

# La force des acides et des bases en solution aqueuse

Cours

## Sommaire

### I Les solutions d'acide fort et de base forte

- A Les acides forts et les bases fortes
- B Le produit ionique de l'eau et le pH des solutions d'acides et de bases fortes
  - 1. Le produit ionique de l'eau
  - 2. Le pH d'une solution d'acide fort
  - 3. Le pH d'une solution de base forte

### II L'équilibre acido-basique

- A Les acides et bases faibles
- B La réaction d'autoprotolyse de l'eau
- C La constante d'acidité d'un couple
- D La comparaison des forces des acides et des bases
- E Le diagramme de prédominance d'un couple acide-base
  - 1. La notion de diagramme de prédominance
  - 2. Le diagramme de prédominance des indicateurs colorés
  - 3. Le diagramme de prédominance des acides alpha-aminés

### III Les solutions tampons

- A La préparation d'une solution tampon
- B Les propriétés et les applications d'une solution tampon

## I Les solutions d'acide fort et de base forte

Les solutions d'acide fort et de base forte contiennent un acide ou une base qui réagit de manière totale avec l'eau. Leur pH est alors facilement lié à leur concentration grâce au produit ionique de l'eau.

### A Les acides forts et les bases fortes

On qualifie de forts les acides et les bases qui réagissent de manière totale avec l'eau.

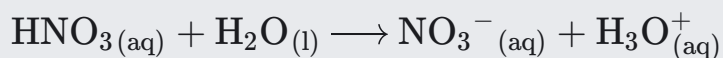
## DÉFINITION

### Acide fort et base forte

Un **acide** ou une **base** est qualifié(e) de **fort(e)** si sa réaction avec l'eau est totale.

#### EXEMPLE

L'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  réagit avec l'eau selon l'équation de réaction suivante :



À l'état final de cette transformation, l'acide nitrique est absent car il a été complètement consommé. Sa réaction avec l'eau a donc été totale, ce qui justifie sa nature d'acide fort.

## PROPRIÉTÉ

Parmi les solutions d'acide fort et de base forte couramment utilisées, on peut citer les trois suivantes :

- La solution d'acide chlorhydrique de formule  $(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}))$  est une solution d'acide fort.
- La solution d'acide nitrique de formule  $(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}))$  est une solution d'acide fort.
- La solution d'hydroxyde de sodium (aussi appelée « soude ») de formule  $(\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}))$  est une solution de base forte.

#### EXEMPLE

La plupart des solutions commerciales de détartrant sont des solutions d'acide chlorhydrique. La plupart des solutions commerciales de déboucheurs de canalisations sont des solutions d'hydroxyde de sodium. L'acide nitrique entre dans la composition des pluies acides, mais il est essentiellement utilisé dans l'industrie de l'armement, des parfums et des matières colorées.

## B Le produit ionique de l'eau et le pH des solutions d'acides et de bases fortes

Les dissolutions d'acides forts et de bases fortes sont totales. Ainsi, il est possible de lier le pH de ces solutions aqueuses à la concentration en acide ou en base. Pour cela, on utilise le produit ionique de l'eau.

### 1. Le produit ionique de l'eau

Le produit ionique de l'eau  $K_E$  est une constante qui lie les concentrations en ions oxonium et en ions hydroxyde de toutes solutions aqueuses.

## DÉFINITION

### Produit ionique de l'eau

Le produit ionique de l'eau  $K_E$  est le produit de la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  par celle des ions hydroxyde  $\text{OH}^-$ . Sa valeur est la même dans toutes les solutions aqueuses. Le produit ionique de l'eau ne varie qu'avec la température, donc à 25 °C on a :

$$K_E = [\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})} \times [\text{OH}^-]_{(\text{mol.L}^{-1})} = 10^{-14}$$

#### EXEMPLE

La valeur du produit ionique ne dépend pas de la solution aqueuse, mais uniquement de la température :

- À 25 °C :  $K_{E(25\text{ °C})} = 1,0 \times 10^{-14}$
- À 0 °C :  $K_{E(0\text{ °C})} = 2,5 \times 10^{-15}$



ASTUCE

Le produit ionique de l'eau est souvent utilisé pour calculer la concentration d'une solution en ions hydroxyde à partir de son pH.

#### EXEMPLE

Le pH d'une solution neutre est de 7. Sa concentration en ions oxonium est donc :

$$\begin{aligned} \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{mol.L}^{-1})} &= 10^{-\text{pH}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$

Le produit ionique de l'eau permet de déterminer la concentration en ions hydroxyde  $\text{OH}^-$ , car :

$$K_E = \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{mol.L}^{-1})} \times \text{OH}^-_{(\text{mol.L}^{-1})} = 10^{-14}$$

Donc, on a :

$$[\text{OH}^-]_{(\text{mol.L}^{-1})} = \frac{K_E}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})}}$$

Ainsi :

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-14}}{10^{-7}} \\ [\text{OH}^-] &= 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$

## 2. Le pH d'une solution d'acide fort

Le pH d'une solution d'acide fort dépend uniquement de sa concentration. La formule qui lie le pH et la concentration s'obtient en analysant la réaction avec l'eau qui est totale.

