

Cahier de vacances de chimie

Chimie pure — Passage Première → Terminale — Niveau renforcé, esprit Première C

30 exercices — Sans corrigé

Mode d'emploi



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

Ce cahier est consacré **exclusivement à la chimie**. Les exercices de physique sont volontairement absents afin de travailler séparément et en profondeur les méthodes propres à la chimie.

Il vise à consolider l'ensemble des notions chimiques essentielles de Première spécialité et à préparer l'entrée en Terminale avec un niveau de calcul, de modélisation et de raisonnement renforcé, dans l'esprit de l'ancienne Première C.

Chaque exercice est précédé d'un bloc **Indications de cours**. Il rappelle les définitions, lois, relations et méthodes nécessaires sans donner la solution.

Conseil de travail. Toujours commencer par identifier les espèces chimiques, écrire les données avec leurs unités, convertir les volumes en litres lorsque la concentration est exprimée en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, écrire l'équation de réaction avant tout calcul stœchiométrique et conserver suffisamment de chiffres pendant les calculs avant d'arrondir le résultat final.

Données utiles pour l'ensemble du cahier

- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- Volume molaire des gaz dans les conditions indiquées dans les exercices : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, sauf indication contraire.
- Masses molaires atomiques usuelles, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $H = 1,0$; $C = 12,0$; $N = 14,0$; $O = 16,0$; $Na = 23,0$; $Mg = 24,3$; $Al = 27,0$; $S = 32,1$; $Cl = 35,5$; $K = 39,1$; $Ca = 40,1$; $Fe = 55,8$; $Cu = 63,5$; $Zn = 65,4$; $Ag = 107,9$.
- Une concentration en quantité de matière s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Les volumes utilisés dans $n = cV$ doivent être exprimés en litres.

Répartition des 30 exercices

1. Quantité de matière, solutions et dosage par étalonnage — exercices 1 à 5
2. Transformations chimiques, avancement et oxydo-réduction — exercices 6 à 11
3. Titrages colorimétriques — exercices 12 à 14
4. Structure, géométrie et polarité des entités — exercices 15 à 18
5. Cohésion, dissolution, extraction et tensioactifs — exercices 19 à 22
6. Chimie organique, spectroscopie et synthèses — exercices 23 à 27
7. Combustions et énergie chimique — exercices 28 à 30



Partie I — Quantité de matière, solutions et dosage par étalonnage

Exercice 1 — De la masse à la quantité de matière ★

Indications de cours

La quantité de matière n d'un échantillon de masse m constitué d'une espèce de masse molaire M est donnée par

$$n = \frac{m}{M}.$$

La masse molaire moléculaire est obtenue en additionnant les masses molaires atomiques de tous les atomes présents dans la formule chimique.

Le nombre d'entités microscopiques N contenues dans un échantillon vérifie

$$N = nN_A.$$

Énoncé

On considère un échantillon de glucose de formule $C_6H_{12}O_6$ et de masse $m = 9,00$ g.

1. Calculer la masse molaire moléculaire du glucose.
2. Déterminer la quantité de matière de glucose contenue dans l'échantillon.
3. Calculer le nombre de molécules de glucose présentes.
4. Déterminer le nombre total d'atomes de carbone contenus dans l'échantillon.
5. Déterminer la masse de carbone présente dans les 9,00 g de glucose.
6. Calculer la fraction massique du carbone dans le glucose.
7. Quelle masse de glucose faut-il prélever pour disposer exactement de 0,100 mol de glucose ?

Exercice 2 — Gaz et volume molaire ★★

Indications de cours

Pour un gaz dans des conditions où son volume molaire vaut V_m , la quantité de matière est

$$n = \frac{V}{V_m}.$$

Dans un mélange gazeux idéal, la quantité de matière totale est la somme des quantités de matière des différents gaz.



Énoncé

Un ballon contient un mélange de dioxygène O_2 et de diazote N_2 . Dans les conditions de l'expérience, $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.



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

Le volume total du mélange est 12,0 L. Il contient 0,105 mol de dioxygène.

1. Calculer la quantité de matière totale de gaz contenue dans le ballon.
2. En déduire la quantité de matière de diazote.
3. Déterminer le pourcentage molaire de dioxygène dans le mélange.
4. Calculer le volume qu'occuperait le dioxygène s'il était séparé du mélange dans les mêmes conditions.
5. Calculer la masse totale du mélange gazeux.
6. Déterminer la masse volumique du mélange en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
7. Comparer la composition molaire obtenue à celle de l'air atmosphérique, dont la proportion de dioxygène est voisine de 21 %.

Exercice 3 — Préparation d'une solution et dilution ★★

Indications de cours

Pour une solution de concentration en quantité de matière c et de volume V :

$$n = cV.$$

Lors d'une dilution, la quantité de soluté prélevée est conservée :

$$c_1V_1 = c_2V_2.$$

Le facteur de dilution peut s'écrire

$$F = \frac{c_1}{c_2} = \frac{V_2}{V_1}.$$

Énoncé

On souhaite préparer 250,0 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration $c = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Écrire la formule du chlorure de sodium solide.
2. Calculer la quantité de matière de chlorure de sodium nécessaire.
3. Calculer la masse de solide à peser.
4. Décrire précisément le protocole de préparation de cette solution à partir du solide.
5. On prélève ensuite 20,0 mL de cette solution et on les introduit dans une fiole jaugée de 100,0 mL. Calculer la concentration de la solution diluée.
6. Calculer le facteur de dilution.
7. Quelle verrerie volumétrique doit être utilisée pour réaliser la dilution avec la meilleure précision possible ?
8. Expliquer pourquoi ajouter 100 mL d'eau à 20 mL de solution ne constitue pas le même protocole que compléter une fiole jusqu'au trait de jauge de 100 mL.

