

C1 — Transformations acide-base

Thème 1 · Matière · Physique-Chimie Terminale

Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	1
3	1. Acide et base selon Brønsted	2
3.1	Couple acide/base	2
4	2. Le pH	3
4.1	a. Définition	3
4.2	b. Produit ionique de l'eau	3
5	3. Réaction acide-base	4
6	Carte mentale	5
7	À retenir absolument	5
8	Pour aller plus loin	5

1 Pourquoi ce chapitre ?

Quand tu presses un citron sur une huître, tu déclenches une réaction acide-base. Quand ton estomac digère, c'est encore un acide. Quand tu prends un anti-acide après un repas trop lourd, c'est une base qui neutralise l'excès. Les réactions acide-base sont **partout** : dans le vivant, dans l'environnement (pluies acides), dans l'industrie (production d'engrais, de médicaments), et bien sûr dans les sujets de bac.

Ce chapitre pose les **fondamentaux** : qu'est-ce qu'un acide, qu'est-ce qu'une base, qu'est-ce que le pH, comment écrire une équation de réaction acide-base.

2 Ce que tu vas apprendre

- Les définitions de **Brønsted** : acide = donneur de H , base = accepteur
- Les **couples acide/base** et la notion de conjugué
- Le **pH** : définition, mesure, lien avec $[H_3O^+]$
- Le produit ionique de l'eau K_e
- Écrire une **équation de réaction acide-base**

3 1. Acide et base selon Brønsted

Définitions

- Un **acide** est une espèce capable de **céder** un ion hydrogène H^+ (on dit aussi proton).
- Une **base** est une espèce capable de **capter** un ion hydrogène H^+ .

Un ion H^+ est simplement un **proton** (un atome d'hydrogène sans son électron). Dans l'eau, il est immédiatement capté par une molécule d'eau pour former l'**ion oxonium** H_3O^+ .

Exemples :

- Acide éthanoïque : $CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$
- Ammoniac (base) : $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

3.1 Couple acide/base

Un acide AH et sa base conjuguée A^- forment un **couple acide/base**, noté AH/A^- , associé à la demi-équation :



Exemples de couples :

- CH_3COOH/CH_3COO^- (acide éthanoïque / ion éthanoate)
- NH_4^+/NH_3 (ion ammonium / ammoniac)
- H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^- (l'eau est **amphotère** !)

Analogie — Le ballon de rugby

Imagine une passe au rugby : l'acide est le **joueur qui passe** le ballon (H^+), la base est celui qui **le reçoit**. Un « couple » acide/base, c'est le même joueur vu avec ou sans son ballon. Et comme à la passe, il faut **toujours** un donneur **et** un receveur : une réaction acide-base n'a lieu qu'entre deux couples différents.

Piège — Le proton n'existe pas seul

H^+ est **ultra réactif** : il n'existe jamais libre en solution aqueuse. Il est toujours fixé sur une molécule d'eau sous la forme H_3O^+ . Dans les équations, on écrit donc les réactions acide-base en solution aqueuse avec H_3O^+ , pas H^+ .

4 2. Le pH

4.1 a. Définition

Définition du pH

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

ou plus simplement (en prenant $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- pH sans unité
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

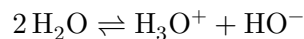
Un pH **petit** correspond à une concentration **élevée** en H_3O^+ : la solution est **acide**. À l'inverse, un pH **élevé** correspond à une solution **basique**.

Échelle :

- $\text{pH} < 7$: solution acide
- $\text{pH} = 7$: solution neutre (à 25°C)
- $\text{pH} > 7$: solution basique

4.2 b. Produit ionique de l'eau

L'eau se dissocie (très légèrement) selon :



À l'équilibre, à 25°C :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

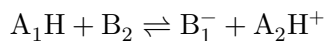
Cette constante, le **produit ionique de l'eau**, est toujours vérifiée en solution aqueuse. Dans l'eau pure, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, donc $\text{pH} = 7$.

Analogie — Une balance

Imagine une balance à deux plateaux : d'un côté $[\text{H}_3\text{O}^+]$, de l'autre $[\text{HO}^-]$. Leur **produit** est fixé par K_e . Si tu ajoutes de l'acide, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ monte, donc $[\text{HO}^-]$ **doit** baisser pour que le produit reste constant. C'est un équilibre qui « respire » mais dont le produit est indéformable.

5 3. Réaction acide-base

Quand un acide A_1H rencontre une base B_2 , il peut y avoir transfert de proton :



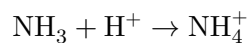
Méthode pour écrire l'équation :

1. Identifier les **deux couples** en présence.
2. Écrire les deux demi-équations acide-base.
3. Combiner en éliminant le H^+ (il passe de l'acide à la base).

