

Fiche : Acides, bases et pH

FICHE • C11 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Selon Brønsted, un acide est une espèce capable de céder un ion H^+ et une base une espèce capable de capter un ion H^+ .
- Un acide et sa base conjuguée forment un couple noté acide/base, relié par la demi-équation $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$.
- Une réaction acide-base est un transfert d'ion H^+ de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple ; on l'obtient en additionnant deux demi-équations.
- Un ampholyte est l'acide d'un couple et la base d'un autre : l'eau (couples H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^-) et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- en sont les exemples clés.
- Le pH se calcule par $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$ et la concentration par $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$, avec $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Quand $[H_3O^+]$ est multipliée par 10, le pH diminue d'une unité ; quand elle double, le pH diminue d'environ 0,3.
- L'autoprotolyse de l'eau, $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$, impose dans toute solution aqueuse $[H_3O^+] \times [HO^-] = K_e \times c^{\circ 2}$.
- À 25 °C, $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et une solution neutre a un pH de 7,0 ; à une autre température, le pH de neutralité vaut $\frac{1}{2} pK_e$ (environ 6,8 à 37 °C).
- Un acide fort réagit totalement avec l'eau : $[H_3O^+] = c$ et $pH = -\log(c)$.
- Une base forte libère totalement ses ions HO^- : $[HO^-] = c$ et, à 25 °C, $pH = 14,0 + \log(c)$.
- Un acide faible réagit partiellement avec l'eau : son pH est supérieur à $-\log(c)$ et son taux d'avancement final est inférieur à 1.
- Lors d'un mélange d'acide fort et de base forte, la réaction $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2 H_2O$ est totale ; on calcule l'excès en quantité de matière puis on divise par le volume total.
- Un pH mesuré à 0,1 près donne une concentration à deux chiffres significatifs au plus.
- Pour diluer un acide ou une base concentrés, on verse le réactif dans l'eau, jamais l'inverse, car la dissolution est très exothermique.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition de validité
pH	$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$	sans unité	solutions diluées ($c < 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
Concentration en ions oxonium	$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$	$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	idem
Produit ionique de l'eau	$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] / c^{\circ 2}$	sans unité	$1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C
pH d'une solution neutre	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e$	sans unité	7,0 à 25 °C seulement
pH d'un acide fort	$\text{pH} = -\log(c/c^\circ)$	sans unité	$10^{-6} < c < 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
pH d'une base forte	$\text{pH} = 14,0 + \log(c/c^\circ)$	sans unité	25 °C, $10^{-6} < c < 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Taux d'avancement final d'un acide	$\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] / c$	sans unité	autoprotolyse négligeable

Acides forts usuels : HCl (acide chlorhydrique), HNO_3 (acide nitrique). Bases fortes usuelles : soude ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$), potasse ($\text{K}^+ + \text{HO}^-$). Acides et bases faibles : acide éthanoïque, ion ammonium, ammoniac.

Pièges à éviter

- Croire qu'un acide cède tous ses H : l'acide éthanoïque ne cède que celui du groupe $-\text{COOH}$.
- Calculer $-\log(c)$ pour une base forte : c'est $[\text{HO}^-]$ qui vaut c .



- Faire la moyenne des pH lors d'un mélange : on additionne des quantités de matière.
- Oublier de diviser par le volume total après un mélange.
- Affirmer qu'une solution de pH 7,0 est neutre quelle que soit la température.
- Appliquer $\text{pH} = -\log(c)$ à un acide très dilué ($c < 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) : le pH ne peut pas dépasser 7 pour un acide.

Je me teste

1. Définition d'une base selon Brønsted ? → Une espèce capable de capter un ion H^+ .
2. Base conjuguée de NH_4^+ ? → NH_3 .
3. Deux couples de l'eau ? → $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$.
4. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour $\text{pH} = 3,0$? → $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
5. pH d'un acide fort à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? → 2,0.
6. pH d'une base forte à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à 25°C ? → 12,0.
7. Valeur de K_e à 25°C ? → $1,0 \times 10^{-14}$.
8. Effet d'une dilution par 10 sur le pH d'un acide fort ? → Le pH augmente d'une unité.
9. Un acide à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH de 3,4 : fort ou faible ? → Faible, car $3,4 > 2,0$.
10. Équation de la neutralisation acide fort et base forte ? → $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.