



**pH des solutions acides et basiques**

# Ionisation de l'eau

- Ionisation de l'eau:  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ 
  - Eau pure:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ ; [ ] = concentration molaire
- Produit ionique de l'eau: constant en solution aqueuse
$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$
- Solutions acides/basiques: selon le type d'ion prédominant  $[\text{H}^+]/[\text{OH}^-]$ 
  - Acides: libération des  $\text{H}^+$  en solution  $\rightarrow [\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
  - Bases: libération des  $\text{OH}^-$ /fixation des  $\text{H}^+$   $\rightarrow [\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$
  - Acides / bases fort(e)s: dissociation totale
  - Acides / bases faibles: dissociation partielle



# Définition du pH

- **pH =  $-\log [H^+]$**  (logarithme décimal)

- Eau pure:  $\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$

- **pOH =  $-\log [OH^-]$**

- Eau pure:  $\text{pOH} = -\log 10^{-7} = \text{pH} = 7$

- Dans toute solution aqueuse:

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

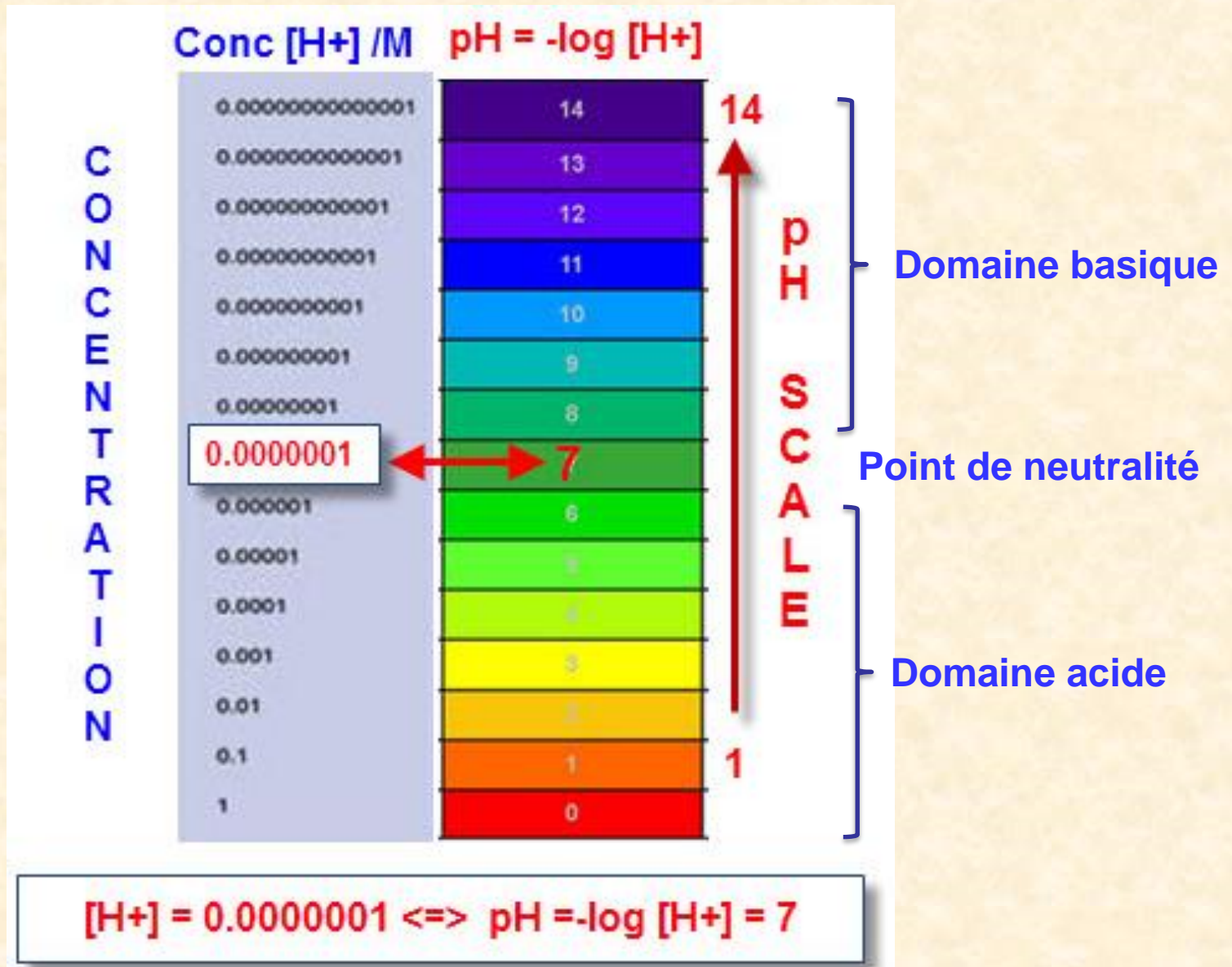
- Convention: on utilise le pH pour mesurer l'acidité et la basicité des solutions