Exercice 4 — Loi de Beer-Lambert et droite d'étalonnage ★★★



Figure geometrique pedagogique illustrant la notion

Indications de cours

Pour une espèce colorée en solution suffisamment diluée, l'absorbance A est proportionnelle à la concentration c :

$$A = kc.$$

La constante k dépend notamment de l'espèce chimique, de la longueur d'onde choisie et de l'épaisseur de solution traversée.

Une gamme étalon permet de déterminer la concentration inconnue d'une solution par comparaison de son absorbance avec celles de solutions de concentrations connues.

Énoncé

On prépare cinq solutions étalons d'une espèce colorée. On mesure leur absorbance à une longueur d'onde convenablement choisie.

c en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$	0,50	1,00	1,50	2,00	2,50
A	0,118	0,241	0,356	0,482	0,596

L'absorbance d'une solution inconnue vaut $A_x = 0,415$.

1. Représenter graphiquement A en fonction de c .
2. Justifier que les mesures sont compatibles avec la loi de Beer-Lambert.
3. Déterminer graphiquement ou par régression linéaire le coefficient directeur k .
4. Déterminer la concentration c_x de la solution inconnue.
5. La solution inconnue avait été diluée cinq fois avant la mesure. Déterminer sa concentration avant dilution.
6. On dispose de 50,0 mL de la solution initiale. Calculer la quantité de matière d'espèce colorée qu'elle contient.
7. Expliquer pourquoi il serait imprudent d'utiliser directement la droite d'étalonnage pour une solution dont l'absorbance serait égale à 1,80.

Exercice 5 — Composition et pureté d'un échantillon ★★★

Indications de cours

La pureté massique p d'un échantillon contenant une espèce recherchée est définie par

$$p = \frac{m_{\text{espèce pure}}}{m_{\text{échantillon}}}.$$

Elle peut être exprimée en pourcentage en multipliant ce rapport par 100.

Pour relier masse et quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M}.$$

Énoncé

Un produit commercial de masse $m = 12,50$ g contient principalement du carbonate de calcium CaCO_3 , ainsi que des substances inertes.



Une analyse indique que le produit contient 0,0920 mol de carbonate de calcium.

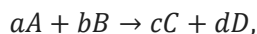
1. Calculer la masse molaire de CaCO_3 .
2. Déterminer la masse de carbonate de calcium présente dans l'échantillon.
3. Calculer la pureté massique du produit commercial.
4. Déterminer la masse d'impuretés présentes.
5. Quelle quantité de matière de carbonate de calcium serait contenue dans 50,0 g du même produit ?
6. Un fabricant annonce une pureté minimale de 75,0 %. Cette spécification est-elle respectée ? Justifier par un calcul.
7. Déterminer la masse minimale de produit commercial à utiliser pour disposer de 0,500 mol de carbonate de calcium.

Partie II — Transformations chimiques, avancement et oxydo-réduction

Exercice 6 — Réactif limitant et proportions stœchiométriques ★★

Indications de cours

Pour une réaction écrite sous la forme générale



les quantités consommées sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques.

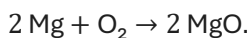
Pour déterminer le réactif limitant, on compare les rapports

$$\frac{n_0(A)}{a} \quad \text{et} \quad \frac{n_0(B)}{b}.$$

Le plus petit rapport fixe l'avancement maximal $x_{\max}$.

Énoncé

Le magnésium réagit avec le dioxygène selon l'équation :



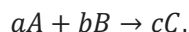
On fait réagir 4,86 g de magnésium avec 3,20 g de dioxygène.

1. Calculer les quantités de matière initiales des deux réactifs.
2. Déterminer le réactif limitant.
3. Déterminer l'avancement maximal.
4. Calculer la quantité de matière de magnésie MgO formée si la transformation est totale.
5. Calculer la masse de magnésie obtenue.
6. Déterminer la quantité de matière du réactif en excès restant à l'état final.
7. Quelle masse supplémentaire du réactif limitant faudrait-il ajouter pour consommer exactement tout le réactif restant ?

Exercice 7 — Tableau d'avancement complet ★★★

Indications de cours

Dans un tableau d'avancement, pour une réaction



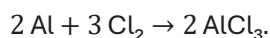
les variations de quantité de matière sont

$$-ax, \quad -bx, \quad +cx.$$

L'état final d'une transformation totale correspond à $x = x_{\max}$.

Énoncé

L'aluminium réagit avec le dichlore selon l'équation :



On introduit initialement $n_0(\text{Al}) = 0,180 \text{ mol}$ et $n_0(\text{Cl}_2) = 0,240 \text{ mol}$.

1. Construire le tableau d'avancement de la transformation.
2. Exprimer les quantités de matière de chaque espèce en fonction de l'avancement x .
3. Déterminer $x_{\max}$.
4. Identifier le réactif limitant.
5. Calculer la composition du système à l'état final si la transformation est totale.
6. Calculer la masse de chlorure d'aluminium formée.
7. Déterminer les quantités initiales qu'il aurait fallu introduire pour obtenir un mélange exactement stœchiométrique tout en conservant la quantité initiale d'aluminium.

