



# Acide, base, pH

## Définitions :

d'après Bronstèd-Lowry

**Acides :** donateurs de proton  $H^+$

**Bases :** accepteurs de proton  $H^+$

**Amphotère/amphiprotique :** peut se comporter comme une base ou un acide.

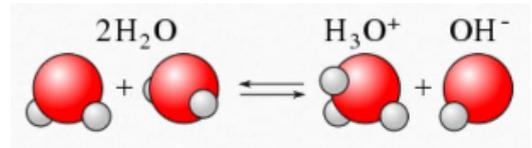
**Autoprotolyse :** réaction acide-base où une espèce réagit avec elle même.

**Acide/base faible :** acide/base en équilibre dynamique, en solution, caractérisés par un  $pK_a/pK_b$  compris entre 0 et 14.

**Acide fort :** espèce avec un  $pK_a$  proche de 0. Plus un acide est fort, plus la base conjuguée est faible. La base/l'acide conjugué est dit de force nulle.

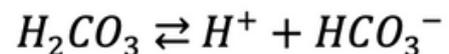
## Exemple

L'autoprotolyse :

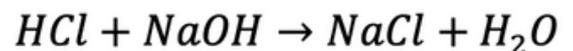


Réaction en équilibre  $K_e = [OH^-][H_3O^+]$   
 $\Rightarrow$  constante d'équilibre :

Réaction acide/base faible (avec un équilibre représenté par la double flèche)



Réaction acide/base forte représentée par une flèche unique (ne va que dans un sens) :



## Acides forts et bases fortes à connaître

**Acides forts :**

- Acide chlorhydrique
- Acide sulfurique
- Acide nitrique
- Acide perchlorique

**Bases fortes :**

- Hydroxyde de sodium
- Hydroxyde de potassium
- Hydroxyde de lithium
- Hydroxyde de calcium

## Détermination du pH d'une solution en fonction de l'espèce

Quel type de solution ?	Formule applicable
Acide fort	Seulement si $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ $pH = -\log(C)$
Base forte	$pH = 14 + \log(C)$
Acide faible	$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log(C)$
Base faible	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log(C)$

**Remarque :** quand on parle d'un  $pK_a$ , c'est que la molécule concernée est un acide faible.

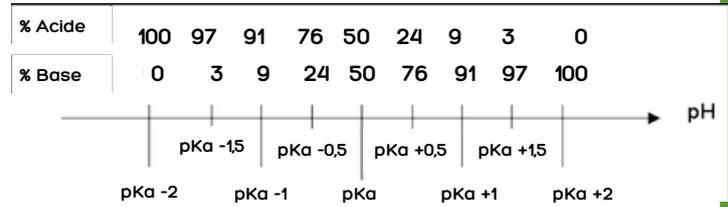
## Polyacides et polybases

- Susceptibles d'engendrer une série de réactions acide-bases.

Exemple de l'acide phosphorique :

- $H_3PO_4 / H_2PO_4^-$
- $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$
- $HPO_4^{2-} / PO_4^{3-}$

## Prédominances des espèces

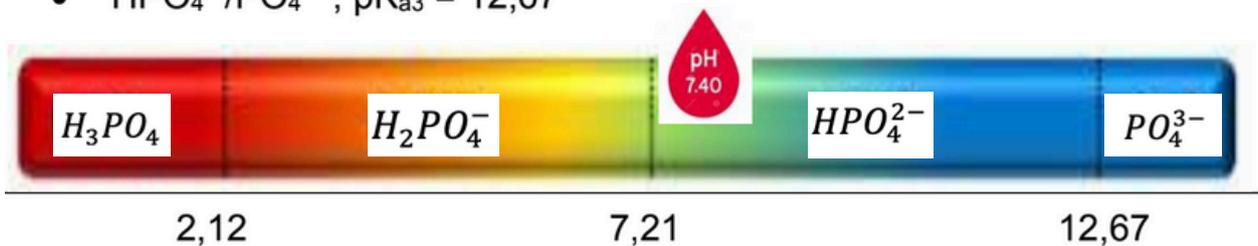


- $pH = pK_a -2 \rightarrow 99\%$  d'Acide et 1% de Base
- $pH = pK_a -1 \rightarrow 90\%$  d'Acide et 10% de Base
- $pH = pK_a \rightarrow 50\%$  d'Acide et 50% de Base
- $pH = pK_a + 1 \rightarrow 10\%$  d'Acide et 90% de Base
- $pH = pK_a + 2 \rightarrow 1\%$  d'Acide et 99% de Base

## Exemple :

### prédominance d'un polyacide

- $H_3PO_4 / H_2PO_4^-$  ;  $pK_{a1} = 2,12$
- $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$  ;  $pK_{a2} = 7,21$
- $HPO_4^{2-} / PO_4^{3-}$  ;  $pK_{a3} = 12,67$



- $pH < \text{à } 2,12 \rightarrow H_3PO_4$  majoritaire
- $2,12 < pH < \text{à } 7,12 \rightarrow H_2PO_4^-$  majoritaire
- $7,12 < pH < 12,67 \rightarrow HPO_4^{2-}$  majoritaire
- $12,67 < pH \rightarrow PO_4^{3-}$  majoritaire

## Point isoélectrique

Définition : pH pour lequel la charge globale de la molécule est égale à zéro.

$$pI = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$$