

Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS / M. KUNST-MEDICA	
Chapitre 1 : Transformations acide-base		Cours livre p 16 à 17	

I. Les acides et les bases

a. Définitions

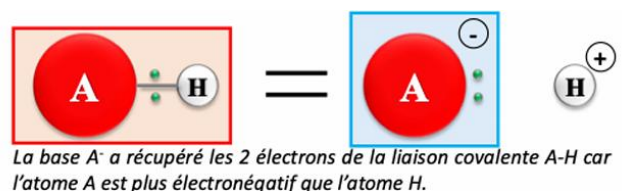
Depuis plusieurs siècles, les chimistes cherchent à comprendre le comportement des acides et des bases. Les connaissances ayant évolué, plusieurs définitions ont été successivement proposées.

Chacune permet de décrire les réactions acido-basiques avec un niveau de généralité différent de la précédente.

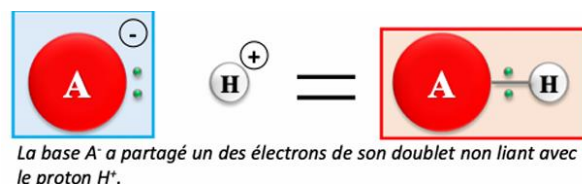
Acide-base selon...	Définition
Robert BOYLE (1650)	Un acide a un goût aigre . Il corrode les métaux, colore la teinture de tournesol en rouge et devient moins acide lorsqu'il est mélangé à une base. Une base est visqueuse , colore la teinture de tournesol en bleu et devient moins basique lorsqu'elle est mélangée à un acide.
Svante August ARRHENIUS (1887)	Un acide est une espèce chimique susceptible de fournir des protons H^+ . Une base est une espèce chimique susceptible de fournir des ions hydroxyde HO^-
Gilbert Norton LEWIS (1923)	Un acide partage un doublet d'électrons d'une base pour se lier à elle. Une base partage un de ses doublets d'électrons pour se lier avec un acide.
Johannes BRØNSTED et Thomas LOWRY (1923)	À retenir : Un acide est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs proton H^+ . Une base est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs proton H^+ .

b. Modélisation

Lorsqu'un **acide** (noté « **AH** ») cède son proton H^+ , il se transforme en sa base conjuguée (notée « **A⁻** »).



Lorsqu'une base **A⁻** capte un proton H^+ , elle se transforme en son acide conjugué **AH**.



On dit alors que les deux espèces chimiques forment un **couple acide-base** noté : **AH / A⁻**

acide
base

Remarque : un proton H^+ ne se balade jamais seul en solution aqueuse. Il sera immédiatement capté par une base (ex : l'eau). Le signe « = » plutôt qu'une flèche dans l'équation indique que celle-ci ne représente pas ce qu'il se passe en réalité.

c. Réaction acide-base

Un proton H^+ ne pouvant se retrouver seul dans une solution aqueuse, il ne peut donc pas être présent dans l'équation de réaction. La seule possibilité pour qu'un acide AH cède son proton H^+ est qu'il le cède directement à la base B^- d'un autre couple.

Il faut donc deux couples pour une réaction acide-base :

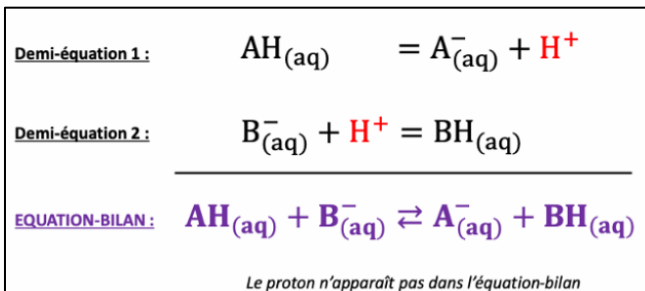
Couple 1 : $AH_{(aq)} / A^-_{(aq)}$

Couple 2 : $BH_{(aq)} / B^-_{(aq)}$

Espèces chimiques présentes en solution :

$AH_{(aq)}$ et $B^-_{(aq)}$ (et H_2O)

