

CHAPITRE

9 Force des acides et des bases

Thème : Constitution et transformation de la matière

Contenus	Capacités attendues
Constante d'acidité K_A d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau K_e .	Associer K_A et K_e aux équations de réactions correspondantes.
Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau.	Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau. Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté.
Solutions courantes d'acides et de bases.	Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique $H_3O^+(aq)$, $Cl^-(aq)$, acide nitrique $H_3O^+(aq)$, $NO_3^-(aq)$, acide éthanoïque ($CH_3COOH(aq)$), soude ou hydroxyde de sodium ($Na^+(aq)$, $HO^-(aq)$), ammoniac ($NH_3(aq)$).
Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante, cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés.	Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base. Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution. Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage.
Solution tampon.	Citer les propriétés d'une solution tampon.

I. Acides forts et bases fortes

I. 1. Définition

Déf. 1

- ▶ Un acide fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau.
 $AH + H_2O \longrightarrow A^- + H_3O^+$
- ▶ Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau.
 $B + H_2O \longrightarrow BH^+ + HO^-$

Propriété 1

- La réaction est totale : on met donc une flèche simple \longrightarrow .
- Une solution aqueuse d'acide fort ne contient que $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ comme espèce acide.
- Pour un acide fort, $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$, donc $\text{pH} = \log\left(\frac{C}{C^0}\right)$.
- Une solution aqueuse de base forte ne contient que $\text{HO}^-(\text{aq})$ comme espèce basique.
- Pour une base forte, $[\text{HO}^-] = C$.

Activité 1.

- ▷ L'acide perchlorique HClO_4^- est un acide fort. Écrivez l'équation de sa réaction avec l'eau.
- ▷ L'hydroxyde de potassium KOH est une base forte. Écrivez l'équation de sa réaction avec l'eau.

I. 2. Quelques solutions d'acide fort et de base forte à connaître

Acide fort	Acide chlorhydrique	Acide nitrique
	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

Base forte	Hydroxyde de sodium (soude)
	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

Activité 2.

Déterminer le pH des solutions suivantes :

- solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution d'acide nitrique à $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 15, 16, 17 p 173

II. Acides faibles et bases faibles

II. 1. Définition

Déf. 2

- ▶ Un acide faible est un acide qui ne réagit pas totalement avec l'eau.
 $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- ▶ Une base faible est une base qui ne réagit pas totalement avec l'eau.
 $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{HO}^-$

Propriété 2

- La réaction n'est pas totale : on met donc une flèche double \rightleftharpoons .
- Pour un acide faible, $[\text{H}_3\text{O}^+] < \text{C}$.
- Pour une base forte, $[\text{HO}^-] < \text{C}$.

Activité 3.

- ▷ L'acide éthanoïque CH_3COOH est un acide faible. Écrivez l'équation de sa réaction avec l'eau. En déduire l'écriture de son couple.
- ▷ L'ammoniac NH_3 est une base faible. Écrivez l'équation de sa réaction avec l'eau. En déduire l'écriture de son couple.

Exercice 14 p 173

II. 2. Quelques solutions d'acide faible et de base faible à connaître

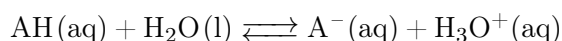
Acide faible	Acide éthanoïque
	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$

Base faible	Ammoniac
	$\text{NH}_3(\text{aq})$

II. 3. Constante d'acidité

Définition 3

La constante d'acidité K_A d'un couple AH/A^- est la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'acide AH et l'eau :



Elle s'écrit :

$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{eq} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq} \cdot C^0}$$

On définit également : $pK_A = -\log K_A$ (et donc $K_A = 10^{-pK_A}$)

Propriété 3

Pour un couple donné, K_A et pK_A ne dépendent que de la température.

Activité 4.

Écrivez la constante d'acidité des couples suivants :

- ▷ $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
- ▷ $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

II. 4. Produit ionique de l'eau

L'eau est une espèce amphotère, suivant la réaction (appelée **réaction d'autoprotolyse de l'eau**) : $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$.

Définition 4

Le produit ionique de l'eau K_e est la constante d'équilibre liée à la réaction d'autoprotolyse de l'eau. Elle s'écrit :

$$K_e = \frac{[\text{HO}^-]_{eq} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{(C^0)^2}$$

On définit également : $pK_e = -\log K_e$ (et donc $K_e = 10^{-pK_e}$)

Propriété 4

Le produit ionique de l'eau vaut 10^{-14} à 20°C .

