

Cahier de vacances de chimie

Passage Seconde → Première — Chimie pure, niveau renforcé

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 **uniquement à la chimie**. Il consolide les acquis indispensables de Seconde avant l'entrée en Première et prépare progressivement les méthodes attendues en spécialité : identifier les espèces présentes, passer de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique, exploiter une formule chimique, raisonner sur les quantités de matière, écrire et ajuster une équation de réaction, choisir le réactif limitant et interpréter des résultats expérimentaux.

Chaque exercice est précédé d'un encadré **Indications de cours**. Ces indications rappellent les définitions, relations et méthodes utiles sans donner la démarche complète ni le résultat.

Conseil de travail. Commencer par relever les données et leurs unités. Écrire les relations littérales avant les applications numériques. Pour une transformation chimique, identifier les réactifs et les produits, vérifier la conservation des éléments chimiques et raisonner en quantités de matière dès que cela est possible.

Répartition des 30 exercices

Partie	Notions travaillées	Exercices
--------	---------------------	-----------

Partie	Notions travaillées	Exercices
I	Corps purs, mélanges et identification d'espèces	1 à 4
II	Solutions aqueuses, concentrations et dilutions	5 à 9
III	Atomes, noyaux, ions et classification périodique	10 à 15
IV	Molécules, Lewis et quantité de matière	16 à 20
V	Transformations chimiques et stœchiométrie	21 à 27
VI	Premiers pas vers la Première	28 à 30

Partie I — Corps purs, mélanges et identification d'espèces

Exercice 1 — Corps pur ou mélange ?

Indications de cours

Un **corps pur** contient une seule espèce chimique. Un **mélange** en contient plusieurs. Un mélange est **homogène** si l'on ne distingue qu'une seule phase à l'œil nu et **hétérogène** si plusieurs phases sont visibles.

Une espèce chimique peut être identifiée à l'aide de propriétés physiques ou chimiques : température de changement d'état, masse volumique, solubilité, chromatographie ou test caractéristique.

Énoncé

Pour chacune des situations suivantes, indiquer s'il s'agit d'un corps pur, d'un mélange homogène ou d'un mélange hétérogène :

1. eau distillée ;
2. eau de mer filtrée ;
3. jus d'orange avec pulpe ;
4. air sec ;
5. cuivre métallique pur ;
6. vinaigrette après agitation puis repos ;
7. sirop dilué dans l'eau.

Puis :

8. Expliquer pourquoi l'eau minérale n'est pas un corps pur même si elle est parfaitement limpide.
9. Un échantillon liquide bout progressivement entre $78,0^{\circ}\text{C}$ et $84,0^{\circ}\text{C}$. Cette observation est-elle davantage compatible avec un corps pur ou un mélange ? Justifier.
10. Proposer une expérience simple permettant de distinguer de l'eau distillée d'une eau salée.



Exercice 2 — Identifier un liquide inconnu

Indications de cours

La masse volumique d'une espèce est définie par

$$\rho = \frac{m}{V}.$$

Avec m en grammes et V en millilitres, on obtient souvent ρ en g mL^{-1} .

Une mesure expérimentale doit être comparée à des valeurs de référence en tenant compte des incertitudes et de la précision des instruments.

Énoncé

On prélève 25,0 mL d'un liquide inconnu. La masse du prélèvement est 19,8 g.

Données à 20°C :

Espèce	Masse volumique (g mL^{-1})
Éthanol	0,789
Acétone	0,791
Eau	0,998
Glycérol	1,26

1. Calculer la masse volumique du liquide.
2. Quelles espèces semblent compatibles avec la mesure ?
3. Expliquer pourquoi la masse volumique seule ne permet pas ici de distinguer avec certitude l'éthanol de l'acétone.
4. L'éthanol bout à 78°C et l'acétone à 56°C. Proposer une seconde mesure permettant de les départager.
5. On refait cinq mesures de masse volumique : 0,788 ; 0,793 ; 0,790 ; 0,789 ; 0,792 g mL^{-1} . Calculer la moyenne.
6. Discuter qualitativement la dispersion de cette série.