Equation de la réaction se produisant :



d. Analogie avec l'oxydoréduction

Transformation acidobasique	Oxydoréduction
Acide : espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs proton H^+ .	Réducteur : espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons .
Base : espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs proton H^+ .	Oxydant : espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons .
Particule échangée : le proton H^+ .	Particule échangée : l' électron .
Couple : acide / base conjuguée	Couple : oxydant / réducteur
Demi-équation : acide = base conjuguée + H^+	Demi-équation : oxydant + $n \cdot e^-$ = réducteur
Remarque : le proton H^+ ne circule pas librement en solution aqueuse car il serait directement associé à une molécule d'eau pour donner un ion oxonium H_3O^+ . Deux couples acide/base doivent donc être présents en solution pour que l'échange de proton se fasse directement entre l'acide AH d'un couple 1 $AH_{(aq)} / A^-_{(aq)}$ et la base B^- d'un couple 2 $BH_{(aq)} / B^-_{(aq)}$:	Remarque : l' électron e^- ne circule pas librement en solution aqueuse (seulement dans un métal). Deux couples oxydant/réducteur doivent donc être présents en solution pour que l'échange d'électrons se fasse directement entre le réducteur $Réd_1$ d'un couple 1 $Ox_1 / Réd_1$ et l'oxydant Ox_2 d'un couple 2 $Ox_2 / Réd_2$:
$AH_{(aq)} + B^-_{(aq)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + BH_{(aq)}$	$n_1 \cdot Ox_2 + n_2 \cdot Réd_1 \rightleftharpoons n_1 \cdot Réd_2 + n_2 \cdot Ox_1$

e. Taux d'avancement

Le taux d'avancement final d'une réaction permet de savoir si une réaction est totale ou équilibrée et donne une indication sur le rendement auquel on pourrait s'attendre.

Il est défini par :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

Or : $0 \leq x_f \leq x_{\max} \Leftrightarrow 0 \leq \tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}} \leq 1$

- si $\tau_f = 0$: il n'y a **pas de transformation**
- si $0 \leq \tau_f \leq 1$: la transformation est **non totale** (ou limitée, ou équilibrée)
- si $\tau_f = 1$: la transformation est **totale**

x_f : avancement déterminé lorsque la réaction est terminée (elle n'évolue plus).

$x_{\max}$: avancement de la réaction si la réaction était totale et que le réactif limitant était consommé entièrement.

Prenons un exemple :

Equation de la réaction :		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système			
Initial	$x = 0$	0,010	excès	0	0
En cours	x	$0,010 - x$	excès	x	x
Final	x_f	$0,010 - x_f$	excès	$x_f = 4,0 \cdot 10^{-5}$	$x_f = 4,0 \cdot 10^{-5}$

Volume de la solution : $V_s = 10,0 \text{ mL}$; concentration en acide éthanoïque : $1,0 \text{ mol/L}$.

$$\tau_f = \frac{4,0 \cdot 10^{-5}}{0,010}$$

$$\Rightarrow \tau_f = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ ou } 0,40\%$$

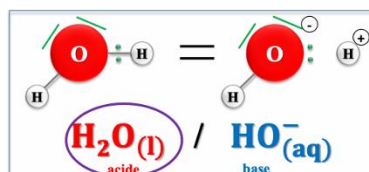
$\Rightarrow$ réaction très limitée

II. Quelques espèces particulières

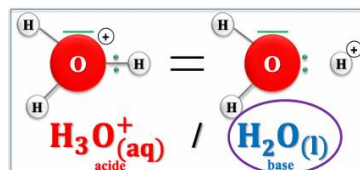
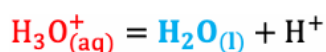
a. L'eau

L'eau est un **ampholyte**, cela signifie qu'elle peut se comporter à la fois comme un acide et une base. On dit que cette **espèce est amphotère**.

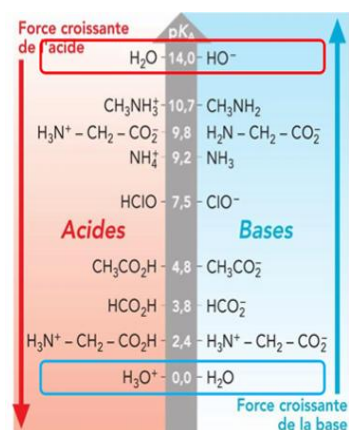
- Dans le couple $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{HO}^-_{(\text{aq})}$, l'eau se comporte comme un acide en cédant un proton :



- Dans le couple $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, l'eau se comporte comme une base en captant un proton :

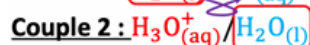
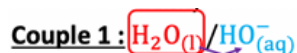


On peut ainsi observer sur le schéma ci-contre que l'eau est à la fois l'acide le plus faible et la base la plus faible.



