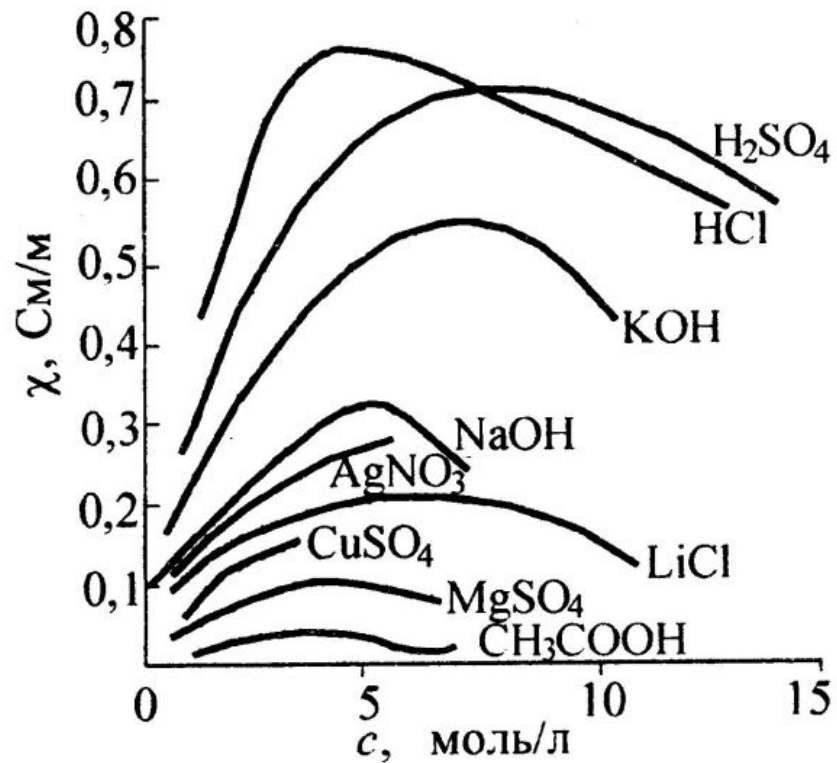


# ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

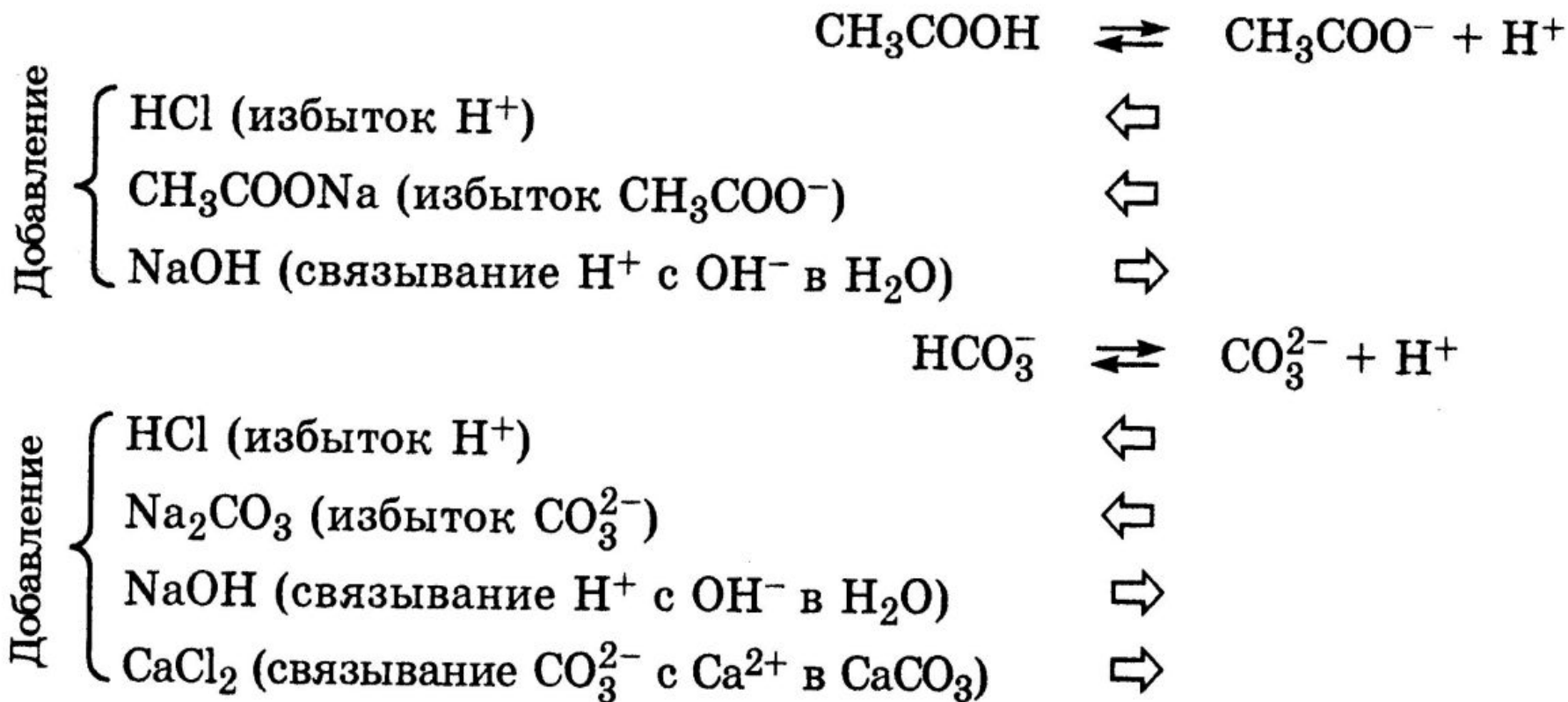
Лекция Попова А.С.

