

Introduction

Le jus de citron pique, le savon est doux au toucher, l'eau pure est neutre... Toutes ces propriétés se mesurent par une seule grandeur : le **pH**. Derrière lui se cache une chimie élégante, celle des **acides** et des **bases**.

Dans ce chapitre, tu vas découvrir l'**échelle de pH**, la définition des **acides et des bases**, et la notion de **couple acide/base**.

I. Le pH d'une solution

Le **pH** mesure l'acidité d'une solution. Il se calcule à partir de la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$:

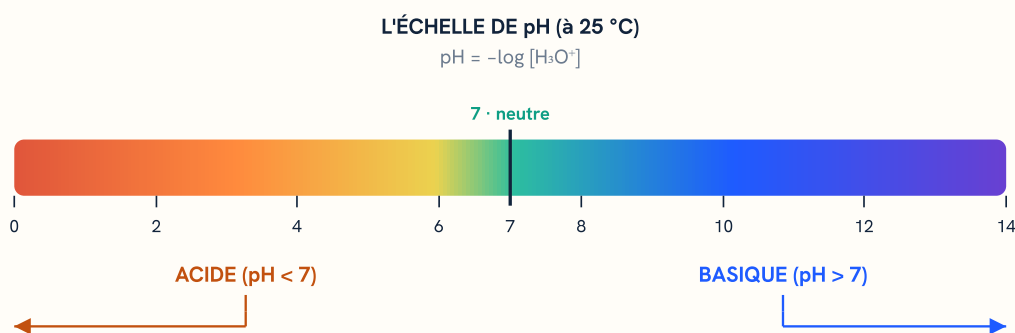


Schéma 1 — L'échelle de pH va de 0 à 14 (à 25 °C). Une solution est acide si $pH < 7$, neutre si $pH = 7$ et basique si $pH > 7$. Le pH se calcule par $pH = -\log [H_3O^+]$.

Définition du pH. $pH = -\log [H_3O^+]$ Inversement : $[H_3O^+] = 10^{(-pH)}$. Plus $[H_3O^+]$ est grande, plus le pH est **petit** et plus la solution est **acide**.

À 25 °C :

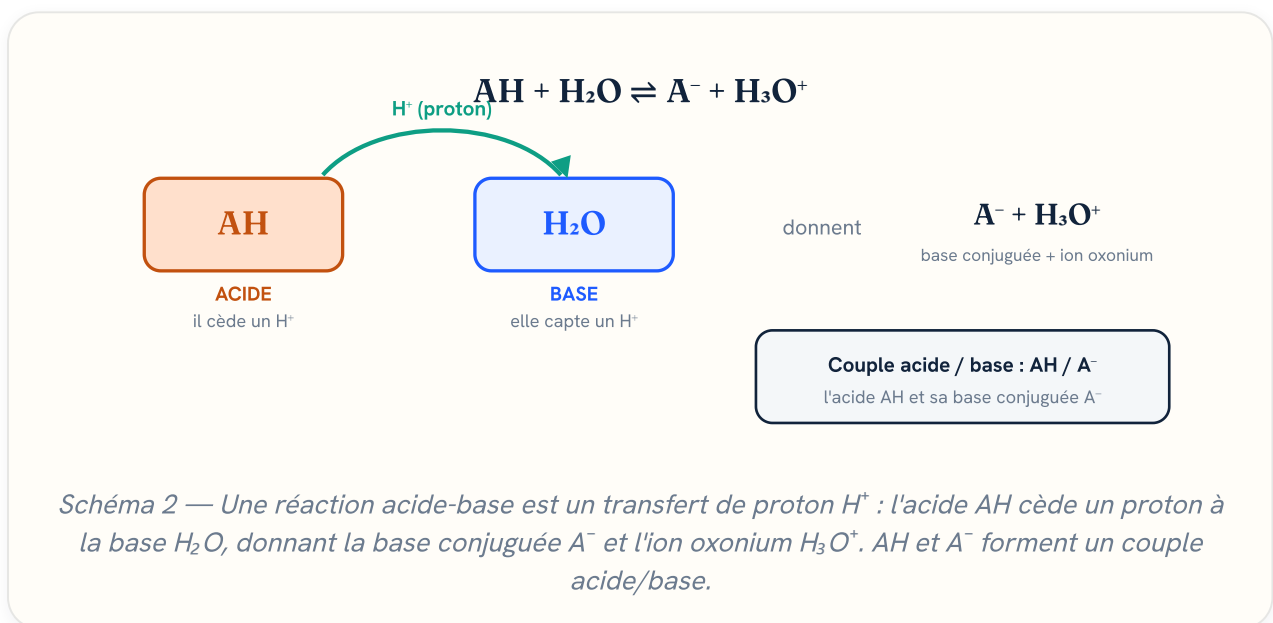
- une solution **acide** a un **pH < 7** ;