Exercice 3 — Tests chimiques d'identification

Indications de cours

Quelques tests courants :



- l'eau fait passer le sulfate de cuivre anhydre du blanc au bleu ;
- le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux ;
- le dihydrogène produit une petite détonation au contact d'une flamme ;
- le dioxygène ravive une bûchette incandescente.

Un test chimique doit être interprété à partir d'une observation précise.

Énoncé

Quatre gaz inconnus A, B, C et D sont testés séparément.

- A ravive une bûchette incandescente.
 - B provoque une petite détonation au contact d'une flamme.
 - C trouble l'eau de chaux.
 - D ne donne aucun de ces trois tests.
1. Identifier A, B et C.
 2. Peut-on identifier D avec les informations fournies ? Justifier.
 3. Écrire les formules chimiques des trois gaz identifiés.
 4. Un ballon gonflé avec le gaz B doit-il être approché d'une flamme ? Expliquer le risque.
 5. Lors d'une combustion, on détecte simultanément de l'eau et du dioxyde de carbone. Que peut-on conclure sur les éléments chimiques présents dans le combustible ?

Exercice 4 — Chromatographie sur couche mince**Indications de cours**

Une chromatographie sur couche mince permet de séparer et d'identifier les constituants d'un mélange. Pour une même plaque et un même éluant, deux taches situées à la même hauteur peuvent correspondre à la même espèce chimique.

Le rapport frontal peut être défini par

$$R_f = \frac{\text{distance parcourue par l'espèce}}{\text{distance parcourue par le front de l'éluant}}$$

Énoncé

Une plaque de chromatographie comporte quatre dépôts : un colorant inconnu X et trois références A, B et C. Le front de l'éluant a parcouru 8,0 cm.

- A donne une tache à 2,4 cm.
 - B donne une tache à 5,6 cm.
 - C donne une tache à 6,8 cm.
 - X donne deux taches à 2,4 cm et 5,6 cm.
1. Le produit X est-il un corps pur ? Justifier.
 2. Quelles espèces de référence semblent présentes dans X ?
 3. Calculer les valeurs de R_f de A, B et C.
 4. Calculer les valeurs de R_f des deux constituants de X.
 5. Une cinquième référence D donne également $R_f = 0,70$. Peut-on affirmer que D et B sont la même espèce ? Discuter.

Partie II — Solutions aqueuses, concentrations et dilutions

Exercice 5 — Solvant, soluté et concentration en masse

Indications de cours

Dans une solution, le constituant majoritaire est le **solvant**. Les espèces dissoutes sont les **solutés**.

La concentration en masse d'un soluté est

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Si m est en grammes et V en litres, C_m s'exprime en g L^{-1} .

Énoncé

On dissout 12,0 g de chlorure de sodium dans de l'eau afin d'obtenir 250 mL de solution.

1. Identifier le solvant et le soluté.
2. Convertir le volume de solution en litres.
3. Calculer la concentration en masse en chlorure de sodium.
4. Quelle masse de chlorure de sodium est contenue dans 20,0 mL de cette solution ?
5. Quel volume de cette solution contient 3,00 g de chlorure de sodium ?
6. On ajoute de l'eau sans ajouter de sel. La masse de soluté change-t-elle ? La concentration augmente-t-elle ou diminue-t-elle ? Justifier.



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

Exercice 6 — Préparation d'une solution par dissolution

Indications de cours

Pour préparer une solution par dissolution d'un solide :

1. peser la masse de soluté nécessaire ;
2. dissoudre le solide dans un peu de solvant ;
3. transférer quantitativement dans une fiole jaugée ;
4. compléter au trait de jauge ;
5. homogénéiser.

La relation utile est

$$m = C_m V.$$

Énoncé

On souhaite préparer 500 mL d'une solution de glucose de concentration en masse $C_m = 18,0 \text{ g L}^{-1}$.

