

**Doc. 1 : découverte ...**

Il existe des grands ensembles de transformations chimiques : par exemple, vous avez vu en première celles d'oxydoréduction (ou redox) caractérisée par ...

Il existe un autre grand ensemble caractérisé par un échange d'ions  $H^+$  (appelé « proton » par la suite) : les transformations acido-basiques.

Ces transformations font partie intégrante du monde vivant ou non en conduisant à des variations de pH avec des conséquences diverses et variées :

- Le sang peut être assimilé à une solution aqueuse dont le pH a une valeur voisine de 7,4. Le maintien de la valeur du pH du sang est dû à des échanges de protons entre des espèces chimiques régulatrices dont  $CO_2$ ,  $H_2O$  et  $HCO_3^-$ .
- Le pH des piscines municipales et privées doit être mesuré régulièrement et resté proche de la neutralité.
- Les eaux de boisson doivent avoir un pH entre 6 et 9 pour être potable ; l'eau des fleuves et rivières est aussi contrôlée pour veiller à leur qualité et à l'environnement.
- Les eaux de pluies présentent un caractère acide, plus prononcé en région industrielle, dû aux oxydes de carbone et de soufre gazeux qui se retrouvent dissous dans les précipitations. Cette acidité apparaît alors nuisible et nocif pour la flore et par conséquent la faune aussi.
- La couleur des fleurs telles que les hortensias peut aussi dépendre du pH du sol.
- Des sources chaudes de forte acidité émergent du cratère de volcan. Associées à la présence de grande quantité de soufre, de chlorure de magnésium ou sodium, elles créent des vasques d'eaux colorées et des concrétions d'une beauté saisissante.
- ...

Le pH joue donc un rôle essentiel dans notre monde. Mais qu'est-ce que le pH ? Comment le mesure-t-on ? Comment relier cette grandeur aux échanges de protons ? Est-il possible de contrôler sa valeur ? ...

**Le but de ce TP est d'introduire cette notion de pH et de la relier à un échange de protons entre acide et base.**

**Doc. 2 : espèce chimique acide !**

Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons ( $H^+$ ). Ainsi, on écrit souvent un monoacide sous la forme HA. Lors de sa réaction avec l'eau, il se forme quasi-instantanément des ions oxonium  $H_3O^+$ .

**Doc. 3 : mesure avec un pH-mètre**

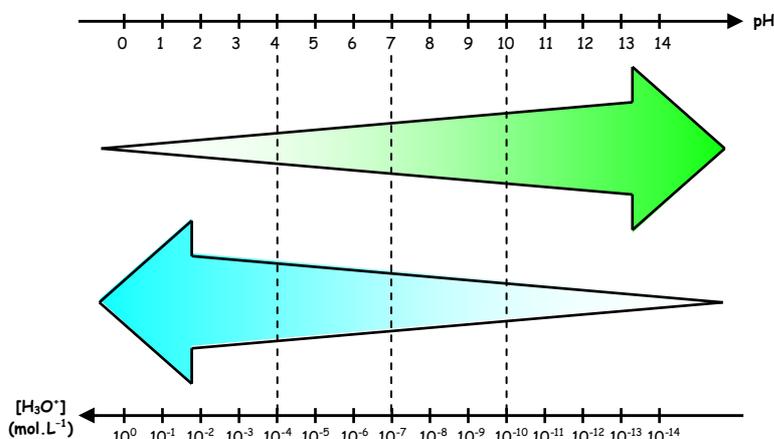
L'acidité est directement reliée à la concentration des ions oxonium  $H_3O^+$  en solution aqueuse.

Le pH est une grandeur qui sert à quantifier l'acidité de cette solution. Il varie de 0 à 14 en solution aqueuse.

Par définition,  $pH = -\log[H_3O^+]$ .

On en déduit que  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ .

Plus le pH diminue, plus la solution est acide et plus la concentration en ion oxonium  $H_3O^+$  augmente



Doc. 1

**Exp. 1 : Solution aqueuse d'acide éthanóique.**

- ✓ Etalonner le pH-mètre comme indiqué sur la fiche d'accompagnement (remarque : on se sert alors de 2 solutions « étalon » de pH = 4 et pH = 7 ; on verra plus tard la caractéristique d'une solution « étalon »).
- ✓ Placer dans un bécher environ 50 mL d'eau distillée. Mesurer le pH de cette eau.  $pH_{eau} =$
- ✓ Avec précaution, ajouter 3 gouttes d'acide éthanóique pur. Mesurer le pH de la solution ainsi obtenue.  $pH_{sol} =$

- Une réaction chimique a-t-elle eu lieu ?
- Calculer les concentrations  $[H_3O^+]$  des solutions avant et après ajout de l'acide éthanóique pur.
- Compléter : L'acide éthanóique réagit avec ... et produit ... et des ...