Exercice 8 — Transformation totale ou non totale ★★★

Indications de cours

L'avancement maximal $x_{\max}$ est déterminé uniquement par les quantités initiales et la stœchiométrie.

L'avancement final x_f est obtenu à partir de la composition réellement mesurée à l'état final.

- si $x_f = x_{\max}$, la transformation est totale ;
- si $x_f < x_{\max}$, la transformation est non totale.

On peut définir un taux d'avancement final :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}.$$

Énoncé

On étudie la transformation modélisée par



À l'état initial :

$$n_0(A) = 0,080 \text{ mol}, \quad n_0(B) = 0,120 \text{ mol}, \quad n_0(C) = 0.$$

Après évolution, on mesure $n_f(C) = 0,045 \text{ mol}$.

1. Construire le tableau d'avancement.
2. Déterminer $x_{\max}$.
3. Identifier le réactif qui serait limitant si la transformation était totale.
4. Déterminer l'avancement final x_f à partir de la mesure expérimentale.
5. Calculer les quantités de matière finales de A et de B .
6. Dire si la transformation est totale ou non totale.
7. Calculer le taux d'avancement final τ .
8. Quelle quantité de matière de C aurait été obtenue si la transformation avait été totale ?

Exercice 9 — Demi-équations d'oxydo-réduction ★★

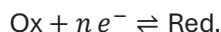
Indications de cours

Un oxydant est une espèce capable de **gagner** un ou plusieurs électrons. Un réducteur est une espèce capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

Un couple oxydant/réducteur s'écrit sous la forme



La demi-équation électronique associée s'écrit



Énoncé

On considère les couples suivants :



1. Identifier l'oxydant et le réducteur de chaque couple.
2. Écrire la demi-équation électronique associée à chaque couple.
3. Dans la transformation entre **Cu** et **Ag⁺**, indiquer l'espèce qui cède des électrons.
4. Indiquer l'espèce qui capte les électrons.
5. Établir l'équation bilan de la réaction entre le cuivre métallique et les ions argent.
6. Établir l'équation bilan de la réaction entre les ions fer(II) et le diiode.



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

7. Pour chacune des deux réactions précédentes, identifier l'espèce oxydée et l'espèce réduite.

Exercice 10 — Réaction d'oxydo-réduction et bilan de matière ★★★

Indications de cours

Pour obtenir l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction à partir de deux couples, on écrit les deux demi-équations puis on les multiplie si nécessaire afin d'échanger le même nombre d'électrons.

Les électrons n'apparaissent jamais dans l'équation bilan finale.

Énoncé

On plonge une lame de zinc métallique dans une solution contenant des ions cuivre(II). Les couples sont

Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu .

La lame de zinc a une masse initiale de 6,54 g. La solution contient initialement 0,0600 mol d'ions **Cu^{2+}** .

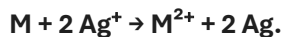
1. Écrire les deux demi-équations électroniques.
2. Établir l'équation de la réaction.
3. Calculer la quantité de matière initiale de zinc.
4. Déterminer le réactif limitant si la transformation est totale.
5. Calculer la quantité de matière de cuivre métallique formée.
6. Calculer la masse de cuivre déposée.
7. Déterminer la masse de zinc restante après réaction.
8. Décrire qualitativement l'évolution de la couleur bleue de la solution au cours de la transformation.

Exercice 11 — Problème de synthèse : métal inconnu ★★★★★

Indications de cours

Une transformation chimique peut permettre d'identifier une espèce inconnue en reliant une mesure macroscopique, comme une masse ou un volume, à la stœchiométrie de la réaction.

Pour un métal M qui forme l'ion M^{2+} avec les ions argent, on peut écrire :



La masse molaire du métal est reliée à la masse et à la quantité de matière par

$$M(M) = \frac{m}{n}.$$

Énoncé

Un morceau d'un métal inconnu M de masse $m = 0,653$ g est introduit dans un grand excès de solution de nitrate d'argent. On suppose que le métal forme des ions M^{2+} .

Après réaction complète, on récupère 2,156 g d'argent métallique.

1. Écrire l'équation de réaction générale entre M et Ag^+ .
2. Calculer la quantité de matière d'argent formée.
3. En déduire la quantité de matière de métal M consommée.
4. Déterminer la masse molaire du métal inconnu.
5. Identifier le métal parmi : magnésium, fer, zinc, cuivre.
6. Vérifier que l'hypothèse « le métal forme un ion M^{2+} » est cohérente avec l'identification obtenue.
7. Calculer la quantité minimale d'ions argent nécessaire pour consommer le morceau de métal.

Partie III — Titrages colorimétriques

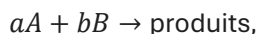
Exercice 12 — Principe de l'équivalence ★★

Indications de cours

Lors d'un titrage, la solution titrante, de concentration connue, réagit avec l'espèce à doser.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

Pour une réaction



à l'équivalence :

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b}.$$

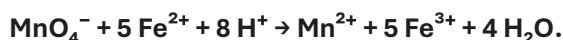
Avec $n = cV$, on peut relier les concentrations et les volumes.