- **Solutions acides:  $\text{pH} < 7$ ; solutions basiques:  $\text{pH} > 7$**

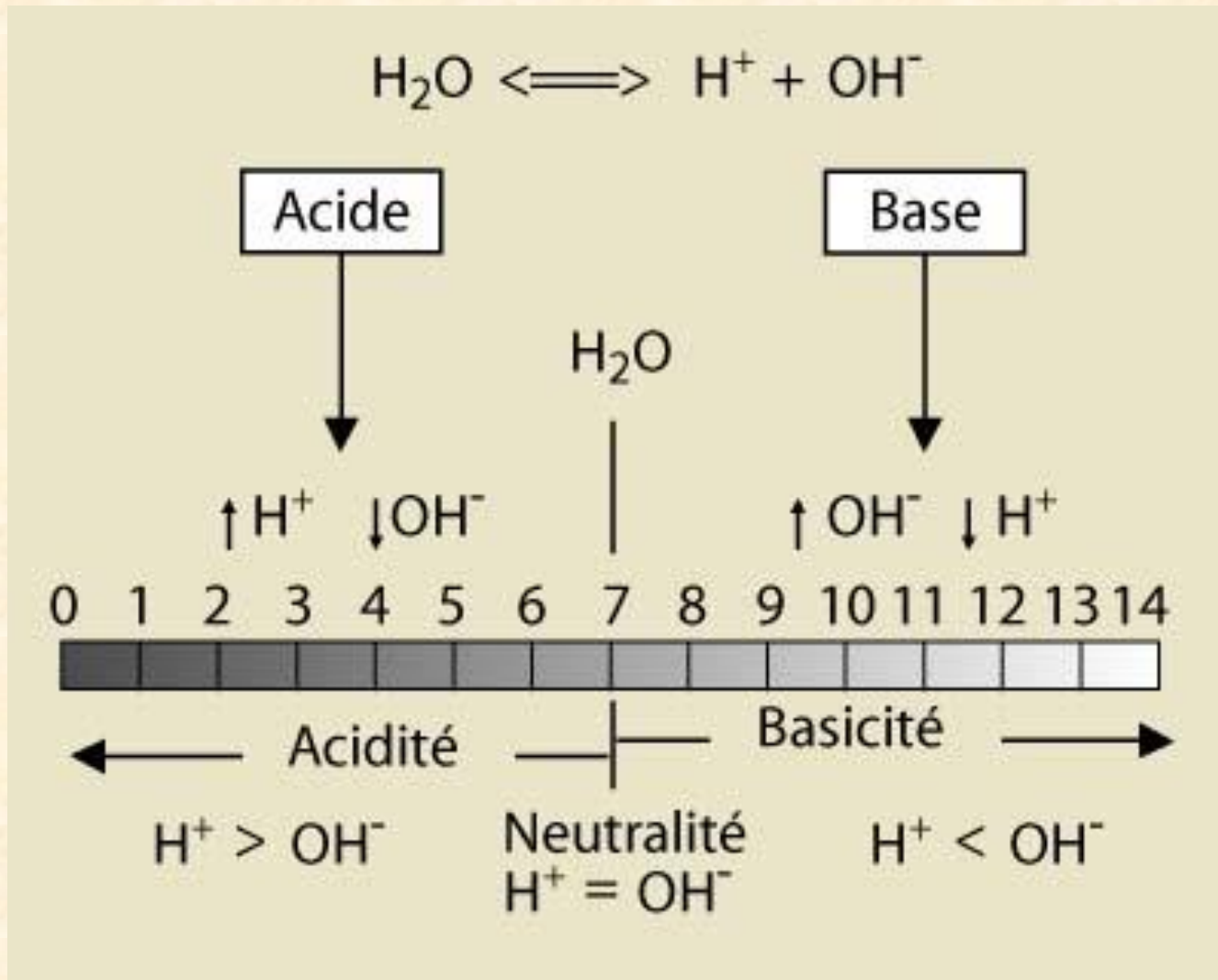
- **Solutions neutres:  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$  (eau pure)**

- Exemple: dans une solution où le pH passe de 7 à 3, la concentration des ions  $H^+$  sera multipliée par 10 000.

