

Par définition du pH: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Lors d'une réaction **totale**, le réactif limitant est totalement consommé : $x_f = x_{\text{max}}$ et l'équation de la réaction s'écrit avec une simple flèche \rightarrow .
Si la réaction **n'est pas totale**, les réactifs et les produits coexistent : $x_f < x_{\text{max}}$ et l'équation de la réaction s'écrit avec une double flèche \rightleftharpoons .

I. SOLUTIONS AQUEUSES D'ACIDES

A - Solutions aqueuses d'acide éthanóique

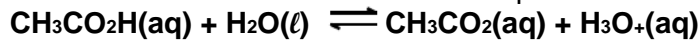
expérience

- Étalonner le pH-mètre avec les solutions tampons.
- Placer un bécher sur un agitateur magnétique et y verser 100 mL d'eau distillée. Mesurer le pH de l'eau distillée avec le pH-mètre.
- Avec précautions, ajouter quelques gouttes d'acide éthanóique pur. Agiter puis mesurer le pH de la solution aqueuse d'acide éthanóique obtenue.
- Noter les valeurs de pH mesurées dans un tableau.

questions

- 1) Une réaction chimique a-t-elle eu lieu lors de l'ajout de l'acide éthanóique pur à l'eau distillée? Pourquoi ?
- 2) Calculer les concentrations $[\text{H}_3\text{O}^+]$, en mol/L, des solutions avant et après ajout de l'acide éthanóique pur. Compléter le tableau précédent.
- 3) Comment varie la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ d'une solution aqueuse lorsque son pH diminue ?

Les ions H_3O^+ 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 :



expérience

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

- Mesurer le pH de la solution S_1 .

questions

4) Compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

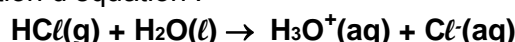
Equation	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial $x = 0$	$C_1 \cdot V_1$		Solvant				
État intermédiaire x			Solvant				
Etat final x_f			Solvant				

- 5) Déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max} de la réaction.
- 6) À partir de la mesure du pH, déterminer la concentration finale $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$.
- 7) En déduire la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.
- 8) Comparer x_f et x_{max} . Conclure.

B - Solution aqueuse d'acide chlorhydrique

expérience

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_2 d'acide chlorhydrique, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, de concentration en soluté apporté $C_2 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L et de volume $V_2 = 50$ mL.

- Mesurer le pH de la solution S_2 .

questions

9) Compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

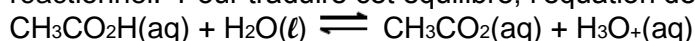
Equation	HCl(g)	+	H ₂ O(l)	→	H ₃ O ⁺ (aq)	+	Cl ⁻ (aq)
État initial x = 0	C ₂ .V ₂		Solvant				
État intermédiaire x			Solvant				
Etat final x _f			Solvant				

10) On suppose que la réaction précédente est totale : quelle serait alors le pH de la solution S₂ ?

11) Mesurer le pH de la solution S₂. Conclure.

II – NOTION D'EQUILIBRE CHIMIQUE – SENS D'EVOLUTION D'UN SYSTEME CHIMIQUE

La réaction entre l'acide éthanoïque 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. Pour traduire cet équilibre, l'équation de la réaction s'écrit avec une **double flèche** :



expérience

- Dans deux béchers identiques, verser 50 mL de la solution S₁. Mesurer le pH initial, noté pH_i.
- Dans le bécher 1, ajouter, une pointe de spatule d'éthanoate de sodium CH₃CO₂Na(s).
- Dans le bécher 2, verser, avec précaution, trois gouttes d'acide éthanoïque pur.
- Agiter, puis mesurer les pH des solutions obtenues, notés respectivement pH₁ et pH₂.

questions

On suppose que les volumes des solutions n'ont pas varié lors des expériences.

1) Comment évolue le pH dans le bécher 1 ?

Comment varient alors la concentration [H₃O⁺] et la quantité n(H₃O⁺) ?

Dans quel sens le système chimique a-t-il évolué : sens direct ou sens inverse de l'équation de la réaction ?

2) Répondre aux mêmes questions pour l'expérience réalisée dans le bécher 2.

3) **Conclusion** : dans quel sens évolue un système chimique lorsqu'on ajoute une des espèces intervenant dans l'équation de la réaction ?

III Dégagement de chaleur

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 ?

Expérience 1 :

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

Expérience 2 : recommencer l'expérience précédente avec des solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium diluées dix fois.

	θ _i (°C)	θ _f (°C)
Expérience 1 : acide et base à 1,0 mol.L ⁻¹		
Expérience 2 : acide et base à 0,1 mol.L ⁻¹		

1) Comparer les températures θ_f et θ_i pour les deux expériences.

2) 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 ?

3) Quelle est l'influence des concentrations des solutions sur l'élévation de température observée ?