

Acides, bases et pH

Cours de sciences physiques - niveau Terminale

*Le citron pique la langue, le savon glisse entre les doigts, le déboucheur ronge la peau : ce sont des **acides** et des **bases**. Mais que se passe-t-il vraiment au niveau des espèces chimiques ? Et que mesure ce nombre, le **pH**, qu'affiche un pH-mètre ? Voyons le modèle de Brönsted, puis comment calculer avec le pH en terminale.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Acides, bases et pH : les couples de Brönsted

DÉFINITION

Un **acide** de Brönsted est une espèce chimique capable de **céder un proton H^+** . Une **base** de Brönsted est une espèce capable de **capter un proton H^+** .

Quand un acide AH cède un proton, il se transforme en une espèce A^- capable de le récupérer : c'est sa **base conjuguée**. Les deux espèces forment un **couple acide-base** noté AH / A^- , relié par la demi-équation :



Quelques couples à connaître : CH_3COOH / CH_3COO^- (acide éthanoïque / ion éthanoate), NH_4^+ / NH_3 (ion ammonium / ammoniac), H_3O^+ / H_2O , H_2O / HO^- et $CO_2, H_2O / HCO_3^-$, HCO_3^- / CO_3^{2-} . Le proton H^+ n'existe pas isolé en solution aqueuse : il est lié à une molécule d'eau sous la forme de l'**ion oxonium** H_3O^+ .

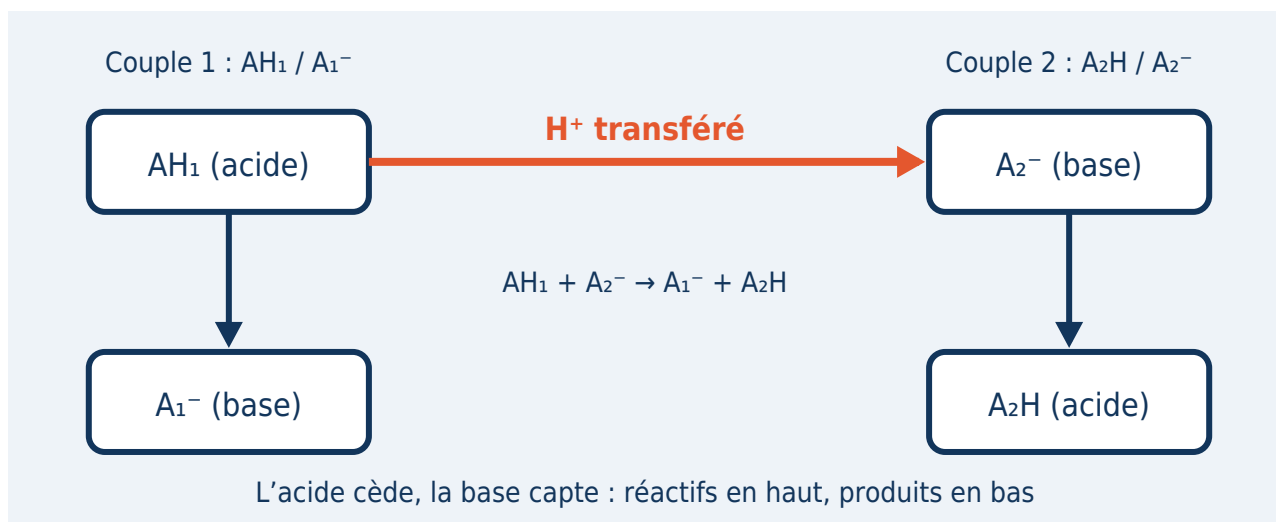
VOCABULAIRE

Une espèce qui est à la fois l'acide d'un couple et la base d'un autre couple est dite **amphotère** (ou ampholyte). L'eau est amphotère : base dans H_3O^+ / H_2O , acide dans H_2O / HO^- . C'est aussi le cas de l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- .

La réaction acide-base : un transfert de proton

Une réaction acide-base fait intervenir **l'acide d'un couple et la base d'un autre**

couple. L'acide AH_1 cède un proton à la base A_2^- : le proton passe d'un couple à l'autre. L'équation s'obtient en combinant les deux demi-équations.



Transfert d'un proton H^+ de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple.