---

Зависимость удельной электрической проводимости водных растворов электролитов от концентрации при 298К



# ЭФФЕКТ ОБЩЕГО ИОНА



# Особенности растворов сильных электролитов

активность иона

$$a(\text{H}^+) = [\text{H}^+] = \gamma \cdot c(\text{экв})$$

Ионная сила  $I$

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

# Уравнение Дебая-Хюккеля

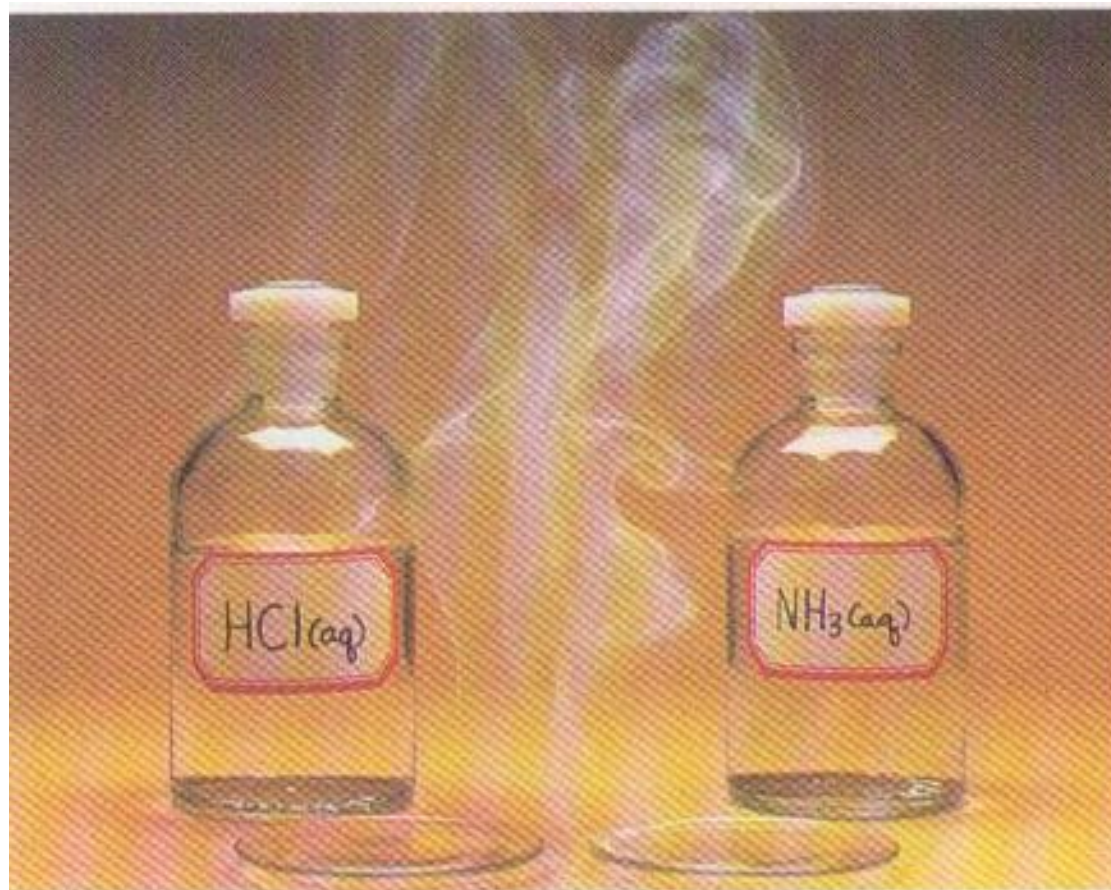
$$\lg \gamma_i = -1/2 z_i^2 \sqrt{I}$$

**ионное произведение воды**

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

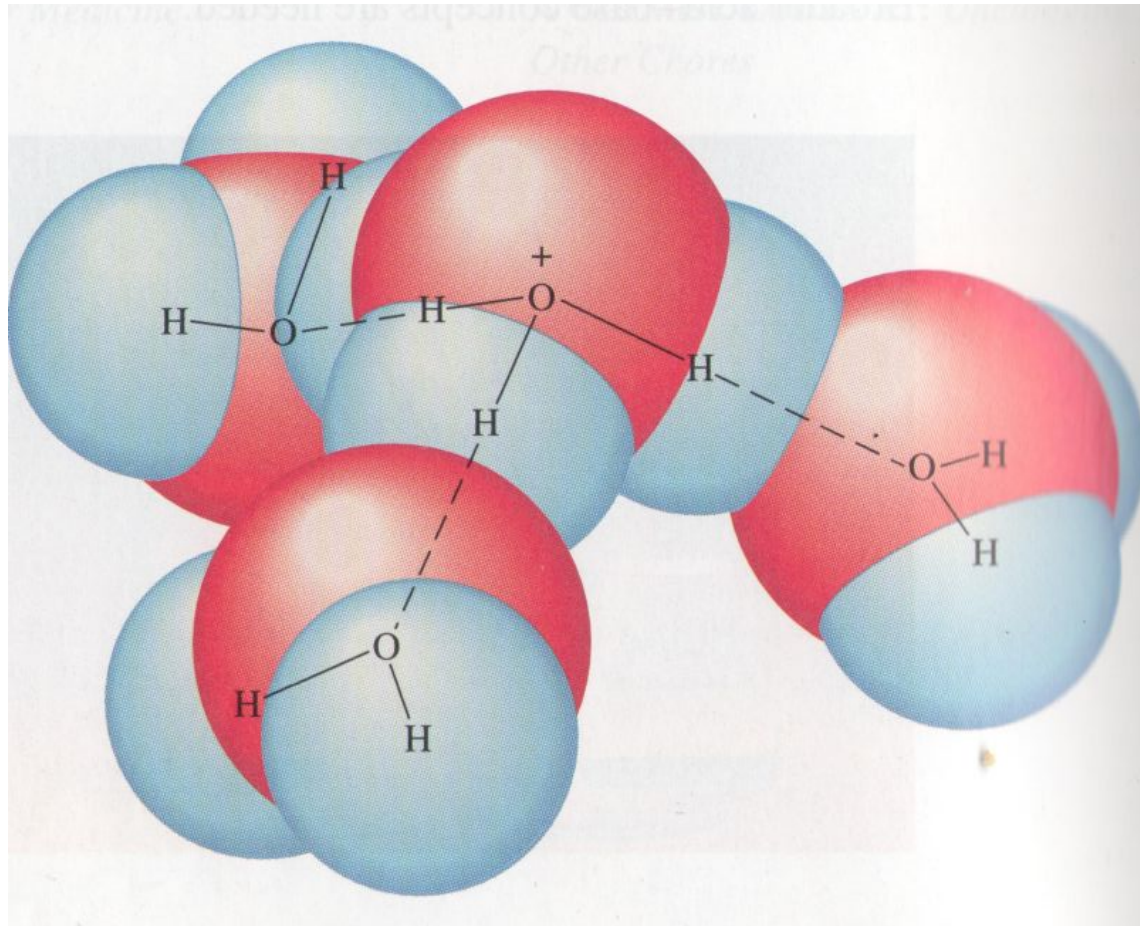
$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