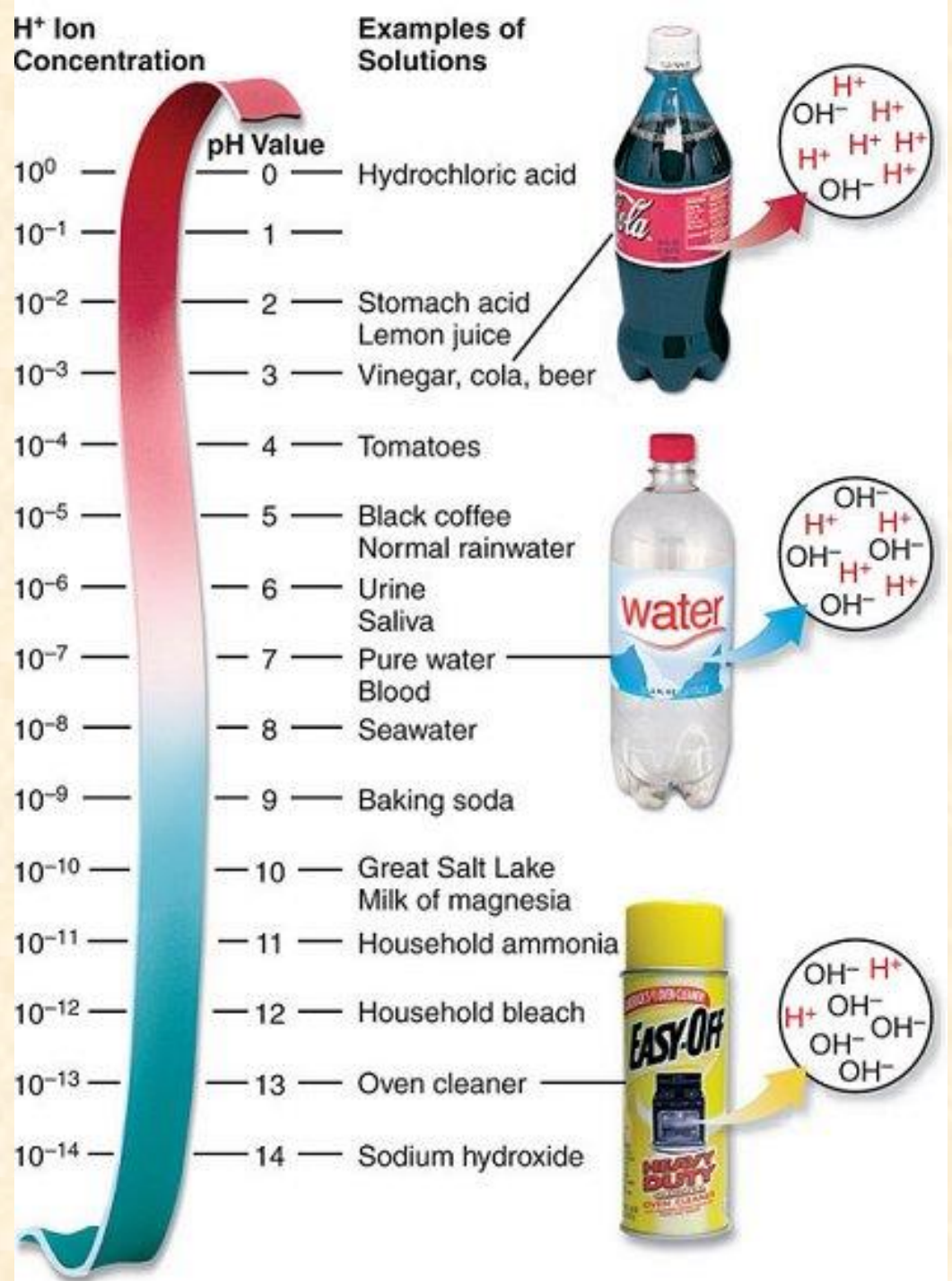
# Répartition des valeurs du pH



# Echelle des valeurs du pH



# Exemples de valeurs du pH



# Calcul du pH: acides et bases fort(e)s

- Acides forts monobasiques: dissociation totale  
 $HA \rightarrow A^- + H^+$
- Soit  $C$  la concentration molaire de l'acide:
  - $pH = -\log [H^+] = -\log C = pC$
  - Exemple: solution HCl  $10^{-2} M \rightarrow pH = 2$
- Bases fortes monoacides: dissociation totale  
 $BOH \rightarrow B^+ + OH^-$
- Soit  $C$  la concentration molaire de la base:
  - $pOH = -\log [OH^-] = -\log C = pC$
  - $pH = 14 - pOH$
  - Exemple: solution NaOH  $10^{-2} M \rightarrow pH = 12$ .

# Calcul du pH: acides faibles

- Acides faibles: dissociation partielle, très faible
  - $HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$  (acide faible monobasique)
  - $[H^+] \ll C$  (concentration molaire de l'acide)
  - $K_{\text{éq}} = ([H_3O^+] \times [A^-]) / ([HA] \times [H_2O])$
  - Constante d'acidité:  $K_a = K_{\text{éq}} \times [H_2O]$
