

Acides et bases

Niveau : lycée (Terminale générale)

Prérequis : fonctions chimiques, équilibre chimique, spectrophotométrie, conductimétrie

Biblio : <https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-du-vivant/la-chimie-du-gout>,
Hachette Physique-chimie Terminale, Porteau de Buchère, Techniques expérimentales

Expériences : pH de l'eau, du jus de citron, du vinaigre et d'un déboucheur, de solutions d'acide chlorhydrique 10^{-2} et 10^{-3} mol.L⁻¹, de solutions d'acide éthanoïque 10^{-2} et 10^{-3} mol.L⁻¹, dissociation acide éthanoïque par conductimétrie, pKa BBT par spectro

Intro : au **quotidien** on est familier avec la notion d'acidité (montrer bouteille de vinaigre, citron...). A l'opposé il y a les bases (déboucheur, savon de Marseille), on constate une certaine corrosivité ou en tout cas ça pique. Certains éléments ne sont ni acides ni basiques, comme l'eau ou des produits cosmétiques. Au cours de cette leçon on va se demander quelles espèces chimiques sont responsables du caractère basique ou acide d'une solution, quels sont leurs points communs et comment quantifier cette acidité.

I – Acidité et réactions acido-basiques

1) Le potentiel hydrogène

Notion assez connue, il indique la nature acide ou basique d'une solution aqueuse, qu'on caractérise par la présence d'ions oxonium (hydronium) $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$ avec $c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ qu'on ignorera ensuite, concentration $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$. Le pH varie de 0 à 14 **slide** et on dit qu'une solution est acide si il est inférieur à 7, on note aussi qu'on a une échelle logarithmique donc doubler la concentration ne double pas le pH. Pour mesurer le pH on a un outil (peu précis), le papier pH : mesure de pH (un seul produit devant jury) et classement acidités. A l'origine de l'acidité et donc du pH, on a des échanges de protons H⁺. Acides (AH) et bases (A⁻) selon Brönsted **slide**. Intéressons-nous à l'acide éthanoïque présent dans le vinaigre, il est susceptible de céder le proton de la fonction acide carboxylique selon la demi-équation $\text{CH}_3\text{COOH} \text{ (aq)} = \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)}$, on forme alors sa **base conjuguée**. On a compris que les échanges de protons étaient à l'origine de la présence d'ions oxonium et donc de l'acidité d'une solution, maintenant on peut se demander comment réagissent les acides et les bases.

2) Réaction acido-basique

On a vu qu'un acide et une base conjugués forment un **couple**. Une réaction acido-basique correspond au transfert d'un proton entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple. Par exemple $\text{CH}_3\text{COOH} \text{ (aq)} = \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)}$ et $\text{HO}^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)} = \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$ donnent la réaction $\text{CH}_3\text{COOH} \text{ (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)} = \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$. Un acide et une base donnent de l'eau. Etudions le cas de l'eau, espèce qui intervient souvent notamment comme solvant, c'est une espèce amphotère (un ampholyte), c'est-à-dire qu'elle est l'acide d'un couple et la base d'un autre couple **slide**. Autoprotolyse de l'eau, produit ionique de l'eau (constante d'équilibre) $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 10^{-14}$ à 25°C en ignorant les c° et $pK_e = 14$. On peut donc revenir sur le pH : une solution est acide si $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} > [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$ donc $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 > K_e$ donc on a $\text{pH} < pK_e/2 = 7$ à l'équilibre. On peut se demander si tous les acides acidifient un milieu avec la même efficacité.

II – Force des acides et des bases

1) Acides forts et bases fortes

Si on introduit un acide ou une base dans l'eau, réactions de type $\text{CH}_3\text{COOH} \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} = \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$ ou $\text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{ (l)} = \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)}$. On dit qu'un acide (base) est fort(e) si sa réaction avec l'eau est totale quelle que soit sa concentration initiale, faible sinon. Mesure pH acide chlorhydrique, la plus diluée donc on doit trouver 3, au pH-mètre (présenter dispositif). Conclure que c'est un acide fort et qu'on peut mettre une simple flèche.

2) Acides faibles et bases faibles

On fait de même avec l'acide éthanoïque et on conclut que l'acide est faible. On va donc caractériser l'équilibre atteint par conductimétrie : expérience. La dilution augmente la dissociation. On n'a pas vu pour les bases mais c'est analogue. Un acide fort acidifie davantage l'eau car il produit plus de H_3O^+ , maintenant on va chercher à quantifier cette force.

III – Constante d'acidité

1) pKa d'un couple

La constante d'acidité d'un couple est la constante d'équilibre associée à la réaction de l'acide du couple sur l'eau : pour l'acide éthanoïque $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}/[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}$ et $pK_a = -\log K_a$, le donner via l'expérience précédente ($K_a = C_0\alpha^2/(1-\alpha)$). Plus la constante est grande, plus le pKa est faible et l'acide est fort (-8 pour HCl). Diagramme de prédominance car $\text{pH} = \text{pKa} + \log([\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}/[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}})$. On va appliquer ça.

2) Indicateurs colorés

Espèces dont les formes acide et basique ne présentent pas la même couleur **slide**. Expérience et conclusion sur zone de virage et utilisation.

Conclusion : **slide** les acides et les bases sont les espèces responsables de l'acidité et de la basicité de solutions, la constante d'acidité permet de comparer leur force, le pH joue un rôle important en milieu biologique (conformation protéine modifiée par pH donc maintien du pH du corps humain constant et problèmes d'acidose ou alcalose dans le sang dont le pH est régulé par le CO₂ : tampon), les espèces acido-basiques pourront servir à la réalisation de titrages.

Questions : pH neutre, acides de Lewis, exemples acides forts/faibles/indifférents, principe du papier pH, titrage, pH corps humain, acide citrique, électrodes, solution tampon, conductimétrie, vraie expression du pH, réaction totale, pH inférieur à 0 ou supérieur à 14, alcool et phénol, potentiométrie, point isobestique, différencier acides forts et faibles par dosage.