

Chapitre 1 : Corps purs et solutions

Dans ce chapitre on va se concentrer sur une échelle de longueur restreinte entre le micromètre et le mètre.

Puissance	Préfixe	Symbole	Nombre décimal
10^{-15}	femto	f	0,000 000 000 000 001
10^{-12}	pico	p	0,000 000 000 001
10^{-9}	nano	n	0,000 000 001
10^{-6}	micro	μ (mu)	0,000 001
10^{-3}	milli	m	0,001
10^0	–	–	1
10^3	kilo	k	1 000
10^6	mega	M	1 000 000
10^9	giga	G	1 000 000 000
10^{12}	tera	T	1 000 000 000 000
10^{15}	péta	P	1 000 000 000 000 000

Préfixes du système international d'unités.

En dessous du micromètre, on parle d'échelle **microscopique** (« micro » : petit en grec). Au dessus du micromètre, on parle d'échelle **macroscopique** (« macro » : grand en grec).

I – Corps purs et mélange

A – Espèces chimiques

La matière est constituée d'**entités chimiques** microscopiques : atomes, molécules, ions. Une **espèce chimique** est constituée d'un ensemble d'entités chimiques **identiques**.

Attention à ne pas confondre les deux termes ! Une espèce chimique est un objet macroscopique caractérisé par une formule et des propriétés physico-chimiques particulières (couleur, état, odeur, etc.).

→ *Exemples d'espèces chimiques* : eau, fer, chlorure de sodium.

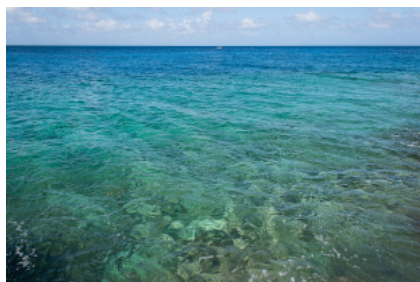
Un **corps pur** est constitué d'une seule espèce chimique.

Un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques différentes.

Document 1 – Corps pur ou mélange ?



Air : mélange (dioxigène, diazote, etc.)



Eau de mer : mélange (eau, minéraux, sel, etc.)



Médicament : ça dépend du type de médicament !



Charbon : corps pur (carbone)



Eau minérale : mélange (eau, minéraux, etc.)



Tuyau de cuivre : corps pur (cuivre)

B – Mélange homogène et hétérogène

Un mélange est **homogène** si on ne peut pas distinguer ses constituants.

Un mélange homogène est constitué d'une seule **phase**.

→ *Exemples* : le bronze est un mélange homogène de cuivre et d'étain, c'est un alliage. Le café est un mélange homogène d'eau, de caféine, de minéraux et d'acides aminés.

Deux liquides sont **miscibles** lorsqu'ils forment un mélange homogène.

→ *Exemple* : l'eau et l'éthanol sont miscible.

Miscible vient du latin « misceo », qui veut dire mélanger.

Un mélange est **hétérogène** si on peut distinguer ses constituants.

Un mélange hétérogène est constitué de plusieurs **phases**.

→ *Exemple* : l'eau gazeuse ouverte est un mélange hétérogène d'eau liquide et de bulles de dioxyde de carbone CO_2 gazeux.

Deux liquides sont **non miscibles** lorsqu'ils forment un mélange hétérogène.

→ *Exemple* : l'eau et l'huile sont non miscibles.

1 – Composition d'un mélange

La composition d'un mélange peut être décrite par la proportion en volume, ou en masse, de chacune des espèces qui le constituent. Cette proportion est exprimée en pourcentage.

A – Proportion volumique

Soit une espèce E de volume V_E , dans un mélange de volume total V . La proportion volumique de l'espèce E est

$$p_v(E) = \frac{V_E}{V} \times 100 \quad (1)$$

C'est une grandeur sans unité exprimé en pourcent.

L'air contient $78\% \approx \mathbf{80\%}$ de diazote et $21\% \approx \mathbf{20\%}$ de dioxygène. Les autres gaz qui composent l'air sont l'argon ($0,9\%$), le dioxyde de carbone ($0,04\%$), les gaz nobles et le méthane ($0,0002\%$).

