

Espèces chimiques

Exercices de sciences physiques - niveau 2de

Voici dix exercices pour t'entraîner sur l'identification des espèces chimiques : classer des échantillons, calculer des masses volumiques, exploiter un chromatogramme et une courbe de chauffage, puis raisonner comme un chimiste. Puis cherche d'abord seul, avec la calculatrice, puis vérifie avec le corrigé séparé.

L'essentiel : Pour s'entraîner sur « Espèces chimiques » en Seconde, la fiche propose 20 exercices progressifs : corps pur ou mélange, quel est ce liquide et les colorants d'un bonbon. Le corrigé détaillé est sur une page séparée ; fiche gratuite, à imprimer en PDF.

Enfin, 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 sur les espèces chimiques

Exercice 1 : Corps pur ou mélange ?

Ensuite, pour chaque échantillon, indique s'il s'agit d'un corps pur ou d'un mélange et, pour un mélange, s'il est homogène ou hétérogène : l'air, l'eau distillée, un jus d'orange avec pulpe, un sirop de grenadine, le dioxygène contenu dans une bouteille, une vinaigrette.

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si les affirmations sont vraies ou fausses, en justifiant.

- Ensuite, une eau minérale « pure » est un corps pur.
- Puis la vanilline synthétisée au laboratoire est une autre espèce chimique que la vanilline extraite de la gousse.
- Deux taches de même hauteur sur un chromatogramme sont forcément la même espèce chimique.
- De plus, la densité d'un liquide s'exprime en g/mL.

Exercice 3 : Quel est ce liquide ?

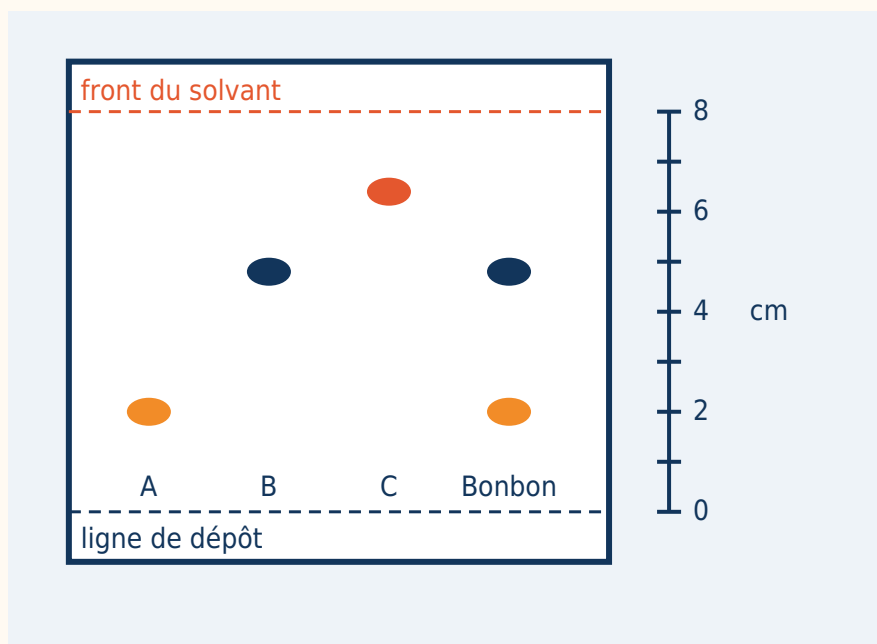
Puis, un élève verse 50,0 mL d'un liquide incolore dans un bécher posé sur une balance : la masse du liquide est $m = 39,5 \text{ g}$.

Données à 20 °C : eau 1,00 g/mL ; éthanol 0,79 g/mL ; glycérol 1,26 g/mL ; cyclohexane 0,78 g/mL.

1. Ensuite, calcule la masse volumique du liquide en g/mL, puis en kg/m^3 .
2. Par ailleurs, calcule sa densité.
3. Peut-on conclure sur sa nature ? Quelle mesure supplémentaire proposes-tu ?

Exercice 4 : Les colorants d'un bonbon

Ainsi, on analyse par CCM le colorant vert d'un bonbon. Trois colorants de référence sont déposés : A (jaune), B (bleu), C (rouge). Puis le dernier dépôt est le colorant du bonbon. L'éluant est une solution aqueuse salée. L'échelle graduée en cm, à droite, permet de lire les hauteurs depuis la ligne de dépôt.



