

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date: .....

## Mesure du pH d'une solution et incertitude de mesures

✔ Objectifs	👤 Classe
<input type="checkbox"/> $pH$ et relation $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$ avec $c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , concentration standard. <input type="checkbox"/> Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+$ , $Cl^-$ ) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium $H_3O^+$ apporté. <input type="checkbox"/> Variabilité de la mesure d'une grandeur physique. Incertitude-type. Écriture du résultat. Valeur de référence.	Terminale Spé
	🕒 Durée
	2 h

### 🔪 Sur la paillasse

- Solution  $S_0$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C_0 = [H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- pHmètre et son alimentation ;
- Potence munie d'une pince ;
- Pipettes jaugées de 5,0 mL ; 10,0 mL et 25,0 mL ;
- Poire à pipeter ;
- Fiole jaugée de 50,0 mL ;
- 6 béchers de 100 mL ;
- 2 bécher de 50 mL ;
- agitateur magnétique et son turbulent ;
- Pissette d'eau distillée, gants et lunettes.

### 📄 Document 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  $H_3O^+_{(aq)}$ , forme solvatée des ions hydrogène :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right) \quad (1)$$

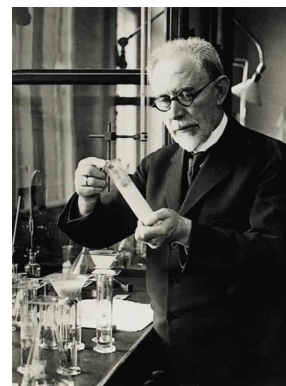


FIGURE 1 – Søren Sørensen dans son laboratoire

**Cas de l'eau distillée** Elle contient des molécules d'eau  $H_2O_{(l)}$  mais également des ions oxonium  $H_3O^+_{(aq)}$  et des ions hydroxyde  $HO^-_{(aq)}$  en quantités égales et très faibles :  $[H_3O^+_{(aq)}] = [HO^-_{(aq)}] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

### 📄 Document 2: La solution d'acide chlorhydrique

Une solution d'acide chlorhydrique est une solution aqueuse contenant des ions oxonium  $H_3O^+_{(aq)}$  et des ions chlorure  $Cl^-_{(aq)}$  en quantités identiques.

### Document 3: Principe de fonctionnement d'un pHmètre

Le pH-mètre est un appareil de mesure du pH composé d'une sonde pH-métrique qui est le plus souvent une électrode combinée composée de deux électrodes :

- une électrode de référence à potentiel fixe ;
- une électrode de mesure (électrode de verre) dont le potentiel est une fonction affine du pH.

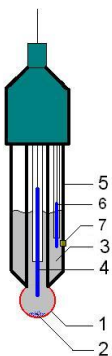


FIGURE 2 – Schéma d'un pHmètre (Source : *Wikipedia*) : 1. électrode en verre sensible au pH, 2. Précipité AgCl, 3. solution interne d'acide chlorhydrique, 4. Électrode interne, 5. Partie extérieure de la sonde en plastique, 6. Électrode de référence, 7. Jonction avec la solution étudiée.

Ainsi la différence de potentiel  $U$ , fonction du pH, mesurée entre ces deux électrodes permet la mesure du pH de la solution à condition que l'appareil ait été étalonné pour que le pH-mètre prenne les valeurs  $a$  et  $b$  en compte :

$$U = a - b \times pH \quad (2)$$

$a$  et  $b$  dépendent en effet de la température et de l'état des électrodes. La mesure du pH avec le pHmètre est précise à 0,1 unité de pH près.

### Document 4: Effectuer une mesure de pH

⚠ Entre deux mesures la sonde doit toujours être plongée dans une solution d'eau distillé.

⚠ Lorsque le pH-mètre est inutilisé pendant longtemps, la sonde doit être plongée dans une solution de chlorure de potassium saturée.

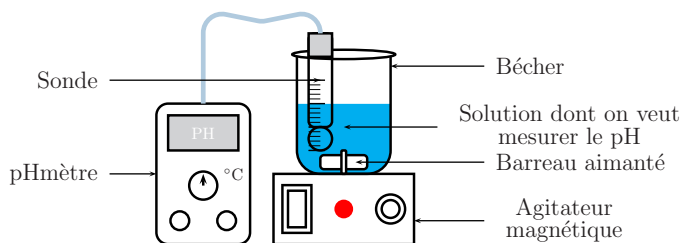


FIGURE 3 – Montage expérimental de la mesure du pH.

Pour effectuer une mesure de pH :

1. Étalonner le pH-mètre (la procédure dépend de chaque appareil). Vos pH-mètres sont déjà été étalonnés, il n'est donc pas nécessaire de le faire.
2. Sortir la sonde de l'eau distillée.
3. La rincer (avec de l'eau distillée, ou mieux, avec la solution dont on veut mesurer le pH) et l'essuyer délicatement avec du papier.
4. Plonger la sonde dans la solution dont on veut mesurer le pH. La mesure du pH doit se faire sous agitation douce. Attention à ce que l'aimant ne frappe pas la sonde. Attendre la stabilité (quelques secondes). Lire la valeur du pH.
5. Sortir la sonde de la solution, la rincer et la plonger dans l'eau distillée en attendant la prochaine mesure.

**Problématique de l'activité : La relation  $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$  est-elle toujours valable ?**





**Document 5: Comparaison avec une valeur de référence.**

Le z-score est le résultat de la comparaison entre l'écart absolu  $|\bar{G} - G_{réf}|$  et l'incertitude type :

$$z = \frac{|\bar{G} - G_{réf}|}{u(G)} \quad (3)$$

Il représente une évaluation de l'accord entre le résultat de la mesure  $\bar{G}$  et la valeur de référence  $G_{réf}$  de la grandeur  $G$ .

Plus  $z$  est faible, plus la mesure peut être jugée compatible avec la valeur de référence. On se fixe généralement une limite pour  $z = 2$  :

- Pour  $z \leq 2$  le résultat de la mesure est compatible avec la valeur de référence.
- Pour  $z > 2$  la mesure n'est pas compatible.

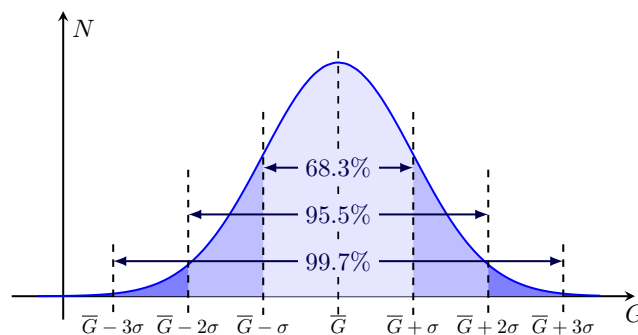


FIGURE 4 – La probabilité de mesure de  $G$  se trouve être distribuée selon une gaussienne. La valeur de référence se trouve alors autour de la moyenne mesurée.

(a) Donner la valeur  $pH_{réf} = pH_{théorique}$  de la solution  $S_0$  calculé avec la formule du pH.

.....

.....

.....

(b) Calculer le z-score de votre mesure. Indiquer si la mesure réalisée est acceptable.

.....

.....

.....