

Première Partie :
La mesure en
chimie

Unité 5
4 H

Les réactions Acido - Basiques

التفاعلات الحمضية - القاعدية

1^{er} Bac Sciences
Chimie

I – Les réactions Acido-Basiques :

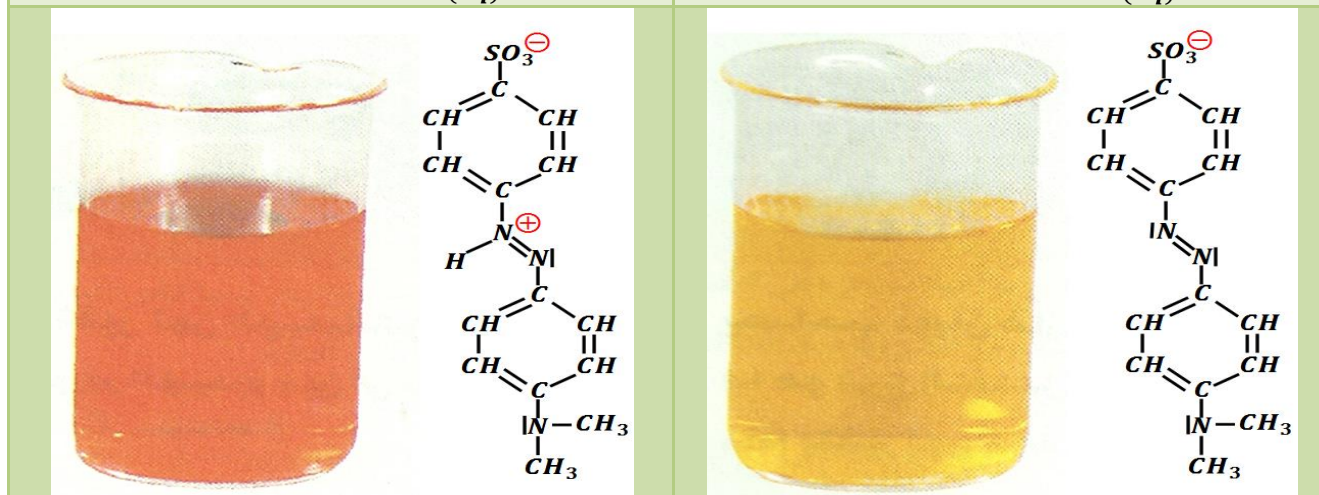
1 – Les indicateurs colorés :

1-1- Activité :

L'hélianthine est en solution aqueuse sous deux formes différentes de couleur :

Sa forme acide (notée $HIn_{(aq)}$) : rouge

Sa forme basique (notée $In_{(aq)}^-$) : jaune



a- Écris la **formule générale** pour les formes acide et basique de l'hélianthine .

La **formule générale** de l'hélianthine sous forme acide $C_{14}H_{15}N_3SO_3$ et sous forme basique $C_{14}H_{14}N_3SO_3^-$.

b- Lors du **changement** de la **couleur** entre les **deux formes** de l'hélianthine, déduire la **nature** de la **particule échangée** entre eux ?

La **particule échangée** entre les **deux formes** de l'hélianthine est le **proton** $H^+_{(aq)}$.

c- Écris la **demi-équation** qui exprime l'échange de cette **particule** entre les **deux formes** .

La **demi-équation chimique** est : $HIn_{(aq)} \rightarrow In_{(aq)}^- + H^+_{(aq)}$

1-2- Conclusion :

Les **indicateurs colorés** sont des **composés organiques** qui prennent une **couleur** dans le **milieu acide** et une **autre couleur** dans le **milieu basique**, on **note** les **indicateurs colorés** sous forme acide par $HIn_{(aq)}$ et sous forme basique par $In_{(aq)}^-$.

Exemple	Couleur de la forme acide et pH de la solution	Couleur de la forme basique et pH de la solution
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune $pH < 6,0$	Bleu $pH > 7,6$
l'hélianthine	Rouge $pH < 3,1$	Jaune - Orangé $pH > 4,4$
Phénolphtaléine	Incolore $pH < 8,3$	Rouge - Rose $pH > 10,0$

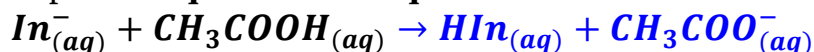
2 – Les acides et les bases :2-1- Activité :

- On introduit un peu de solution de **Bleu de bromothymol (BBT)** dans sa forme basique $In_{(aq)}^-$ dans le tube à essai 1 et on ajoute quelques gouttes de solution d'acide éthanoïque $CH_3COOH_{(aq)}$. La solution devient jaune.

a- Quel est l'espèce chimique formée qui a été identifiée au cours de la transformation ?