Chromatogramme des colorants. Les ellipses sont les taches observées après migration.

1. Pourquoi trace-t-on la ligne de dépôt au crayon et non au stylo ?
2. Ensuite, mesure la hauteur h de chaque tache de référence et la hauteur H du front, puis calcule les trois rapports frontaux.
3. Quels colorants contient le bonbon vert ? Puis justifie.
4. De plus, le colorant rouge C est-il présent dans le bonbon ?

Exercice 5 : Tests chimiques

Par ailleurs, un élève souffle à travers une paille dans de l'eau de chaux limpide : elle se trouble. Ensuite, un autre chauffe du sulfate de cuivre hydraté qui devient blanc, puis laisse tomber quelques gouttes d'un liquide inconnu sur la poudre blanche : elle devient bleue.

1. Quelle espèce chimique le premier test met-il en évidence ? Que peut-on dire de l'air expiré ?
2. Que démontre le second test sur le liquide inconnu ?
3. Par ailleurs, le liquide inconnu est-il pour autant de l'eau pure ? Explique.

Exercice 6 : Courbes de chauffage

De plus, on chauffe doucement deux échantillons liquides incolores A et B, et on relève la température toutes les deux minutes.

t (min)	0	2	4	6	8	10	12	14
θ échantillon A (°C)	22	45	68	78	78	78	78	78
θ échantillon B (°C)	22	46	71	80	84	88	92	95

1. Puis trace sur papier millimétré les deux courbes $\theta = f(t)$.
2. Quel échantillon a un comportement de corps pur ? Ensuite, justifie.
3. Identifie l'échantillon A à l'aide du tableau du cours.
4. Que peut-on dire de la composition de B ?

Exercice 7 : Une pièce métallique

Donc, une pièce métallique de masse $m = 53,8$ g est plongée dans une éprouvette contenant 50,0 mL d'eau : le niveau monte à 70,0 mL.

Données : aluminium $2,70 \text{ g/cm}^3$; fer $7,87 \text{ g/cm}^3$; cuivre $8,96 \text{ g/cm}^3$. Puis on rappelle $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$.

1. De plus, détermine le volume de la pièce.
2. Ensuite, calcule sa masse volumique avec le bon nombre de chiffres significatifs.
3. De quel métal est-elle probablement faite ?
4. Pourquoi cette méthode n'est-elle pas adaptée à un morceau de sucre ?

Exercice 8 : Deux couches

Enfin, dans une éprouvette, on verse de l'eau salée de masse volumique 1,10 g/mL, puis on ajoute délicatement de l'huile d'olive de masse volumique 0,92 g/mL. Par ailleurs, les deux liquides ne se mélangent pas.

1. Puis le mélange obtenu est-il homogène ou hétérogène ? Ensuite, justifie.
2. Puis dans quel ordre se placent les deux couches ? Explique.
3. Quelle est la masse de 150 mL d'huile d'olive ?
4. Comment séparer les deux liquides au laboratoire ?

Exercice 9 : Arôme de banane

L'acétate d'isoamyle, responsable de l'odeur de banane, peut être extrait d'un fruit ou synthétisé. De plus, on compare un échantillon extrait (E) et un échantillon synthétisé (S) :

Mesure	E	S	Référence
Température d'ébullition	142 °C	142 °C	142 °C
Masse volumique (g/mL)	0,87	0,87	0,87
Rapport frontal en CCM	0,55 et 0,30	0,55	0,55

1. Ensuite, les échantillons E et S contiennent-ils la même espèce chimique principale ? Par ailleurs, justifie.
2. Interprète la deuxième tache de E.
3. Quel avantage la synthèse présente-t-elle ici ?

