

Couple acido-basique

C'est quoi un couple acide-base?

En 1923, Joannes Brønsted, chimiste danois (1879-1947), publie une théorie sur les acides et les bases basée sur le transfert de protons.

a) Définitions

Un acide selon Brønsted est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .

Une base selon Brønsted est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .

Quand un acide cède un proton, il se transforme en sa base conjuguée.

Quand une base capte un proton, elle se transforme en son acide conjugué.

Les deux forment un couple acide-base.

b) Écriture

Un couple acide-base s'écrit de la façon suivante : **ACIDE / BASE avec l'acide toujours à gauche et la base toujours à droite.**

Exemples

- L'acide éthanoïque CH_3COOH peut céder un proton H^+ et se transformer en CH_3COO^- , l'ion éthanoate, qui est sa base conjuguée.

Le couple s'écrit CH_3COOH/CH_3COO^- .

- L'ammoniac NH_3 qui est une base peut capter un proton H^+ et se transformer en NH_4^+ , l'ion ammonium, qui est son acide conjugué.

Le couple s'écrit NH_4^+/NH_3 .

c) Pourquoi un proton s'écrit-il H^+ ?

Un noyau d'hydrogène 1_1H est composé d'un proton et de zéro neutron.

Un atome d'hydrogène H est donc composé d'un proton et d'un électron.

Un ion hydrogène H^+ , qui a perdu un électron, ne sera donc plus composé que d'un proton d'où l'écriture H^+ pour un proton.

Les ions H^+ ne peuvent exister seuls en solution aqueuse : on ne les trouve donc que combinés à des molécules d'eau, sous forme d'ions oxonium H_3O^+ .

H^+ équivalent à H_3O^+

Réaction acido-basique

Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base: le couple Acide₁ / Base₁ et le couple Acide₂ / Base₂.

Une réaction acide-base est une transformation chimique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide/base, par l'intermédiaire d'un échange d'ions H^+ . Pour équilibrer l'équation de

la réaction qui a lieu entre les deux couples, on établit les demi-équations associées à chaque espèce chimique, puis on les additionne de façon à ne plus avoir de proton H^+ (c'est-à-dire obtenir autant d'ions du côté des réactifs et des produits).

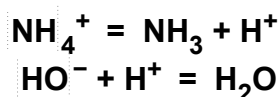
L'équation complète est donc une combinaison linéaire des deux demi-équations spécifiques de chaque couple:

- $Acide_1 = Base_1 + n H^+$
- $Base_2 + n H^+ = Acide_2$
- $Acide_1 + Base_2 = Base_1 + Acide_2$ (cette équation est dite une «équation-bilan».)

Exemple:

On met en présence une solution acide de chlorure d'ammonium ($NH_4^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$) et une solution basique de soude ($Na^+_{(aq)}$, $HO^-_{(aq)}$). On observe alors un dégagement gazeux d'ammoniac NH_3 . Les ions $Na^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$ ne participent pas à la réaction: ce sont des ions spectateurs. Il y a donc eu un transfert de proton de l'acide NH_4^+ vers la base HO^- .

On écrit alors:



On a donc $NH_4^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \Rightarrow NH_{3(g)} + H_2O_{(l)}$. C'est l'équation-bilan de la réaction acido-basique. La position de l'équilibre est dépendante des valeurs de pK_a des couples concernés.

Dans le cas présent, $pK_a(H_2O/HO^-) > pK_a(NH_4^+/NH_3)$ donc la réaction est déplacée vers la droite (*NH_3 est une base faible*).

Quelques couples acide-base:

Tous les couples acide-base s'écrivent sous la forme acide/base.

Couple acide-base	Acide	Base
Ion hydronium/eau	H_3O^+	H_2O
Eau/ion hydroxyde	H_2O	OH^-
Dioxyde de carbone/ion hydrogénocarbonate	CO_2, H_2O	HCO_3^-
Ion hydrogénocarbonate/ion carbonate	HCO_3^-	CO_3^{2-}
Acide sulfurique/ion hydrogénosulfate	H_2SO_4	HSO_4^-
Ion hydrogénosulfate/ion sulfate	HSO_4^-	SO_4^{2-}

Ion ammonium/ammoniac	NH_4^+	NH_3
Acide nitrique/ion nitrate	HNO_3	NO_3^-
Acide acétique/ion acétate	CH_3COOH	CH_3COO^-