1. Calculer la masse de glucose à peser.
2. Choisir, parmi une éprouvette graduée de 500 mL et une fiole jaugée de 500 mL, la verrerie la plus adaptée pour ajuster le volume final. Justifier.
3. Rédiger le protocole complet de préparation.
4. Un élève pèse 9,30 g au lieu de la masse théorique. Quelle concentration obtient-il si le volume final est exactement 500 mL ?
5. Un autre élève dépasse légèrement le trait de jauge. Sa concentration réelle est-elle supérieure ou inférieure à la concentration visée ? Expliquer.

Exercice 7 — Dilution d'une solution mère

Indications de cours

Lors d'une dilution, la quantité de soluté prélevée dans la solution mère est conservée dans la solution fille. En concentration en masse :

$$C_{m,\text{mère}} V_{\text{prélevé}} = C_{m,\text{fille}} V_{\text{fille}}.$$

Le facteur de dilution est

$$F = \frac{C_{m,\text{mère}}}{C_{m,\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}}.$$

Énoncé

Une solution mère de sulfate de cuivre a une concentration en masse de $40,0 \text{ g L}^{-1}$. On veut préparer 100,0 mL d'une solution fille à $8,00 \text{ g L}^{-1}$.

1. Calculer le facteur de dilution.
2. Calculer le volume de solution mère à prélever.
3. Choisir la verrerie adaptée parmi : pipettes jaugées de 5,0, 10,0, 20,0 et 25,0 mL ; fioles jaugées de 50,0, 100,0 et 250,0 mL.
4. Rédiger le protocole de dilution.

- Un élève prélève le bon volume mais utilise une fiole de 250,0 mL. Calculer la concentration finale obtenue.
- Expliquer pourquoi on ne peut pas réaliser une dilution en ajoutant du soluté solide.

Exercice 8 — Concentration maximale et solubilité

Indications de cours

À une température donnée, un soluté ne peut se dissoudre que jusqu'à une certaine concentration maximale. Lorsque cette limite est atteinte, la solution est dite **saturée**.

Si la solubilité massique est s , la masse maximale soluble dans un volume V peut être évaluée par

$$m_{\max} = sV.$$

Énoncé

À 20°C, la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau est approximativement 360 g L⁻¹.

- Quelle masse maximale de chlorure de sodium peut-on dissoudre pour préparer 250 mL de solution saturée, dans ce modèle simplifié ?
- On introduit 50 g de sel pour obtenir 250 mL de solution. La solution est-elle saturée ?
- Même question avec 100 g.
- Dans ce dernier cas, quelle masse maximale peut être dissoute et quelle masse reste éventuellement solide ?
- La solubilité de nombreux solides augmente avec la température. Expliquer qualitativement pourquoi chauffer peut permettre de dissoudre davantage de soluté.
- Distinguer clairement **dissolution** et **fusion**.

Exercice 9 — Dosage par étalonnage



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

Indications de cours

Un dosage par étalonnage compare une grandeur mesurable d'une solution inconnue à celles de solutions de concentrations connues. Si la grandeur varie de façon proportionnelle à la concentration, un graphique d'étalonnage permet de déterminer la concentration inconnue.

Énoncé

On dispose de cinq solutions étalons d'un colorant alimentaire.

C_m (mg L ⁻¹)	10	20	30	40	50
Grandeur mesurée S	0,12	0,24	0,36	0,49	0,61

Une boisson inconnue donne $S = 0,42$.

1. Représenter S en fonction de C_m .
2. Les données sont-elles approximativement compatibles avec une proportionnalité ?
3. Estimer graphiquement la concentration de la boisson inconnue.
4. Déterminer une valeur approchée du coefficient de proportionnalité à partir des quatre premiers points.
5. Utiliser ce coefficient pour estimer C_m de la boisson.
6. Pourquoi faut-il éviter d'utiliser un étalon beaucoup plus concentré que la gamme ayant servi à établir le modèle ?

Partie III — Atomes, noyaux, ions et classification périodique**Exercice 10 — Composition d'un atome****Indications de cours**

Le noyau d'un atome contient des protons et des neutrons. Le nombre de protons est le **numéro atomique** Z . Le nombre total de nucléons est le **nombre de masse** A .