L'eau dans l'eau :

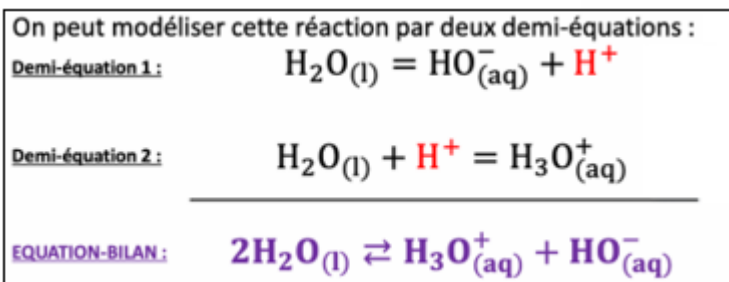
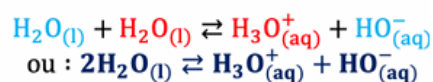
Une molécule d'eau jouant le rôle d'acide cède un proton H^+ à une autre molécule d'eau jouant le rôle de base.



Espèces chimiques présentes en solution :



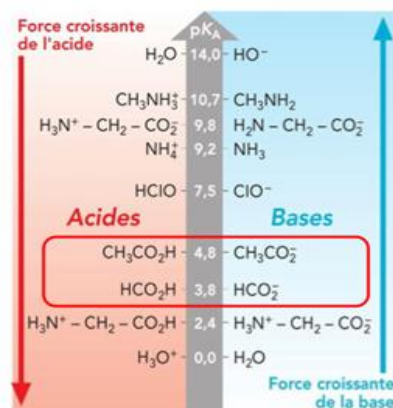
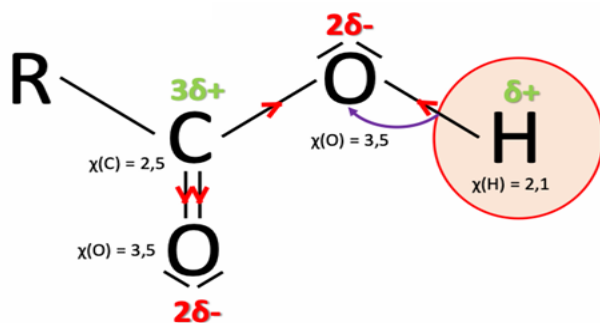
Equation de la réaction se produisant :



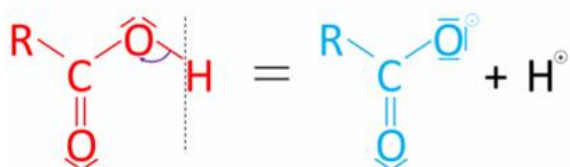
Cette réaction est nommée : « **autoprotolyse de l'eau** ».

b. Les acides carboxyliques

Les acides carboxyliques notés : « RCOOH » sont aussi capables de céder leur proton H^+ qui est le moins lié : celui qui est lié à l'atome d'oxygène O (atome électronégatif).



En cédant son proton H^+ , l'acide carboxylique **RCOOH** se transforme en sa base conjuguée : l'ion carboxylate (notée **RCOO⁻**).



Le couple acide-base correspondant est donc :



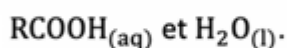
Un acide carboxylique dans l'eau :

Un acide carboxylique RCOOH cède un proton H^+ à une molécule d'eau (solvant) jouant le rôle de base.

Couple 1 : **RCOOH_(aq) / RCOO⁻_(aq)**

Couple 2 : **H₃O⁺_(aq) / H₂O_(l)**

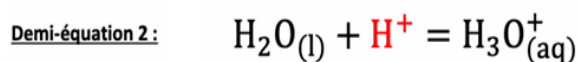
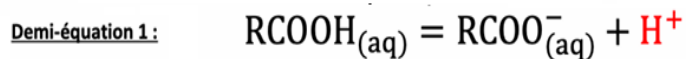
Espèces chimiques présentes en solution :



Equation de la réaction se produisant :



On peut modéliser cette réaction par deux demi-équations :