L'espèce chimique formée qui a été identifiée est $HIn_{(aq)}$ car le (BBT) change sa coloration du bleu au jaune.

b- Compléter l'équation chimique suivante :



c- Rempli le vide par l'un des mots : gagné – perdu .

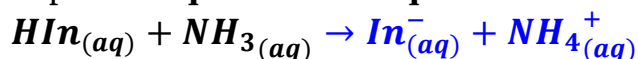
$In_{(aq)}^-$ a **gagné** le proton $H_{(aq)}^+$. $CH_3COOH_{(aq)}$ a **perdu** le proton $H_{(aq)}^+$.

- On introduit un peu de solution de **Bleu de bromothymol (BBT)** dans sa forme acide $HIn_{(aq)}$ dans le tube à essai 2 et on ajoute quelques gouttes de solution d'ammoniaque $NH_{3(aq)}$. La solution devient bleue .

a- Quel est l'espèce chimique formée qui a été identifiée au cours de la transformation ?

L'espèce chimique formée qui a été identifiée est $In_{(aq)}^-$ car le (BBT) change sa coloration du jaune au bleu .

b- Compléter l'équation chimique suivante :



c- Rempli le vide par l'un des mots : capté – cédé .

$HIn_{(aq)}$ a **cédé** le proton $H_{(aq)}^+$. $NH_{3(aq)}$ a **capté** le proton $H_{(aq)}^+$.

2-2- Conclusion :

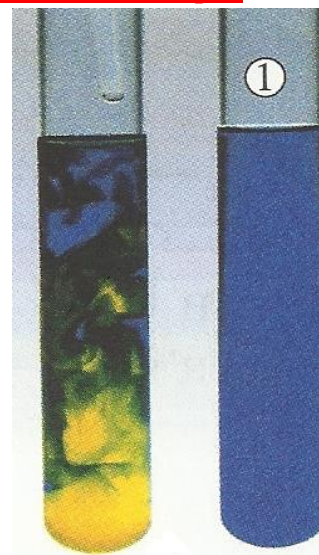
- Un **acide** (HA ; BH^+), selon **Bronsted**, est toute espèce chimique capable de **libérer** le proton $H_{(aq)}^+$ (ion hydrogène).

Exemple : acide éthanoïque CH_3COOH , acide formique $HCOOH$, ion ammonium NH_4^+ et ion dihydrogénophosphate $H_2PO_4^-$

- Une **base** (A^- ; B), selon **Bronsted**, est toute espèce chimique capable d'**acquérir** le proton $H_{(aq)}^+$ (ion hydrogène).

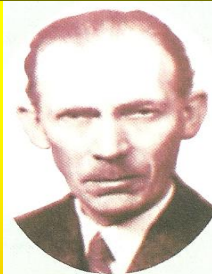
Exemple : ion éthanoate CH_3COO^- , ammoniac NH_3 , ion carbonate CO_3^{2-} et ion hydrogénophosphate HPO_4^{2-}

- Les **réactions acido-basiques** sont des réactions de **transfert** de protons $H_{(aq)}^+$ entre les réactifs (un acide et une base) .



Le scientifique suédois **Arenus** a présenté une **théorie utile** des **acides** et des **bases** dans les **solutions aqueuses**.

En 1923, **Johanns Bronsted** propose, à l'aide de **Martin Laurie**, une **théorie plus générale**. Et la **dernière théorie moderne** des **acides** et des **bases** fondée par l'américain **Gilbert Lewis**.



II – Le couple *acide / base* :

1 – Définition :

Les espèces chimiques HA et A^- (ou BH^+ et B) sont **conjugués** s'il est possible de passer d'une espèce chimique à l'autre en **gagnant** ou en **perdant** de protons $H^+_{(aq)}$.

Les espèces chimiques **conjugués** forment un **couple acide/base**, noté HA/A^- ou BH^+/B .