#### FORMULE

##### pH d'une solution d'acide fort

Le pH d'une solution d'acide fort de concentration  $C$  est donné par la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log(C_{(\text{mol.L}^{-1})})$$

#### EXEMPLE

Le pH d'une solution d'acide fort de concentration  $C = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$  est :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(C) \\ \text{pH} &= -\log(0,050) \\ \text{pH} &= 1,3 \end{aligned}$$

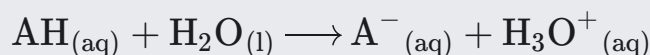


Le pH d'une solution d'acide fort  $\text{AH}$  est lié uniquement à sa concentration. Ainsi, il ne dépend pas de la nature de l'acide fort.

#### REMARQUE

#### EXEMPLE

Soit un acide fort noté  $\text{AH}$ . L'équation de sa réaction totale avec l'eau est la suivante :



Cette réaction est totale donc, à l'état final, l'acide est complètement consommé et, d'après l'équation de réaction, la concentration en ions oxonium formés est égale à la concentration initiale en acide fort, à savoir :

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_f = [\text{AH}]_i$$

Or, la concentration initiale en acide fort est égale à la concentration en soluté apporté  $C$  :

$$[\text{AH}]_i = C$$

D'où :

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}]_f = C$$

Le pH de la solution est finalement obtenu par la relation suivante :

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^{+}]_f)$$

Donc, quel que soit l'acide fort considéré, on obtient bien :

$$\text{pH} = -\log(C)$$

### 3. Le pH d'une solution de base forte

Le pH d'une solution de base forte dépend uniquement de sa concentration. La formule qui lie le pH et la concentration s'obtient en analysant la réaction avec l'eau qui est totale.

#### FORMULE

#### pH d'une solution de base forte

Le pH d'une solution de base forte de concentration  $C$  est donné par la relation suivante :

$$\text{pH} = 14 + \log(C_{(\text{mol.L}^{-1})})$$

#### EXEMPLE

Le pH d'une solution de base forte de concentration  $C = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$  est :

$$\text{pH} = 14 + \log(C)$$

$$\text{pH} = 14 + \log(0,050)$$

$$\text{pH} = 12,7$$

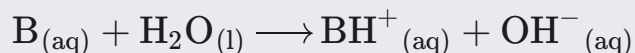
Le pH d'une solution de base forte est lié uniquement à sa concentration. Ainsi, il ne dépend pas de la nature de la base forte.



## REMARQUE

### EXEMPLE

Soit une base forte notée  $B$ . L'équation de sa réaction totale avec l'eau est la suivante :



Cette réaction est totale, à l'état final la base est complètement consommée et, d'après l'équation de réaction, la concentration en ions hydroxyde formés est égale à la concentration initiale en base forte :

$$[OH^-]_f = [B]_i$$

Or, la concentration initiale en base forte est égale à la concentration en soluté apporté  $C$  :

$$[B]_i = C$$

D'où :

$$[OH^-]_f = C$$

Afin d'obtenir le pH, on exprime la concentration de la solution en ions oxonium à l'aide du produit ionique de l'eau :

$$K_E = [H_3O^+]_f \times [OH^-]_f$$

Soit :

$$[H_3O^+]_f = \frac{K_E}{[OH^-]_f}$$

Ainsi, on obtient :

$$[H_3O^+]_f = \frac{K_E}{C}$$

Finalement, le pH de la solution est obtenu par la relation suivante :

$$pH = -\log([H_3O^+]_f)$$

Soit :

$$pH = -\log\left(\frac{K_E}{C}\right)$$

Or,  $\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log(a) - \log(b)$ , donc on a :

$$pH = -(\log K_E - \log(C))$$

$$pH = -\log(10^{-14}) + \log(C)$$

Ainsi, quelle que soit la base forte de concentration  $C$ , on obtient :

$$pH = 14 + \log(C)$$

Les acides et bases qui ne sont pas forts sont des acides et des bases faibles. Ils réagissent de manière partielle avec l'eau. L'état final du système est alors un équilibre dynamique caractérisé par la constante d'acidité du couple. La constante d'acidité permet de comparer la force des acides et bases faibles. Le diagramme de prédominance d'un couple permet de visualiser l'espèce du couple qui est majoritaire dans la solution aqueuse en fonction du pH.

## A Les acides et bases faibles

On qualifie de faibles les acides et les bases qui réagissent de manière partielle avec l'eau.