EXEMPLE

L'acide éthanoïque réagit avec l'ammoniac : $CH_3COOH + NH_3 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$.
Couples mis en jeu : CH_3COOH / CH_3COO^- et NH_4^+ / NH_3 . Dans l'eau, l'acide chlorhydrique réagit totalement : $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$.

Le pH d'une solution aqueuse

FORMULE À RETENIR

$$pH = -\log ([H_3O^+] \div c^\circ) \quad \text{soit} \quad [H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$$

$[H_3O^+]$: concentration en ions oxonium, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: concentration de référence (le pH n'a pas d'unité).

Plus la solution contient d'ions oxonium, plus son pH est petit. Une variation de **1 unité de pH** correspond à une concentration en H_3O^+ multipliée ou divisée par **10**.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Un vinaigre a pour pH 2,9 : $[H_3O^+] = 10^{-2,9} \approx 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. Pour $[H_3O^+] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$: $pH = -\log (2,5 \times 10^{-5}) = 4,60$.

ERREUR FRÉQUENTE

Le pH **diminue** quand la concentration en H_3O^+ augmente. Et comme $pH = -\log [H_3O^+]$, un pH donné avec deux décimales donne $[H_3O^+]$ avec **deux chiffres significatifs** : pH = 3,40 donne $4,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, pas $3,98 \times 10^{-4}$.

Produit ionique de l'eau et échelle de pH

L'eau pure contient très peu d'ions, produits par sa réaction avec elle-même, l'**autoprotolyse** : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$. À 25 °C, le produit des concentrations est constant : c'est le **produit ionique** K_e .

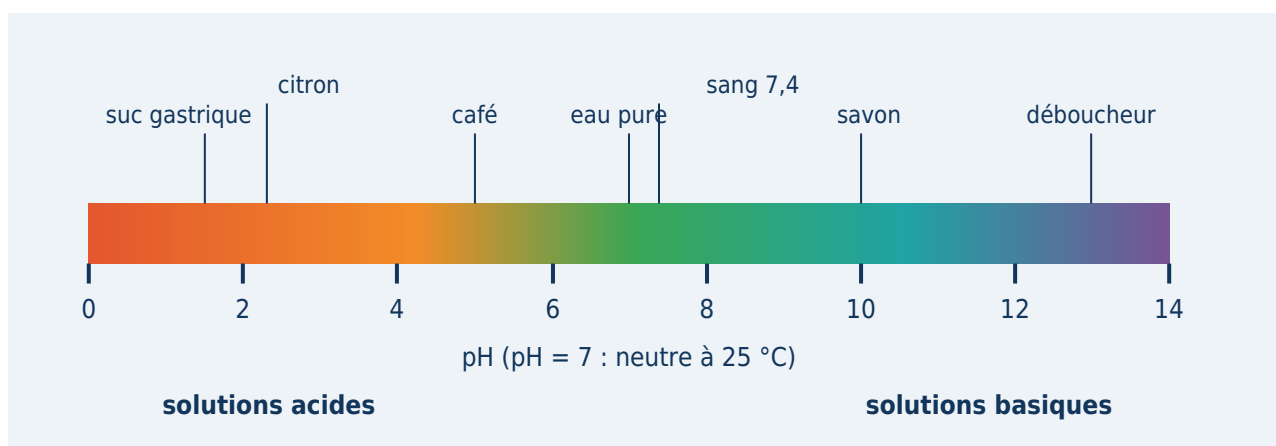
FORMULE À RETENIR

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \quad (\text{à } 25 \text{ °C})$$

Concentrations en mol/L (en divisant chacune par $c^\circ = 1 \text{ mol/L}$, K_e est sans unité).

Équivalent : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ avec $\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-]$.

Dans l'eau pure, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, donc $\text{pH} = 7$. À 25 °C : une solution est **acide** si $\text{pH} < 7$ ($[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$), **neutre** si $\text{pH} = 7$ et **basique** si $\text{pH} > 7$.

