



Joannes Nicolaus Brønsted
(1879-1974)

TP : le pH des solutions aqueuses Acide fort, Acide faible

Objectif : distinguer un acide fort d'un acide faible par pH-métrie.



Søren Peder Lauritz Sørensen
(1868 – 1939)

Critères de réussite du TP			
Manipulation		Compte-rendu	
✚ Réaliser un prélèvement à la pipette jaugée.		✚ Calculer une valeur de pH connaissant la concentration en ion oxonium.	
✚ Utiliser une fiole jaugée.		✚ Calculer la concentration en ion oxonium connaissant le pH de la solution.	
✚ Etalonner un pH-mètre.		✚ Etablir l'état final d'une transformation à partir d'une mesure de pH.	
✚ Réaliser une mesure de pH.		✚ Dresser un tableau d'avancement en séparant l'état final et l'état maximal.	
✚ Manipuler avec soin.		✚ Distinguer l'état final d'une transformation et l'état maximal.	

Première partie : des solutions aqueuses d'acide ?



L'acide éthanoïque pur $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$ est liquide à température ambiante (20°C). Sa densité vaut 1,05.

- Formulez deux hypothèses concernant le mélange d'acide éthanoïque avec l'eau.
- Proposer un protocole expérimental pour tester les hypothèses à partir du matériel suivant : 20 mL d'acide éthanoïque pur, pipette jaugée de 5,0 mL, fiole jaugée de 50,0 mL, bécher de 100 mL, pH-mètre.
- Mettre en œuvre le protocole.
- Conclure sur les hypothèses.

Deuxième partie : que se passe-t-il vraiment lorsqu'on mélange de l'acide éthanoïque et de l'eau ?

Manipulation n°2

Il s'agit de préparer 3 solutions de volume $V_{\text{fille}} = 50,0 \text{ mL}$ à partir de la solution initiale S_1 de concentration en acide éthanoïque apportée notée $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Chaque groupe n'en préparera qu'une seule parmi les 3.

Solution	0	1	2	3
Volume à prélever (mL)				
$C_{\text{fille}} (\text{mol.L}^{-1})$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
pH				
τ (%)				

 Calculer le volume de solution mère à prélever pour préparer la solution qui vous revient, puis prélever ce volume à l'aide du matériel disponible.	<i>La verrerie sera correctement choisie et utilisée.</i>
 Réaliser la solution à l'aide d'une fiole jaugée de 50,0 mL.	<i>Le ménisque sera correctement placé.</i>
 Mesurer le pH de la solution réalisée et le noter dans le tableau.	<i>La mesure sera réalisée avec soin.</i>

Questions :

4. Que peut-on conclure de la mesure du pH ?	<i>Le pH mesuré sera comparé à celui attendu.</i>
5. Déterminer la concentration effective des ions oxonium en solution.	<i>Une valeur numérique sera donnée avec la précision adaptée.</i>
6. La transformation chimique entre l'acide éthanoïque et l'eau est une transformation limitée . Définir une telle transformation chimique.	<i>Un rapport de quantité de matière sera calculé.</i>
7. Construire le tableau d'avancement de la transformation en ajoutant une ligne exprimant l'état final « réel » par comparaison avec l'état maximal « théorique ».	<i>L'état final sera distingué de l'état maximal.</i>
8. Déterminer la proportion d'acide éthanoïque qui est transformée en ion éthanoate en solution par rapport à l'acide éthanoïque introduit.	<i>Un raisonnement utilisant les quantités de matière sera formulé.</i>
9. En déduire l'expression du taux d'avancement de cette transformation en fonction des avancements à l'état final et à l'état maximal.	<i>Un rapport sera calculé.</i>
10. Que peut-on conclure en rassemblant les résultats ?	<i>Les taux d'avancement seront comparés.</i>

Troisième partie : le taux d'avancement dépend-il de la nature de l'acide apporté ?

Vous allez comparer une solution d'acide chlorhydrique avec une solution d'acide éthanoïque de même concentration en soluté apporté que celle de votre groupe dans la 2^{ème} partie.