**Exp. 2 : Solution  $S_1$  d'acide éthanóique.**

Cette solution  $S_1$  d'acide éthanóique a une concentration molaire en soluté apporté  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

- ✓ Prélever un volume  $V_1 = 25,0 \text{ mL}$  et mesurer son  $pH_1$ . Garder  $S_1$  pour la suite.
- Compléter les trois premières lignes du tableau d'avancement suivant :

En mol	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
Etat initial $x = 0$				
Etat intermédiaire $x$				
Etat maximal $x = x_{\text{max}}$				
Etat final $x = x_f$				

- D'après ce tableau, quel serait la valeur  $\text{pH}_{\text{max}}$  à l'état maximal ? Conclusion ?
- Déterminer la concentration en solution des ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$  et  $n_f(\text{H}_3\text{O}^+)$ .
- En déduire la valeur de l'avancement final  $x_f$ . Compléter la dernière ligne du tableau.
- Comparer  $x_f$  et  $x_{\text{max}}$ . Est-ce que toutes les molécules d'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  réagissent avec l'eau ?
- Donner le pourcentage  $\tau_1$  de molécule d'acide éthanóique ayant réagit.
- Quelle serait la valeur du pH si 100 % des molécules d'acide éthanóique réagissaient ?

#### Doc. 4 : réaction totale, réaction limitée

Une réaction pour laquelle le réactif limitant n'est pas entièrement consommé à l'état final n'est pas totale, mais limitée par la réaction inverse.

Le système chimique atteint un état d'équilibre à l'état final, caractérisé par la coexistence des réactifs et des produits dans le mélange réactionnel.

Pour traduire cet équilibre, l'équation de la transformation s'écrit avec une double flèche  $\rightleftharpoons$ .

- Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau.

**Exercice** : un volume  $V_1 = 25,0$  mL d'une solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> a un  $\text{pH}'_1 = 2,0$ . Que peut-on en déduire ?

#### Exp. 3 : effet d'une dilution.

- ✓ Préparer, à partir de  $S_1$ ,  $V_2 = 100$  mL d'une solution  $S_2$  de concentration  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup> d'acide éthanóique.
- ✓ Mesurer le  $\text{pH}_2$  de  $S_2$ .

- Etablir un tableau d'avancement et en déduire le pourcentage  $\tau_2$  de molécule d'acide éthanóique ayant réagit. Comparer  $\tau_1$  et  $\tau_2$ . Conclusion.

#### Exp. 4 : sens d'évolution d'un système chimique

Prélever environ 25 mL de la solution  $S_2$  dans un bécher de 50 mL.

- ✓ Les binômes des paillasses situées du côté des fenêtres mesureront l'évolution du pH lors de l'ajout d'une pointe de spatule d'éthanoate de sodium  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}_{(\text{s})}$ .
- ✓ Ceux du côté du couloir mesureront l'évolution du pH lors de l'ajout de 2 gouttes d'acide éthanóique pur.

On suppose que les volumes des solutions n'ont pas varié lors de ces expériences.

- Comment évolue le pH dans ces 2 béchers ?
- Dans quel sens le système chimique a-t-il évolué (sens dit « direct » :  $\rightarrow$  ou sens dit « indirect » ou « inverse » :  $\leftarrow$  de l'équation de la réaction) ?

Matériel.

Produits pour 20 groupes de TP (1 classe) au bureau :

- solution  $S_1$  d'acide éthanóique ( $CH_3COOH$ ) à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  : 1 L
- 2 béchers de 250 mL.
- 2 éprouvettes graduées de 50 mL.

Matériel par groupes :

- 1 pH-mètre + électrode + solutions tampon
- acide éthanóique (acétique) pur ( $CH_3COOH$ ) : petit flacon + compte-gouttes
- éthanóate de sodium en poudre ( $CH_3COONa$ ) dans pilulier + spatule
- 1 pissette d'eau
- 1 bécher 100 mL
- 1 fiole jaugée de 100 mL
- 1 pipette jaugée de 10 mL + poires à pipeter
- 2 béchers de 50 mL.
- Lunette
- 1 agitateur en verre.