

# Les solutions aqueuses

Une solution aqueuse est une solution (liquide) contenant en majorité de ..... l'eau ..... Les autres produits dissous s'appellent des ..... soluté ..... Lorsqu'ils ne sont pas dissous, on dit qu'ils sont en ..... suspension .....

## I – Concentration d'une solution

### 1) Qu'est-ce que la concentration ?

De l'eau salée contient 10 g de sel pour 1 L, sa concentration est donc  $C = 10 \text{ g/L}$  .....

Si on prend 2 L de cette eau salée, quelle quantité de sel y a-t-il dedans ? ..... 20 g .....

On a donc réalisé le calcul : .....  $10 \times 2 = 20$  .....  
 $C \times V = m$  (masse totale)

On peut noter :

$C = 10 \text{ g/L}$  et  $V = 2 \text{ L}$  donc  $C \times V = 10 \times 2 = 20 \text{ g}$  ..... (masse :  $m = 20 \text{ g}$ )

### 2) Exemple

De l'eau salée a une concentration de 12,5 g/L. Combien de sel contiennent 25 L ?

.....  $CV = 12,5 \times 25 = 312,5 \text{ g}$  .....

## II – La mole

### 1) Qu'est-ce qu'une mole ?

La mole est une unité très utilisée en chimie parce qu'elle simplifie beaucoup de calculs.

Elle correspond à ..... une autre unité de quantité de matière (comme le g) .....

Par exemple, 10 g d'eau correspond à ..... un certain nombre de moles .....

2) Conversion de g à mole ou le contraire

a) explication sur un exemple :

Nous allons calculer combien il y a de moles d'eau dans 10 g d'eau :

1- Il faut connaître la masse en g d'une mole d'eau

La molécule d'eau est  $H_2O$

- Une mole d'  $H$  ..... a une masse de  $1$  ..... g
- Une mole d'  $O$  ..... a une masse de  $16$  ..... g
- Une mole d'  $H_2O$  ..... a donc une masse de  $2 \times 1 + 16 = 18$  ..... g

On vient de calculer la masse molaire ..... de l'eau : on note :  $M = 18 \text{ g/mol}$

2- Conclusion : 10 g d'eau correspond à combien de moles ?

$$\frac{\Delta \text{ mole}}{x} \mid \frac{18 \text{ g}}{10 \text{ g}}$$

$$x = \frac{10 \times 1}{18} \approx 0,56 \text{ mole}$$

On résume souvent ce calcul  
par cette formule :

$$M = \frac{m}{n}$$

M en g/mol    m en g    n en moles

↑  
⚠

b) Exemple 2

Calculer combien de moles contient 500 g de dioxyde de carbone :

$$\text{CO}_2 \quad ; \quad M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = \frac{m}{M} = \frac{500}{44} \approx 11,36 \text{ moles.}$$

c) Exemple 3

Calculer la masse en g de 2,5 moles d'eau

$$\text{H}_2\text{O} \quad ; \quad M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol.}$$

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow m = M \times n = 18 \times 2,5 = 45 \text{ g}$$

3) Une nouvelle unité de concentration

La mole étant une unité très utilisée en chimie, à la place de g/l, on utilise donc très couramment l'unité ..... mol/l ..... Pour désigner une concentration.

Le passage de l'une à l'autre de ces unités utilise le calcul qu'on vient de voir précédemment.


### III – Dilution

#### 1) Principe et calcul

Si une solution a une concentration  $C$  et qu'il y en a un volume  $V$ ,

La quantité de matière qu'elle contient est donc : .....  $C V$  .....

On dilue une **solution 1** en y ajoutant de l'eau, on obtient une **solution 2**. La solution 2 contient donc exactement la même quantité de matière que la solution 1, mais dans plus d'eau :



**Solution 1**


Concentration .....  $C_1$  ..... (mol/L)


Volume .....  $V_1$  ..... (L)

Quantité de matière dans la solution 1

.....  $C_1 V_1$  .....

Ajout  
d'eau





**Solution 2**

Concentration .....  $C_2$  ..... (mol/L)

Volume .....  $V_2$  ..... (L)

Quantité de matière dans la solution 2

.....  $C_2 V_2$  .....