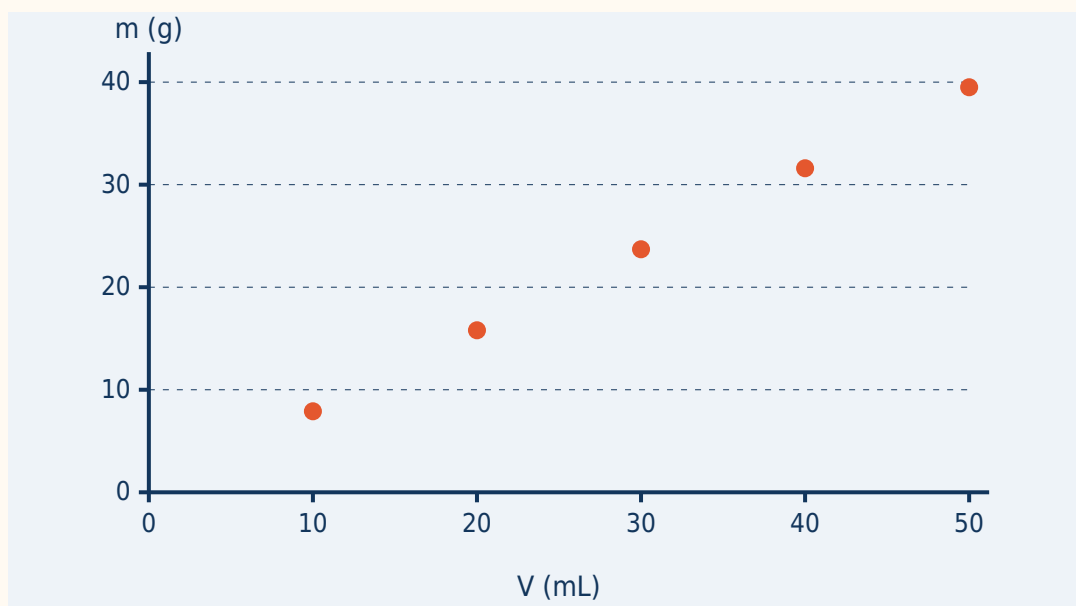
Exercice 10 : Trois flacons à identifier

Ensuite, trois flacons non étiquetés contiennent chacun un liquide incolore : de l'eau, de l'éthanol ou du cyclohexane. L'éthanol est miscible à l'eau ; le cyclohexane ne l'est pas. Données à 20 °C : ρ (g/mL) = 1,00 ; 0,79 ; 0,78 respectivement pour l'eau, l'éthanol et le cyclohexane. Températures d'ébullition : 100 °C ; 78 °C ; 81 °C.

1. Pourquoi la seule mesure de masse volumique ne suffit-elle pas ?
2. Propose un protocole, avec le matériel d'un laboratoire de lycée et en respectant la sécurité, qui permet d'identifier à coup sûr chaque flacon.
3. Rédige la conclusion attendue pour chaque résultat possible.

Exercice 11 : Graphique $m = f(V)$

Puis, un élève mesure la masse m de différents volumes V d'un même liquide à 20 °C ; les points sont représentés ci-dessous.



Masse d'un liquide en fonction de son volume.

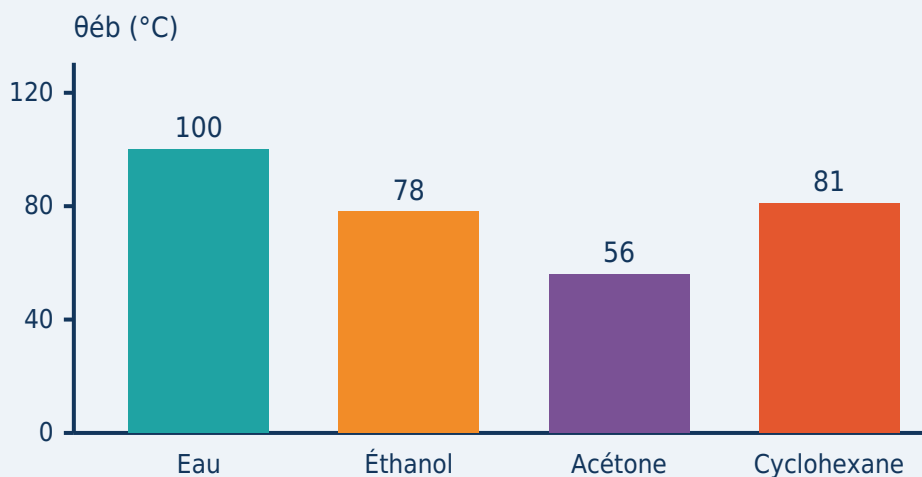
1. Quelle est la nature de la courbe obtenue ? Que traduit-elle sur la relation entre m et V ?
2. Puis lis les coordonnées de deux points éloignés et calcule le coefficient directeur de la droite, avec son unité.
3. Que représente ce coefficient ? Quel est le liquide, parmi l'éthanol (0,79 g/mL), l'eau (1,00 g/mL) et le glycérol (1,26 g/mL) ?
4. Utilise la droite pour prévoir la masse de 35 mL de ce liquide.

