

Lycée(s)	Général	Technologique	Professionnel	
Niveau(x)	CAP	Seconde	Première	Terminale
Enseignement(s)	Commun	De spécialité	Optionnel	
Physique-chimie et mathématiques				

Bouteille ouverte : un danger pour notre santé ?

Démarche scientifique¹ appliquée à l'évaporation d'un solvant

L'activité présentée dans cette ressource aborde le lien entre la structure d'une molécule et les propriétés physiques de la matière à l'échelle macroscopique. Si la température et l'énergie de changement d'état sont des propriétés physiques souvent étudiées, la vitesse d'évaporation l'est plus rarement. Outre l'acquisition de connaissances disciplinaires, les objectifs sont d'étudier les démarches scientifiques en physique-chimie et d'exercer un regard critique sur les risques pour la santé de l'évaporation de solvants, tels que l'éthanol ou la propan-2-one.

Scénario pédagogique

Dans un premier temps, les élèves sont invités à formuler une hypothèse sur le solvant le plus volatil en utilisant leurs connaissances sur les liaisons intermoléculaires. Dans un second temps, les élèves confrontent hypothèse émise au réel par l'examen de résultats expérimentaux ce qui leur permet de confirmer ou d'infirmer celle-ci. Enfin, les élèves sont amenés à identifier des caractéristiques de la démarche scientifique qu'ils ont menée pendant l'activité, en collant des vignettes dans la marge de leurs feuilles.

Références aux programmes

Prérequis

Notions et contenus :

Schéma de Lewis d'une molécule.
Théorie VSEPR.
Électronégativité, liaison covalente polarisée.
Polarité d'une molécule.

Capacités exigibles :

Interpréter ou établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions contenant des doublets liants, doublets non-liants, doubles liaisons.
Utiliser la théorie VSEPR pour déterminer la géométrie d'espèces de formules chimiques AX_nE_m avec $n+m \leq 4$, l'atome central étant donné.
Représenter les charges partielles localisées sur les atomes d'une liaison covalente en utilisant des valeurs d'électronégativité tabulées.

¹ Lire préalablement le document introductif sur « la démarche scientifique / les démarches scientifiques »

Références au programme de Première technologique, série STL, spécialité PCM**Thème : Chimie et développement durable****Notions et contenus :**

Liaisons intermoléculaires.

Lien entre structure et propriétés physiques.

Capacités exigibles :

Relier la polarité éventuelle d'une molécule et sa géométrie.

Définir et identifier les liaisons hydrogène et de Van der Waals ; représenter les liaisons hydrogène.

Connaître et comparer les ordres de grandeur des énergies des liaisons intermoléculaires et covalentes.

Thème : Mesure et incertitudes**Notions et contenus :**

Dispersion des mesures, incertitude-type sur une série de mesures.

Expression du résultat.

Notion mathématique : écart-type d'une série statistique.

Capacités exigibles :

Procéder à une évaluation de type A d'une incertitude-type.

Exprimer un résultat de mesure avec le nombre de chiffres significatifs adaptés et l'incertitude-type associée.

Capacité numérique : à l'aide d'un tableur ou d'un programme informatique, traiter des données expérimentales.

Compétences travaillées dans le cadre de la démarche scientifique

Les principales compétences travaillées dans cette ressource sont les compétences « s'approprier », « analyser/raisonner », « réaliser » et « valider ».

Déroulement de la ressource**Objectifs**

L'objectif de la séance est d'initier les élèves aux démarches scientifiques en appliquant les différentes étapes caractéristiques lors de l'acquisition des notions de physique-chimie suivantes :

- identifier la polarité d'une molécule ;
- identifier et représenter une liaison hydrogène ;
- interpréter une différence de propriétés physiques (vitesses d'évaporation) à partir des structures des molécules ;
- déterminer une vitesse d'évaporation et son incertitude-type associée à l'aide d'un tableur ou d'un programme informatique ;
- exprimer le résultat avec le nombre de chiffres significatifs adaptés et l'incertitude-type associée ;

Les différentes étapes

La séance d'une durée de 1 heure 45 min peut se décomposer en 4 parties :

- mise en place de l'activité et situation déclenchante (environ 5 minutes) ;
- appropriation des documents (environ 1 heure) ;
- exploitation des résultats expérimentaux (environ 30 minutes) ;
- bilan de la séance avec rappel des étapes caractéristiques de la démarche scientifique travaillées (environ 10 minutes).

Mise en situation et questionnement

Cette activité nécessite l'usage d'ordinateurs (avec tableur ou distribution Python) ou de calculatrices scientifiques (avec un mode statistique).

La séance peut démarrer par un questionnement des élèves autour de la vitesse d'évaporation du contenu d'une bouteille d'éthanol posée sur le bureau.

Est-ce que laisser la bouteille ouverte présente un risque pour notre santé ? Au bout de quelle durée s'évapore tout son contenu ? Dépasse-t-on les seuils limites d'exposition professionnelle dans une salle de travaux pratiques ?

Consignes et production attendue

Les élèves réalisent l'activité décrite dans le fichier 3 en binômes et rédigent chacun un compte-rendu.

Piste de différenciation

En fonction des capacités numériques déjà abordées au cours de l'année ou du niveau de l'élève, l'activité peut être réalisée en utilisant soit un programme informatique, soit un tableur, soit une calculatrice scientifique.

