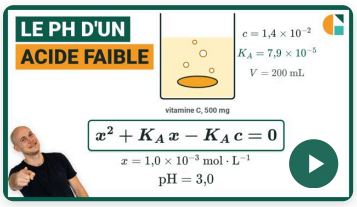
Prévoir le pH d'une solution d'acide faible (équation du second degré)

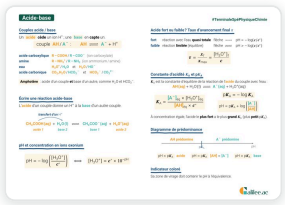
Acides, bases et pH • Compétence 8 • Terminale spécialité physique-chimie



Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

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

galilee.ac/V/T1-8



La fiche de cours

Tout le chapitre sur une page.

galilee.ac/F/acide-base

Exercice 1

Mettre en équation

Un acide faible AH, de constante d'acidité $K_\mathrm{A} = 1{,}6 \times 10^{-4}$, est dissous dans l'eau : sa concentration apportée est $c = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. On note x la concentration en ions oxonium à l'équilibre ; chaque molécule d'acide qui réagit forme un ion $\mathrm{A^-}$ et un ion $\mathrm{H_3O^+}$. Donnée : $K_\mathrm{A} = \dfrac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}] \times c^\circ}$ avec $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (on omet c° dans les calculs).

	AH	A^-	H_3O^+
apporté	c	0	0
équilibre	?	?	x

1) Exprimer la concentration en acide AH à l'équilibre en fonction de c et x.

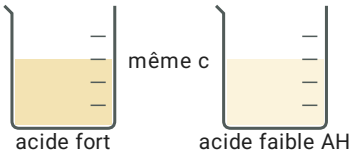
2) Exprimer la constante d'acidité en fonction de x et c.

3) Montrer que x vérifie une équation du second degré, que l'on écrira.

4) Calculer son discriminant Δ.

Exercice 2 Acide fort ou acide faible : deux pH

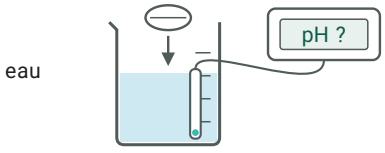
On compare deux solutions de même concentration apportée $c = 2{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$: l'une d'un acide fort, l'autre d'un acide faible AH de constante d'acidité $K_\text{A} = 6{,}3 \times 10^{-5}$. Pour l'acide faible, la concentration x en ions oxonium à l'équilibre vérifie $x^2 + K_\text{A}\,x - K_\text{A}\,c = 0$. Donnée : $\text{pH} = -\log\left(\dfrac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$, soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$.



1) Calculer le pH de la solution d'acide fort, arrondi au dixième.
2) Calculer la concentration en ions oxonium dans la solution d'acide faible.
3) Calculer le pH de la solution d'acide faible, arrondi au dixième.
4) À concentration apportée égale, comparer le pH d'une solution d'acide faible à celui d'un acide fort. Justifier.

Exercice 3 Type bac : l'aspirine dans un verre d'eau

On dissout $500\ \text{mg}$ d'acide acétylsalicylique (aspirine), acide faible noté AH, de masse molaire $M = 180\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et de constante d'acidité $K_\text{A} = 3{,}2 \times 10^{-4}$, dans de l'eau pour obtenir $200\ \text{mL}$ de solution. Données : $c = \dfrac{m}{M \times V}$; $K_\text{A} = \dfrac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}] \times c^\circ}$ avec $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $\text{pH} = -\log\left(\dfrac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$, soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$.



1) Calculer la concentration apportée en acide, avec au moins 3 chiffres significatifs.
2) En notant $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ à l'équilibre, établir l'équation vérifiée par x, puis calculer x.
3) Calculer le pH de la solution, arrondi au dixième.

