TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE

— TERMINALE – PHYSIQUE-CHIMIE —

1. ACIDE ET BASE AU SENS DE BRÖNSTED

Un **acide** est une espèce capable de **céder** un ion hydrogène H^+ ; une **base** est capable de le **capter**. Acide et base conjugués forment un **couple** AH/A^- :

$$AH \rightleftharpoons A^- + H^+$$

Une **réaction acide-base** est le **transfert d'un** H^+ de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple. H^+ n'existe jamais seul en solution : la demi-équation est une écriture intermédiaire.

Écrire l'équation d'une réaction acide-base

1. écrire les deux demi-équations, l'acide qui cède, la base qui capte : $CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^- + H^+$ $\quad NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$
2. les additionner, les H^+ se simplifient :

$$CH_3COOH + NH_3 \longrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$$

3. vérifier éléments **et** charges : $0 = -1 + 1$.

2. COUPLES À CONNAÎTRE 3. ESPÈCE AMPHOTÈRE

Famille	Couple	Demi-équation
Eau (acide)	H_3O^+/H_2O	$H_3O^+ \rightleftharpoons H_2O + H^+$
Eau (base)	H_2O/HO^-	$H_2O \rightleftharpoons HO^- + H^+$
Acide carbonique	$CO_2, H_2O/HCO_3^-$	$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$
Hydrogénocarbonate	HCO_3^-/CO_3^{2-}	$HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$
Acide carboxylique	$RCOOH/RCOO^-$	$RCOOH \rightleftharpoons RCOO^- + H^+$
Amine	RNH_3^+/RNH_2	$RNH_3^+ \rightleftharpoons RNH_2 + H^+$

Le H^+ échangé est porté par l'atome le plus **électronégatif** : O pour un acide carboxylique, N pour un ion ammonium.

Espèce amphotère

Elle appartient à **deux couples** : base de l'un, acide de l'autre.

$$CO_2, H_2O/\underbrace{HCO_3^-}_{\text{base}} \quad \underbrace{HCO_3^-}_{\text{acide}}/CO_3^{2-}$$

Autre exemple : l'**eau**, base de H_3O^+/H_2O et acide de H_2O/HO^-.

Doublets non liants : 2 sur O de C=O, 3 sur O^-, 1 sur N d'une amine, **0** sur N d'un ammonium.

4. REPÉRER UN TRANSFERT DE H⁺ EXPÉRIMENTALEMENT

Vinaigre + bicarbonate de sodium

Effervescence ; le gaz **trouble l'eau de chaux** (CO_2) ; le pH **augmente**.

pH qui augmente ⇒ H_3O^+ consommés : une espèce a **capté** des H^+. Ici HCO_3^- joue le rôle de **base**.

1. couples : CH_3COOH/CH_3COO^- et $CO_2, H_2O/HCO_3^-$;
2. addition des demi-équations :

$$CH_3COOH + HCO_3^- \longrightarrow CH_3COO^- + CO_2 + H_2O$$

Le CO_2 s'échappe du milieu : la transformation est **totale**.

5. PH ET CONCENTRATION EN ION OXONIUM 6. ÉCHELLE DES PH

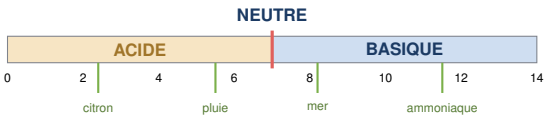
$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$$
$$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$$

$c^\circ = 1\,mol/L$: le pH est sans unité.

Exemples

$[H_3O^+] = 4{,}0 \times 10^{-3}\,mol/L$: $pH = 2{,}40$.
Eau de mer, $pH = 8{,}2$: $[H_3O^+] = 10^{-8{,}2} = 6{,}3 \times 10^{-9}\,mol/L$.

Chiffres significatifs de $[H_3O^+]$ = nombre de **décimales** du pH : $pH = 2{,}4$ donne $4{,}0 \times 10^{-3}$, pas $3{,}98 \times 10^{-3}$.



- à 25 °C : $pH < 7$ acide, $= 7$ neutre, > 7 basique ;
- **diluer 10 fois** un acide fort **augmente le pH de 1**.

$[H_3O^+]$ (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH mesuré	2,0	3,0	4,0	5,0

À RETENIR

- Acide : donneur de H^+ ; base : accepteur.
- Réaction : additionner les deux demi-équations.
- $pH = -\log[H_3O^+]$; $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- Amphotère : H_2O, HCO_3^-.
- Chiffres significatifs = décimales du pH.

pierre-carree.fr