

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 ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	Ion hydrogénosulfate	H ₂ SO ₄ / HSO ₄ ⁻
Dioxyde de carbone aqueux	CO ₂ , H ₂ O	HCO ₃ ⁻	Ion hydrogénocarbonate	CO ₂ , H ₂ O / HCO ₃ ⁻
Eau	H₂O	OH⁻	Ion hydroxyde	H₂O / OH⁻
Ion hydronium Ou oxonium	H₃O⁺	H₂O	Eau	H₃O⁺ / H₂O

Remarque : l'eau est une espèce amphotère : elle peut jouer le rôle d'acide (couple H₂O/OH⁻) ou le rôle de base (H₃O⁺ / H₂O)

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 :

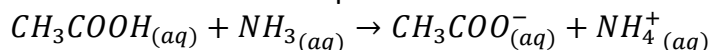
Couples mis en jeu : CH_3COOH/CH_3COO^- et H_2O/OH^-

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^{ère} ou la 2^{ème} 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^{ère} ou la 2^{ème} 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

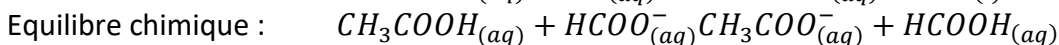
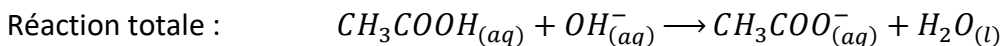
		$CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)}$			
Etat initial	0	10	10	0	0
Etat intermédiaire	x	10 - x	10 - x	x	X
Etat final	x _f	10 - x _f = 7,6	10 - x _f = 7,6	x _f = 2,4	x _f = 2,4
Avancement maximal	x _{max}	10 - x _{max} = 0	10 - x _{max} = 0	x _{max} = 10	x _{max}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



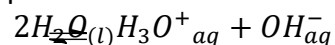
IV. pH des solutions

- 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 H₂O.
- 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 $pH = 2,0$

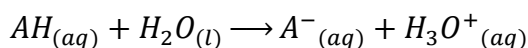
Le volume de cette solution est $V = 1,0 \text{ L}$

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 : $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-pH} \cdot V$ 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 $x_f = x_{max}$,

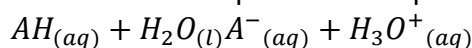
Or $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V$ et $x_{max} = C \cdot V$ d'où $[H_3O^+]_f = C$

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

- Exemple n°2 : Une solution d'acide éthanoïque de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $pH = 3,4$
- 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 : $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-pH} \cdot V$ 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 éthanoïque et l'eau est un équilibre chimique. On dit que l'acide éthanoïque 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

$pH > -\text{Log}C$