Énoncé

On dose 20,0 mL d'une solution contenant des ions fer(II) Fe^{2+} par une solution titrante contenant des ions permanganate MnO_4^- de concentration

$$c_T = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

En milieu acide, la réaction de titrage est modélisée par

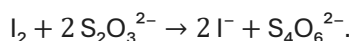


L'équivalence est obtenue pour $V_E = 13,6$ mL de solution titrante.

1. Identifier l'espèce titrée et l'espèce titrante.
2. Expliquer ce que signifie chimiquement l'équivalence.
3. Calculer la quantité de matière d'ions permanganate introduite à l'équivalence.
4. En déduire la quantité initiale d'ions fer(II) dans l'échantillon.
5. Déterminer la concentration de la solution en ions fer(II).
6. Expliquer pourquoi l'ion permanganate peut servir de repère coloré de l'équivalence.
7. Quelle serait la valeur de V_E si l'on titrait un prélèvement de 10,0 mL de la même solution dans les mêmes conditions ?

**Exercice 13 — Titration du diiode par les ions thiosulfate ★★★****Indications de cours**

La réaction entre le diiode et les ions thiosulfate est



À l'équivalence :

$$n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 2n(\text{I}_2).$$

La disparition d'une espèce colorée peut permettre de repérer l'équivalence.

Énoncé

On souhaite déterminer la concentration d'une solution de diiode. On prélève $V_A = 10,0$ mL de cette solution et on titre le diiode par une solution de thiosulfate de sodium de concentration

$$c_B = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'équivalence est obtenue pour $V_E = 16,8$ mL.

1. Écrire la relation stœchiométrique à l'équivalence.
2. Calculer la quantité de matière de thiosulfate ajoutée à l'équivalence.
3. En déduire la quantité de matière de diiode dans le prélèvement.
4. Calculer la concentration de la solution de diiode.

- Déterminer la masse de diiode présente dans 250 mL de cette solution.
- Avant l'équivalence, quel est le réactif limitant immédiatement après chaque ajout de titrant ?
- Après l'équivalence, quel réactif est en excès ?
- Expliquer pourquoi le repérage de l'équivalence est plus précis si la solution titrante est ajoutée goutte à goutte au voisinage de V_E .

Exercice 14 — Concevoir et critiquer un titrage ★★★★★

Indications de cours

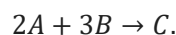
Un titrage fiable exige :

- une réaction rapide ;
- une réaction considérée comme totale ;
- une stœchiométrie connue ;
- un repérage précis de l'équivalence.

La verrerie jaugée sert aux prélèvements et préparations de volume précis. La burette graduée permet d'ajouter progressivement le titrant et de mesurer le volume versé.

Énoncé

Un élève doit doser une espèce chimique A contenue dans un produit commercial. La réaction avec le titrant B est



Il dispose d'une pipette jaugée de 10,0 mL, d'une fiole jaugée de 100,0 mL, d'une burette de 25 mL et d'une solution titrante de concentration $c_B = 0,0500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Le produit commercial est trop concentré : il est d'abord dilué dix fois. On titre ensuite 10,0 mL de la solution diluée. L'équivalence est repérée pour $V_E = 18,4 \text{ mL}$.



- Décrire le protocole permettant de réaliser la dilution par dix.
- Indiquer quelle verrerie doit contenir la solution titrante pendant le dosage.
- Établir la relation entre $n(A)$ et $n(B)$ à l'équivalence.
- Calculer la quantité de matière de B versée à l'équivalence.
- En déduire la quantité de matière de A présente dans les 10,0 mL de solution diluée.
- Calculer la concentration de A dans la solution diluée.
- Déterminer la concentration de A dans le produit commercial avant dilution.
- Un autre élève trouve une équivalence à 24,9 mL. Expliquer pourquoi cette valeur rendrait le protocole moins confortable expérimentalement avec une burette de 25 mL.

Partie IV — Structure, géométrie et polarité des entités



Figure géométrique pédagogique illustrant la notion

Exercice 15 — Schémas de Lewis ★★

Indications de cours

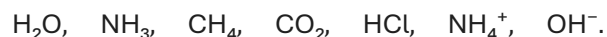
Un schéma de Lewis représente les doublets liants et non liants autour des atomes.

Les atomes tendent généralement à respecter la règle du duet pour l'hydrogène et la règle de l'octet pour les éléments de la deuxième période.

Pour vérifier un schéma, on peut compter les électrons de valence disponibles puis ceux représentés.

Énoncé

Établir le schéma de Lewis des espèces suivantes :



Pour chacune des espèces :

1. Déterminer le nombre total d'électrons de valence à représenter.
2. Proposer le schéma de Lewis.
3. Indiquer le nombre de doublets liants autour de l'atome central lorsqu'il existe.
4. Indiquer le nombre de doublets non liants autour de cet atome central.
5. Vérifier le respect du duet ou de l'octet pour les atomes concernés.

6. Identifier, parmi ces espèces, celles qui sont des ions polyatomiques.

Exercice 16 — Géométrie moléculaire ★★★



Figure géométrique pédagogique illustrant la notion

Indications de cours

Les doublets électroniques autour d'un atome central se repoussent et s'organisent de façon à être aussi éloignés que possible.

