

## CH VII Les ions en solution : la notion de pH

### I) Dissolution d'un cristal ionique :

#### 1) Rappels : la solubilité d'un corps dans l'eau.

Lorsque le sel se dissout dans l'eau, l'eau est appelée le solvant, le sel le soluté. Lorsque l'on ajoute trop de sel dans l'eau, celui-ci ne se dissout plus, la solution est saturée. Bien souvent, la solubilité d'un corps augmente avec la température.

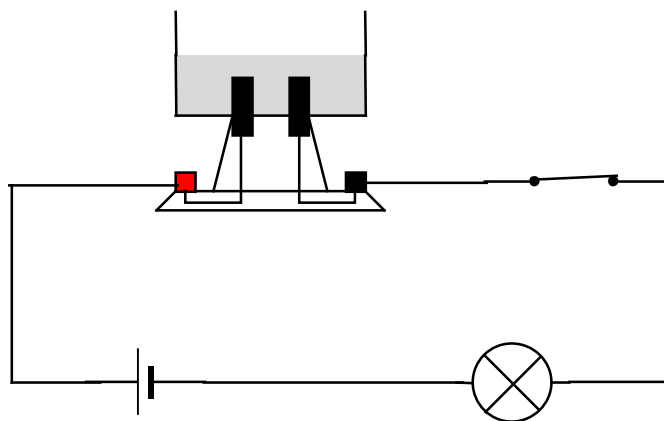
La solubilité d'un soluté dans l'eau est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans 1 litre d'eau. ( exemple : à 20 °C, la solubilité du chlorure de sodium est 360 g / L).

#### 2) Expérience :

On relie une cuve à électrolyse remplie d'eau distillée à un circuit électrique. Le circuit électrique est composé de :



D'une pile, d'un interrupteur et d'une lampe



On ferme l'interrupteur, la lampe témoin ne s'allume pas, le courant électrique ne circule pas.

On vide la cuve à électrolyse, on y ajoute cette fois en plus de l'eau distillée, du sucre.

On ferme l'interrupteur, la lampe témoin ne s'allume toujours pas, le courant ne circule pas.

On vide à nouveau la cuve et en plus de l'eau distillée, on ajoute du chlorure de sodium, après avoir fermé l'interrupteur, on constate que la lampe témoin s'allume et que le courant circule.

#### Conclusion :

L'eau a rompu le cristal de chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  en ses deux composants  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .

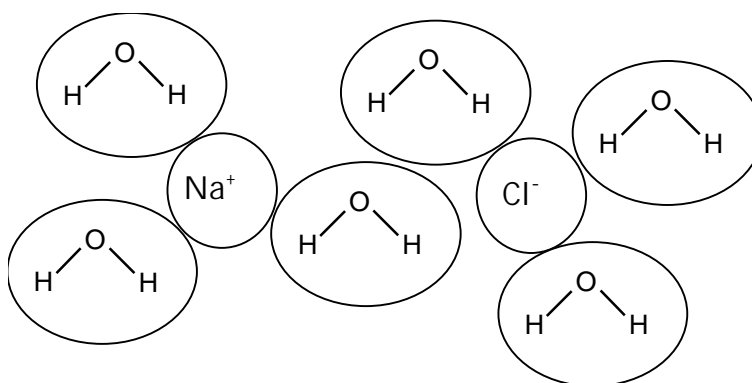
Ces deux ions chargés électriquement circulent dans la solution et permettent ainsi le passage du courant électrique.

Un cristal ionique, en solution, se dissocie et libère les ions qui le constituent.



### 3) Présence d'ions dans une solution :

Lors de la dissolution d'un cristal ionique dans l'eau, les ions se dissocient les uns des autres et s'entourent de molécules d'eau.



C'est ce qui explique que le chlorure de sodium n'est plus visible après sa dissolution. En augmentant la quantité de chlorure de sodium, le nombre de molécules d'eau n'est plus suffisamment important pour entourer chaque ion, la solution devient saturée .

Dans certains cas, la dissolution de cristaux ioniques s'accompagne d'une coloration qui peut renseigner sur la présence d'ions spécifiques dans la solution.

Exemples : Une solution bleue est un indice de la présence des ions cuivres  $\text{Cu}^{2+}$

Une solution violette est un indice de la présence des ions permanganates  $\text{MnO}_4^-$  .

De nombreuses solutions contenant des ions sont cependant incolores.

### 4) Principe d'identification de quelques ions :

Pour déterminer la nature des ions en solution, différents tests d'identification peuvent être pratiqués.