# КИСЛОТЫ и ОСНОВАНИЯ

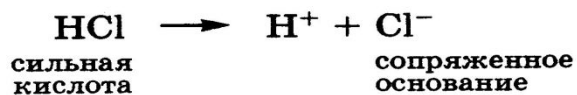




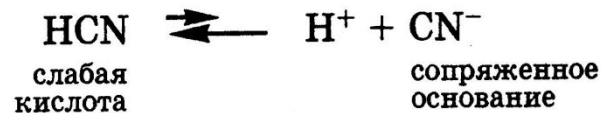
# Гидратированный $\text{H}^+$



# Сопряженная кислотно-основная пара

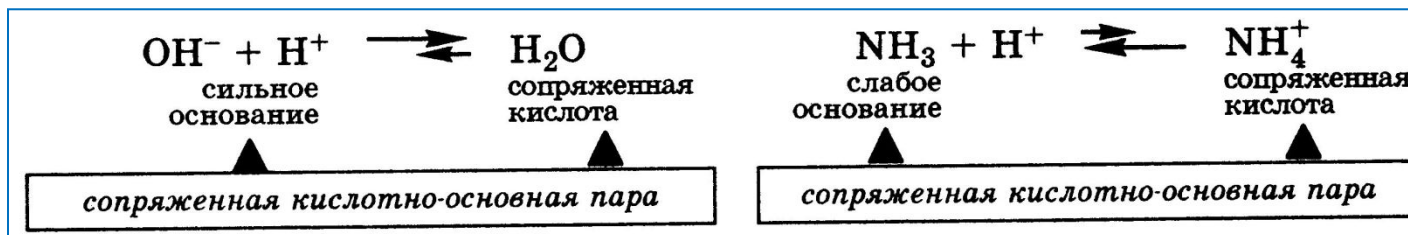


*сопряженная кислотно-основная пара*



*сопряженная кислотно-основная пара*

# Сопряженная кислотно-основная пара



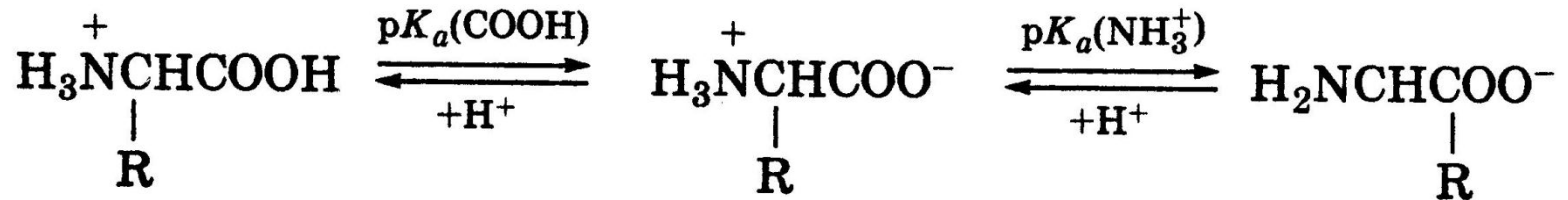
|                 | Acid                    | Base             |                    |
|-----------------|-------------------------|------------------|--------------------|
| Strongest acids | $\text{HClO}_4$         | $\text{ClO}_4^-$ | Weakest bases<br>↑ |
|                 | $\text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{HSO}_4^-$ |                    |
|                 | $\text{HI}$             | $\text{I}^-$     |                    |
|                 | $\text{HBr}$            | $\text{Br}^-$    |                    |
|                 | $\text{HCl}$            | $\text{Cl}^-$    |                    |
|                 | $\text{HNO}_3$          | $\text{NO}_3^-$  |                    |

|  |  |   |  |
|--|--|---|--|
|  | $\text{HNO}_2$                         | $\text{NO}_2^-$                                 |  |
|  | $\text{HF}$                            | $\text{F}^-$                                    |  |
|  | $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$      | $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$              |  |
|  | $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ | $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$ |  |
|  | $\text{H}_2\text{CO}_3$                | $\text{HCO}_3^-$                                |  |
|  | $\text{H}_2\text{S}$                   | $\text{HS}^-$                                   |  |

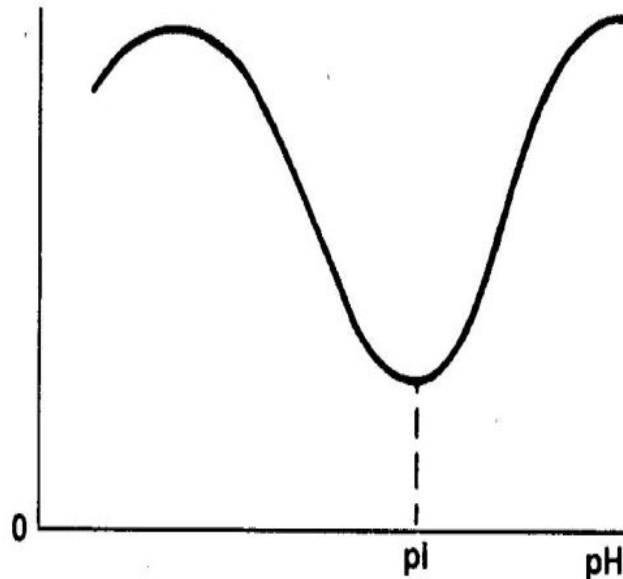
|               |                      |               |                 |
|---------------|----------------------|---------------|-----------------|
| Weakest acids | $\text{H}_2\text{O}$ | $\text{OH}^-$ | Strongest bases |
|---------------|----------------------|---------------|-----------------|