Travaux d'élèves et analyse

L'activité, décrite précisément dans les annexes, a été réalisée dans un groupe d'élèves constitué de 6 binômes en classe de première de la voie technologique, série STL, dans le cadre de l'enseignement de la spécialité physique-chimie et mathématiques.

1) Préciser la signification des pictogrammes de sécurité (A) et (B).

Pictogrammes : (A)  (B) 

L'identification des pictogrammes n'a pas posé de problèmes aux élèves.

2) Établir le schéma de Lewis des molécules d'éthanol et de propan-2-one.

L'établissement des représentations de Lewis prend beaucoup de temps pour les élèves. Certains raisonnent par analogie avec l'eau pour établir celle de l'éthanol.

Les erreurs les plus fréquentes sont l'ajout d'un hydrogène lié au carbone fonctionnel de la propan-2-one ou encore l'oubli de doublets non liants sur l'atome d'oxygène de l'éthanol.

3) Donner la géométrie autour de l'atome d'oxygène de l'éthanol en utilisant la théorie VSEPR.

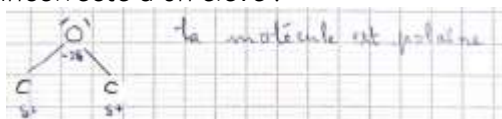
La géométrie est souvent bien identifiée. Il peut être intéressant de noter qu'aucun élève n'a raisonné par analogie avec la géométrie autour de l'oxygène de l'eau dont la représentation est pourtant indiquée dans le document 2 de l'activité présentée dans les annexes. Il pourrait donc être intéressant d'insister davantage sur ce document lors de l'introduction de l'activité.

4) Déterminer si l'éthanol et la propan-2-one sont des molécules polaires ou non en identifiant les liaisons covalentes polarisées avec l'écriture des charges partielles. *On négligera la polarisation des liaisons covalentes dont la différence d'électronégativité des atomes liés est inférieure à 0,4.*

L'attribution des charges partielles n'a pas posé de problèmes à la majorité des élèves.

Cependant, quelques élèves ne représentent pas l'intégralité de la molécule mais seulement quelques liaisons d'intérêt.

Exemple d'une réponse incorrecte d'un élève :



5) Déterminer si la molécule d'éthanol peut réaliser des liaisons hydrogène. Si oui, représenter une liaison hydrogène entre deux molécules d'éthanol.

L'identification et la représentation de liaisons hydrogène n'a pas posé problème dans le cas de l'éthanol. Les élèves s'étant souvent appuyés sur la représentation de la liaison hydrogène de la figure du document 2 de l'activité en annexe.

6) Déterminer si la molécule de propan-2-one peut réaliser des liaisons hydrogène. Si oui, représenter une liaison hydrogène entre deux molécules de propan-2-one.

Dans le cas de la propan-2-one, les élèves ont parfois attribué une liaison hydrogène à tort entre deux molécules.

7) En déduire, d'après une étude des liaisons intermoléculaires au sein de chaque liquide, quelle flaque s'évaporerait la plus vite entre une flaque contenant de la propan-2-one et une flaque contenant de l'éthanol.

Les élèves comprennent facilement que la cohésion au sein du liquide est assurée par les forces intermoléculaires. En revanche, le lien entre cohésion à l'état liquide et évaporation est moins évident. Il pourrait donc être intéressant d'insister davantage sur le schéma du document 1 de l'activité présentée dans les annexes lors de l'introduction de l'activité. Ce schéma peut également être projeté au cours de la séance.

On peut également noter des confusions entre l'échelle macroscopique et l'échelle microscopique dans l'utilisation du vocabulaire « flaque », « molécule » ou « atome ».

Exemple de réponses incorrectes d'élèves :

7) La flaque qui s'évaporerait le plus vite serait une flaque de propan-2-une car elle ne peut pas former de liaisons hydrogènes qui permet donc aux atomes de plus facilement s'échapper.

7) Une flaque contenant de la propan-2-une pourrait s'évaporer dans l'air car il ne peut réaliser des liaisons hydrogènes tandis qu'une flaque contenant de l'éthanol en serait incapable car l'éthanol réalise des liaisons hydrogènes qui l'empêche de s'évaporer.

- 8) Confronter les résultats attendus avec les résultats expérimentaux obtenus. Conclure sur la validité de l'hypothèse réalisée à la question précédente. La démarche s'appuiera sur la détermination de vitesses d'évaporation et d'une évaluation des incertitudes à l'aide du programme ou du tableur fourni.

Les élèves doivent remplir les deux colonnes du tableur permettant le calcul de la vitesse d'évaporation. Ensuite, ils remplissent les cases correspondant à la vitesse moyenne, l'écart-type et l'incertitude-type. Ce remplissage du tableur n'a pas posé de problème aux élèves et l'opération a été souvent très rapide (moins de 10 minutes pour la plupart des groupes).

Exemple de réponse correcte d'élève :

Bouteille ouverte : un danger pour notre santé ?

Afin de réaliser un tracé graphique, complétez ou modifiez les cases colorées uniquement.

Evaporation de l'éthanol		
Durée Δt (min)	Masse évaporée Δm (g)	Vitesse d'évaporation (g/min)
1	0,01	0,01
2	0,02	0,01
3	0,03	0,01
4	0,04	0,01
5	0,05	0,01
6	0,05	0,008333333
7	0,06	0,008571429
8	0,07	0,00875
9	0,07	0,007777778
10	0,08	0,008
Vitesse moyenne (g/min)		0,009143254
Ecart-type (g/min)		0,000941584
Incertitude-type (g/min)		0,000297755

Evaporation de la propan-2-une		
Durée Δt (min)	Masse évaporée Δm (g)	Vitesse d'évaporation (g/min)
1	0,02	0,02
2	0,04	0,02
3	0,05	0,016666667
4	0,07	0,0175
5	0,09	0,018
6	0,11	0,018333333
7	0,13	0,018571429
8	0,15	0,01875
9	0,17	0,018888889
10	0,19	0,019
Vitesse moyenne (g/min)		0,018571032
Ecart-type (g/min)		0,001030495
Incertitude-type (g/min)		0,000325871

Les élèves ont ainsi déterminé la vitesse moyenne d'évaporation ainsi que l'incertitude-type et ont alors pu confirmer ou infirmer l'hypothèse réalisée à la question précédente. Certains élèves recopient tous les chiffres affichés du tableur. Exemple d'une réponse inattendue d'élève :

8) <u>éthanol</u>	Vitesse d'évaporation (g/min)
vitesse moyenne	0,009143254
Ecart-type	0,000941584
Incertitude-type	0,000297755
<u>Propan-2-une</u>	Vitesse d'évaporation (g/min)
vitesse moyenne	0,01857
Ecart-type	0,00103
Incertitude-type	0,00032

Un nombre non négligeable d'élèves se sont toutefois affranchis de l'étude de la vitesse moyenne pour conclure et se sont limités à la comparaison de la masse évaporée au bout de dix minutes.

Exemple de réponses partielles d'élève :

2) Grâce aux résultats du document 7, cela nous permet donc de conclure que la masse évaporée en 10 min est plus importante pour le propan-2-one que l'éthanol : $0,19 > 0,08$. De plus la vitesse d'évaporation du propan-2-one est plus rapide : $0,019 > 0,008$.

8) Au vu des résultats obtenus dans le document 7, nous concluons que la masse évaporée est plus importante pour le propan-2-one que l'éthanol, ce qui confirme donc l'hypothèse de la question précédente :





vitesse moyenne d'évaporation de l'éthanol = $0,009145253968251 \text{ g/min}$
 $2,14 \cdot 10^{-3}$

vitesse moyenne d'évaporation du propan-2-one = $0,01857303746472 \text{ g/min}$
 $1,662 \cdot 10^{-2}$

Le binôme le plus avancé dans l'activité a été invité à venir au tableau pour exprimer les résultats et les incertitudes-type en gardant un nombre de chiffres significatifs adapté, le dernier chiffre significatif d'une incertitude-type ou d'une moyenne étant écrit dans une couleur différente.

Au bout de 1h40, tous les groupes ont répondu à la question 8.

9) Pour chaque étape de l'activité, découper et coller dans la marge une vignette de l'annexe correspondant aux étapes caractéristiques de la démarche scientifique réalisée.

			
Émission d'une hypothèse	Confrontation au réel	Confirmation ou infirmation d'une hypothèse	Communication

Lorsque tous les binômes ont fini de répondre à la question 8, un rappel sur les étapes caractéristiques de la démarche scientifique est réalisé. Les élèves sont amenés à découper les vignettes de l'annexe et les coller dans la marge au niveau de certaines étapes réalisées lors de l'activité.

Émission d'une hypothèse : une partie des élèves attribuent cette étape caractéristique à la fin de l'étude des liaisons intermoléculaires.

Exemple d'une réponse correcte d'élève :

7) D'après une étude des liaisons intermoléculaires au sein de chaque liquide, la flaque contenant du propan-2-one s'évapore plus vite que la flaque contenant de l'éthanol car elles forment moins de liaisons entre les atomes.

Toutefois, une partie des élèves ont attribué à tort l'émission d'une hypothèse à l'étape de comparaison des masses évaporées au bout de 10 minutes. Or cette comparaison correspond à une confrontation au réel. Exemple d'une réponse incorrecte d'élève :

7) D'après le document 7 le Propane-2-one s'évapore plus rapidement que l'éthanol comme on le voit sur le tableau en 10 minutes, 0,08 g d'éthanol s'évapore contre 0,19 g pour le propane-2-one.

Il sera donc important de revenir après sur cette étape caractéristique importante de la démarche scientifique.

Confrontation au réel : cette étape caractéristique est difficilement identifiée par les élèves.

Exemple d'une réponse correcte d'élève :

		8) <u>éthanol</u>	Vitesse d'évaporation (g/min)
		vitesse moyenne	0,003148244
		Erreur-type	0,0003415342
		Propane-2-one	Vitesse d'évaporation (g/min)
		vitesse moyenne	0,01857
		Erreur-type	0,00103
		Incertitude-type	0,00051

Elle a rarement été confondue avec l'étude et l'élaboration d'un modèle qui permet de formuler l'hypothèse.

Exemple d'une réponse incorrecte d'élève :



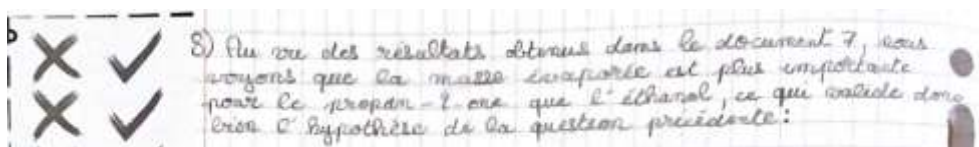
Mais elle a été souvent confondue avec l'étape de confirmation ou d'infirmer de l'hypothèse.