Exercice 12 : Conversions de masse volumique

1. Convertis 0,79 g/mL en kg/m^3 .
2. Ensuite, la masse volumique du fer est $7,87 \text{ g/cm}^3$: exprime-la en kg/m^3 .
3. Puis un lingot d'aluminium ($\rho = 2,70 \text{ g/cm}^3$) a un volume de $2,50 \text{ dm}^3$. De plus, calcule sa masse en kg.
4. Ensuite, la masse volumique de l'eau est $1\,000 \text{ kg/m}^3$. Quelle est la masse d'un litre d'eau ?

Exercice 13 : Températures d'ébullition

Ainsi, le diagramme donne la température d'ébullition de quatre liquides sous la pression atmosphérique normale.

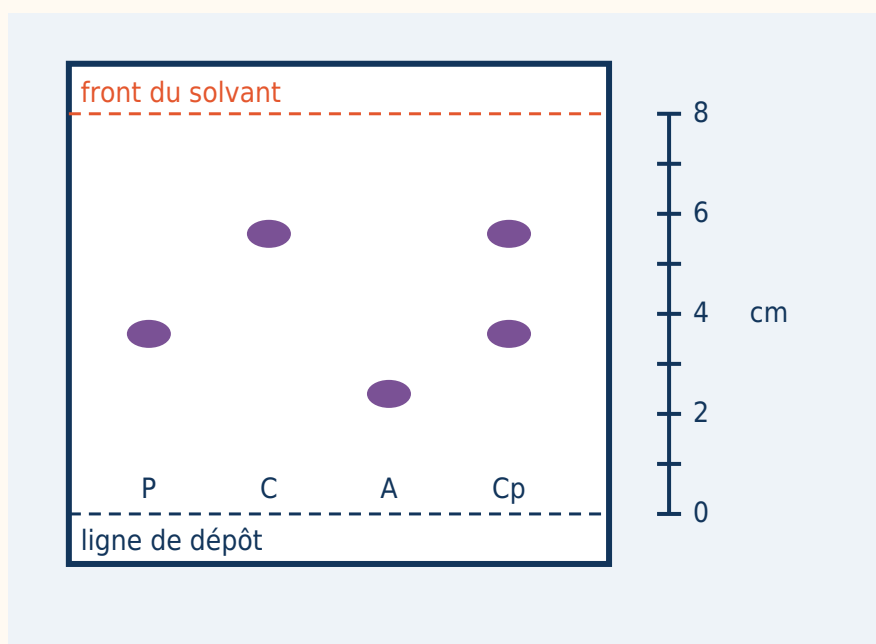


Températures d'ébullition de l'eau, de l'éthanol, de l'acétone et du cyclohexane.

1. Classe ces liquides par température d'ébullition croissante.
2. À 70 °C, quels liquides sont à l'état gazeux, lesquels sont à l'état liquide ?
3. Par ailleurs, on chauffe un mélange d'éthanol et d'eau. Quelle espèce chimique recueille-t-on en premier à la sortie d'un montage de distillation ? Puis justifie.

Exercice 14 : Un comprimé contre la douleur

Par ailleurs, on analyse un comprimé par CCM avec trois références : le paracétamol (P), la caféine (C) et l'aspirine (A). Cp est le comprimé dissous. Ensuite, la plaque est révélée sous lampe UV (les taches sont incolores à l'œil nu).



Chromatogramme révélé aux UV ; la règle donne les hauteurs depuis la ligne de dépôt.