# АМФОЛИТЫ

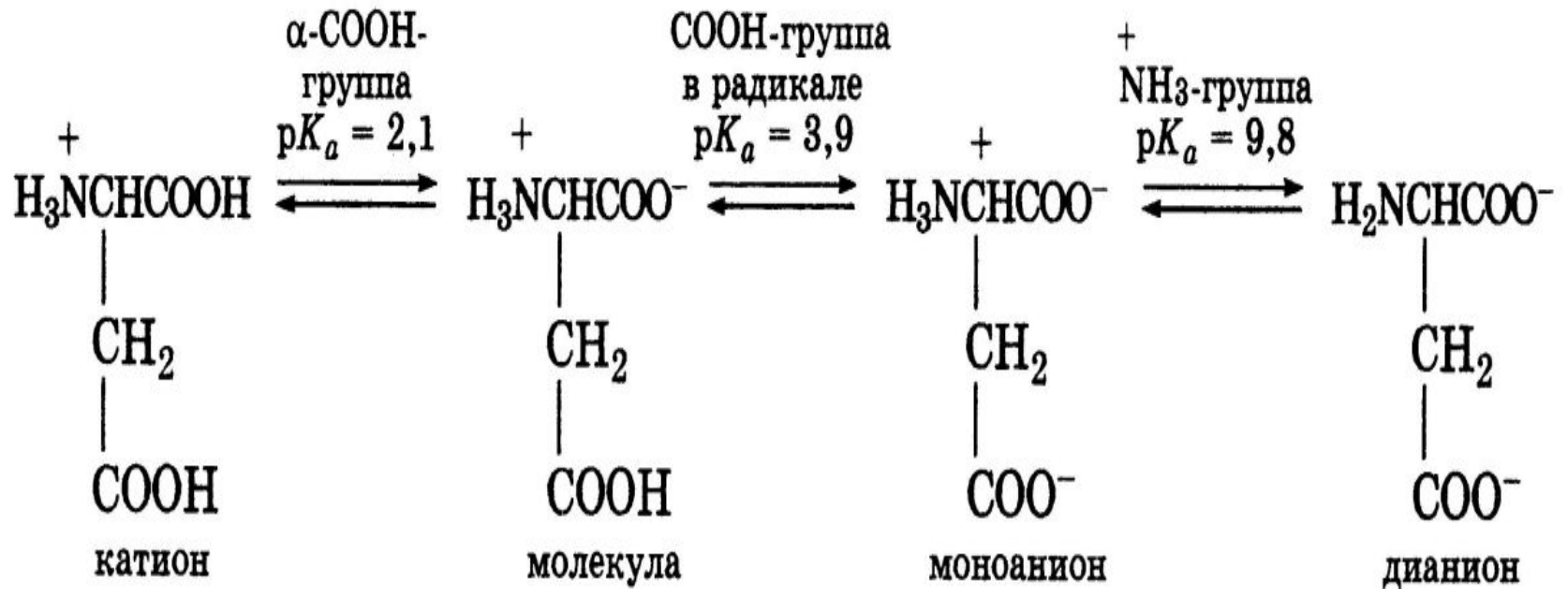
## АМИНОКИСЛОТЫ



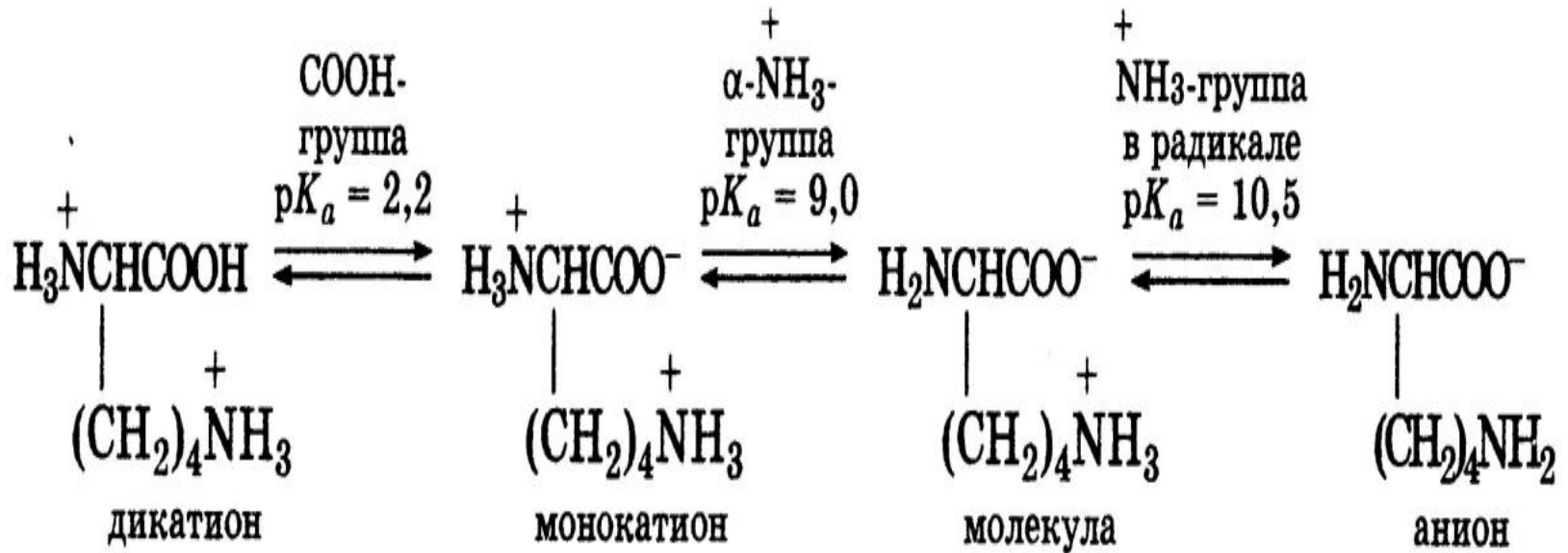
$$\text{pI} = \frac{1}{2} [\text{p}K_a(\text{COOH}) + \text{p}K_a(\text{NH}_3^+)]$$



