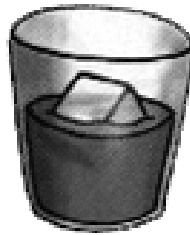
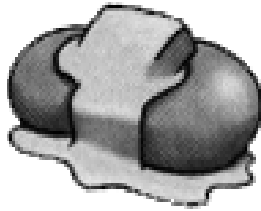
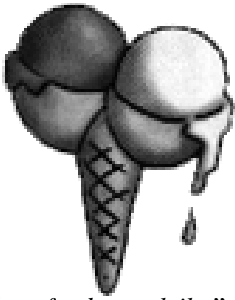


SOLUTIONS ET CONCENTRATION MOLAIRE

1. DISSOLUTION DE SOLIDES DANS L'EAU/: SE DISSOUDRE N'EST PAS FONDRE.

Il ne faut pas confondre: les verbes *fondre* et *dissoudre*:



“La glace fond au soleil ..” “Le beurre fond sur la pain chaud ..” “Le glaçon fond dans l'eau ..” MAIS “Le sucre se dissout dans l'eau..”

La dissolution ne se produit qu'au contact du solvant alors que la fusion nécessite un apport de chaleur suffisant. Pour faire fondre du sel, il faudrait le chauffer à plus de 800°C.

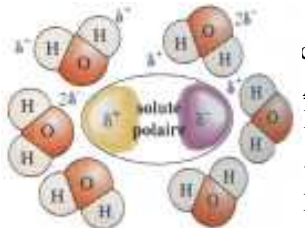
1.3. NOTION DE VOCABULAIRE.

Une **solution** est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un liquide. On obtient un **mélange homogène**.

L'eau peut dissoudre de nombreuses substances: c'est un bon **solvant**. Le mélange obtenu porte le nom de **solution aqueuse**.

L'espèce chimique que l'on dissout constitue le **soluté**. Le corps mis en solution peut être constitué de molécules (solide moléculaire, liquide ou gaz) ou d'ions (solide ionique):

- Le soluté est **ionique**, ses ions se dispersent. La solution obtenue est formée d'ions parmi des molécules d'eau. Ce n'est qu'au début de la classe de 1^{ère}S que la réaction de dissolution des espèces ioniques sera écrite.
- Le soluté est **moléculaire**:



- Si le soluté ne réagit pas avec l'eau, la solution est constituée de molécules du soluté dispersées dans l'eau.

Exemple.

La solution de saccharose contient des molécules de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$.

- Si le soluté réagit avec l'eau pour engendrer des ions, la solution obtenue est formée d'ions dispersés parmi des molécules d'eau, et éventuellement ds molécules de soluté n'ayant pas réagi.

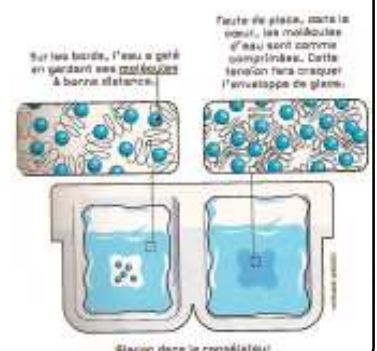


POURQUOI LE GLAÇON RAFFRAÎCHIT-IL VOTRE SODA ?

Parce qu'il est froid ? Eh non, pas du tout ! Les impatientes qui ont voulu utiliser l'eau pas encore gelée du bac à glaçons l'ont forcément constaté: l'eau à 0°C n'est pas très efficace pour rafraîchir une boisson. Quand un glaçon abaisse la température du soda de plus de 15°C, le même volume d'eau à 0°C ne le diminue que de 1 ou 2°C. Le secret du petit cube ? Il fond ! Car pour passer de l'état solide à l'état liquide, l'eau a besoin d'énergie, qu'elle pique, sous forme de chaleur, à son voisin le plus proche: le soda. Tel est le vrai secret du rafraîchissement.

POURQUOI LE GLAÇON CRAQUE-T-IL QUAND ON VERSE LE SODA DESSUS ?