► Calculer le volume occupé par le diazote dans une salle de cours de 600 m^3 . Même question pour le dioxygène.

Le volume V_{N_2} occupé par le diazote est égal à la proportion volumique de diazote multipliée par le volume d'air total $V = 600 \text{ m}^3$.

$$V_{\text{N}_2} = \frac{p_v(\text{N}_2)}{100} \times V = \frac{78}{100} \times 600 \text{ m}^3 = 468 \text{ m}^3$$

De même pour le dioxygène

$$V_{\text{O}_2} = \frac{p_v(\text{O}_2)}{100} \times V = \frac{21}{100} \times 600 \text{ m}^3 = 126 \text{ m}^3$$

B – Proportion massique

Soit une espèce E de masse m_E , dans un mélange de masse totale m . La proportion

massique de l'espèce E est

$$p_m(E) = \frac{m_E}{m} \times 100\% \quad (2)$$

C'est une grandeur sans unité exprimée en pourcent.

Document 2 – Cloche en bronze

Les cloches traditionnelles des temples coréens sont en bronze. Le bronze est un alliage constitué de 20% d'étain (Sn) et de 80% de cuivre (Cu) en masse.

► Donner ces proportions massiques sous la forme de fractions.

$$\text{Pour l'étain : } \frac{80}{100} = \frac{80}{100} \times \frac{20}{20} = \frac{4}{5}$$

$$\text{Pour le cuivre : } \frac{20}{100} = \frac{20}{100} \times \frac{20}{20} = \frac{1}{5}$$

► Calculer la masse de cuivre et d'étain d'une cloche de masse $m = 500$ kg.

$$m_{\text{Cu}} = \frac{p_m(\text{Cu})}{100} \times m = 400 \text{ kg}$$

$$m_{\text{Sn}} = \frac{p_m(\text{Sn})}{100} \times m = 100 \text{ kg}$$



2 – Propriétés physiques

Une espèce chimique est caractérisée par plusieurs grandeurs physiques qui lui sont propres. Ici on va s'intéresser à trois grandeurs : la masse volumique ρ (rho), la température de fusion T_f et la température d'ébullition T_{eb} .

A – Masse volumique

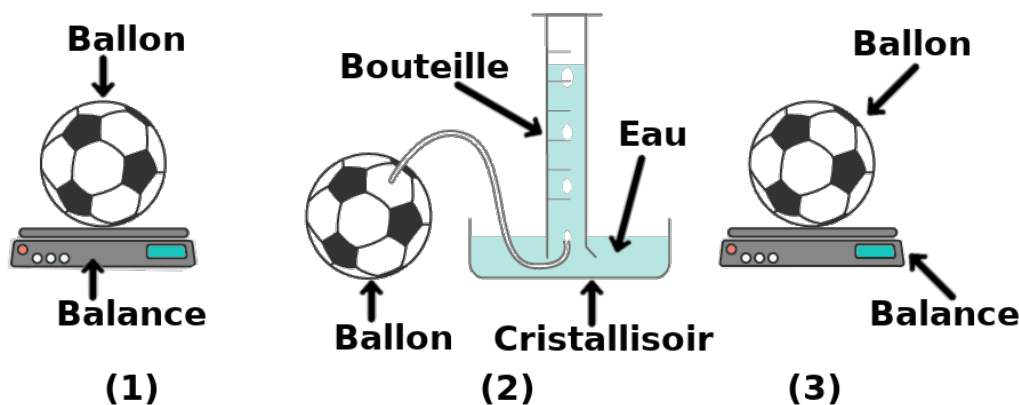
La **masse volumique** ρ d'un échantillon de matière est une grandeur égale au rapport de sa masse m par le volume qu'il occupe V

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (3)$$

Dans cette expression la masse s'exprime en gramme (g), le volume en centimètre cube (cm^3 , $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$) et la masse volumique en gramme par centimètre cube (g/cm^3).

Document 3 – Mesure de la masse volumique de l'air

► Schématiser l'expérience réalisée.



1. mesure de la masse du ballon gonflé m_1 .
2. expulsion d'un volume donné d'air V .
3. mesure de la masse du ballon dégonflé m_2 .

