

## Acides et bases – solutions acides et basiques

### I. Couples acido-basiques

- Au sens de Bronsted, un acide est une espèce chimique capable de **céder** un proton  $H^+$
- Au sens de Bronsted, une base est une espèce chimique capable de **capter** un proton  $H^+$
- Lorsqu'un acide **perd un proton**  $H^+$ , il se transforme en une espèce chimique capable de capter ce proton, soit en une base.  
La base qui se forme est appelée base conjuguée de cet acide.  
Demi-équation correspondante :  $AH_{(aq)} \rightarrow A^{-}_{(aq)} + H^{+}_{(aq)}$
- On peut définir un couple  $AH/A^{-}$  (ou  $BH^{+}/B$ ) appelé « couple acide/base »
- Exemples :

Nom de l'acide	Formule de l'acide	Formule de la base	Nom de la base	Couple
Chlorure d'hydrogène	HCl	$Cl^{-}$	Ion chlorure	HCl/ $Cl^{-}$
Acide éthanoïque	$CH_3 - COOH$	$CH_3 - COO^{-}$	Ion éthanoate	$CH_3 - COOH/CH_3 - COO^{-}$
Acide méthanoïque	HCOOH	$HCOO^{-}$	Ion méthanoate	HCOOH / $HCCO^{-}$
Acide carboxylique	$R - COOH$	$R - COO^{-}$	Ion carboxylate	$R-COOH/R-COO^{-}$
Ion ammonium	$NH_4^{+}$	$NH_3$	Ammoniac	$NH_4^{+}/NH_3$
Ion Méthylammonium	$CH_3 - NH_4^{+}$	$CH_3 - NH_2$	amine	$CH_3 - NH_4^{+}/ CH_3 - NH_2$
Acide nitrique	$HNO_3$	$NO_3^{-}$	Ion nitrate	$HNO_3 / NO_3^{-}$
Acide sulfurique	$H_2SO_4$	$HSO_4^{-}$	Ion hydrogénosulfate	$H_2SO_4 / HSO_4^{-}$
Dioxyde de carbone aqueux	$CO_2, H_2O$	$HCO_3^{-}$	Ion hydrogénocarbonate	$CO_2, H_2O / HCO_3^{-}$
<b>Eau</b>	<b><math>H_2O</math></b>	<b><math>OH^{-}</math></b>	<b>Ion hydroxyde</b>	<b><math>H_2O / OH^{-}</math></b>
<b>Ion hydronium Ou oxonium</b>	<b><math>H_3O^{+}</math></b>	<b><math>H_2O</math></b>	<b>Eau</b>	<b><math>H_3O^{+} / H_2O</math></b>

Remarque : l'eau est une espèce amphotère : elle peut jouer le rôle d'acide (couple  $H_2O/OH^{-}$ ) ou le rôle de base ( $H_3O^{+} / H_2O$ )

## II. Réaction acido-basique :

- Une réaction au cours de laquelle la base  $B$  d'un couple capte un **proton**  $H^+$  cédé par l'acide  $HA$  d'un autre couple est appelée **réaction acido-basique**.

- Exemple : réaction entre l'acide éthanoïque et l'ion hydroxyde :

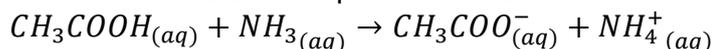
Couples mis en jeu :  $CH_3COOH/CH_3COO^-$  et  $H_2O/OH^-$

L'acide cède son proton :  $CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$

La base capte ce proton :  $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

Bilan de la réaction :  $CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

- Ecrire la réaction qui a lieu entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac



## III. Notion d'équilibre chimique :

- Mise en évidence : on réalise les 2 expériences suivantes :

**Réaction 1** : entre 10 mmol d'acide éthanoïque et 10 mmol d'ion hydroxyde.

- Compléter le tableau d'avancement :