Pour comprendre, il faut remonter un peu dans le temps. Direction le congélateur, au moment où l'eau devient glaçon. Cette transformation n'est pas instantanée: elle commence par la surface, puis les parties en contact avec le bac, et seulement à la fin le cœur du glaçon. L'ennui, c'est que l'eau à l'état solide occupe plus de place qu'à l'état liquide. Du coup, quand c'est au tour de l'eau du cœur du glaçon de geler, elle se retrouve à l'étroit. Cette glace centrale est comprimée dans le carcan formé par la glace plus externe; le cœur du petit cube est alors plein de tension. Que se passe-t-il quand le glaçon plonge dans le soda ? L'enveloppe commence à fondre, elle s'affaiblit et donc cède sous les tensions. Des fissures apparaissent de partout ... et ça craque !



Dissoudre n'est pas une réaction chimique

Vous êtes-vous déjà demandé pourquoi un morceau de sucre disparaît dans un verre d'eau ? Voici la réponse en version à peine romancée.

1 Avant le grand plongeon, les molécules de sucre, ici symbolisées par des guerriers marchant au pas, sont ordonnées car des liaisons faibles les lient. Elles forment des cristaux, les petits grains, qui à leur tour constituent le morceau de sucre.

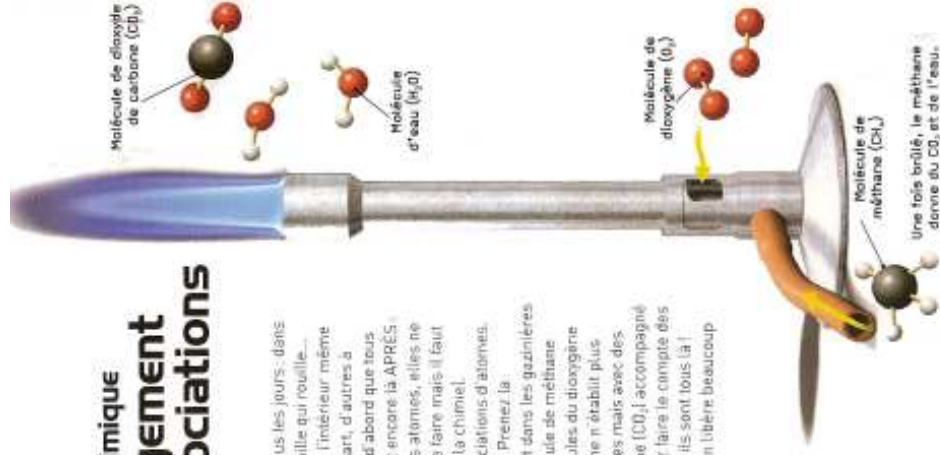
2 Une fois au travail, arrive la belle soldatesse militaire ! Les cristaux ? Les molécules d'eau qui encerclent le groupe, et comme d'habitude les soldats, attirent à elles les guerriers sucrés (en formant avec eux des liaisons faibles) pour les entraîner au loin. Peu à peu, le cristal de sucre voit ses molécules se déborder, il se désagrège et disparaît !



Une réaction chimique est un changement dans les associations d'atomes

Des réactions chimiques, vous en croisez tous les jours : dans le moteur de la voiture, sur un bout de ferraille qui rouille... sans parler des milliers qui se produisent à l'intérieur même de votre organisme. Des substances au départ, d'autres à l'arrivée. Comment est-ce possible ? Notez d'abord que tous les atomes présents AVANT la réaction sont encore là APRÈS, les réactions chimiques ne changent pas les atomes, elles ne mélangent pas le fer en or (on peut le faire mais il faut tricher) dans le noyau, et ce n'est plus de la chimie.

La réaction chimique modifie juste les associations d'atomes. Elle brise des liaisons et en forme d'autres. Prenez la combustion du méthane (CH_4) qui se produit dans les gazinières ou dans le brûleur ci-contre. Chaque molécule de méthane arrive par le tuyau réagit avec deux molécules de dioxygène (O_2) de l'air. À la sortie du brûleur, le carbone n'établit plus de liaisons de covalence avec des hydrogènes mais avec des oxygènes pour former du dioxyde de carbone (CO_2) accompagné de deux molécules d'eau (H_2O). Vous pouvez faire la compte des différents atomes avant et après réactions : ils sont tous là ! Et la flamme ? C'est parce que cette réaction libère beaucoup de chaleur.