  - $K_a = ([H_3O^+] \times [A^-]) / [HA] = ([H^+] \times [H^+]) / (C - [H^+])$
  - $K_a \approx [H^+]^2 / C \rightarrow [H^+]^2 \approx K_a \times C \rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \times C} = (K_a \times C)^{\frac{1}{2}}$
  - $pH = -\log [H^+]$ ;  $pK_a = -\log K_a$ ;  $pC = -\log C$
  - **$pH = \frac{1}{2}(pK_a + pC)$ .**

# Calcul du pH: bases faibles

- Bases faibles: dissociation partielle, très faible
  - $B + H_2O \leftrightarrow OH^- + BH^+$  (base faible monoacide)
  - $[OH^-] \ll C$  (concentration molaire de la base)
  - $K_{\text{éq}} = ([BH^+] \times [OH^-]) / ([B] \times [H_2O])$
  - Constante de basicité:  $K_b = K_{\text{éq}} \times [H_2O]$
  - $K_b = ([BH^+] \times [OH^-]) / [B] = ([OH^-] \times [OH^-]) / (C - [OH^-])$
  - $K_b \approx [OH^-]^2 / C \rightarrow [OH^-]^2 \approx K_b \times C \rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_b \times C}$
  - $[OH^-] = (K_b \times C)^{\frac{1}{2}}$ ;  $pOH = -\log [OH^-]$ ;  $pK_b = -\log K_b$ ;  $pC = -\log C$
  - **$pOH = \frac{1}{2}(pK_b + pC)$  et  $pH = 14 - pOH$ .**