Quelques géométries usuelles :

- deux directions de liaison : géométrie linéaire ;
- trois directions de liaison sans doublet non liant central : géométrie trigonale plane ;
- quatre directions électroniques : organisation tétraédrique ;
- trois liaisons et un doublet non liant : géométrie pyramidale ;
- deux liaisons et deux doublets non liants : géométrie coudée.

Énoncé

On considère les molécules CO_2 , CH_4 , NH_3 et H_2O .

1. Établir ou rappeler leur schéma de Lewis.
2. Déterminer le nombre de directions électroniques autour de l'atome central.
3. Prévoir la géométrie de chaque molécule.
4. Classer les quatre molécules selon les catégories : linéaire, tétraédrique, pyramidale, coudée.
5. Expliquer pourquoi NH_3 n'est pas plane malgré ses trois liaisons N-H.
6. Expliquer pourquoi l'angle H-O-H n'est pas celui d'une molécule linéaire.
7. Représenter chaque molécule par un schéma spatial simple.

Exercice 17 — Électronégativité et polarisation des liaisons ★★

Indications de cours

Une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativités différentes est polarisée.

L'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative δ^- et l'autre une charge partielle positive δ^+ .

On peut comparer les polarités de liaisons grâce à

$$\Delta\chi = |\chi_2 - \chi_1|.$$

Énoncé

On donne les électronégativités suivantes :

$$\chi(H) = 2,2, \quad \chi(C) = 2,6, \quad \chi(N) = 3,0, \quad \chi(O) = 3,4, \quad \chi(Cl) = 3,2.$$

1. Calculer $\Delta\chi$ pour les liaisons H-Cl, O-H, C-H, N-H et C-O.
2. Classer ces liaisons de la moins polarisée à la plus polarisée.
3. Pour chaque liaison, placer correctement les symboles δ^+ et δ^- .
4. Expliquer pourquoi une liaison C-H est généralement beaucoup moins polarisée qu'une liaison O-H.
5. Comparer la polarité des liaisons C-O et H-Cl.
6. Le fait qu'une molécule possède des liaisons polarisées suffit-il toujours pour qu'elle soit polaire ? Préparer une réponse argumentée à partir des connaissances sur la géométrie moléculaire.



Exercice 18 — Polarité d'une molécule ★★★★★

Indications de cours

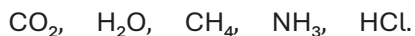
La polarité globale d'une molécule dépend à la fois :

- de la polarité de ses liaisons ;
- de sa géométrie.

Dans une molécule symétrique, les effets des liaisons polarisées peuvent se compenser. Une molécule peut donc posséder des liaisons polaires tout en étant globalement apolaire.

Énoncé

Étudier les molécules suivantes :



1. Indiquer quelles liaisons sont significativement polarisées dans chaque molécule.
2. Représenter qualitativement le sens de chaque polarisation de liaison.
3. Rappeler la géométrie de chaque molécule.
4. Déterminer si les effets des liaisons se compensent ou non.
5. Classer chaque molécule comme polaire ou apolaire.

6. Comparer en particulier CO_2 et H_2O : expliquer pourquoi des liaisons $\text{C}=\text{O}$ polarisées ne rendent pas nécessairement CO_2 polaire alors que les liaisons $\text{O}-\text{H}$ rendent l'eau polaire.
7. Prévoir qualitativement laquelle des molécules CH_4 et H_2O interagit le plus fortement avec un ion dissous dans l'eau.

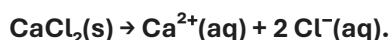
Partie V — Cohésion, dissolution, extraction et tensioactifs

Exercice 19 — Dissolution d'un solide ionique ★★★

Indications de cours

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau sépare les ions du cristal et les disperse dans le solvant.

Par exemple :



Les concentrations ioniques dépendent des coefficients stœchiométriques de l'équation de dissolution.

Énoncé

On dissout 5,55 g de chlorure de calcium CaCl_2 dans de l'eau afin d'obtenir $V = 250,0$ mL de solution.

1. Calculer la masse molaire de CaCl_2 .
2. Déterminer la quantité de matière de solide dissous.
3. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau.
4. Déterminer la concentration apportée en chlorure de calcium.
5. Déterminer la concentration molaire effective en ions Ca^{2+} .
6. Déterminer la concentration molaire effective en ions Cl^{-} .
7. Vérifier que l'électroneutralité de la solution est cohérente avec les concentrations obtenues.
8. On prélève 25,0 mL de cette solution. Calculer la quantité de matière d'ions chlorure contenue dans ce prélèvement.



Exercice 20 — Solubilité, miscibilité et choix d'un solvant ★★★

Indications de cours

Une espèce moléculaire est généralement mieux soluble dans un solvant présentant des interactions de nature comparable aux siennes.

Une espèce polaire est souvent plus soluble dans un solvant polaire ; une espèce apolaire est souvent plus soluble dans un solvant apolaire.

Pour une extraction liquide-liquide, le solvant extracteur doit :

- dissoudre efficacement l'espèce à extraire ;

- être peu ou pas miscible avec le solvant initial ;
- être chimiquement compatible avec les espèces présentes.

Énoncé

Une espèce organique X est faiblement soluble dans l'eau mais très soluble dans le cyclohexane. L'eau et le cyclohexane sont non miscibles.

