



Force d'un acide ou d'une base

I. Mesure de pH et incertitude

On dispose d'une solution préparée par dilution de $1,0 \times 10^{-2}$ mol de chlorure d'hydrogène HCl par litre de solution. Ainsi sa concentration en quantité apportée de HCl vaut $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

Q1. Après avoir étalonné soigneusement le pH-mètre (voir la notice fournie), mesurer le pH de la solution.

pH =

Document 1 : Incertitudes

Le résultat d'une série de mesures peut être présenté sous la forme d'un intervalle de confiance :

$M = \bar{M} \pm u(\bar{M})$ où \bar{M} est la moyenne et $u(\bar{M})$ est appelée l'incertitude-type de la moyenne, elle ne compte qu'un seul chiffre significatif et est arrondie en général par excès.

$u(\bar{M}) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$, où σ_{n-1} est l'écart-type expérimental et n le nombre de mesures.

Exemple : $pH = \bar{pH} \pm u(\bar{pH})$

$pH = 8,7 \pm 0,2$ que l'on peut écrire $8,5 \leq pH \leq 8,9$.

Chaque année, les élèves du lycée mesurent le pH de la solution précédente. Vingt mesures ont été regroupées dans le tableau ci-dessous.

2,1	1,7	1,9	1,8	1,7	2,0	2,2	2,2	2,3	1,9
2,1	2,1	1,8	2,0	1,8	1,9	2,3	1,5	2,2	1,9

Q2. En consultant le photocopié « Comment calculer l'écart-type et la moyenne d'une série de mesures avec une calculatrice TI ? », déterminer l'incertitude-type de la moyenne $u(\bar{pH})$ de cette série de mesures.

Q3. Donner l'intervalle de confiance de cette série de mesures du pH.

Q4. Quel est l'intérêt de disposer d'un grand nombre de mesures ?

II. Le chlorure d'hydrogène HCl

Document 2 : Extraits de copies de bac.

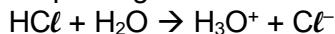
Extrait n°1 :

Le chlorure d'hydrogène HCl est un acide qui réagit avec la base eau pour former une solution aqueuse d'acide chlorhydrique :



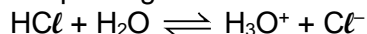
Extrait n°2 :

Le chlorure d'hydrogène HCl est une base qui réagit avec l'acide eau.



Extrait n°3 :

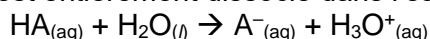
Le chlorure d'hydrogène HCl est un acide qui réagit avec la base eau.



Un seul de ces extraits est correct.

Document 3 : pH d'une solution d'un acide fort

Un acide fort est entièrement dissocié dans l'eau, sa transformation avec l'eau est totale (notée \rightarrow).



État initial	$c.V$ mol	XS	0	0
État final	0 mol	XS	$c.V$ mol	$c.V$ mol

Pour une solution d'acide fort HA de concentration en quantité de soluté apporté c :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} = \frac{c.V}{V} = c \text{ ainsi } \boxed{\text{pH} = -\log(c)}$$

Document 4 : Comparaison à une valeur de référence

La validation d'une relation à l'aide d'une expérience dépend de l'incertitude-type $u(X)$, où X est la grandeur mesurée et de l'étendue des mesures $|X_{\text{mes}} - X_{\text{théo}}|$. On peut utiliser le quotient

$z = \frac{|X_{\text{mes}} - X_{\text{théo}}|}{u(X)}$, si ce quotient est inférieur ou égal à 2, on peut valider la relation fournie. Sinon, il faut

analyser les sources d'erreurs et modifier le protocole afin d'obtenir des résultats cohérents.

Q5. Sans réaliser d'expérience, on peut facilement éliminer un extrait. Lequel ? Justifier.

Q6. On suppose que le chlorure d'hydrogène se comporte comme un acide fort. En déduire le pH théorique de la solution étudiée précédemment, noté $\text{pH}_{\text{théo}}$.

