



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

COUPLE ACIDE/BASE - CLASSIFICATION

I. Situation d'apprentissage

Lors de la préparation du concours dénommé « génie en herbe » au Lycée Moderne d'Agnibilékrou, deux élèves de Terminale C échangent au sujet de la force des acides carboxyliques. L'un soutient que certains acides carboxyliques sont plus forts que d'autres, tandis que l'autre affirme que tous les acides carboxyliques ont la même force. Pour s'accorder, ensemble avec les autres élèves de la classe sous la supervision de leur professeur, ils cherchent à définir un couple acide/base, à déterminer le constante d'acidité K_a et le pK_a d'un couple acide/base, à expliquer la force d'un acide ou d'une base et à classer les couples acide/base.

II. Contenu de la leçon

1. Définitions des acides et des bases selon Brønsted

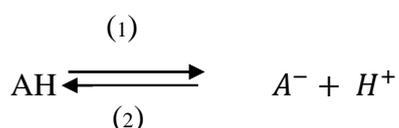
1.1. Définition d'un acide

Un acide est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs protons H^+ .

1.2. Définition d'une base

Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

On peut écrire symboliquement :



Dans le sens (1), l'acide AH cède le proton et dans le sens (2), la base A^- capte le proton.

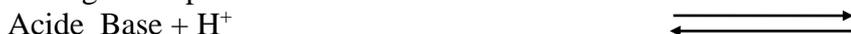
2. Notion de couple acide/ base

2.1. Définition du couple acide/base



- (2)
- Dans le sens (1), CH_3COOH cède un proton H^+ : c'est un **acide**.
 - Dans le sens (2), CH_3COO^- capte un proton H^+ : c'est une **base**.
 - Ces deux espèces chimiques sont dites **conjuguées** et elles constituent le **couple acide/base** noté **CH_3COOH/CH_3COO^-** .

De manière générale un couple acide/base est constitué par deux espèces chimiques conjuguées qui échangent un proton selon le schéma :



Et on le note **Acide/Base**.

2.2. Exemples de couples acide/base

- Acideéthanoïque/ ion éthanoate ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$)
- Acide méthanoïque/ ion méthanoate ($\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$)
- Acide monochloroéthanoïque/ ion monochloroéthanoate ($\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$)
- Ion ammonium/ammoniac ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$)
- Ion méthylammonium/méthylamine ($\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$)
- Ion éthylammonium/éthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$)

2.3. Les couples de l'eau.

Soit l'équation suivante : $\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$

L'ion hydronium est susceptible de céder un proton ; c'est un **acide**.

Le couple résultant est : $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

L'eau est donc la **base**.

Soit l'équation suivante : $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$

L'ion hydroxyde est susceptible de capter un proton ; c'est une **base**.

Le couple résultant est : $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

L'eau est donc l'**acide**.

En somme, l'eau a un double comportement acide ou base : on dit que l'eau est **amphotère** ou qu'elle est un **ampholyte**.

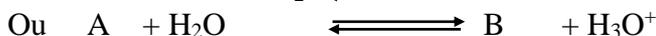
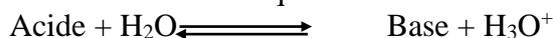
3. Constante d'acidité K_a d'un couple acide/base dans l'eau

3.1. Définition

C'est la constante d'équilibre qui régit l'équilibre chimique entre un acide et sa base conjuguée en solution aqueuse. Elle est notée **K_a** .

3.2. Expression du K_a

Soit la réaction chimique suivante :



La constante d'acidité du couple A/B dans l'eau est donnée par la relation :

$$K_a = \frac{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}]}$$

Remarque :

- K_a est sans unité
- K_a dépend de la température
- K_a est indépendante des autres espèces chimiques présentes en solution.

3.3. pK_a du couple acide/base dans l'eau

Le pK_a d'un couple acide/base dans l'eau est : $pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$

Donc : $pH = pK_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$

Valeurs de K_a et pK_a à 25°C de quelques couples acide/base.

Couple acide/base	K_a	pK_a
$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,7
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,7
$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$6,3 \cdot 10^{-10}$	9,2
$\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$	$1,9 \cdot 10^{-11}$	10,7

4. Détermination du pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

4.1 Étude théorique

On mélange un volume $V_a = 10\text{mL}$ d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-2}\text{mol/L}$ avec un volume $V_b = 40\text{mL}$ d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-1}\text{mol/L}$. Le pH du mélange est 5,4 à 25°C.