Exemple : $HIn_{(aq)}/In^-_{(aq)}$, $CH_3COOH_{(aq)}/CH_3COO^-_{(aq)}$ et $NH_4^+_{(aq)}/NH_3_{(aq)}$

2 – La demi-équation acido-basique :

En général, selon les conditions expérimentales :

L'**acide** (HA ou BH^+) est susceptible de **céder** un proton $H^+_{(aq)}$ selon l'équation suivante : $HA \rightarrow A^- + H^+$ ou $BH^+ \rightarrow B + H^+$.

La **base** (A^- ou B) est susceptible de **recevoir** un proton $H^+_{(aq)}$ selon l'équation suivante : $A^- + H^+ \rightarrow HA$ ou $B + H^+ \rightarrow BH^+$.

Le **couple acide/base** peut être défini par une **demi-équation** : $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$ ou $BH^+ \rightleftharpoons B + H^+$.

Exemple :

Nom de la forme acide	Nom de la forme basique	Couples acide/base	demi-équation
acide éthanóïque	Ion éthanóate	$CH_3COOH_{(aq)}/CH_3COO^-_{(aq)}$	$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H^+$
Ion ammonium	ammoniac	$NH_4^+_{(aq)}/NH_3_{(aq)}$	$NH_4^+_{(aq)} \rightleftharpoons NH_3_{(aq)} + H^+$
Ion hydrogénocarbonate	Ion carbonate	$HCO_3^-_{(aq)}/CO_3^{2-}_{(aq)}$	$HCO_3^-_{(aq)} \rightleftharpoons CO_3^{2-}_{(aq)} + H^+$
ion dihydrogénophosphate	ion hydrogénophosphate	$H_2PO_4^-_{(aq)}/HPO_4^{2-}_{(aq)}$	$H_2PO_4^-_{(aq)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}_{(aq)} + H^+$
ion oxonium	eau	$H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(aq)} + H^+$
eau	ion hydroxyde	$H_2O_{(aq)}/HO^-_{(aq)}$	$H_2O_{(aq)} \rightleftharpoons HO^-_{(aq)} + H^+$

2 – La demi-équation acido-basique :

Un **ampholyte** est une espèce chimique qui joue le rôle d'**acide** dans un **couple** et de **base** dans un **autre couple**. Les solutions correspondantes sont dites "**amphotères**".

Exemple : ■ L'eau $H_2O_{(l)}$ est considérée comme **ampholyte** car il joue le rôle d'une **base** dans $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$ et le rôle d'un **acide** dans $H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$.

■ L'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-_{(aq)}$ est un **ampholyte** car il joue le rôle d'une **base** dans $CO_2_{(aq)}, H_2O/HCO_3^-_{(aq)}$ et le rôle d'un **acide** dans $HCO_3^-_{(aq)}/CO_3^{2-}_{(aq)}$.

■ L'ion hydrogénosulfate $HSO_4^-_{(aq)}$ est un **ampholyte** car il joue le rôle d'une **base** dans $H_2SO_{4(aq)}/HSO_4^-_{(aq)}$ et le rôle d'un **acide** dans $HSO_4^-_{(aq)}/SO_4^{2-}_{(aq)}$.

III – Équation d'une réaction *acido – basique* :

Généralement, le proton $H^+_{(aq)}$ n'est pas **perdu** par l'**acide** sauf s'il y a une **base** capable d'**acquérir** ce proton $H^+_{(aq)}$ et vice versa.

Ainsi, une **réaction acido-basique** est un échange de proton $H^+_{(aq)}$ entre l'**acide** d'un couple HA_1/A_1^- et la **base** d'un autre couple HA_2/A_2^- , où il réagit HA_1 avec A_2^- .

Tout d'abord, il faut déterminer les **deux couples** intervenant dans la réaction HA_1/A_1^- et HA_2/A_2^- , puis on écrit la **demi-équation** de chaque couple selon le sens où elles se produisent, par exemple :

Pour le **premier couple** : $HA_1 \rightleftharpoons A_1^- + H^+$ Pour le **deuxième couple** : $A_2^- + H^+ \rightleftharpoons HA_2$

Ensuite, on écrit l'équation de la **réaction acido-basique** en « additionnant » les demi-équations :