- une solution **neutre** a un $\text{pH} = 7$;
- une solution **basique** a un $\text{pH} > 7$.

II. Acides, bases et couples acide/base

Selon Brønsted :

- un **acide** est une espèce capable de **céder un proton H^+** ;
- une **base** est une espèce capable de **capter un proton H^+** .



Un acide AH et la base A⁻ qui en dérive forment un **couple acide/base**, noté **AH / A⁻**, reliés par :



Une **réaction acide-base** est un **transfert de proton** entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

III. Acides forts et acides faibles

Tous les acides ne cèdent pas leur proton avec la même facilité :

- un **acide fort** se dissocie **totalemment** dans l'eau : toutes ses molécules cèdent leur proton ;
- un **acide faible** ne se dissocie que **partiellement** : seule une partie de ses molécules cède un proton.

Conséquence. Pour une même concentration, un **acide fort** donne une solution **plus acide** (pH plus petit) qu'un acide faible, car il libère davantage d'ions H_3O^+ .

L'essentiel à retenir

À retenir.

- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; à 25 °C : acide si $\text{pH} < 7$, neutre si $\text{pH} = 7$, basique si $\text{pH} > 7$.
- Un **acide** cède un proton H^+ ; une **base** capte un proton H^+ .
- Un **couple acide/base** AH / A^- est relié par $\text{AH} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$.
- Un **acide fort** se dissocie **totalemment**, un **acide faible partiellement**.

Exercices

Exercice 1 — Acide, neutre ou basique ?

Indique si chaque solution est acide, neutre ou basique (à 25 °C) :

1. $\text{pH} = 3$
2. $\text{pH} = 7$
3. $\text{pH} = 11$

Exercice 2 — Calcul de pH

Une solution a une concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$.

1. Écris la relation entre le pH et $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
2. Calcule le pH de cette solution. Est-elle acide ou basique ?

Exercice 3 — Acide et base

1. Donne la définition d'un acide (selon Brønsted).
2. Donne la définition d'une base.

Exercice 4 — Couple acide/base

On considère le couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ (acide éthanóïque).

1. Quelle espèce est l'acide ? Laquelle est la base ?
2. Écris la relation reliant ces deux espèces.

Corrigés

Corrigé de l'exercice 1

1. $\text{pH} = 3$: solution **acide** ($\text{pH} < 7$).
2. $\text{pH} = 7$: solution **neutre**.
3. $\text{pH} = 11$: solution **basique** ($\text{pH} > 7$).

Corrigé de l'exercice 2

1. $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.
2. $\text{pH} = -\log(10^{-3}) = 3$. La solution est **acide** ($\text{pH} < 7$).

Corrigé de l'exercice 3

1. Un **acide** est une espèce capable de **céder un proton H^+** .
2. Une **base** est une espèce capable de **capter un proton H^+** .

Corrigé de l'exercice 4

1. L'**acide** est CH_3COOH (il peut céder un H^+) ; la **base** est CH_3COO^- (elle peut capter un H^+).
2. La relation est : $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$.