On donne, pour 100 mL de solvant :

- solubilité de X dans l'eau : 0,20 g ;
 - solubilité de X dans le cyclohexane : 8,0 g.
1. Quel solvant paraît le plus favorable pour dissoudre X ?
 2. Expliquer le principe d'une extraction de X depuis une solution aqueuse par le cyclohexane.
 3. Pourquoi la non-miscibilité des deux solvants est-elle essentielle ?
 4. Après agitation puis décantation, deux phases apparaissent. Décrire la composition qualitative attendue de chacune.
 5. La masse volumique du cyclohexane est $0,78 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Indiquer quelle phase se trouve au-dessus dans l'ampoule à décanter.
 6. Expliquer pourquoi plusieurs petites extractions successives peuvent être plus efficaces qu'une seule extraction utilisant le même volume total de solvant.
 7. Citer deux critères de sécurité ou d'environnement à prendre en compte avant de choisir un solvant extracteur.

Exercice 21 — Concevoir une extraction liquide-liquide ★★★★★

Indications de cours

Une extraction liquide-liquide comprend généralement :

1. introduction des deux phases dans une ampoule à décanter ;
2. agitation avec dégazage si nécessaire ;
3. décantation ;
4. identification des phases ;
5. récupération de la phase contenant majoritairement l'espèce recherchée.

La position de la phase supérieure dépend des masses volumiques.

Énoncé

Une solution aqueuse contient une petite quantité d'une molécule aromatique Y . On souhaite extraire Y .

Trois solvants sont disponibles :

- éthanol : miscible à l'eau, Y très soluble ;
 - dichlorométhane : non miscible à l'eau, Y très soluble, masse volumique $1,33 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$;
 - huile végétale : non miscible à l'eau, Y modérément soluble.
1. Choisir le solvant le plus adapté parmi les trois en justifiant le choix uniquement par les propriétés fournies.

2. Expliquer pourquoi l'éthanol n'est pas adapté à une extraction liquide-liquide dans cette situation malgré la forte solubilité de Y.
3. Décrire le protocole d'extraction avec le solvant retenu.
4. Indiquer la position de la phase organique après décantation.
5. Expliquer comment reconnaître expérimentalement une erreur d'identification des phases avant de les séparer définitivement.
6. Proposer une méthode permettant d'éliminer des traces d'eau éventuellement présentes dans la phase organique.
7. Après évaporation du solvant, on récupère 0,82 g de Y alors que la solution initiale en contenait 0,95 g. Calculer le pourcentage de récupération.

Exercice 22 — Savons et molécules amphiphiles ★★★

Indications de cours

Une molécule amphiphile possède deux parties de propriétés opposées :

- une partie hydrophile, qui interagit favorablement avec l'eau ;



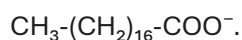
Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

- une partie lipophile ou hydrophobe, qui interagit favorablement avec les corps gras.

Dans l'eau, les ions ou molécules de savon peuvent s'organiser autour d'une goutte de graisse en formant une structure de type micelle.

Énoncé

On modélise un ion savon par la formule simplifiée



1. Identifier la longue partie hydrocarbonée et le groupe chargé de l'ion savon.
2. Indiquer quelle partie est principalement lipophile.

- Indiquer quelle partie est principalement hydrophile.
- Expliquer pourquoi l'ion savon est qualifié d'amphiphile.
- Représenter schématiquement l'organisation de plusieurs ions savon autour d'une goutte de graisse plongée dans l'eau.
- Expliquer comment cette organisation facilite l'entraînement de la graisse lors du rinçage.
- Pourquoi un hydrocarbure constitué uniquement de liaisons C–C et C–H ne posséderait-il pas les mêmes propriétés lavantes ?
- Rechercher dans le raisonnement précédent le rôle respectif de la polarité et des interactions entre entités.

Partie VI — Chimie organique, spectroscopie et synthèses

Exercice 23 — Groupes caractéristiques et familles ★★

Indications de cours

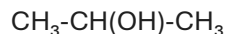
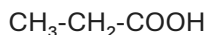
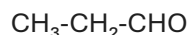
En Première, on rencontre notamment les familles :

- alcools : groupe hydroxyle –OH ;
- aldéhydes : groupe carbonyle en bout de chaîne –CHO ;
- cétones : groupe carbonyle au sein de la chaîne –C(=O)– ;
- acides carboxyliques : groupe carboxyle –COOH.

Le nom d'une molécule dépend de la longueur de la chaîne carbonée et du groupe caractéristique.

Énoncé

On considère les formules semi-développées suivantes :



- Identifier le groupe caractéristique de chaque molécule.
- Associer chaque molécule à sa famille fonctionnelle.
- Donner le nom des cinq espèces.
- Donner la formule brute de chacune.
- Identifier les molécules qui possèdent la même formule brute mais des structures différentes, s'il y en a.
- Écrire une formule semi-développée possible d'un alcool comportant quatre atomes de carbone.
- Écrire une formule semi-développée possible d'une cétone comportant quatre atomes de carbone.

Exercice 24 — Isomérisation de constitution et formule brute ★★★

Indications de cours

Deux molécules sont isomères de constitution lorsqu'elles possèdent la même formule brute mais des enchaînements d'atomes différents.

La formule semi-développée permet de visualiser la chaîne carbonée et la position d'un groupe caractéristique.

Énoncé

On cherche des composés de formule brute $C_4H_{10}O$ appartenant à la famille des alcools.