Exemple d'une réponse incorrecte d'élève :

8) L'hypothèse que j'ai réalisée est vraie.

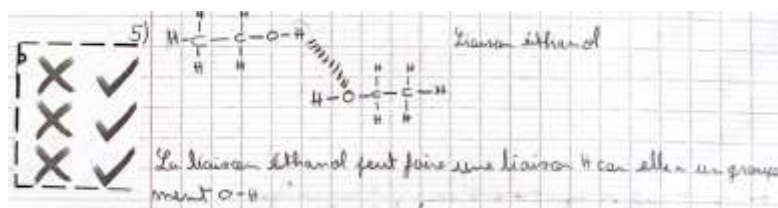
Confirmation ou infirmer d'une hypothèse : cette étape caractéristique a quelquefois été correctement identifiée par les élèves.

Exemple d'une réponse correcte d'élève :



Elle a souvent été confondue avec l'étape de l'étude et de l'élaboration d'un modèle qui a permis de formuler l'hypothèse.

Exemple d'une réponse incorrecte d'élève :



Une bouteille cylindrique, de diamètre 9,5 cm et contenant 2,5 L d'éthanol, est restée ouverte dans une salle de travaux pratiques de volume total 150 m³.

- 10) Déterminer la durée au bout de laquelle l'éthanol liquide s'est complètement évaporé dans la salle. Cette situation est-elle compatible avec les recommandations d'exposition professionnelle précisées dans le document 4 ?

Le calcul de durée d'évaporation est réalisé en utilisant la masse volumique de l'éthanol. Des confusions ont eu lieu à cause de la convention d'écriture ρ utilisée pour la concentration en masse en biotechnologies. Un point de rappel a donc été nécessaire pour distinguer masse volumique et concentration en masse.

Deux binômes ont terminé l'activité en 1h30.

Bilan global

Cette activité a permis d'entamer une réflexion sur les démarches scientifiques dont l'identification des étapes caractéristiques reste plutôt difficile pour la majorité des élèves. D'autres séances sur ce sujet seront indispensables pour que les élèves l'assimilent durablement.

L'activité mobilise des notions variées, ce qui prend du temps d'appropriation pour les élèves de première. Les principales difficultés disciplinaires rencontrées par les élèves sont la représentation du schéma de Lewis et le lien entre la structure de la molécule et une propriété physique d'évaporation. La capacité numérique permettant de déterminer une moyenne et une incertitude-type n'a pas posé de problème. Toutefois, la présentation d'un résultat avec un nombre de chiffres significatifs adapté a été source de difficultés.

Pour finir, cette activité a permis à la majorité des élèves de quantifier le risque lié à l'évaporation de solvants en salle de travaux pratiques en étudiant la concentration dans l'air et la vitesse d'évaporation et ainsi répondre à la problématique.

Références bibliographiques

- S. Clède, « Cinétique d'évaporation de solvants. Une expérience de cours pour illustrer les programmes de première année de Classes préparatoires aux grandes écoles (CPGE) », BUP n°1011, février 2019
- Site de l'INRS : [Base de données FICHES TOXICOLOGIQUES](#)
- [Rapport de l'IGESR n° 21-22 099A d'avril 2023](#). La sensibilisation et la formation à la démarche scientifique de l'école élémentaire au doctorat
- Site du CEA : [L'essentiel sur la démarche scientifique](#).
- J. Triolet et B. Sallé, « Évaluation de la vitesse d'évaporation et de la concentration d'un composé organique volatil dans l'atmosphère d'un local de travail », Édition INRS ED 6058, juin 2009.
- R. Braconnier, J. Chaîneaux, J. Triolet, J.-R. Fontaine et B. Sallé, « Mesures du flux d'évaporation de liquides volatils dans des ambiances de travail », INRS note documentaire 2296, septembre 2008.

Prolongations possibles

- Des tâches de cette activité peuvent être modifiées selon le niveau des élèves. Par exemple, d'autres facteurs expérimentaux peuvent être étudiés dans le cadre de l'évaporation, comme le diamètre du cristalliseur ou encore la vitesse de l'air à la surface du liquide. En fonction de l'avancée au cours de la séance, la question 10 de l'activité peut être réalisée en dehors de la classe pour la prochaine séance.
- Cette ressource peut être adaptée à d'autres enseignements : par exemple en première générale enseignement de spécialité physique-chimie, en employant plutôt le terme de « pont hydrogène » plutôt que « liaison hydrogène » conformément au programme ; ou encore en terminale STL car la cinétique d'évaporation de ce solvant est une cinétique d'ordre zéro.

Annexes

Annexe 1 : document support des activités des élèves



Lorsqu'un liquide est renversé au laboratoire ou qu'une bouteille n'est pas refermée, il est important de connaître la vitesse d'évaporation du liquide ainsi que sa composition pour éviter une éventuelle intoxication.

Dans une usine fabriquant des emballages, à Val-du-Maine, deux salariés ont été pris de malaises en 2019. L'enquête a permis de relever de fortes concentrations en éthanol dans l'atmosphère de l'atelier. Les causes étaient l'évaporation des solvants de nettoyage des sols et des conteneurs de solvants ouverts.

D'après ARIA, Ministère Écologie Énergie et Territoires.