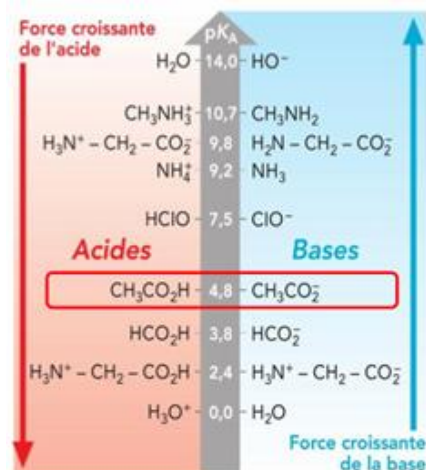


Exemple : l'acide éthanoïque

En cédant son proton H^+ , l'acide éthanoïque CH₃COOH se transforme alors en sa base conjuguée : l'ion éthanoate CH₃COO⁻.



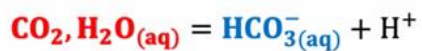
Le couple acide-base correspondant est donc : **CH₃COOH_(aq) / CH₃COO⁻_(aq)**



Analyse de cas : l'acide carbonique

Remarque : l'acide carbonique est parfois nommé « dioxyde de carbone dissous » car lorsque le dioxyde de carbone se dissout dans l'eau, il forme de l'acide carbonique.

En cédant son proton H^+ , l'acide carbonique CO_2, H_2O (que l'on écrit parfois aussi H_2CO_3) se transforme alors en sa base conjuguée : l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- .



Le couple acide-base correspondant est donc : $CO_2, H_2O_{(aq)} / HCO_3^-_{(aq)}$

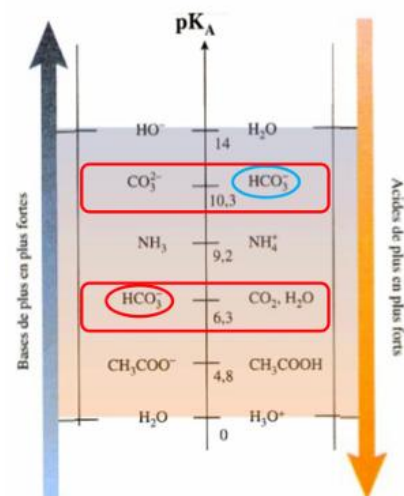
À son tour, en cédant son proton H^+ , l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- se transforme alors en sa base conjuguée : l'ion carbonate CO_3^{2-} .



Le couple acide-base correspondant est donc : $HCO_3^-_{(aq)} / CO_3^{2-}_{(aq)}$

L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- peut se comporter à la fois comme un **acide** ou comme une **base** :

→ C'est donc une **espèce amphotère**.



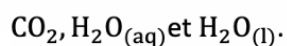
L'acide carbonique dans l'eau :

L'acide carbonique CO_2, H_2O cède un proton H^+ à une molécule d'eau (solvant) jouant le rôle de base.

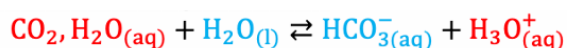
Couple 1 : $CO_2, H_2O_{(aq)} / HCO_3^-_{(aq)}$

Couple 2 : $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$

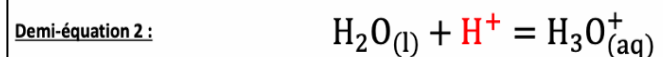
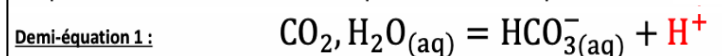
Espèces chimiques présentes en solution :



Equation de la réaction se produisant :



On peut modéliser cette réaction par deux demi-équations :

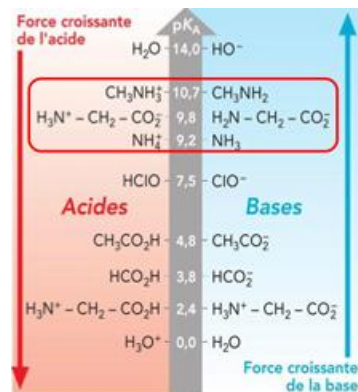


c. Les amines

Les amines primaires notées « R-NH₂ » se comportent comme des bases.

Elles sont aussi capables de capter un proton H⁺ grâce à l'atome d'azote N qui possède un doublet non liant qu'il sera alors capable de partager avec le proton H⁺.

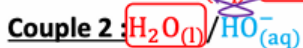
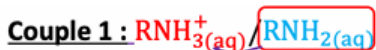
En captant le proton H⁺, l'amine RNH₂ (par exemple) se transforme alors en son acide conjugué : l'ion alkylammonium RNH₃⁺.



