

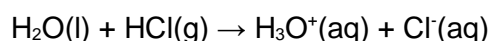
Mesure et calcul du pH d'une solution

OBJECTIF

Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) pour tester le domaine de validité de la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H_3O^+ apporté.

Doc 1 : solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) est obtenue par dissolution d'un gaz, le chlorure d'hydrogène $\text{HCl}(\text{g})$ dans de l'eau. La réaction chimique est totale et modélisée par l'équation chimique suivante :




Doc 2 : Définition et mesure du pH

Grandeur sans unité qui quantifie le caractère acide ou basique d'une solution.

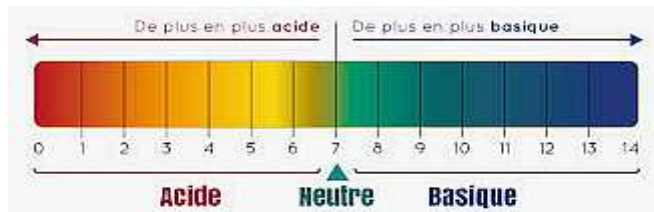
Valeurs comprises entre 0 (très acide) et 14 (très basique).

Lié à la concentration en quantité de matière $[\text{H}_3\text{O}^+]$ par la relation ci-contre:

Le logarithme décimal **log** est une fonction mathématique. La valeur du logarithme d'un nombre peut être  calculée grâce à la touche d'une calculatrice.

Le pH peut être mesuré à l'aide d'un pH-mètre préalablement étalonné avec des solutions étalons de pH 7 et 4.

L'incertitude-type sur la mesure du pH peut être estimée à $U(\text{pH}) = 0,05$.



pH sans unité \rightarrow $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$ $\left\{ \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ c^\circ \text{ en mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{array} \right.$
 c° est appelée concentration standard : $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Doc 3 : protocole de préparation d'un solution par dilution d'une solution mère :

cf « les bons gestes » du manuel numérique ou :

- Prélever le volume nécessaire de la solution initiale.
- Introduire le prélèvement dans une fiole jaugée du volume souhaité.
- Remplir d'eau distillée aux 2/3 ; agiter latéralement.
- Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée ; boucher puis agiter vigoureusement. Déboucher.

Pratique expérimentale

- Rédiger le protocole d'une dilution d'un facteur 10 de la solution mère S_1
- Après accord du professeur, mettre en œuvre votre protocole. La solution S_2 est obtenue.
- Répéter le protocole précédent de façon à réaliser 5 autres solutions par dilution successives d'un facteur 10 (S_3 est obtenue en diluant 10 fois S_2 etc...).
- Les solutions réalisées seront stockées dans des béchers que vous annoterez.
- Mesurer le pH de S_1 et des 6 solutions diluées préparées.

Exploitation

- Calculer les concentrations en ion oxonium des solutions S_2 à S_7
Pour la solution S_1 , $[H_3O^+]_{S_1} = 1,0051 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ (valeur lue sur le bidon).
- Calculer le pH théorique des solutions S_1 à S_7 en appliquant sa définition (cf doc2).
- A l'aide d'un tableur grapheur, tracer le graphique représentant le pH mesuré des solutions en fonction du pH théorique.
- Déduire le domaine de validité de la relation donnant le pH.

Évaluation de l'incertitude-type d'une mesure de pH du groupe.

- Entrer sur le tableur au bureau du professeur la valeur mesurée de votre pH pour la solution S_3 .
- Quel type d'évaluation de l'incertitude allons-nous réaliser ?
- En supposant que nous avons effectué des mesures dans les conditions de répétabilité, écrire l'expression du résultat de la mesure du groupe.

Groupe	pH S3
1	2,52
2	2,37
3	2,73
4	2,57
5	2,99
6	2,77
7	2,63
8	2,62
9	2,79
10	2,87
11	2,75
Moyenne	2,69
Ecart-type expérimental	0,17
incertitude-type	0,052

- Évaluer la qualité de la mesure du groupe en calculant le quotient Q et conclure.