► Noter la masse m_1 du ballon gonflé, m_2 la masse du ballon dégonflé et V le volume d'air expulsé.

$$m_1 = 483,2 \text{ g}, m_2 = 481,4 \text{ g et } V = 1,5 \text{ L.}$$

► Calculer la valeur expérimentale de la masse volumique de l'air $\rho(\text{air})_{\text{exp}}$, en g/L, à partir de ces mesures.

$$m_{\text{air}} = m_1 - m_2 = 1,8 \text{ g} \quad \text{donc} \quad \rho(\text{air})_{\text{exp}} = \frac{m_{\text{air}}}{V} = \frac{1,8 \text{ g}}{1,5 \text{ L}} = 1,2 \text{ g/L}$$

Données :

- Masse volumique du dioxygène O_2 gazeux : $\rho(\text{O}_2) = 1,35 \text{ g/L}$.
- Masse volumique du diazote N_2 gazeux : $\rho(\text{N}_2) = 1,18 \text{ g/L}$.

► Calculer la valeur théorique de la masse volumique de l'air $\rho(\text{air})$, en g/L, en considérant qu'il n'est composé que de O_2 et de N_2 .

$$\rho(\text{air}) = \frac{p_v(\text{O}_2)}{100} \times \rho(\text{O}_2) + \frac{p_v(\text{N}_2)}{100} \times \rho(\text{N}_2) = 1,21 \text{ g/L}$$

► Comparer la valeur théorique et expérimentale. Elles ont la même valeur ? Qu'est-ce qui pourrait expliquer cette différence ?

Les deux valeurs sont cohérentes, on aurait pu avoir une différence liée à la précision de la mesure.

La masse volumique peut aussi s'exprimer en g/L, kg/L ou en kg/m³. On peut utiliser les règles de conversion suivantes pour passer de l'une à l'autre de ses unités :

$$\begin{aligned}1 \text{ mL} &= 1 \text{ cm}^3 \\1 \text{ cm}^3 &= 1 \times (10^{-2} \text{ m})^3 = 10^{-6} \text{ m}^3\end{aligned}$$

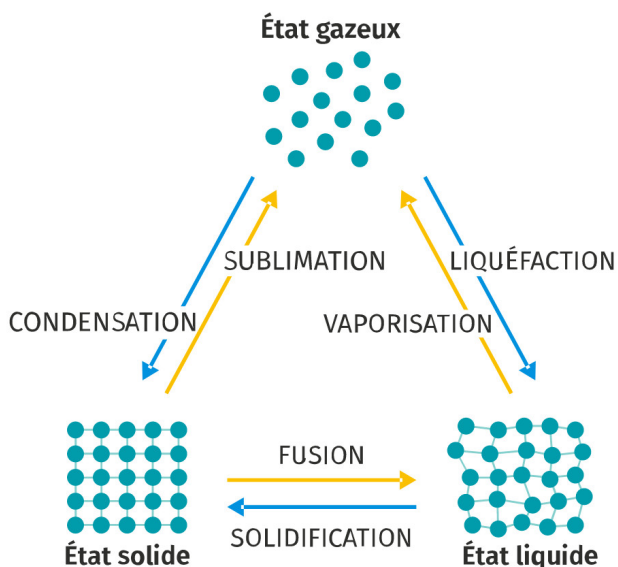
Soit

$$\begin{aligned}1 \text{ L} &= 10^3 \text{ cm}^3 \\&= 10^3 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \\&= 10^{-3} \text{ m}^3 \\&\iff 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}\end{aligned}$$

Note : la masse volumique varie en fonction de la température et de la pression extérieure. Par exemple à pression atmosphérique et à 4° C, l'eau liquide a une masse volumique $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1,0000 \text{ g/mL}$. Pour une même pression, à 10° C elle n'est plus que de $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 0,9997 \text{ g/mL}$.

B – Températures de changement d'état

Le passage de la matière d'un état à un autre (solide, liquide, gazeux) est appelé **changement d'état**. Pour un corps pur, ce changement d'état se produit à une **température fixe**, qui dépend de l'espèce chimique constituant le corps pur.