1. Ecris :

- 1.1. l'équation-bilan de la réaction entre CH_3COOH et H_2O .
 1.2. l'équation-bilan de la réaction entre CH_3COONa et H_2O et celle entre CH_3COO^- et H_2O .
 2. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange puis détermine leur concentration molaire.
 3. Détermine le pKa du couple présent dans le mélange.

<p>I. 1.1. Equation-bilan $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ 1.2. Equation-blans $\begin{cases} \text{CH}_3\text{COONa} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ \\ \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \end{cases}$ 2. Inventaire des espèces chimiques et détermination de leur concentration molaire. Molécules : CH_3COOH ; H_2O Ions : CH_3COO^- ; H_3O^+ ; OH^- ; Na^+</p> <ul style="list-style-type: none"> • Utilisation du pH $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ • Utilisation du Ke $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ $[\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$ • Ion spectateur $[\text{Na}^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$ $[\text{Na}^+] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ 	<ul style="list-style-type: none"> • Electroneutralité $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$ Or $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+]$ de plus $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{Na}^+]$ <p>D'où $[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{Na}^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$ Soit $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$ $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$</p> <ul style="list-style-type: none"> • Conservation de la matière $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$ Soit $\frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b} + \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b} = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b} + [\text{CH}_3\text{COOH}]$ $\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b}$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
--	--

Remarque :

Tout se passe si CH_3COOH et CH_3COO^- ne réagissent pas.

De façon générale lorsqu'on mélange un volume V_a d'un acide faible de concentration C_a avec un volume V_b de sa base conjuguée de concentration C_b on a : $[\text{B}]_{\text{mél}} = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$ et $[\text{A}]_{\text{mél}} = \frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b}$

soit $\frac{[\text{B}]_{\text{mél}}}{[\text{A}]_{\text{mél}}} = \frac{C_b V_b}{C_a V_a}$ si $\frac{1}{10} \leq \frac{C_b V_b}{C_a V_a} \leq 10$

Comme $C_a = C_b$ on obtient $\frac{[\text{B}]_{\text{mél}}}{[\text{A}]_{\text{mél}}} = \frac{V_b}{V_a}$

3. Détermination du pKa

Vérification $\frac{C_b V_b}{C_a V_a} = 4$. Condition vérifiée

Donc :

$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ soit $\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{C_b V_b}{C_a V_a}$

A.N : $\text{pKa} = \underline{5,4 - \log 4} = \underline{4,80}$

4.2 Vérification expérimentale de la relation $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$

4.2.1 Expérience et résultats

On mélange un volume V_a de CH_3COOH avec un volume V_b de $(\text{CH}_3\text{COO}^-, \text{Na}^+)$ de même concentration tel que $V_a + V_b = \text{constante} = 100 \text{ mL}$. Après chaque mélange, on mesure le pH. Les valeurs sont consignées dans le tableau ci-dessous :

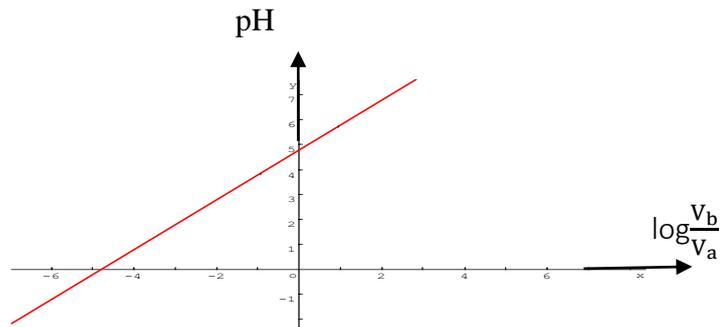
V_a (mL)	90	80	70	60	40	30	20	10
V_b (mL)	10	20	30	40	60	70	80	90
pH	3,8	4,15	4,4	4,6	4,9	5,1	5,35	5,7
$\log \frac{V_b}{V_a}$	-0,95	-0,6	-0,37	-0,18	0,18	0,37	0,6	0,95

1. Complète le tableau.
2. Trace le graphe $\text{pH} = f(\log \frac{V_b}{V_a})$ Echelle :
3. Montre que le pH peut s'écrire sous la forme $\text{pH} = \alpha \log \frac{V_b}{V_a} + \beta$ à partir du graphe.
4. Déduis-en les valeurs de pK_a et K_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$.

