

H.S.2.2.D Identifier expérimentalement des ions en solution aqueuse.

1) Dissolution d'un cristal ionique :

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

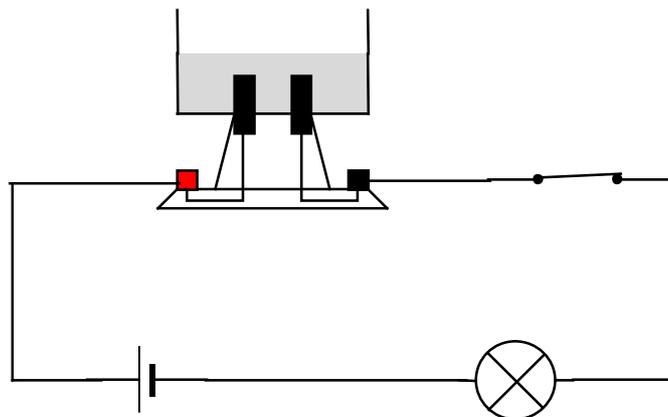
Lorsque le sel se dissout dans l'eau, l'eau est appelée le, le sel le
Lorsque l'on ajoute trop de sel dans l'eau, celui-ci ne se dissout plus, la solution est
Bien souvent, la solubilité d'un corps augmente avec la
La solubilité d'un soluté dans l'eau est
..... (exemple : à 20 °C, la solubilité du chlorure de sodium est 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 NaCl en ses deux composants Na^+ et Cl^- .

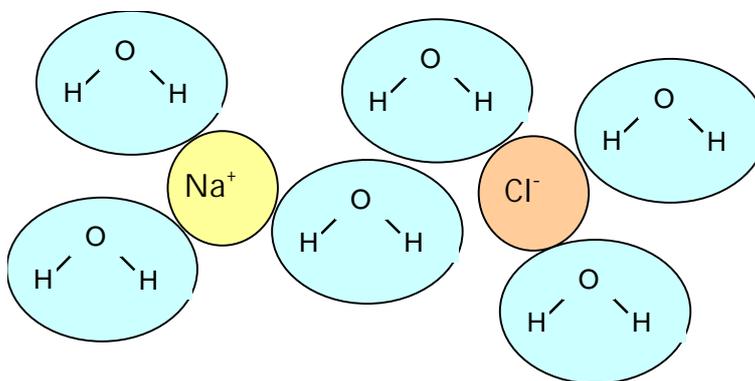
Ces deux ions chargés électriquement circulent dans la solution et permettent ainsi le passage du courant électrique.

Un cristal ionique, en solution,



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

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

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

Une solution est un indice de la présence des ions permanganates MnO_4^- .

De nombreuses solutions contenant des ions sont cependant incolores.

4) Principe d'identification de quelques ions :

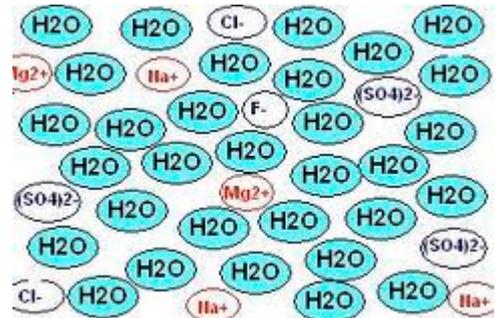
Pour déterminer la nature des ions en solution, différents tests d'identification peuvent être pratiqués. Nous utiliserons le principal qui se base sur le phénomène suivant :

Lorsque l'on mélange deux solutions ioniques dont l'un des cations (ion) et l'un des anions respectifs (ion) 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.

Voir le T.P. N° 1 Identifier des ions en solution aqueuse

II) Comparer la présence d'ions dans les eaux minérales :

Si on laisse s'évaporer un verre d'eau minérale, on observe après plusieurs semaines, des traces de poudre blanche sur la surface du verre. Ces corps blanchâtres qui étaient présents dans l'eau s'y trouvaient sous forme dissoute. Ils étaient donc invisible à l'œil nu, ce sont des sels minéraux.