# Аспарагиновая кислота



# Лизин

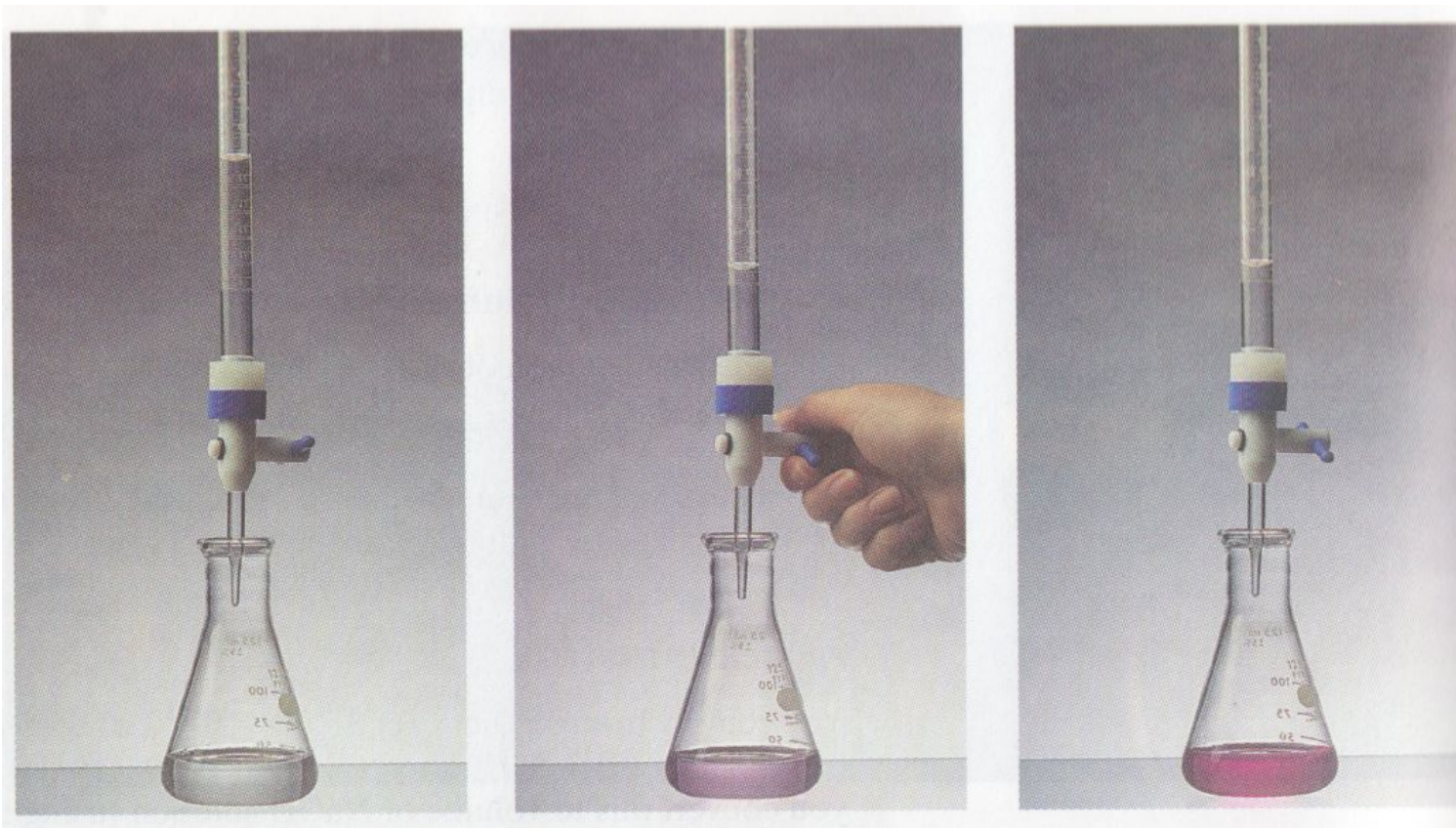


# Активная, общая и потенциальная КИСЛОТНОСТЬ