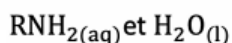
Le couple acide-base correspondant est donc : RNH₃⁺(aq) / RNH₂(aq)

Une amine dans l'eau :

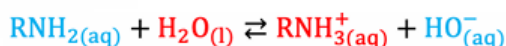
Une amine RNH₂ capte un proton H⁺ à une molécule d'eau (solvant) jouant le rôle d'acide.



Espèces chimiques présentes en solution :

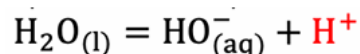


Equation de la réaction se produisant :



On peut modéliser cette réaction par deux demi-équations :

Demi-équation 1 :



Demi-équation 2 :



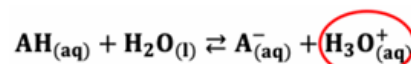
EQUATION-BILAN :



III. Le potentiel hydrogène (ou pH)

a. Lien avec les ions oxonium

Nous avons vu qu'en solution aqueuse, un acide libérait des ions oxonium H₃O⁺.



La mesure de l'acidité d'une solution se fait donc en mesurant son pH (potentiel hydrogène), qui est une mesure de la concentration en ions oxonium dans la solution.

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}$$

Ici, c° représente la concentration standard qui a été fixée par convention à : c° = 1 mol.L⁻¹.

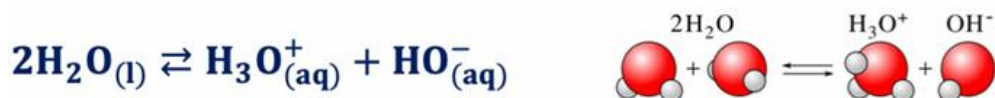
Ceci est un « 1 » infiniment précis : 1,00000000000000000000...



Exemple : une solution dont la concentration en ions oxonium est de 10⁻⁵ mol.L⁻¹ aura donc un pH de 5.

b. Lien avec les ions hydroxyde.

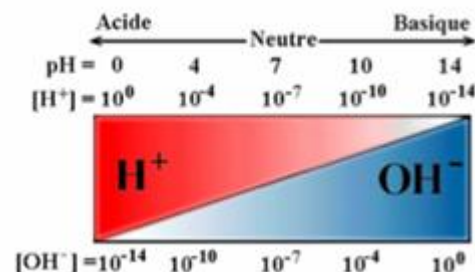
Dans de l'eau distillée (sans minéraux), seules des molécules d'eau sont présentes. Elles peuvent néanmoins réagir entre elles selon la réaction d'autoprotolyse de l'eau :



Le pH de l'eau étant de 7, la concentration en ions oxonium est de :

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= c^\circ \cdot 10^{-\text{pH}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol. L}^{-1} \end{aligned}$$

Quelle est alors la concentration molaire en ions hydroxyde $[\text{HO}^-]$?



c. Outils mathématiques

Les fonctions **logarithme décimal (log)** et **logarithme népérien (ln)** sont liés par la relation :

$$\log(x) = \frac{\ln(x)}{\ln(10)}$$

De ce fait, ils ont plusieurs propriétés communes qui nous seront utiles en physique-chimie :