1. Pourquoi faut-il révéler la plaque ?
2. Puis calcule les rapports frontaux de P, C et A.

3. Quelles espèces chimiques sont présentes dans le comprimé ? Peut-on affirmer qu'il n'en contient pas d'autres ?

Exercice 15 : État physique et température

Données : éthanol, température de fusion $-114\text{ }^{\circ}\text{C}$, d'ébullition $78\text{ }^{\circ}\text{C}$; acétone, fusion $-95\text{ }^{\circ}\text{C}$, ébullition $56\text{ }^{\circ}\text{C}$; aluminium, fusion $660\text{ }^{\circ}\text{C}$; eau, fusion $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, ébullition $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Donne l'état physique (solide, liquide ou gaz) de : a. l'éthanol à $25\text{ }^{\circ}\text{C}$; b. l'acétone à $-100\text{ }^{\circ}\text{C}$; c. l'aluminium à $700\text{ }^{\circ}\text{C}$; d. l'eau à $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$; e. l'éthanol à $90\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Exercice 16 : Reconnaître un gaz

De plus, on fait réagir de la poudre de zinc avec une solution d'acide chlorhydrique dans un tube à essais. De plus, un gaz se dégage. Ensuite, on approche une allumette enflammée de l'ouverture du tube : on entend une petite détonation. Par ailleurs, dans un autre tube, on recueille le gaz produit par la décomposition de l'eau oxygénée et on y plonge une bûchette incandescente : elle se rallume.

1. Quels gaz sont mis en évidence dans chaque tube ?
2. Pourquoi ces tests sont-ils dits « caractéristiques » ?
3. Cite deux consignes de sécurité à respecter pour le premier test.

Exercice 17 : Une eau gazeuse

Donc, on ouvre une bouteille d'eau gazeuse : des bulles se forment. Puis on relie la bouteille par un tuyau à un tube contenant de l'eau de chaux : celle-ci se trouble. Ensuite, on évapore ensuite complètement quelques mL d'eau gazeuse : un dépôt blanc reste au fond de la casserole.

1. Quelle espèce chimique gazeuse est présente dans l'eau gazeuse ?
2. Puis une eau gazeuse est-elle un corps pur ? De plus, donne deux arguments.
3. Comment pourrait-on mettre en évidence la présence d'eau dans le liquide qui s'évapore ?

Exercice 18 : Une bague en or ?

Enfin, une bague a une masse $m = 8,40\text{ g}$ et un volume $V = 0,50\text{ cm}^3$. Données : or pur $19,3\text{ g/cm}^3$; argent $10,5\text{ g/cm}^3$; cuivre $8,96\text{ g/cm}^3$.

1. Ensuite, calcule la masse volumique de la bague avec le bon nombre de chiffres significatifs.
2. Par ailleurs, la bague est-elle en or pur ? Puis justifie.
3. Quelle hypothèse peut-on faire sur sa composition ?

Exercice 19 : Étiquette d'une eau minérale

L'étiquette d'une eau minérale indique (en mg/L) : calcium 78 ; magnésium 24 ; sodium 5 ; hydrogénocarbonate 357 ; sulfate 10 ; chlorure 4,5. Résidu sec à 180 °C : 480 mg/L. Ensuite, le volume d'une bouteille est 1,5 L.

1. Pourquoi cette eau est-elle un mélange ?
2. Quel est l'ion le plus abondant ?
3. Puis calcule la masse de résidu sec contenue dans une bouteille, en mg puis en g.
4. Décris une expérience simple pour mettre en évidence ce résidu.

Exercice 20 : Poudre blanche inconnue

Ensuite, une poudre blanche, trouvée dans un laboratoire, est soit du sel de cuisine, soit du sucre, soit du bicarbonate de sodium. De plus, les trois se dissolvent dans l'eau ; seul le bicarbonate de sodium dégage du dioxyde de carbone avec du vinaigre ; le sucre chauffé noircit (caramélise) vers 190 °C tandis que le sel reste blanc.

1. Propose une démarche expérimentale, sans goûter ni sentir la poudre, pour déterminer sa nature.
2. Précise les tests ou mesures utilisés, les observations attendues et la conclusion pour chacun des trois cas.
3. Quelles précautions de sécurité prends-tu ?

Tout le chapitre « Identification des espèces chimiques » en seconde

- Le cours : Identification des espèces chimiques
- Le corrigé des exercices : Identification des espèces chimiques
- Le TP : Identification des espèces chimiques
- Le corrigé du TP : Identification des espèces chimiques
- Le QCM : Identification des espèces chimiques

Chapitre suivant : Composition d'une solution, concentration (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en seconde et le programme

complet de sciences physiques en seconde.