4.2.2. Exploitation de résultats

1. Voir tableau ci-dessus.

2. Tracé du graphe $\text{pH} = f(\log \frac{V_b}{V_a})$



3. Le graphe $\text{pH} = f(\log \frac{V_b}{V_a})$ est une droite affine. Son équation est de la forme $\text{pH} = \alpha \log \frac{V_b}{V_a} + \beta$

Déterminons de α

α est le coefficient directeur de la droite : $\alpha = \frac{\Delta \text{pH}}{\Delta \log \frac{V_b}{V_a}}$ A.N : **$\alpha = 1$**

Détermination de β

β est l'ordonnée à l'origine ; **$\beta = 4,75$** (voir graphe ci-dessus ; la valeur du pH pour $\log \frac{V_b}{V_a} = 0$).

D'où $\text{pH} = 4,75 + \log \frac{V_b}{V_a}$

4. Par identification, on a : **$\text{pK}_a = 4,75$** et on en déduit que **$\text{K}_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$**

4.2.3. Conclusion

Une solution aqueuse contenant un acide et sa base conjuguée A/B faibles dans l'eau a pour

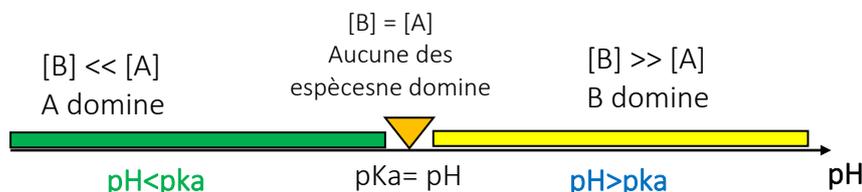
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$$

5. Domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée

5.1 Domaines de prédominance

La relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ permet de déterminer l'espèce prédominante (acide ou base) selon la valeur du pH de la solution, ainsi :

- Si $\text{pH} > \text{pK}_a \Rightarrow [\text{B}] > [\text{A}]$: la base prédomine.
- Si $\text{pH} = \text{pK}_a \Rightarrow [\text{B}] = [\text{A}]$: la base et l'acide sont en quantité égale.
- Si $\text{pH} < \text{pK}_a \Rightarrow [\text{B}] < [\text{A}]$: l'acide prédomine.



5.2. Application : les indicateurs colorés

5.2.1. Définition

Un indicateur coloré est une solution contenant le couple HIn/In^- dont les deux formes (acide et base conjuguée) ont des teintes (ou couleurs) différentes.

L'équation-bilan de sa réaction avec l'eau est :



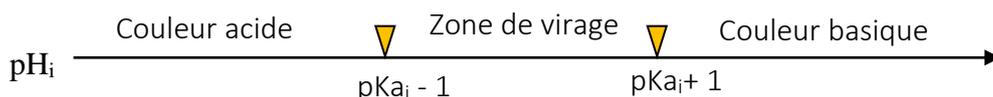
5.2.2. Zone de virage

La relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ devient pour un indicateur coloré $\text{pH}_i = \text{pK}_{a_i} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$

Des expériences montrent que :

- si $[\text{HIn}] > 10[\text{In}^-]$ alors la forme acide impose sa couleur soit $\text{pH}_i < \text{pK}_{a_i} - 1$
- si $[\text{HIn}] = [\text{In}^-]$, alors les deux formes colorées se superposent
- si $[\text{HIn}] < 10[\text{In}^-]$, alors la forme basique In^- impose sa couleur.

La zone comprise entre $\text{pK}_{a_i} - 1$ et $\text{pK}_{a_i} + 1$ est appelée *la zone de virage*. Dans cette zone les deux formes colorées se superposent.



5.2.3 Les principaux indicateurs colorés

Indicateurs colorés	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6 – 7,6	Bleu
Phénolphtaléine	incoloré	8,2 – 10	Rouge violacée

6. Force d'un acide faible, d'une base faible

6.1. Force d'un acide faible

6.1.1. Expérience et résultats

Soit deux solutions S_1 d'acide méthanoïque et S_2 d'acide éthanoïque de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$. La mesure de leur pH à 25°C donne respectivement $\text{pH} = 2,9$ et $\text{pH} = 3,4$.

