

# Formulaire

## Fonction logarithme en chimie

$$\boxed{\log(10^x) = x} \text{ et } \boxed{\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)}$$

$$\boxed{p_x = -\log(x)}, \text{ avec } x = H, K_a, K_b, \dots$$

En particulier,  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$

## Constantes thermodynamique

### Formule générale

$$\boxed{K = \frac{\text{produit des produits}}{\text{produit des réactifs}}}, \text{ avec } [\text{H}_2\text{O}] = 1$$

### Exemples

- Autoprotolyse de l'eau :  $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$   
 $\Rightarrow$  Produit ionique de l'eau :  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]$  ou  $[\text{HO}^-]$  ne sont jamais nuls !
- Réaction acido-basique avec l'eau :  $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$   
 $\Rightarrow$  Constante d'acidité :  $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$

## Réaction totale/partielle

### Tableau d'avancement pour le couple $\text{A}_1/\text{B}_1$ dans l'eau

Temps, Avancement	$\text{A}_1$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{B}_1$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
$t = 0, x = 0$	$n_1$		$n_2$		0		0
$t, x$	$n_1 - x$		$n_2 - x$		$x$		$x$
$t = t_{\text{max}}, x = x_{\text{max}}$	$n_1 - x_{\text{max}}$		$n_2 - x_{\text{max}}$		$x_{\text{max}}$		$x_{\text{max}}$

### Acide fort/Base forte

A  $t = t_{\text{max}}$  (instant où les quantités de matières en chacune des espèces ne varient plus), si  $\text{A}_1$  est un acide fort, alors il est totalement consommé. Ainsi,  $n_1 - x_{\text{max}} = 0$  à la fin de la réaction.

Donc  $x_{\text{max}} = n_1 = n(\text{H}_3\text{O}^+)$ , et  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log\left(\frac{n}{V}\right)$ .

Pour une base forte, il faut remplacer « acide » par « base » et «  $\text{H}_3\text{O}^+$  » par «  $\text{OH}^-$  ».

### Acide faible/Base faible

A  $t = t_{\text{max}}$ , si  $\text{A}_1$  est un acide faible, alors il n'est pas totalement consommé. Ainsi,  $n_1 - x_{\text{max}} > 0$  à la fin de la réaction.

Donc  $x_{\text{max}} < n_1 = n(\text{H}_3\text{O}^+)$ , et  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) < -\log\left(\frac{n}{V}\right)$ .

Pour une base faible, il faut remplacer « acide » par « base » et «  $\text{H}_3\text{O}^+$  » par «  $\text{OH}^-$  ».

# Formules qui s'en déduisent

---

- 1)  $\text{pH} - \text{p}K_a = \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$
- 2)  $\text{pH} = 14 + \log ([\text{OH}^-])$

## Démonstrations

$$1) K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \xrightarrow{-\log} -\log(K_a) = \text{p}K_a = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$$

Or,  $\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$ ,

$$\text{Donc } \text{p}K_a = -\log \left( [\text{H}_3\text{O}^+] \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right) = -\left\{ \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right) + \log([\text{H}_3\text{O}^+]) \right\}$$

Puis,  $\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+])$ ,

$$\text{D'où } \text{p}K_a = -\log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right) - \log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right) + \text{pH}$$

$$\text{Finalement, } \text{pH} - \text{p}K_a = \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right)$$

$$2) \text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+])$$

Produit ionique de l'eau :  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$\text{Donc, } \text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log \left( \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \right) = -\left\{ \log(K_e) - \log([\text{OH}^-]) \right\}$$

Or,  $\log(10^x) = x$

$$\text{D'où } \text{pH} = -\log(10^{-14}) + \log([\text{OH}^-]) = -(-14) + \log([\text{OH}^-])$$

$$\text{Finalement, } \text{pH} = 14 + \log ([\text{OH}^-])$$