Le nombre de neutrons vaut

$$N = A - Z.$$

Pour un atome électriquement neutre, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.

Énoncé

On considère l'atome de sodium noté



1. Donner son numéro atomique Z et son nombre de masse A .
2. Déterminer le nombre de protons.
3. Déterminer le nombre de neutrons.
4. Déterminer le nombre d'électrons dans l'atome neutre.
5. Écrire la composition du noyau de l'isotope $^{22}_{11}\text{Na}$.
6. Expliquer pourquoi ces deux noyaux appartiennent au même élément chimique.

Exercice 11 — Ordres de grandeur de l'atome et du noyau

Indications de cours

L'ordre de grandeur du rayon atomique est voisin de 10^{-10} m, alors que celui du noyau est voisin de 10^{-15} m. La masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

Comparer deux grandeurs revient souvent à calculer leur quotient.

Énoncé

On modélise un atome par un rayon $r_a = 1,0 \times 10^{-10}$ m et son noyau par un rayon $r_n = 1,0 \times 10^{-15}$ m.

1. Calculer le rapport r_a/r_n .
2. Si le noyau était représenté par une bille de rayon 1,0 mm, quel serait le rayon de l'atome à la même échelle ?
3. Un élève affirme que « la matière d'un atome remplit presque tout son volume ». Discuter cette affirmation à l'aide du modèle.
4. Pourquoi peut-on dire que la masse de l'atome est essentiellement portée par le noyau ?
5. La taille du noyau est-elle environ mille fois, un million de fois ou cent mille fois plus petite que celle de l'atome ? Justifier.

Exercice 12 — Isotopes et élément chimique

Indications de cours

Deux isotopes d'un même élément ont le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A différents. Ils ont donc le même nombre de protons mais pas le même nombre de neutrons.

Énoncé

Le chlore naturel contient principalement deux isotopes :

$^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$.

1. Déterminer le nombre de protons, neutrons et électrons de chacun des deux atomes neutres.
2. Pourquoi s'agit-il du même élément chimique ?
3. Quelle grandeur distingue leurs noyaux ?
4. On rencontre l'ion chlorure Cl^- . Combien d'électrons possède l'ion issu de ^{35}Cl ?
5. L'acquisition d'un électron modifie-t-elle A ou Z ? Justifier.



Exercice 13 — Configuration électronique

Indications de cours

Pour les éléments des trois premières périodes, la configuration électronique à l'état fondamental se construit dans l'ordre

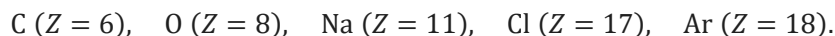
$1s, 2s, 2p, 3s, 3p.$

Les sous-couches s peuvent accueillir 2 électrons et les sous-couches p jusqu'à 6 électrons.

Les électrons de la couche externe sont les **électrons de valence**.

Énoncé

Donner la configuration électronique des atomes suivants :



Puis :

1. Donner le nombre d'électrons de valence de chacun.
2. Identifier les deux éléments placés dans la troisième période.
3. Quel atome possède une couche de valence complète ?
4. Comparer les configurations électroniques de Na et de Na^+ .
5. Comparer celles de Cl et de Cl^- .
6. Expliquer pourquoi Na^+ et Cl^- peuvent être qualifiés d'entités plus stables que les atomes isolés correspondants.

Exercice 14 — Position dans la classification périodique

Indications de cours

La période d'un élément est reliée au plus grand nombre quantique principal occupé dans sa configuration électronique. Pour les éléments des blocs s et p , le nombre d'électrons de valence aide à retrouver la colonne et la famille chimique.

Des éléments d'une même famille ont des propriétés chimiques proches.

Énoncé

On donne les configurations électroniques suivantes :

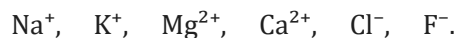
- A : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - B : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - C : $1s^2 2s^2 2p^6$
 - D : $1s^2 2s^2 2p^4$
1. Déterminer le numéro atomique de A, B, C et D.
 2. Identifier les éléments correspondants à l'aide du tableau périodique.
 3. Donner leur période.
 4. Donner leur nombre d'électrons de valence.
 5. Lequel appartient à la famille des gaz nobles ?
 6. B et D appartiennent-ils à la même famille ? Justifier.
 7. Prévoir la charge de l'ion monoatomique le plus courant formé par A et par B.