6.1.2. Exploitation des résultats

1. Ecris les équations d'ionisation des acides avec l'eau.
2. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
3. Détermine :
 - 3.1. les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
 - 3.2. les constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} .
4. Déduis- en les pKa des deux couples.

<p>➤ Solution S₁</p> <p>Espèces chimiques :</p> <p>Equation d'ionisation de l'acide méthanoïque : $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <p>Ions: OH⁻; H₃O⁺; HCOO⁻</p> <p>Molécules : HCOOH ; H₂O</p> <p>Calcul des concentrations :</p> <p>$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L};$ $[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$ $[\text{HCOO}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L};$ $[\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-] = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <p>$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-4} ;$ pKa = - log Ka = 3,74</p>	<p>➤ Solution S₂</p> <p>Equation d'ionisation de l'acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <p>Espèces chimiques:</p> <p>Ions: OH⁻; H₃O⁺; CH₃COO⁻</p> <p>Molécules: CH₃COOH; H₂O</p> <p>Calcul des concentrations :</p> <p>$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L};$ $[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L};$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <p>$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,65 \cdot 10^{-5} ;$ pKa = - log Ka = 4,78</p>
--	--

6.1.3. Interprétation

On constate qu'à concentrations égales :

$[\text{HCOO}^-] > [\text{CH}_3\text{COO}^-]$, l'acide méthanoïque s'ionise plus que l'acide éthanoïque.

L'acide méthanoïque est donc **plus fort** que l'acide éthanoïque.

$K_a(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) > K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)$

6.1.4. Conclusion

De deux acides faibles, le plus fort est celui qui appartient au couple qui a le plus grand K_a et donc le pKa correspondant le plus faible.

6.2. Force d'une base faible

6.2.1. Expérience et résultats

On considère deux solutions basiques de même concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Une solution S₁ d'ammoniac dont le pH vaut 10,6 et une solution S₂ de méthylamine de pH = 11,3 à 25°C.

6.2.2. Exploitations des résultats

1. Ecris les équations d'ionisation dans l'eau.
2. Fais les inventaires des espèces chimiques présentes
3. Détermine :
 - 3.1. les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
 - 3.2. les constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2}
4. Déduis-en les pKa des deux couples.

<p>➤ Solution S₁</p> <p>Equation d'ionisation de l'ammoniac : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$</p> <p>Espèces chimiques :</p> <p>Ions : NH₄⁺ ; OH⁻ ; H₃O⁺</p> <p>Molécules : NH₃ ; H₂O</p> <p>Calcul des concentrations :</p>	<p>➤ Solution S₂</p> <p>Equation d'ionisation: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$</p> <p>Espèces chimiques :</p> <p>Ions : OH⁻ ; H₃O⁺ ; CH₃NH₃⁺</p> <p>Molécules : CH₃NH₂ ; H₂O</p> <p>Calcul des concentrations :</p>
---	--

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L};$ $[OH^-] = 10^{pH-14} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ $[NH_4^+] = [OH^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L};$ $[NH_3] = C_b - [NH_4^+] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ $K_{a1} = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 6,1 \cdot 10^{-10}; \quad pK_{a1} = 9,2$	$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L};$ $[OH^-] = 10^{pH-14} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ $[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L};$ $[CH_3NH_2] = C_b - [CH_3NH_3^+] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ $K_{a2} = \frac{[CH_3NH_2] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3NH_3^+]} = 2 \cdot 10^{-11}; \quad pK_{a2} = 10,7$
---	---

6.2.3. Interprétation

On remarque qu'à concentrations égales :

$[CH_3NH_3^+] > [NH_4^+]$, la méthylamine s'ionise plus que l'ammoniac.

La méthylamine est donc une base **plus forte** que l'ammoniac.

- $K_{a2} > K_{a1}$

6.2.4. Conclusion

De deux bases faible, la plus forte est celle qui appartient au couple qui a le plus petit K_a et donc le pK_a correspondant le plus grand.

6.3. Conclusion générale

- La force d'un acide faible croît avec le K_a et décroît avec le pK_a .
- La force d'une base faible croît avec le pK_a et décroît avec le K_a .

7. Classification des couples acide/base dans l'eau

7.1. Couples dont l'acide est fort

La réaction d'un acide fort avec l'eau est totale. Ainsi tous les acides forts sont plus forts que H_3O^+ . H_3O^+ est le seul acide fort qui puisse exister dans l'eau. Les bases conjuguées des acides forts ne réagissent pas avec l'eau ; elles sont plus faibles que H_2O . Elles sont dites **indifférentes** dans l'eau.

