

T.P. C6 : Première approche de l'acido-basicité

Objectifs : Savoir caractériser une solution acide ou basique. Etudier une réaction acido-basique et trouver la définition d'un acide et d'une base selon Brönsted.

Rappels :

Q1 : Quand dit-on qu'une solution est acide ? basique ? neutre ?

Q2 : Quels sont les différents moyens de mesure du caractère acido-basique d'une solution.

I- Etude expérimentale d'un indicateur coloré

1) Le bleu de bromothymol

E3 : Dans un tube à essais contenant quelques mL d'une solution d'acide chlorhydrique, ajouter quelques gouttes de Bleu de bromothymol (BBT). Noter vos observations.

E4 : Faire de même dans un autre tube contenant quelques mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude). Noter vos observations.

Q5 : Interprétation : Le BBT existe sous deux formes : Une forme acide notée HIn , jaune en solution et une forme basique notée In^- , bleue en solution (In étant une abréviation signifiant Indicateur).

Que peut-on conclure de ces expériences ?

Q6 : Quel est l'intérêt d'un produit de ce type ?

2) Evolution de la couleur du BBT en fonction du pH

E7 : Verser 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique, prélevé à la pipette, dans un erlenmeyer et ajouter quelques gouttes de BBT. Le placer sur l'agitateur magnétique avec le barreau aimanté à l'intérieur.

E8 : Remplir la burette graduée avec la solution de soude.

E9 : Verser progressivement, à l'aide de la burette, la solution de soude dans l'erlenmeyer et relever la valeur du pH à l'aide de papier pH, d'une coupelle et d'une baguette de verre. Recopier et compléter le tableau ci-dessous :

Volume de soude en mL	0	2	4	6	8	9	10	12	14
Couleur du BBT									
pH									

S10 : Faire le schéma du montage.

Q11 : Compléter le schéma ci-dessous :



Q12 : Que peut-on dire lorsque le pH vaut 7 ?

II- Couples acide-base selon Bronsted

1) Définitions

Q13 : Les deux formes de l'indicateur coloré BBT, constituent un couple acide base, qui se note forme acide/ forme basique. Donner l'écriture du couple concernant le BBT.

Q14 : A partir de cet exemple, quelle particularité présente un acide ?

Q15 : De même quelle particularité présente d'une base ?

2) Quelques solutions acides ou basiques

Q16 : Proposer un protocole permettant de confirmer (ou de montrer) qu'une solution aqueuse est acide ou basique.

E17 : Appliquer ce protocole aux solutions suivantes en utilisant des tubes à essais pour faire les expériences. Noter vos observations.

Une solution d'acide sulfurique : $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Une solution d'ammoniac : $\text{NH}_3(\text{aq})$

Une solution d'hydroxyde de calcium : $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$

Une solution d'éthanoate de sodium : $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$

Une solution d'acide éthanóique : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$

Une solution de chlorure d'ammonium : $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

C18 : Dans certaines de ces solutions, certains ions sont des ions spectateurs (indifférents) :

$\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$, $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$; ils n'interviennent pas dans le caractère acide ou basique des solutions testées.

Q19 : Recopier et compléter le tableau ci-dessous :

Nom	Formule	Test	Acide ou base ?
ion ammonium			
acide éthanóique			
ion oxonium			
ion hydroxyde			
ion éthanoate			
ammoniac			

Q20 : Parmi les espèces testées précédemment, certains forment des couples acide/base. Ecrire ces couples.

III- Réaction acido-basique

1) Quelques tests d'identification

E21 : L'ion éthanoate : Verser quelques gouttes de chlorure de fer III dans un tube à essai contenant quelques mL d'une solution d'éthanoate de sodium. Observer et conclure :

E22 : Ion hydroxyde : Verser quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre dans un tube à essai contenant quelque mL d'une solution d'hydroxyde de sodium. Observer et conclure.

2) Etude de la réaction entre l'acide éthanóique et la soude

E23 : Verser dans un tube à essai 5 mL d'une solution d'acide éthanóique.

E24 : Ajouter environ 3 mL de solution de soude

Q25 : Noter vos observations ; comment savoir si une réaction a eu lieu ?

E26 : Réaliser ces expériences, et noter vos résultats pour chaque tube. Qu'en conclure.

Q27 : L'ion Na^+ étant spectateur, proposer une équation pour cette réaction.

Q28 : Ecrire sous chaque réactif ou produit si cette espèce est un acide ou une base. Que remarque-t-on ?

Q29 : Cette réaction met en jeu le transfert d'une espèce ionique entre les réactifs. Identifier cette espèce à l'aide de l'équation.

Q30 : Quel est le comportement d'un acide par rapport à l'espèce transférée ? Même question pour une base ? En déduire une définition plus précise d'un acide et d'une base.