Exercice 15 — Ions et électroneutralité

Indications de cours

Un **cation** est un ion chargé positivement ; un **anion** est un ion chargé négativement. Un composé ionique macroscopique est électriquement neutre : les charges positives et négatives s'y compensent.

Quelques ions usuels :



Énoncé



1. Indiquer si chacun des ions précédents est un cation ou un anion.
2. Combien d'ions chlorure sont nécessaires pour compenser la charge d'un ion calcium ?
3. En déduire la formule du chlorure de calcium.
4. Déterminer de même la formule du fluorure de magnésium.
5. Expliquer pourquoi NaCl_2 ne respecte pas l'électroneutralité si le sodium est présent sous forme Na^+ et le chlore sous forme Cl^- .
6. Un solide ionique contient des ions Al^{3+} et O^{2-} . Déterminer le plus petit rapport entier permettant l'électroneutralité et en déduire la formule du composé.

Partie IV — Molécules, Lewis et quantité de matière

Exercice 16 — Lire un schéma de Lewis

Indications de cours

Dans un schéma de Lewis, un **doublet liant** est partagé entre deux atomes et forme une liaison covalente. Un **doublet non liant** appartient à un seul atome.

En Seconde, il faut savoir exploiter un schéma fourni et relier la formation des liaisons à une configuration électronique plus stable.

Énoncé

On considère les molécules H_2 , H_2O , NH_3 et CH_4 .

1. Représenter, à l'aide des modèles de Lewis connus, les liaisons présentes dans chacune de ces molécules.
2. Combien de liaisons covalentes l'atome d'oxygène forme-t-il dans l'eau ?
3. Combien de doublets non liants porte-t-il dans le schéma de Lewis usuel de l'eau ?
4. Combien de liaisons l'atome d'azote forme-t-il dans l'ammoniac ?
5. Combien de liaisons le carbone forme-t-il dans le méthane ?
6. Expliquer qualitativement en quoi la formation de ces liaisons contribue à stabiliser les atomes.

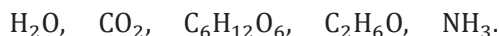
Exercice 17 — Formules moléculaires et comptage d'atomes

Indications de cours

Dans une formule brute, les indices indiquent le nombre d'atomes de chaque élément présents dans une molécule. En l'absence d'indice, le nombre est égal à 1.

Énoncé

On considère les espèces suivantes :



1. Pour chaque formule, donner le nombre total d'atomes contenus dans une molécule.
2. Combien d'atomes de carbone contient une molécule de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
3. Combien d'atomes d'hydrogène sont contenus dans 25 molécules d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$?
4. Une molécule inconnue contient 2 atomes de carbone, 4 atomes d'hydrogène et 2 atomes d'oxygène. Écrire sa formule brute.
5. Deux espèces possédant la même formule brute sont-elles nécessairement la même espèce chimique ? Formuler une réponse prudente.

Exercice 18 — Masse d'une molécule**Indications de cours**

La masse d'une molécule peut être évaluée en additionnant les masses des atomes qui la constituent.

Données :

$$m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}, \quad m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}, \quad m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26} \text{ kg}.$$

Énoncé

1. Calculer la masse d'une molécule d'eau H_2O .
2. Calculer la masse d'une molécule de dioxyde de carbone CO_2 .
3. Calculer la masse d'une molécule de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
4. Classer ces trois molécules par masse croissante.
5. Estimer combien de molécules d'eau seraient nécessaires pour obtenir une masse totale de 1,0 g en utilisant uniquement le résultat de la question 1.
6. Comparer cet ordre de grandeur avec la constante d'Avogadro donnée dans l'exercice suivant.

Exercice 19 — La mole et la constante d'Avogadro**Indications de cours**

Une mole contient exactement

$$N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23}$$

entités élémentaires.