Comment déterminer une vitesse d'évaporation afin de calculer la concentration d'un solvant dans l'air de la pièce ?

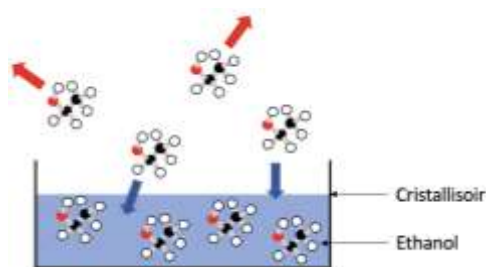
Pour répondre à cette question, nous allons étudier la cohésion au sein des liquides et leurs vitesses d'évaporation.

Document n° 1 – cohésion dans les liquides et évaporation

Au sein d'un liquide pur, la cohésion intermoléculaire est assurée par des liaisons intermoléculaires plus faciles à rompre que des liaisons covalentes simples ou doubles. Les énergies des liaisons covalentes sont de l'ordre de la centaine de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ contrairement aux énergies des liaisons intermoléculaires qui sont de l'ordre de la dizaine de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Parmi les liaisons intermoléculaires, il existe :

- les liaisons de Van der Waals qui s'établissent toujours, que la molécule soit polaire ou apolaire ;
- la liaison hydrogène lorsque la molécule possède un atome très électronégatif (comme l'azote, l'oxygène ou le fluor) portant un doublet non liant et lié à un atome d'hydrogène.



L'agitation thermique correspond à l'acquisition d'énergie cinétique par les molécules constituant le liquide. Certaines molécules qui parviennent en surface ont une énergie suffisante pour vaincre les forces de cohésion intermoléculaire et s'échapper dans l'atmosphère.

Figure : schéma d'évaporation de l'éthanol
(noir : atome de carbone, rouge : atome d'oxygène, blanc : atome d'hydrogène)

On appelle évaporation, la transformation d'un liquide en vapeur à une température inférieure à la température d'ébullition du liquide ; l'évaporation se produit continuellement à la surface libre du liquide.

Document n° 2 – cohésion dans l'eau liquide

Dans l'eau liquide, on retrouve les deux types de liaisons intermoléculaires : les liaisons de Van der Waals et les liaisons hydrogène. La liaison hydrogène résulte de l'attraction qui s'exerce entre la charge partielle δ^+ d'un atome d'hydrogène H d'une molécule d'eau et la charge partielle négative δ^- d'un atome d'oxygène d'une autre molécule d'eau. Il s'agit d'une interaction d'origine électrostatique.

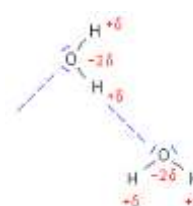


Figure : liaison hydrogène (en pointillés) entre deux molécules d'eau

Plus généralement, la liaison hydrogène s'établit entre un atome très électronégatif, porteur d'un doublet non liant, et un atome d'hydrogène attaché à un autre atome très électronégatif




Document n° 3 – vitesse d'évaporation d'un liquide

L'Institut national de recherche et de sécurité (INRS) définit des indices de volatilité des solvants selon la norme NFT30-30². Il étudie également l'influence de différents facteurs, comme la ventilation dans la pièce par exemple, sur la vitesse d'évaporation. On définit la vitesse d'évaporation d'un liquide comme le gain de masse de vapeur par unité de temps :

$$v = \frac{\Delta m_{\text{évaporée}}}{\Delta t} \quad \text{généralement exprimée en g.s}^{-1} \text{ ou en g.min}^{-1}$$

Cette vitesse, supposée constante, permet d'accéder à la concentration d'une substance dans l'atmosphère d'un espace confiné et d'évaluer les risques encourus par les usagers.

Document n° 4 – caractéristiques de l'éthanol et de la propan-2-one

	Éthanol	Propan-2-one
Formule développée	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Formule brute	C ₂ H ₆ O	C ₃ H ₆ O
Masse volumique (g.L ⁻¹)	7,9 × 10 ²	7,8 × 10 ²
Température d'ébullition sous 1 bar (°C)	79	56
Pictogramme de sécurité	 (A)	 (A)  (B)
Masse (g) limite d'exposition professionnelle dans l'air par m ³ dans une pièce (pour une 8h d'exposition)	1,9	1,2

² D'après R. Braconnier, « Mesures du flux d'évaporation de liquides volatils dans des ambiances de travail », INRS note documentaire 2296, septembre 2008

Document n° 5 – électronégativité des atomes

Le tableau ci-dessous donne des valeurs d'électronégativité des éléments de la classification périodique dans l'échelle de Pauling.

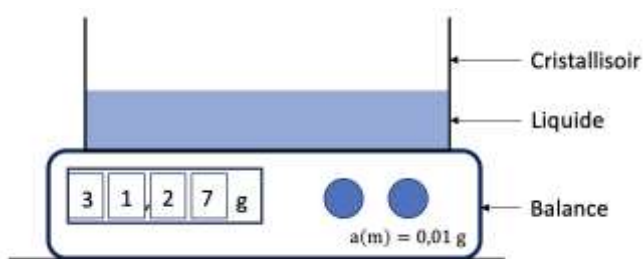
H 2,20								He
Li 0,98	Be 1,57		B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
Na 0,93	Mg 1,31		Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar

Document n° 6 – expérience réalisée

Matériel :

- une balance de précision ;
- un cristalliseur de diamètre 9,5 cm ;
- un chronomètre
- 100 mL d'éthanol ;
- 100 mL de propan-2-one (couramment appelée acétone).