Devant :

0,5L acide chlorhydrique 0,01M

1L NaOH 0,01M

Béchers émetteurs

100 mL des solution suivante à 0,01 M

Une solution d'acide sulfurique : $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Une solution d'hydroxyde de calcium : $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HO}^-$

Une solution d'acide éthanoïque : CH_3COOH

Une solution d'ammoniac : $\text{NH}_3 \text{ aq}$

Une solution de chlorure d'ammonium : $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

Une solution CuSO_4 à 0,01 M

Une solution FeCl_3 à 0,01 M

250 mL de solution d'éthanoate de sodium à 0,01 M : $\text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

Par binôme :

Tube à essais + porte-tube

BBT

Pipette jaugée de 10mL

Propipette

Bécher 100mL + 150 mL + pot

Erlenmeyer de 100 mL

Papier pH

Coupelle

Agitateur verre

Burette graduée

Barreau aimanté

Agitateur magnétique

Verre à pied

Quelques remarques :

- Toutes les solutions ont une concentration de $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ - Pour la mesure du pH (paragraphe I. 2) : le pHmètre sera préalablement étalonné ou bien joindre une fiche technique concernant l'étalonnage et l'utilisation du pHmètre. Les résultats obtenus avec notre papier pH n'étant pas convaincants, nous avons préféré le pHmètre. - Pour l'identification de l'ion éthanoate : on obtient une coloration brune (ion $[\text{Fe}_3(\text{CH}_3\text{CO}_2)_6(\text{OH})_2]^+$) avec le chlorure de fer III mais lorsque la soude sera en excès on obtiendra le précipité orange gélatineux de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - Pour l'ion ammonium, nous n'avons pas trouvé de test spécifique simple puisque le réactif de Nessler (ou le papier imbibé de sulfate de cuivre) réagissent en présence d'ammoniac. - La notion acide et base faibles n'étant pas au programme nous n'avons mis en œuvre que des réactions totales (ce qui pose un problème pour l'écriture de la synthèse). - Nous avons opté pour une fiche TP à compléter (plutôt qu'un compte rendu sur une feuille séparée) car il y a beaucoup de tableaux. - Le schéma du paragraphe I. 2 (burette, pHmètre...) peut-être reproduit à la fin de la page 4.

TP de Chimie N° 6 : Couples acide - base

Objectifs :

- Comment caractériser des acides et des bases en solution aqueuse ? - Introduire la notion de couple acide – base et réaction entre un acide et une base.

I) Etude expérimentale d'un indicateur coloré :

1) Le bleu de bromothymol :

a) Expérience :

Protocole :

Dans un tube à essai contenant quelques mL d'une solution d'acide chlorhydrique, *ajoutons* quelques gouttes de Bleu de bromothymol. *Faisons* de même dans un autre tube contenant quelques mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) **Observations :**

Acide + BBT : coloration jaune Base + BBT : Coloration bleue

b) Interprétation :

Le BBT existe sous deux formes : Une forme acide notée HIn , jaune en solution Une forme basique notée In^- , bleue en solution (In étant une abréviation signifiant Indicateur) On définit ainsi un couple acide / base : HIn / In^-

Compléter la demi - équation protonique (H^+ = proton) : $\text{HIn} = \text{In}^- + \text{H}^+$

c) Conclure :

En présence d'une solution acide, le BBT prend la coloration jaune de l'espèce acide du couple HIn / In^- et en présence d'une solution basique, le BBT prend la coloration bleue de l'espèce basique.

2) **Evolution de la couleur du BBT en fonction du pH :**

Protocole : *Versons* 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique dans un bécher et ajouter quelques gouttes de BBT. *Versons* progressivement (de 2 en 2 mL) la solution de soude dans le bécher et *relever* la valeur du pH à l'aide d'un pHmètre.

Volume de soude en mL	0	2	4	6	8	10	12	14	16
Couleur du BBT	jaune	jaune	jaune	jaune	vert	bleu	bleu	bleu	bleu
pH	2				7				12

II) Couples acide – base selon Brönsted :

1) **Introduction :**

Exprimer la définition d'un acide et d'un base selon Brönsted en exploitant les conclusions du paragraphe I – 1 b

Acide : **Espèce chimique qui libère un proton H^+ en solution aqueuse**

Base : **Espèce chimique qui capte un proton H^+ en solution aqueuse**

2) **Quelques solutions acides ou basiques :**

a) Identification :

Proposer un protocole permettant de confirmer (ou de montrer) qu'une solution aqueuse est acide ou basique :

Verser quelques gouttes de BBT dans un tube à essai contenant quelques mL de la solution : suivant la couleur, on en déduit si la solution est acide ou basique.

