

## Forces des acides et des bases

Classe de Terminale – Spécialité SPC

- 1 Autoprotolyse de l'eau
- 2 Réaction d'un acide avec l'eau
- 3 Réaction d'une base avec l'eau
- 4 Les acides alpha-aminés

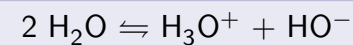
- 1 Autoprotolyse de l'eau
- 2 Réaction d'un acide avec l'eau
- 3 Réaction d'une base avec l'eau
- 4 Les acides alpha-aminés

L'eau est une espèce **amphotère** appartenant à deux couples acide/base :

- $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

L'eau peut donc réagir avec elle-même : écrire la réaction.

### Autoprotolyse de l'eau



Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction que l'on notera  $K_e$ .

## Produit ionique de l'eau Ke

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times [\text{HO}^-]_f$$

Valeur à 25°C :  $K_e = 10^{-14}$

## Notation pX

$$\begin{aligned} pX &= -\log X & X &= 10^{-pX} \\ pK_e &= -\log K_e & K_e &= 10^{-pK_e} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] & [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ \text{pK}_a &= -\log K_a & K_a &= 10^{-\text{pK}_a} \end{aligned}$$

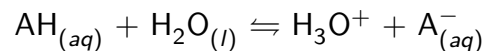
Que vaut pK<sub>e</sub>?  $pK_e = -\log 10^{-14} = -(-14) = 14$

Quels sont les 2 couples de l'eau à connaître ?

- $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

On considère l'acide AH d'un couple AH / A<sup>-</sup>.

Écrire la réaction entre l'acide AH et l'eau.



On appelle C la concentration en acide AH apportée.

On note V le volume.

**Exercice** : Faire un tableau d'avancement de la réaction avec l'état final pour  $x_f$  et calculer  $x_m$ . L'eau étant le solvant, on la considèrera comme en large excès.

- 1 Autoprotolyse de l'eau
- 2 Réaction d'un acide avec l'eau
- 3 Réaction d'une base avec l'eau
- 4 Les acides alpha-aminés

Réaction	:	AH	+	H <sub>2</sub> O	→	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	A <sup>-</sup>		
<b>E.I.</b>		0		CV		/		0		0
<b>en cours</b>		x		CV - x		/		x		x
<b>E.F.</b>		$x_f$		CV - $x_f$		/		$x_f$		$x_f$

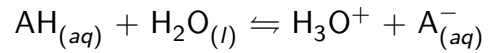
$$x_m = CV \quad \text{et} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_f}{V} = 10^{-\text{pH}}$$

Une mesure de pH permet de déterminer l'état final (on pourrait aussi résoudre l'équation obtenue avec la constante d'équilibre)

## Définitions

Un acide tel que  $x_f = x_m$  ( $\tau = 1$ ) quelle que soit la valeur de C est appelé un **acide fort**. Il réagit totalement avec l'eau.

Si ce n'est pas le cas, on a un **acide faible** qui réagit partiellement avec l'eau :  $x_f < x_m$  ( $\tau < 1$ ).



