Chapitre C4 : *Les réactions acido-basiques*

I) Qu'est-ce qu'une réaction acido-basique ?

1) Mise en évidence des réactions acido-basiques :

Voir TP n°6 Acides et bases

Les couleurs rose et bleue des hortensias sont dues à la présence d'un colorant (molécule de la famille des anthocyanines) dont la couleur dépend de l'acidité du milieu.

Pour illustrer ce phénomène, nous avons en travaux pratiques, étudié un colorant similaire, le bleu de bromothymol (BBT), qui a la particularité d'être jaune dans un milieu acide, et bleu au sein d'un milieu basique.

La couleur jaune est due à l'espèce du BBT de formule chimique $C_{27}H_{28}Br_2O_5S$ que l'on notera H*Ind*. La couleur bleue est quand elle due a l'espèce chimique de formule $C_{27}H_{27}Br_2O_5S^- + Na^+$ que l'on notera $Ind^- + Na^+$.

Nous avons ainsi constaté que si on introduit du BBT bleu dans de l'acide chlorhydrique, ou dans tout autre milieu acide ou l'ion H_3O^+ (ion oxonium) prédomine, le BBT change de couleur et devient bleu. Ceci s'explique par le fait que la forme bleu du BBT *Ind-* réagit avec l'ion H_3O^+ selon l'équation bilan :

$$H_3O^+ + Ind^- \longrightarrow H_2O + HInd$$

On constate donc que notre système chimique a été le siège d'une réaction chimique au cours de laquelle il y a eu un échange d'ion H+, et que l'on appelle réaction acido-basique.

Interprétons maintenant le changement de couleur du BBT jaune (H*Ind*) que l'on introduit dans une solution d'hydroxyde de sodium ou dans toute autre solution basique : ***(c'est aux élèves de le faire)***

$$HO^- + HInd \longrightarrow H_2O + Ind^-$$

Conclusion :

Il existe des réactions chimiques qui mettent en jeu des **transferts de proton H^+,** et que l'on appelle des réactions **acido-basiques**.

Remarque : on désigne par le « proton », l'ion hydrogène H+, c'est-à-dire un atome d'hydrogène qui a perdu son électron et qui n'est donc plus constitué que d'un seul proton.

2) Définitions d'un acide et d'une base au sens de Bronsted-Lowry :

La forme HIn du BBT peut céder un proton. Cette transformation peut-être schématisée par l'écriture :

$$HIn = In^- + H^+$$

De la même façon, les ions oxonium H_3O^+ contenus dans l'acide chlorhydrique peuvent eux aussi céder un proton H^+ selon l'équation :

$$H_3O^+ = H_2O + H^+$$

Brönsted-Lowry nomma ces espèces capables de céder un proton, **des acides**.

Réciproquement, la forme In^- du BBT peut capter un proton. Cette transformation peut-être schématiseée par l'équation :

$$In^- + H^+ = HIn$$

Et les ions hydroxydes HO^- contenus dans l'hydroxyde de sodium sont eux aussi capables de capter un proton selon l'équation :

$$HO^- + H^+ = H_2O$$

Brönsted-Lowry nomma ces espèces capables de capter des protons, des bases.

Conclusion :

Selon la théorie du chimiste Brönsted-Lowry :

- Un **acide** est une espèce chimique capable **de céder un proton**
- Une **base** est une espèce chimique capable de **capter un proton**.

Exercices 13 et 14 p 108

3) Les principaux acides et bases à connaître :

Espèce chimique acide	Solution acide correspondante
Chlorure d'hydrogène $HCl_{(g)}$	$H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ (acide chlorhydrique)
Acide nitrique $HNO_{3(l)}$	$H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$ (acide nitrique)
Acide sulfurique $H_2SO_{4(l)}$	$2\ H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ Acide sulfurique
Dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$	CO_2, H_2O Solution de dioxyde de carbone

Espèce chimique basique	Solution basique correspondante
Hydroxyde de sodium $NaOH_{(s)}$	$Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
Hydroxyde de potassium $KOH_{(s)}$	$K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
Ammoniac NH_3	$NH_{3(aq)}$
Carbonate de sodium $Na_2CO3_{(s)}$	$2\ Na^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

Exercices 8 et 9 p108

II) Qu'est-ce qu'un couple acide / base ?