7.2. Couples dont la base est forte

La réaction d'une base forte avec l'eau est totale. Les acides conjugués des bases fortes ne réagissent pas avec l'eau. On dit qu'ils sont **indifférents** et plus faibles que H_2O . Toutes les bases fortes sont plus fortes que l'ion OH^- .

Remarque :

Le classement relatif des acides forts et des bases fortes est impossible dans l'eau.

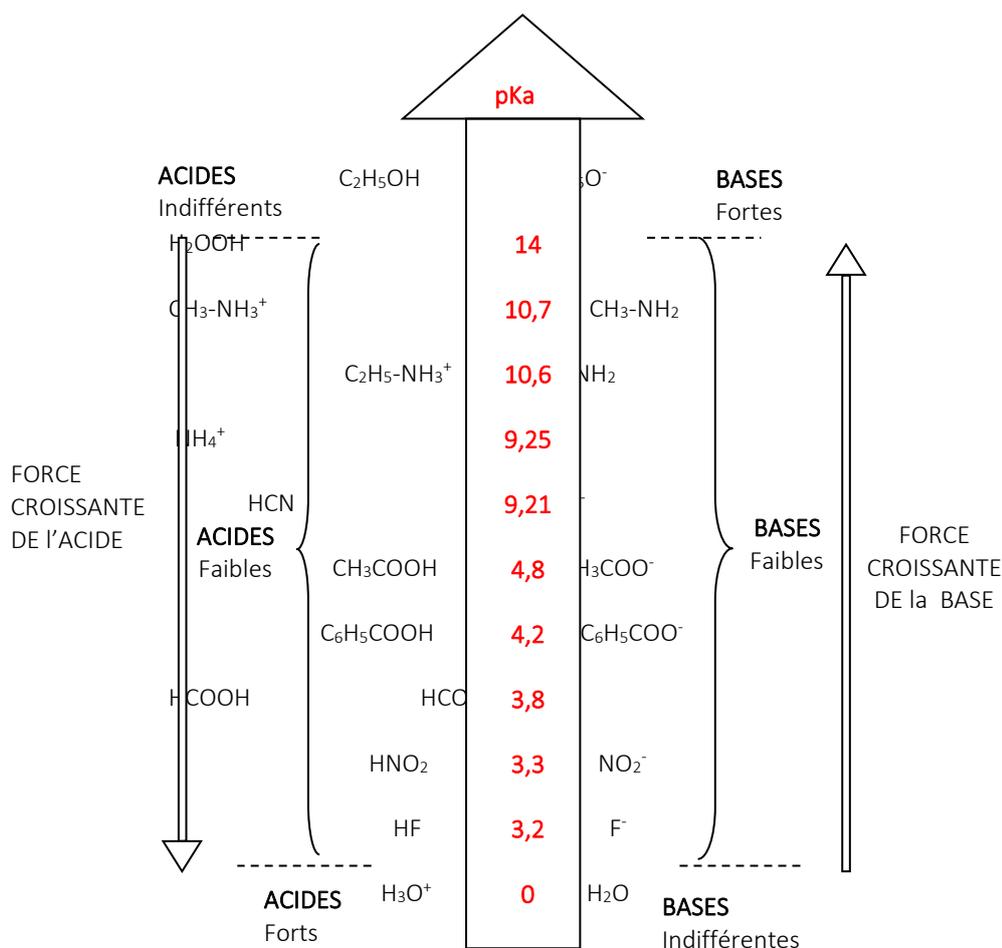
7.3. Couples dont l'acide et la base conjuguée sont faibles

La réaction d'un acide faible ou d'une base faible avec l'eau est partielle et aboutit à un équilibre chimique caractérisé par une constante d'équilibre appelée constante d'acidité K_a .

Ainsi :

- La base conjuguée d'un acide faible est faible et vice versa.
- Plus un acide faible est fort, plus sa base conjuguée est faible et vice versa.

7.4. Classification de quelques couples acide/base dans l'eau



SITUATION D'ÉVALUATION

Après le cours sur « couple acide/base », le professeur vous soumet à un test pour vérifier vos acquis.