Schéma de l'expérience :



Protocole réalisé sous hotte aspirante :

- allumer la balance et réaliser la tare avec le cristalliseur utilisé ;
- verser le liquide (éthanol ou propan-2-one) dans le cristalliseur sur une hauteur de 1,0 cm ;
- mesurer la masse de liquide évaporée toutes les minutes pendant dix minutes.

Document n° 7 – résultats

Liquide	Éthanol	Propan-2-one
Durée (min)	$m_{\text{évaporée}}(\text{g})$	$m_{\text{évaporée}}(\text{g})$
0	0,00	0,00
1	0,01	0,02
2	0,02	0,04
3	0,03	0,05
4	0,04	0,07
5	0,05	0,09

6	0,05	0,11
7	0,06	0,13
8	0,07	0,15
9	0,07	0,17
10	0,08	0,19

Document n° 8 – incertitude d'une mesure à partir de N observations

La détermination d'une vitesse moyenne d'évaporation, notée \bar{v} , à partir de N observations, permet d'évaluer l'écart-type associé à cet échantillon de mesures. Le résultat est présenté avec son incertitude-type dans la même unité et en gardant deux chiffres significatifs pour l'incertitude-type.

	Vitesse moyenne	Écart-type	Incertitude-type
Expression	$\bar{v} = \frac{\sum_{i=1}^N v_i}{N}$	$s_v = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N (v_i - \bar{v})^2}{N - 1}}$	$u(v) = \frac{s_v}{\sqrt{N}}$
Commande Python	<code>np.mean (v)</code>	<code>np.std (v, ddof = 1)</code>	<code>np.std (v, ddof = 1)/np.sqrt(N)</code>
Commande LibreOffice	<code>=MOYENNE(...)</code>	<code>=ECARTYPE(...)</code>	<code>=ECARTYPE(...)/RACINE(N)</code>

Appropriation des documents

- 1) Préciser la signification des pictogrammes de sécurité (A) et (B).
- 2) Établir le schéma de Lewis des molécules d'éthanol et de propan-2-one.
- 3) Donner la géométrie autour de l'atome d'oxygène de l'éthanol en utilisant la théorie VSEPR.
- 4) Déterminer si l'éthanol et la propan-2-one sont des molécules polaires ou non en identifiant les liaisons covalentes polarisées avec l'écriture des charges partielles. *On négligera la polarisation des liaisons covalentes dont la différence d'électronégativité des atomes liés est inférieure à 0,4.*
- 5) Déterminer si la molécule d'éthanol peut réaliser des liaisons hydrogène. Si oui, représenter une liaison hydrogène entre deux molécules d'éthanol.
- 6) Déterminer si la molécule de propan-2-one peut réaliser des liaisons hydrogènes. Si oui, représenter une liaison hydrogène entre deux molécules de propan-2-one.
- 7) En déduire, d'après une étude des liaisons intermoléculaires au sein de chaque liquide, quelle flaque s'évaporerait la plus vite entre une flaque contenant de la propan-2-one et une flaque contenant de l'éthanol.

Exploitation des résultats expérimentaux

- 8) Confronter les résultats attendus avec les résultats expérimentaux obtenus. Conclure sur la validité de l'hypothèse réalisée à la question précédente.

