

## Activité S2 A.1 : Solutions acido-basiques et pH

### Comparaison du pH de différentes solutions acido-basiques simples

Pour des solutions à trois concentrations différentes, on mesure les pH ci-dessous :

pH de la solution aqueuse à la concentration C	$10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
solution d'acide chlorhydrique <b>HCl</b>	pH = 1,0	pH = 3,0
solution d'acide nitrique <b>HNO<sub>3</sub></b>	pH = 1,0	pH = 3,0
solution d'acide éthanoïque <b>CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H</b>	pH = 2,9	pH = 3,9
solution de chlorure d'ammonium <b>NH<sub>4</sub>Cl</b>	pH = 5,1	pH = 6,1
solution d'éthanoate de sodium <b>CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>ONa</b>	pH = 13,0	pH = 11,0
solution d'ammoniaque <b>NH<sub>3</sub></b>	pH = 11,1	pH = 10,1
solution d'éthanoate de sodium <b>CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>Na</b>	pH = 8,9	pH = 7,9

- 1°) Que peut-on déduire des valeurs de pH mesuré (dans le tableau ci-dessus) sur le comportement acide ou basique des espèces introduites en solution aqueuse ?
- 2°) **NH<sub>4</sub>Cl**, **CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>ONa** et **CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>Na** sont des composés ioniques, écrire leur équation de dissolution **TOTALE** dans l'eau. On négligera pour le moment le comportement acido-basique des ions libérés.
- 3°) Pour chaque solution du tableau, en s'aidant de l'échelle acido-basique et de l'observation faite au 1°), écrire l'équation de la réaction acido-basique avec l'eau des espèces suivantes : **HCl**, **HNO<sub>3</sub>**, **CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H**, **NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**, **CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>O<sup>-</sup>**, **NH<sub>3</sub>**, et **CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub><sup>-</sup>**.
- 4°) Prévoir à partir des pKa fournis et de la nature acide ou base du réactif, si les réactions sont équilibrées ou totales.
- 5°) En considérant les valeurs des pH des solutions finales à la concentration **C = 10<sup>-1</sup> mol.L<sup>-1</sup>**, déduire la concentration des ions oxoniums et des ions hydroxyde ; conclure quant à la réalité expérimentale de ces réactions (équilibrées ou totales).
- 6°) Comparer l'évolution du pH quand la concentration des différentes solutions diminue. Justifier.
- 7°) Comparer l'évolution du pH quand le pKa des différentes espèces varie. Justifier.
- 8°) En introduit en solution aqueuse du chlorure de sodium **NaCl**. Écrire l'équation de dissolution supposée totale dans l'eau et justifier que le pH de la solution est égal à 7,0.
- 9°) On mélange deux volumes égaux des solutions d'acide éthanoïque **CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H** et d'éthanoate de sodium **CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>Na** à la même concentration ; peut-on prévoir le pH ?

10°) Rédiger les conclusions qui vous paraissent pertinentes pour résumer l'ensemble des observations de cette activité.

On donne l'échelle acido-basique en fonction de leur pKa (axe croissant verticalement) où on place les bases à gauche de l'échelle et les acides à droite de l'échelle.

<b>Base</b>		<b>Acide</b>	<b>pKa</b>
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$	—	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	17
$\text{HO}^-$	—	$\text{H}_2\text{O}$	14
$\text{NH}_3$	—	$\text{NH}_4^+$	9
$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	—	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	5
$\text{H}_2\text{O}$	—	$\text{H}_3\text{O}^+$	0
$\text{NO}_3^-$	—	$\text{HNO}_3$	-2
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	—	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_2^+$	-3
$\text{Cl}^-$	—	$\text{HCl}$	-5