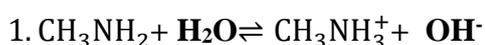
A un volume $V_1=20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de méthylamine de concentration $C_1=0,1\text{mol/L}$, on ajoute un volume $V_2=10\text{mL}$ d'une solution de chlorure de méthylammonium (CH_3NH_3^+ ; Cl^-) de concentration $C_2=0,2\text{mol/L}$. Le pH du mélange est de 10,7

Le professeur demande de déterminer la valeur du pKa du couple acide/base et comparer la force des deux bases.

Par ailleurs, il vous donne la valeur du pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: $\text{pKa}=9,2$

1. Ecris l'équation de la réaction du méthylamine (CH_3NH_2) avec l'eau.
- 2.
- 2.1. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.
- 2.2. Détermine leurs concentrations molaires volumiques.
- 3.
- 3.1. Détermine la constante d'acidité K_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ et deduis-en son pKa.
- 3.2. Compare la force des deux bases faibles CH_3NH_2 et NH_3 .

Solution:



2.

2.1.

Espèces chimiques :

Ions : OH^- ; H_3O^+ ; CH_3NH_3^+ et Cl^-

Molécules : CH_3NH_2 et H_2O .

2.2. Déterminons les concentrations molaires :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 2.10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 5.10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{c_2V_2}{V_T} = 6,67.10^{-2} \text{ mol/L}$$

Electroneutralité

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \approx [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

A.N :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \approx 6,72.10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] + [\text{CH}_3\text{NH}_2] = \frac{c_1V_1}{V_T} + \frac{c_2V_2}{V_T}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = \frac{c_1V_1}{V_T} + \frac{c_2V_2}{V_T} - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$$

A.N:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 6,68.10^{-2} \text{ mol/L}$$

3.

3.1.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2].[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = 2.10^{-11}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

AN :

$$\text{p}K_a = 10,7.$$

3.2.

$$\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) < \text{p}K_a(\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2).$$

Donc NH_3 est plus basique que CH_3NH_2 .

III. EXERCICES

Exercice 1

Définis :

1. un acide selon Brönsted

2. une base selon Brönsted

3 un couple acide/base

4. un indicateur coloré.

Solution :

1. Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs proton H^+ .

2. Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs proton H^+ .

3. Un couple acide/base est constitué par deux espèces chimiques conjuguées qui échangent un ou plusieurs protons.

4. Un indicateur coloré est une solution contenant le couple HIIn/In^- dont les deux formes (acide et base conjuguée) ont des teintes (ou couleurs) différentes.

Exercice 2

On donne les valeurs du K_a des deux couples acide/base suivants à 25°C :



1. Compare les deux K_a .

2. Deduis-en :

2.1. l'acide faible le plus fort,

2.2. la base faible la plus forte.

Solution:



2.

2.1. CH_3COOH est le plus fort.

2.2. SO_3^{2-} est la base la plus forte.

Exercice 3

1°) Écris les couples acide/base correspondant à chacune des espèces suivantes :

Acide hypobromeux (HBrO) ; méthylamine (CH_3NH_2).

2°) On te donne les acides faibles suivants :

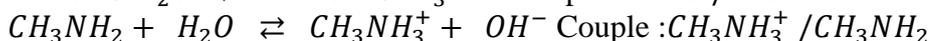
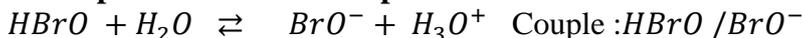
HCOOH ; CH_2ClCOOH ; $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$

2.1 Écris la formule chimique et le nom de la base conjuguée de chacun de ces acides.

2.2 Écris les différents couples acide/base associés à ces acides.

Solution:

1. Couple acide/base correspondant :



2.

2.1 Formule chimique et nom de la base conjuguée

Acide faible	Formule chimique de la base conjuguée	Nom de la base conjuguée
HCOOH	HCOO^-	ion méthanoate
CH_2ClCOOH	$\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$	ion monochloroéthanoate
$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	ion triméthylammonium

2.2 Couples acide/base associés



Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques de Physique-chimie, un groupe d'élèves de terminale scientifique réalise une expérience.

Ils mesurent le pH d'une solution aqueuse d'acide acétique (acide éthanoïque) de concentration molaire $C_a = 0,1 \text{ mol/L}$. Ils trouvent $\text{pH} = 2,9$.

