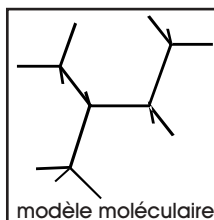
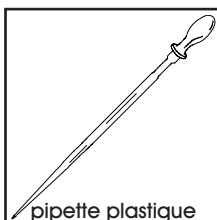
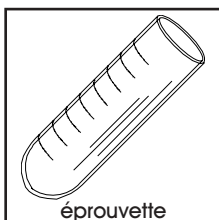


## BUTS

Mettre en évidence l'influence de la structure moléculaire sur la miscibilité de quelques solvants. Discuter les notions de polarité et de miscibilité.







## MATERIEL

9 éprouvettes, pipettes plastique, modèles moléculaires.




## REACTIFS

Hexane ( $C_6H_{14}$ ), méthanol ( $CH_3OH$ ), éthanol ( $C_2H_5OH$ ), propanol ( $C_3H_7OH$ ), butanol ( $C_4H_9OH$ ).

$C_6H_{14}$	$CH_3OH$	$C_2H_5OH$	$C_3H_7OH$
état .....liquide	état .....liquide	état .....liquide	état .....liquide
MM .....86.18 g/mol	MM .....32.04 g/mol	MM .....46.07 g/mol	MM .....60.11 g/mol
 	 		
CH 5	CH 3		CH 4
récup 0	récup 0	récup 0	récup 0

$C_4H_9OH$
état .....liquide
MM .....74.12 g/mol

CH 4
récup 0

## RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution les solutions organiques. **Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau; manipuler à l'abri de toute flamme ou source de chaleur.**

Prélever chaque solvant à l'aide de la pipette plastique appropriée.

MANIPULATIONS  
ET DISCUSSION

## EAU ET HEXANE

1. Introduire, à l'aide d'une pissette d'eau déminéralisée, de l'eau dans une éprouvette, sur une hauteur d'environ 2 cm ( $\approx$  2 ml).

Ajouter, avec la pipette plastique appropriée, un volume équivalent d'**hexane** dans l'éprouvette.

Agiter modérément l'éprouvette pour tenter d'homogénéiser le mélange d'eau et d'hexane. Observer et noter le comportement du mélange.

## EAU ET ALCOOLS

2. Introduire quelques millilitres d'eau dans quatre éprouvettes.

Ajouter un volume équivalent de **méthanol** dans la première éprouvette.

Ajouter un volume équivalent d'**éthanol** dans la deuxième.

Ajouter un volume équivalent de **propanol** dans la troisième.  
 Ajouter un volume équivalent de **butanol** dans la quatrième.  
 Agiter modérément, puis observer et noter le comportement des mélanges.

### HEXANE ET ALCOOLS

3. Introduire quelques millilitres d'hexane dans quatre éprouvettes.  
 Ajouter un volume équivalent de **méthanol** dans la première éprouvette.  
 Ajouter un volume équivalent d'**éthanol** dans la deuxième.  
 Ajouter un volume équivalent de **propanol** dans la troisième.  
 Ajouter un volume équivalent de **butanol** dans la quatrième.  
 Agiter modérément, puis observer et noter le comportement des mélanges.

### STRUCTURE DES MOLECULES

4. Observer les modèles des molécules construites suivantes:

eau  $\text{H}_2\text{O}$   
 méthanol  $\text{CH}_3\text{OH}$   
 éthanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$   
 propanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$   
 butanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$   
 hexane  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

◆ Deux solvants sont **miscibles** lorsqu'ils forment une phase homogène s'ils sont mélangés. Quand il y a miscibilité, on ne peut distinguer les phases initiales dans le mélange (p.ex.: eau+vinaigre). Inversement, deux solvants sont **immiscibles** lorsqu'ils ne se mélangent pas homogènement (p.ex.: eau+huile).