1) Définition :

Voir TP 6 : les acides et les bases

Faire l'activité du manuel doc 3 p 95

Correction de l'activité :

1) Utilisation des énoncés :

a- Selon l'énoncé 1, un couple acide/base est constitué de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par transfert d'un ion H+. Une charge étant transférée, alors l'une des deux entités chimiques A ou B est obligatoirement chargée. L'énoncé 2 nous montre que si A est une molécule alors B est un anion. Dans le cas inverse si B est une molécule, alors A est un cation.

b- Les couples acide / base (A/B) doivent vérifier la demi équation $A = B + H^+$. Les couples qui vérifient cette condition sont NH_4^+/NH_3 ; $CH_3COOH_{(aq)}/CH_3COO^-_{(aq)}$; H_3O^+/H_2O ; $HCO_3^-{}_{(aq)}/CO_3^{2-}{}_{(aq)}$. Les espèces soulignées étant les acides.

c- La formule de l'anion $C_{12}H_6Cl_2NO_2Na^-$.

d- L'acide conjugué de cet anion a pour formule $C_{12}H_7Cl_2NO_2$. La demi équation correspondant à ce couple est alors : $C_{12}H_7Cl_2NO_2 = C_{12}H_6Cl_2NO_2^- + H^+$

e- Si on ajoute de l'acide chlorhydrique à la solution bleue précédente elle devient rouge. On a donc :

$$C_{12}H_6Cl_2NO_2^- + H_3O^+ \longrightarrow C_{12}H_7Cl_2NO_2 + H_2O$$

Bleu rouge

La forme acide ($C_{12}H_7Cl_2NO_2$) est donc rouge, et la forme basique ($C_{12}H_6Cl_2NO_2^-$) est bleue.

2) Différence de solubilité :

a- Le sel de sodium du dichloroindophénol est un solide ionique. Il se dissout et se solvate donc très bien dans les solvants polaires comme l'eau, mais très peu dans les solvants organiques peu polaires. C'est la raison pour laquelle la phase organique est incolore alors que la phase aqueuse est bleue, car l'ion dichloroindophénol basique se dissout dans la phase aqueuse.

b- Lorsque l'on acidifie le milieu, l'ion dichloroindophénol se transforme en son acide conjugué et colore la phase aqueuse en rouge. Cette forme acide est une molécule neutre qui se solvate préférentiellement dans des solvants organiques apolaires, et c'est pour cela que la forme acide passe dans la phase organique lorsque l'on agite l'ampoule à décanter car elle y est plus soluble.

Conclusion :

Deux espèces respectivement acide HA et basique A^-, sont dites **conjuguées** et forment un couple **acide /base**, noté par **convention**, dans l'ordre **HA/A^-.** Ce couple est défini par la demi équation acido-basique :

Acide = base + H^+

$HA = A^- + H^+$

Exercices 16 ; 18 et 20 p 109

2) Les couples acide/base à connaître :

Voir tableau manuel p 99

Couple acide/base et demi-équation	Nom de la forme acide	Nom de la forme basique
$NH_4^+{}_{(aq)}/NH_{3(aq)}$ $NH_4^+{}_{(aq)} = NH_{3(aq)} + H^+$	Ion ammonium	ammoniac
$CH_3COOH_{(aq)}/CH_3COO^-{}_{(aq)}$ $CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$	Acide éthanoïque	Ion éthanoate
$CO_2,H_2O/HCO_3^-{}_{(aq)}$ $CO2,H2O = HCO_3^-{}_{(aq)} + H^+$	Molécule de dioxyde de carbone solvatée	Ion hydrogénocarbonate
$HCO_3^-{}_{(aq)}/CO_3^{2-}{}_{(aq)}$ $HCO_3^-{}_{(aq)} = CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H^+$	Ion hydrogénocarbonate	Ion carbonate

3) Caractère amphotère de l'eau :

L'ion $H_3O^+{}_{(aq)}$ peut céder un proton pour donner $H_2O_{(l)}$: $H_3O^+{}_{(aq)} = H_2O_{(l)} + H^+$
Ces deux espèces forment le couple acide/base : $\mathbf{H_3O^+{}_{(aq)} / H_2O_{(l)}}$

