

# Fiche Chimie

## Acide fort, base forte et pH

### ■ Monoacide fort

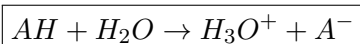
On parle d'**acide fort** en solution aqueuse lorsque la réaction  $AH + H_2O$  est totale (électrolyte fort). La réaction chimique doit alors s'écrire impérativement :

	$AH$	$+ H_2O$	$\rightarrow$	$A^-$	$+ H_3O^+$
$t_i$	$C_0$	excès		0	$h_i \stackrel{*}{=} h_{ae,i}$
$t_f$	0	excès		$C_0$	$h$

- la condition d'électronéutralité de la solution :

$$h = [H_3O^+] = [A^-] + [HO^-] \quad (*)$$

- La simple flèche «  $\rightarrow$  » implique que la réaction  $A^- + H_3O^+$  n'a pas lieu :



**Attention :** Seules les formes  $H_3O^+$  et  $A^-$  existent en solution aqueuse à l'équilibre. La forme  $AH$  n'existe plus à l'équilibre.  $A^-$ , base conjuguée de  $AH$  acide fort, est une **base de force nulle** :

$$[A^-] = C_0$$

### ■ Réaction de contrôle

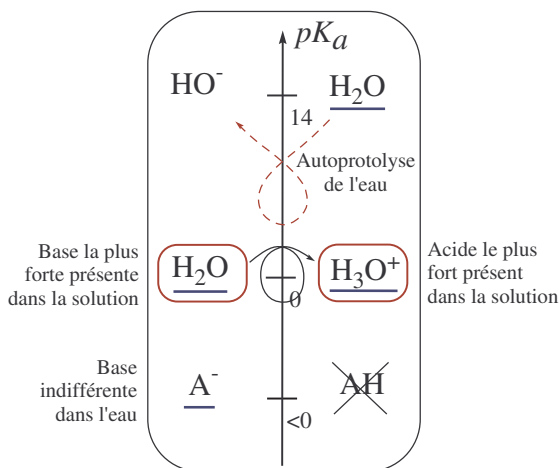
① : Bilan des espèces introduites en solution aqueuse ( $H_2O$ ) en quantité non négligeable :  $H_3O^+$  et  $A^-$

② : la réaction de contrôle est donc :

	$H_3O^+$	$+ H_2O$	$\rightleftharpoons$	$H_2O$	$+ H_3O^+$
$t_{\text{éq}}$	$h$	excès		excès	$h$

$$K = 1$$

La **RC** ne modifiant pas les concentrations, (\*) est encore valable à l'équilibre :  $h = [A^-] + \omega$



### ■ Cas où l'autoprotolyse de l'eau est négligeable

- Dans ce cas :  $h = [A^-] = C_0$ , soit :

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log C_0$$

- **Validité de la formule :** La **RC** est véritablement prépondérante (devant l'autoprotolyse de l'eau) lorsque :

$$\begin{aligned}
 [HO^-] \ll [H_3O^+] &\Leftrightarrow [HO^-] < \frac{[H_3O^+]}{10} \\
 &\Leftrightarrow \frac{K_e}{h} < \frac{h}{10} \\
 &\Leftrightarrow K_e < \frac{h^2}{10} \\
 &\Leftrightarrow h > \sqrt{10 \cdot K_e} \stackrel{*}{=} \sqrt{10^{-13}} \Leftrightarrow \boxed{pH < 6,5}
 \end{aligned}$$

**Si** le résultat de notre calcul mène à une valeur de **pH** supérieure à 6,5, cela signifie que l'on ne peut pas utiliser la formule approchée  $pH = -\log C_0$ . Il est alors indispensable de tenir compte des ions oxonium apportés par l'autoprotolyse de l'eau.

\* Les ions  $H_3O^+$  initiaux proviennent de l'autoprotolyse de l'eau, donc  $h_i = \omega_i = 10^{-7} M$

\* À 25°C :  $K_e = 10^{-14}$

■ Cas où l'autoprotolyse de l'eau n'est pas négligeable

• Dans ce cas :  $h = [A^-] + [HO^-] = C_0 + \frac{K_e}{h}$

→  $h$  est la racine positive du polynôme :  $h^2 - C_0 \cdot h - K_e = 0$ , soit :  $h = \frac{C_0 + \sqrt{C_0^2 + 4K_e}}{2}$

▲  $6,5 < pH < 7$  : le pH ne peut en aucun cas être basique pour une solution d'acide !

■ Quelques acides forts

- $HNO_3$  : acide nitrique.
- les hydracides  $HX$  : acide chlorhydrique ( $HCl$ ), acide bromhydrique ( $HBr$ ), acide iodhydrique.
- $HClO_4$  : acide perchlorique.

■ Exemple

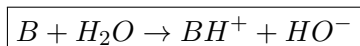
Q : Quel est le pH d'une solution d'acide nitrique à  $C_0 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

Rép : On applique la formule :  $pH = pC_0 = -\log C_0 = -\log(2,5 \cdot 10^{-2}) = 1,6$ .

Validité du calcul : Puisque  $pH < 6,5$ , l'autoprotolyse de l'eau peut être négligée et le calcul est correct.

■ Monobase forte

• Une **base forte**, introduite en concentration initiale  $C_0$ , réagit totalement avec l'eau selon la réaction :



L'**acide conjugué** de la base  $B$  est **indifférent** dans l'eau.

• La réaction de contrôle est donc :

	$HO^-$	+	$H_2O$	$\rightleftharpoons$	$H_2O$	+	$HO^-$
$t_{\text{éq}}$	$\omega$		excès		excès		$\omega$

$K = 1$  et la **RC** ne modifie pas les concentrations. L'électroneutralité de la solution s'écrit à l'équilibre :

$$\omega = [BH^+] + h \quad (*) \quad \text{avec : } [BH^+] = C_0$$

• Lorsque l'autoprotolyse de l'eau est négligeable :  $[HO^-] = [BH^+] = C_0$ , soit :

$$h = \frac{K_e}{\omega} \Leftrightarrow pH = pK_e - p\omega = 14 - (-\log[HO^-]) \Leftrightarrow pH = pK_e - pC_0 = 14 + \log C_0$$

• **Condition de validité** : la **RC** est bien prépondérante (sur l'autoprotolyse de l'eau) à condition que :

$$[H_3O^+] \ll [HO^-] \Leftrightarrow [H_3O^+] < \frac{[HO^-]}{10} \Leftrightarrow h < \frac{1}{10} \cdot \frac{K_e}{h} \Leftrightarrow h^2 < 10^{-15} \Leftrightarrow pH > 7,5$$

• Lorsque l'autoprotolyse de l'eau n'est pas négligeable : *ie.* lorsque le calcul conduit à  $pH < 7,5$ , reprendre (\*) et résoudre l'équation du second degré correspondante.

▲  $7 < pH < 7,5$  : le pH ne peut en aucun cas être acide pour une solution de base !

■ Quelques bases fortes

- $NaOH$  : hydroxyde de sodium (ou soude).
- $KOH$  : hydroxyde de potassium (ou potasse).
- $O^{2-}$  : ion oxyde.
- $NH_2^-$  : ion amidure.
- $C_2H_5O^-$  : ion éthanolate.

■ Exemple

Q : Quel est le pH d'une solution de potasse à  $C_0 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

Rép : On applique la formule :  $pH = pK_e - pC_0 = 14 + \log C_0 = 14 + \log(2,5 \cdot 10^{-3}) = 11,4$ .

Validité du calcul : Puisque  $pH > 6,5$ , l'autoprotolyse de l'eau peut être négligée et le calcul est correct.