Il leur a été demandé de déterminer le $\text{p}K_a$ du couple acide/base présent dans la solution.

Tu es sollicité pour faire le compte rendu.

1. Écris l'équation de dissociation de l'acide acétique dans l'eau.

2. Dis le couple acido-basique qui est mis en jeu ?

3.

3.1. Fais l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.

3.2. Détermine la concentration molaire de chacune de ces espèces chimiques.

3.3. Calcule la constante d'acidité K_a du couple précédent.

3.4. Déduis-en son pKa.

Solution:



2. C'est le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

3.

3.1

Espèces chimiques:

Ions: OH^- ; H_3O^+ , CH_3COO^-

Molécules: CH_3COOH ; H_2O

3.2. Déterminons:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L ;}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Electroneutralité

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_a - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

3.3.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

3.4.

$$\text{pKa} = -\log K_a = 4,8.$$

Exercice 5

Au cours d'une séance d'évaluation, le professeur de physique-chimie vous demande de déterminer la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple ion méthylammonium/méthylamine en considérant une solution aqueuse de méthylamine CH_3NH_2 de concentration molaire volumique $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} = 11,3$ à 25°C . Tu es désigné pour exposer ton travail.

1. Donne les expressions du K_a et du pK_a du couple ion méthylammonium/méthylamine.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction chimique d'ionisation de la méthylamine de la méthylamine dans l'eau.
3. Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution.
4. Déduis la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple ion méthylammonium/méthylamine.

Solution:

1. Expressions du K_a et pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} \text{ et } \text{pK}_a = -\log K_a$$

2. Equation-bilan de la réaction chimique d'ionisation



3. Concentrations molaires volumiques

- espèces en solution : H_3O^+ ; OH^- ; CH_3NH_3^+ ; CH_3NH_2 ; H_2O

- calcul des concentrations molaires volumiques

- $[H_3O^+] = 10^{-pH}[H_3O^+] = 5,01 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$;
- $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} [OH^-] = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-12}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;
- Electroneutralité de la solution
 $[H_3O^+] + [CH_3NH_3^+] = [OH^-]$;
 $[CH_3NH_3^+] = [OH^-] - [H_3O^+] ; [OH^-] \ll [H_3O^+]$
 $[CH_3NH_3^+] \approx [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Conservation de la quantité de matière

$$C = [CH_3NH_3^+] + [CH_3NH_2] \Leftrightarrow [CH_3NH_2] = C - [CH_3NH_3^+]$$

$$[CH_3NH_2] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4. Constante d'acidité K_a et pK_a

$$K_a = \frac{[CH_3NH_2] \times [H_3O^+]}{[CH_3NH_3^+]}$$

$$K_a = \frac{8 \cdot 10^{-3} \times 5,01 \cdot 10^{-12}}{2 \cdot 10^{-3}} K_a = 2 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{et } pK_a = -\log K_a ; pK_a = -\log(2 \cdot 10^{-11}) = 10,7$$

IV. DOCUMENTATION

L'aspirine ou acide acétylsalicylique est un principe actif médicamenteux utilisé depuis plus de cent ans pour soulager la douleur, faire baisser la fièvre, traiter une inflammation ou fluidifier le sang.

L'acide acétylsalicylique a différentes propriétés pharmacologiques intéressantes.

En inhibant la synthèse des prostaglandines au niveau de l'hypothalamus, il a des effets :

- antalgique, il diminue la douleur ;
- anti-inflammatoire (non stéroïdien) ;
- antipyrétique, il fait baisser la fièvre ;
- en bloquant la synthèse plaquettaire du thromboxane A2, il favorise la circulation sanguine et évite la formation de caillots : effet antiagrégant plaquettaire (fluidifiant du sang) ;
- en agissant sur les cytokines (cellules chargées du développement des défenses de l'organisme), il est aussi supposé avoir une action sur le système immunitaire.

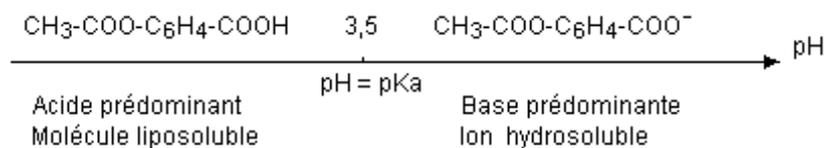


Diagramme de prédominance de l'acide acétylsalicylique (aspirine)