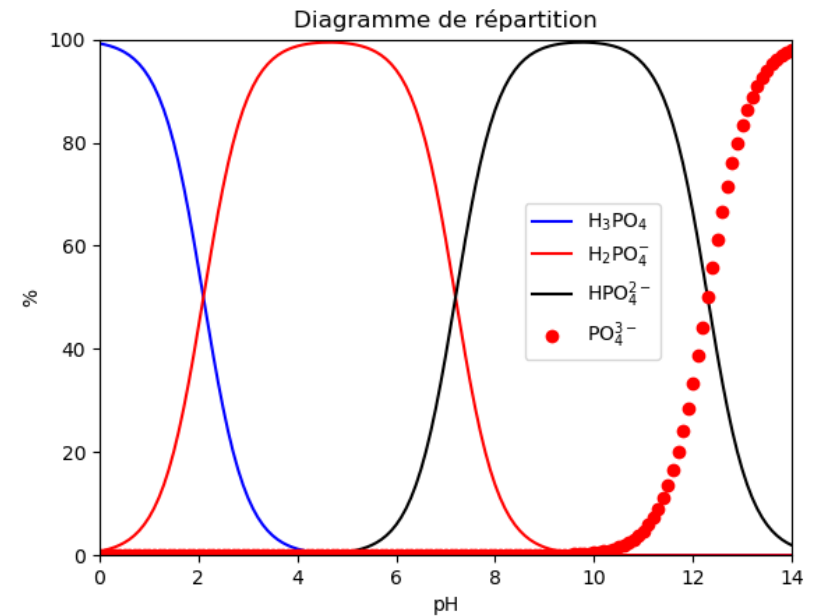
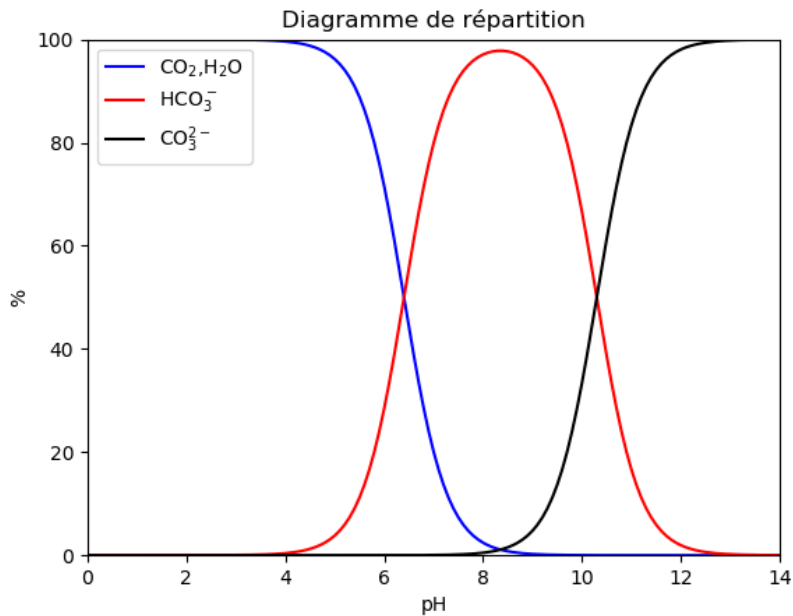
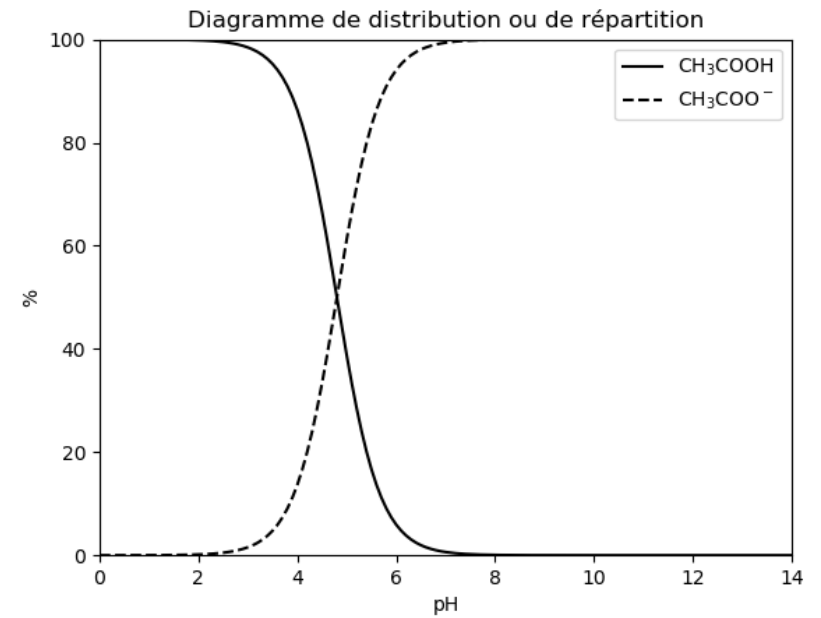
### Constante d'acidité

On appelle **constante d'acidité**  $K_a$  du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$  la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'acide  $\text{AH}$  et l'eau :

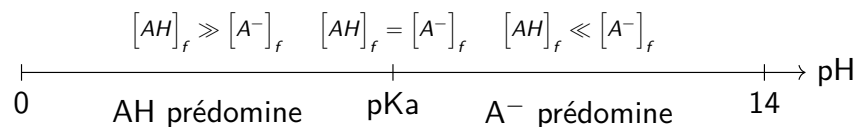
$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_f [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{AH}]_f}$$

Cette définition de  $K_a$  est équivalente à la relation

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left( \frac{[\text{A}^-]_f}{[\text{AH}]_f} \right)$$



## Diagramme de prédominance d'un couple



A savoir faire pour n'importe quel couple dont on vous donne le pKa!

