

Objectifs du TP

- Mesurer le pH d'une solution aqueuse et distinguer acide fort et acide faible.
- Etudier l'effet thermique d'une réaction acido-basique.

Barème

NOM :

Prénom :

Classe : TS ...

NOM :

Prénom :

Classe : TS ...

	I-1	I-2.1 Protocole	I-2.1 Réalisation du protocole	I-2.2 et +	II	Rédaction	NOTE
Compétences	Réaliser	Analyser	Réaliser	Valider	Réaliser	Communiquer	
Critère	A-B-C-D	A-B-C-D	A-B-C-D	A-B-C-D	A-B-C-D	A-B-C-D/20
Coefficient	2	4	4	3	4	2	

NOTE = ENT($\frac{20}{4 \times SCF} \times (\text{SOMMEPROD}(\text{critère});(\text{coefficient})) + 2 \times \text{SCF}$) où ENT est la partie entière du nombre et SOMMEPROD la somme des produits entre la valeur du critère et le coefficient et SCF la somme des coefficients

Matériel

	Matériel	Vol	Vol	Produits	Concentration	Lieu
1	pipette	1,0 mL		eau distillée		Fond
1	pipette	5,0 mL	1L	sol d'acide chlorhydrique	1,0 mol/L	Bureau
1	pipette	10,0 mL	1L	sol d'acide chlorhydrique	0,10 mol/L	Bureau
1	pipeteur		1L	sol d'acide chlorhydrique	0,050 mol/L	Bureau
1	pissette d'eau distillée		1L	sol acide éthanoïque	0,050 mol/L	Bureau
1	agitateur magnétique		1L	sol d'hydroxyde de sodium	1,0 mol/L	Bureau
5	pots		1L	sol d'hydroxyde de sodium	0,10 mol/L	Bureau
1	fiole jaugée	50,0 mL		solution tampon pH = 7,01		Bureau
1	bouchons			solution tampon pH = 4,01		Bureau
	papier pH					
	pH-mètre			bleu de bromothymol (BBT)		Elève
	papier pour pH-mètre			hélianthine		Elève
1	thermomètre électronique			phénolphtaléine		Elève
1	bécher à « bec »	250 mL	1	feutre		Elève

I. Le pH d'une solution aqueuse

1. Mesures du pH

- Pour déterminer le pH d'une solution de chlorure d'ammonium à 0,10 mol/L, vous allez comparer trois méthodes :
 - Celle utilisant un indicateur coloré (hélianthine, bleu de bromothymol et phénolphthaléine) ; il faut verser quelques gouttes de l'indicateur coloré dans quelques mL de la solution contenue dans un tube à essais. Utiliser, pour estimer la valeur du pH à l'aide des indicateurs colorés, le schéma ci-dessous.

	3,1	4,4	
Hélianthine	rouge	Zone de Virage orange	Jaune
	6,0	7,6	
B.B.T	jaune	Zone de Virage vert	Bleu
	8,2	10	
Phénolphthaléine	Incolore	Zone de virage Rose très pâle	Rose fuchsia

Source : [G. Chaumeton](#)

- Celle utilisant du papier pH ; il faut déposer une goutte à l'aide de l'agitateur en verre sur un morceau de papier pH.
- Celle utilisant un pH-mètre.
Pour la mesure à l'aide d'un pH -mètre précédemment étalonné, il faut rincer la sonde à l'eau distillée, la sécher sommairement avec du papier puis l'immerger dans la solution à étudier. Le pH s'affiche. Après la mesure, il faut de nouveau rincer la sonde à l'eau distillée et la plonger dans un pot contenant de l'eau distillée.

1.1. Mettre en œuvre ces trois méthodes.

1.2. Les comparer du point de vue de leur rapidité de mise en œuvre et de leur précision.

2. Applications

- Il s'agit d'utiliser la valeur du pH affichée par le pH-mètre pour étudier la réaction d'un acide avec l'eau dans le cas d'une solution de chlorure d'hydrogène HCl et de l'acide éthanóique CH₃COOH.

➤ Protocole : A partir d'une solution mère d'acide chlorhydrique (ou d'acide éthanóique) de concentration $C_0 = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$, préparer par dilution 50,0 mL de solutions filles de concentration respectives :

$C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; $C_3 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ou $C_4 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1. Proposer un protocole expérimental pour réaliser les solutions filles. Indiquer le matériel choisi. Compléter le tableau ci-dessous.

☞ Appeler le professeur pour valider votre protocole puis réaliser les solutions filles.

	Concentrations des solutions filles	Volume à prélever	Facteur de dilution
solution mère de concentration $C_0 = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$	$C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$		
	$C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$		
	$C_3 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$		
	$C_4 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$		

- 2.2. Mesurer le pH des solutions filles et compléter les 2 dernières colonnes du tableau ci-dessous.
- 2.3. Calculer le pH théorique des différentes solutions à l'aide de la relation $\text{pH} = -\log(C)$ où log est la fonction logarithme décimal. Compléter la 1^{ère} colonne du tableau ci-dessous :

C (mol.L ⁻¹)	pH théorique	pH (acide chlorhydrique)	pH (acide éthanoïque)
$1,0 \times 10^{-2}$			
$5,0 \times 10^{-3}$			
$2,0 \times 10^{-3}$			
$1,0 \times 10^{-3}$			

- 2.4. Comparer ces valeurs de pH. Un de ces acides étudiés est qualifié d'acide faible, l'autre d'acide fort. Lequel est l'acide faible ? Lequel est l'acide fort ?
Indication : Le pH est une fonction décroissante de $[\text{H}_3\text{O}^+]$: plus cette concentration est élevée, plus le pH est faible (et inversement).
- 2.5. Les équations chimiques des réactions du chlorure d'hydrogène et de l'acide et éthanoïque avec l'eau s'écrivent :
- $$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \text{ et } \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$$
- Réécrire les équations chimiques en utilisant le symbole adéquat :
- pour une transformation totale
 ⇌ pour une transformation limitée.

II. Effet thermique d'une réaction acido-basique

- De nombreuses transformations chimiques ont un effet thermique. Étudions le cas d'une réaction entre un acide fort et une base forte.

1. Expérience

- Les volumes et concentrations à utiliser pour chaque expérience sont donnés dans le tableau ci-dessous.
- Introduire dans un bécher de 250 mL, la solution d'acide chlorhydrique (formule $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$), volume V_1 , concentration C).



Soude
 Mentions de danger :
 H290 ; H314



Acide chlorhydrique
 Mentions de danger :
 H290

- 1.1. Relever la température θ_0 de la solution.
- Verser dans le bécher une solution de soude (formule $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$), volume V_2 , concentration C).
- 1.2. Agiter avec la sonde thermométrique quelques secondes puis relever la température maximale θ_f atteinte par le mélange.
- 1.3. Rassembler dans le tableau ci-dessous les valeurs des températures θ_f et θ_0 , puis calculer $\theta_f - \theta_0$.

Expérience	V_1 (mL)	V_2 (mL)	C (mol.L ⁻¹)	θ_0 (°C)	θ_f (°C)	θ_f (°C) - θ_0 (°C)
1	50	50	1,0			
2	50	50	0,10			

2. Interpréter

- 2.1. La dissolution d'un acide ou d'une base dans l'eau est-elle endothermique ou exothermique ?
- 2.2. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre les ions oxonium H_3O^+ et les ions hydroxyde HO^- . Cette réaction sera supposée totale. Les ions chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ sont des ions spectateurs.
- 2.3. Les expériences réalisées permettent de mettre en évidence l'influence d'un paramètre sur la variation de température $\theta_f - \theta_0$. Lequel ?