Le passage de l'état solide à l'état liquide (ou de liquide à solide) se produit à **la température de fusion**, notée T_f ou θ_f (theta). Elle se mesure avec un banc Köfler.

Le passage de l'état liquide à l'état gazeux (ou de gazeux à liquide) se produit à **la température d'ébullition**, notée $T_{éb}$ ou $\theta_{éb}$. Elle se mesure avec un thermomètre.

→ *Exemples* : À pression atmosphérique, un échantillon d'eau pur a une température de fusion $T_f = 0^\circ\text{C}$ et une température d'ébullition $T_{éb} = 100^\circ\text{C}$.

Toujours à pression atmosphérique, un échantillon de cuivre pur a une température de fusion $T_f = 1085^\circ\text{C}$ et une température d'ébullition $T_{éb} = 2562^\circ\text{C}$.

Note : il est en général plus simple de chauffer un échantillon que de le refroidir, c'est pour ça que l'on parle de température de fusion (ou d'ébullition), et non de solidification (ou de liquéfaction).

3 – Identification d'espèces chimiques

Pour pouvoir identifier des espèces chimiques, on peut utiliser trois méthodes :

- Mesurer des propriétés physiques et les comparer à des valeurs de références.
- Réaliser des tests chimiques.
- Réaliser une chromatographie sur couche mince (CCM).

A – Par ses caractéristiques physiques

Cette année on va se contenter de mesurer deux types de grandeurs :

- La **masse volumique**.
- Les **températures de changement d'état** :
 - La température de fusion pour identifier un solide.
 - La température d'ébullition pour identifier un liquide.

→ *Exemples* : dans le TP 2 on a mesuré la masse volumique d'une solution pour la comparer avec la masse volumique de référence du glycérol pur. On a aussi mesuré la température de fusion d'un échantillon à l'aide du banc Köfler au cours de ce TP.

B – Par des tests chimiques

Il existe des **tests chimiques** qui permettent de reconnaître la présence ou l'absence de certaines espèces chimiques.

→ Exemples à connaître :

Espèce chimique à identifier	Test	Résultat du test positif
Eau H_2O (l)	Sulfate de cuivre anhydre	Couleur bleue
Dihydrogène H_2 (g)	Allumette enflammée	Détonation
Dioxyde de carbone CO_2 (g)	Eau de chaux	Eau de chaux troublée
Dioxygène O_2 (g)	Bûchette incandescente	Incandescence ravivée

C – Avec une chromatographie sur couche mince (CCM)

La **chromatographie sur couche mince (CCM)** permet de séparer et d'identifier des espèces chimiques présentes dans un mélange.

Le principe est le suivant : on dépose les espèces à identifier sur une couche mince (plaque), appelée **phase stationnaire**, dont on fait tremper une partie dans un **éluant**.

Par capillarité, cet éluant va monter le long de la plaque, on parle de **phase mobile**. Les espèces déposées sur la plaque vont être entraînées par cette phase mobile.

En fonction de leur affinités, les espèces chimiques monteront plus ou moins haut sur la plaque, ce qui permettra de les identifier. La fiche ainsi formée est appelée **chromatogramme**.

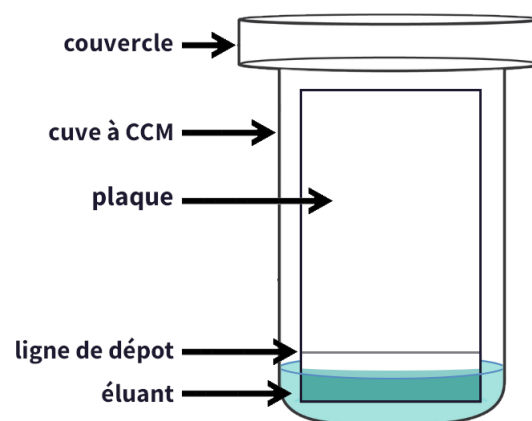


Schéma expérimental d'une CCM

Lecture d'un chromatogramme :

- Lecture verticale : si le dépôt d'un échantillon se sépare en plusieurs tâches, il s'agit d'un mélange.
- Lecture horizontale : sur une même plaque, une même espèce chimique migre toujours à la même hauteur.

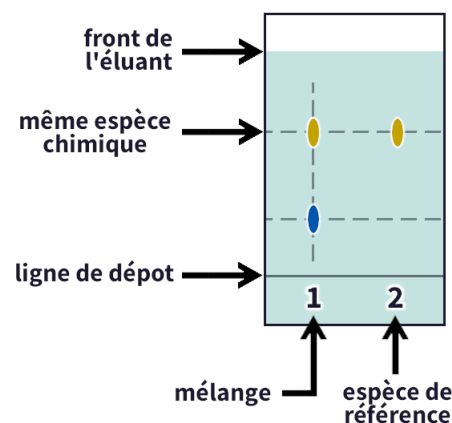


Schéma d'un chromatogramme

II – Solutions

Les solutions sont des mélange particulièrement important en chimie et dans la vie de tous les jours.

1 – Description, concentration et préparation

A – Solvant et soluté

➤ Une **solution** est un mélange homogène.

Le **solvant** est le composant majoritaire du mélange. Le **soluté** est l'espèce qui est dispersée dans le solvant.



On parle de **solution aqueuse** si le solvant est l'eau.

→ *Exemple* : le thé est une solution aqueuse avec de la caféine, de la catéchine, des vitamines et des acides aminés comme solutés.

B – Concentration en soluté

La **concentration massique** c mesure la quantité de soluté présent dans une solution. C'est le rapport de la masse m de **soluté** dissous dans le volume V de la **solution**

$$c = \frac{m}{V} \quad (4)$$

→ *Exemple* : Dans le premier TP, on avait dissous du sucre dans de l'eau distillée pour mesurer la concentration en sucre d'une bouteille de coca. Si on dissous 2 g de sucre dans 50 mL d'eau distillée, la concentration en sucre sera

$$c_{\text{sucre}} = \frac{2,0 \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 0,04 \text{ g/mL}$$

⚠ Il faut bien distinguer **concentration massique** et **masse volumique**. La concentration mesure la masse de soluté contenue dans une solution. La masse volumique mesure la masse d'un échantillon contenue dans un volume donné.

→ *Exemple* : la concentration en sel de l'eau de mer est $c_{\text{sel}} = 0,35 \text{ g/mL}$.
La masse volumique de l'eau de mer est $\rho_{\text{eau mer}} = 1,025 \text{ g/mL}$.

C – Concentration maximale en soluté

Un solvant ne peut pas dissoudre une quantité infini de soluté. Au-delà d'une certaine concentration, la solution est saturée en soluté et le soluté ne peut plus se dissoudre davantage.

La concentration maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un solvant s'appelle la **solubilité**.

Note : La solubilité est propre à chaque soluté. Elle dépend du solvant et de la température.

Document 4 – Marais salant

La solubilité du chlorure de sodium NaCl (sel) est de $s = 0,359 \text{ g/mL}$, dans l'eau à 20°C .

► Quelle masse m de sel peut-on récolter dans un marais salant à partir de $V = 2,0 \text{ m}^3$ d'eau de mer saturée ?

L'eau de mer étant saturée, sa concentration est égale à la solubilité. La masse de sel que l'on peut récolter est le produit de la concentration par le volume :

$$c = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad c \times V = \frac{m}{V} \times V \quad \text{donc} \quad c \times V = m$$

Et comme $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} = 10^6 \text{ mL}$,

$$m = 0,359 \cdot \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 10^6 \cdot \text{mL} = 3,59 \times 10^5 \text{ g}.$$

D – Préparation d'une solution

Pour préparer une solution, on peut utiliser deux procédés, la **dissolution** ou la **dilution**.

La **dissolution** est la dispersion d'un soluté dans un solvant. Le soluté est dissous.

On dissout principalement des solides. Les gaz peuvent aussi être dissous.

Agiter permet accélérer la dissolution et d'homogénéiser la solution finale. C'est ce qui avait été réalisé pendant le premier TP.

On peut aussi **chauffer** pour accélérer la dissolution de certains solutés.

