Acides et bases

I - Autoprotolyse de l'eau

• Produit ionique de l'eau :

$$2\,\mathrm{H_2O} = \underbrace{\mathrm{HO^-}}_{\mathrm{hydroxyde}} + \underbrace{\mathrm{H_3O^+}}_{\mathrm{oxonium}} \qquad \mathrm{d'où} \qquad [\mathrm{HO^-}][\mathrm{H_3O^+}] = K_\mathrm{e} = 10^{-14} \iff \mathrm{p}K_\mathrm{e} = 14\,.$$

 \rightarrow connaître [HO⁻] = connaître [H₃O⁺].

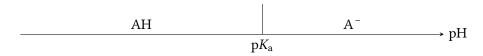
- $$\begin{split} \bullet & \ \mathbf{pH} = -\log \frac{\left[\mathbf{H}_3 \mathbf{O}^+ \right]}{c^\circ}. \\ & \triangleright & \ \mathrm{solution\ acide} : \left[\mathbf{H}_3 \mathbf{O}^+ \right] > \left[\mathbf{HO}^- \right] \iff \mathrm{pH} < 7; \end{split}$$
 - ▶ solution basique : $[HO^-] > [H_3O^+] \iff pH > 7$.

II - Couple acide-base

- Définitions :
 - ▶ un acide et sa base conjuguée se transforment l'un en l'autre par échange d'un proton H⁺;
 - ▶ polyacide ou polybase = peut échanger plusieurs protons, et former plusieurs couples successifs;
 - ▶ ampholyte = espèce amphotère = à la fois acide d'un couple et base d'un autre couple.
- Acide fort, base forte : totalement dissocié (resp. protonée) dans l'eau.
- Effet nivelant du solvant :
 - ▶ solution d'acide fort ⇒ solution de H₃O⁺ à la même concentration;
 - ▶ solution de base forte ⇔ solution de HO⁻ à la même concentration.
- Constante d'acidité et pKa : constante d'équilibre de la réaction entre l'acide et l'eau.

$$AH + H_2O = A^- + H_3O^+$$
 d'où $\frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]c^\circ} = K_a = 10^{-pK_a} \iff pK_a = -\log K_a$.

- Relation d'Henderson : $pH = pK_a + log \frac{[base]}{[acide]}$
- Diagramme de prédominance :



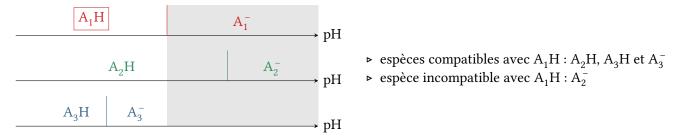
- Diagramme de distribution : proportion des différentes formes en fonction du pH.
 - ▶ pH = p K_a lorsque l'acide et la base sont en même proportion.
- Négligeabilité et majorité : p.ex. AH est majoritaire et A négligeable si

$$[AH] > 10 [A^{-}] \qquad \Longleftrightarrow \qquad [A^{-}] < \frac{[AH]}{10} \qquad \Longleftrightarrow \qquad pH < pK_a - 1$$

Fiche résumé C3 : Acides et bases Lycée Corneille, MPSI 2

III - Transformation impliquant deux couples acide-base

• Espèces compatibles = intervalle de pH dans lequel elle sont toutes les deux prédominantes.



État final d'une transformation = uniquement espèces compatibles.

Méthode pour calculer un pH

1 Identifier la réaction prépondérante :

- → celle entre l'acide et la base introduits s'il y en a un de chaque;
- → sinon réaction entre l'espèce introduite et l'eau;
- → ça peut être plus compliqué mais l'énoncé guidera le cas échéant.

2 Calculer la constante d'équilibre :

- \rightarrow but : l'exprimer en fonction des K_a et de K_e ;
- \rightarrow raisonner sur la LAM et multiplier si besoin par $[H_3O^+]/[H_3O^+]$.

6 Étudier l'équilibre :

- → tableau d'avancement + hypothèse simplificatrice quasi-totale/peu déplacée si la situation s'y prête;
- \rightarrow il peut être judicieux de calculer numériquement [H_3O^+] puis d'en déduire la valeur du pH, plutôt que d'établir une expression littérale du pH;
- → ne pas oublier de vérifier la validité de l'hypothèse!

• Calculer le pH:

- → ou bien le déduire directement du bilan du matière si c'est possible;
- → ou bien appliquer la relation d'Henderson, de préférence à un couple dont les deux espèces sont présentes dans l'état final;
- → autre méthode de validation des hypothèses : pH \geq p $K_a \pm 1$ (domaine de majorité).