

TP : Comment déterminer le degré d'acidité d'une solution ? En Mesurant son pH !

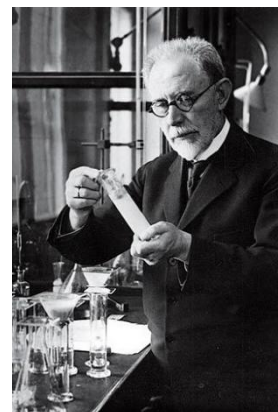
Le pH, ou potentiel hydrogène, renseigne sur l'acidité ou la basicité d'une solution. Il dépend de la concentration en ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ présents dans la solution.

Quelle relation relie le pH et la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$?

Est-ce que cette relation sera toujours valable ?

Doc 1 : La définition du pH

C'est au sein du laboratoire Carlsberg, chargé initialement d'effectuer des recherches sur la fabrication de la bière, que le danois Søren Sørensen introduit la notion de pH. Dès 1881, son prédécesseur à la direction du laboratoire J.G. Kjeldahl, avait observé que l'activité de l'enzyme saccharase dépendait de la quantité des différents acides présents dans le milieu, mais aucune relation claire entre ces acides et l'activité enzymatique n'avait pu être établie. Sørensen comprit que le facteur déterminant n'était pas la concentration en acides, mais la concentration en ions hydrogène H^+ provenant de ces acides. C'est ainsi qu'il a été amené à définir le pH. Par la suite, cette définition a évolué en faisant intervenir les ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, forme solvatée des ions hydrogène :



$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \text{ avec } c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

Cette relation n'est valable que pour des solutions diluées.

Doc 2 : La solution d'acide chlorhydrique

Une solution d'acide chlorhydrique est une solution aqueuse contenant des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et des ions chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ en quantité identiques

Extrait de l'étiquette d'une solution concentrée d'acide chlorhydrique

Mentions de dangers

H290 : peut être corrosif pour les métaux ;
H314 : provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves ;
H335 : peut irriter les voies respiratoires.



Doc 3 : A propos de l'eau distillée

L'eau distillée contient des molécules d'eau $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ mais également des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et des ions hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ en quantités égales et très faibles : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25 °C.

Travail à effectuer :

1. A partir du matériel disponible, proposer un protocole expérimental pour :
 - préparer huit solutions par dilution successive d'un facteur 10 à partir de la solution S_0 de concentration effective $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$;
 - mesurer le pH de ces huit solutions.

2. Mettre en œuvre le protocole.

3. Calculer la concentration théorique en ions oxoniums de chaque solution.

4. Tracer le graph $\text{pH} = f\left(-\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{calculé}}}{c^\circ}\right)\right)$

5. A l'aide des valeurs expérimentales obtenues, tracer le graph $\text{pH}_{\text{mesuré}} = f\left(-\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{calculé}}}{c^\circ}\right)\right)$.

Commenter l'allure de la courbe.

6. Préciser les conditions de validité de la relation $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$.