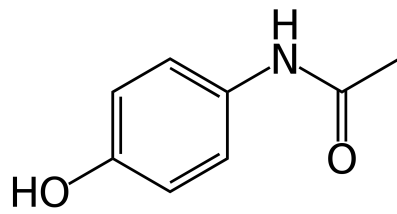
→ *Exemple* : c'est en dissolvant du dioxyde de carbone gazeux et du glucose (sucre) dans l'eau que la plupart des boissons gazeuses industrielles sont préparées.

→ *Exemple* : le dioxyde de carbone (CO₂) gazeux rejeté dans l'atmosphère par la vie sur Terre et par nos sociétés modernes est en grande partie dissous dans les océans. Ce phénomène augmente l'acidité des océans, ce qui est néfaste pour leur biodiversité, notamment en tuant les coraux.

⚠ Il faut bien distinguer la *fusion* (passage de l'état solide à liquide) et la *dissolution* (dispersion d'un solide dans un liquide).

Document 5 – Mal de tête et dissolution

Le paracétamol est un antidouleur qui peut être dangereux s'il est consommé en trop grande quantité. Un comprimé pour adulte a une masse $m_1 = 500$ mg, alors qu'un comprimé pour enfant a une masse $m_2 = 300$ mg.



Molécule de paracétamol

Pour calmer le mal de tête de son enfant, un parent qui ne possède que des comprimés pour adulte décide qu'il va **dissoudre** un comprimé de paracétamol (le soluté) dans un verre d'eau (le solvant) de volume $V = 25$ cL.

► Quelle est la concentration c (en g/mL) de paracétamol dans cette solution ?

$$c = \frac{m_1}{V} = \frac{0,5 \text{ g}}{2,5 \times 10^2 \text{ mL}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$$

► Quel volume V_2 de la solution l'enfant doit-il boire pour avaler 300 mg de paracétamol ?

$$V_2 = \frac{m_2}{c} = \frac{0,3 \text{ g}}{0,02 \text{ g/mL}} = 150 \text{ mL} = 15 \text{ cL}$$

La **dilution** est la diminution de la concentration d'une solution par ajout de solvant, sans ajout de soluté. La solution est diluée.

On parle de **solution mère** pour la solution de départ et de **solution fille** pour la solution obtenue. La solution fille a une concentration plus que la solution mère.

Le **facteur de dilution** est le rapport des concentrations des solutions mère et fille. Ce rapport est égal au volume de la solution fille sur le volume de la solution mère

$$F = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}}$$

2 – Mesure de concentrations

Pouvoir mesurer la concentration d'un soluté dans une solution est un enjeu majeur dans de nombreux domaines. Par exemple, dans l'industrie alimentaire il est important de pouvoir contrôler la quantité de colorant présent dans de nombreux produits (sirop, bonbon, plat, etc.).

On parle de **dosage** quand on mesure la concentration d'une espèce chimique présente dans une solution. Un **dosage par étalonnage** consiste à déterminer la concentration d'une espèce chimique en comparant une grandeur physique caractéristique de la solution, à la même grandeur physique mesurée pour des solutions étalon.

A – Échelle de teintes

Une **échelle de teinte** permet de mesurer la concentration d'un soluté coloré.

La teinte d'une solution est proportionnelle à la concentration en soluté. En préparant une série de solutions de concentrations connues, on parle de **gamme**, et en comparant les teintes, on va pouvoir encadrer la valeur de la concentration de la solution que l'on veut mesurer.

⚠ Il faut comparer les teintes avec des verreries identiques, la teinte s'assombrit avec l'épaisseur.

⚠ La solution dont on veut mesurer la concentration doit avoir une teinte comprises dans la gamme réalisée !

B – Courbe d'étalonnage

Une **courbe d'étalonnage** permet de mesurer la concentration d'un soluté incolore.

Comme pour une échelle de teinte, on va préparer une série de solution de concentrations connues (une gamme). On va ensuite mesurer une grandeur qui est reliée à la concentration en soluté (comme la masse volumique).

En mesurant cette grandeur pour toutes les solutions préparées, on va pouvoir en déduire le coefficient de proportionnalité. À l'aide de ce coefficient, on pourra en déduire la concentration de la solution que l'on veut mesurer.

→ *Exemple* : c'est ce que l'on a réalisé pendant le premier TP en dosant (mesurant) la masse de sucre dissoute dans du coca-cola.