L'ion $HO^-{}_{(aq)}$ peut capter un proton pour donner $H_2O_{(l)}$: $H_2O_{(l)} = HO^-{}_{(aq)} + H^+$
Ces deux espèces forment le couple acide/base : $\mathbf{H_2O_{(l)} / HO^-{}_{(aq)}}$

Conclusion :
L'eau qui constitue la base dans le couple $\mathbf{H_3O^+{}_{(aq)} / H_2O_{(l)}}$ et l'acide dans le couple $\mathbf{H_2O_{(l)} / HO^-{}_{(aq)}}$ est un **ampholyte**. On dit que l'eau est une espèce **amphotère.**

L'ion hydrogénocarbonate est un autre exemple d'espèce ampholyte, car il constitue la base du couple $CO_2,H_2O/HCO_3^-{}_{(aq)}$ et l'acide du couple $HCO_3^-{}_{(aq)}/CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

III) Comment établir l'équation d'une réaction acido-basique ?

Activité : *Comment écrire l'équation de la réaction entre l'ion hydroxyde et l'acide lactique ?*

L'acide lactique est un acide contenu dans le lait et qui a pour formule chimique : $CH_3CH(OH)CO_2H$. Une des techniques qui permet de connaître la fraîcheur d'un lait est d'utiliser la réaction entre cet acide lactique et les ions hydroxyde.
On fait donc réagir au laboratoire cet acide avec les ions hydroxyde $HO^-{}_{(aq)}$ provenant d'une solution de soude.

1- Identifier les deux couples acide/base mis en jeu.
2- Ecrire pour chacun de ces couples, la demi-équation acido-basique correspondante.
3- En déduire l'équation de la réaction.

Correction de l'activité :

1- Les deux couples mis en jeu sont :
$CH_3CH(OH)CO_2H / CH_3CH(OH)CO_2^-$
H_2O/HO^-

2- Demi-équations acido-basiques :
$CH_3CH(OH)CO_2H = CH_3CH(OH)CO_2^- + H^+$
$H_2O = HO^- + H^+$

3- En déduire l'équation de la réaction :
Pour établir l'équation de la réaction, on écrit les demi-équations acido-basiques l'une sous l'autre en faisant en sorte que les réactifs (en gras) soient placés dans le premier membre de chaque égalité, et on les combine de façon à ce qu'aucun proton n'apparaisse dans le bilan final :

$$\mathbf{CH_3CH(OH)CO_2H} = CH_3CH(OH)CO_2^- + H^+$$
$$\mathbf{HO^-} + H^+ = H_2O$$

$$CH_3CH(OH)CO_2H + HO^- \longrightarrow CH_3CH(OH)CO_2^- + H_2O$$

Conclusion :

Soit une réaction acido-basique qui met en jeu l'acide d'un couple HA/A^-, et la base d'un autre couple BH^+/B. L'équation bilan de cette réaction chimique est :

$$HA = A^- + \mathbf{H^+}$$
$$B + \mathbf{H^+} = BH^+$$

$$HA + B \longrightarrow A^- + B^+$$

Exercice d'application :

Ecrire les équations bilans des réactions entre :

- *la forme acide HIn d'un indicateur coloré et l'ion hydroxyde HO^-*
- *la forme basique In^- d'un indicateur coloré et l'ion oxonium H_3O^+*
- *l'ion oxonium H_3O^+ et l'ion hydroxyde HO^-*
- *l'acide acétique CH_3CO_2H et l'ion hydroxyde HO^-*
- *l'acide formique CHO_2H et l'ion hydroxyde HO^-*
- *l'ammoniac NH3 et l'ion oxonium H_3O^+*

Exercices 22 ; 23 ; 26 p110
Exercices 27 et 29 p 111

IV) Les dosages acido-basiques :

1) Qu'est-ce que doser une solution ? :

Doser (ou titrer) une entité chimique (molécule ou ion) en solution c'est déterminer sa concentration molaire dans la solution.

Pour cela nous avons vu qu'il existe des méthodes dites non destructives lorsque la concentration de la solution est liée à une grandeur physique mesurable comme la conductimétrie (voir chapitre sur la conductimétrie). Ces méthodes ont pour avantage de ne pas modifier ou souiller l'échantillon de solution dosé qui peut-être récupéré sans modification après les mesures.