- 1 Autoprotolyse de l'eau
- 2 Réaction d'un acide avec l'eau
- 3 Réaction d'une base avec l'eau
- 4 Les acides alpha-aminés

Un acide AH est d'autant plus fort que sa constante K<sub>a</sub> est grande et donc que son pK<sub>a</sub> est petit ( $\text{pK}_a = -\log K_a$ ).

Les acides plus forts que H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> en solution sont des **acides forts**.

$$\text{pK}_a < 0 \leftrightarrow \text{acide fort}$$

Réaction		AH	+	H <sub>2</sub> O	→	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	A <sup>-</sup>
<b>E.I.</b>	0	CV		/		0		0
<b>en cours</b>	x	CV - x		/		x		x
<b>E.F.</b>	x <sub>f</sub>	CV - x <sub>f</sub> = 0		/		x <sub>f</sub> = CV		x <sub>f</sub> = CV

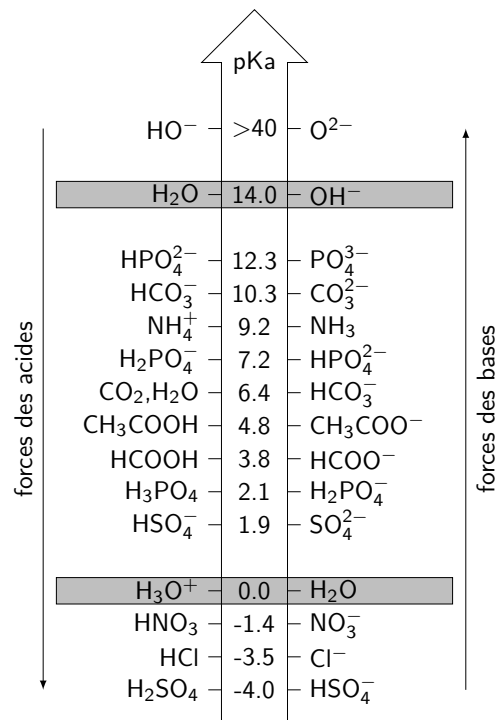
$$\text{pH} = -\log C \text{ pour un acide fort}$$

Si  $\text{pH} > -\log C$ , alors c'est un acide faible.

### Définitions

Une base qui réagit totalement avec l'eau quelque soit la valeur de la concentration en soluté apporté C est une **base forte**. Sinon, c'est une **base faible**.

On montrera en exercice que le pH d'une solution de base forte est  $\text{pH} = \text{pK}_e + \log C$ .



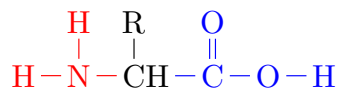
- 1 Autoprotolyse de l'eau
- 2 Réaction d'un acide avec l'eau
- 3 Réaction d'une base avec l'eau
- 4 Les acides alpha-aminés

### Définition d'un acide $\alpha$ -aminé

Un acide  $\alpha$ -aminé est une molécule qui porte sur **le même atome** de carbone

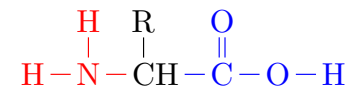
- un groupe carboxyle -COOH
- un groupe amine -NH<sub>2</sub>

Un acide aminé est donc caractérisé par 2 pKa.

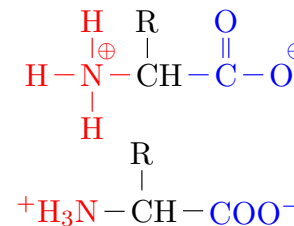


R change suivant l'acide aminé considéré.

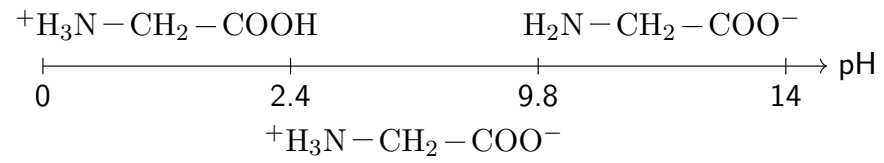
Acide aminé	R	pKa <sub>1</sub>	pKa <sub>2</sub>
Glycine	H	2.4	9.8
Alanine	CH <sub>3</sub>	2.4	9.9



Problème : cette molécule n'existe pas en solution aqueuse sous cette forme !!! Il y a un **transfert interne** du proton H<sup>+</sup> du groupe **carboxyle** vers le groupe **amine** pour former un **amphion** ou **zwitterion** :



## Diagramme de prédominance de la glycine



L'acidité forte est portée par le groupe carboxyle  $-\text{COOH}$ .