

### Situation problème

Analyse en mg/L			
calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ )	0,8	Hydrogénocarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ )	3,6
sodium ( $\text{Na}^+$ )	6,7	sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	2,0
Magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ )	1,0	Chlore ( $\text{Cl}^-$ )	14
potassium ( $\text{K}^+$ )	0,2	Nitrate ( $\text{NO}_3^-$ )	1,6

Sur l'étiquette d'une eau minérale de SOURCE TANGUI sont inscrites les données suivantes. Que vous renseignent ces inscriptions ?



### Compétences:

- Analyser une solution aqueuse ;
- Réaliser les tests d'identification de quelques ions ;

#### 1. Définition

**Une solution aqueuse** est mélange homogène d'un soluté dissout dans un solvant qui est l'eau.

**Exemple :** le sel dans l'eau, le sucre dans l'eau.

#### 2. Solutions aqueuses conductrices et non conductrices.

Dans le dispositif ci-dessus, on verse de l'eau pure dans la cuve et ferme l'interrupteur K. La lampe ne brille pas. Mais lorsqu'on verse quelques gouttes de solution d'acide sulfurique ou de la soude, on constate cette fois-ci que la lampe brille. En répétant l'expérience avec d'autres solutions on répartit les solutions dans le tableau ci-dessous :

Solution contenant de	La lampe brille	Conductrice
Sel	Oui	Oui
Sucre	Non	Non
Eau savonneuse	Oui	Oui
Ion sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	Oui	Oui

**Conclusion :** lorsqu'une solution aqueuse contient des ions conducteurs de courant électrique, on dit qu'elle est conductrice d'électricité. Elle est dite non conductrice dans le cas contraire.

#### 3. Electro neutralité

Dans une solution aqueuse il y a autant des ions positifs que des ions négatifs. On dit qu'il y a électro neutralité de la solution.

#### 4. Dissolution des solides ioniques dans l'eau des ions $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{KOH}$ , $\text{AgNO}_3$ , $\text{NaCl}$ , $\text{BaCl}_2$

Des nombreux solides ioniques peuvent se dissoudre dans l'eau en libérant au même nombre des ions positifs appelés cations et des ions négatifs appelés anions. Voici quelques exemples de dissolution :

- $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{HO}^-$
- $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

#### 5. Concentration molaire d'un ion en solution, les ions dans les eaux potables

La concentration molaire d'un ion en solution est le nombre de mole de cet ion dissout dans un litre de solution. Si  $i$  est l'ion concerné, notons sa concentration molaire par  $[i]$ . Elle est donnée par la formule  $[i] = \frac{n}{V}$ .  $n$  en mol,  $V$  en L et  $[i]$  en mol/L

Cette formule est aussi présentée par  $C = \frac{n}{V}$

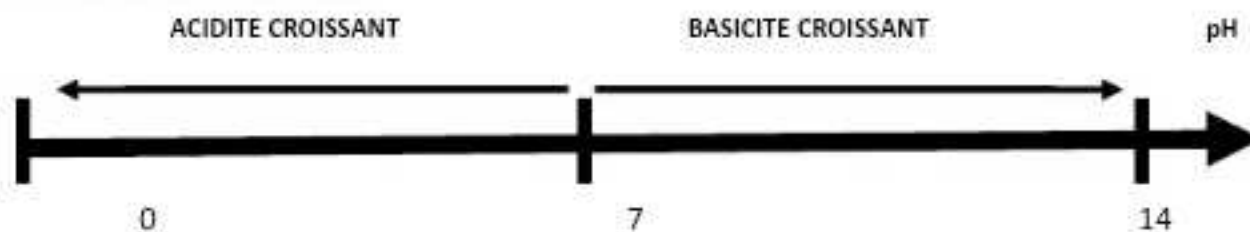
Pour  $n_i = \frac{m}{M}$ , ainsi on a  $[i] = \frac{m}{M \cdot V}$ .

Sur des étiquettes des eaux minérales potables, les grandeurs exprimées en g/L ou en mg/L sont des concentrations massiques des ions concernés et contenus dans ces eaux.

## 6. Notion de pH, indicateur coloré

### 6.1. Introduction de la notion de pH, papier indicateur de pH

Le pH est une grandeur sans unité variant entre 0 et 14 et permettant de mesurer le degré d'acidité d'une solution. Le pH peut être mesuré à l'aide d'un pH - mètre ou avec du papier - pH. Le caractère acide est dû à la présence des ions  $H_3O^+$  dans la solution tandis que le caractère basique est dû à la présence des ions  $HO^-$ . On peut également reconnaître le degré d'acidité par un indicateur coloré introduit dans la solution. Voici la liste de quelques exemples d'indicateur colore.



### 6.2. Indicateur acido-basique.

Avec un indicateur coloré, on peut aussi savoir si une solution aqueuse est basique ou acide. En y versant quelques gouttes d'indicateur coloré on observe un virage de couleur de la solution.

Le tableau suivant nous indique clairement sur ces informations.

Indicateur coloré	Couleur dans l'eau distillée	Couleur en milieu acide	Couleur en milieu basique
Hélianthine	Jaune	Rose	Jaune
Bleu de bromothymol (B.B.T.)	Vert	Jaune	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	Incolore	Rouge violacé

### 6.3. Test d'identification des ions

Certains solides ioniques peuvent se dissoudre dans l'eau en libérant ainsi des cations ou des anions. Si nous ne pouvons pas voir de nos yeux naturels tels ions sont dans telle solutions alors nous pouvons faire des tests pour les identifier. Alors dans des solutions contenant des ions  $Na^+$ ,  $k^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $H_3O^+$ ,  $Cl^-$ ,  $HO^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ...

Le tableau ci-dessus nous donne les différentes manières de test.

Ion à identifier	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Na^+$	$H_3O^+$	$Cl^-$	$HO^-$	$SO_4^{2-}$
<b>Nom du test</b>	Test à la flamme (approcher la flamme)	Test de précipité	Test à la flamme (approcher la flamme)	Test d'acidité	Test de précipité	Test de basicité	Test de précipité
<b>Réactif d'identification</b>	Couleur de la flamme	On y verse l'oxalate d'ammonium $NH_4(C_2O_4)$ ou les ions carbonate $CO_3^{2-}$	Couleur de la flamme	pH - mètre ou indicateur coloré	On y verse d'ion argent $Ag^+$	Papier pH ou pH-mètre Indicateur coloré	On y verse des ions baryum $Ba^{2+}$
<b>Observation</b>	Flamme violette	Précipité blanc	Flamme jaune	Virage de couleur (voir ci-dessous)	Précipité blanc de chlorure d'argent qui noirci à la lumière	Virage de couleur (voir ci-dessous)	Précipité blanc de sulfate de baryum $BaSO_4$

**Exercices à faire à la maison :** voir pages du livre :