L'étiquette d'une bouteille d'eau minérale indique le nom des ions dissous ainsi que leur concentration massique.

AQUAVITALE
Eau minérale naturelle
1,5 L
Recyclable

Convient parfaitement à l'alimentation des nourissons mais aussi à celle de toute la famille.
A conserver dans un endroit frais, sec et à l'abri de la lumière.

Minéralisation en mg/litre	
Cations	Anions
Calcium Ca ²⁺	Bicarbonates HCO ₃ ⁻
Magnésium Mg ²⁺	Sulfates SO ₄ ²⁻
Sodium Na ⁺	Chlorures Cl ⁻
Potassium K ⁺	Nitrates NO ₃ ⁻

Résidus secs à 180°C : 181 mg/L, pH = 7,4

SOURCES DU GRAND BARBIER
CAPTÉES À 1270 M
Composition moyenne en mg/litre

Calcium	41	Chlorures	0,9
Magnésium	1,7	Nitrates	0,8
Sodium	8,7	Sulfates	1,1
Potassium	0,9	Carbonates	25,8
		Nitrates	0

EAU DE SOURCE DE MONTAGNE
SOURCE
ROCHE DES ÉCRINS
1,5 L

Minéralisation moyenne en mg/l	
Calcium (Ca ²⁺)	40
Magnésium (Mg ²⁺)	1,2
Sodium (Na ⁺)	1,4
Bicarbonates (HCO ₃ ⁻)	10,7
Sulfates (SO ₄ ²⁻)	30,3
Chlorures (Cl ⁻)	0,2
Durabilité (à 180°C)	41,6
Durabilité (à 100°C)	2,8

36-14 HÉPAR
Par sa richesse exceptionnelle en magnésium, Hépar contribue à lutter contre le déficit magnésique et ses symptômes, en particulier la fatigue. Notre alimentation moderne est souvent carencée. Le déficit quotidien en magnésium d'un adulte est en moyenne de 100 mg par jour. 1 litre d'Hépar contient 110 mg de magnésium, et nous aide à compléter chaque jour nos apports.
MINÉRALISATION CARACTÉRISTIQUE EN mg/L
Calcium : 555 - Magnésium : 210 - Sodium : 14
Sulfate : 1479 - Hydrogencarbonate : 403
pH = 7,0 - Résidu à sec à 180°C = 2580mg/l
Service consommateurs : VITTEL S.A.
HÉPAR - 18 rue de Courcelles - 72008 PARIS
A conserver à l'abri du soleil, dans un endroit propre, sec, frais et sans odeur.

EAU MINÉRALE NATURELLE
Hépar
LE MAGNÉSIUM A SA SOURCE

Source du Clos de l'Abbaye
EAU MINÉRALE NATURELLE
Saint Amand
1,5 L

Analyse moyenne pour 1 litre :	
CALCIUM (Ca ²⁺)	176 mg
MAGNÉSIUM (Mg ²⁺)	46 mg
POTASSIUM (K ⁺)	5 mg
SODIUM (Na ⁺)	28 mg
BICARBONATES (HCO ₃ ⁻)	312 mg
SULFATES (SO ₄ ²⁻)	372 mg
CHLORURES (Cl ⁻)	37 mg
FLUOR (F ⁻)	2 mg
NITRATES (NO ₃ ⁻)	0 mg

evian
Eau Minérale Naturelle
1,5 L

Minéralisation en mg/l	
Calcium	50
Magnésium	1
Sodium	1
Bicarbonates	10
Sulfates	30
Chlorures	0
Durabilité (à 180°C)	41
Durabilité (à 100°C)	2

volvic
Eau Minérale Naturelle
1,5 L
Volcanicité

Minéralisation en mg/l	
Calcium	100
Magnésium	10
Sodium	10
Bicarbonates	100
Sulfates	100
Chlorures	10
Durabilité (à 180°C)	120
Durabilité (à 100°C)	10

Voir le T.P. N° 2 Quels sont les ions présents en solution dans les eaux minérales