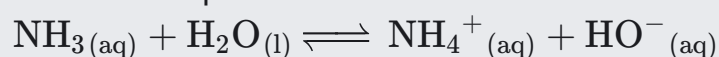
### DÉFINITION

#### Acide faible et base faible

Un **acide** ou une **base** est qualifié(e) de **faible** si sa réaction avec l'eau est partielle. On aboutit à un équilibre dynamique des espèces chimiques en solution.

### EXEMPLE

L'ammoniac  $\text{NH}_3$ , qui appartient au couple ion ammonium/ammoniac ( $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ) réagit avec l'eau selon l'équation suivante :



L'ammoniac ne sera jamais complètement consommé par cette réaction et coexistera avec l'ion ammonium, c'est donc une base faible.

### PROPRIÉTÉ

Parmi les solutions d'acide faible et de base faible couramment utilisées, on peut citer les deux suivantes :

- La solution d'acide éthanoïque (aussi appelée acide « acétique ») de formule ( $\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + \text{CH}_3\text{COO}_{(\text{aq})}^-$ ) est une solution d'acide faible.
- La solution d'hydroxyde d'ammonium de formule ( $\text{NH}_{4(\text{aq})}^+ + \text{HO}_{(\text{aq})}^-$ ) est une solution de base faible.

### EXEMPLE

Dans les commerces, on retrouve l'acide éthanoïque dans le vinaigre. On l'utilise également comme désinfectant, composant d'insecticides et d'agents de nettoyage. L'ammoniac  $\text{NH}_3$  appartient au couple ion ammonium/ammoniac ( $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ). C'est l'un des composés les plus synthétisés au monde. Il est utilisé comme réfrigérant et pour la synthèse de nombreux autres composés, dont les engrais.

## B La réaction d'autoprotolyse de l'eau

Deux molécules d'eau peuvent réagir l'une avec l'autre selon une réaction appelée autoprotolyse de l'eau.

### DÉFINITION

#### Autoprotolyse

L'**autoprotolyse** est une réaction dans laquelle deux molécules d'un même corps échangent un proton ( $\text{H}^+$ ). L'une des deux molécules se comporte comme un acide et l'autre comme une base.

#### EXEMPLE

L'eau est une espèce capable d'une réaction d'autoprotolyse. Deux molécules d'eau échangent entre elles un proton ( $\text{H}^+$ ).

#### PROPRIÉTÉ

L'eau est à la fois l'acide faible du couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$  et la base faible du couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ . Deux molécules d'eau peuvent réagir ensemble selon la réaction suivante :



Cette réaction, très partielle, s'appelle l'autoprotolyse de l'eau. Elle permet d'expliquer la présence d'ions oxonium et hydroxyde dans toutes les solutions aqueuses.

#### EXEMPLE

Le pH d'une eau pure est de 7. Cela signifie que dans cette eau, la concentration en ions oxonium provenant de la réaction d'autoprotolyse de l'eau est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ainsi, la concentration en ions hydroxyde est :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_E}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-7}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

La réaction d'autoprotolyse de l'eau fait qu'une solution neutre contient autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde.



#### REMARQUE

Le produit ionique de l'eau ( $K_E = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$ ) est la **constante d'équilibre** de la réaction d'autoprotolyse de l'eau. Sa valeur très faible ( $K_E = 10^{-14}$ ) est très inférieure à  $10^{-14}$  et montre le caractère très limité de cette réaction.

#### EXEMPLE

L'écriture de la constante d'équilibre de l'autoprotolyse de l'eau permet de retrouver le produit ionique de l'eau.

L'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau est la suivante :



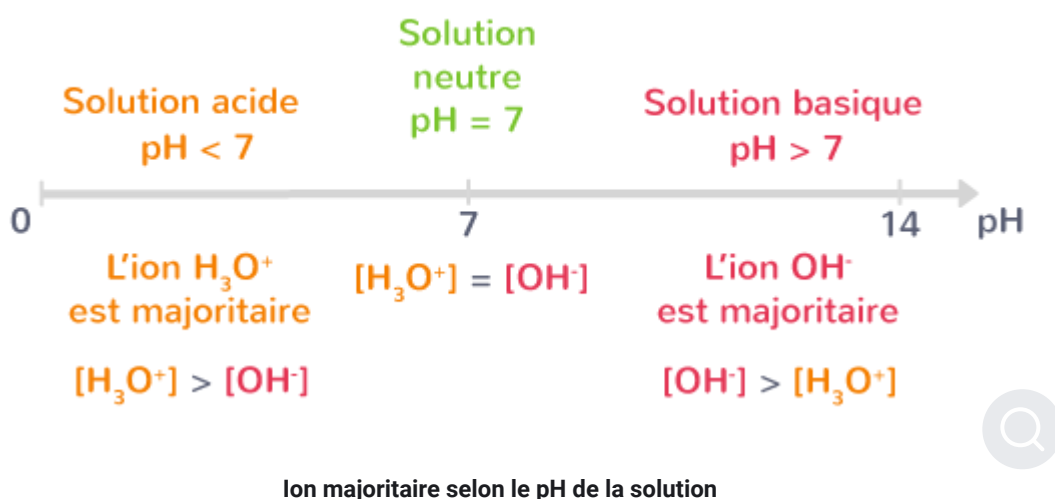
La constante d'équilibre est :

