



Mesure de pH.

Réaction totale \rightarrow ou limitée \rightleftharpoons

I. Mesure de pH et incertitude :



Le professeur va vous montrer :
 Comment étalonner le pH-mètre ?
 Comment mesurer le pH d'une solution ?

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 apportée en HCl vaut $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Q1. Mesurer le pH de la solution, noté pH_{exp} .

Le résultat d'une série de mesures peut être présenté sous la forme d'un intervalle de confiance : $M = \bar{M} \pm U(M)$ où \bar{M} est la moyenne et $U(M)$ est appelée l'incertitude, elle ne compte qu'un seul chiffre significatif et est arrondie en général par excès.

Exemple : $\text{pH} = 8,7 \pm 0,2$ alors la valeur vraie du pH a 95% de chance de se trouver dans l'intervalle [8,5 ; 8,9].

➤ Déterminons l'incertitude à l'aide d'une série de mesures :

Pour 20 mesures, elle est définie par : $U(M) = 2,09 \cdot \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$, où σ_{n-1} est l'écart-type expérimental et

n le nombre de mesures.

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

1,98	2,04	2,11	2,03	1,98	2,01	2,02	2,00	2,05	1,97
2,04	2,12	2,06	2,06	1,88	1,98	2,07	2,05	2,05	1,99

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

Q3. Donner l'intervalle de confiance du pH.

Q4. Si l'on effectue seulement deux mesures de pH alors l'incertitude devient : $U(M) = 12,7 \cdot \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{2}}$
 La calculer avec votre valeur obtenue en Q1 et une valeur du tableau.

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

II. Le chlorure d'hydrogène HCl :

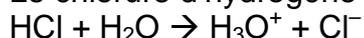
On a relevé trois extraits de copies de bac. Un seul est correct.

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 : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$.

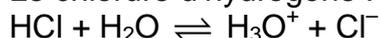
Extrait n°2 :

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.



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

Q6. Rappeler la relation entre la concentration apportée c et le pH si l'on considère que HCl est un acide fort.

Q7. En déduire le pH théorique de la solution précédente, noté $\text{pH}_{\text{théo}}$. On supposera que la solution de chlorure d'hydrogène se comporte comme un acide fort.

Q8. Recopier, corriger, 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 réaction n'est pas, mais qu'elle est limitée.

Q9. 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 ?

Q10. Calculer l'erreur relative sur la valeur du pH : $\frac{|\text{pH}_{\text{exp}} - \text{pH}_{\text{théo}}|}{\text{pH}_{\text{théo}}}$.

Q11. À partir de l'intervalle de confiance sur le pH (obtenu avec 20 valeurs), donner un encadrement sur la concentration c apportée de chlorure d'hydrogène, en supposant qu'il s'agit d'un acide fort.

Q12. Quel extrait de copie est correct ?

III. L'acide éthanoïque :

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

Q13. Réaliser une expérience qui permette d'écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau en utilisant le symbolisme adapté (\rightleftharpoons ou \rightarrow). Justifier.

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

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

Q14. Présenter brièvement les deux points de vue en opposition. Associer une des équations proposées à chaque point de vue.

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 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 

Q15. Réaliser une expérience permettant de trancher entre les deux points de vue. (Description de l'expérience, rappels théoriques, calculs, conclusion). Donnée : $\text{p}K_e = 14,0$ à 25°C .