.....  $C_1 V_1$  ..... = .....  $C_2 V_2$  .....

↑

**Il y a la même quantité de matière avant qu'après la dilution !**

#### Calcul d'une concentration après dilution

Autant de matière avant et après la dilution, donc :

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Il faut que  $C_1$  et  $C_2$  soient dans la même unité

Il faut que  $V_1$  et  $V_2$  soient dans la même unité.

On obtient donc

$$\frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{C_2 V_2}{V_2} \Rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

.....

.....

.....

**Exemple :**

On dilue 10 mL d'une solution de concentration 15 g/L en ajoutant de l'eau pour obtenir au total 60 mL.  
Calculer la nouvelle concentration.

$$C_1 = \dots 15 \text{ g/L} \dots$$

$$V_1 = \dots 10 \text{ mL} \dots$$

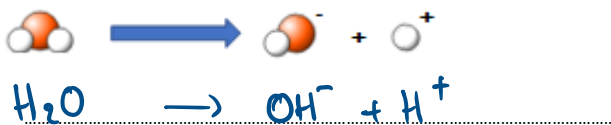
$$V_2 = \dots 60 \text{ mL} \dots$$

$$\text{Conclusion, } C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{15 \times 10}{60} = 2,5 \text{ g/L}$$

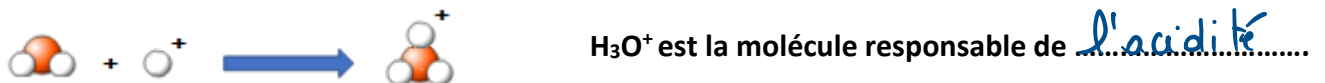
## IV – Le pH

### 1) Définition

Dans l'eau naturelle : 1 molécule sur 10 000 000 se casse pour former un  $H^+$  et un  $OH^-$



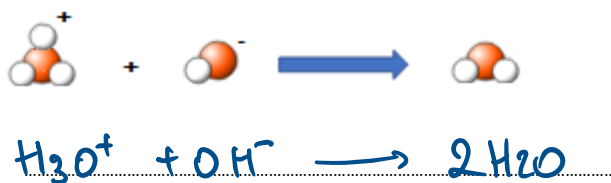
En réalité,  $H^+$  se colle à une molécule d'eau et forme  $H_3O^+$



$H_3O^+$  est la molécule responsable de l'acidité.....



La réaction se produit aussi dans l'autre sens, en effet :



Réaction de neutralisation de  $H_3O^+$  et  $OH^-$ .

Dans l'eau pure, il y a donc des relations dans les deux sens qui s'équilibrent.

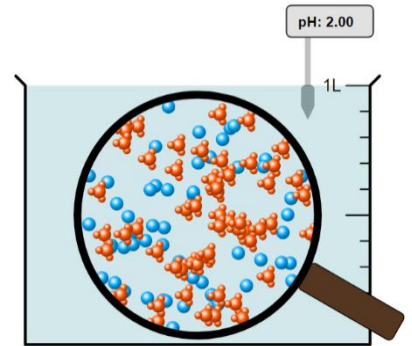
$$1 \text{ molécule sur } 10\,000\,000 = \frac{1}{10\,000\,000} = 10^{-7}$$

pH = 7 eau pure.

## 2) Ajout d'acide

**Lorsqu'on ajoute de l'acide, on apporte des  $H_3O^+$**

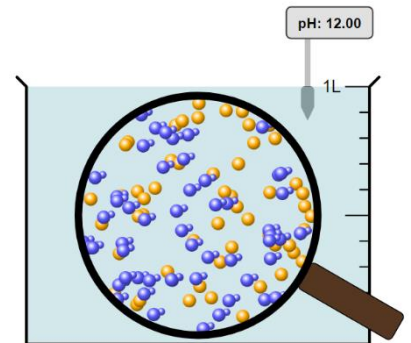
- les  $OH^-$  diminuent alors. (Car  $H_3O^+$  les  $OH^-$  réagissent et reforment de l'eau  $H_2O$ )
- Il reste des  $H_3O^+$  en quantité : la solution est alors acide