# Logarithmes décimaux

$$\text{Log } 10^n = n$$

$$\text{Log } 10^{-n} = -n$$

$$-\text{Log } 10^{-n} = n$$

## Exemples:

$$\text{Log } 1 = \log 10^0 = 0$$

$$\text{Log } 10 = \log 10^1 = 1$$

$$\text{Log } 100 = \log 10^2 = 2$$

$$\text{Log } 0,1 = \log 10^{-1} = -1$$

$$\text{Log } 0,01 = \log 10^{-2} = -2$$

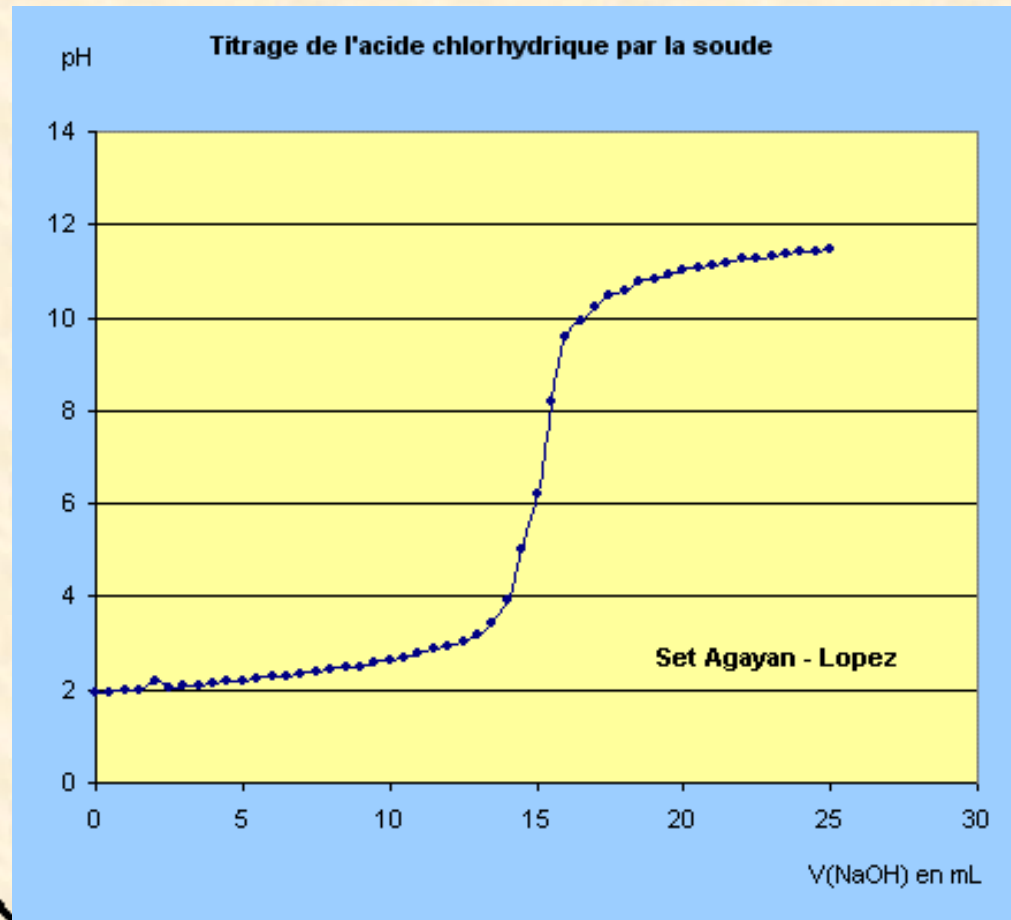
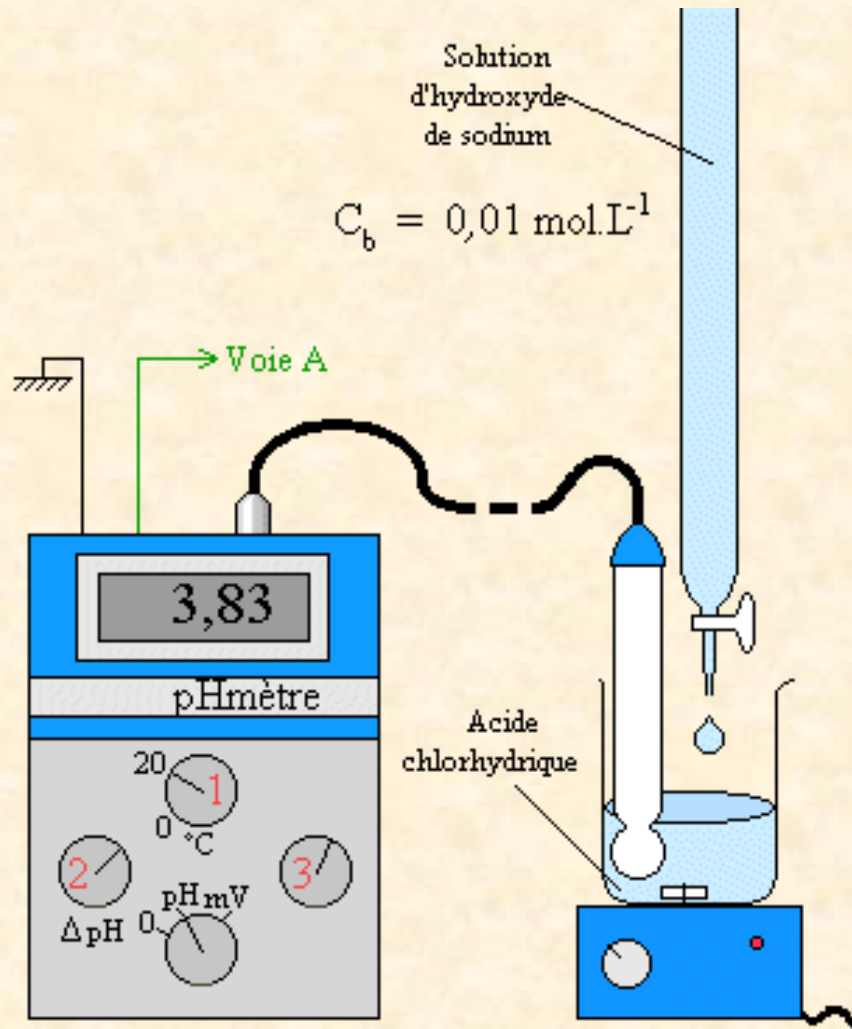
$$\text{Log } 0,001 = \log 10^{-3} = -3$$