On dispose des solutions suivantes : Une solution d'acide sulfurique : $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ Une solution d'hydroxyde de calcium : $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HO}^-$ Une solution d'acide éthanóique : CH_3COOH Une solution d'ammoniac : NH_3_{aq} Une solution d'éthanoate de sodium : $\text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ Une solution de chlorure d'ammonium : $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ Dans certaines de ces solutions, certains ions sont des ions spectateurs (indifférents) : Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} , SO_4^{2-} ils n'interviennent pas dans l'écriture des équations chimiques.

b) Les résultats :

Compléter le tableau ci – dessous :

Nom	Formule	test	Acide ou base ?
ion ammonium	NH_4^+	BBT jaune	acide
acide éthanóique	CH_3COOH	BBT Jaune	acide
ion oxonium	H_3O^+	BBT jaune	acide
ion hydroxyde	HO^-	BBT bleu	base
ion éthanoate	CH_3COO^-	BBT jaune	base
ammoniaque	NH_3_{aq}	BBT jaune	base

c) Les couples acide – base :

couple Acide / Base	Demi-équation protonique
$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$	$\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}^+$
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

III) Réactions acido basiques selon Brönsted :

1) Quelques tests d'identification :

a) L'ion éthanoate :

Verser environ 1/2 mL de Chlorure de Fer III dans un tube à essai contenant quelques mL d'une solution d'éthanoate de sodium.

On observe une coloration orange-brun de la solution. Donc une solution de Chlorure de Fer III se colore en orange brun en présence d'ion éthanoate.

b) L'ion hydroxyde :

Verser environ 1/2 mL d'une solution de sulfate de cuivre dans un tube à essai contenant quelque mL d'une solution d'hydroxyde de sodium.

On observe un précipité bleu. Donc une solution de sulfate de cuivre produit un précipité bleu en présence d'ion hydroxyde.

2) Etude de quelques réactions acido basique :

a) Réaction entre l'acide éthanóique et une solution de soude :

Expérience 1 :

Verser dans 4 tubes à essai 5 mL d'une solution d'acide éthanóique. Dans chaque tube *ajouter* un volume différent de solution de soude (par ex. : 0 mL, 1 mL, 3 mL, 6 mL). *Préciser* la verrerie utilisée pour prélever ces volumes :

On utilise une pipette de 5 mL pour prélever l'acide éthanóique et une burette pour verser le soude.

Rechercher la présence d'ions HO^- et *conclure* :

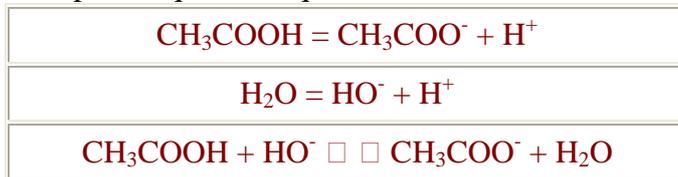
**Pas de précipité pour les 3 premiers donc pas d'ion HO⁻ : les ions HO⁻ ajoutés sont tous consommés
Précipité avec le dernier : il reste donc des ions HO⁻ en excès.**

Expérience 2 :

Verser dans 4 tubes à essai 5 mL d'une solution d'acide éthanóique. Dans chaque tube *ajouter* un volume différent de solution de soude (par ex. : 0 mL, 1 mL, 3 mL, 6 mL). *Rechercher* la présence d'ions éthanóate et *conclure*

La solution devient de plus en plus brune : donc apparition d'ions éthanóate avec un précipité d'hydroxyde de fer pour le dernier (excès d'ions HO⁻)

Conclusion : Les demi - équations protoniques et l'équation bilan de cette réaction :



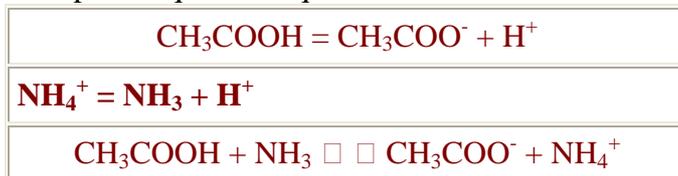
b) Réaction entre l'acide éthanóique et l'ammoniac en solution aqueuse (ammoniaque)

Expérience 1 :

Verser dans 4 tubes à essai 5 mL d'une solution d'acide éthanóique. Dans chaque tube *ajouter* un volume différent d'ammoniaque (par ex. : 0 mL, 1 mL, 3 mL, 6 mL). *Rechercher* la présence d'ions éthanóate et *conclure* :

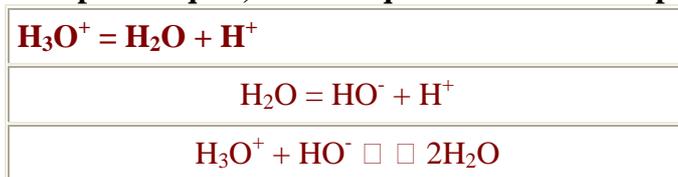
La coloration devient de plus en plus brune : donc apparition d'ions éthanóate

Conclusion : Les demi - équations protoniques et l'équation bilan de cette réaction :



c) Réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution de soude :

En utilisant les demi - équations protoniques, *écrire* l'équation bilan de l'expérience du paragraphe I. 2)



IV) Synthèse :

En généralisant dans le cas de deux couples acide / base : $\text{A}_1\text{H} + \text{A}_2^- \square \square \text{A}_1^- + \text{A}_2\text{H}$