3 Même séparées, les molécules de sucre restent liées puisque chacune de leurs liaisons covalentes n'a été modifiée, d'ailleurs, si l'eau le trouva, les molécules de sucre se rapprochent, puis se lient. Et des grains apparaissent au fond du verre asséchés.

2. NOTION DE CONCENTRATION MOLAIRE.

2.1. DEFINITION.

La concentration molaire A d'une espèce chimique dissoute dans une solution est numériquement égale à la quantité de matière de cette espèce chimique présente dans 1,0 L de la solution. Elle s'exprime en mol.L⁻¹ car en chimie, l'unité usuelle du volume est le litre, se symbolise par [A] ou C_A et se calcule par la relation:

$$[A] = \frac{n_A}{V}$$

[A] est en mol.L⁻¹
n_A est en moles
V est en Litre.

Exemple. Quelle est la concentration d'une solution sucrée obtenue à partir de 360 g de sucre C₆H₁₂O₆ dissout dans 4 L d'eau.

2.2. QUANTITE DE MATIERE D'UNE ESPECE CHIMIQUE DANS UNE SOLUTION.

Par définition, on a donc $[A] = \frac{n_A}{V}$, d'où $n_A = [A] \times V$.

La quantité de matière n_A (en mol) s'obtient en multipliant la concentration molaire de A par le volume de la solution.

Exemple. Quelle est la quantité de matière de sel contenue dans 150 mL d'une solution salée de concentration c = 0.20 mol.L⁻¹.

2.3. PREPARATION D'UNE SOLUTION PARDISSOLUTION D'UNE ESPECE MOLECULAIRE.

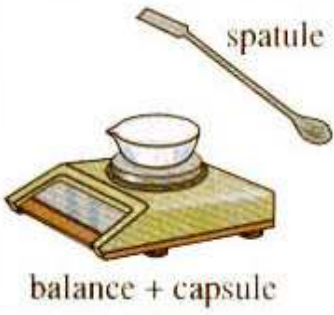
Le saccharose est un solide moléculaire: il est constitué de molécules C₁₂H₂₂O₁₁, liées entre elles de façon à former une structure ordonnée appelée cristal. La mise en solution brise ces liaisons et "libère" les molécules C₁₂H₂₂O₁₁ qui se dispersent parmi les molécules d'eau.

Pour fabriquer au laboratoire une solution contenant une quantité déterminée de saccharose (par exemple 0,100 mol dans 1,0 litre de solution), il faut d'abord déterminer la masse m_(C₁₂H₂₂O₁₁) de l'espèce chimique à dissoudre.

La masse m₍₁₂₎ à dissoudre se calcule à l'aide de la formule:


$$M_{(C_6H_{12}O_6)} = \frac{m_{(C_6H_{12}O_6)}}{n_{(C_6H_{12}O_6)}} = 180 \text{ g.mol}^{-1} \text{ soit } m_{(C_6H_{12}O_6)} = M_{(C_6H_{12}O_6)} \times n_{(C_6H_{12}O_6)} = 18 \text{ g.}$$

1 et se prélève à l'aide de la balance électronique.



spatule
balance + capsule

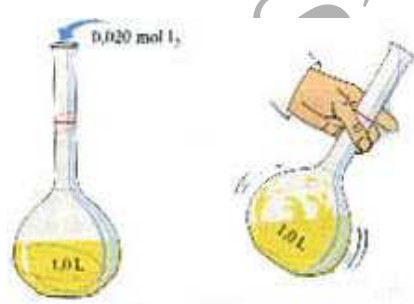
2 pour être introduite dans la fiole jaugée à l'aide d'un entonnoir à solide.



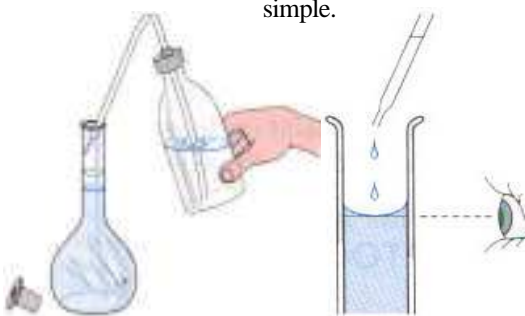
3 dans la fiole jaugée de 1,0 L, on introduit environ 0,5 L de solvant.



