$
c. $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
d. $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$
e. $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{Br} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{HBr}$
f. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$

Exercice 4 : Oxydation des alcools

Par ailleurs, on dispose de trois alcools : le propan-1-ol, le propan-2-ol et le 2-méthylpropan-2-ol.

1. Puis donne la classe de chacun.
2. Ensuite, pour chacun, indique le produit d'une oxydation ménagée, et celui obtenu avec un oxydant en excès (si l'oxydation est possible).
3. Puis écris la formule semi-développée des produits obtenus.

Exercice 5 : Nommer des esters

1. Nomme l'ester obtenu à partir de l'acide éthanoïque et du butan-1-ol.
2. Nomme l'ester obtenu à partir de l'acide propanoïque et du méthanol.
3. Quel acide et quel alcool faut-il pour obtenir le méthanoate d'éthyle ?
4. Quel autre produit se forme à chaque fois ?

Exercice 6 : Rendement de l'aspirine

De plus, on fait réagir 3,00 g d'acide salicylique ($M = 138 \text{ g/mol}$) avec un excès d'anhydride éthanoïque. De plus, l'aspirine formée a pour masse molaire $M = 180 \text{ g/mol}$. Ensuite, on récupère 3,1 g de cristaux secs.

1. Par ailleurs, calcule la quantité de matière d'acide salicylique.
2. Puis détermine la masse maximale d'aspirine attendue, sachant que la stœchiométrie est de 1 pour 1.
3. Ensuite, calcule le rendement de la synthèse.

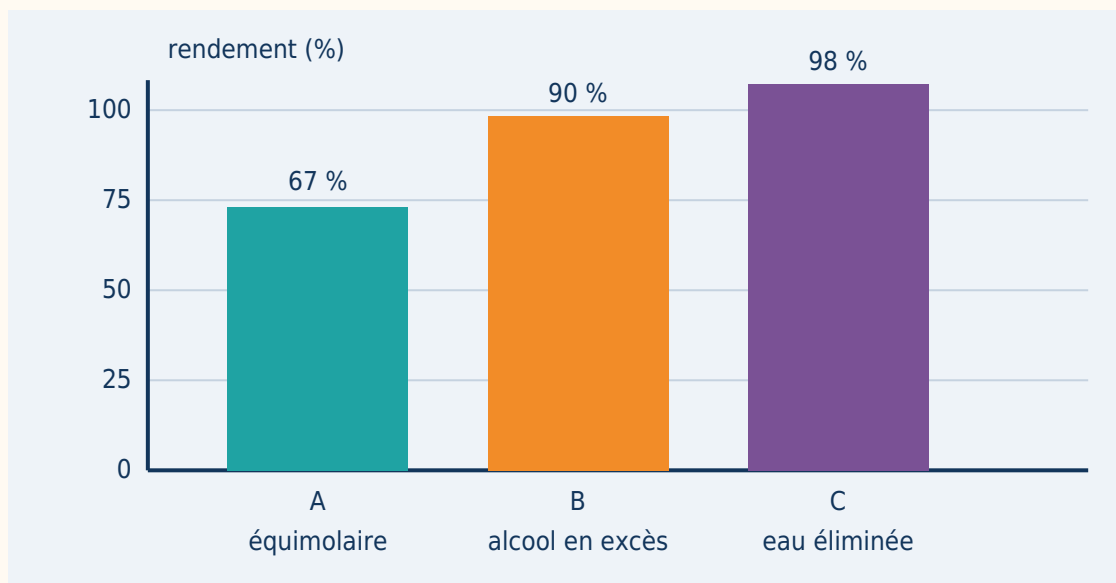
Exercice 7 : Réactif limitant

Donc, on mélange 0,20 mol d'un acide carboxylique et 0,30 mol d'un alcool pour former un ester (stœchiométrie 1 pour 1). À la fin de l'expérience, on isole 0,15 mol d'ester, de masse molaire 88,1 g/mol.

1. Quel est le réactif limitant ?
2. Puis calcule n_{max} d'ester.
3. De plus, calcule le rendement.
4. Quelle masse d'ester a-t-on isolée ?

Exercice 8 : Comparer des conditions opératoires

Enfin, le diagramme donne le rendement d'une estérification réalisée dans trois conditions différentes. Données : 0,100 mol d'acide à chaque fois.