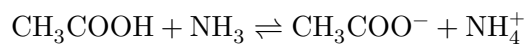
Exemple — Acide éthanoïque + ammoniac

Couples : CH_3COOH/CH_3COO^- et NH_4^+/NH_3 .

Demi-équations :



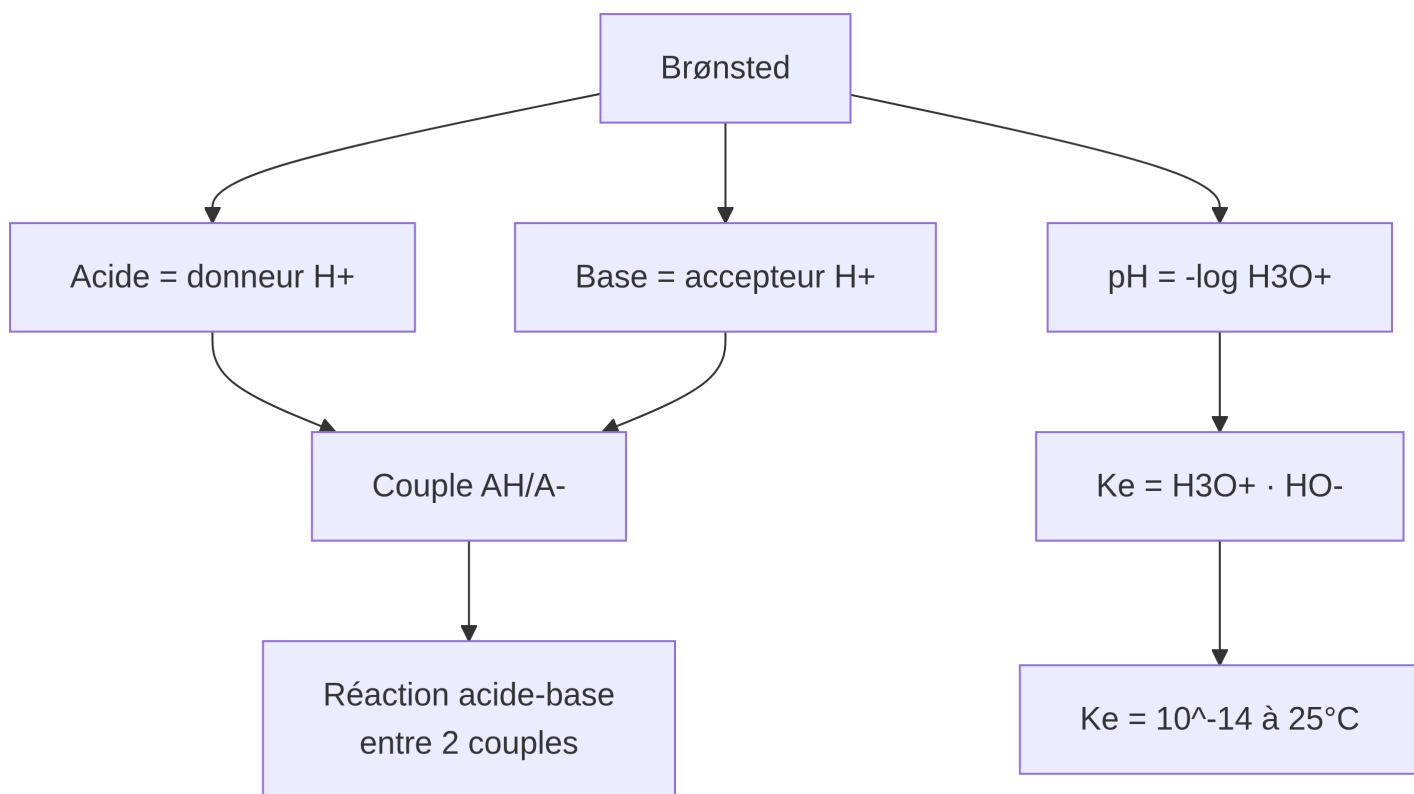
On additionne :



Piège — La flèche d'équilibre

Beaucoup de réactions acide-base sont **limitées** (équilibre) : on écrit \rightleftharpoons . Certaines sont **quasi totales** (avec un acide ou une base forte) : on écrit \rightarrow . On verra dans C6 comment le décider à partir des forces des couples.

6 Carte mentale



7 À retenir absolument

- **Acide** = donne H^+ ; **base** = accepte H^+ .
- Un couple acide/base AH/A^- est défini par $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$.
- L'eau est **amphotère** : H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^- .
- $pH = -\log[H_3O^+]$; $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- **Produit ionique** : $K_e = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14}$ à 25 °C.

8 Pour aller plus loin

- [Cours officiel \(PDF\)](#)
- Titrages acide-base (C3)
- Force des acides et des bases (C6)