$$K_{\text{autoprotolyse}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$K_{\text{autoprotolyse}} = K_E$$

#### PROPRIÉTÉ

Grâce à la réaction d'autoprotolyse de l'eau, les ions oxonium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) et hydroxyde ( $\text{OH}^-$ ) sont présents dans toutes les solutions aqueuses. Le pH des solutions aqueuses permet de savoir lequel de ces deux ions est majoritaire :



#### EXEMPLE

Dans une solution de  $\text{pH} = 11,3$ ,  $\text{pH} > 7$ , la solution est basique. C'est donc la base du couple acidobasique de l'eau qui est majoritaire, à savoir l'ion hydroxyde.

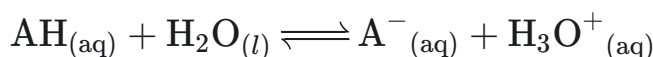
## C La constante d'acidité d'un couple

La constante d'acidité d'un couple, notée  $K_A$ , correspond à la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'acide du couple et l'eau.

#### DÉFINITION

#### Constante d'acidité d'un couple

La constante d'acidité d'un couple  $K_A$  est la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'acide du couple et l'eau. Si on note le couple acide-base  $\text{AH}/\text{A}^-$ , l'équation de cette réaction est :

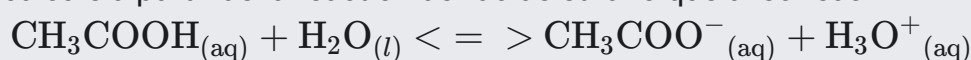


L'expression de la constante d'acidité fait alors intervenir les concentrations des espèces chimiques à l'équilibre :

$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}}$$

#### EXEMPLE

La constante d'acidité du couple acide éthanoïque/ion éthanoate ( $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) se calcule à partir de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :





La constante d'acidité du couple est la constante d'équilibre de cette réaction, donc c'est :

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}}$$

#### FORMULE

### Relations entre $K_A$ et $pK_A$

Le  $pK_A$  et la constante d'acidité  $K_A$  d'un couple sont liés par les formules suivantes :

$$pK_A = -\log(K_A)$$

$$K_A = 10^{-pK_A}$$

#### EXEMPLE

La constante d'acidité du couple acide éthanóique/ion éthanóate est  $K_A = 1,58 \cdot 10^{-5}$ , son  $pK_A$  est donc :

$$pK_A = -\log(K_A)$$

$$pK_A = -\log(1,58 \cdot 10^{-5})$$

$$pK_A = 4,8$$

Dans l'autre sens, il est possible de retrouver la constante d'acidité  $K_A$  à partir du  $pK_A$  :

$$K_A = 10^{-pK_A}$$

$$K_A = 10^{-4,8}$$

$$K_A = 1,58 \cdot 10^{-5}$$



L'échelle des constantes d'acidité  $K_A$  est très étendue, donc on utilise le plus souvent le  $pK_A$  dont l'échelle est plus adaptée.