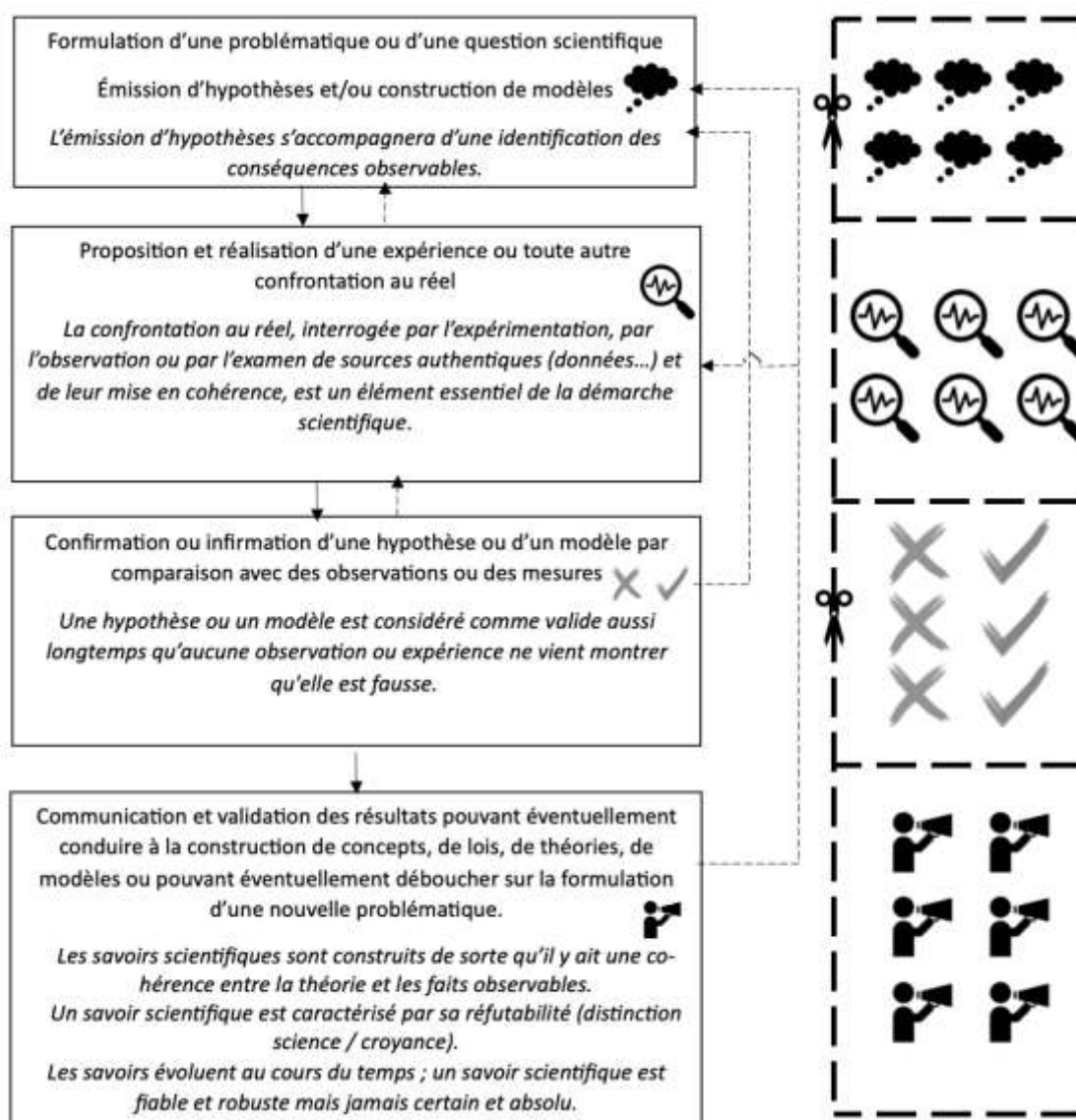
La démarche s'appuiera sur la détermination de vitesses d'évaporation et d'une évaluation des incertitudes à l'aide du programme ou du tableur fourni.

- 9) Pour chaque étape de l'activité, découper et coller dans la marge une vignette de l'annexe correspondant à l'étape caractéristique de la démarche scientifique réalisée.
- Une bouteille cylindrique, de diamètre 9,5 cm et contenant 2,5 L d'éthanol, est restée ouverte dans une salle de travaux pratiques de volume total 150 m³.
- 10) Déterminer la durée au bout de laquelle l'éthanol liquide s'est complètement évaporé dans la salle. Cette situation est-elle compatible avec les recommandations d'exposition professionnelle précisées dans le document 4 ?

Annexe 2 : caractéristiques des démarches scientifiques en physique-chimie

Pour produire des savoirs en physique-chimie, il est nécessaire de se fonder sur une démarche scientifique, qui est une démarche forcément validée par une communauté de chercheurs spécialisée dans un domaine scientifique donné.

Dans une description très simplifiée, cette élaboration de savoirs scientifiques met en œuvre les étapes caractéristiques suivantes, sans ordre prédéfini :



Annexe 3 : éléments de correction

- 1) Préciser la signification des pictogrammes de sécurité (A) et (B).



Pictogramme A :

Je flambe.

Inflammable. Peut s'enflammer au contact d'une flamme, de l'eau ou de l'air selon les cas.



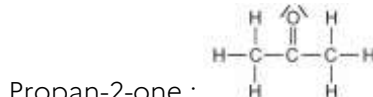
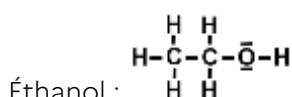
Pictogramme B :

J'altère la santé.

Peut provoquer l'un des effets suivants :

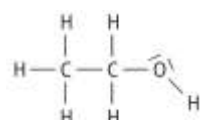
irritation (yeux, nez gorge ou peau) ;
allergie ;
sommolence et vertiges ;
empoisonnement à forte dose.

- 2) Établir le schéma de Lewis des molécules d'éthanol et de propan-2-one.

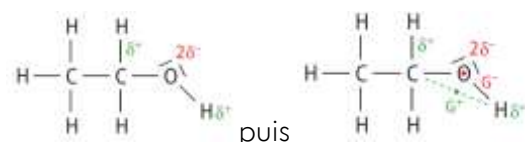


- 3) Donner la géométrie autour de l'atome d'oxygène de l'éthanol en utilisant la théorie VSEPR.

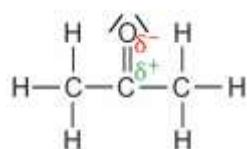
Dans la molécule d'éthanol, la théorie VSEPR prévoit pour l'oxygène une nomenclature AX_2E_2 . La géométrie autour de l'atome d'oxygène est donc coudée :



- 4) Déterminer si l'éthanol et la propan-2-one sont des molécules polaires ou non en identifiant les liaisons covalentes polarisées avec l'écriture des charges partielles. *On négligera la polarisation des liaisons covalentes dont la différence d'électronégativité des atomes liés est inférieure à 0,4.*



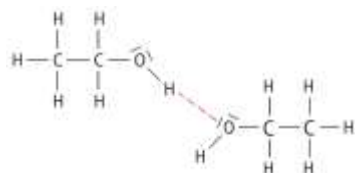
donc la molécule d'éthanol est polaire.



La molécule de propan-2-one est polaire également.