		$CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
Etat initial	0	10	10	0	0
Etat intermédiaire	x	10 - x	10 - x	x	x
Avancement maximal	$x_{max}$	$10 - x_{max} = 0$	$10 - x_{max} = 0$	$x_{max}$	$x_{max}$

- Déterminer l'avancement maximal  $x_{max}$

Le mélange étant stoechiométrique, on peut calculer  $x_{max}$  à partir de la 1<sup>ère</sup> ou la 2<sup>ème</sup> colonne du tableau :  $x_{max} = 10 \text{ mmol}$

- On mesure la quantité d'ion éthanoate formé à la fin de la réaction par une méthode expérimentale. On trouve  $x_f = 10 \text{ mmol}$ . Commenter ce résultat

La valeur expérimentale est cohérente : on a bien  $x_f = x_{max}$

**Réaction 2** : entre 10 mmol d'acide éthanoïque et 10 mmol d'ion méthanoate.

- Compléter le tableau d'avancement :

		$CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)}$			
Etat initial	0	10	10	0	0
Etat intermédiaire	x	10 - x	10 - x	x	x
Avancement maximal	$x_{max}$	$10 - x_{max} = 0$	$10 - x_{max} = 0$	$x_{max}$	$x_{max}$

- Déterminer l'avancement maximal  $x_{max}$

Le mélange étant stoechiométrique, on peut calculer  $x_{max}$  à partir de la 1<sup>ère</sup> ou la 2<sup>ème</sup> colonne du tableau :  $x_{max} = 10 \text{ mmol}$

- On mesure la quantité d'ion éthanoate formé à la fin de la réaction par une méthode expérimentale. On trouve  $x_f = 2,4 \text{ mmol}$ . Commenter ce résultat

La valeur expérimentale est étonnante :  $x_f < x_{max}$

On dirait que toutes les molécules d'acide et de base mises en présence n'ont pas toutes réagi.

- Compléter le tableau d'avancement dans lequel on a fait apparaître l'état final de la réaction

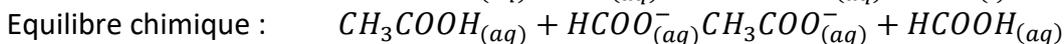
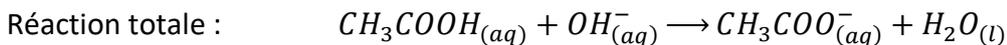
		$CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)}$			
Etat initial	0	10	10	0	0
Etat intermédiaire	x	10 - x	10 - x	x	X
Etat final	x <sub>f</sub>	10 - x <sub>f</sub> = 7,6	10 - x <sub>f</sub> = 7,6	x <sub>f</sub> = 2,4	x <sub>f</sub> = 2,4
Avancement maximal	x <sub>max</sub>	10 - x <sub>max</sub> = 0	10 - x <sub>max</sub> = 0	x <sub>max</sub> = 10	x <sub>max</sub> = 10

- Conclusion :

Une réaction est dite **quasi-totale** en faveur des produits si l'avancement final  $x_f$  de la réaction est quasiment égal à son avancement maximal  $x_{max}$ .

Lorsque  $x_f < x_{max}$ , les réactifs et les produits sont présents en quantités non négligeables dans l'état final. La réaction est appelée **équilibre chimique** ou **réaction équilibrée**.

- Convention d'écriture des réactions :



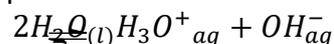
#### IV. pH des solutions

- Le pH est défini dans une solution aqueuse par rapport à la concentration en ion oxonium selon la relation :  $pH = -\text{Log}[H_3O^+]$

- La concentration en ion oxonium d'une solution aqueuse se calcule de façon suivante, lorsqu'on connaît le pH de la solution :  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

- Produit ionique de l'eau :

L'eau réagit avec elle-même selon l'équation :



- Des ions oxonium  $H_3O^+$  et hydroxyde  $OH^-$  cohabitent **dans toutes les solutions aqueuses** et leurs concentrations sont liées par la relation

$$K_e = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

relation valable **dans toutes les solutions aqueuses**.