**On n'a pas besoin de calculatrice!**

# Titrage des acides/bases

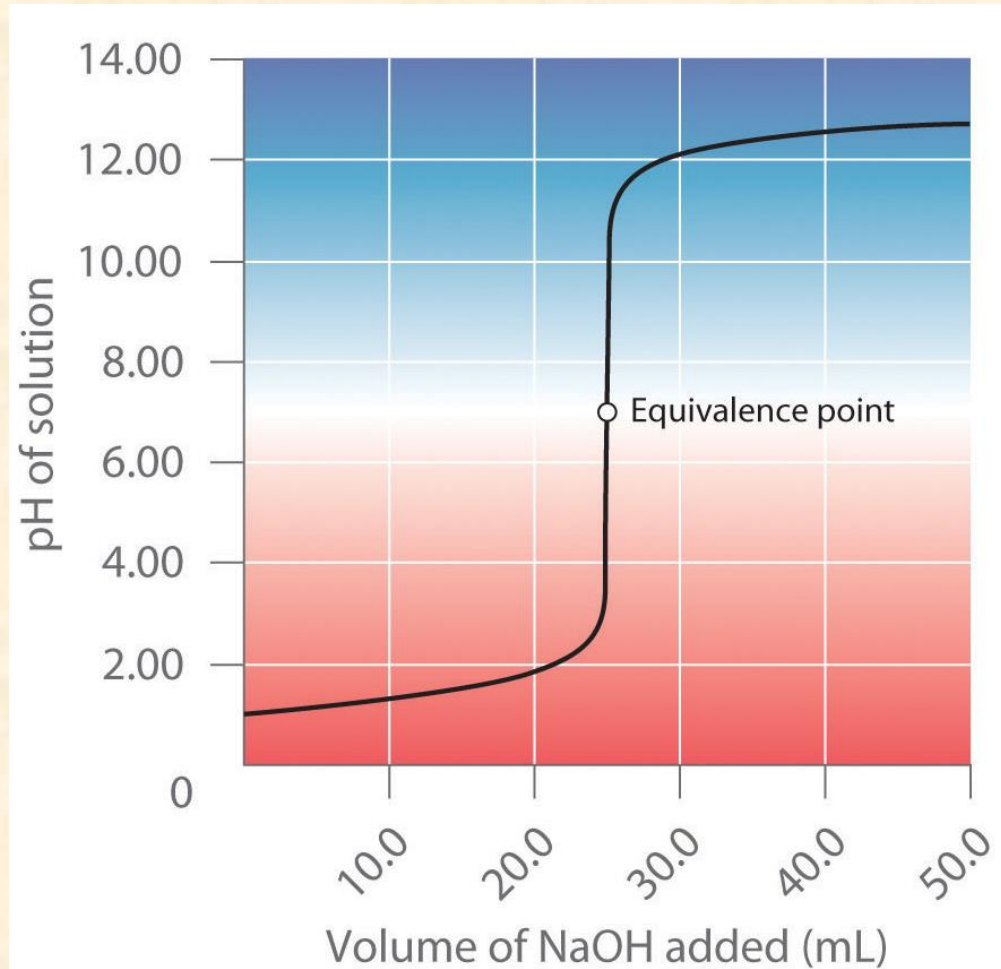
- **Titration**: neutralisation progressive (acide/base)
- **Courbe de titration**: graphique de la variation du pH en fonction du volume de solution neutralisante
  - **pH-mètre** → mesure du pH: électrode combinée (électrode de référence + électrode dépendante du pH)
  - **Point d'équivalence**
    - 1 Eq d'acide + 1 Eq de base → calcul de la concentration initiale de l'acide / la base
    - Changement de couleur de l'indicateur
    - pH-mètre: enregistrement d'une grande variation du pH.

