

TP n°01 : Le pH d'une solution

I. Contexte du sujet

Le pH est une grandeur sans dimension correspondant à une valeur comprise entre 0 et 14. Il permet de rendre compte du caractère acide ou basique des solutions aqueuses. C'est au début du XX^e siècle que Søren Sørensen, introduit le pH, potentiel Hydrogène, comme une mesure de la quantité d'ions H^+ libérés par les acides et donne une relation mathématique entre le pH et la concentration en ion hydrogène.

Cet ion H^+ , en présence d'eau, se trouve en réalité solvaté par les molécules d'eau et forme en solution l'ion oxonium H_3O^+ .

Le pH est alors défini par la relation :
$$pH = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{c^0} \right)$$

où c^0 , appelée concentration standard, est exactement égale à 1 mol.L^{-1}

Pour un acide AH de concentration en soluté apporté C_{AH} réagissant totalement avec l'eau, $[H_3O^+] = C_{AH}$

Soit
$$pH = -\log \left(\frac{C_{AH}}{c^0} \right)$$



Søren Sørensen en 1918.

« La relation entre la concentration en soluté acide apporté et le pH est-elle toujours vérifiée ? »

II. Documents à disposition

Doc n°1 : La fonction logarithme

La fonction logarithme décimale, notée \log est la fonction réciproque de la fonction puissance de 10.

C'est-à-dire que : $\log(10^x) = x$ et $10^{\log(y)} = y$

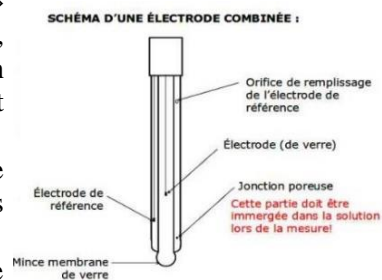
Remarque : Sur les calculatrices, la fonction \log se trouve généralement en faisant « Shift » + « 10^x »)

Doc n°2 : Utilisation d'un pH-mètre

Un pH-mètre est un millivoltmètre relié à deux électrodes : une électrode dite « de verre » et une électrode de référence. Ces deux électrodes sont souvent rassemblées en une seule, appelée électrode combinées (voir ci-contre). Un millivoltmètre mesure la tension électrique U entre les deux électrodes, laquelle dépend du pH de la solution où elles sont plongées, selon une relation affine du type $pH = a \times U + b$.

Un système électronique permet de convertir grâce à cette relation la valeur de U mesurée en valeur de pH. Mais pour ce faire, l'appareil doit connaître les valeurs des coefficients a et b . C'est le rôle de l'étalonnage du pH-mètre.

Pour étalonner un pH-mètre il suffit de mesurer le pH de 2 solutions de référence (appelées solutions tampon (verte et rouge)) dont la valeur de pH est connue à l'avance, et de régler l'appareil pour qu'il affiche lesdites valeurs. (cf fiche fournie)



L'électrode combinée d'un pH-mètre doit-être rincée à l'eau distillée et essuyée délicatement avec du papier absorbant entre chaque mesure.

Doc n°3 : Incertitudes de mesures

L'incertitude-type de mesure est une estimation de la dispersion des valeurs mesurée. Elle permet d'écrire le résultat d'une mesure en tenant compte de cette dispersion.

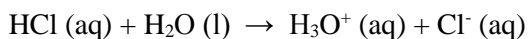
Le résultat d'une mesure ne peut pas être écrit avec plus de décimales que l'incertitude correspondante.

L'incertitude-type sur la mesure de pH est généralement de **0,1 unité pH**

Une mesure de pH est en accord avec une valeur de référence si le z-score
$$z = \frac{|pH_{moy} - pH_{th}|}{u(pH)} < 2$$

Doc n°4 : Acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique, de formule $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, est une solution aqueuse obtenue par dissolution d'un gaz, le chlorure d'hydrogène, dans l'eau.