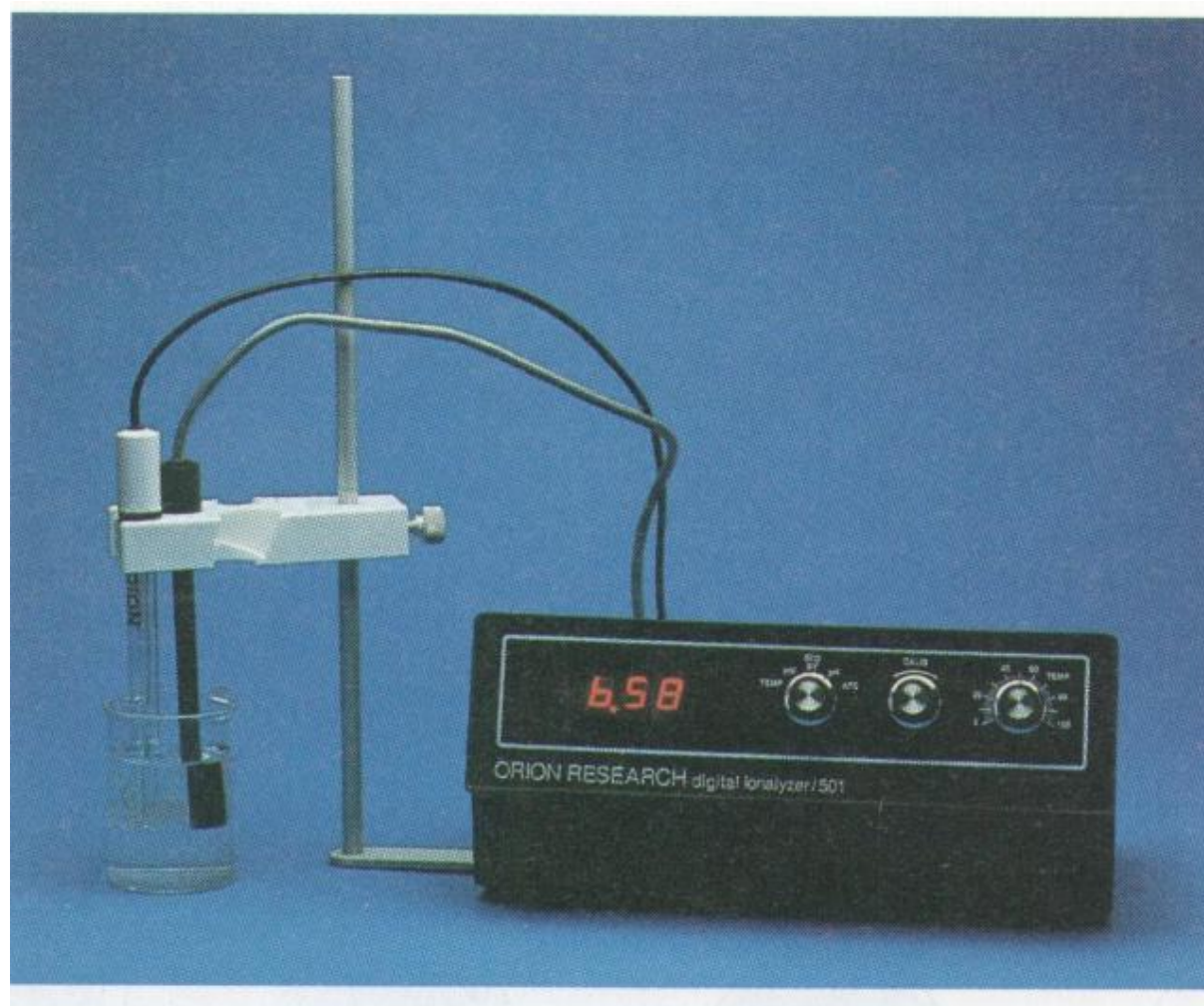
$$[\text{H}^+]_{\text{пот}} = [\text{H}^+]_{\text{общ}} - [\text{H}^+]_{\text{акт}}$$