# Titration de l'acide chlorhydrique



Titration: 100 mL HCl + NaOH 1 N (indicateur méthyle-orange)

# Titration of hydrochloric acid



mL NaOH

0

1

2

3

4

5

6

7

8

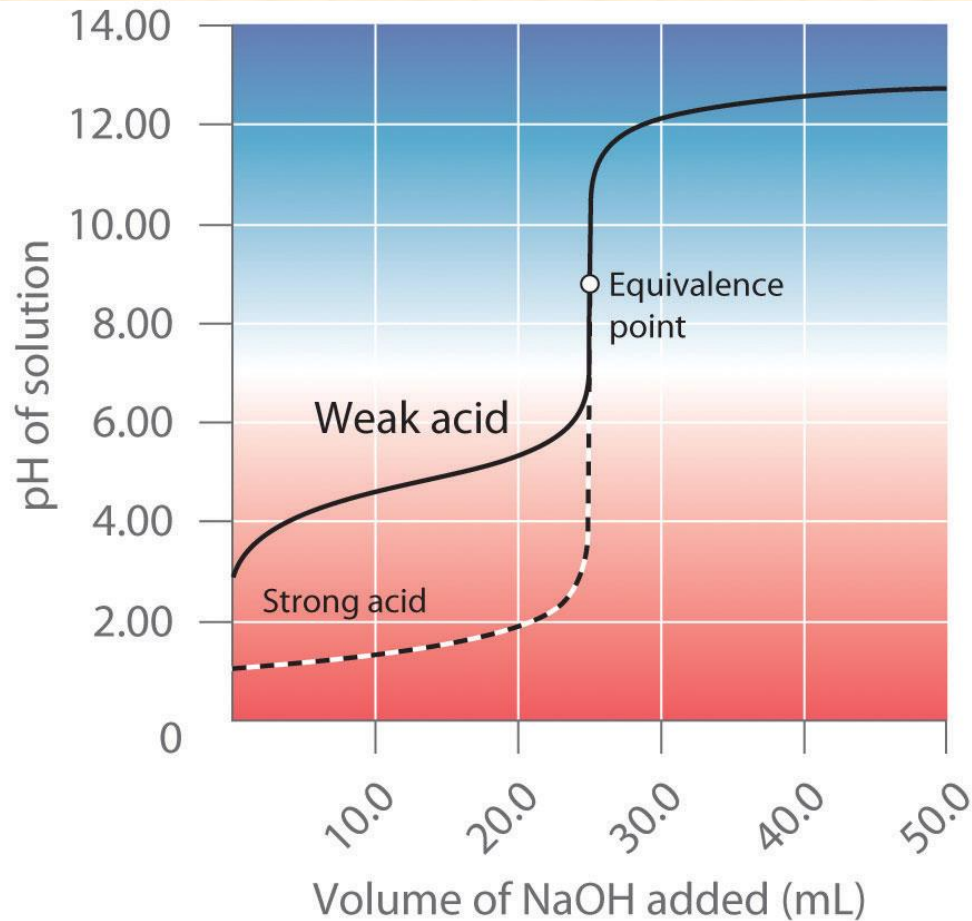
9

10

pH

$$C_{\text{acide}} = V_e \times (C_{\text{base}}/V_{\text{acide}}) = V_e \times (1/100)$$

# Titration of acetic acid



Titration: 100 mL  $\text{CH}_3\text{COOH}$  +  
NaOH 1 N (phenolphthalein)

mL NaOH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
pH											

$$C_{\text{acide}} = V_e \times (C_{\text{base}} / V_{\text{acide}}) = V_e \times (1/100)$$