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 n°5 : Préparation de solutions diluées

Diluer une solution c'est ajouter du solvant. Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté apporté se conserve. On appelle facteur de dilution le quotient de la concentration de la solution mère par la concentration de la solution fille. Ce quotient est égal à celui du volume de solution fille préparée sur le volume de solution mère prélevée. Le facteur de dilution représente le nombre de fois où la solution mère est diluée, il est toujours supérieur à 1. (*Mode opératoire Cf fiche méthode*)

Doc n°6 : Utilisation de Latis-Pro

Voir fiche méthode à disposition

III. Matériel à disposition

- 2 Fioles jaugées de 50,0 mL
- 2 Pipettes jaugées de 5,0 mL
- 7 béchers de 25 mL
- 1 compte-gouttes
- Pissette d'eau distillée
- Solution S_0 au bureau : acide chlorhydrique (solution de chlorure d'hydrogène) à la concentration $C_0 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$,
- Des solution S_1 , S_2 , et S_3 , déjà préparées par dilutions successives d'un facteur 10 à partir de S_0
- pH-mètre + solution tampons pour étalonnage.
- Le tableur-grapheur Latis-Pro

IV. Travail à effectuer.

S'APPROPRIER

- 1°- On considère en première approximation que la concentration en soluté apporté C_{HCl} est toujours égale à la concentration effective en ion oxonium dans l'acide chlorhydrique.
Déterminer alors, en justifiant, les concentrations **effectives** en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ des solutions S_0 , S_1 , S_2 , et S_3 disponibles.
- 2°- Proposer un protocole, précisant le matériel, permettant de préparer les solutions S_4 et S_5 par dilutions **successives** d'un facteur 10 à partir de S_3 à l'aide du matériel dont vous disposez.
- 3°- En déduire les concentrations effectives en ions oxonium pour les solutions S_4 et S_5 .

RÉALISER

- Compléter la 1^{ère} ligne du tableau ci-dessous

Solutions	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$						
pH_{exp}						
pH_{moy}						
$\text{pH}_{\text{théorique}}$						
z-score						

- Préparer les solutions S_4 et S_5 . Sans oublier d'appeler le professeur comme demandé ci-dessous.

Appel 1: Appeler le professeur pour lui présenter votre solution AVANT la dernière homogénéisation

- Étalonner le pH-mètre.
- Mesurer le pH des solutions S_0 , S_1 , S_2 , S_3 , S_4 , et S_5 . Compléter la 2^{ème} ligne du tableau (*vous noterez vos résultats en tenant compte de l'incertitude donnée pour ce type de mesure, mais noterez au brouillon tous les chiffres pour le tableau excel*)

Appel 2 : Appeler le professeur pour lui présenter vos résultats

- Noter dans le fichier Excel sur l'ordinateur du professeur les valeurs de pH non arrondies mesurées par votre groupe.
- Ajouter dans votre tableau de mesure :
 - la valeur théorique calculée attendue pour le pH de chaque solution.
 - la valeur moyenne pH_m obtenue avec toutes les valeurs du groupe « classe ».
- Ouvrir Latis-Pro et créer les variables pH_{moy} et pH_{th} . ATTENTION, choisir « style croix » pour chaque variable. (*cf fiche méthode*)
- Tracer $pH_{moy} = f(pH_{th})$. (*cf fiche méthode*)
- Tracer $pH_{th} = f(pH_{th})$.
- Modéliser la courbe $pH_{th} = f(pH_{th})$ par une fonction adaptée. (*cf fiche méthode*)

Appel 3 : Appeler le professeur pour lui présenter votre courbe et l'équation de votre modèle

ANALYSER - VALIDER

4°- Comment évolue le pH en fonction de la concentration en ions oxonium ?

5°- À l'aide du z-score et de la comparaison graphique du modèle avec les points expérimentaux, conclure sur la validité de la relation $pH = -\log\left(\frac{C_{AH}}{C^o}\right)$