4 on agite jusqu'à dissolution:



5 on ajuste le volume au trait de jauge en ajoutant du solvant à l'aide d'une pissette d'eau distillée ou d'une pipette simple.



6 Après homogénéisation, la solution est prête à l'emploi.



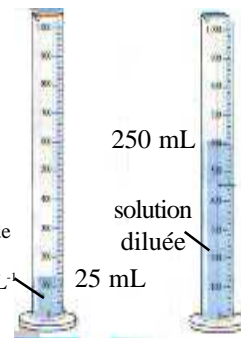
3. DILUTION D'UNE SOLUTION.

3.1. PRINCIPE DE LA DILUTION.

3.1.1. EXEMPLE DE DILUTION.

L'éprouvette à pied contient 25 mL d'une solution de diiode où la concentration molaire de cette espèce chimique est $[I_2] = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$.

Si on complète le volume à 250 mL en ajoutant de l'eau distillée, nous obtenons une solution où la concentration molaire de diiode est inférieure à la précédente. Elle vaut $0,0020 \text{ mol.L}^{-1}$, car la quantité de diiode est la même alors que le volume de la solution a été multiplié par 10. On dit que *l'on a dilué la solution initiale*.



3.1.2. CALCUL DE LA NOUVELLE CONCENTRATION.

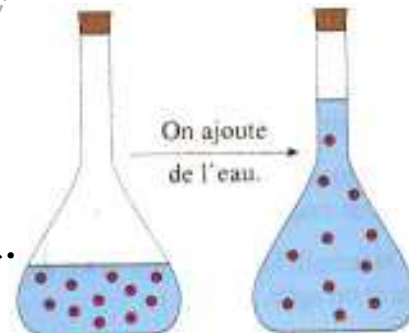
Soit A l'espèce chimique présente dans la solution. *La quantité de matière n_A de cette espèce chimique est la même dans la solution initiale et dans la solution diluée* (il n'y a ni gain, ni perte de matière).

Notons

- $[A]_i$ la concentration molaire de l'espèce chimique A dans la solution initiale et V_i le volume de cette solution.
- après dilution, le volume de la nouvelle solution est V_f et la concentration molaire de A dans cette solution est $[A]_f$.

La conservation de l'espèce chimique A s'écrit: $n_{Ai} = n_{Af}$ soit $[A]_i \times V_i = [A]_f \times V_f$.

On en déduit
$$[A]_f = \frac{[A]_i \times V_i}{V_f}$$



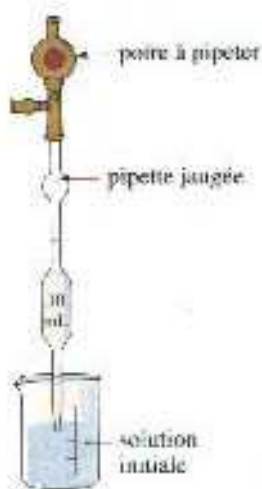
3.2. PREPARATION D'UNE SOLUTION PARDILUTION D'UNE SOLUTION CONNUE.

La dilution nécessite d'effectuer des mesures précises de volume. On utilise pour ces opérations une burette graduée ou une pipette graduée ou jaugée, ou une fiole jaugée.



Pour réaliser une dilution d'une solution au dixième:

- 1 On prélève 10 mL de la solution initiale où la concentration de l'espèce chimique est $[A]_i$
- 2 On introduit le prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL.
- 3 On complète le volume dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec l'eau distillée et on homogénéise.



4. SOLVATION DES IONS.

4.1. LA MOLECULE D'EAU.

La molécule d'eau est formée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. Elle n'est pas linéaire mais coudée, avec un angle de $104,5^\circ$.

Dans ce cas, le barycentre des charges négatives ne coïncide pas avec celui des charges positives. C'est une molécule polaire.