◆ Par ailleurs, on parle de **solubilité** lorsqu'une substance solide ou gazeuse se dissout dans un solvant. Par exemple, le sel de cuisine NaCl solide, se dissout dans l'eau par dissociation en ses ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ ; dans ce cas, le solide initial, soluble dans l'eau, ne forme plus une phase distincte dans le solvant.

- ? 1. Discuter la structure des molécules d'eau, d'hexane, de méthanol, d'éthanol, de propanol et de butanol, notamment leur polarité relative en fonction de leur composition.
- ? 2. Dresser la liste des substances qui, dans cette expérience, sont miscibles à l'eau, puis des substances qui sont miscibles à l'hexane.
- ? 3. En fonction des observations expérimentales et de la structure des molécules construites, proposer une explication du comportement des quatre alcools dans l'eau, respectivement dans l'hexane.
- ? 4. Résumer l'ensemble des observations dans une table (voir ci-dessous).

Substance	Polarité relative	Eau $\text{H}_2\text{O}$	Hexane $\text{C}_6\text{H}_{14}$
		miscibilité	
eau $\text{H}_2\text{O}$			
hexane $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$			
méthanol $\text{CH}_3\text{OH}$			
éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$			
propanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$			
butanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$			

### RECUPERATION ET NETTOYAGE

Récupérer le contenu des éprouvettes dans le récipient de déchets **O (solvants organiques)**.

Ne pas laver la verrerie (l'eau seule ne permet pas un lavage efficace).

## PREPARATION

## Expérience individuelle.

## 1. Hexane:

Utiliser le n-hexane ( $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$ ) de qualité *puriss.* ou *purum* (Fluka).

## 2. Méthanol:

Utiliser tel quel.

## 3. Ethanol:

Utiliser tel quel.

## 4. Propanol:

Utiliser le n-propanol ( $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{OH}$ ) tel quel.

## 5. Butanol:

Utiliser le n-butanol ( $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}$ ) tel quel.

## 6. Matériel nécessaire pour 1 étudiant:

2 porte-éprouvettes

9 éprouvettes

10 pipettes plastique

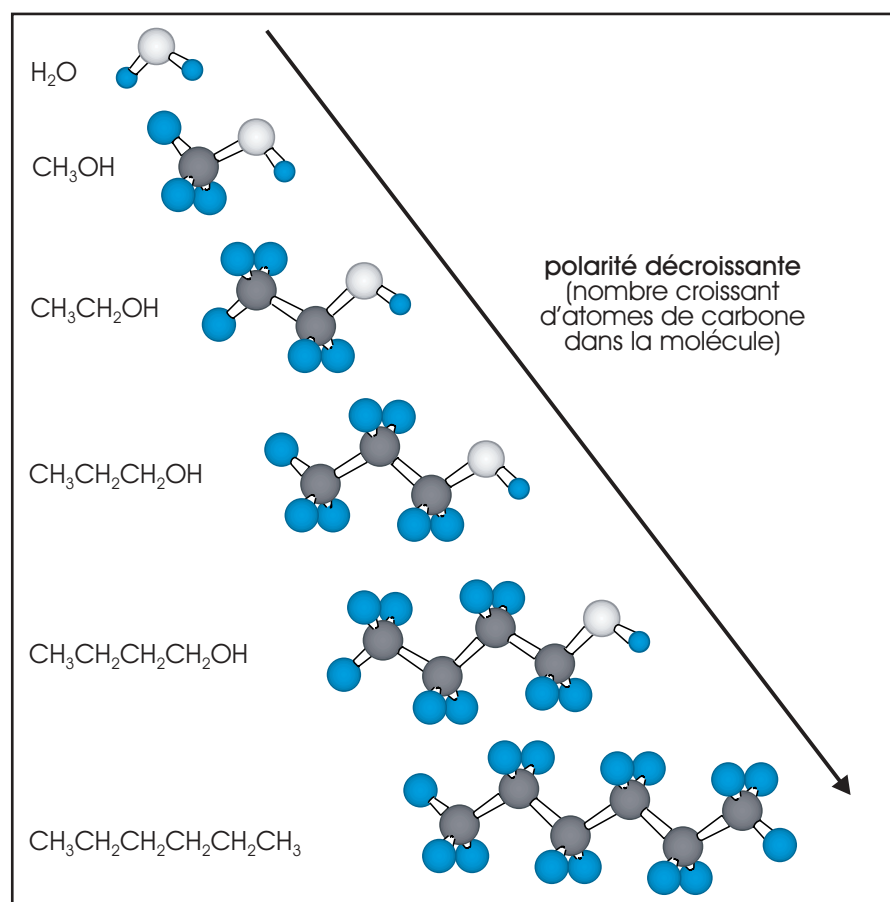
1 ou 2 jeux de modèles moléculaires pour l'ensemble des étudiants (les molécules seront déjà construites)