## 3) Ajout de base

**Lorsqu'on ajoute une base, on apporte des  $OH^-$**

- les  $H_3O^+$  diminuent alors. (Car  $H_3O^+$  les  $OH^-$  réagissent et reforment de l'eau  $H_2O$ )
- Il reste des  $OH^-$  en quantité : la solution est alors basique



- Plus les  $H_3O^+$  augmentent ; plus les  $OH^-$  diminuent et vice-versa

## 4) Formules reliant le pH et la concentration en $H_3O^+$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$[H_3O^+]$  en mol/l

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$[H_3O^+]$  en mol/l

## V – TP Dilution et pH

### 1) Matériel

- 2 béchers
- Une fiole jaugée de 50 mL
- Une pissette d'eau distillée
- Une pipette de 5 mL
- Un dispositif d'aspiration (poire)
- Un Ph-mètre

### 2) Manipulations

- a) Aller chercher 20 mL de solution mère acide et la placer dans le bécher 1
- b) Prélever 5 mL d'acide avec la pipette et la mettre dans la fiole jaugée.
- c) Compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'à 50 mL.
- d) Verser le contenu de la fiole jaugée dans le bécher 2
- e) Appeler le professeur pour faire les deux mesures de pH des béchers 1 et 2
- f) Jeter l'acide usagé dans le bac prévu à cet effet.
- g) Faire la vaisselle et ranger.

### 3) Interprétation

On vient de diluer de l'acide. C'est  $\text{H}_3\text{O}^+$  qui est responsable de l'acidité.  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  signifie concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

- a) Calcul de la concentration initiale  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = \dots\dots\dots \text{ (appliquer la formule)}$$

- b) Calcul de dilution :

$$C_1V_1 = C_2V_2 \quad \text{or} \quad C_1 \text{ est la concentration calculée ci-dessus, } V_1 \text{ est 5 mL et } V_2 = 50 \text{ mL}$$

$$\text{Conclusion, } C_2 = \frac{C_1V_1}{V_2} = \dots\dots\dots \text{ (On vient de trouver la nouvelle concentration } [\text{H}_3\text{O}^+].)$$

- c) Calcul du nouveau pH théorique :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots \text{ (appliquer la formule)}$$

- d) Comparaison au pH trouvé :

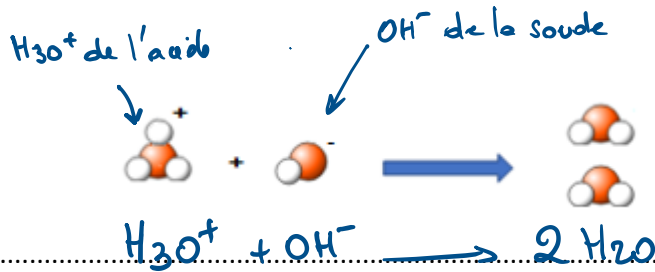
.....  
 .....  
 .....

## VI – TP Dosage acide-base

### 1) L'objectif :

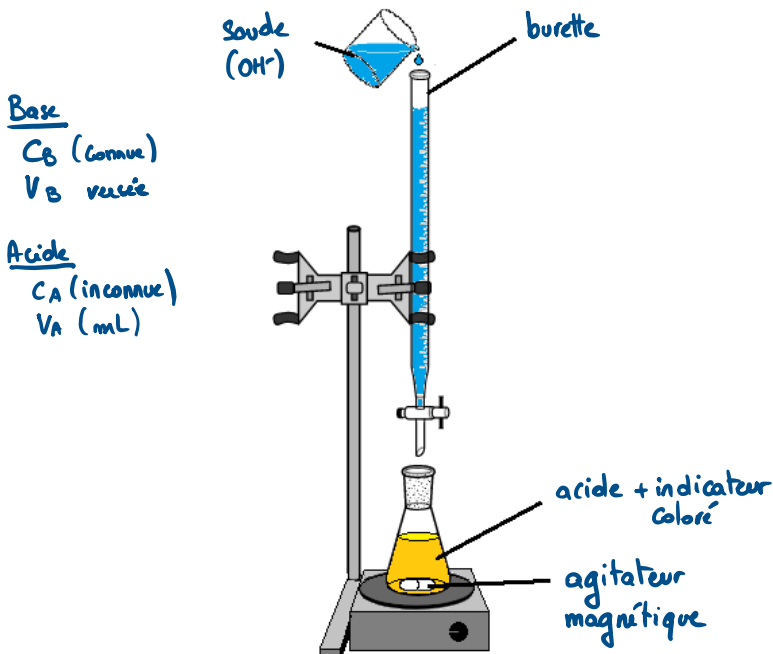
Déterminer la concentration  $[H_3O^+]$  d'un acide.

