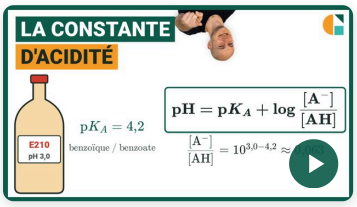
Constante d'acidité KA et relation pH = pKA + log([A⁻]/[AH])

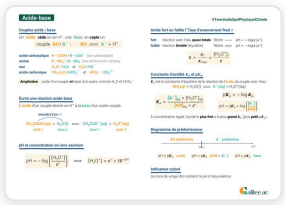
Acides, bases et pH • Compétence 4 • Terminale spécialité physique-chimie



Vidéo du cours et un exercice gratuit supplémentaire !

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

galilee.ac/V/T1-4



La fiche de cours

Tout le chapitre sur une page.

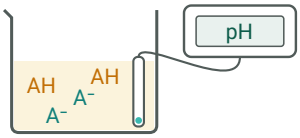
galilee.ac/F/acide-base

Exercice 1

Le couple de l'acide méthanoïque

Une solution contient les deux formes du couple acide méthanoïque / ion méthanoate, noté AH/A^-, de $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = 3{,}8$. Son pH vaut $4{,}6$. Données :

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{A} + \log \frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]} ; \mathrm{p}K_\mathrm{A} = -\log K_\mathrm{A}.$$



1) Calculer le rapport $\frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]}$ dans cette solution.

2) Quelle est la forme la plus concentrée dans la solution ? Justifier.

3) Calculer la constante d'acidité K_A du couple.

Exercice 2

Le pH d'un mélange

Une solution contient de l'acide lactique AH et des ions lactate A^- (couple acide lactique / ion lactate, $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = 3{,}9$). À l'équilibre : $[\mathrm{AH}] = 4{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ et $[\mathrm{A}^-] = 1{,}2 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Donnée :

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{A} + \log \frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]}.$$



1) Calculer le rapport $\frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]}$.

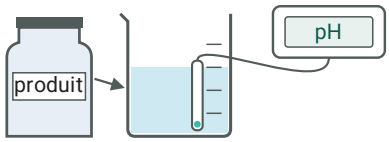
2) Calculer le pH de la solution, arrondi au dixième.

3) Écrire l'expression de la constante d'acidité K_A du couple, en fonction des concentrations à l'équilibre.

Exercice 3

L'eau de chaux

À $25\ °\mathrm{C}$, le pH d'une eau de chaux vaut 12,2. Données : produit ionique de l'eau à $25\ °\mathrm{C}$: $K_\mathrm{e} = 1{,}0 \times 10^{-14}$; $K_\mathrm{e} = \dfrac{[\mathrm{H_3O^+}] \times [\mathrm{HO^-}]}{(c^\circ)^2}$; $[\mathrm{H_3O^+}] = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$ avec $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.



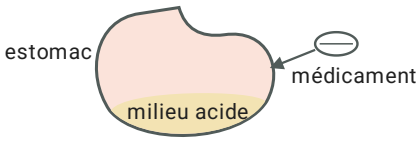
1) Calculer la concentration en ions oxonium, avec au moins 3 chiffres significatifs.
2) Calculer la concentration en ions hydroxyde.
3) Écrire l'équation de la réaction à laquelle la constante K_e est associée.

Exercice 4

Type bac : l'ibuprofène dans l'estomac

Un médicament a pour principe actif l'ibuprofène, un acide noté AH, de $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = 4{,}5$. Pendant la digestion, le pH de l'estomac vaut $3{,}9$ et la concentration totale du principe actif vaut $[\mathrm{AH}] + [\mathrm{A^-}] = 4{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Donnée : $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{A} + \log \dfrac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]}$.



1) Calculer le rapport $\dfrac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]}$ dans l'estomac.
2) Calculer le pourcentage du principe actif qui se trouve sous la forme acide AH.
3) Calculer la concentration de la forme acide AH.

