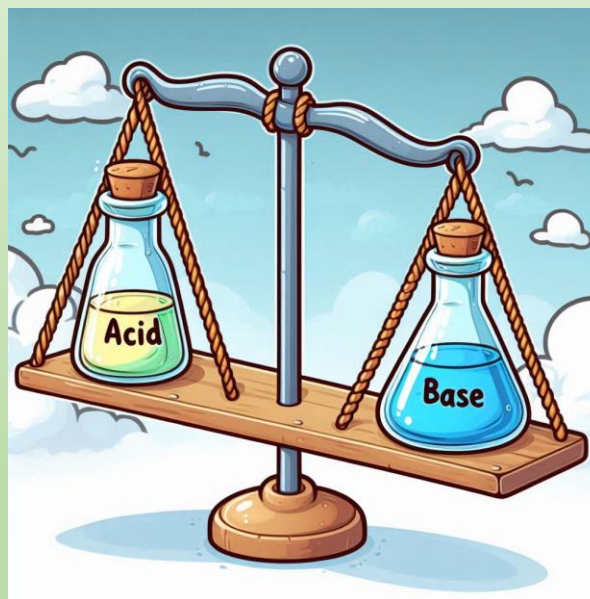


TP-Cours 3 : Détermination de la constante d'acidité d'un acide faible par mesures de pH



Dans cette activité, on va voir comment caractériser un acide faible à l'aide de sa constante d'acidité. On commencera par des mesures de pH sur des solutions d'acide faible de concentrations diverses, puis on utilisera des équilibres forcés en mélangeant l'acide et sa base conjuguée.

Etape 1 : Comment prédire le pH d'une solution d'acide faible ?

On a vu qu'un acide fort est un acide qui se dissocie totalement dans l'eau. Autrement dit, toutes les molécules d'acide libèrent leur H^+ dans l'eau pour former H_3O^+ . On peut donc facilement prédire le pH d'un acide fort de concentration C_A . En effet, si tous les acides ont donné leur H^+ , on a dans la solution à la fin $[H_3O^+]_f = C_A$. Or, puisque $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$, on peut écrire que $pH = -\log(C_A)$

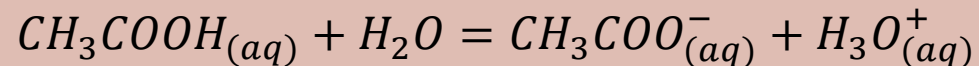
Maintenant comment peut-on faire avec un acide faible ?? Un acide faible ne se dissocie pas totalement dans l'eau. Comment peut-on alors savoir combien de H^+ auront été libérés, et donc combien de H_3O^+ il y aura à la fin ?

L'idée de l'expérience qu'on va mener, c'est de voir comment évolue le pH d'une solution d'acide faible en fonction de la concentration en acide.

- ☐ Commencer par étalonner le pH-mètre à l'aide des solutions tampons
- ☐ A l'aide d'une éprouvette graduée, introduire dans un bécher un volume $V_0 = 50\text{mL}$ d'eau distillée et placer sous agitation
- ☐ Ajouter successivement 5mL d'acide éthanoïque (acide faible) de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ jusqu'à atteindre un volume total de 100mL. Après chaque ajout, mesurer le pH de la solution
- ☐ Dans un tableau sur Capstone, récapituler : les valeurs du pH, le volume d'acide dans le bécher, le volume total dans le bécher
- ☐ Créer alors 1 colonne « calcul » et y faire calculer la concentration C_A de l'acide après chaque nouvel ajout
- ☐ Pour finir, tracer l'évolution du pH en fonction de la concentration de l'acide et commenter la courbe obtenue

Etape 2 : trouver un lien avec le taux d'avancement

L'acide éthanoïque (CH_3COOH) est un acide faible dont l'équation de la réaction avec l'eau s'écrit :



On appelle taux d'avancement de la réaction, noté τ , le pourcentage de l'acide faible qui a échangé son H^+ avec l'eau. Autrement dit, si la moitié des molécules d'acide ont échangé leur H^+ , le taux d'avancement vaut 50% soit $\tau = 0,5$. Un taux d'avancement de 1 signifierait que tout l'acide s'est dissocié (en gros c'est un acide fort) tandis qu'un taux d'avancement de 0 signifierait que l'acide n'a échangé aucun H^+ .

Pour mieux comprendre le pH d'un acide faible, on va voir le lien entre le pH et le taux d'avancement de la réaction. Pour cela, on va forcer la réaction à atteindre un taux précis en mélangeant directement dans un bécher l'acide (CH_3COOH) et sa base conjuguée (CH_3COO^-)

Vous disposez au bureau de 2 solutions S_A et S_B , l'une faite à partir de l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'autre faite à partir de sa base conjuguée CH_3COO^- . Les deux solutions ont la même concentration : $C_A = C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

- ☐ Dans 6 tubes à essais, introduire 10mL de la solution S_A
- ☐ Introduire alors 2 mL, 4mL, 6mL, 8 mL, 10mL et 12mL de solution S_B dans chaque tube respectivement.
- ☐ Mesurer le pH de chaque solution
- ☐ Dans un tableau sur Capstone, récapituler : les valeurs du pH, le volume d'acide dans le bécher, et le volume total
- ☐ Ajouter 1 colonnes calculée dans laquelle vous ferez figurer le taux d'avancement de la réaction
- ☐ Tracer la courbe représentant le pH en fonction du taux d'avancement.

Etape 3 : Validation des résultats

La valeur tabulé pour le pK_A de l'acide éthanoïque est de 4,8.

A l'issu de la première étape, quelle conclusion pouvez-vous tirez quant à la validité de vos résultats?

A l'issu de la deuxième étape, quelle conclusion pouvez-vous tirez quant à la validité de vos résultats?