Cependant dans certains cas, lorsqu'il n'existe pas de méthodes dites non destructives, nous devons avoir recours à une transformation chimique entre la solution à analyser et une autre solution. Cette réaction a pour conséquence de détruire l'échantillon que l'on dose et qui n'est donc plus utilisable. La méthode de dosage est dite destructive.

2) Comment peut-on doser une solution à l'aide d'une transformation chimique ?:

Pour réaliser un tel dosage, on fait réagir un volume connu de la solution contenant le **réactif à titrer** avec une autre espèce, dite **réactif titrant**, introduit en quantité connue (concentration connue et volume connu).

La réaction entre les réactifs titré et titrant est appelé **réaction de dosage** (ou réaction de titrage).

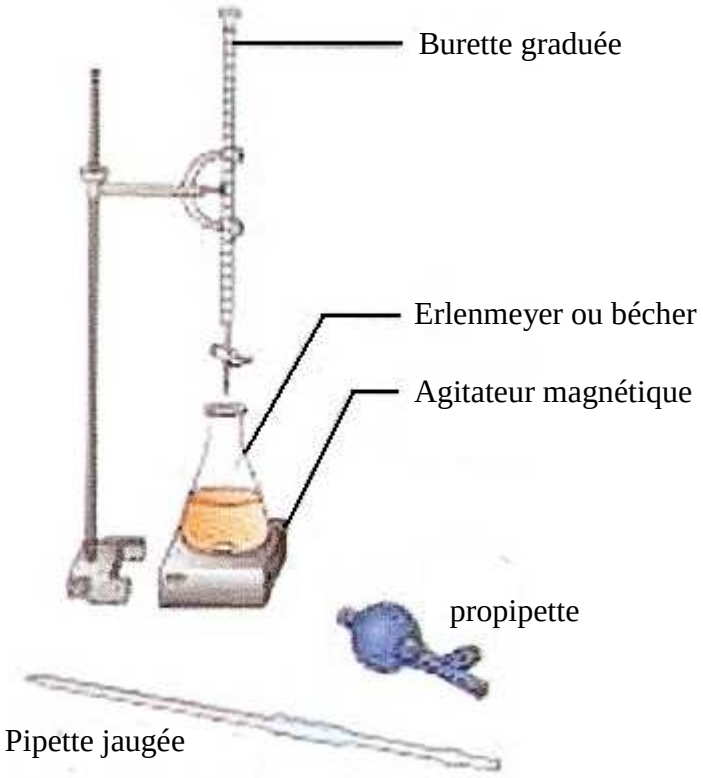
La réaction de dosage doit être :

- ✓ Rapide, elle doit parvenir à son terme instantanément ou très rapidement
- ✓ Totale, elle doit faire disparaître au moins l'un des deux réactifs
- ✓ Univoque, elle ne doit pas être perturbée par une autre réaction ayant les mêmes réactifs mais des produits différents.

Certaines réactions acide-base peuvent donc être mises à profit pour réaliser ce type de dosage.

Le montage habituel qui permet généralement de réaliser un dosage est constitué par :

- La burette graduée permettant d'introduire de façon progressive un volume connu de la solution de concentration connue, appelée **solution titrante**.
- La solution contenant l'espèce à doser est placé dans un erlenmeyer ou un bécher. Elle contient le réactif titré. On a introduit à la pipette jaugée un volume très précisément connu de solution à titrer.
- Un système d'agitation qui permet l'homogénéisation de la solution à chaque ajout de solution titrante dans la solution titrée.



3) Qu'est-ce que l'équivalence ?

L'équivalence est définie comme **l'état final du système** pour lequel **les réactifs titré et titrant ont été introduit dans les proportions stœchiométriques.**

L'équivalence correspond donc à l'état final du système pour lequel on **a inversion du réactif limitant**. C'est-à-dire qu'à l'équivalence le réactif titrant qui était limitant avant l'équivalence devient le réactif en excès après l'équivalence, alors que le réactif titré qui était en excès avant l'équivalence devient en excès après l'équivalence.

L'état d'équivalence d'un dosage acide-base peut-être repéré par divers moyens :

- Par le changement de couleur d'un indicateur coloré introduit dans le milieu réactionnel.
- Par le tracé d'une courbe basé sur la mesure du pH ou de la conductivité de la solution au cours du dosage.