

Étude de solutions en ions oxonium

Partie I : Étude de solutions fortement concentrées en ions oxonium.

On mesure le **pH** de trois solutions aqueuses de différentes concentrations en **ion oxonium**.

Tableau :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L ⁻¹)	0,10	0,50	1,0
pH	1,13	0,42	0,16

1. Commenter le nombre de chiffres significatifs affichés par le **pH**-mètre.

Première mesure avec 3 CS et les deux autres mesures sont avec 2 CS.

2. Relation :

a. Donner la relation entre le **pH** d'une solution et sa concentration en ions oxonium.

$$pH = -\text{Log} \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} \right)$$

b. Calculer le **pH** de chaque solution à l'aide de cette relation.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L ⁻¹)	0,1	0,5	1
pH	1,13	0,42	0,16
$pH = -\text{Log} \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} \right)$ Calculé	1,00	0,30	0,00
Erreur %	12	28	100

3. Comparer avec les valeurs expérimentales et expliquer les écarts observés.

- Plus la concentration est grande et plus la différence est grande
- La valeur de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est source d'erreur comme le pH-mètre

Partie II : Étude de solutions faiblement concentrées en ions oxonium.

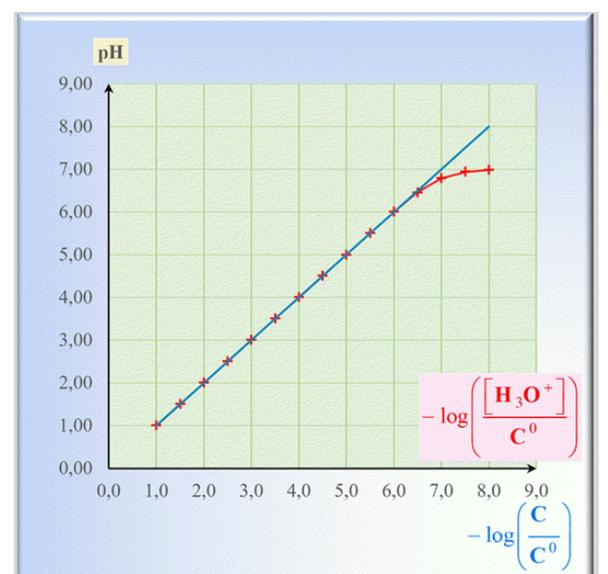
Dans un deuxième temps, on mesure le **pH** de solutions aqueuses diluées d'acide chlorhydrique de différentes concentrations **C** en soluté apporté.

Complément scientifique :

- Outre les molécules d'eau, l'eau distillée contient des ions oxonium H_3O^+ (aq) et des ions HO^- (aq) en très faibles quantités :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ mol.L⁻¹ à 25°C

- Graphe :



4. Écrire la formule des espèces présentes dans une solution d'acide chlorhydrique. $H_3O^+_{aq}$ et Cl^-_{aq}

5. Justifier que les ions chlorure sont spectateurs.

Ils n'ont aucun caractère acide ou basique. Ils n'interviennent pas dans la réaction.

6. Sachant que la relation $pH = -\text{Log} \left(\frac{[H_3O^+]}{c_0} \right)$ reste valable pour les solutions diluées, proposer une explication au fait que la relation $pH = -\text{Log} \left(\frac{C}{c_0} \right)$ n'est plus valable pour une concentration C inférieure à $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

- Sur le graphique on voit que pour $C < 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ alors $-\text{Log} \left(\frac{[H_3O^+]}{c_0} \right) < -\text{Log} \left(\frac{C}{c_0} \right)$
- Sur le graphique on voit que pour $C > 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ alors $-\text{Log} \left(\frac{[H_3O^+]}{c_0} \right) = -\text{Log} \left(\frac{C}{c_0} \right)$