On peut remarquer que si la molécule était d'eau était linéaire, les barycentres des charges positives et négatives seraient confondus sur le centre de symétrie de la molécule. Elle serait alors apolaire. C'est le cas de la molécule de dioxyde de carbone, puisque les liaisons C=O sont polarisées, mais la symétrie de cette molécule fait qu'elle n'est pas polaire.

Le caractère dipolaire d'une molécule dépend non seulement de l'électronégativité des atomes qui la composent, mais également de la structure géométrique de la molécule.

4.2. LE PHENOMENE DE SOLVATATION.

On prépare des solutions ioniques appelées aussi solutions électrolytiques par dissolution dans l'eau de solides ioniques, de liquides ou de gaz.

La dissolution d'un électrolyte dans l'eau peut être décrite par trois étapes: la *dissociation* de l'électrolyte, la *solvation* et la *dispersion*.

La dissociation.

Il y a dissociation du cristal ionique ou de la molécule de soluté avec formation d'ions en solution. Cette dissociation est due à l'action électrostatique attractive des molécules d'eau.

La solvation.

Par attraction électrostatique, les ions passés en solution s'entourent d'un «bouclier» de molécules d'eau, qui les empêche alors de se rapprocher les uns des autres pour former des liaisons entre eux. C'est le phénomène de *solvation*. On le nomme également *hydratation* dans le cas où le solvant est de l'eau.

Un cation tend à s'entourer de molécules d'eau qui lui présentent leur pôle négatif (oxygène).

Dans le cas d'un anion, c'est le pôle positif des molécules d'eau qui se tourne vers l'ion (hydrogène).

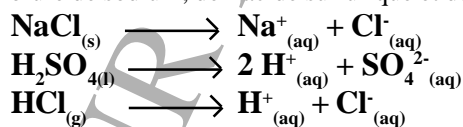
En solution aqueuse, tous les ions sont solvatés, c'est-à-dire entourés d'un cortège de molécules d'eau.

La dispersion.

Les ions hydratés se dispersent dans la solution au bout d'un temps plus ou moins long (considérablement écourté lorsque l'on agite la solution), la solution est homogène. C'est la *dispersion*.

Il n'est pas possible de connaître le nombre de molécules d'eau solvantant un ion Na^+ ou un ion Cl^- . On écrit la formule de ces ions en l'accompagnant de (aq) qui signifie en solution aqueuse.

Les mises en solution du chlorure de sodium, de l'acide sulfurique et du chlorure d'hydrogène s'écrivent donc:



5. CONCENTRATION MOLAIRES.

5.1. CONCENTRATION MOLAIRES D'UNE SOLUTION.

La concentration molaire d'une solution indiquée de quelle manière elle a été préparée. Elle est notée c et elle est numériquement égale à la quantité de matière de soluté dissoute pour obtenir 1,0 L de la solution. On aura la relation:

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

c : concentration molaire (mol.L^{-1})
 n : quantité de matière de soluté (en mol)
 V : volume de la solution (en litres).

Exemple.

On dira que la concentration molaire d'une solution de chlorure de sodium est $c = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.

5.2. CONCENTRATION MOLAIRES D'UNE ESPECE DISSOUE.

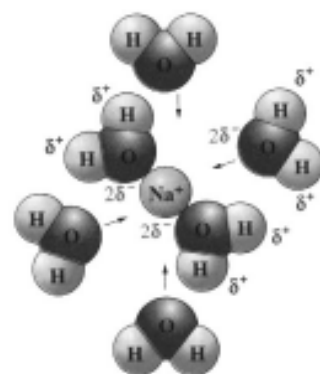
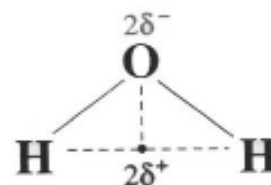
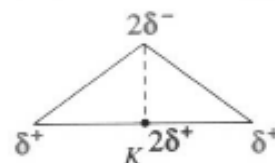
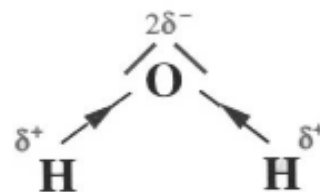
Notons X l'espèce dissoute, X pouvant être une molécule ou un ion. Sa concentration molaire dans la solution se note $[X]$ et elle est numériquement égale à la quantité de matière de l'espèce X présente dans 1,0 L de la solution. On aura la relation:

$$[X] = \frac{n_X}{V}$$

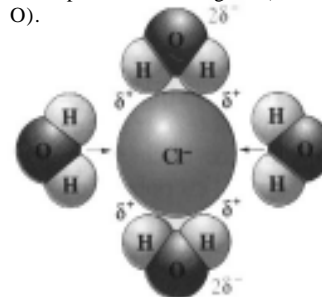
$[X]$: concentration molaire de l'espèce X (mol.L^{-1})
 n_X : quantité de matière de l'espèce X (en mol)
 V : volume de la solution (en litres).

Exemple.

On dira que la concentration molaire des ions sodium dans une solution de chlorure de sodium est $[\text{Na}^+] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.



Solvation de l'ion Na^+ par les molécules d'eau. Celles-ci s'approchent par leur côté négatif (l'atome O).



Solvation de l'ion Cl^- par les molécules d'eau. Celles-ci s'approchent par leur côté positif (l'atome H).

6. MISE EN SOLUTION D'UN SOLIDE IONIQUE.

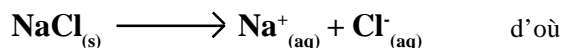
6.1. PROPRIÉTÉ FONDAMENTALE.

La mise en solution dans l'eau de chlorure de sodium NaCl provoque l'effondrement du cristal et libère tous les ions Na^+ et Cl^- qui se répandent dans la solution et se solvatent. Il n'existe aucune espèce NaCl en solution.

Lors de la dissolution d'un solide ionique, la dispersion de ses ions dans la solution est totale.

6.2. CONSÉQUENCE: RELATION ENTRE LES CONCENTRATIONS.

Soit une solution de chlorure de sodium de concentration c ; le soluté est le chlorure de sodium NaCl qui a dispersé ses ions lors de la dissolution:



| | | | |
|-----------------------|-------|-------|-------|
| Quantités apportées | n_0 | 0 | 0 |
| Quantités en solution | 0 | n_0 | n_0 |

$$C = \frac{n_0}{V} \quad \text{et} \quad [\text{Na}^+_{(aq)}] = \frac{n_0}{V} = C$$

$$\text{et} \quad [\text{Cl}^-_{(aq)}] = \frac{n_0}{V} = C$$

Soit une solution de sulfate de sodium de concentration c ; le soluté est le sulfate de sodium Na_2SO_4 qui a dispersé ses ions lors de la dissolution:



| | | | |
|-----------------------|-------|--------|-------|
| Quantités apportées | n_0 | 0 | 0 |
| Quantités en solution | 0 | $2n_0$ | n_0 |

$$C = \frac{n_0}{V} \quad \text{et} \quad [\text{Na}^+_{(aq)}] = \frac{2n_0}{V} = 2C$$

$$\text{et} \quad [\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}] = \frac{n_0}{V} = C$$

EXERCICE 3.

Le chlorure de baryum est un composé ionique constitué d'ions chlorure et d'ions baryum Ba^{2+} .

1. Quelle est la formule statistique de ce composé solide.

2. Ecrire l'équation de la réaction de sa dissolution dans l'eau.

On prépare une solution de chlorure de baryum en dissolvant 26,8 g de ce composé dans un volume d'eau pour obtenir 250 mL de solution.

3. Quelle est la concentration molaire de cette solution ?

On donne $M_{\text{Ba}} = 137,3 \text{ g.mol}^{-1}$

$M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

4. Que valent les concentrations $[\text{Ba}^{2+}_{(aq)}]$ et $[\text{Cl}^-_{(aq)}]$ dans cette solution ?

7. TITRE MASSIQUE

Le titre massique t d'une espèce chimique A dissoute dans une solution est numériquement égale à la masse de cette espèce chimique présente dans 1,0 L de la solution. Elle s'exprime en g.L^{-1} , se symbolise par t_A et se calcule par la relation:

$$t_A = \frac{m_A}{V}$$

t_A est en g.L^{-1}

m_A est en gramme

V est en Litre.

Exemple. Quel est le titre massique de la solution de chlorure de baryum étudiée dans l'exercice 3 ci-dessus ?