Manipulation n°3

 Préparer la solution d'acide chlorhydrique de concentration voulue à partir de la solution S_2 disponible.	<i>La verrerie sera correctement choisie et utilisée.</i>
 Mesurer le pH de la solution d'acide chlorhydrique.	<i>La mesure sera notée avec la précision adéquate.</i>

Questions :

13. Déterminer la concentration effective des ions oxonium en solution aqueuse d'acide chlorhydrique. La comparer avec celle attendue d'après le pH mesuré.	<i>Des valeurs numériques seront données et comparées.</i>
14. La transformation chimique entre l'acide chlorhydrique et l'eau est une transformation totale . Définir une telle transformation chimique.	<i>Un taux d'avancement sera calculé.</i>
15. Mettre en commun les résultats des différents groupes et conclure sur l'influence de la concentration dans le cas de l'acide chlorhydrique.	<i>Les taux d'avancement seront comparés.</i>
16. Conclure sur l'influence de la nature de l'acide.	<i>Le raisonnement utilisera une comparaison.</i>

C'est en 1893 que le chimiste danois *Søren Sørensen*, un chercheur au *Carlsberg Laboratory* de Copenhague (qu'il dirigea par la suite) qui travaillait alors sur les effets des concentrations de quelques ions sur des protéines, décide d'introduire le concept de pH après avoir remarqué l'importance des ions hydrogène dans ses recherches. Sørensen définit alors l'acidité d'une solution aqueuse comme étant le logarithme décimal de la concentration (exprimée en moles par litre) en ions hydrogène H^+ . Ces protons H^+ n'existant pas de manière isolée dans l'eau, le pH mesure plus exactement la concentration de l'ion oxonium H_3O^+ en solution, combinaison d'un proton H^+ et d'une molécule d'eau :

$$pH = -\log \left[H_3O^+_{(aq)} \right]$$

Inversement, la concentration de l'ion oxonium peut se déduire d'une mesure de pH : $\left[H_3O^+_{(aq)} \right] = 10^{-pH}$

Ce *Pondus Hydrogenii* (« poids de l'hydrogène ») est d'abord un outil qui permet à Sørensen de ramener la notion d'acidité à une échelle linéaire, plus aisée à manier que l'échelle de puissance liée aux concentrations ioniques qu'il utilisait jusque-là. Mais le principe d'une telle échelle de pH – devenu entretemps « potentiel hydrogène », de l'allemand « potenz » - est rapidement reconnu et finalement accepté par la communauté scientifique en 1909.

Sørensen complète finalement son concept de pH en 1924 dans un nouvel article qui prend en compte le nouveau concept « d'activité chimique » : il y précise que le pH dépend plutôt de l'activité que de la concentration en ions H^+ mais que pour des concentrations assez faibles en ions en solution, on peut assimiler l'activité des ions H^+ à leur concentration. Il précise également que travailler en milieu non aqueux rend le calcul du pH très compliqué car le fait que les ions H^+ dissociés ne se solvotent pas forcément interdit d'assimiler la concentration à l'activité des H^+ .

La définition simplifiée $pH = -\log \left[H_3O^+_{(aq)} \right]$ ne s'utilise donc que lorsque les concentrations ioniques sont suffisamment faibles et que le solvant utilisé est l'eau.

Document 2 : Mesurer le pH d'une solution aqueuse

Au début du XX^{ème} siècle, on utilisait uniquement des indicateurs colorés de pH pour justifier du caractère acide ou basique d'une solution. Mais la notion d'acidité a acquis un caractère quantitatif avec les apports de la théorie de Brønsted-Lowry et du pH. Les définitions adoptées par l'IUPAC⁽¹⁾ dans les années 1990 permettent maintenant des mesures plus précises.

Couramment, le pH mesure l'acidité ou la basicité d'une solution. Ainsi, dans un milieu aqueux à 25 °C :

- une solution de pH = 7 est dite neutre ;
- une solution de pH < 7 est dite acide ; plus son pH s'éloigne de 7 en diminuant et plus elle est acide ;
- une solution de pH > 7 est dite basique ; plus son pH s'éloigne de 7 en augmentant et plus elle est basique.



pH-mètre numérique

On peut mesurer « grossièrement » le pH d'une solution aqueuse à l'aide de papier-pH, papier imbibé d'indicateurs colorés universels. Pour des mesures plus précises, on utilise un pH-mètre relié à une sonde pH-métrique. Avant d'être utilisé, un pH-mètre doit être étalonné, généralement avec deux solutions étalons de pH connus. Il est ensuite important d'agiter la solution dont on mesure le pH car cette dernière doit être bien homogène. Entre chaque mesure de pH, il est important de rincer la sonde à l'eau distillée.



Rouleau de papier-pH