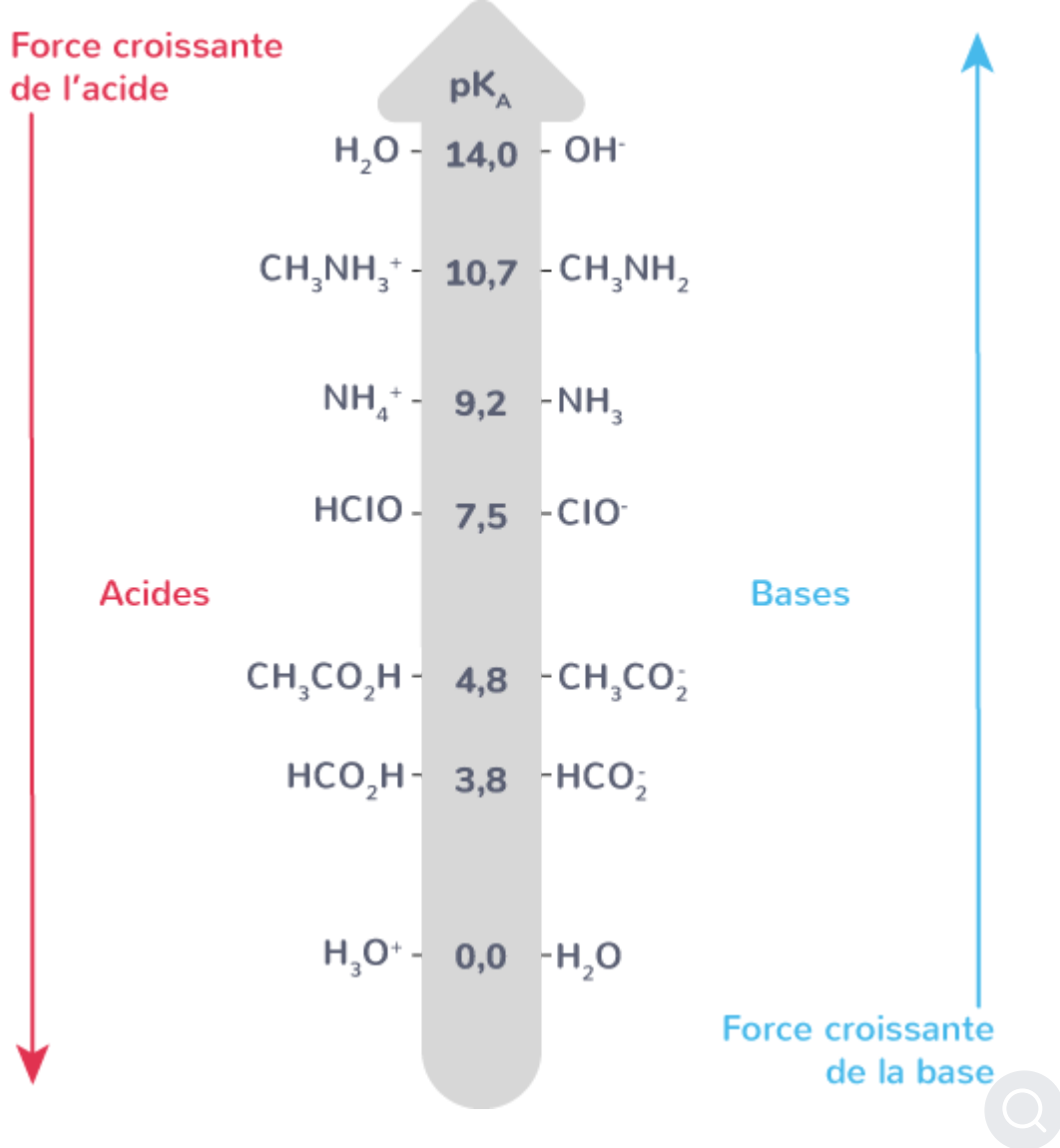
#### REMARQUE

## D La comparaison des forces des acides et des bases

Les constantes d'acidité et les  $pK_A$  permettent de classer différents couples acide-base selon leur force, c'est-à-dire de les classer selon le taux d'avancement de leur réaction avec l'eau.

#### PROPRIÉTÉ

Plus la constante d'acidité  $K_A$  d'un couple acide-base est élevée, et donc son  $pK_A$  est faible, plus l'acide du couple est fort et plus la base est faible. On peut ainsi classer différents couples acide-base en fonction de leur force :



La comparaison des forces des acides et des bases

#### EXEMPLE

D'après la valeur des  $pK_A$  de couples acide-base, il est possible de comparer des bases entre elles et des acides entre eux :

- On a  $pK_{A(\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-)} < pK_{A(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-)}$ , donc l'acide méthanoïque  $\text{HCO}_2\text{H}$  est un acide faible plus fort que l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ .
- On a  $pK_{A(\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2)} > pK_{A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)}$ , donc la méthanamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  est une base faible plus forte que l'ammoniac  $\text{NH}_3$ .

## **E** Le diagramme de prédominance d'un couple acide-base

Le diagramme de prédominance d'un couple acide-base permet de visualiser l'espèce du couple qui est majoritaire dans la solution en fonction du pH. Ces diagrammes sont utilisés dans le cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés.

### 1. La notion de diagramme de prédominance

Le diagramme de prédominance d'un couple acide-base ne dépend que de la constante d'acidité du couple.

### DÉFINITION

## Diagramme de prédominance

Le **diagramme de prédominance** d'un couple acide-base permet de visualiser rapidement l'espèce qui prédomine dans le milieu en fonction du pH.

### PROPRIÉTÉ

On peut indiquer quelle forme prédomine entre  $AH$  ou  $A^-$  en comparant le pH au  $pK_A$  du couple  $AH/A^-$  :

- Si  $pH < pK_A$  : l'espèce acide du couple prédomine ;
- Si  $pH > pK_A$  : l'espèce basique du couple prédomine ;
- Si  $pH = pK_A$  : les concentrations des deux espèces conjuguées sont égales.

