COURS

Acides et bases : pH, constante d'acidité et pKa

Tle

Programme de terminale générale, enseignement de spécialité — BO spécial n°8 du 25 juillet 2019

Relue le 14 novembre 2026

Le pH du sang est maintenu entre 7,35 et 7,45 ; un vinaigre a un pH proche de 3 ; un indicateur coloré change de teinte selon le milieu. Tous ces phénomènes reposent sur les réactions acide-base et sur une grandeur caractéristique de chaque couple : le **pKa**.

1 Acides, bases et pH

DÉFINITION

Selon Brønsted, un **acide** cède un proton H^+, une **base** le capte : $AH = A^- + H^+$. L'eau est **amphotère** (couples H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^-).

RÈGLE

$pH = -\log[H_3O^+]$ et $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ (concentrations en mol/L). Dans l'eau à 25 °C, le produit ionique vaut $K_e = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14}$.

2 Acides forts et faibles

DÉFINITION

Pour un acide faible, la réaction avec l'eau est limitée : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$. Sa **constante d'acidité** $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$ et $pK_a = -\log K_a$. Plus le pKa est petit, plus l'acide est fort.

RÈGLE

Diagramme de prédominance : si $pH < pK_a$, la forme acide AH prédomine ; si $pH > pK_a$, la forme basique A^- prédomine ; à $pH = pK_a$, elles sont en quantités égales. Relation : $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$.

EXEMPLE

L'acide éthanoïque a un pKa de 4,8. Quelle forme prédomine dans une solution de pH 6,0 ?

1. Comparer pH et pKa : 6,0 > 4,8.
2. La forme basique prédomine.
3. C'est l'ion éthanoate CH_3COO^-.

À pH 6,0, l'ion éthanoate prédomine.

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Confondre acide fort et solution très concentrée. — Un acide **fort** réagit totalement avec l'eau, quelle que soit sa concentration ; un acide **faible** réagit partiellement. Un acide faible concentré peut être plus acide qu'un acide fort très dilué.

Le réflexe : Distinguer la force (pKa) et la concentration.

UTILISER UN DIAGRAMME DE PRÉDOMINANCE

1. Placer le pKa du couple sur un axe de pH.
2. Écrire la forme acide à gauche, la forme basique à droite.
3. Placer le pH de la solution.
4. Conclure sur l'espèce qui prédomine.

À VÉRIFIER

- Ai-je écrit le couple acide-base ?
- Ai-je calculé le pH avec le logarithme ?
- Ai-je comparé pH et pKa ?
- Ai-je distingué force et concentration ?

À RETENIR

- Brønsted : acide cède H^+, base le capte ; eau amphotère.
- $pH = -\log[H_3O^+]$; $K_e = 10^{-14}$.
- K_a, pK_a : plus pKa petit, plus l'acide est fort.
- Prédominance : $pH < pK_a$ → AH ; $pH > pK_a$ → A^-.