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

La quantité de matière n est reliée au nombre d'entités N par

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{et} \quad N = nN_A.$$

Énoncé

1. Combien de molécules contient 1,00 mol d'eau ?
2. Combien de molécules contient 0,250 mol de dioxyde de carbone ?
3. Déterminer la quantité de matière correspondant à $3,011 \times 10^{23}$ molécules de méthane.
4. Une boîte contient $1,20 \times 10^{24}$ molécules d'une espèce. Exprimer la quantité de matière en moles.
5. Comparer le nombre d'entités dans 2,0 mol d'eau et dans 2,0 mol de dioxyde de carbone.
6. Les masses des deux échantillons sont-elles pour autant égales ? Expliquer sans calcul détaillé.

Exercice 20 — Quantité de matière dans un échantillon

Indications de cours

En Seconde, la quantité de matière peut être déterminée à partir du nombre d'entités, lui-même relié à la masse de l'échantillon et à la masse d'une entité :

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} \quad \text{puis} \quad n = \frac{N}{N_A}.$$

Énoncé

On dispose d'un échantillon d'eau de masse 18,0 g. On prendra pour masse d'une molécule d'eau

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \times 10^{-26} \text{ kg}.$$

1. Convertir 18,0 g en kilogrammes.
2. Calculer le nombre de molécules présentes dans l'échantillon.

3. En déduire la quantité de matière d'eau.
4. Refaire le raisonnement pour 9,0 g d'eau sans reprendre tous les calculs depuis le début.
5. Quelle masse d'eau correspondrait approximativement à 2,0 mol dans ce modèle ?
6. Formuler la relation de proportionnalité qui semble apparaître entre masse et quantité de matière pour un corps pur donné. Cette relation sera formalisée en Première.

Partie V — Transformations chimiques et stœchiométrie

Exercice 21 — Physique ou chimique ?

Indications de cours

Une transformation **chimique** modifie la nature des espèces chimiques présentes : des réactifs sont consommés et des produits apparaissent. Une transformation **physique** change l'état ou l'organisation de la matière sans modifier la nature des espèces.

Énoncé

Classer chaque situation comme transformation physique ou chimique et justifier brièvement :

1. fusion d'un glaçon ;
2. combustion du méthane ;
3. dissolution du sucre dans l'eau ;
4. formation de rouille sur du fer ;
5. vaporisation de l'éthanol ;
6. action d'un acide sur du calcaire avec dégagement gazeux ;
7. cristallisation du sel lors de l'évaporation d'une solution saline.

Puis :

8. Donner un critère expérimental pouvant révéler qu'une transformation chimique a eu lieu.
9. Une variation de température suffit-elle toujours à prouver l'existence d'une transformation chimique ? Discuter.

Exercice 22 — Ajuster une équation chimique

Indications de cours

Dans une équation de réaction ajustée, le nombre d'atomes de chaque élément est conservé entre les réactifs et les produits. On modifie uniquement les **coefficients stœchiométriques**, jamais les indices des formules chimiques.

Énoncé

Ajuster les équations suivantes :

1. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
3. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



4. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
5. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
6. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$

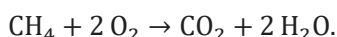
Pour chaque équation :

7. vérifier explicitement la conservation de chaque élément ;
8. identifier les réactifs et les produits.

Exercice 23 — Combustion du méthane

Indications de cours

La combustion complète du méthane dans le dioxygène est modélisée par



Les coefficients indiquent les proportions stœchiométriques en nombre d'entités et en quantités de matière.

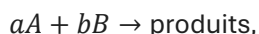
Énoncé

1. Combien de molécules de dioxygène sont nécessaires pour brûler complètement une molécule de méthane ?
2. Combien de molécules d'eau sont formées ?
3. Pour 100 molécules de méthane, combien de molécules de dioxygène sont nécessaires ?
4. Pour 0,50 mol de méthane, quelle quantité de matière de dioxygène est nécessaire ?
5. Quelle quantité de matière de dioxyde de carbone est formée ?
6. Quelle quantité de matière d'eau est formée ?
7. Expliquer pourquoi les coefficients stœchiométriques peuvent être utilisés de la même façon pour les molécules et pour les moles.