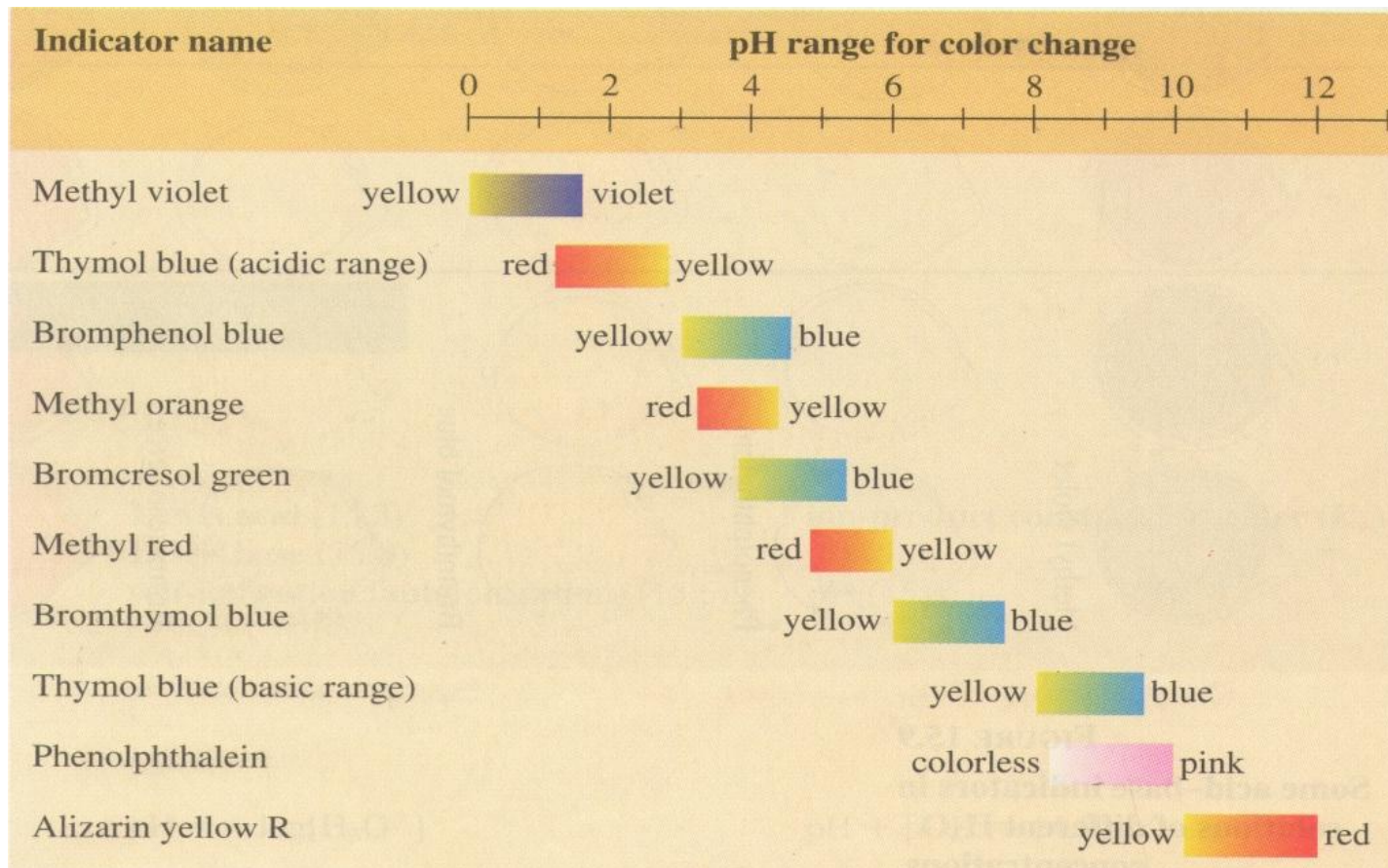
# Реакция НЕЙТРАЛИЗАЦИИ



# pH-метр



# Кислотно-основные индикаторы



pH

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11



Methyl violet



Phenolphthalein



Bromthymol blue



Bromocresol green



