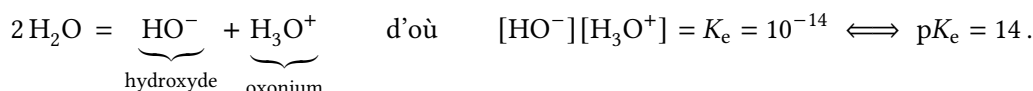


Transformations acido-basiques

I - Autoprotolyse de l'eau

- **Produit ionique de l'eau :**



↷ connaître $[\text{HO}^-]$ = connaître $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

- **pH** = $-\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}$.

- solution acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-] \iff \text{pH} < 7$;
- solution basique : $[\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] \iff \text{pH} > 7$.

II - Couple acide-base

- **Définitions :**

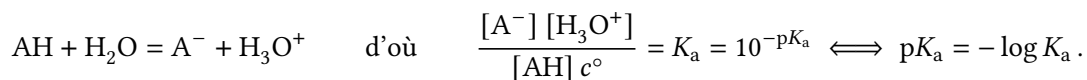
- un acide et sa base conjuguée se transforment l'un en l'autre par échange d'un proton H^+ ;
- polyacide ou polybase = peut échanger plusieurs protons, et former plusieurs couples successifs ;
- ampholyte = espèce amphotère = à la fois acide d'un couple et base d'un autre couple.

- **Acide fort, base forte :** totalement dissocié (resp. protonée) dans l'eau.

- **Effet nivelant du solvant :**

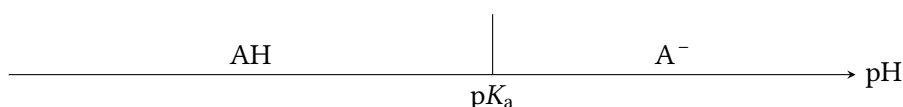
- solution d'acide fort \iff solution de H_3O^+ à la même concentration ;
- solution de base forte \iff solution de HO^- à la même concentration.

- **Constante d'acidité et pKa :** constante d'équilibre de la réaction entre l'acide et l'eau.



- **Relation d'Henderson :** $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$

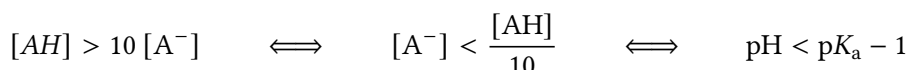
- **Diagramme de prédominance :**



- **Diagramme de distribution :** proportion des différentes formes en fonction du pH.

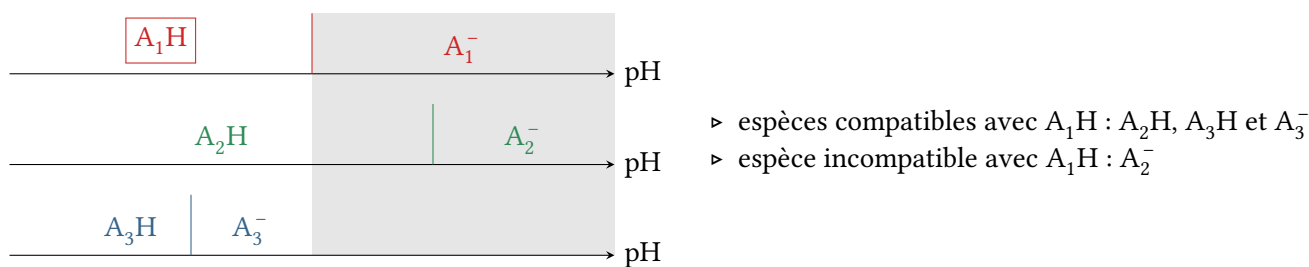
- $\text{pH} = \text{p}K_a$ lorsque l'acide et la base sont en même proportion.

- **Négligeabilité et majorité :** p.ex. AH est majoritaire et A^- négligeable si



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 :

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

③ Étudier l'équilibre :

- tableau d'avancement + hypothèse simplificatrice quasi-totale/peu déplacée si la situation s'y prête ;
- 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 !

④ 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 : $pH \geq pK_a \pm 1$ (domaine de majorité).