Exercice 24 — Réactif limitant : raisonnement par proportions

Indications de cours

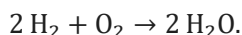
Le **réactif limitant** est celui qui est entièrement consommé en premier. Pour une réaction



il faut comparer les quantités disponibles aux proportions imposées par les coefficients a et b .

Énoncé

On étudie la réaction

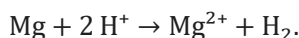


1. Si l'on dispose de 10 molécules de H_2 et de 10 molécules de O_2 , quel est le réactif limitant ?
2. Combien de molécules d'eau peuvent se former ?
3. Combien de molécules de l'autre réactif restent après la transformation ?
4. Reprendre le raisonnement avec 0,80 mol de H_2 et 0,30 mol de O_2 .
5. Déterminer la quantité de matière d'eau formée.
6. Quelle quantité de matière du réactif en excès reste-t-il ?

Exercice 25 — Métal et acide chlorhydrique

Indications de cours

Lorsqu'un métal approprié réagit avec une solution acide, on peut observer un dégagement de dihydrogène. Pour le magnésium, on modélise la transformation par



Les ions qui ne participent pas directement à la transformation sont dits **spectateurs**.

Énoncé

On introduit du magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique.

1. Quel gaz peut être identifié par une petite détonation à la flamme ?
2. Identifier les réactifs qui figurent dans l'équation simplifiée.
3. Identifier les produits.



4. Vérifier la conservation des éléments chimiques.
5. Vérifier la conservation de la charge électrique totale.
6. Si 0,10 mol de magnésium réagit complètement, quelle quantité de matière minimale de H^+ est nécessaire ?
7. Quelle quantité de matière de dihydrogène peut se former ?
8. Quel ion de la solution d'acide chlorhydrique peut jouer le rôle d'espèce spectatrice ?

Exercice 26 — Action d'un acide sur le calcaire

Indications de cours

Le calcaire contient principalement du carbonate de calcium CaCO_3 . Avec un acide, il peut produire du dioxyde de carbone. Une équation simplifiée peut s'écrire



Énoncé

On verse une solution acide sur un morceau de craie.

1. Quelle observation expérimentale permet de supposer qu'un gaz se forme ?
2. Comment identifier ce gaz ?
3. Vérifier la conservation des éléments dans l'équation fournie.
4. Vérifier la conservation de la charge électrique.
5. Quelle quantité de matière de H^+ faut-il pour faire réagir 0,025 mol de CaCO_3 ?
6. Quelle quantité de matière de CO_2 peut être formée ?
7. Si on ne dispose que de 0,030 mol de H^+ , le calcaire peut-il être entièrement consommé ? Justifier.

Exercice 27 — Synthèse et contrôle par chromatographie

Indications de cours

Une synthèse chimique permet de fabriquer une espèce à partir d'autres espèces. Un **chauffage à reflux** accélère une transformation tout en évitant la perte des espèces volatiles grâce à la condensation des vapeurs.

Une chromatographie permet ensuite de comparer le produit synthétisé à une référence.

Énoncé

Un laboratoire synthétise un arôme. Après la réaction et les étapes de purification, trois dépôts sont placés sur une plaque de chromatographie :

- R : arôme de référence ;
- P : produit synthétisé ;
- M : mélange réactionnel avant purification.

Après élution :

- R donne une seule tache à 4,8 cm ;
- P donne une seule tache à 4,8 cm ;
- M donne trois taches à 1,6, 3,2 et 4,8 cm.

Le front de l'éluant a parcouru 6,0 cm.

1. Que suggère la chromatographie à propos du produit P ?
2. Le mélange M est-il pur ?
3. Calculer R_f de l'arôme de référence.
4. Calculer les trois R_f observés pour M.
5. Pourquoi le chauffage à reflux est-il préférable à un chauffage dans un récipient ouvert pour certaines synthèses ?
6. Pourquoi une étape de purification est-elle nécessaire après la transformation ?

Partie VI — Premiers pas vers la Première

Exercice 28 — Masse molaire et concentration molaire

Indications de cours

En Première, on introduit la **masse molaire** M , exprimée en g mol^{-1} . Pour un corps pur :

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

La concentration en quantité de matière, ou concentration molaire, est

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

Données :



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

$$M(\text{H}) = 1,0, \quad M(\text{C}) = 12,0, \quad M(\text{O}) = 16,0, \quad M(\text{Na}) = 23,0, \quad M(\text{Cl}) = 35,5$$

en g mol^{-1} .

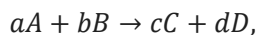
Énoncé

1. Calculer la masse molaire de l'eau H_2O .
2. Calculer celle du dioxyde de carbone CO_2 .
3. Calculer celle du chlorure de sodium NaCl .
4. Quelle quantité de matière contient 9,0 g d'eau ?
5. Quelle masse de chlorure de sodium correspond à 0,20 mol ?
6. On dissout 5,85 g de NaCl pour préparer 500 mL de solution. Calculer la quantité de matière introduite puis la concentration molaire.
7. Comparer cette nouvelle grandeur à la concentration en masse utilisée en Seconde.

Exercice 29 — Premiers tableaux d'avancement

Indications de cours

En Première, l'évolution d'un système chimique est décrite à l'aide de l'**avancement** x . Pour



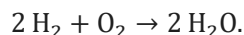
les variations de quantité de matière sont proportionnelles aux coefficients :

$$\Delta n(A) = -ax, \quad \Delta n(B) = -bx, \quad \Delta n(C) = cx, \quad \Delta n(D) = dx.$$

L'avancement maximal est fixé par le réactif limitant.

Énoncé

On reprend la réaction



À l'état initial :

$$n_0(\text{H}_2) = 0,60 \text{ mol}, \quad n_0(\text{O}_2) = 0,40 \text{ mol}, \quad n_0(\text{H}_2\text{O}) = 0.$$

1. Recopier un tableau comportant les lignes « état initial », « évolution » et « état final ».
2. Exprimer en fonction de x les quantités de matière de H_2 , O_2 et H_2O .
3. Déterminer la valeur maximale de x imposée par le dihydrogène.
4. Déterminer celle imposée par le dioxygène.
5. En déduire x_{max} et le réactif limitant.
6. Déterminer les quantités de matière finales des trois espèces.
7. Vérifier que le résultat est cohérent avec le raisonnement de stœchiométrie étudié en Seconde.

Exercice 30 — Première rencontre avec l'oxydo-réduction

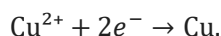
Indications de cours

Une réaction d'oxydo-réduction met en jeu un transfert d'électrons. Un **oxydant** capte des électrons ; un **réducteur** cède des électrons.

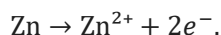
Un couple oxydant/réducteur s'écrit sous la forme



Par exemple, pour le couple Cu^{2+}/Cu :



Pour le couple Zn^{2+}/Zn :



Énoncé

On plonge une lame de zinc dans une solution contenant des ions cuivre(II). On observe progressivement un dépôt rougeâtre de cuivre sur la lame et la coloration bleue de la solution diminue.

1. Quelle espèce chimique est transformée en cuivre métallique ?
2. Le cuivre(II) gagne-t-il ou perd-il des électrons ?
3. Le zinc métallique gagne-t-il ou perd-il des électrons ?
4. Identifier l'oxydant et le réducteur.
5. À l'aide des deux demi-équations fournies dans les indications de cours, établir l'équation globale de réaction.



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

6. Vérifier la conservation des éléments chimiques.
7. Vérifier la conservation de la charge électrique.
8. Si 0,050 mol de zinc réagit complètement, quelle quantité de matière maximale de cuivre métallique peut être formée ?
9. Expliquer pourquoi cet exercice constitue un prolongement naturel du travail de Seconde sur les réactions chimiques et les proportions stœchiométriques.