

Réactions totales ou limitées

I. Réactions acido-basiques

1) Couple acide-base

Dans la théorie de Brönsted:

-un **acide** est une espèce chimique capable de donner un ou plusieurs protons H^+

-une **base** est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

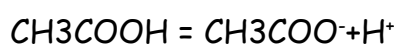
Un acide et une base capable d'échanger un proton forme un **couple acide-base** relié par la demi-équation protonique:



Le couple est noté HA / A^-

Exemple:

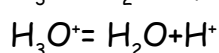
CH_3COOH / CH_3COO^- (acide acétique/ion acétate)



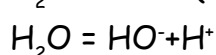
Remarque: Certaines espèces se comportent à la fois comme un acide et une base. Elles appartiennent à plusieurs couples et ont le caractère **amphotère**.

Exemple:

H_3O^+ / H_2O (ion oxonium/eau)



H_2O / HO^- (eau/ ion hydroxyde)



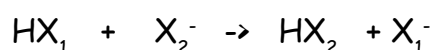
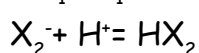
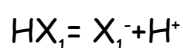
2) Transformation acide-base

HX_1 / X_1^- et HX_2 / X_2^-

Une transformation acido-basique met en jeu un transfert de proton H^+ entre l'acide d'un couple n°1 et la base d'un couple n°2.

Exemple: HX_1 / X_1^- et HX_2 / X_2^-

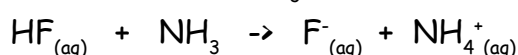
On peut supposer que HX_1 réagit avec X_2^- .



Exemple:

HF / F^- et NH_4^+ / NH_3

HF réagit avec NH_3



II. pH d'une solution aqueuse

1) Définition

Toutes les solutions aqueuses contiennent des ions oxonium H_3O^+ même l'eau pure.

Le pH est défini par:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol/L

Remarque:

Le pH n'a pas d'unité

Cette formule est valable pour certaines concentrations:

$$10^{-6} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 0.5 \text{ mol/L}$$

2) Mesure du pH

On utilise un pH-mètre préalablement étalonné et précis au 0.1 unité pH près.

Une incertitude de + ou - 0.05 unité pH entraîne une erreur d'environ 10% sur la concentration de H_3O^+ .

On ne laissera que 2 chiffres significatifs dans les calculs.