Prévoir le pH d'une solution d'acide faible (équation du second degré)

Exercice 1 Mettre en équation

1) L'acide apporté est à la concentration c ; une partie, x, a réagi :

$$[\mathrm{AH}] = c - x$$

2) Avec $[\mathrm{A^-}] = [\mathrm{H_3O^+}] = x$:

$$K_\mathrm{A} = \frac{[\mathrm{A^-}] \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{x^2}{c - x}$$

3) Produit en croix : $x^2 = K_\mathrm{A}\,(c - x) = K_\mathrm{A}\,c - K_\mathrm{A}\,x$, puis on regroupe dans le même membre :

$$x^2 + K_\mathrm{A}\,x - K_\mathrm{A}\,c = 0$$

4) Les coefficients sont 1, K_A et $-K_\mathrm{A}\,c$:

$\Delta = K_\mathrm{A}^2 - 4 \times 1 \times (-K_\mathrm{A}\,c) = K_\mathrm{A}^2 + 4\,K_\mathrm{A}\,c$

$\Delta = (1{,}6 \times 10^{-4})^2 + 4 \times 1{,}6 \times 10^{-4} \times 2{,}0 \times 10^{-2} \approx 1{,}3 \times 10^{-5}$

$$\Delta \approx 1{,}3 \times 10^{-5}$$

Exercice 2 Acide fort ou acide faible : deux pH

1) Un acide fort réagit totalement avec l'eau : $[\mathrm{H_3O^+}] = c$.

$$\mathrm{pH} = -\log c = -\log(2{,}5 \times 10^{-2}) \approx 1{,}6$$

2) Pour l'acide faible, $x = [\mathrm{H_3O^+}]$ vérifie $K_\mathrm{A} = \dfrac{x^2}{c - x}$, soit $x^2 + K_\mathrm{A}\,x - K_\mathrm{A}\,c = 0$.

$\Delta = K_\mathrm{A}^2 + 4\,K_\mathrm{A}\,c = (6{,}3 \times 10^{-5})^2 + 4 \times 6{,}3 \times 10^{-5} \times 2{,}5 \times 10^{-2} \approx 6{,}30 \times 10^{-6}$

$\sqrt{\Delta} \approx 2{,}51 \times 10^{-3}$

$$x = \frac{-K_\mathrm{A} + \sqrt{\Delta}}{2} = \frac{-6{,}3 \times 10^{-5} + 2{,}51 \times 10^{-3}}{2} \approx 1{,}22 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

3)

$$\mathrm{pH} = -\log(1{,}22 \times 10^{-3}) \approx 2{,}9$$

4) L'acide faible ne réagit que partiellement avec l'eau : il libère moins d'ions oxonium, son pH est plus grand.

il est plus grand

Exercice 3 Type bac : l'aspirine dans un verre d'eau

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

$$c = \frac{m}{M \times V} = \frac{500 \times 10^{-3}}{180 \times 0{,}200} \approx 1{,}39 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

Exercice 3 (suite) Type bac : l'aspirine dans un verre d'eau

2) On note $x = [\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{A^-}]$ et $[\mathrm{AH}] = c - x$: $K_\mathrm{A} = \dfrac{x^2}{c-x}$, soit $x^2 + K_\mathrm{A}\,x - K_\mathrm{A}\,c = 0$.

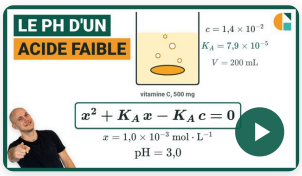
$\Delta = K_\mathrm{A}^2 + 4\,K_\mathrm{A}\,c = (3{,}2\times10^{-4})^2 + 4\times3{,}2\times10^{-4}\times1{,}39\times10^{-2} \approx 1{,}79\times10^{-5}$

$$\sqrt{\Delta} \approx 4{,}23\times10^{-3}$$

On garde la solution positive :

$$x = \frac{-3{,}2\times10^{-4} + 4{,}23\times10^{-3}}{2} \approx 1{,}96\times10^{-3}\ \mathrm{mol\cdot L^{-1}}$$

3) $$\mathrm{pH} = -\log(1{,}96\times10^{-3}) \approx 2{,}7$$



Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

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

galilee.ac/V/T1-8

pH d'un acide faible, équation du second degré : exercices PDF (Terminale spécialité physique-chimie). Prévoir le pH d'une solution d'acide faible : exprimer les concentrations à l'équilibre en fonction de la concentration apportée et de la concentration en ions oxonium, écrire la constante d'acidité, résoudre l'équation du second degré obtenue, garder la solution positive, calculer le pH et le comparer à celui d'un acide fort de même concentration. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.