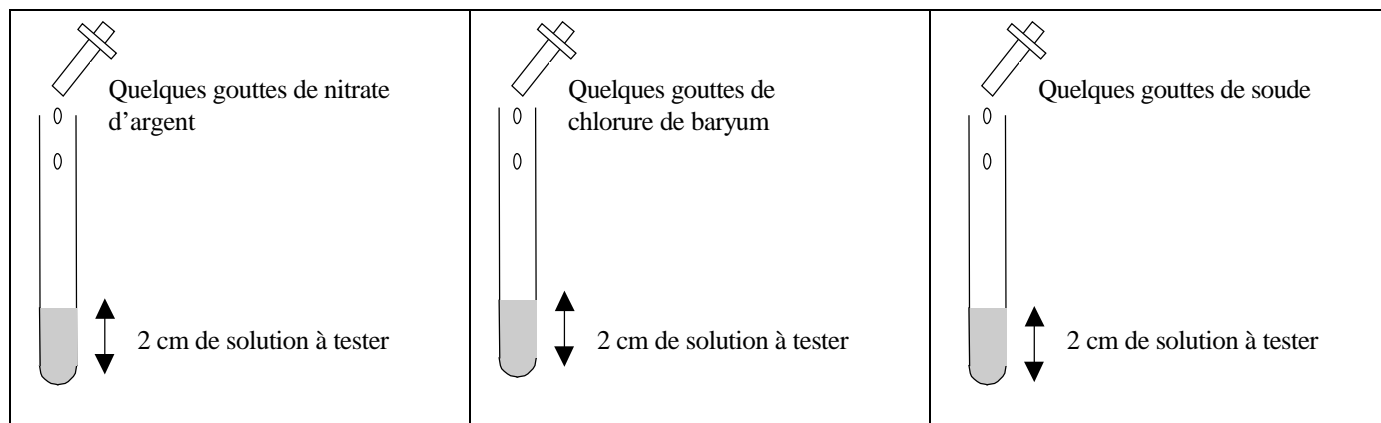
Nous utiliserons le principal qui se base sur le phénomène suivant :

Lorsque l'on mélange deux solutions ioniques dont l'un des cations (ion positif) et l'un des anions respectifs (ion négatif) ne peuvent coexister au sein d'une même solution, il se produit un précipité (sorte de petit nuage) c'est-à-dire l'apparition d'un solide.

## Expérience :

Dans 3 tubes à essais, versons une hauteur d'environ 2 cm de solution à tester.

Attention, s'il y a excédent de solution, il est interdit de reverser cet excédent dans les bouteilles. A l'aide d'un compte-gouttes ajoutez dans le premier des trois tubes 2 à 3 gouttes de nitrate d'argent, dans le deuxième quelques gouttes de chlorure de baryum et dans le troisième quelques gouttes de soude. Attention, ne pas agiter les tubes pour bien voir le précipité.



Observez les résultats reportés dans le tableau suivant :

Réactifs Solutions	Nitrate d'argent	Chlorure de baryum	Soude
Chlorure ferrique Ions : $\text{Cl}^-$ et $\text{Fe}^{3+}$	Précipité blanc		Précipité rouille
Chlorure ferreux Ions : $\text{Cl}^-$ et $\text{Fe}^{2+}$	Précipité blanc		Précipité vert
Chlorure de sodium Ions : $\text{Cl}^-$ et $\text{Na}^+$	Précipité blanc		
Sulfate cuivrique Ions : $\text{SO}_4^{2-}$ et $\text{Cu}^{2+}$		Précipité blanc	Précipité bleu
Acide sulfurique Ions : $\text{H}^+$ et $\text{SO}_4^{2-}$	Précipité blanc	Précipité blanc	
Sulfate ferreux Ions : $\text{SO}_4^{2-}$ et $\text{Fe}^{2+}$		Précipité blanc	Précipité vert
Chlorure cuivrique Ions : $\text{Cl}^-$ et $\text{Cu}^{2+}$	Précipité blanc		Précipité bleu

A partir des observations du tableau précédent et des différents recoupements que vous pouvez faire, indiquez quel réactif met en évidence tel ion et quel est le corps formé.