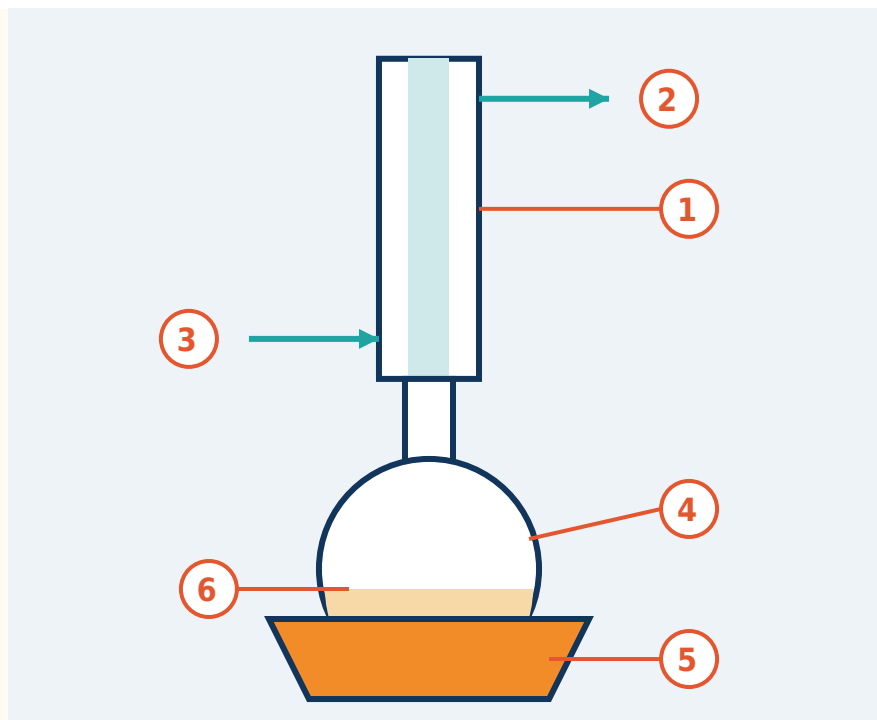


Rendement d'une estérification selon les conditions : A équimolaire, B excès d'alcool, C eau éliminée au fur et à mesure.

1. Ensuite, calcule la quantité d'ester obtenue dans chacun des trois cas.
2. Explique pourquoi le rendement augmente dans le cas B.
3. Explique pourquoi il est encore plus élevé dans le cas C.
4. Quel est l'inconvénient pratique du cas B ?

Exercice 9 : Le montage à reflux

Ensuite, le schéma représente un montage de chauffage à reflux.



Montage de chauffage à reflux : les éléments sont numérotés de 1 à 6.

1. Nomme les éléments 1, 4 et 5.
2. Par ailleurs, indique ce que représentent les flèches 2 et 3 (entrée ou sortie de l'eau) et justifie le sens de circulation.
3. À quoi sert le reflux ?
4. Que contient l'élément 6 ? Pourquoi ajoute-t-on souvent des grains de pierre ponce ?

Exercice 10 : Économie d'atomes

Données : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,05 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46,07 \text{ g/mol}$; $M(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = 88,11 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}_2\text{H}_4) = 28,05 \text{ g/mol}$.

1. Puis écris l'équation de l'estérification de l'éthanol par l'acide éthanoïque.
2. Ensuite, calcule son économie d'atomes.
3. Puis écris l'équation de l'hydratation de l'éthène en éthanol et calcule son économie d'atomes.
4. Quelle voie est la plus favorable du point de vue de la chimie verte ? De plus, justifie.

Exercice 11 : Une synthèse en trois étapes

Puis, une molécule cible est obtenue en trois étapes dont les rendements sont $\eta_1 = 88 \%$, $\eta_2 = 75 \%$ et $\eta_3 = 92 \%$. Ensuite, on part de 0,100 mol du réactif de départ, et le produit final a pour masse molaire 150 g/mol.

1. Par ailleurs, calcule le rendement global.

2. Puis calcule la quantité de produit final obtenue, puis sa masse.
3. Quelle étape faudrait-il améliorer en priorité pour gagner le plus ? Ensuite, justifie.
4. Pourquoi une synthèse courte est-elle préférable ?

