

# Mesure de pH de solutions aqueuses

Compte rendu individuel à rédiger proprement en justifiant les différentes réponses.



**Bien suivre les consignes de sécurité.**

**Le port de la blouse des gants et des lunettes est obligatoire.**

## 1- Objectifs

Il est souvent nécessaire de mesurer précisément le pH d'une solution aqueuse. Pour cela, on utilise un appareil appelé pH-mètre.

Comment mesurer le pH d'une solution aqueuse avec un pH-mètre?

Comment exploiter la mesure d'un pH pour caractériser une réaction?

## 2- Solution aqueuse d'acide éthanóique

Étalonner le pH-mètre en suivant les indications du professeur.

Placer un bécher sur un agitateur magnétique et y verser 50mL d'eau distillée.

Mesurer le pH de l'eau distillée avec le pH-mètre.

Ajouter quelques gouttes d'acide éthanóique pur.

Agiter puis mesurer le pH de la solution aqueuse d'acide éthanóique obtenue.

Noter la valeur du pH mesurée.

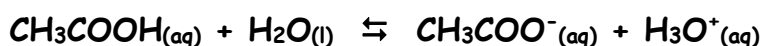
*Info:*  $pH = -\log[H_3O^+]$   $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

- Une réaction chimique a-t-elle eu lieu lors de l'ajout de l'acide éthanóique à l'eau distillée? Pourquoi?
- Calculer les concentrations  $[H_3O^+]$ , en  $\text{mol.L}^{-1}$ , des solutions avant et après ajout de l'acide éthanóique.
- Recopier et compléter le tableau suivant.

Solution	Eau pure	Solution d'acide éthanóique
pH de la solution		
$[H_3O^+]$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		

- Comment varie la concentration  $[H_3O^+]$  d'une solution aqueuse lorsque son pH diminue?

Les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  présents dans la solution aqueuse d'acide éthanóique sont produits par la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau. Cette réaction est instantanée. Son équation s'écrit:



On considère maintenant une solution aqueuse  $S_1$  d'acide éthanóique de concentration en soluté apporté  $C_1=0,5 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_1=50 \text{mL}$ .

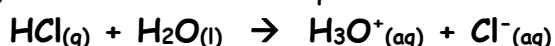
- Mesurer le pH de la solution  $S_1$ .
- Calculer la quantité initiale  $n(\text{CH}_3\text{COOH})_i$  en acide éthanóique contenue dans la solution.
- Déterminer la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  de la réaction.
- À partir de la mesure du pH, déterminer la concentration finale  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ .
- En déduire la valeur de l'avancement final  $x_f$  de la réaction.
- Recopier et compléter le tableau d'avancement ci-dessous:

Equation	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
Etat initial ( $x = 0 \text{ mol}$ )		Solvant en excès			
Etat intermédiaire ( $x \text{ en mol}$ )					
Etat maximal ( $x_{\text{max}} \text{ en mol}$ )					
Etat final ( $x_f \text{ en mol}$ )					

- Comparer  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$  puis conclure.
- Recommencer les mesures avec une solution de concentration  $C_2=1,0 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_1=50 \text{mL}$ . Conclure.

### 3- Solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique résulte de la mise en solution dans l'eau du chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}_{(\text{g})}$  selon la réaction d'équation:



On considère une solution aqueuse  $S_3$  d'acide chlorhydrique,  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ , de concentration en soluté apporté  $C_3=1,0 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_3=50 \text{mL}$ .

- Mesurer le pH de la solution  $S_3$ .
- Calculer la quantité initiale  $n(\text{HCl})_i$  en acide chlorhydrique contenue dans la solution.
- Déterminer la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  de la réaction.

- À partir de la mesure du pH, déterminer la concentration finale  $[H_3O^+]_f$ .
- En déduire la valeur de l'avancement final  $x_f$  de la réaction.
- Recopier et compléter le tableau d'avancement ci-dessous:

Equation	$HCl_{(g)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$Cl^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$
Etat initial ( $x = 0$ mol)			Solvant en excès				
Etat intermédiaire ( $x$ en mol)							
Etat maximal ( $x_{max}$ en mol)							
Etat final ( $x_f$ en mol)							

- Comparer  $x_f$  et  $x_{max}$  puis conclure.