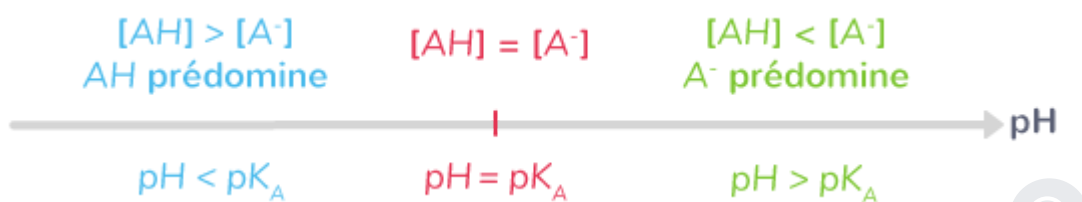


Diagramme de prédominance

### EXEMPLE

Le  $pK_A$  du couple acide éthanoïque/ion éthanoate est de 4,8. Le diagramme de prédominance de ce couple est :

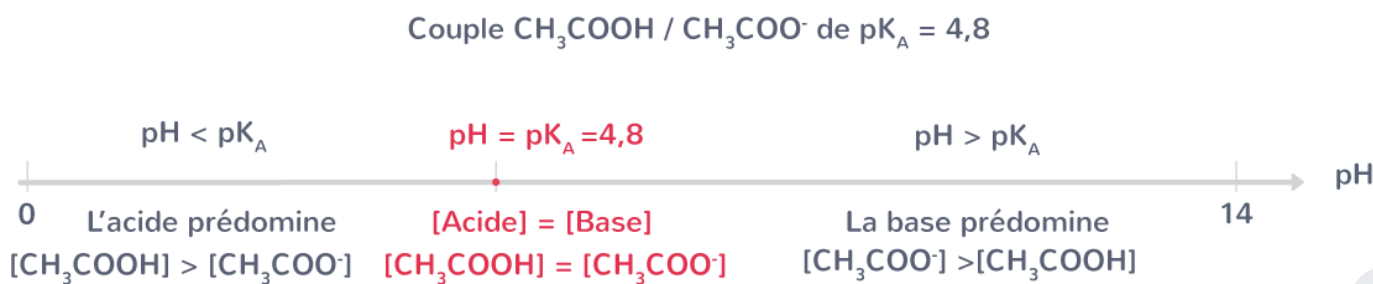


Diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque/ion éthanoate

## 2. Le diagramme de prédominance des indicateurs colorés

Un indicateur coloré est composé d'un acide et de sa base conjuguée. Le diagramme de prédominance du couple correspondant permet de visualiser la couleur que prendra la solution en fonction de son pH.

### DÉFINITION

Indicateur coloré

Un **indicateur coloré** est composé d'un acide et de sa base conjuguée. La forme acide et basique n'ont pas la même couleur en solution aqueuse. Généralement, on note ce type de couple  $\text{HIn}/\text{In}^-$ .

#### EXEMPLE

Le bleu de bromothymol est un indicateur coloré. En solution aqueuse, sa forme acide ( $\text{HIn}$ ) est de couleur jaune et sa forme basique ( $\text{In}^-$ ) est de couleur bleue.

#### PROPRIÉTÉ

Le diagramme de prédominance d'un indicateur coloré renseigne sur la couleur de l'indicateur en fonction du pH. Il met en évidence la zone de virage dans laquelle la couleur de l'indicateur coloré est la somme en synthèse soustractive des couleurs de la forme acide ( $\text{HIn}$ ) et de la forme basique ( $\text{In}^-$ ). Cette zone de virage correspond au domaine de pH compris entre  $pK_A - 1$  et  $pK_A + 1$ .