1. Proposer une première formule semi-développée correspondant à une chaîne linéaire et à un groupe hydroxyle porté par un carbone terminal.
2. Proposer une deuxième formule semi-développée avec la même chaîne carbonée mais le groupe hydroxyle porté par un carbone non terminal.
3. Proposer au moins une structure possédant une chaîne carbonée ramifiée.
4. Vérifier pour chaque proposition que la formule brute est bien $C_4H_{10}O$.
5. Expliquer pourquoi ces molécules sont isomères de constitution.
6. Indiquer celles qui possèdent le groupe $-OH$ sur un carbone lié à un seul autre carbone, puis celles où ce carbone est lié à deux autres carbones.
7. Expliquer pourquoi une formule brute seule ne suffit pas à décrire complètement une espèce chimique organique.



Exercice 25 — Spectroscopie infrarouge ★★★

Indications de cours

Un spectre infrarouge présente des bandes d'absorption associées à certaines liaisons ou groupes caractéristiques.

Quelques repères simplifiés :

- liaison $O-H$ d'un alcool : bande large vers 3200 à 3600 cm^{-1} ;
- liaison $O-H$ d'un acide carboxylique : très large bande environ 2500 à 3300 cm^{-1} ;
- liaison $C=O$: bande intense vers 1650 à 1750 cm^{-1} ;
- liaison $C-H$: bandes autour de 2800 à 3000 cm^{-1} .

Énoncé

Trois composés A, B et C ont pour formules possibles : propan-1-ol, propanone et acide propanoïque.

Leurs spectres donnent les informations suivantes :

- spectre A : bande intense vers 1715 cm^{-1} , pas de large bande O–H ;
 - spectre B : large bande vers 3300 cm^{-1} , pas de bande C=O intense ;
 - spectre C : bande intense vers 1710 cm^{-1} et très large absorption entre 2500 et 3300 cm^{-1} .
1. Identifier le composé A.
 2. Identifier le composé B.
 3. Identifier le composé C.
 4. Justifier chaque identification par les groupes caractéristiques attendus.
 5. Écrire les formules semi-développées des trois molécules.
 6. Expliquer pourquoi la présence d'une bande C=O seule ne permet pas toujours de distinguer une cétone d'un aldéhyde ou d'un acide carboxylique.
 7. Indiquer quelle information supplémentaire du spectre permet ici d'identifier l'acide carboxylique.

Exercice 26 — Étapes d'une synthèse organique ★★★

Indications de cours

Une synthèse organique comporte souvent plusieurs étapes :

1. transformation chimique des réactifs ;
2. isolement du produit ;
3. purification ;
4. identification et contrôle de pureté.

Le chauffage à reflux accélère une transformation sans perte importante de matière par évaporation. Une extraction ou une filtration permet d'isoler un produit. Une distillation ou une recristallisation peut servir à le purifier. Une chromatographie sur couche mince peut aider à contrôler sa composition.

Énoncé

Un protocole indique :

Introduire les réactifs dans un ballon. Ajouter quelques grains de pierre ponce. Chauffer à reflux pendant 30 minutes. Laisser refroidir. Transférer le mélange dans une ampoule à décanter et effectuer une extraction. Séparer la phase contenant le produit. Le sécher sur sulfate de magnésium anhydre. Filtrer puis distiller. Contrôler enfin le produit obtenu par chromatographie sur couche mince.

1. Identifier l'étape correspondant à la transformation chimique.
2. Expliquer l'intérêt du chauffage à reflux.
3. Expliquer le rôle de la pierre ponce.
4. Préciser l'objectif de l'extraction dans l'ampoule à décanter.
5. Expliquer le rôle du sulfate de magnésium anhydre.
6. Indiquer l'objectif de la distillation.
7. Expliquer ce que peut apporter la chromatographie sur couche mince.
8. Classer les opérations du protocole en quatre catégories : transformation, isolement, purification, analyse.



Exercice 27 — Rendement d'une synthèse ★★★★★

Indications de cours

Le rendement η d'une synthèse compare la quantité de produit réellement obtenue à la quantité maximale théorique :

$$\eta = \frac{n_{\text{obtenu}}}{n_{\text{max}}}.$$

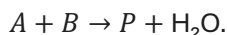
On peut également utiliser les masses si le produit comparé est le même :

$$\eta = \frac{m_{\text{obtenu}}}{m_{\text{théorique}}}.$$

Le rendement est souvent exprimé en pourcentage.

Énoncé

On réalise une synthèse modélisée par la réaction



On introduit 0,120 mol de A et 0,150 mol de B . La stœchiométrie est de 1: 1. Le produit P a une masse molaire $M(P) = 116 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Après purification, on récupère 10,2 g de produit P .

1. Identifier le réactif limitant.
2. Déterminer l'avancement maximal.
3. Calculer la quantité de matière maximale théorique de P .
4. Calculer la masse théorique maximale de P .
5. Déterminer le rendement de la synthèse.
6. Calculer la quantité de matière de P réellement isolée.
7. Si la transformation chimique elle-même était totale, proposer deux raisons expérimentales pouvant expliquer un rendement inférieur à 100 % après purification.
8. Quelle masse de P aurait été obtenue avec un rendement de 92 % ?

