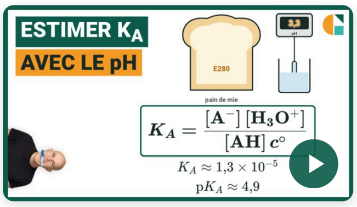
Exercices corrigés

# Estimer la constante d'acidité KA à partir d'une mesure de pH

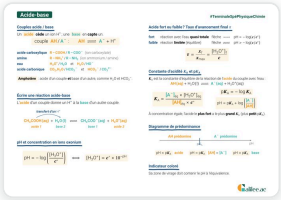
Acides, bases et pH • Compétence 9 • Terminale spécialité physique-chimie




## Vidéo du cours et un exercice gratuit supplémentaire !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

**galilee.ac/V/T1-9**



## La fiche de cours

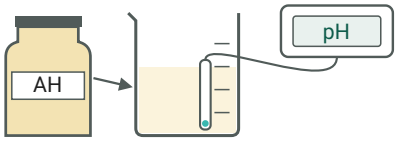
Tout le chapitre sur une page.

**galilee.ac/F/acide-base**

## Exercice 1

Les trois concentrations, puis la constante

Une solution d'un acide faible $\mathrm{AH}$ a pour concentration apportée $c = 2{,}5 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Son pH mesuré vaut 2,9. À l'équilibre, $[\mathrm{A^-}] = [\mathrm{H_3O^+}]$. Données : $[\mathrm{H_3O^+}] = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$ avec $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ ; $K_\mathrm{A} = \dfrac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}] \times c^\circ}$.

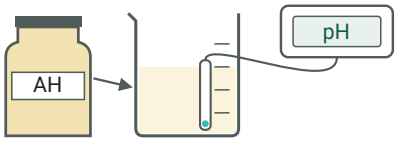



1) Calculer la concentration en ions oxonium à l'équilibre, avec au moins 3 chiffres significatifs.
2) Calculer la concentration en acide $\mathrm{AH}$ à l'équilibre, avec au moins 3 chiffres significatifs.
3) Calculer la constante d'acidité $K_\mathrm{A}$ du couple.

## Exercice 2

De l'expression à la valeur

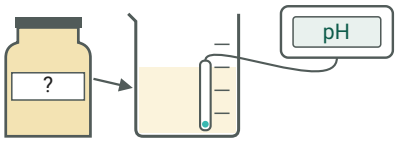
Une solution d'un acide faible $\mathrm{AH}$ a pour concentration apportée $c = 4{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ et pour pH 3,1. On note $x$ la concentration en ions oxonium à l'équilibre. Données : $[\mathrm{H_3O^+}] = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$ avec $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ ; $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = -\log K_\mathrm{A}$.




1) Exprimer la constante d'acidité en fonction de $x$ et $c$, sans écrire $c^\circ$.
2) Calculer la valeur de $K_\mathrm{A}$.
3) Calculer le $\mathrm{p}K_\mathrm{A}$ du couple, arrondi au dixième.

## Exercice 3

Le flacon sans étiquette




Un flacon sans étiquette contient une solution d'un acide faible de concentration apportée $c = 1{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Son pH mesuré vaut 3,3.
Données : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ avec $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; $K_\text{A} = \dfrac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}] \times c^\circ}$ ; $\text{p}K_\text{A} = -\log K_\text{A}$ ; $\text{p}K_\text{A}$ : acide méthanoïque 3,8 ; acide benzoïque 4,2 ; acide éthanoïque 4,8 ; acide hypochloreux 7,5 ; ion ammonium 9,2.

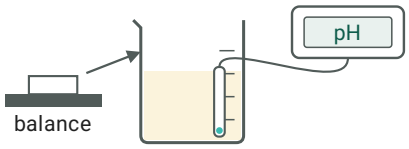
**1)** Estimer la constante d'acidité $K_\text{A}$ de l'acide à partir de ces mesures.

**2)** Calculer le $\text{p}K_\text{A}$ correspondant, arrondi au dixième.

**3)** Identifier l'acide contenu dans le flacon.

## Exercice 4

Type bac : de la pesée à la constante d'acidité




On dissout $450\ \text{mg}$ d'acide lactique, acide noté $\text{AH}$, de masse molaire $M = 90{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, dans de l'eau pour obtenir $250\ \text{mL}$ de solution. Le pH mesuré vaut 2,8. Données : $c = \dfrac{m}{M \times V}$ ; $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ avec $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; $K_\text{A} = \dfrac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}] \times c^\circ}$ ; $\text{p}K_\text{A} = -\log K_\text{A}$.

