PHYSIQUE-CHIMIE · TERMINALE / COURS

Acides, bases et pH

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

Le vinaigre pique, le savon glisse, le jus de citron attaque le calcaire. Derrière ces trois réactions, il se passe toujours la même chose, à l'échelle des molécules : un tout petit morceau d'atome change de propriétaire. Ce morceau, c'est l'**ion hydrogène** $\mathrm{H^+}$, c'est-à-dire un simple proton.

01 L'idée : le ballon qui passe de main en main

Imagine des joueurs qui se passent un ballon. Le ballon, c'est le proton $\mathrm{H^+}$.

- Celui qui **lance** le ballon est un acide.
- Celui qui **l'attrape** est une base.

Un ballon ne disparaît jamais tout seul dans les tribunes : pour qu'un acide lâche son proton, il faut qu'une base soit là pour le recevoir. Une réaction acide-base, c'est **une passe**.

Les définitions

Acide (Brønsted). Espèce chimique capable de **céder** un ion hydrogène $\mathrm{H^+}$.

Base (Brønsted). Espèce chimique capable de **capter** un ion hydrogène $\mathrm{H^+}$.

Couple acide-base. Un acide AH et la base $\mathrm{A^-}$ obtenue quand il a perdu son proton forment un couple noté $\mathrm{AH/A^-}$, relié par la demi-équation

$$\mathrm{AH \rightleftharpoons A^- + H^+}$$

Dans un couple, on écrit **toujours l'acide à gauche**. L'acide et sa base ne diffèrent que d'un $\mathrm{H^+}$: c'est le même joueur, avec ou sans le ballon.

Les couples à reconnaître

Famille	Acide	Base conjuguée	Exemple
Acide carboxylique	$\mathrm{R-COOH}$	ion carboxylate $\mathrm{R-COO^-}$	acide éthanoïque $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COO^-}$
Amine	ion ammonium $\mathrm{R-NH_3^+}$	amine $\mathrm{R-NH_2}$	$\mathrm{NH_4^+/NH_3}$
Eau (acide)	$\mathrm{H_2O}$	$\mathrm{HO^-}$	couple $\mathrm{H_2O/HO^-}$
Eau (base)	$\mathrm{H_3O^+}$	$\mathrm{H_2O}$	couple $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$

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

Famille	Acide	Base conjuguée	Exemple
Acide de l'atmosphère	CO_2, H_2O	HCO_3^-	dioxyde de carbone dissous

Pour trouver la base conjuguée, on **enlève un H et on retire une charge +** (ou on ajoute une charge −). Pour trouver l'acide, on fait l'inverse.

L'eau, le joueur qui fait les deux

L'eau apparaît dans deux couples : elle peut lancer le ballon (H_2O/HO^-) ou l'attraper (H_3O^+/H_2O). Une espèce qui est l'acide d'un couple et la base d'un autre est dite amphotère. L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- l'est aussi.

Les acides aminés vont encore plus loin : ils portent un groupe acide $-COOH$ et un groupe basique $-NH_2$ sur la même molécule. En solution, ils existent surtout sous forme d'**amphion** (ou zwitterion), $-COO^-$ et $-NH_3^+$ à la fois.

Écrire l'équation d'une réaction acide-base

Une passe a toujours deux joueurs, donc on combine **deux demi-équations** : celle de l'acide qui cède, et celle de la base qui capte. Les H^+ s'éliminent.

Exemple : l'acide éthanoïque réagit avec l'ammoniac.

$$\begin{aligned} CH_3COOH &\rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+ \\ NH_3 + H^+ &\rightleftharpoons NH_4^+ \\ \hline CH_3COOH + NH_3 &\longrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+ \end{aligned}$$

Le H^+ n'apparaît jamais dans l'équation finale : le ballon est passé, il n'est pas resté en l'air.

Le pH

En solution aqueuse, ce qui rend un milieu acide, c'est l'ion oxonium H_3O^+. On mesure sa concentration avec le pH.

pH d'une solution diluée.

$$\mathrm{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) \quad \Longleftrightarrow \quad [H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$$

avec $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ la concentration standard. Le pH n'a pas d'unité.

À 25 °C : une solution est **acide** si $\mathrm{pH} < 7$, **neutre** si $\mathrm{pH} = 7$, **basique** si $\mathrm{pH} > 7$.

Ce qu'il faut sentir : une unité de pH = un facteur 10 sur $[H_3O^+]$. Une solution à pH 3 contient 10 fois plus d'ions oxonium qu'une solution à pH 4, et 100 fois plus qu'une solution à pH 5.

On mesure le pH avec un **pH-mètre** (précis, au dixième ou au centième) ou du papier pH (à l'unité près).

Acide fort, base forte

Certains acides lancent leur ballon à coup sûr : dans l'eau, ils réagissent **totalement**. On les appelle **acides forts**. Exemple : le chlorure d'hydrogène, qui donne l'acide chlorhydrique.

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

$$\mathrm{HCl} + \mathrm{H_2O} \longrightarrow \mathrm{H_3O^+} + \mathrm{Cl^-}$$

Pour un acide fort de concentration apportée c, tout l'acide s'est transformé : $[\mathrm{H_3O^+}] = c$, donc

$$\mathrm{pH} = -\log\left(\frac{c}{c^\circ}\right)$$

De même, une **base forte** capte totalement les protons de l'eau. L'hydroxyde de sodium (soude) libère directement des ions $\mathrm{HO^-}$: $[\mathrm{HO^-}] = c$.

Les autres, qui ne lancent le ballon qu'une fois sur dix, ou sur mille, sont des acides **faibles**. C'est le sujet du chapitre suivant.

Exemple guidé

On verse de la soude (ions hydroxyde $\mathrm{HO^-}$) dans du vinaigre (acide éthanoïque). Écris l'équation de la réaction. Puis calcule le pH d'une solution d'acide chlorhydrique à $5{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol/L}$, et après une dilution par 10.

1. **Les couples** : $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COO^-}$ et $\mathrm{H_2O/HO^-}$.
2. **Qui donne, qui reçoit** : l'acide éthanoïque cède un proton, l'ion hydroxyde le capte. $\mathrm{CH_3COOH + HO^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O}$.
3. **L'acide chlorhydrique** est un acide fort : il réagit totalement avec l'eau, donc $[\mathrm{H_3O^+}] = 5{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol/L}$.
4. **Le pH** : $\mathrm{pH} = -\log(5{,}0 \times 10^{-3}) \approx 2{,}3$.
5. **Après dilution par 10** : $[\mathrm{H_3O^+}]$ est divisée par 10, le pH augmente de 1 et vaut 3,3.

Le pH ne baisse pas avec la dilution d'un acide : il monte, vers 7.

Retour au problème

Le vinaigre et le citron cèdent des protons, le savon en capte. Le calcaire contient des ions carbonate, une base : l'acide du citron leur cède ses protons, et le calcaire se dissout en libérant du dioxyde de carbone.

Les pièges

- Le $\mathrm{H^+}$ s'écrit dans les **demi-équations**, jamais dans l'équation de réaction.
- Dans un couple, l'acide est **à gauche** : $\mathrm{NH_4^+/NH_3}$, pas $\mathrm{NH_3/NH_4^+}$.
- Diluer 10 fois un acide fort augmente son pH de 1. Diluer 100 fois l'augmente de 2.
- La formule $\mathrm{pH} = -\log(c/c^\circ)$ ne vaut **que pour un acide fort**.

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