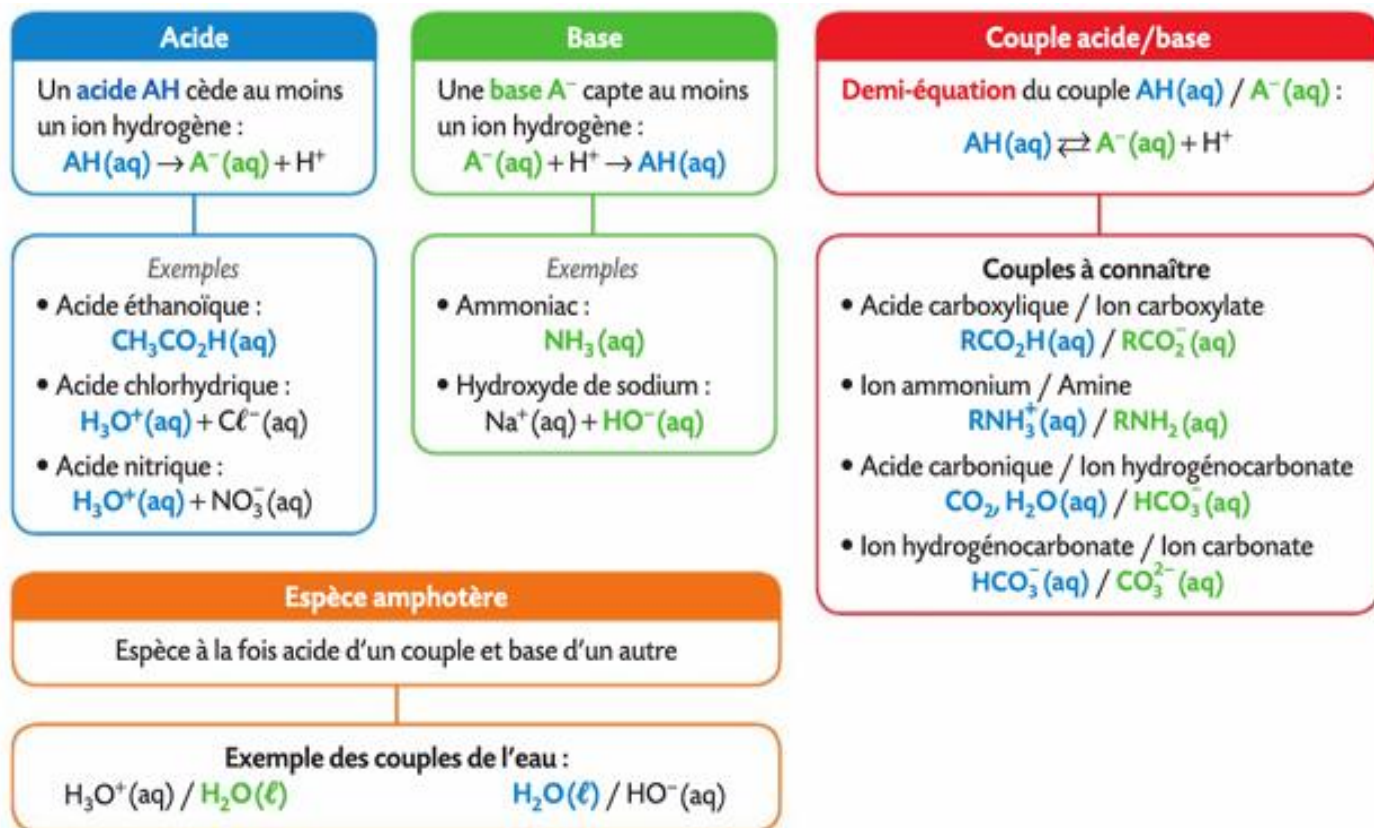
$$\begin{aligned} \ln(a) + \ln(b) &= \ln(a \cdot b) & \text{ou} & & \log(a) + \log(b) &= \log(a \cdot b) \\ \ln(a) - \ln(b) &= \ln\left(\frac{a}{b}\right) & \text{ou} & & \log(a) - \log(b) &= \log\left(\frac{a}{b}\right) \\ x \cdot \ln(a) &= \ln(a^x) & \text{ou} & & x \cdot \log(a) &= \log(a^x) \end{aligned}$$

De plus, la fonction exponentielle est la fonction « inverse » (bijection réciproque) de la fonction logarithme népérien alors que la puissance de 10 est la fonction « inverse » (bijection réciproque) de la fonction logarithme décimale :

$$\begin{aligned} \ln(e^x) &= x & \text{et} & & \log(10^x) &= x \\ e^{\ln(x)} &= x & \text{et} & & 10^{\log(x)} &= x \end{aligned}$$

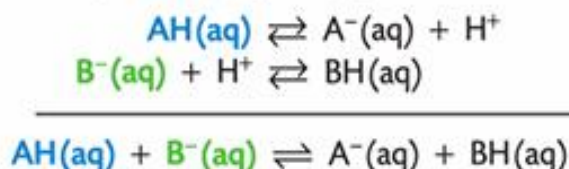
L'essentiel

Les acides et les bases



La réaction acide-base

Réaction entre l'acide d'un couple $\text{AH(aq)} / \text{A}^-(\text{aq})$ et la base d'un autre couple $\text{BH(aq)} / \text{B}^-(\text{aq})$.



Le pH d'une solution

Le pH

pH sans unité

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

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (concentration standard)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$$

pH-mètre



Pour mesurer le pH, on utilise un pH-mètre étalonné.