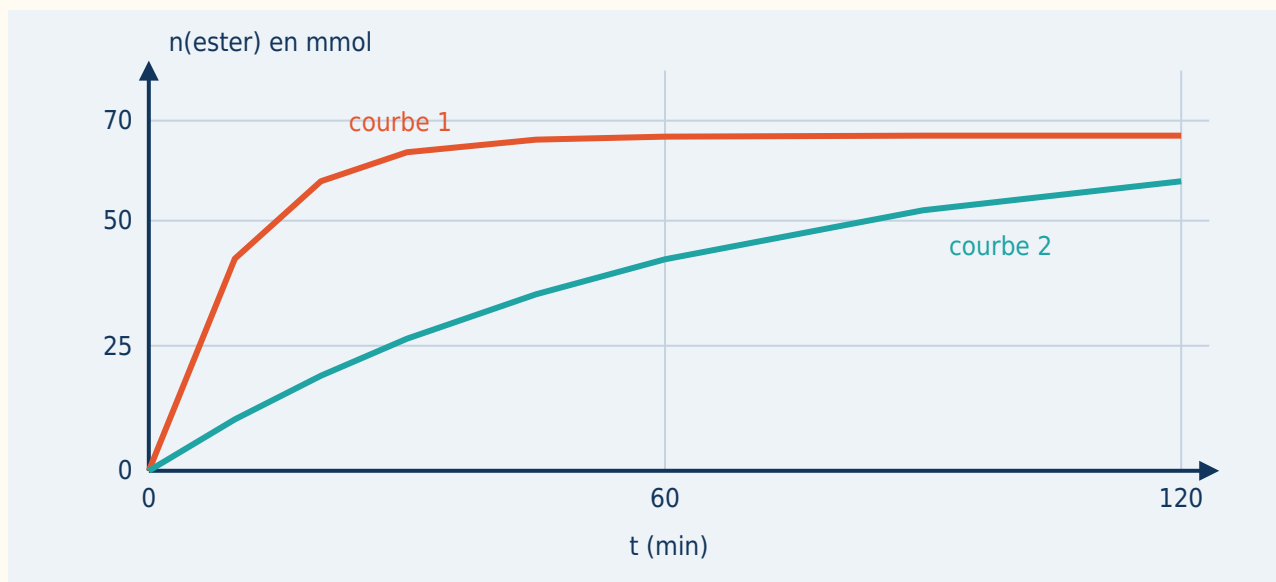
Exercice 12 : Protéger une fonction

Ainsi, une molécule porte à la fois un groupe cétone et un groupe ester. Puis on souhaite réduire uniquement le groupe ester, mais le seul réducteur disponible réduit les deux groupes.

1. Pourquoi ne peut-on pas réaliser directement la réduction voulue ?
2. Décris la stratégie en trois étapes à mettre en œuvre.
3. De plus, les trois étapes ont pour rendements 95 %, 90 % et 92 %. Ensuite, calcule le rendement global.
4. Quel est le coût de cette stratégie ?

Exercice 13 : Rôle d'un catalyseur

Par ailleurs, on suit la formation d'un ester à partir de 0,100 mol d'acide et 0,100 mol d'alcool, avec et sans catalyseur acide, à la même température.



Quantité d'ester formé en fonction du temps pour deux expériences.

1. Quelle courbe correspond à l'expérience avec catalyseur ? Par ailleurs, justifie.
2. Puis lis la quantité d'ester finale obtenue avec catalyseur et calcule le rendement.
3. Ensuite, détermine graphiquement, pour chaque courbe, la durée nécessaire pour atteindre la moitié de la quantité finale.
4. Puis la courbe 2 finira-t-elle par rejoindre la même valeur ? Que conclure sur le rôle du catalyseur ?

Exercice 14 : Température et durée

De plus, le tableau donne, pour une même estérification, la durée nécessaire pour atteindre l'état d'équilibre à différentes températures, ainsi que le rendement final mesuré.

Température (°C)	25	60	100
Durée pour atteindre l'équilibre (h)	150	20	3
Rendement final (%)	67	67	66

1. Quel effet la température a-t-elle sur la durée de la réaction ?
2. Quel effet a-t-elle sur le rendement final ici ? Que peut-on en déduire sur la valeur de K ?
3. Pourquoi chauffe-t-on malgré tout, et pourquoi à reflux ?
4. Quel risque présente un chauffage trop fort pour certains réactifs ?

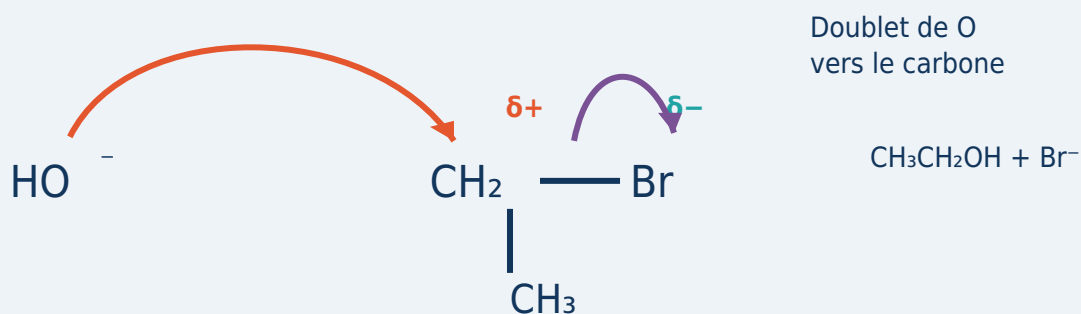
Exercice 15 : Éliminer l'eau

Donc, une estérification de constante $K = 4$ est réalisée avec 1,00 mol d'acide et 1,00 mol d'alcool. À l'équilibre, le système contient 0,667 mol d'ester, 0,667 mol d'eau, 0,333 mol d'acide et 0,333 mol d'alcool. De plus, on retire alors toute l'eau.

