

ACIDES ET BASES FAIBLES EN SOLUTIONS AQUEUSES

1. Acides et bases

► Le pH d'une solution aqueuse

- Le pH est défini par la relation : $pH = -\log([H_3O^+_{(aq)}])$.
- On a donc $[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}$

Avec $[H_3O^+_{(aq)}]$ en mol.L⁻¹. C'est la concentration effective en ions oxonium.
Le pH est sans unité.

► Caractéristiques

- Le pH n'a pas d'unité et se mesure avec un pH-mètre.
- Le pH de l'eau pure vaut 7,0.
- À 25°C, le pH d'une solution aqueuse est tel quel $7 \leq pH \leq 14$

► Les solutions acides, neutres et basiques

Nature de la solution	Comparaison entre $[H_3O^+_{(aq)}]$ et $[HO^-_{(aq)}]$ dans la solution	pH de la solution à 25°C
acide	$[H_3O^+_{(aq)}] > [HO^-_{(aq)}]$	$0 \leq pH < 7,0$
neutre	$[H_3O^+_{(aq)}] = [HO^-_{(aq)}]$	$pH = 7,0$
basique	$[H_3O^+_{(aq)}] < [HO^-_{(aq)}]$	$7,0 < pH \leq 14$

► Acides, bases et couples

- Un acide est une EC qui est susceptible de céder un ion H⁺ lors d'une transformation chimique.
- Une base est une EC qui est susceptible de capter un ion H⁺ lors d'une transformation chimique.
- Un couple acide / base noté AH_(aq) / A⁻_(aq) est constitué de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par échange d'un ion H⁺.
Les deux espèces du couples sont dites conjuguées.
Elles sont liés par la demi-équation : $AH_{(aq)} = A^-_{(aq)} + H^+$

► Cas important : les couples de l'eau

L'eau apparaît dans deux couples :

- comme acide dans le couple $H_2O / HO^-_{(aq)}$
 - comme base dans le couple $H_3O^+_{(aq)} / H_2O$
- } L'eau est un ampholyte.

- Dans toutes les solutions aqueuses se déroule donc la réaction d'autoprotolyse de l'eau : $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} = HO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

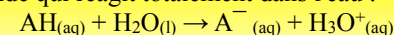
- On définit $K_e = [H_3O^+][HO^-]$.

Les concentration s'expriment en mol.L⁻¹, alors que K_e n'a pas d'unité.
K_e dépend de la température. À 25°C, K_e = 10⁻¹⁴

► Propriétés des couples acides/bases

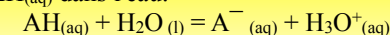
On note C la concentration apportée en soluté et entre crochet la concentration réelle (effective) en ions.

Un acide fort est un acide qui réagit totalement dans l'eau :



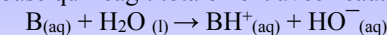
$[H_3O^+_{(aq)}] = C$ si C est la concentration molaire apportée en acide en mol.L⁻¹.

Un acide faible est un acide qui ne réagit que partiellement avec l'eau. Il existe encore sous sa forme AH_(aq) dans l'eau.



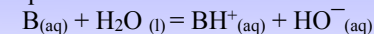
$[H_3O^+_{(aq)}] < C$ si C est la concentration molaire apportée en acide en mol.L⁻¹.

Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau.



$[HO^-_{(aq)}] = C$ si C est la concentration molaire apportée en base en mol.L⁻¹.

Une base faible est une base qui ne réagit que partiellement avec l'eau. Elle existe encore sous sa forme basique dans l'eau.

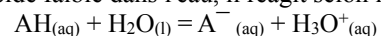


$[HO^-_{(aq)}] < C$ si C est la concentration molaire apportée en base en mol.L⁻¹.

2. Réactions d'un acide avec l'eau

► Constante d'acidité d'un couple acide / base

Lorsque l'on place un acide faible dans l'eau, il réagit selon l'équation :



Cette réaction est limitée et traduit un équilibre chimique. À cette réaction on associe une constante appelée la constante d'acidité K_A , définie par :

$$K_A = \frac{[A^{-}]_e [H_3O^{+}]_e}{[AH]_e}$$

où les concentrations sont exprimées en mol.L⁻¹.
 K_A n'a pas d'unité.

Les constantes d'acidité ne dépendent que de la température.

► Le pK_A

On définit le pK_A tel que

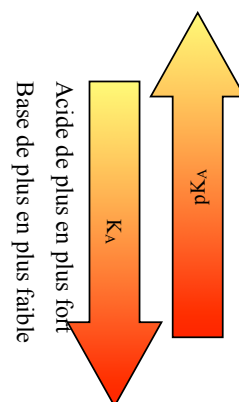
$$pK_A = -\log K_A \quad \text{soit} \quad K_A = 10^{-pK_A}$$

► Classement des acides et des bases

- Plus le K_A d'un couple est faible (pK_A élevé) et plus l'acide du couple est faible.
À même concentration, l'acide le plus faible est celui dont la solution a le pH le plus élevé.
- Plus un acide est fort et plus sa base conjuguée est faible.
À même concentration, la base la plus faible est celle dont la solution a le pH le moins élevé.

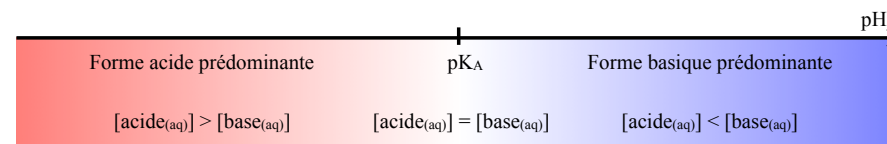
► Exemples en biologie

- L'acide urique est présent en faible quantité dans le sang. Il résulte de la dégradation des acides nucléiques organiques. Il est éliminé dans les urines. En trop forte concentration dans le sang, il provoque la goutte.
- L'acide pyruvique provient de la glycolyse.
- L'acide lactique provient de la glycolyse lors d'un effort intense.



► Domaine de prédominance

Le domaine de prédominance de la forme acide ou basique d'un couple est l'intervalle de pH pour lequel cette entité est en concentration supérieure à celle de sa forme conjuguée.

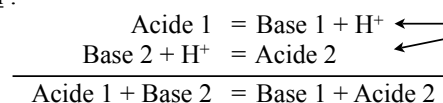


3. Réaction acido-basique

Lors d'une *réaction acido-basique*, il y a transfert d'un ion H⁺ de la forme acide d'un couple A₁H / A₁⁻ à la forme basique d'un autre couple A₂H / A₂⁻.
On peut la suivre par conductimétrie, par changement de pH...

Couples : Acide 1 / Base 1
Acide 2 / Base 2

Équation :



Cela ne représente pas une réaction chimique, seulement le lien entre un acide et sa base conjuguée seulement.

- De manière macroscopique, une réaction acido-basique s'accompagne d'un changement de pH.