Ions	Mis en évidence par (réactif utilisé)	Corps formé
Ions chlorures : $\text{Cl}^-$		
Ions sulfates : $\text{SO}_4^{2-}$		
Ions cuivriques : $\text{Cu}^{2+}$		
Ions ferreux : $\text{Fe}^{2+}$		
Ions ferriques : $\text{Fe}^{3+}$		

### 5) Caractéristiques des eaux :

L'eau est un solvant qui contient des gaz (dioxygène, diazote, dioxyde de carbone) et des solides dissous (sous forme d'ions).

Parmi les ions en solution, l'ion calcium  $\text{Ca}^{2+}$ , et l'ion magnésium  $\text{Mg}^{2+}$  dans une moindre mesure, posent problèmes. Les ions calcium empêchent le savon de mousser, ils peuvent également former du tartre  $\text{CaCO}_3$  qui est insoluble et qui se fixe sur les parois et dans les tuyauteries lorsque la température de l'eau est supérieure à  $70^\circ\text{C}$ .

La dureté est le caractère d'une eau contenant des ions calcium ou magnésium. Elle se mesure en France par le degré hydrotimétrique français, exprimé en TH.

1 °TH correspond à une concentration globale de  $10^{-4}$  mol/L d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  ou  $\text{Mg}^{2+}$ .

Classification de l'eau en fonction de la dureté :

- Eau très douce            à    0 à 5 °TH
- Eau douce                à    5 à 15 °TH
- Eau demi-dure           à    15 à 25 °TH
- Eau dure                 à    > 25 °TH

Une eau potable doit avoir un degré hydrotimétrique < 30 °TH.

On met en évidence les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  avec de l'oxalate d'ammonium, il se forme alors un précipité blanc.

Lorsque l'on a une eau très dure, on peut adoucir cette eau en éliminant les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ . Le principe de l'adoucissement de l'eau est de remplacer les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  par des ions sodium  $\text{Na}^+$  en effectuant une permutation avec une résine cationique échangeuse d'ions. Il faudra par la suite régénérer cette résine.

Exercice : Montrer que le degré hydrotimétrique correspond à la présence de 10 g de  $\text{CaCO}_3$  dans  $1\text{ m}^3$  d'eau.

Exercice : Pour chacune des eaux suivantes, calculer sa dureté.

	Eau du robinet	Contrex	Hépar	Evian
Ca <sup>2+</sup> (mg/L)	10,4	451	596	78
Mg <sup>2+</sup> (mg/L)	6	66	110	24

Le terme eau minérale paraît-il justifié pour les trois dernières ?

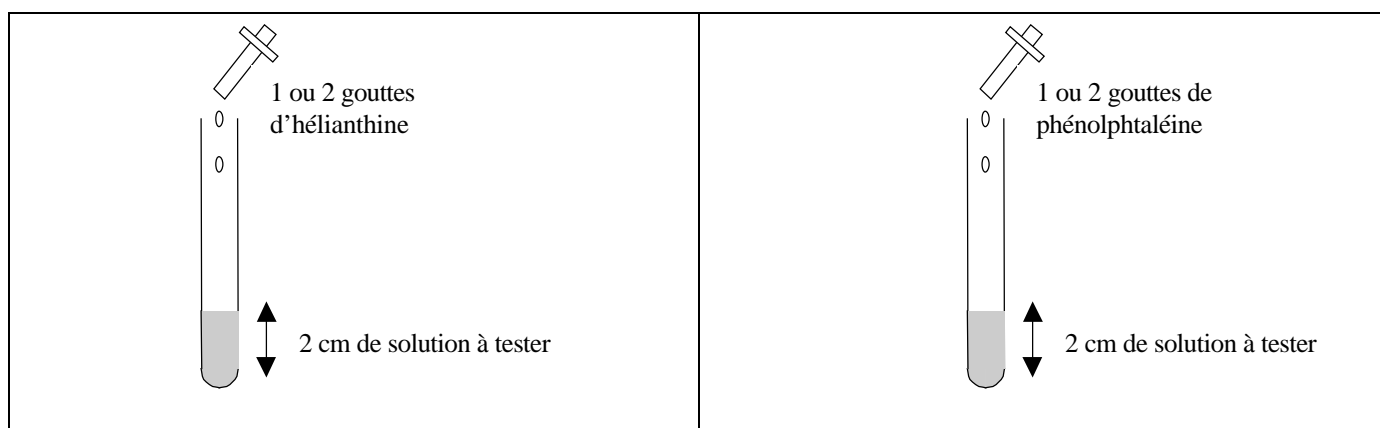
## II) Acides et bases : pH d'une solution .