- 5) Déterminer si la molécule d'éthanol peut réaliser des liaisons hydrogène. Si oui, représenter une liaison hydrogène entre deux molécules d'éthanol.

La liaison hydrogène résulte de l'attraction qui s'exerce entre la charge partielle $\delta +$ d'un atome d'hydrogène H d'une molécule d'éthanol et la charge partielle négative $\delta -$ d'un atome d'oxygène d'une autre molécule d'éthanol.



- 6) Déterminer si la molécule de propan-2-one peut réaliser des liaisons hydrogènes. Si oui, représenter une liaison hydrogène entre deux molécules de propan-2-one.

La molécule de propan-2-one ne possède pas un atome très électronégatif portant un atome d'hydrogène et un doublet non liant. La molécule de propan-2-one ne peut pas établir de liaisons hydrogènes.

- 7) En déduire, d'après une étude des liaisons intermoléculaires au sein de chaque liquide, quelle flaque s'évaporerait la plus vite entre une flaque contenant de la propan-2-one et une flaque contenant de l'éthanol.

La cohésion au sein du liquide pur d'éthanol est assurée par des liaisons de Van der Waals et par des liaisons hydrogène. La cohésion au sein du liquide pur de propan-2-one est assurée par des liaisons de Van der Waals uniquement. Il faut plus d'énergie pour une molécule d'éthanol afin de vaincre les forces de cohésion intermoléculaire dans le liquide car il y a plus de liaisons intermoléculaires. L'éthanol s'évapore moins rapidement que la propan-2-one.



- 8) Confronter les résultats attendus avec les résultats expérimentaux obtenus. Conclure sur la validité de l'hypothèse réalisée à la question précédente. La démarche s'appuiera sur la détermination de vitesses d'évaporation et d'une évaluation des incertitudes à l'aide du programme ou du tableur fourni.

Étape n°1 : détermination des vitesses moyennes d'évaporation

D'après le document 7, on peut compléter le programme Python fourni dans le cas de la propan-2-one :



```
13 dm = np.array([0.02,0.04,0.05,0.07,0.09,0.11,0.13,0.15,0.17,0.19])
15 v = dm/dt
16 v_moy = np.mean(v)
20 u_v = s/np.sqrt(10)
```

Résultats pour la propan-2-one :

```
La vitesse moyenne d'évaporation est de 0.018571031746031745 g/min.
L'incertitude-type associée est de 0.00032587097665185875 g/min.
```

La vitesse moyenne d'évaporation de la propan-2-one est de $\bar{v}_{\text{propan-2-one}} = 18,57 \text{ mg} \cdot \text{min}^{-1}$ avec une incertitude-type de $u(v_{\text{propan-2-one}}) = 0,33 \text{ mg} \cdot \text{min}^{-1}$.

De même, pour l'éthanol on obtient :

```
La vitesse moyenne d'évaporation est de 0.009143253968253967 g/min.
L'incertitude-type associée est de 0.0002977550835487473 g/min.
```

La vitesse moyenne d'évaporation de l'éthanol est de $\bar{v}_{\text{éthanol}} = 9,14 \text{ mg} \cdot \text{min}^{-1}$ avec une incertitude-type de $u(v_{\text{éthanol}}) = 0,30 \text{ mg} \cdot \text{min}^{-1}$.



Étape 2 : comparaison des vitesses

$$\bar{v}_{\text{propan-2-one}} - \bar{v}_{\text{éthanol}} = 9,43 \text{ mg} \cdot \text{min}^{-1} > 0,63 \text{ mg} \cdot \text{min}^{-1} = u(v_{\text{propan-2-one}}) + u(v_{\text{éthanol}})$$

La vitesse moyenne d'évaporation de l'éthanol est plus faible que celle de la propan-2-one

Étape 3 : conclusion

Expérimentalement, on a montré que l'éthanol liquide pur s'évapore moins vite que la propan-2-one liquide pur. Les résultats expérimentaux sont compatibles avec les résultats attendus.



L'hypothèse réalisée à la question 7 est vérifiée.

9) Déterminer la durée au bout de laquelle l'éthanol liquide s'est complètement évaporé dans la salle. Cette situation est-elle compatible avec les recommandations d'exposition professionnelle précisées dans le document 4 ?

La masse limite d'exposition professionnelle à l'éthanol dans l'air est de 1,9g par m³ dans une pièce d'après le document 4.

- Masse limite d'exposition :

Pour une salle de 150m³, cela correspond à une masse limite de $m_{\text{limite}} = 1,9 \times 150 = 285\text{g}$.

La bouteille contient une masse $m_{\text{éthanol}} = \rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}} = 2,0\text{kg}$. Si tout le liquide s'évapore dans la salle fermée, le seuil limite est atteint et il y a un risque pour la santé des usagers.

- Durée d'évaporation :

Déterminons la durée au bout de laquelle tout le liquide s'est évaporé :

$$\Delta t = V_{\text{méthanol}} / v_{\text{éthanol}} = (2,0 \times 10^6) / 9,14 = 2,2 \times 10^5 \text{min} = 3,6 \times 10^3 \text{h}$$

Dans les mêmes conditions que l'expérience du document 6, il faut plus de trois mille heures pour que l'éthanol liquide de la bouteille s'évapore intégralement dans la pièce. Un usager aura sûrement le temps de constater l'incident, de fermer la bouteille puis de ventiler la pièce.