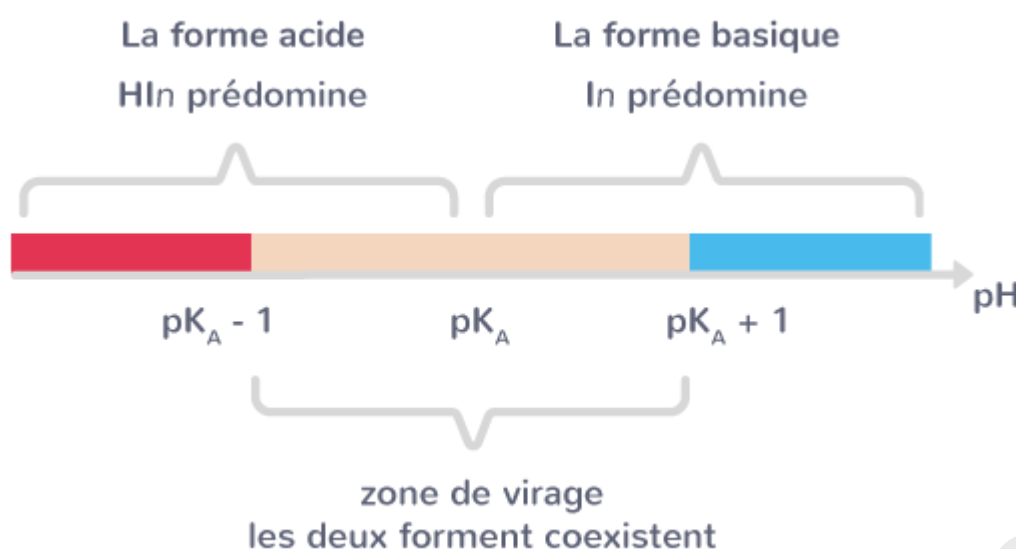


Diagramme de prédominance d'un indicateur coloré

#### EXEMPLE

Le  $pK_A$  du bleu de bromothymol est 6,8. Sa zone de virage est comprise entre 5,8 et 7,8 :

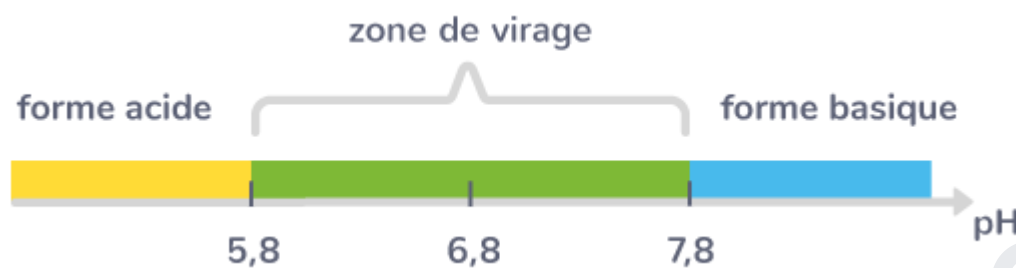


Diagramme de prédominance du bleu de bromothymol



#### REMARQUE

Lors d'un titrage acido-basique, on constate un saut de pH à l'équivalence. Quand on ajoute un indicateur coloré à des solutions qui sont généralement incolores, on peut observer ce saut par changement de couleur de la solution.

À l'aide d'une échelle de couleur précise de l'indicateur, il peut aussi permettre d'approcher la valeur du pH d'une solution.

### 3. Le diagramme de prédominance des acides alpha-aminés

Les acides alpha-aminés sont une famille d'espèces organique comportant à la fois un groupe carboxyle, acide, et un groupe amine, basique. Le diagramme de prédominance permet de visualiser la forme acide ou basique adoptée par chacun des deux groupes d'un acide alpha-aminé en fonction du pH.

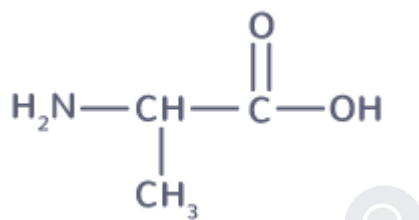
#### DÉFINITION

#### Acides alpha-aminés

Les **acides alpha-aminés** sont des molécules organiques comportant un groupe carboxyle  $\text{—COOH}$  et un groupe amine  $\text{—NH}_2$  liés à un même atome de carbone.

#### EXEMPLE

L'alanine est un acide alpha-aminé :



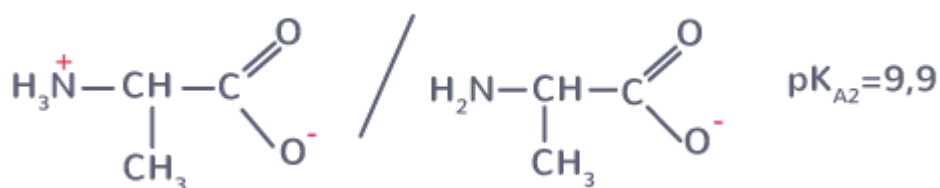
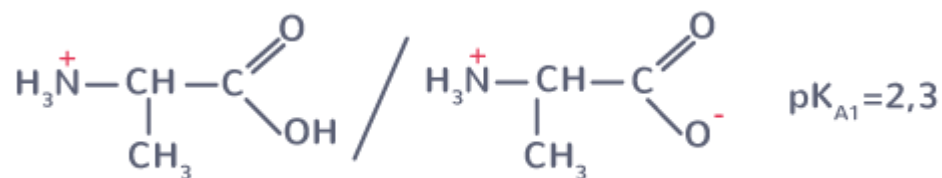
Formule semi-développée de l'alanine

#### PROPRIÉTÉ

Le groupe carboxyle  $\text{—COOH}$  est acide et le groupe amine  $\text{—NH}_2$  est basique. Ainsi, un acide alpha-aminé est associé à deux couples acide-base de  $pK_A$  différents.