### 1) Les différents milieux :

Les solutions peuvent être classées en 3 groupes :

- Les solutions acides.
- Les solutions neutres.
- Les solution basiques.

Expérience : Dans 2 tubes à essais, versez une hauteur d'environ 2 cm de solution à tester. Attention, s'il y a excédent de solution, il est interdit de reverser cet excédent dans les bouteilles . A l'aide d'un compte-gouttes ajoutez dans le premier des deux tubes 1 ou 2 gouttes d'hélianthine, dans le deuxième 1 ou 2 gouttes de phénolphtaléine. Agitez les tubes pour bien voir la coloration.



Les solutions à tester seront : L'acide chlorhydrique, la soude, l'eau distillée, l'eau salée, l'eau sucrée, le vinaigre et l'ammoniaque.

Les résultats sont reportés dans le tableau suivant :

Solutions	Indicateurs colorés	
	Hélianthine	Phénol phtaléine
Acide chlorhydrique	Rouge orangé	Incolore
Soude	Jaune	Violet
Eau distillée	Jaune	Incolore
Eau salée	Jaune	Incolore
Eau sucrée	Jaune	Incolore
Vinaigre	Rouge orangé	Incolore
Ammoniaque	Jaune	Violet

### Conclusion :

- L'acide chlorhydrique et le vinaigre appartiennent au groupe des solutions acides.
- L'eau distillée, l'eau salée et l'eau sucrée appartiennent au groupe des solutions neutres.
- La soude et l'ammoniaque appartiennent au groupe des solutions basiques.

### 2) Le pH des solutions :

On quantifie la valeur du pH sur une échelle allant de 1 à 14. Le pH d'une solution aqueuse caractérise cette solution de la façon suivante :

- $\text{pH} < 7$  La solution est acide
- $\text{pH} = 7$  La solution est neutre
- $\text{pH} > 7$  La solution est basique

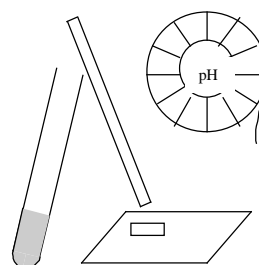
Le pH est très important, le sang a un pH compris entre 7,3 et 7,5. Si le pH du sang descend à 7, c'est la mort par coma, s'il monte à 7,8 c'est la mort par tétanos.

Pour mesurer le pH, ils existent plusieurs méthodes :

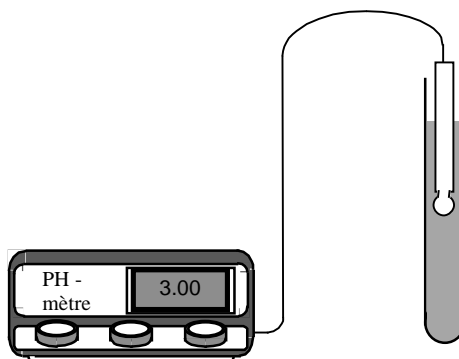
- L'utilisation d'indicateurs colorés, comme l'expérience précédente.
- L'utilisation de papier pH.

Principe :

On prélève un morceau de papier pH. A l'aide d'une tige de verre, on prélève quelques gouttes de solution à tester en trempant la tige dans cette solution et on les dépose sur le papier pH. Celui-ci prend alors une couleur particulière que l'on compare avec les couleurs témoins du boîtier qui contenait le papier pH.



- L'utilisation du pHmètre.



### 3) Les ions présents en solution :

#### a) Le pH :

Afin de comparer l'acidité des solutions, on s'intéresse à la concentration molaire en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Cette concentration est souvent exprimée sous la forme  $10^{-n}$ , le pH sera alors calculer par la formule :

$$\text{pH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

#### b) l'eau pure :

L'eau pure est très légèrement conductrice d'électricité, elle contient donc des ions. En fait ces ions proviennent de l'autoprotolyse de l'eau suivant la réaction :



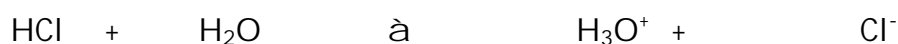
Cette réaction se fait dans d'infimes proportions, environ 2 pour 550 000 000.

Dans le cas de l'eau pure, il y a donc autant d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  que d'ions  $\text{OH}^-$ .

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  ce qui explique que le pH de l'eau est 7.

On peut définir le produit ionique de l'eau  $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$

#### c) La solution d'acide Chlorhydrique :



Cette réaction augmente le nombre d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  par rapport au nombre d'ions  $\text{OH}^-$ , la solution devient acide.