#### 4- Equilibre chimique - Sens d'évolution d'un système

*Info: La réaction entre l'acide éthanique et l'eau n'étant pas totale, le système chimique atteint un état d'équilibre dans l'état final, caractérisé par la coexistence des réactifs et des produits dans le mélange réactionnel. C'est pour traduire cet équilibre, l'équation de la réaction s'écrit avec une double flèche:  $\rightleftharpoons$ .*

Dans deux béchers identiques, verser 50mL de la solution  $S_1$  d'acide éthanique.

- Mesurer le pH initial, noté  $pH_i$ .

Dans le bécher 1, ajouter, une pointe de spatule d'éthanoate de sodium (acétate de sodium)  $CH_3COONa_{(s)}$  puis agiter.

Dans le bécher 2, verser, avec précaution, trois gouttes d'acide éthanique pur puis agiter. On suppose que les volumes des solutions n'ont pas varié lors des expériences.

- Mesurer les pH des solutions obtenues, notés respectivement  $pH_1$  et  $pH_2$ .
- Comment évolue le pH dans le bécher 1?
- Comment varient alors la concentration  $[H_3O^+]$  et la quantité  $n(H_3O^+)$ ?
- Dans quel sens le système chimique a-t-il évolué: sens direct  $\rightarrow$  ou sens inverse  $\leftarrow$  de l'équation de la réaction?
- Comment évolue le pH dans le bécher 2?
- Comment varient alors la concentration  $[H_3O^+]$  et la quantité  $n(H_3O^+)$ ?
- Dans quel sens le système chimique a-t-il évolué: sens direct  $\rightarrow$  ou sens inverse  $\leftarrow$  de l'équation de la réaction?
- Conclure en déterminant dans quel sens évolue un système chimique lorsqu'on ajoute une des espèces intervenant dans l'équation de la réaction ?

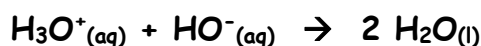
## 5- Réaction entre un acide fort et une base forte

Certaines réactions chimiques s'accompagnent d'échange thermique avec le milieu extérieur. Qu'en est-il de la réaction entre un acide fort et une base forte?

*Info: Un acide est fort si sa réaction avec l'eau est totale. L'acide chlorhydrique,  $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ , est un exemple d'acide fort.*

*Info Une base est forte si sa réaction avec l'eau est totale. L'hydroxyde de sodium,  $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ , est un exemple de base forte.*

L'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium réagissent selon une réaction totale et instantanée d'équation:



### Expérience 1 (professeur)

- Dans un calorimètre, avec précaution, verser 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration en soluté apporté  $1,0\text{mol.L}^{-1}$ .
- Mesurer la température initiale  $\theta_i$  de la solution.
- Avec précaution, ajouter dans le calorimètre 100mL d'une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration en soluté apporté  $1,0\text{mol.L}^{-1}$ .
- Agiter quelques secondes et mesurer la température finale  $\theta_f$  du mélange réactionnel.

### Expérience 2 (professeur)

- Dans un calorimètre, avec précaution, verser 100mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration en soluté apporté  $1,0 \cdot 10^{-1}\text{mol.L}^{-1}$ .
- Mesurer la température initiale  $\theta_i$  de la solution.
- Avec précaution, ajouter dans le calorimètre 100mL d'une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration en soluté apporté  $1,0 \cdot 10^{-1}\text{mol.L}^{-1}$ .
- Agiter quelques secondes et mesurer la température finale  $\theta_f$  du mélange réactionnel.
  
- Comparer les températures  $\theta_f$  et  $\theta_i$  pour les deux expériences.
- Lors de la réaction étudiée, le système chimique absorbe-t-il ou cède-t-il de l'énergie thermique au milieu extérieur?
- La réaction est-elle endothermique ou exothermique?
- Quelle est l'influence des concentrations des solutions sur l'élévation de température observée ?