Matériel :

Solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Bidon récup' A/B

- | | |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> • 3 Pipettes jaugées : 5 mL, 10 mL, 20 mL • poire à pipeter • 2 Fioles jaugées avec bouchon : 50mL, 100 mL • 4 béchers de 100 mL et 4 béchers 50mL | <ul style="list-style-type: none"> - pissette ED - gants, lunettes - pH-mètre, solutions étalons 4 et 7 - ordinateurs (atelier scientifique tableur grapheur) |
|---|---|

Résultats :

dilution :

Prélèver de la solution mère S1 à l'aide d'une pipette jaugée de 5,00 mL.

Verser dans une fiole jaugée de 50,0 mL

Remplir au 2/3 d'eau distillée et agiter pour mélanger.

Compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

Boucher et homogénéiser.

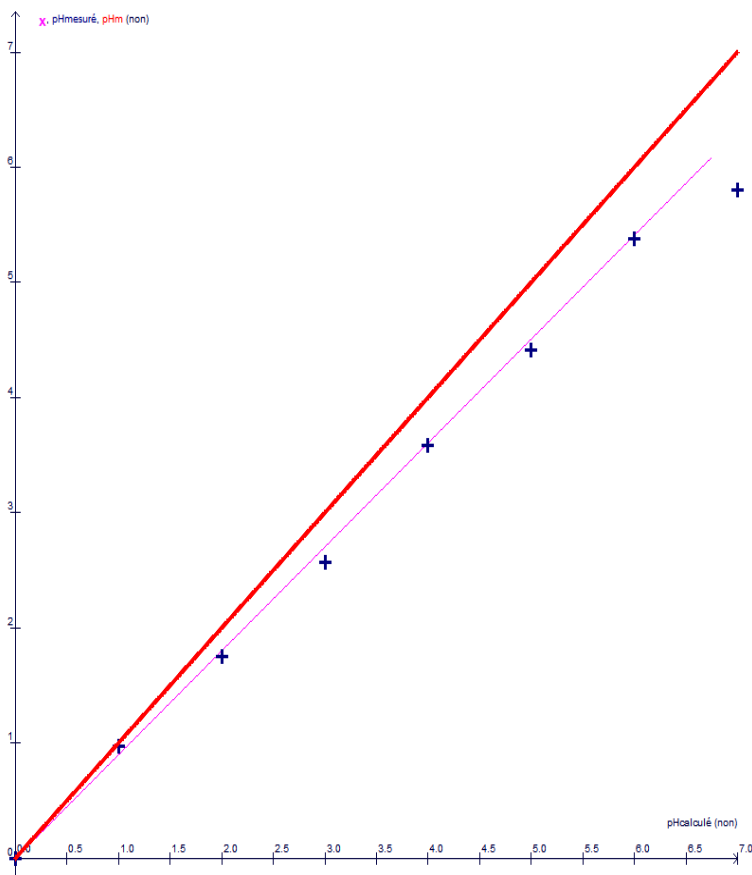


Solution s	pH mesuré	$[H_3O^+]_{S_n}$	pH calculé
S ₁	0,97	$1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$	1,0
S ₂	1,75	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	2,0
S ₃	2,57	$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	3,0
S ₄	3,58	$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$	4,0
S ₅	4,41	$1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	5,0
S ₆	5,38	$1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$	6,0
S ₇	5,8	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	7,0

La solution S₂ est obtenue en diluant d'un facteur 10 la solution S₁, donc

$[H_3O^+]_{S_2} = [H_3O^+]_{S_1} / 10 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, et ainsi de suite jusqu'à S₇.

- Compte-tenu des incertitudes de mesure , notre mesure (2,7) est en accord avec la référence (3).



Si la relation est correcte alors

$pH_{\text{mesuré}} = pH_{\text{calculé}}$, représenté par la droite rouge. La droite rose modélise les valeurs expérimentales (croix bleues). La droite rose est proche de la droite rouge, le coefficient directeur étant légèrement inférieur à 1. Au delà de pH, 5 ou 6, la relation ne convient plus.

Evaluation de type A (statistique)

$pH(S_3) = 2,70 \pm 0,06$ ou $pH(S_3) = 2,7 \pm 0,1$

- On cherche le nombre d'incertitudes-types Q :

$$Q = \frac{|pH_{\text{mes}} - pH_{\text{ref}}|}{U(pH)} = \frac{0,3}{0,1} = 3$$