

CH C1 - Les transformations acide-base

Programme officiel :

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière

1. Déterminer la composition d'un système par des méthodes physiques et chimiques

A) Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H^+

Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base.	Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.
Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines.	Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.
Espèce amphotère.	Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.

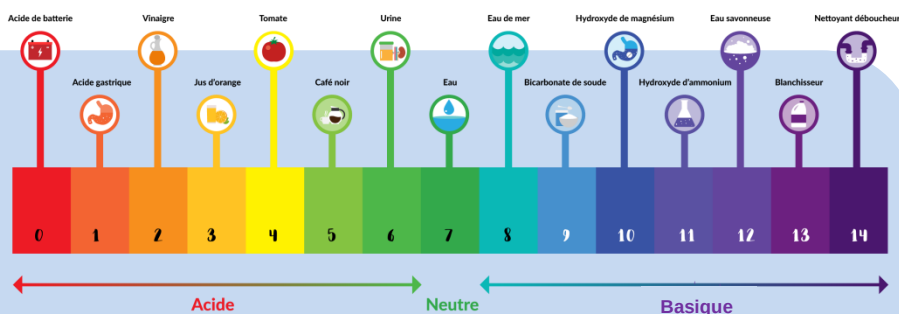
B) Analyser un système chimique par des méthodes physiques

Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
pH et relation $pH = -\log([H_3O^+] / c^\circ)$ avec $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, concentration standard.	Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium H_3O^+ , la valeur du pH de la solution et inversement. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H_3O^+, Cl^-) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H_3O^+ apporté.</i> Capacité mathématique : Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.

1. Rappels du collège - le pH

Au collège nous avons vu qu'une solution est dite :

- **acide** si son $pH < 7$;
- **neutre** si son $pH = 7$;
- **basique** si son $pH > 7$.



<https://www.smpga.fr/leau-chez-moi/qualite-controlee/ph-de-leau/>

Dans une solution acide, les **ions hydrogène H^+** sont majoritaires. Dans une solution basique, les **ions hydroxyde HO^-** sont majoritaires.

Le pH se mesure à l'aide d'un papier indicateur de pH ou d'un **pH-mètre**.

Les acides et les bases concentrés sont des substances dangereuses et doivent être manipulés avec précaution.

Au lycée nous affinons tout cela avec une formule mathématique permettant de lier le pH à la concentration en **ions oxonium H_3O^+** :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

avec : pH : valeur du pH **sans unité** ;
 $[\text{H}_3\text{O}^+]$: concentration en ions oxonium en **mol . L⁻¹** ;
 c^0 : concentration standard **$c^0 = 1 \text{ mol . L}^{-1}$** .

La fonction réciproque permet de calculer la concentration à partir du pH : **$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$**

2. Acides et bases

2.1. Définitions

Selon Brönsted, un **acide** est une entité chimique capable de donner un ou plusieurs ions hydrogène H^+ (appelé aussi proton).

Selon Brönsted, une **base** est une entité chimique capable de capter un ou plusieurs ions hydrogène H^+ .

Remarque :

Certaines espèces sont capables de donner ou de capter un ion H^+ . Suivant les cas elles se comportent donc comme un acide ou comme une base. Ce sont des **espèces amphotères** (ce sont des ampholytes).

2.2. Couple acide-base

Deux espèces forment un **couple acide/base** s'il est possible de passer de l'une à l'autre par perte ou gain d'un ion H^+ . On le note **AH / A^-** où AH est l'acide et A^- sa base conjuguée.

A ce couple est associé une demi-équation qui modélise le transfert de l'ion hydrogène H^+ :

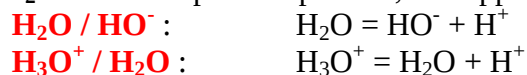
$$\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$$

Exemples de couples à connaître :



L'eau :

L'eau H_2O est une espèce amphotère, elle appartient donc à deux couples :



L'acide carbonique :

L'acide carbonique H_2CO_3 se forme lors de la dissolution du dioxyde de carbone dans l'eau (on l'écrit parfois $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$). Il appartient au couple :



L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est une espèce amphotère et donc appartient à un autre couple :



Les acides carboxyliques :

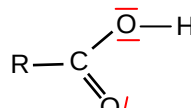
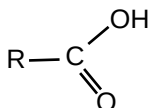
Les acides carboxyliques portent le groupe carboxyle $-\text{COOH}$. En perdant un ion hydrogène H^+ de ce groupe ils deviennent des ions carboxylates $-\text{COO}^-$:



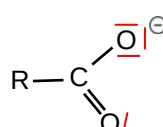
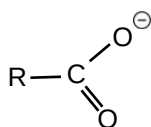
Formule semi-développée

Schéma de Lewis

acide
carboxylique



ion
carboxylate



R est le reste de la molécule



Les amines :

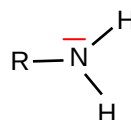
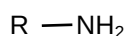
Les amines portent le groupe amine $-\text{NH}_2$. En captant un ion hydrogène H^+ elles deviennent des ions alkylammonium $-\text{NH}_3^+$:



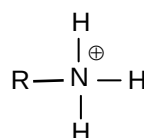
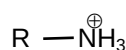
Formule semi-développée

Schéma de Lewis

amine



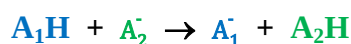
ion
alkylammonium



R est le reste de la molécule

3. Réaction acide-base

Lors d'une **réaction acide-base**, 2 couples acide/base interviennent. L'acide d'un couple va donner un ion H^+ à la base d'un autre couple :



Exemple : Réaction entre le chlorure d'hydrogène HCl et l'eau :

Couples : HCl / Cl^- et $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

L'équation bilan s'écrit : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$