



# 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.

$pH = \dots\dots\dots$

### 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  $\sigma_{n-1}$  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 polycoché « 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.

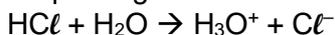
#### Extrait n°1 :

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



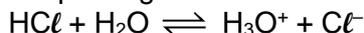
#### Extrait n°2 :

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



#### Extrait n°3 :

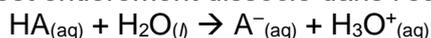
Le chlorure d'hydrogène HCl est un acide qui réagit avec la base eau.



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  $\text{H}_3\text{O}^+$  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  $\text{H}_3\text{O}^+$  que prévu. Cette situation est-elle chimiquement réaliste ?

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

**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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  par litre de solution. Ainsi sa concentration en quantité apportée de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  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) <b>Si totale</b>	$x_{\text{max}}$				
Quantité de matière dans l'état final (en mol) <b>Expérimental</b>	$x_{\text{final}}$ 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  $\text{NH}_4^+$  et d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$ , résultants de la dissolution du gaz ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) dans l'eau. »

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

« La transformation entre  $\text{NH}_3$  et l'eau étant très limitée ( $\text{NH}_3$  base faible), la solution aqueuse d'ammoniaque ne contiendra qu'une très très faible quantité d'ions  $\text{NH}_4^+$  et  $\text{HO}^-$ . 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 :

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$$
$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$$

**Q13.** 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  $25^\circ\text{C}$ .

$\text{pK}_e = -\log(K_e)$  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  $25^\circ\text{C}$

On dispose d'une solution aqueuse préparée par dilution de  $1,0 \times 10^{-2}$  mol de  $\text{NH}_3$  par litre de solution. Ainsi sa concentration en quantité apportée en  $\text{NH}_3$  vaut  $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Cette solution est corrosive  et dangereuse pour le milieu aquatique 

**Q14.** 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 :**  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \cdot [\text{HO}^-_{(\text{aq})}] = 10^{-14}$