PHYSIQUE-CHIMIE · TERMINALE / EXERCICES CORRIGÉS

Force des acides et des bases

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

Ex. 1 Classer des acides ●○○ Application

Classer du plus fort au plus faible les acides suivants : acide méthanoïque ($\mathrm{p}K_A = 3{,}8$), ion ammonium ($\mathrm{p}K_A = 9{,}2$), acide éthanoïque ($\mathrm{p}K_A = 4{,}8$).

Indice

Plus le pKa est petit, plus l'acide lâche facilement son proton.

La règle

Un acide est d'autant plus fort que son K_A est grand, donc que son $\mathrm{p}K_A$ est petit.

Le classement

acide méthanoïque > acide éthanoïque > ion ammonium.

Ex. 2 pH d'une base forte ●○○ Méthode

Calculer le pH, à 25 °C, d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c = 5{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Indice

Base forte, donc $[\mathrm{HO^-}] = c$. Puis le produit ionique de l'eau.

Les ions hydroxyde

La soude est une base forte, $[\mathrm{HO^-}] = 5{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Les ions oxonium

$$[\mathrm{H_3O^+}] = \frac{K_e\, c^{\circ 2}}{[\mathrm{HO^-}]} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{5{,}0 \times 10^{-3}} = 2{,}0 \times 10^{-12}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

Le pH

$\mathrm{pH} = -\log(2{,}0 \times 10^{-12}) \approx 11{,}7$. On retrouve $14 + \log(5{,}0 \times 10^{-3}) \approx 11{,}7$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/force-des-acides-et-des-bases/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Ex. 3 Lire un diagramme de prédominance

Application

L'ammoniac $\mathrm{NH_3}$ appartient au couple $\mathrm{NH_4^+/NH_3}$ de $\mathrm{p}K_A = 9{,}2$.

1. Tracer le diagramme de prédominance du couple.
2. Quelle espèce prédomine dans une solution de pH 7 ? de pH 11 ?
3. À pH 10,2, calculer le rapport $[\mathrm{NH_3}]/[\mathrm{NH_4^+}]$.

Indice

Le pKa est la ligne de mi-terrain. Puis $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \log([\text{base}]/[\text{acide}])$.

Le diagramme

Sur un axe de pH, $\mathrm{NH_4^+}$ prédomine pour $\mathrm{pH} < 9{,}2$ et $\mathrm{NH_3}$ pour $\mathrm{pH} > 9{,}2$.

pH 7 et pH 11

À pH 7, $7 < 9{,}2$ donc $\mathrm{NH_4^+}$ prédomine. À pH 11, $11 > 9{,}2$ donc $\mathrm{NH_3}$ prédomine.

Le rapport

$\log([\mathrm{NH_3}]/[\mathrm{NH_4^+}]) = \mathrm{pH} - \mathrm{p}K_A = 1$, donc le rapport vaut 10^1.

Conclusion

À pH 10,2, il y a 10 fois plus d'ammoniac que d'ions ammonium.

Ex. 4 Acide faible et taux d'avancement

Piège

Une solution d'acide méthanoïque de concentration $c = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ a un pH mesuré de 2,9. Un élève affirme que son pH devrait valoir 2. Expliquer son erreur, puis calculer le taux d'avancement final.

Indice

La formule $-\log(c)$ suppose que tout l'acide a réagi.

L'erreur

$\mathrm{pH} = -\log(c/c^\circ)$ ne vaut que pour un acide fort. L'acide méthanoïque est faible, sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

La concentration en ions oxonium

$[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-2{,}9} \approx 1{,}3 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Le taux d'avancement

$\tau = [\mathrm{H_3O^+}]_f / c = 1{,}3 \times 10^{-3} / 1{,}0 \times 10^{-2} \approx 0{,}13$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/force-des-acides-et-des-bases/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Conclusion

Seulement 13 % des molécules d'acide ont cédé leur proton : la transformation est non totale.

Ex. 5 Calculer un pKa à partir d'un pH ●●● Type bac

Reprendre la solution d'acide méthanoïque de l'exercice précédent ($c = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, pH 2,9).

1. Exprimer les concentrations à l'équilibre de HCOO^- et de HCOOH.
2. En déduire K_A et le $\text{p}K_A$ du couple. Comparer à la valeur tabulée 3,8.

Indice

Chaque molécule d'acide qui réagit donne un HCOO^- et un H_3O^+ (on néglige l'autoprotolyse de l'eau).

Les concentrations

$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1{,}3 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{HCOOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 8{,}7 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La constante

$$K_A = \frac{(1{,}3 \times 10^{-3})^2}{8{,}7 \times 10^{-3}} \approx 1{,}9 \times 10^{-4}$$

Le pKa

$\text{p}K_A = -\log(1{,}9 \times 10^{-4}) \approx 3{,}7$, cohérent avec la valeur tabulée 3,8 compte tenu de la précision du pH-mètre.

← *un dixième de pH change beaucoup le résultat*

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/force-des-acides-et-des-bases/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits