

TP N°1 : DOSAGE ACIDE FORT - BASE FORTE PAR PH-METRIE

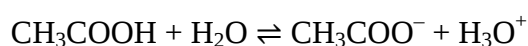
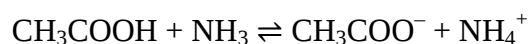
1. Objectif

Le but de ce TP est de se familiariser avec le Ph-mètre et de mener deux séries de mesure de *pH*. La première consiste en la mesure du *Ph* de certaines solutions (eau potable, javel, vinaigre, etc.). La seconde concerne la réalisation d'un dosage d'un acide pour déterminer sa concentration molaire. Il s'agit ensuite de calculer le degré d'acidité de la solution.

2. Généralités :

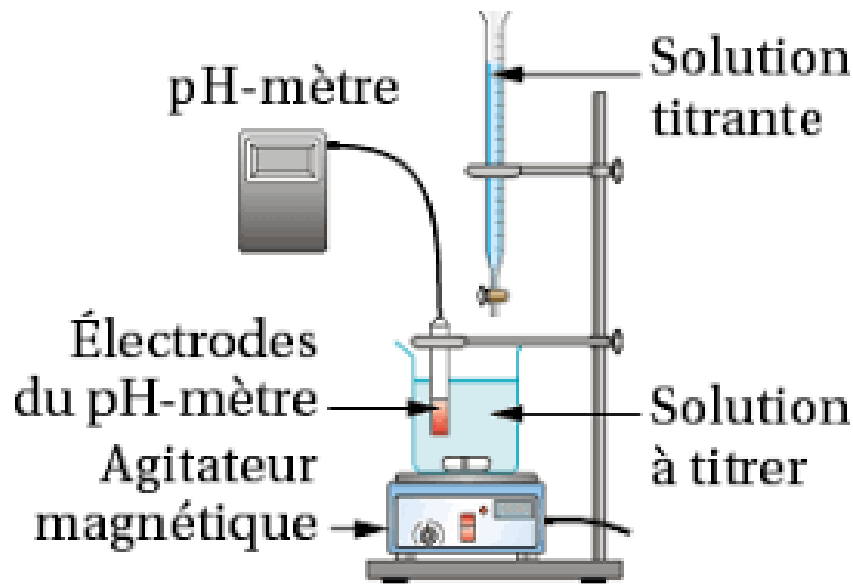
- Un **acide** est une espèce capable de céder un proton H^+ : **acide** $\rightleftharpoons$ ~~base~~ + H^+
- Une **base** est une espèce capable de capter un proton H^+ : **base** + H^+ $\rightleftharpoons$ ~~acide~~
- Selon Brönsted-Lowry, une réaction acido-basique est une réaction de transfert de protons H^+ .

• L'ion H^+ ne pouvant pas exister, en solution à l'état libre, un acide ne donne un proton H^+ qu'en présence d'une base qui le fixera.



- **La base conjuguée** d'un acide de Bronsted, est ce qui reste après que l'acide cède son proton.
- **L'acide conjugué** d'une base de Bronsted, est ce qui est produit après que la base accepte un proton.
- Une **base forte** est une base qui se protone totalement au cours de sa réaction avec l'eau.
- **Le pH et sa mesure** : Le caractère acide d'une solution aqueuse est dû à la présence des ions oxonium H_3O^+ .
- **Définition du pH** : Le pH, grandeur sans dimension (sans unité) mesure l'acidité d'une solution aqueuse diluée. Il est défini par la relation : $pH = -\log[H_3O^+]$ avec $[H_3O^+]$ en $mol.L^{-1}$.
- Le pH d'une solution permet de déterminer la concentration en ions oxonium:
 $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- A 25°C, la neutralité acido-basique correspond à $pH=7,0$, les solutions acides ont un pH inférieur à 7,0 et que les solutions basiques ont un pH supérieur à 7,0.
- **Mesure du pH** : Le pH se mesure à l'aide d'un pH-mètre. C'est un millivoltmètre relié à deux électrodes. L'une de ces électrodes est une électrode de référence et l'autre est une électrode de verre. Ces électrodes mettent en jeu deux couples rédox tels que la différence de potentiel électrique entre ces deux électrodes est proportionnelle au pH.

Certaines électrodes dites "combinées" rassemblent dans le même support les deux électrodes précédentes.



3. Matériel

- * Un pH-mètre, burette graduée, pipette de 10 mL, propipette, ballon jaugé de 50 mL, bécher, erlenmeyer, agitateur magnétique, Un indicateur coloré.
- * Une solution de base forte de concentration connue (NaOH à $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$)
- * Une solution d'acide fort de concentration inconnue.
- * 2 solutions tampons (pH = 4 et pH = 7 par exemple) pour l'étalonnage.

4. Mode opératoire

- ☐ Remplir la burette de NaOH de concentration $c_b = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ (ne pas oublier d'amorcer et de bien régler le zéro).
- ☐ En utilisant la pipette et la propipette, prélever $v_b = 10 \text{ mL}$ d'HCl de concentration c_a , verser la solution dans le ballon jaugé de 50 mL, et compléter à 50 mL avec de l'eau distillée. Verser la solution obtenue dans le b cher.
- ☐ Placer le barreau aimanté de l'agitateur magnétique dans le b cher.
- ☐ Positionner la burette pour que la solution de NaOH puisse facilement être ajoutée à l'acide.
- ☐ Etalonner le pH-mètre.
- ☐ Immerger la sonde et démarrer l'agitation.
- ☐ Une fois la sonde immergée, ajouter cm³ par cm³ de la soude, homogénéiser la solution en agitant le b cher réceptacle puis noter la valeur du pH. Procéder de 2 ml par 2 ml entre 0 et 14.

5. Questions

☐ Remplir le tableau

V _{NaOH}	0	2	4	6	8	10	12	14	16
pH									

☐ A l'aide d'ajouts successifs de soude, tracer la courbe pH=f(V).

☐ Trouver le point d'équivalence de la courbe ci-dessus. Donner ses coordonnées avec les unités.

☐ D'un point de vue chimique, à quoi ce point correspond-il ?

☐ De même, à quoi la zone plateau située après le point d'équivalence correspond-elle?

☐ Déterminer C_a .

☐ Sachant que la réaction entre un acide fort et l'eau est totale, déterminer le pH d'une telle solution.

☐ Calculer la concentration de la solution diluée (après ajout de l'eau distillée) et calculer son pH.

☐ Comparer la valeur trouvée à celle de la mesure du pH initiale.

☐ Donner une conclusion.