Transformations acide-base : couples, pH et ion H^+

Fiche méthode

(Physique-chimie Tle^e spécialité · Constitution et transformations de la matière · Modéliser des transformations acide-base)

La démarche pour une transformation acide-base

1. Je repère les couples : deux espèces qui ne diffèrent que d'un ion H^+ ; l'acide (un H et une charge $+1$ de plus) s'écrit en premier.

2. J'écris les demi-équations : acide = base + H^+, sans électron, éléments et charge conservés.

3. J'établis l'équation : l'acide d'un couple cède, la base de l'autre capte ; j'additionne, H^+ disparaît.

4. Je calcule : $\text{pH} = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$, $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$, et $[HO^-]$ par K_e.

5. Je conclus : acide, neutre ou basique, en comparant $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$ (ou le pH à 7,0 à 25 °C).

Le réflexe — un ion H^+ passe de l'acide d'un couple à la base d'un autre couple ; il n'apparaît jamais dans l'équation finale.

Cas 1 · Trouver un couple acide-base

Réflexe — base conjuguée : un H en moins et une charge -1 ; acide conjugué : un H en plus et une charge $+1$.

Exemple. Acide conjugué de la diméthylamine $(CH_3)_2NH$, et couple correspondant.

On ajoute un H^+ sur l'azote : ion diméthylammonium $\mathbf{(CH_3)_2NH_2^+}$. Couple $\mathbf{(CH_3)_2NH_2^+/(CH_3)_2NH}$, de demi-équation $(CH_3)_2NH_2^+ = (CH_3)_2NH + H^+$.

Attention — l'acide s'écrit toujours en premier ; aucun électron dans une demi-équation acide-base.

Cas 2 · Schéma de Lewis d'un ion

Réflexe — électrons de valence de tous les atomes, + 1 par charge −, − 1 par charge + ; puis doublets.

Exemple. Schéma de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+.

5 (N) + 4 × 1 (H) − 1 = 8 électrons, soit 4 doublets : quatre liaisons N–H, **aucun doublet non liant** ; l'azote, lié à quatre atomes, porte la **charge** +, entourée.

Attention — ion carboxylate : trois doublets non liants et la charge − sur l'oxygène qui a perdu H.

Cas 3 · Équation d'une réaction acide-base

Réflexe — $\text{acide}_1 \rightarrow \text{base}_1 + H^+$; $\text{base}_2 + H^+ \rightarrow \text{acide}_2$; j'additionne.

Exemple. Fluorure d'hydrogène HF et ammoniac ; couples HF/F^- et NH_4^+/NH_3.

$HF \rightarrow F^- + H^+$; $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$. $\mathbf{HF + NH_3 \rightarrow F^- + NH_4^+}$. Charge totale nulle à gauche comme à droite.

Attention — les deux réactifs viennent de deux couples différents ; H^+ ne reste pas dans l'équation.

Cas 4 · Reconnaître une espèce amphotère

Réflexe — elle a un acide conjugué ET une base conjuguée ; le partenaire choisit son rôle.

Exemple. Couples $SO_2,H_2O/HSO_3^-$ et HSO_3^-/SO_3^{2-} (ion hydrogénosulfite). Réactions de HSO_3^- avec H_3O^+ et avec HO^-.

HSO_3^- est base du premier couple, acide du second : **amphotère**. Avec H_3O^+ : $HSO_3^- + H_3O^+ \rightarrow SO_2,H_2O + H_2O$. Avec HO^- : $HSO_3^- + HO^- \rightarrow SO_3^{2-} + H_2O$.

Attention — amphotère ne veut pas dire neutre.

Cas 5 · Passer du pH à $[H_3O^+]$ et inversement

Réflexe — $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$; $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ mol·L^{-1} ; une unité de pH = facteur 10.

Exemple. Acide chlorhydrique à $6{,}3 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} : pH ? Puis pH après une dilution d'un facteur 10.

$[H_3O^+] = c$, donc $pH = -\log(6{,}3 \times 10^{-3}) \approx$ **2,2**. Diluée 10 fois, $[H_3O^+]$ est divisée par 10 : pH ≈ **3,2**.

Attention — diluer 2 fois ne fait monter le pH que de 0,3 ; et $pH = -\log c$ seulement si tout l'acide a donné H_3O^+.

Cas 6 · Utiliser Ke

Réflexe — à 25 °C : $[H_3O^+] \times [HO^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$ (concentrations en mol·L^{-1}).

Exemple. Solution de pH 10,2 à 25 °C : $[HO^-]$?

$[H_3O^+] = 10^{-10{,}2} \approx 6{,}3 \times 10^{-11}$ mol·L^{-1} ; $[HO^-] = \dfrac{1{,}0 \times 10^{-14}}{6{,}3 \times 10^{-11}} \approx$ **1,6 × 10^{-4} mol·L^{-1}** : solution basique.

Attention — pH 7,0 = neutre seulement à 25 °C ; Ke augmente avec la température.

Les pièges

- Écrire le couple à l'envers (base/acide) ou mettre un électron dans une demi-équation acide-base.
- Croire que tous les H d'un acide carboxylique partent : seul celui du groupe –OH est cédé.
- Laisser H^+ dans l'équation finale, ou faire réagir l'acide et la base d'un même couple.
- Oublier le signe moins : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$, pas 10^{pH} ; et croire le pH proportionnel à la concentration.
- Prendre Ke pour la concentration d'un ion, ou dire « pH 7 = neutre » à une autre température que 25 °C.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).