1. Ensuite, calcule le quotient de réaction Q juste après l'élimination de l'eau.
2. Par ailleurs, compare Q à K et déduis le sens d'évolution.
3. Après un nouvel équilibre, on trouve 0,82 mol d'ester. Puis calcule le nouveau rendement.
4. Quel montage permet de retirer l'eau au fur et à mesure ?

Exercice 16 : Mécanisme d'une substitution

Enfin, on étudie la réaction du bromoéthane avec l'ion hydroxyde. Électronégativités (échelle de Pauling) : C 2,55 ; Br 2,96 ; O 3,44.



Les flèches courbes représentent le déplacement des doublets d'électrons.

1. Ensuite, justifie la polarité de la liaison C-Br et repère le site accepteur de doublet.
2. Quel est le site donneur de l'ion hydroxyde ? Puis justifie.
3. Décris le sens de chacune des deux flèches courbes.
4. Quelle est la catégorie de cette réaction ? De plus, écris son équation.

Exercice 17 : Choisir un mode opératoire

Ensuite, trois modes opératoires sont proposés pour préparer le même ester, avec 0,100 mol d'acide à chaque fois et un chauffage à reflux de 1 h.

Mode	Alcool	Catalyseur	Rendement
A	0,100 mol	non	12 %
B	0,100 mol	oui	65 %
C	0,300 mol	oui	90 %

1. Ensuite, compare A et B : que prouve l'écart de rendement après 1 h ? Est-ce une différence d'équilibre ou de vitesse ?
2. Par ailleurs, compare B et C : quel facteur a changé ?
3. Quelle masse d'ester obtient-on dans le mode C si $M = 130 \text{ g/mol}$?
4. Quel mode choisirais-tu pour un alcool très cher ? Puis pour un alcool bon marché ? Ensuite, justifie.

Exercice 18 : Comparer deux voies de synthèse

Puis, deux routes permettent d'obtenir un même composé.

Critère	Route 1	Route 2
Nombre d'étapes	5	2

Économie d'atomes globale	45 %	85 %
Solvant	chloré, toxique	éthanol
Température de réaction	150 °C	40 °C
Rendement global	50 %	70 %

1. Quelle route répond le mieux aux principes de la chimie verte ? Puis justifie sur au moins trois critères.
2. Quelle masse de déchets approximative génère la route 1 pour 100 g de produit, si l'on suppose la masse totale des réactifs engagés égale à $100 \div 0,45$ g ?
3. Même question pour la route 2 et compare.

Exercice 19 : Synthèse de l'éthanoate de butyle

Ainsi, on chauffe à reflux 12,0 g d'acide éthanoïque ($M = 60,0$ g/mol) et 22,0 mL de butan-1-ol ($M = 74,1$ g/mol, $\rho = 0,81$ g/mL) avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Après traitement, on isole 16,5 g d'éthanoate de butyle ($M = 116$ g/mol).

1. De plus, écris l'équation de la réaction et nomme les deux produits.
2. Ensuite, calcule les quantités initiales de réactifs et identifie le réactif limitant.
3. Par ailleurs, calcule la masse maximale d'ester.
4. Puis calcule le rendement.
5. Propose deux modifications du mode opératoire pour l'améliorer.

Exercice 20 : Concevoir une stratégie

Par ailleurs, on veut préparer au laboratoire l'éthanoate de 3-méthylbutyle (arôme de banane) à partir d'acide éthanoïque et de 3-méthylbutan-1-ol, avec le meilleur rendement possible et un impact environnemental limité.

Rédige une stratégie complète : réaction choisie et équation, choix des conditions (température, catalyseur, proportions, élimination d'un produit), précautions de sécurité, et méthode pour calculer et analyser le rendement. Ensuite, justifie chaque choix par un argument scientifique.

Tout le chapitre « Stratégie de synthèse organique » en terminale

- Le cours : Stratégie de synthèse organique
- Le corrigé des exercices : Stratégie de synthèse organique
- Le TP : Stratégie de synthèse organique

- Le corrigé du TP : Stratégie de synthèse organique
- Le QCM : Stratégie de synthèse organique

Chapitre précédent : Électrolyse et transformations forcées (exercices)

Chapitre suivant : Spectroscopie infrarouge et RMN (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en terminale et le programme complet de sciences physiques en terminale.