

# pH et pKa : Équilibres acido-basiques en solution aqueuse

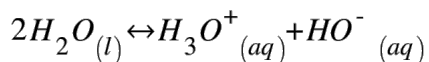
## Prérequis

Ce cours nécessite une bonne compréhension des notions d'acides et de bases (théories de Brønsted et de Lewis), des réactions acido-basiques, de la constante d'équilibre  $K$  et des concentrations molaires. Il s'inscrit dans la continuité des chapitres sur les réactions chimiques en solution et précède l'étude des titrages acido-basiques.

## Chapitre 1 : Définition du pH et son importance

### 1.1 L'autoprotolyse de l'eau

L'eau pure, même si elle est considérée comme neutre, n'est pas totalement dépourvue de propriétés acido-basiques. Elle subit une **autoprotolyse**, une réaction d'échange de proton entre deux molécules d'eau :



Cette réaction est un équilibre chimique. La constante d'équilibre associée, appelée **produit ionique de l'eau**, est notée  $K_e$  :

$$K_e = \frac{([H_3O^+][HO^-])}{([H_2O]^2)}$$

Comme la concentration en eau est très importante et quasiment constante ( $[H_2O] \approx 55.5 \text{ mol.L}^{-1}$ ), on peut simplifier l'expression de  $K_e$  :

$$K_e = [H_3O^+][HO^-] \approx 1.0 \times 10^{-14} \text{ à } 25^\circ C$$

### 1.2 Définition du pH

Le **pH** est une grandeur qui permet de mesurer l'acidité ou la basicité d'une solution. Il est défini par :

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$$

où  $[H_3O^+]$  est la concentration molaire en ions oxonium (en mol.L<sup>-1</sup>). À 25°C, dans une solution aqueuse neutre,  $[H_3O^+] = [HO^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ , ce qui donne un pH de 7.

- Un pH inférieur à 7 indique une solution **acide**.
- Un pH supérieur à 7 indique une solution **basique** (ou alcaline).

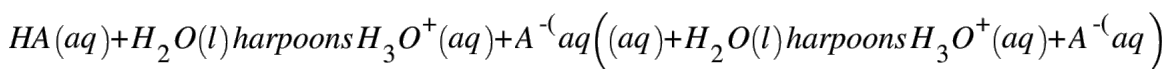
### 1.3 Exemple concret : le jus de citron

Le jus de citron est acide, car il contient de l'acide citrique. Sa concentration en ions  $H_3O^+$  est supérieure à  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ , donc son pH est inférieur à 7.

## Chapitre 2 : Introduction au pKa

### 2.1 Constante d'acidité Ka

Considérons un acide faible HA qui réagit avec l'eau :



La **constante d'acidité**, notée  $K_a$ , caractérise la force de l'acide. Elle s'exprime par :

$$K_a = \frac{([H_3O^+][A^-])}{([HA])}$$

Plus  $K_a$  est grand, plus l'acide est fort.

### 2.2 Définition du pKa

Le **pKa** est défini de manière analogue au pH :

$$pKa = -\log_{10} K_a$$

Plus le pKa est petit, plus l'acide est fort.

### 2.3 Exemple : l'acide acétique

L'acide acétique ( $CH_3COOH$ ) est un acide faible. Son  $K_a$  est de l'ordre de  $1.8 \times 10^{-5}$ , ce qui

correspond à un pKa d'environ 4,75.

## Chapitre 3 : Relation entre pH, pKa et le diagramme de prédominance

### 3.1 Equation de Henderson-Hasselbalch

Pour un couple acide/base faible, l'équation de Henderson-Hasselbalch permet de calculer le pH d'une solution tampon :

$$pH = pKa + \log_{10} \left( \frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

où  $[A^-]$  est la concentration de la base conjuguée et  $[HA]$  la concentration de l'acide.

### 3.2 Diagramme de prédominance

Un diagramme de prédominance permet de visualiser les espèces prédominantes (HA ou  $A^-$ ) en fonction du pH. La forme acide prédomine lorsque  $pH < pKa$ , et la forme basique lorsque  $pH > pKa$ . À  $pH = pKa$ , les concentrations de l'acide et de sa base conjuguée sont égales.

### 3.3 Exemple : tampon acétate

Un tampon acétate est préparé en mélangeant de l'acide acétique ( $CH_3COOH$ ) et de l'acétate de sodium ( $CH_3COONa$ ). Son pH est proche du pKa de l'acide acétique (environ 4,75).

## Résumé

- **Autoprotolyse de l'eau :**  $2H_2O(l) \leftrightarrow H_3O^+(aq) + HO^-(aq)$ ;  $K_e = [H_3O^+][HO^-] \approx 1.0 \times 10^{-14}$  à 25°C.
- **pH :**  $pH = -\log_{10} [H_3O^+]$ ; mesure de l'acidité/basicité d'une solution.
- **Constante d'acidité ( $K_a$ ) :**  $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$ ; caractérise la force d'un acide.
- **pKa :**  $pKa = -\log_{10} K_a$ ; plus petit pKa, plus l'acide est fort.

$$pH = pKa + \log_{10} \left( \frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

; permet de calculer le pH

- **Equation de Henderson-Hasselbalch :** d'une solution tampon.
- **Diagramme de prédominance :** Visualise les espèces prédominantes (HA ou A<sup>-</sup>) en fonction du pH. HA prédomine si  $pH < pKa$ , A<sup>-</sup> prédomine si  $pH > pKa$ .

From:  
<https://www.wikiprof.fr/> - **wikiprof.fr**

Permanent link:  
[https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:terminale\\_generale:physique\\_chimie:ph\\_et\\_pka&rev=1751652488](https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:terminale_generale:physique_chimie:ph_et_pka&rev=1751652488)

Last update: **2025/07/04 20:08**