Constante d'acidité KA et relation pH = pKA + log([A⁻]/[AH])

Exercice 1 Le couple de l'acide méthanoïque

1) On isole le logarithme, puis on prend la puissance de dix :

$$\log \frac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]} = \mathrm{pH} - \mathrm{p}K_\mathrm{A} = 4{,}6 - 3{,}8 = 0{,}8$$

$$\boxed{\frac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]} = 10^{0{,}8} \approx 6{,}3}$$

2) Si le pH est inférieur au $\mathrm{p}K_\mathrm{A}$, le rapport est inférieur à 1 et la forme acide est la plus concentrée ; s'il est supérieur, c'est la forme basique. Ici : la forme basique $\mathrm{A^-}$.

$$\boxed{\text{la forme basique } \mathrm{A^-}}$$

3) Par définition, $\mathrm{p}K_\mathrm{A} = -\log K_\mathrm{A}$:

$$\boxed{K_\mathrm{A} = 10^{-\mathrm{p}K_\mathrm{A}} = 10^{-3{,}8} \approx 1{,}6 \times 10^{-4}}$$

Exercice 2 Le pH d'un mélange

1) La forme basique au numérateur :

$$\boxed{\frac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{1{,}2 \times 10^{-2}}{4{,}0 \times 10^{-2}} = 0{,}30}$$

2) $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{A} + \log \dfrac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]}$:

$$\boxed{\mathrm{pH} = 3{,}9 + \log(0{,}30) \approx 3{,}4}$$

3) K_A est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau, $\mathrm{AH} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O^+}$: les produits au numérateur, le réactif au dénominateur, et l'eau, solvant, n'y figure pas.

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

Exercice 3 L'eau de chaux

1)

$$\boxed{[\mathrm{H_3O^+}] = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}} = 10^{-12{,}2} \approx 6{,}31 \times 10^{-13}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}}$$

2) Dans toute solution aqueuse, $K_\mathrm{e} = \dfrac{[\mathrm{H_3O^+}] \times [\mathrm{HO^-}]}{(c^\circ)^2}$, donc :

$$\boxed{[\mathrm{HO^-}] = \frac{K_\mathrm{e}}{[\mathrm{H_3O^+}]} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{6{,}31 \times 10^{-13}} \approx 1{,}6 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}}$$

3) K_e est la constante d'équilibre de l'autoprotolyse de l'eau : une molécule d'eau cède un ion hydrogène à une autre.

$$\boxed{2\,\mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{H_3O^+} + \mathrm{HO^-}}$$

Exercice 4 Type bac : l'ibuprofène dans l'estomac

1) $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{A} + \log\dfrac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]}$, donc :

$$\boxed{\frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]} = 10^{\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_\mathrm{A}} = 10^{-0{,}6} \approx 0{,}251}$$

2) Avec $[\mathrm{A}^-] = 0{,}251 \times [\mathrm{AH}]$, la part de la forme acide est :

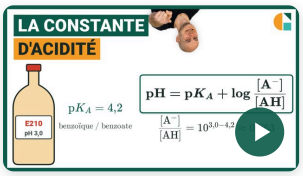
$$\boxed{\frac{[\mathrm{AH}]}{[\mathrm{AH}] + [\mathrm{A}^-]} = \frac{1}{1 + 0{,}251} \approx 0{,}799}$$

soit environ 79,9 %.

$$\boxed{79{,}9\ \%}$$

3) On applique ce pourcentage à la concentration totale :

$$\boxed{[\mathrm{AH}] = 0{,}799 \times 4{,}0 \times 10^{-3} \approx 3{,}2 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}}$$



Vidéo du cours et un exercice gratuit supplémentaire !

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

galilee.ac/V/T1-4

Constante d'acidité et pH = pKA + log : exercices corrigés PDF (Terminale spécialité physique-chimie). Constante d'acidité et pH : écrire la constante d'acidité d'un couple, passer de KA à pKA, utiliser la relation entre pH, pKA et le rapport des concentrations de la base et de l'acide, trouver la forme la plus concentrée, et utiliser le produit ionique de l'eau pour calculer la concentration en ions hydroxyde. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.