### 2) Le principe



En ajoutant des  $OH^-$ , on neutralise des  $H_3O^+$

### 3) Le matériel



L'indicateur coloré est jaune quand la solution est acide, bleue quand elle est basique...

Quand tout  $H_3O^+$  est consommé, le pH monte d'un coup, la solution vire au bleu...

On note alors le volume de soude versé  $V_B$ .

⚠ le changement de couleur se fait à la goutte près.

### 4) Calcul de la concentration :

Quantité d'  $H_3O^+$  :  $C_A V_A$

Quantité d'  $OH^-$  :  $C_B V_B$

$$\frac{C_A V_A}{V_A} = \frac{C_B V_B}{V_A}$$

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$$

## 5) Manipulation :

### Dosage d'un acide par de la soude

#### Précautions de sécurité

Pour cette manipulation particulière, il faudra respecter ces précautions :



si vous le souhaitez :

- Bien lire les étiquettes des produits, en particulier les pictogrammes de sécurité.
- Les produits issus de la manipulation doivent être traités comme des déchets chimiques de laboratoire et récupérés dans un flacon prévu à cet effet (flacon « poubelle »).

**Un verre à pied servira de récupération des produits usagés : appeler le professeur pour le faire vider quand il est rempli aux 2/3 !**

### Manipulation

Vous allez réaliser un dosage acido-basique. Le principe de ce procédé est de neutraliser progressivement un acide par une base. Dans notre cas, nous allons déterminer la concentration d'une solution acide par un dosage à la soude. (On dit qu'on va **titrer** l'acide)

Rassemblez sur votre paillasse :

- Une burette avec son pied.
- Un agitateur magnétique et son barreau aimanté.
- Un verre à pied. (Récupération des déchets)
- Un erlenmeyer
- Une pipette
- Un dispositif d'aspiration (poire)
- Une pissette d'eau distillée
- Un flacon d'indicateur coloré
- Deux béchers
  - Bécher 1 : aller chercher ..... ml d'acide
  - Bécher 2 : aller chercher ..... ml de soude.

#### 1 - Préparation de l'acide à titrer :

- Placer exactement  $V_A = \dots\dots\dots$  ml de solution d'acide à titrer dans l'erlenmeyer en utilisant la pipette et le dispositif d'aspiration,
- Rincer le barreau aimanté à l'eau distillée,
- Introduire le barreau aimanté dans l'erlenmeyer,
- Ajouter de l'eau distillée afin que le barreau aimanté soit immergé.
- Ajouter 6 gouttes d'indicateur coloré
- Placer l'erlenmeyer sur le socle de l'agitateur magnétique.

**2 - Préparation de la soude dans la burette :**

- Rincer à la soude la burette en récupérant la soude dans le verre à pied qui nous servira de flacon-poubelle.
- Remplir la burette de soude

**3 – Réalisation du dosage**

Réaliser le **dosage** pour rechercher le volume de soude permettant d'atteindre l'équivalence, noter ce volume de soude :

$$V_B = \dots\dots\dots \text{ mL}$$

**4 – Nettoyage du poste de travail**

NE PAS JETER LE RESTE DE LA SOUDE ENCORE CONTENU DANS LA BURETTE

- Vider l'acide titré dans le verre à pied de récupération.
- Rincer ce verre à pied et récupérer le barreau aimanté
- Rincer le barreau aimanté

**III : Détermination de la concentration de l'acide :**

Rappel :

Au point d'équivalence, on a la relation :  $C_A V_A = C_B V_B$  ( $C_A$  et  $C_B$  en mol/L ;  $V_A$  et  $V_B$  en mL),

**A noter : concentration de la soude :  $C_B = \dots\dots\dots$  mol/L**

Calcul de la concentration molaire  $C_A$  de l'acide chlorhydrique :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....