Q7. Corriger et compléter : Si $\text{pH}_{\text{exp}} > \text{pH}_{\text{théo}}$, alors $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} \dots [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{théo}}$ ce qui signifie qu'il s'est formé plus/moins de H_3O^+ que prévu. Cela nous amène à penser que la transformation n'est pas car elle peut avoir lieu dans les deux sens.

Q8. Certains groupes ont obtenu $\text{pH}_{\text{exp}} < \text{pH}_{\text{théo}}$, alors $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{théo}}$ ce qui signifie qu'il s'est formé plus de H_3O^+ que prévu. Cette situation est-elle chimiquement réaliste ?

Q9. Calculer le rapport $z = \frac{|\text{pH}_{\text{exp}} - \text{pH}_{\text{théo}}|}{u(\text{pH})}$.

Q10. En déduire, quel extrait de copie est correct ? Justifier.

III. L'acide éthanoïque

On dispose d'une solution aqueuse préparée par dilution de $n = 1,0 \times 10^{-2}$ mol de CH_3COOH par litre de solution. Ainsi sa concentration en quantité apportée de CH_3COOH vaut $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Q11. Réaliser une expérience qui permette d'écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation de l'acide éthanoïque avec l'eau en utilisant le symbolisme adapté (\rightleftharpoons ou \rightarrow), correspondant à un acide faible ou fort. Justifier en présentant les mesures et les calculs effectués. Aide : Relire Q7.

Q12. Calculer le taux d'avancement final de la transformation entre l'acide éthanoïque et l'eau. Est-il en accord avec la réponse précédente ?

Équation	Avancement (en mol)				
Quantité de matière dans l'état initial (en mol)	0				
Quantité de matière en cours de transformation (en mol)	x				
Quantité de matière dans l'état final (en mol) Si totale	x_{max}				
Quantité de matière dans l'état final (en mol) Expérimental	x_{final} OU $x_{\text{éq.}}$				

IV. Faut-il corriger la page <http://fr.wikipedia.org/wiki/Ammoniaque> ?

Document 5 : extrait de Wikipédia

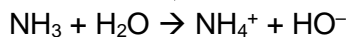
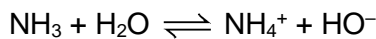
Le 28 juin 2012, on pouvait lire dans cet article de l'encyclopédie Wikipedia :

« L'ammoniaque, ou solution aqueuse d'hydroxyde d'ammonium, ($\text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$) est une solution aqueuse formée d'ions ammonium NH_4^+ et d'ions hydroxyde HO^- , résultants de la dissolution du gaz ammoniac (NH_3) dans l'eau. »

Dans la page Discussion associée, on pouvait lire cette remarque :

« La transformation entre NH_3 et l'eau étant très limitée (NH_3 base faible), la solution aqueuse d'ammoniaque ne contiendra qu'une très très faible quantité d'ions NH_4^+ et HO^- . On ne peut pas dire (1ère phrase de l'article) que l'ammoniaque est une solution aqueuse d'hydroxyde d'ammonium. »

On propose deux équations de réaction :



Q12. Présenter brièvement les deux points de vue en opposition. Associer une des équations proposées à chaque point de vue.

Document 6 : pH d'une solution de base forte



Pour une solution de base forte B de concentration en quantité de soluté apporté c :

$$\text{pH} = \text{pK}_e + \log(c)$$

Où $\text{pK}_e = 14$ à 25°C .

$\text{pK}_e = -\log(K_e)$ où K_e est la constante d'équilibre associée à l'autoprotolyse de l'eau, appelée produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$ à 25°C

On dispose d'une solution aqueuse préparée par dilution de $1,0 \times 10^{-2}$ mol de NH_3 par litre de solution. Ainsi sa concentration en quantité apportée en NH_3 vaut $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Cette solution est corrosive  et dangereuse pour le milieu aquatique 

Q13. Réaliser une expérience permettant de trancher entre les deux points de vue. (Description de l'expérience, rappels théoriques, calculs, conclusion).

BONUS : Calculer le taux d'avancement final de cette transformation.

Donnée : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \cdot [\text{HO}^-_{(\text{aq})}] = 10^{-14}$