**1)** Calculer la concentration apportée en acide, avec au moins 3 chiffres significatifs.

**2)** Estimer la constante d'acidité $K_\text{A}$ du couple à partir de ces mesures.

**3)** Calculer le $\text{p}K_\text{A}$ correspondant, arrondi au dixième.

# Estimer la constante d'acidité KA à partir d'une mesure de pH



## Exercice 1 Les trois concentrations, puis la constante

**1)** $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-\mathrm{pH}} = 10^{-2,9} \approx 1,26 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

Les ions $\mathrm{A^-}$ ont la même concentration.

**2)** L'acide restant est l'acide apporté, diminué de ce qui a réagi :

$$[\mathrm{AH}] = c - [\mathrm{H_3O^+}] = 2,5 \times 10^{-2} - 1,26 \times 10^{-3} \approx 2,37 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

**3)** Avec les trois concentrations à l'équilibre :

$$K_\mathrm{A} = \frac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{(1,26 \times 10^{-3})^2}{2,37 \times 10^{-2}} \approx 6,7 \times 10^{-5}$$

## Exercice 2 De l'expression à la valeur

**1)** À l'équilibre, $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{A^-}] = x$ et $[\mathrm{AH}] = c - x$ :

$$K_\mathrm{A} = \frac{x^2}{c - x}$$

**2)** $x = 10^{-3,1} \approx 7,94 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ et $c - x \approx 3,92 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ :

$$K_\mathrm{A} = \frac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{(7,94 \times 10^{-4})^2}{3,92 \times 10^{-2}} \approx 1,6 \times 10^{-5}$$

**3)** $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = -\log K_\mathrm{A} = -\log(1,6 \times 10^{-5}) \approx 4,8$

## Exercice 3 Le flacon sans étiquette

**1)** $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{A^-}] = 10^{-3,3} \approx 5,01 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ et $[\mathrm{AH}] = c - [\mathrm{H_3O^+}] \approx 1,45 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ :

$$K_\mathrm{A} = \frac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{(5,01 \times 10^{-4})^2}{1,45 \times 10^{-2}} \approx 1,7 \times 10^{-5}$$

**2)** $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = -\log K_\mathrm{A} = -\log(1,7 \times 10^{-5}) \approx 4,8$

**3)** Cette estimation est la plus proche du $\mathrm{p}K_\mathrm{A}$ de l'espèce : acide éthanoïque. L'écart vient de la précision de la mesure de pH.

l'acide éthanoïque

## Exercice 4 Type bac : de la pesée à la constante d'acidité

**1)** Avec la masse en grammes et le volume en litres :

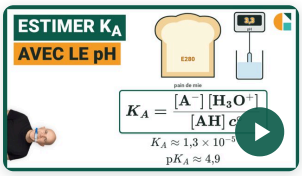
$$c = \frac{m}{M \times V} = \frac{450 \times 10^{-3}}{90,0 \times 0,250} = 2,00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

## Exercice 4 (suite) Type bac : de la pesée à la constante d'acidité

**2)** $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{A^-}] = 10^{-2{,}8} \approx 1{,}58 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ et $[\mathrm{AH}] = c - [\mathrm{H_3O^+}] \approx 1{,}84 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ :

$$K_\mathrm{A} = \frac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{(1{,}58 \times 10^{-3})^2}{1{,}84 \times 10^{-2}} \approx 1{,}4 \times 10^{-4}$$

**3)** $$\mathrm{p}K_\mathrm{A} = -\log K_\mathrm{A} = -\log(1{,}4 \times 10^{-4}) \approx 3{,}9$$




### Vidéo du cours et un exercice gratuit supplémentaire !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

**galilee.ac/V/T1-9**

**Estimer KA et pKA à partir du pH : exercices corrigés PDF (Terminale spécialité physique-chimie).** Estimer la constante d'acidité d'un couple à partir d'une mesure de pH : calculer la concentration en ions oxonium, en déduire celles de la base et de l'acide restant à l'équilibre, calculer KA puis pKA, et identifier l'acide d'un flacon en comparant ce pKA aux valeurs d'une table. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.