

8

Nom :

Prénom:

TP 15 Force des acides et des bases

Objectifs :

- Etudier l'influence de la dilution de solutions acides ou basiques sur le pH à l'aide d'un pH-mètre.
- Distinguer un acide fort d'un acide faible.
- Estimer la valeur d'une constante d'acidité

Données :

$$\text{Produit ionique de l'eau à } 25^{\circ}\text{C} : K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{(c_0)^2}$$

$$K_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

I - Solution acide 30'**1) Préparation des solutions diluées**

La solution-mère S_0 sera de l'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration molaire $c_0 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Récupérer au bureau prof, avec un bécher, environ 40 mL de cette solution-mère S_0 .

1.1. La solution diluée S_1 .

- Avec la pipette jaugée adaptée, prélever un volume $V_0 = 5,0 \text{ mL}$ de la solution-mère S_0 .
- Introduire ce prélèvement dans une fiole jaugée de volume $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ puis le diluer avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Boucher puis agiter l'ensemble afin d'homogénéiser la solution diluée S_1 de soude préparée.

1.2. La solution diluée S_2 .

- A partir de la même solution-mère S_0 , réaliser une deuxième solution-fille S_2 , le volume V_0 étant maintenant $V_0 = 1,0 \text{ mL}$ et le volume fille $V_2 = 100,0 \text{ mL}$

2) Mesures du pH 30'**Utilisation du pH-mètre (pour des solution acides)**

Un pH-mètre doit être réglé selon les solutions qu'il devra mesurer: on dit qu'il est "étalonné".

- A l'aide de la notice, procéder **une seule fois** à l'étalonnage du pH-mètre en utilisant directement les solutions tampon pH = 7 et pH = 4.

⚠ **L'extrémité de la sonde (l'électrode) du pH-mètre comporte une boule en verre qui est fragile !**

Entre deux mesures, rincer la sonde pH-métrique à l'eau distillée puis la sécher délicatement avec du papier absorbant.

- Disposer le bécher avec le produit à tester sur un agitateur magnétique, puis introduire un barreau aimanté.
- Mettre en fonctionnement l'agitation magnétique de façon modérée.
- Immerger la sonde pH-métrique dans le produit à tester sur une hauteur d'environ 2 cm.
- Attendre que la valeur du pH qui s'affiche sur le pH-mètre soit stable

- Avec le pH-mètre, mesurer le pH des trois solutions dans cet ordre : S_2 , S_1 , puis S_0 et compléter le tableau ci-contre.

Calculer la concentration des solution S_1 et S_2 .

solution acide	S_2	S_1	S_0
Valeur de pH			
Concentration en quantité de matière c (mol.L ⁻¹)	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}
Concentration en ions oxonium [H ₃ O ⁺ _(aq)] (mol.L ⁻¹)			

Q1.1. Ces solutions sont-elles acides ? Justifier.

Q1.2. Comment évolue le pH d'une solution acide en fonction de la dilution ?

Q1.3. Rappeler la relation entre le pH et la concentration en ions oxonium $[H_3O^+_{(aq)}]$.

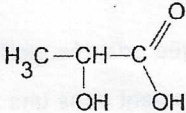
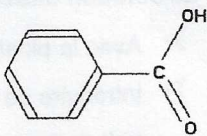
Q1.4. Calculer la concentration en ions oxonium de chaque solution. Compléter le tableau

II. Le pH dépend-il seulement de la concentration des solutions acides ? 30'

Il existe de nombreux composés acides. Pour une même concentration en quantité de matière c , ont-ils le même effet sur le pH d'une solution aqueuse ?

- A l'aide du pH-mètre, mesurer le pH des solutions acides suivantes, ayant toutes la même concentration en quantité de matière $c = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$:

acide chlorhydrique (mesure déjà réalisée au I.), acide nitrique, acide lactique, acide benzoïque.

Solution ($c = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$)	Acide chlorhydrique	acide nitrique	Acide lactique	Acide benzoïque
formule chimique	H_3O^+, Cl	H_3O^+, NO_3^-		
pH	3,03		3,47	3,68
Concentration en ions oxonium $[H_3O^+_{(aq)}] \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$				

Q.2.1. Quel groupe caractéristique l'acide lactique et l'acide benzoïque ont-ils en commun ?

Q.2.2. Quelles sont les solutions les plus acides ? Justifier.

Q.2.3. Etablir le tableau d'avancement de la réaction entre un acide AH et la base H_2O . En déduire l'expression de l'avancement maximal x_{max} de cette réaction puis la concentration maximale en ion oxonium $[H_3O^+_{(aq)}]_{\text{max}}$ obtenue si la réaction est totale.

Q.2.4. Comparer la concentration en soluté apporté ($c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$) et la concentration en ions oxonium $[H_3O^+_{(aq)}]$ pour les différents acides

Q.2.5. Comment distinguer les acides forts des acides faibles ?

Q.2.6. Proposer une explication au fait qu'il existe deux sortes d'acide.

III/ Cas des bases 15'

Vous avez une solution d'hydroxyde de sodium et une solution d'ammoniac de concentration en quantité de matière de $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Mesurer le pH de ces solutions.

Q.3.1. Calculer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+_{(aq)}]$ et en déduire la concentration en ions hydroxyde $[HO^-_{(aq)}]$.

Q.3.2. Comparer la concentration en ions hydroxyde $[HO^-_{(aq)}]$ et la concentration en quantité de matière en soluté apporté ($c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$). Que pouvez-vous en conclure ?

IV/ Détermination d'une constante d'acidité

30/45'

Protocole :

- Préparer 7 mélanges des solutions A d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ et B d'éthanoate de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$) en prélevant les volumes V_A et v_B indiqués dans le tableau ci-dessous.

Homogénéiser ces mélanges.

mélange	M_1	M_2	M_3	M_4	M_5	M_6	M_7
Volume V_A de solution A (mL)	5,0	10,0	20,0	25,0	30,0	40,0	45,0
Volume V_B de solution B (mL)	45,0	40,0	30,0	25,0	20,0	10,0	5,0
pH							
$x = \log \left(\frac{V_B}{V_A} \right)$							

Mesurer pH :

- Mesurer le pH de chacun de ces mélanges, compléter le tableau.
- Calculer pour chacun de ces mélanges $x = \log \left(\frac{V_B}{V_A} \right)$ et compléter le tableau.
- Tracer l'évolution du pH en fonction de x et ajouter la droite-modèle.

Q.4.1 Mettre en œuvre le protocole.

Q.4.2. On suppose que l'acide éthanoïque et l'ion éthanoate ne réagissent pas sur l'eau (c'est-à-dire que leurs concentrations dans les solutions A et B sont égales à c) et que leur quantités de matière ne changent pas lors du mélange des solutions.

a. Exprimer leurs concentrations à l'équilibre dans les mélange effectués, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}}$ et $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}$, en fonction de c , V_A et V_B .

b. Montrer que $\log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}} \right) = \log \left(\frac{V_B}{V_A} \right)$

Q.4.3. Montrer que le graphe obtenu est en accord avec la relation :

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}} \right)$$

Q.4.4. En déduire la valeur du pK_A du couple étudié.

Bilan :

Donner le diagramme de prédominance du couple étudié.

Comparer la précision de la valeur de pK_A déterminé grâce à ce protocole et celle d'une valeur de pK_A obtenue par une seule mesure de pH d'un mélange unique mélange d'acide et de base conjugués.