## 7. Durée de l'expérience:

Environ 40 min de manipulations.

## DISCUSSION

- ? 1. Discuter la structure des molécules d'eau, d'hexane, de méthanol, d'éthanol, de propanol et de butanol, notamment leur polarité relative en fonction de leur composition.



La molécule d'eau comporte 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène; la différence d'électronégativité (notation de Pauling:  $|X_A - X_B|$ ;  $|X_H - X_O| = 1.24$ ) entre les atomes et sa géométrie en font un composé polaire.

A l'inverse, la molécule d'hexane comporte 14 atomes d'hydrogène et 6 atomes de carbone, mais aucun atome d'oxygène; la différence d'électronégativité entre C ( $X_C = 2.55$ ) et H ( $X_H = 2.2$ ) fait de cette molécule un composé apolaire.

Les quatre alcools considérés dans cette expérience sont des alcools linéaires (c'est-à-dire dont la chaîne carbonée ne comporte pas de branchement) et primaires (c'est-à-dire dont le carbone portant le groupe fonctionnel -OH n'est pas lié à plus d'un autre carbone).

La structure de ces alcools est partiellement similaire à celle de la molécule d'eau; en effet, l'alcool est obtenu en remplaçant un atome d'hydrogène sur  $H_2O$  par un groupe  $-CH_3$ ,  $-CH_2CH_3$ ,  $-CH_2CH_2CH_3$  ou  $-CH_2CH_2CH_2CH_3$ .

Cependant, la structure des alcools est aussi partiellement similaire à celle de la molécule d'hexane; en effet, l'alcool est une chaîne de carbones, comme pour l'hexane, mais terminée par le groupe -OH.

Par conséquent, les quatre alcools ont une polarité intermédiaire entre celles de l'eau et de l'hexane.

Il est ainsi pertinent d'avancer que plus la chaîne carbonée de l'alcool est courte, plus l'alcool "ressemble" à la molécule d'eau, ou que plus la chaîne carbonée est longue, plus l'alcool "ressemble" à la molécule d'hexane.

**? 2. Dresser la liste des substances qui, dans cette expérience, sont miscibles à l'eau, respectivement à l'hexane.**

L'eau n'est pas miscible à l'hexane, car leur polarité est trop différente: Comme mentionné ci-dessus, l'eau est un solvant polaire en raison de sa composition et de sa géométrie, tandis que l'hexane est un solvant apolaire. En d'autres termes, "qui se ressemble s'attire" et est miscible. Lorsque les caractéristiques (composition, différences d'électronégativités entre atomes dans la molécule, géométrie, polarité) des solvants sont plus ou moins identiques, ces solvants sont miscibles. Ce n'est pas le cas pour l'eau et l'hexane, et le mélange eau-hexane est donc hétérogène (2 phases).

Le méthanol est miscible à l'eau (mélange homogène), mais non miscible à l'hexane.

L'éthanol est miscible à l'eau et à l'hexane; sa polarité est par conséquent intermédiaire entre celles de l'eau (polaire) et de l'hexane (apolaire); le mélange éthanol-eau ou éthanol-hexane est une solution homogène.

Le propanol est, lui aussi, miscible à l'eau ainsi qu'à l'hexane.

Finalement, le butanol est non miscible à l'eau, mais miscible à l'hexane.

