

# Applications

## Calcul du pH des solutions



1. Calculez le pH d'une solution d'acide azotique  $\text{HNO}_3$  de concentration  $0,01 \text{ M}$ .

$\text{HNO}_3$ : acide fort  $\rightarrow \text{pH} = \text{pC} = -\log C$

$\text{pH} = -\log 10^{-2} = 2$  (domaine acide).

2. Le  $K_a$  de l'acide acétique est  $10^{-5}$ . Calculez le pH d'une solution d'acide acétique de concentration  $10^{-3} \text{ M}$ .

$\text{CH}_3\text{COOH}$ : acide faible  $\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pk}_a + \text{pC})$

$\text{pk}_a = -\log k_a = -\log 10^{-5} = 5$ ;  $\text{pC} = -\log C = -\log 10^{-3} = 3$

$\text{pH} = \frac{1}{2}(5 + 3) = 4$  (domaine acide).

3. Calculez le pH d'une solution de  $\text{NH}_4\text{OH}$  de concentration  $10^{-2} \text{ M}$  ( $\text{pK}_b = 2,8$ ).

$\text{NH}_4\text{OH}$ : base faible  $\rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_b + \text{pC})$ ;  $\text{pC} = -\log C = -\log 10^{-2} = 2$

$\text{pOH} = \frac{1}{2}(2,8 + 2) = 2,4$

$\text{pH} = 14 - 2,4 = 11,6$  (domaine basique).

4. Calculez le pH d'une solution d'acide HCl de concentration 0,0365% (MM = 36,5 g/mol).

Concentration massique  $\rightarrow$  concentration molaire

100 mL ..... 0,0365 g HCl

1000 mL .....  $x = 0,365$  g

36,5 g ..... 1 mol

0,365 g .....  $x = 0,01$  mol  $\rightarrow C = 10^{-2}$  M

HCl: acide fort  $\rightarrow$  pH = pC =  $-\log C$

pH =  $-\log 10^{-2} = 2$  (domaine acide).

5. Calculez le  $pK_a$  de l'acide lactique, sachant qu'au  $pH = 4,8$ , la concentration de l'acide lactique est  $0,01 M$  et la concentration du lactate est  $0,02 M$  ( $\log 2 = 0,3$ ).

$$pH = pK_a + \log \left( \frac{[\text{base conjuguée}]}{[\text{acide non-dissocié}]} \right)$$

$$pH = pK_a + \log (0,02/0,01)$$

$$pH = pK_a + \log 2$$

$$pK_a = pH - \log 2 = 4,8 - 0,3 = 4,5.$$

6. Le  $pK_a$  d'une solution d'acide acétique 0,1 N est 4,7 (MM = 60 g/mol). Indiquez:

a) Le pH initial de la solution

Concentration 0,1 N: 0,1 Eq ..... 1 L solution

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow 1 \text{ Eq} = \text{MM}/1 = 60 \text{ g}$

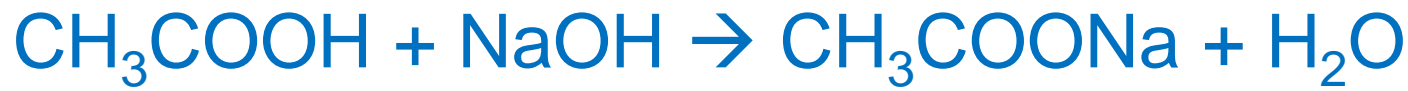
0,1 Eq .....  $x = 6 \text{ g} = 6/60 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol/L}$

$\text{CH}_3\text{COOH}$ : acide faible  $\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}C)$

$\text{pH} = \frac{1}{2}(4,7 + (-\log 10^{-1})) = \frac{1}{2}(4,7 + 1) = 2,85.$

b) Le pH de la solution après neutralisation de la moitié de l'acide par une solution de NaOH.

b) La neutralisation partielle d'un acide faible avec une base forte → système tampon



$$\text{pH} = \text{p}k_a + \log \left( \frac{[\text{base conjuguée}]}{[\text{acide non-dissocié}]} \right)$$

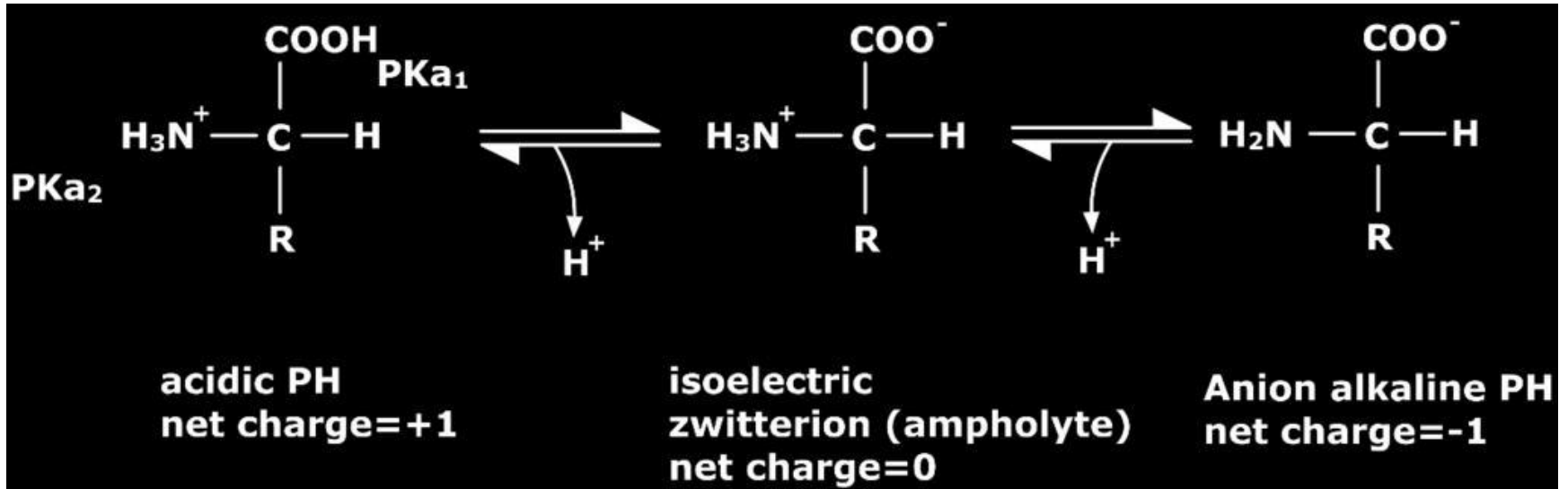


$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] \rightarrow \log 1 = 0 \rightarrow \text{pH} = \text{p}k_a.$$

7. Calculez le pI d'un acide aminé sans fonction ionisable dans la chaîne latérale, sachant que le  $pK_{a1}$  est 2,4 et le  $pK_{a2}$  est 9,8. Quelle sera la charge électrique nette de cet acide aminé au pH 5,5 et 7,4?

- Absence de fonction ionisable dans la chaîne latérale:  
$$pI = (pK_{a1} + pK_{a2})/2 = (2,4 + 9,8)/2 = 6,1.$$

# Ionisation d'un acide aminé



- $pI = 6,1$
- $pH < pI \rightarrow$  forme complètement protonée  $\rightarrow$  charge nette +  
au  $pH = 5,5$
- $pH > pI \rightarrow$  forme complètement déprotonée  $\rightarrow$  charge nette -  
au  $pH = 7,4$ .