Activité 5.

Déterminer le pH d'une solution d'hydroxyde de potassium (un acide fort) à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 11 p 173

II. 5. Force des acides et des bases

Déf.5

Un acide est d'autant plus fort que son K_A est grand (et donc son pK_A petit).
Une base est d'autant plus forte que son K_A est petit (et donc son pK_A grand).

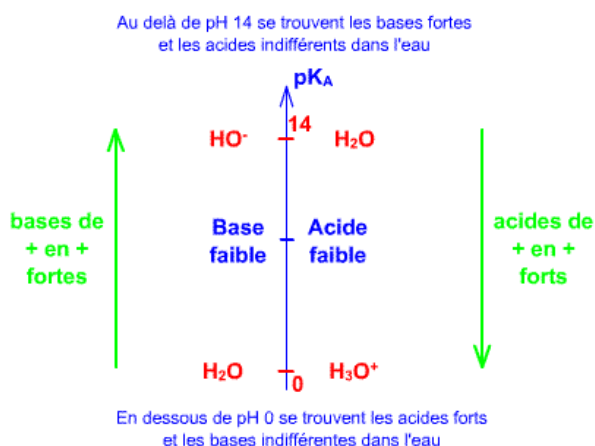


FIGURE 9.1 – Classement des acides et des bases selon leur valeur de pK_A

Activité 6.

18 p 174

II. 6. Détermination de la composition finale d'un acide faible dans l'eau

Activité 7.

Exercice 20 p 174

On réalise $V = 20 \text{ mL}$ d'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ de concentration en soluté apporté $C = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le pK_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,8.

1. Déterminez la valeur de la constante d'acidité K_A .
2. Établissez un tableau d'avancement en utilisant les expressions littérales.
3. Rappelez les expressions littérales du taux d'avancement τ et de la constante d'acidité K_A .
4. Exprimez les concentrations $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})]_f$ en fonction de C et de τ .
5. Exprimez la concentration $[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})]_f$ en fonction de C et de τ .
6. Déduisez des deux questions précédentes l'expression de K_A en fonction de τ et de C .
7. Résolvez l'équation du second degré pour connaître le taux d'avancement τ .
8. Justifiez que l'acide éthanóïque est un acide faible.
9. Calculez, à partir du taux d'avancement, la valeur de $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f$ puis la valeur du pH.

II. 7. Diagramme de prédominance

Pour tout couple d'acide faible / base faible ($\text{AH} : \text{A}^-$), on peut écrire :

- ▷ lorsque le pH de la solution est égal au pK_A du couple considéré : alors $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$; l'acide et la base ont la même concentration.
- ▷ lorsque le pH de la solution est supérieur au pK_A du couple considéré : alors $[\text{A}^-] > [\text{AH}]$; la base A^- prédomine.
- ▷ lorsque le pH de la solution est inférieur au pK_A du couple considéré : alors $[\text{A}^-] < [\text{AH}]$; l'acide AH prédomine

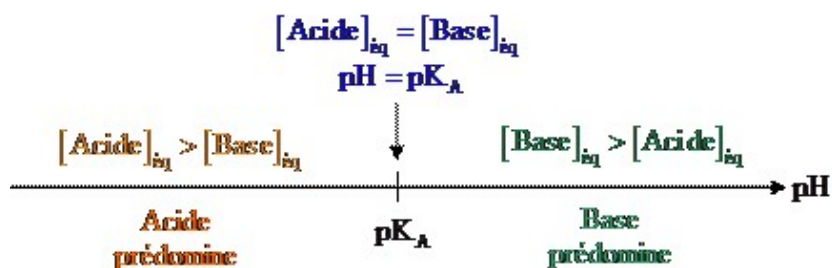


FIGURE 9.2 – Diagramme de prédominance d'un couple acide / base

Le diagramme de distribution donne le pourcentage d'acide et de base d'un couple acide/base en fonction du pH.

Lorsque que la forme acide et la forme basique du couple sont en quantités égales alors $pH = pK_A$.