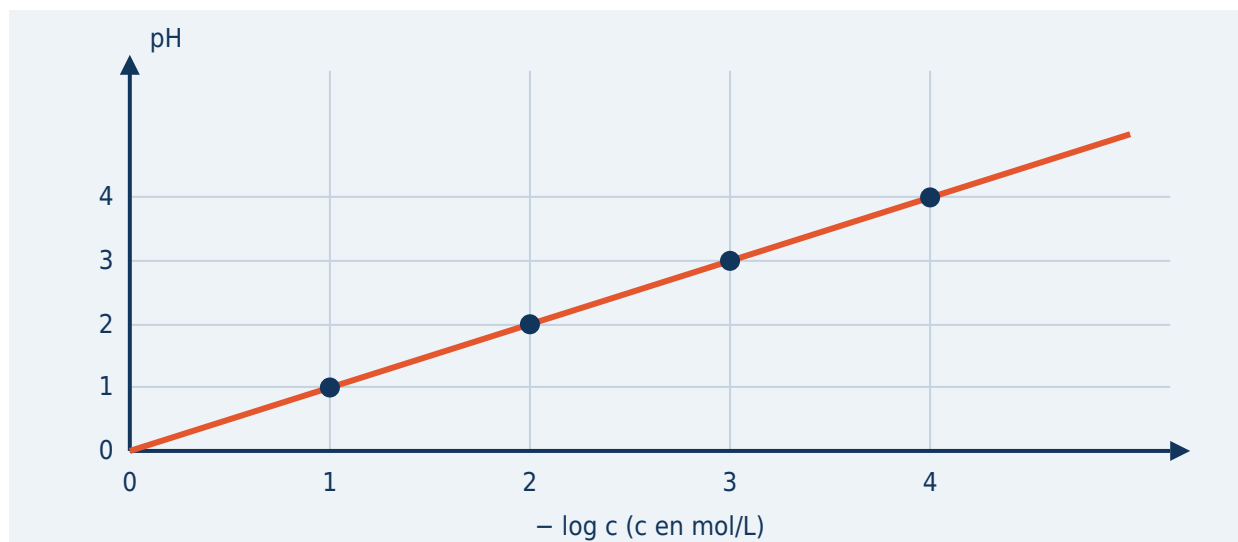


Échelle de pH de quelques produits courants (valeurs indicatives).

Mesurer le pH et relier pH et concentration

Le papier pH donne un ordre de grandeur (à une unité près). Le **pH-mètre** mesure une tension entre une électrode de verre et une électrode de référence ; cette tension varie linéairement avec le pH (environ -59 mV par unité à 25 °C). Il faut l'**étalonner** avant chaque série de mesures avec deux solutions tampons de pH connus encadrant les valeurs attendues (par exemple 4,00 et 7,00). L'incertitude est de l'ordre de $\pm 0,05$ unité : elle conduit à une incertitude relative d'environ 12 % sur $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ($2,3 \times 0,05 \approx 0,12$).

Acide fort et acide faible. Un acide fort comme HCl réagit totalement avec l'eau : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$ et donc $\text{pH} = -\log c$. Un acide faible réagit partiellement : $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est inférieure à c et le pH est plus élevé. La réaction d'une base forte comme la soude (NaOH) donne $[\text{HO}^-] = c$, d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e \div c$ et $\text{pH} = 14 + \log c$.



Pour un acide fort, $\text{pH} = -\log c$: droite de coefficient directeur 1 ; diluer 10 fois augmente le pH de 1.

EXEMPLE

Acide chlorhydrique à $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L : $\text{pH} = \mathbf{2,0}$. Soude à $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L : $[\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \div 10^{-2} = 1,0 \times 10^{-12}$ mol/L, soit $\text{pH} = \mathbf{12,0}$.

Acide éthanoïque à $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L, de pH mesuré 3,4 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \times 10^{-4}$ mol/L, soit seulement **4,0 %** de l'acide qui a réagi ($4,0 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2}$) : l'acide éthanoïque est un acide faible.

L'essentiel à retenir

- Acide : donneur de H^+ ; base : accepteur de H^+ ; couple AH / A^- , demi-équation $\text{AH} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$.
- Une réaction acide-base est un transfert de H^+ entre l'acide d'un couple et la base d'un autre ; une espèce amphotère est acide et base (eau, HCO_3^-).
- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ mol/L ; une unité de pH = facteur 10.
- $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C ; $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; acide si $\text{pH} < 7$, basique si $\text{pH} > 7$.
- Acide fort : $\text{pH} = -\log c$; base forte : $\text{pH} = 14 + \log c$; acide faible : pH plus élevé que $-\log c$.
- pH-mètre : étalonner avec deux tampons ; incertitude voisine de 0,05 unité de pH, soit environ 12 % sur $[\text{H}_3\text{O}^+]$.