- A 25°C :  $K_e = 10^{-14}$

- Dans l'eau pure où on a l'égalité  $[H_3O^+] = [OH^-]$ , soit  $K_e = [H_3O^+]^2$   
d'où  $[H_3O^+] = \sqrt{K_e}$   
à 25°C  $[H_3O^+] = \sqrt{10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$   
et  $pH = -\text{Log}[H_3O^+] = 7,0$

- Dans une solution acide, on a majoritairement des ions  $H_3O^+$  (apparus lors de la réaction de l'acide dans l'eau) et donc :

$$[H_3O^+] > [OH^-], \text{ soit } [H_3O^+]^2 > K_e$$

D'où  $[H_3O^+] > \sqrt{K_e}$

A 25°C  $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Et donc  $pH < 7,0$  à 25°C

Pour une solution basique  $pH > 7,0$  à 25°C

## V. Réaction des acides avec l'eau – acides forts et acides faibles

- Lorsqu'on introduit un acide dans l'eau, il réagit avec la base H<sub>2</sub>O.
- Le tableau d'avancement descriptif de cette réaction est :

		$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
Etat initial	0	$n_0$	Excès	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_0 - x$	Excès	x	x
Etat final	$x_f$	$n_0 - x_f$	Excès	$x_f$	$x_f$
Avancement maximal	$x_{max}$	$n_0 - x_{max} = 0$	Excès	$x_{max}$	$x_{max}$

- Exemple n°1 :

Une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $\text{pH} = 2,0$

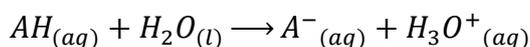
Le volume de cette solution est  $V = 1,0 \text{ L}$

Rappel : concentration d'une solution  $C = \frac{n_0}{V}$

où  $n_0$  est la quantité d'acide chlorhydrique initialement introduit dans le volume V pour fabriquer la solution.

- Calculer la valeur de  $n_0$  :  $n_0 = C \cdot V$  A.N.  $n_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- Détermination de  $x_{max}$  : D'après le tableau :  $x_{max} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- Détermination de  $x_f$  :  $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-\text{pH}} \cdot V$  A.N.  $x_f = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- Comparaison entre  $x_{max}$  et  $x_f$  :  
On constate que  $x_{max} = x_f$  donc la réaction de l'acide chlorhydrique avec l'eau est quasi-totale.  
On dit que l'acide chlorhydrique est un acide fort.

Un acide est fort si sa réaction avec l'eau est quasi-totale :



Conséquence : dans une solution aqueuse d'acide fort  $x_f = x_{max}$ ,

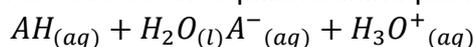
Or  $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V$  et  $x_{max} = C \cdot V$  d'où  $[H_3O^+]_f = C$

Le pH d'une solution d'acide fort se calcule alors de façon suivante :  $\text{pH} = -\text{Log}C$

- Exemple n°2 : Une solution d'acide éthanóique de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  a un  $\text{pH} = 3,4$ 
  - Calculer la valeur de  $n_0$  :  $n_0 = C \cdot V$  A.N.  $n_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
  - Détermination de  $x_{max}$  : D'après le tableau :  $x_{max} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
  - Détermination de  $x_f$  :  $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-\text{pH}} \cdot V$  A.N.  $x_f = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$
  - Comparaison entre  $x_{max}$  et  $x_f$  :  
On constate que  $x_f < x_{max}$  donc la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau est un équilibre chimique. On dit que l'acide éthanóique est un acide faible

Généralisation :

Un acide est faible si sa réaction avec l'eau est un équilibre chimique :



Conséquence : dans une solution aqueuse d'acide faible

$x_f < x_{max}$

Or  $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V$  et  $x_{max} = C \cdot V$

D'où  $[H_3O^+]_f < C$

Le pH d'une solution aqueuse d'acide faible vérifie la relation

$\text{pH} > -\text{Log}C$