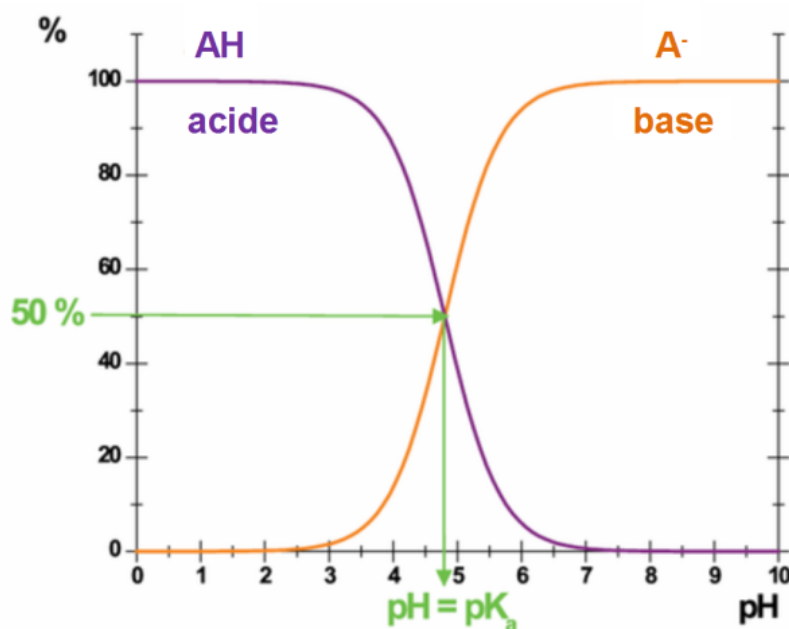


FIGURE 9.3 – Diagramme de distribution d'un couple acide / base

Activité 8. 21 p 174

III. Les indicateurs colorés

Déf.6

Un indicateur coloré est un couple acide/base dont l'espèce acide du couple et l'espèce basique du couple n'ont pas la même couleur.

Propriété 5

Le changement de couleur d'un indicateur coloré s'opère dans une zone nommée "zone de virage", elle est située proche du pK_A du couple.

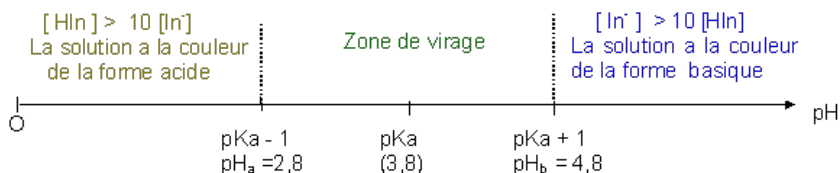


FIGURE 9.4 – Zone de virage d'un indicateur coloré



FIGURE 9.5 – Zone de virage du bleu de bromothymol (BBT)

Propriété 6

- Les indicateurs colorés sont très utilisés pour repérer l'équivalence d'un titrage acide-base.
- Il faut bien le choisir pour que le pH à l'équivalence appartienne à la zone de virage de l'indicateur colorée.

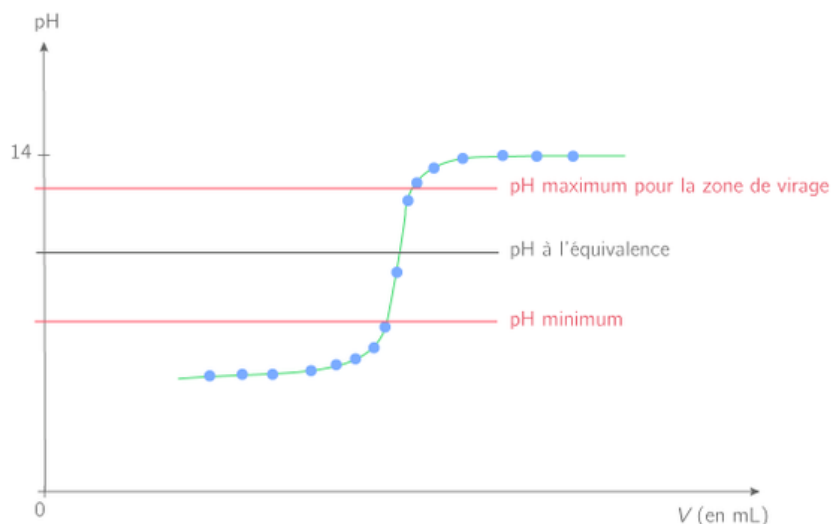


FIGURE 9.6 – Choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage acide-base

Activité 9.