**? 3. En fonction des observations expérimentales et de la structure des molécules construites, proposer une explication pour rendre compte du comportement des quatre alcools dans l'eau, respectivement dans l'hexane.**

De toute évidence, le méthanol, miscible à l'eau et non miscible à l'hexane, a une polarité proche de celle de l'eau; ceci est dû au fait que la molécule possède une chaîne ne comportant qu'un seul atome de carbone.

A l'opposé, le butanol, non miscible à l'eau et miscible à l'hexane, a une polarité tellement faible en raison de sa longue chaîne carbonée (4 atomes de C), qu'il présente de fortes affinités pour l'hexane totalement apolaire.

L'éthanol et le propanol sont miscibles à l'eau et à l'hexane; une chaîne de 2 ou 3 atomes de carbones (caractéristiques apolaires) et d'un groupe -OH

(caractéristiques polaire) confère à ces molécules une polarité intermédiaire entre l'eau et l'hexane.

? 4. Résumer l'ensemble des observations dans une table (voir ci-dessous).

Substance	Polarité relative	miscibilité	
		Eau H <sub>2</sub> O	Hexane C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
eau H <sub>2</sub> O	++		non miscibles (très polaire/très apolaire)
hexane CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	--	non miscibles (très apolaire/très polaire)	
méthanol CH <sub>3</sub> OH	+	miscibles (polaire/très polaire)	non miscibles (polaire/très apolaire)
éthanol CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	+ -	miscibles (peu polaire/très polaire)	miscibles (peu polaire/très apolaire)
propanol CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	- +	miscibles (très peu polaire/très polaire)	miscibles (très peu polaire/très apolaire)
butanol CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	-	non miscibles (apolaire/très polaire)	miscibles (apolaire/très apolaire)

La structure moléculaire des alcools influence fortement leurs caractéristiques physico-chimiques. Pour exemple, les points d'ébullition (P.E.) et miscibilités de quelques alcools sont mentionnés dans la table ci-dessous (les alcools mentionnés en gras sont ceux utilisés dans cette expérience).

Alcool	Formule	P.E. [°C]	miscibilité à l'eau
<b>méthanol</b>	CH <sub>3</sub> OH	64.7	miscible
<b>éthanol</b>	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	78.3	miscible
<b>n-propanol</b> (n = normal-)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	97.2	miscible
i-propanol (i = iso-)	CH <sub>3</sub> CH(OH)CH <sub>3</sub>	82.3	miscible
<b>n-butanol</b> (n = normal-)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	117.7	non miscible
i-butanol (i = iso-)	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CHCH <sub>2</sub> OH	107.9	non miscible
s-butanol (s = sec-)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH(OH)CH <sub>3</sub>	99.5	non miscible
t-butanol (t = tert-)	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> COH	82.5	miscible

On constate que plus le nombre d'atomes de carbone dans l'alcool est grand, plus le point d'ébullition est élevé, car les forces intermoléculaires (forces de van der Waals, qui font s'attirer les molécules entre elles) sont fonction de la masse moléculaire de la substance considérée.

En conséquence, plus les molécules s'attirent, plus il faudra fournir d'énergie (P.E. élevé) pour les faire passer de l'état liquide à l'état gazeux.

D'autre part, pour un alcool donné, le point d'ébullition diminue avec le nombre d'atomes de carbone liés au carbone C-OH ou avec le nombre de branchements dans la molécule. Par exemple, un seul C est lié au C-OH dans le n-butanol et dans le i-butanol, mais le i-butanol comporte un branchement en début de chaîne. Deux C sont liés au C-OH dans le s-butanol, tandis que trois C sont liés au C-OH dans le t-butanol.

En effet, plus la molécule est branchée, plus elle tend vers une configuration sphérique. Dans ce cas, deux molécules peuvent moins facilement entrer en contact que si elles sont linéaires et les forces d'attraction de van der Waals sont moindres, ce qui facilite le passage de l'état liquide à l'état gazeux (P.E. plus faible).