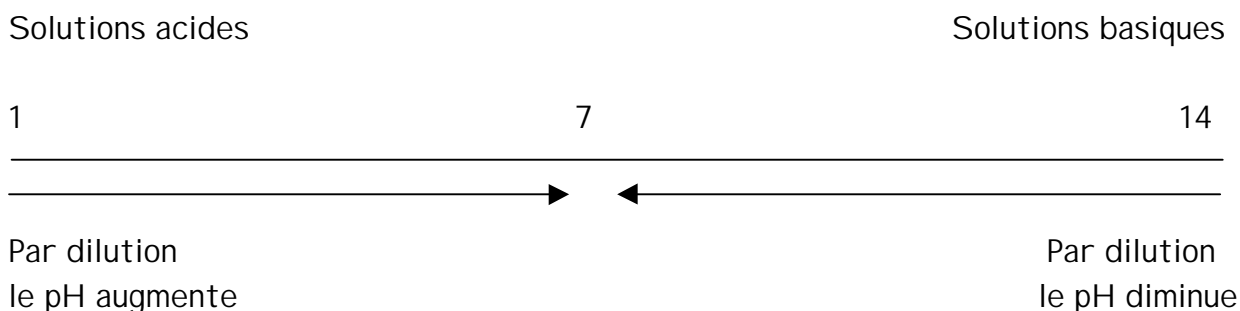
#### d) La solution de soude :



Cette réaction augmente le nombre d'ions  $\text{OH}^-$  par rapport au nombre d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ , la solution devient basique.

### III) Évolution du pH d'une solution diluée :

Lorsque l'on dilue une solution acide ou une solution basique, le pH de cette solution tend à se rapprocher de celui de l'eau donc de 7.



Les solutions tampons :

Dans certaines solutions, lorsque l'on ajoute un acide ou une base ou lorsqu'on les dilue, on constate une très faible variation du pH. Ces solutions sont dites solutions tampon, c'est le cas du sang, ce qui pour nous est très important. Le sang doit être un milieu où se déroulent des réactions chimiques sans modification du pH. L'aspirine est également une solution tampon.

### IV) Exercices :

#### 1) Indicateurs colorés :

Le tableau ci-dessous indique les changements de teinte de trois indicateurs colorés en fonction du pH de la solution testée.

Indicateur coloré	Teinte (avant virage)	pH de la zone de virage	Teinte (après virage)
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 à 7,6	Bleu
Hélianthine	Rouge	3,1 à 4,4	Jaune
Phénolphthaléine	Incolore	8,2 à 10,0	Rose

a) Une solution d'eau de javel a un pH = 10

- Cette solution est-elle acide ou basique ?
- On verse dans cette solution d'eau de javel quelques gouttes de bleu de bromothymol. Quelle est la teinte prise par la solution ?

b) On ajoute de l'eau dans la solution d'eau de javel.

- Préciser comment évolue le pH de la solution.



c) On prélève 2 échantillons de cette solution.

On ajoute au premier quelques gouttes de bleu de bromothymol qui prend une couleur bleue.

On ajoute au second quelques gouttes de phénolphthaléine qui reste incolore.

- Quels renseignements sur le pH nous donne chacun de ces tests ?

- En déduire un encadrement du pH de la solution.

## 2) pH de l'eau d'une piscine.

a) Le pH d'une solution acide est-il inférieur à 7, égal à 7 ou supérieur à 7 ?

b) Le traitement du pH de l'eau d'une piscine est réalisé à l'aide d'un produit contenant de l'acide chlorhydrique ( $H^+ + Cl^-$ ). Lorsque que l'on dissout ce produit dans l'eau, le pH augmente-t-il ou diminue-t-il ?

c) On dissout dans un bassin contenant  $1\,800\text{ m}^3$  d'eau le produit de traitement qui libère une masse  $m = 500\text{ g}$  d'acide chlorhydrique.

- Calculer la masse molaire  $M$  de HCl.

- Calculer le nombre de moles d'acide chlorhydrique contenues dans 500 g (arrondir le résultat à 0,1).

- Convertir en litres le volume d'eau de la piscine.

- Calculer la concentration molaire d'acide en mol/L.

- On suppose une concentration molaire de  $8 \times 10^{-6}\text{ mol/L}$ . Calculer le pH de l'eau après dissolution du produit (arrondir à l'unité).

Données :  $M(H) = 1\text{ g/mol}$

$M(Cl) = 35,5\text{ g/mol}$