24 p 175

IV. Les solutions tampons

Déf. 7

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par ajout d'une faible quantité d'acide ou de base, ou par dilution. Une solution tampon contient un acide et une base faible dans les mêmes quantités.

Propriété 7

- Une solution tampon est une solution d'acide faible ou de base faible.
- Le pH de la solution tampon est égal au pK_A du couple.

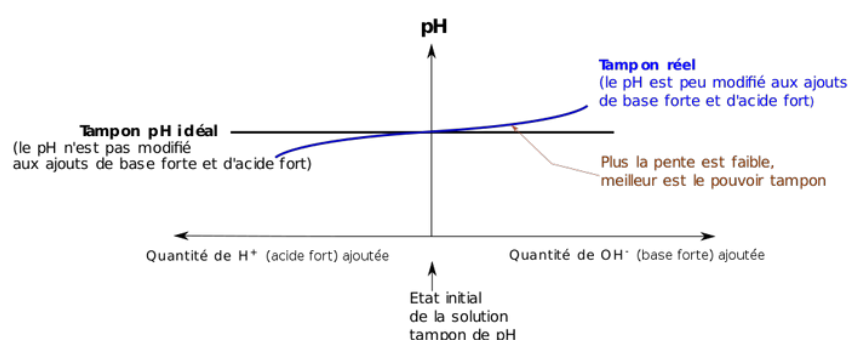


FIGURE 9.7 – Faible variation du pH d'une solution tampon lors de l'ajout d'une solution d'acide ou de base

Activité 10.

23 p 175

V. Acides alpha-aminés

Déf. 8

Les acides alpha-aminés sont des molécules qui possèdent deux groupes caractéristiques :

- ▶ un groupe amine : couple $-NH_3^+$ / $-NH_2$
- ▶ un groupe carboxyle : couple $-CH_3COOH$ / $-CH_3COO^-$

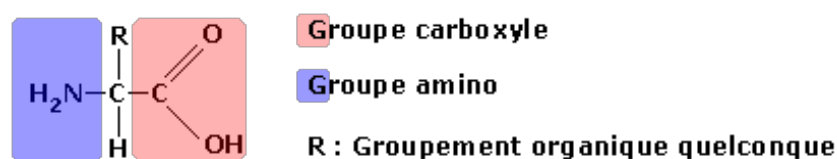


FIGURE 9.8 – Groupes caractéristiques d'un acide alpha-aminé

Propriété 8

Chacun de ces couples possède un pK_A qui lui est propre. On obtient ainsi deux couples, avec deux valeurs de pK_A .

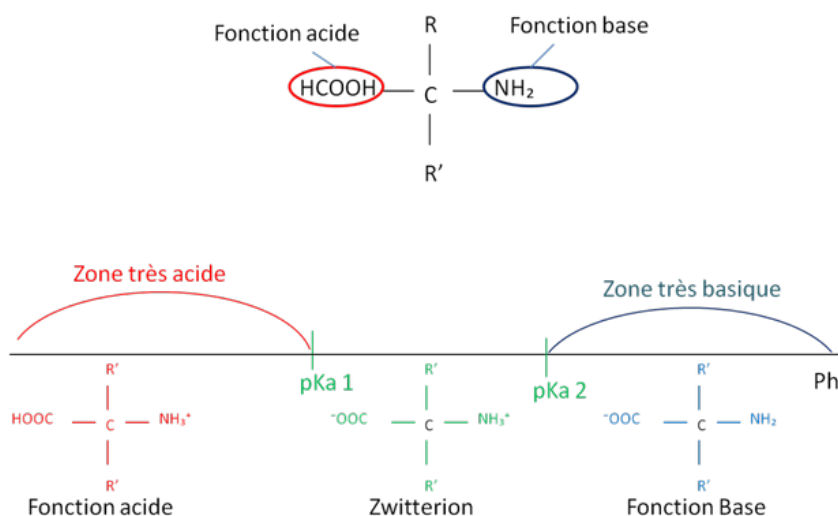


FIGURE 9.9 – Diagramme de prédominance d'un acide alpha-aminé

Activité 11.

22 p 175

VI. Exercices

- ▷ 31 p 178
- ▷ 33 p 179
- ▷ 35 p 179
- ▷ 37 p 180
- ▷ 41 p 182