#### EXEMPLE

Les deux couples acide-base associés à l'alanine sont :



Couples acide-base associés à l'alanine

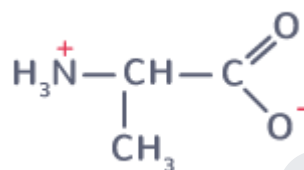
## DÉFINITION

### Zwitterion ou amphion

On appelle **zwitterion** ou **amphion** la forme de l'acide alpha-aminé qui porte deux charges électriques opposées. C'est une espèce amphotère, car c'est à la fois un acide et une base.

## EXEMPLE

La formule semi-développée du zwitterion ou amphion associé à l'alanine est la suivante :



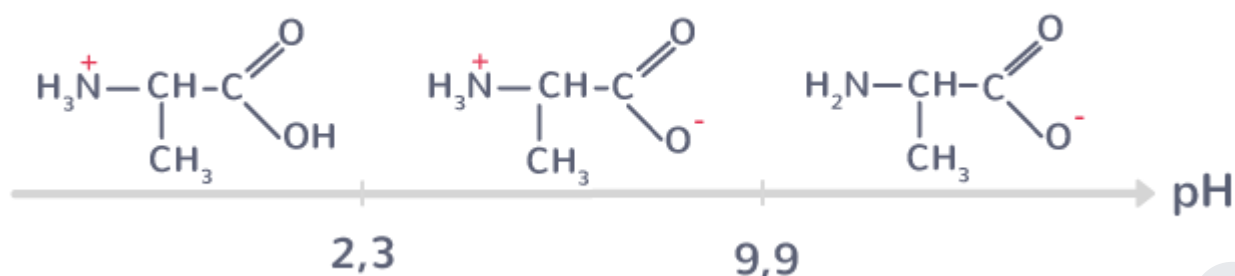
Formule semi-développée du zwitterion ou amphion associé à l'alanine

## PROPRIÉTÉ

Le diagramme de prédominance d'un acide alpha-aminé s'obtient en fusionnant les diagrammes de prédominance des deux couples acide-base qui lui sont associés.

## EXEMPLE

Le diagramme de prédominance de l'alanine est le suivant :



### III Les solutions tampons

Dans la préparation d'une solution tampon, c'est la proportion égale entre acide et base conjuguée qui assure la stabilité du pH. Les propriétés et les applications d'une solution tampon sont liés à sa faible variation de pH.

#### A La préparation d'une solution tampon

On prépare une solution tampon de sorte qu'elle contienne un acide et sa base conjuguée dans des concentrations égales. Cette composition lui donne un pH très stable.

##### DÉFINITION

##### Solution tampon

Une **solution tampon** est une solution contenant un acide faible et sa base conjuguée dans des proportions égales. Le pH de la solution est très stable et il est proche du  $pK_A$  du couple acide-base correspondant.

##### EXEMPLE

Le mélange de 20 mL d'une solution d'acide éthanoïque à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 20 mL d'une solution d'éthanoate de sodium à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  donne une solution tampon dont le pH reste stable à 4,8. C'est aussi la valeur du  $pK_A$  du couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

#### B Les propriétés et les applications d'une solution tampon

Le pH d'une solution tampon varie peu par dilution ou par un ajout modéré d'un acide ou d'une base. Les solutions tampons trouvent leur utilité dans les domaines où le pH du milieu ne doit pas varier : étalonnage d'appareils, solutions médicales, etc.

##### PROPRIÉTÉ

Le pH d'une solution tampon est très stable, c'est-à-dire qu'il ne varie pas suite à l'ajout modéré d'un acide ou d'une base ou par effet de dilution.

##### EXEMPLE

Le pH du sang humain est maintenu stable entre 7,35 et 7,45 grâce à une solution tampon physiologique formée par le couple  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ . L'ajout modéré d'une espèce acide ou basique dans le sang ne fait pas varier significativement le pH.

##### PROPRIÉTÉ

Les solutions tampons trouvent ainsi des applications dans toutes les situations où l'on a besoin de maintenir fixe la valeur du pH.

##### EXEMPLE

On utilise des solutions tampons généralement de pH 4 et 7 pour étalonner les pH-mètres.



Certains titrages nécessitent un pH précis de la solution à doser. On peut obtenir un pH précis en ajoutant une solution tampon bien choisie avec la solution à doser pour fixer le pH.

#### REMARQUE

#### EXEMPLE

Le titrage de l'eau oxygénée par le permanganate de potassium utilise une réaction d'oxydoréduction en milieu acide. Ainsi, on mélange un échantillon d'eau oxygénée avec une solution tampon acide pour fixer le pH.