Partie VII — Combustions et énergie chimique

Exercice 28 — Combustion complète d'un alcane et d'un alcool ★★★

Indications de cours

La combustion complète d'une espèce organique contenant du carbone et de l'hydrogène produit du dioxyde de carbone et de l'eau lorsque le dioxygène est en quantité suffisante.

Pour équilibrer une équation de combustion, on peut procéder dans l'ordre : carbone, hydrogène, puis oxygène.

Énoncé

On étudie séparément la combustion complète du propane C_3H_8 et celle de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

1. Écrire et équilibrer l'équation de combustion complète du propane.
2. Écrire et équilibrer l'équation de combustion complète de l'éthanol.
3. Calculer la quantité de dioxygène nécessaire pour brûler complètement 0,250 mol de propane.
4. Calculer la quantité de dioxyde de carbone produite dans cette combustion.
5. Calculer la masse de dioxyde de carbone correspondante.
6. Reprendre les questions 3 à 5 pour 0,250 mol d'éthanol.
7. Comparer les quantités de dioxyde de carbone produites pour une même quantité de matière de combustible.
8. Expliquer pourquoi cette comparaison ne suffit pas, à elle seule, pour conclure sur l'impact climatique global des deux combustibles.

Exercice 29 — Énergie de liaison et énergie molaire de réaction ★★★★★

Indications de cours

Une estimation de l'énergie molaire d'une réaction en phase gazeuse peut être obtenue à partir des énergies de liaison :

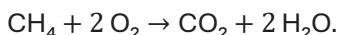
$$E_{\text{réaction}} \approx \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}}$$

Rompre une liaison nécessite de l'énergie ; former une liaison libère de l'énergie.

Si le résultat est négatif, la transformation est exothermique dans cette convention.

Énoncé

On étudie la combustion du méthane :



On donne les énergies moyennes de liaison, en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:



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

$$E(\text{C-H}) = 413,$$

$$E(\text{O=O}) = 498,$$

$$E(\text{C=O dans CO}_2) = 799,$$

$$E(\text{O-H}) = 463.$$

On raisonne sur des espèces gazeuses.

1. Compter le nombre de liaisons C-H rompues lors de la réaction pour une mole de méthane.
2. Compter le nombre de liaisons O=O rompues.
3. Calculer l'énergie totale nécessaire à la rupture des liaisons des réactifs.
4. Compter les liaisons C=O et O-H formées dans les produits.
5. Calculer l'énergie associée à la formation des liaisons des produits.
6. Estimer l'énergie molaire de réaction.
7. Conclure sur le caractère exothermique ou endothermique de la combustion.
8. Calculer l'ordre de grandeur de l'énergie libérée par la combustion complète de 16,0 g de méthane.

Exercice 30 — Grand problème de synthèse : choix d'un combustible ★★★★★

Indications de cours

Pour comparer des combustibles, plusieurs critères chimiques peuvent intervenir :

- énergie libérée par unité de masse ;

- quantité de dioxyde de carbone formée ;
- quantité de dioxygène consommée ;
- origine fossile ou renouvelable ;
- rendement réel du dispositif utilisant le combustible.

Le pouvoir calorifique massique PC permet d'estimer l'énergie libérée :

$$E = m PC.$$

Énoncé

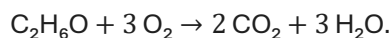
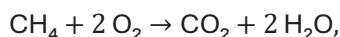
On compare le méthane et l'éthanol comme combustibles.

Données :

$$PC_{\text{CH}_4} = 50,0 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1},$$

$$PC_{\text{éthanol}} = 26,8 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Équations de combustion complète :



On souhaite obtenir 500 MJ d'énergie utile. Le dispositif utilisant le méthane a un rendement énergétique de 90 % et celui utilisant l'éthanol un rendement de 75 %.

1. Calculer l'énergie chimique qui doit être fournie par le méthane pour obtenir 500 MJ utiles.
2. En déduire la masse de méthane à brûler.
3. Calculer l'énergie chimique qui doit être fournie par l'éthanol.
4. En déduire la masse d'éthanol à brûler.
5. Calculer la quantité de matière de méthane consommée.
6. En déduire la masse de dioxyde de carbone formée par le méthane.
7. Calculer de même la masse de dioxyde de carbone produite par la quantité d'éthanol déterminée précédemment.
8. Comparer les deux combustibles uniquement selon les critères « masse de combustible » et « masse de CO_2 rejetée lors de la combustion ».
9. Expliquer pourquoi une comparaison environnementale sérieuse doit également prendre en compte l'origine du combustible, sa production, son transport et l'ensemble de son cycle de vie.
10. Rédiger une conclusion argumentée de cinq à huit lignes indiquant pourquoi le choix d'un combustible ne peut pas reposer sur un seul indicateur.

Pour aller vers la Terminale

À l'issue de ces 30 exercices, l'élève doit être capable de passer avec aisance de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique, de conduire un bilan de matière, d'exploiter une réaction d'oxydo-réduction ou un titrage, d'interpréter la structure et la polarité d'une entité chimique, de raisonner sur une extraction ou une synthèse organique et d'effectuer des bilans stœchiométriques et énergétiques rigoureux.

L'objectif n'est pas d'apprendre des recettes de calcul, mais d'acquérir les réflexes de chimiste : **identifier les espèces, modéliser, écrire les équations, raisonner sur les quantités de matière, contrôler les unités, exploiter les mesures et justifier les choix expérimentaux.**