Universal indicator



Methyl orange

$10^{-1}$

$10^{-2}$

$10^{-3}$

$10^{-4}$

$10^{-5}$

$10^{-6}$   
[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]

$10^{-7}$

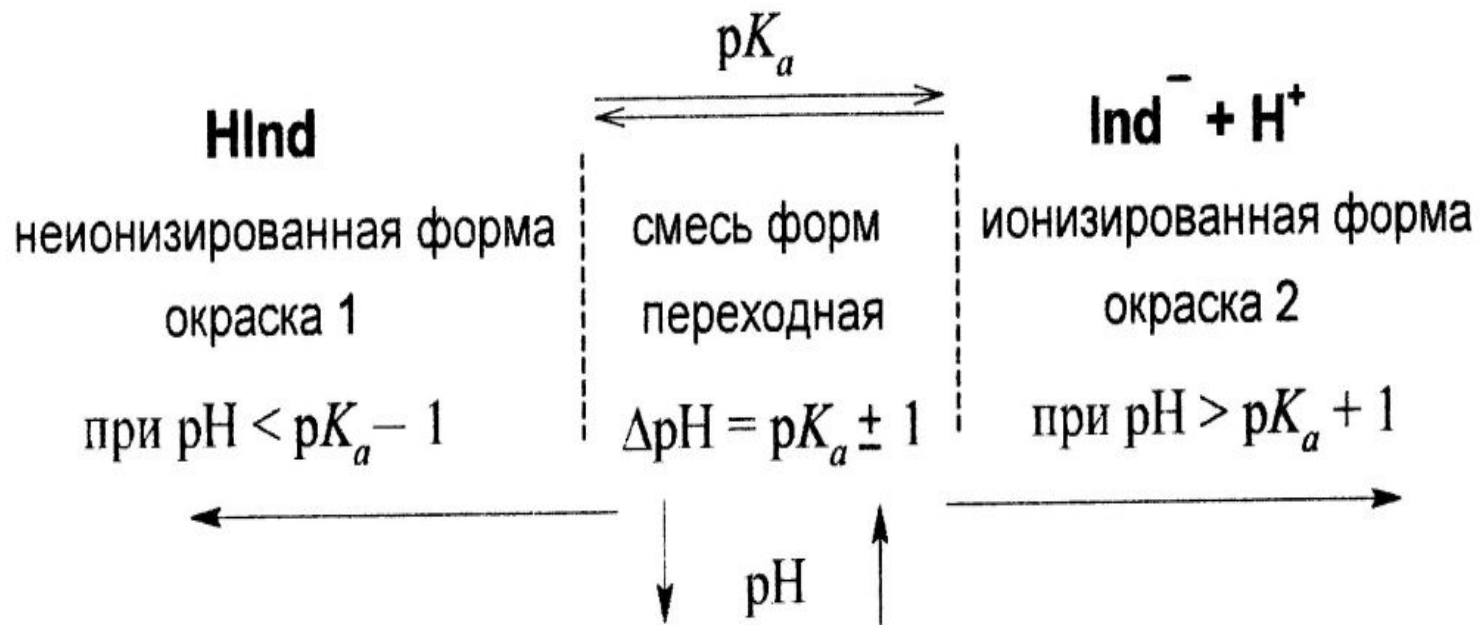
$10^{-8}$

$10^{-9}$

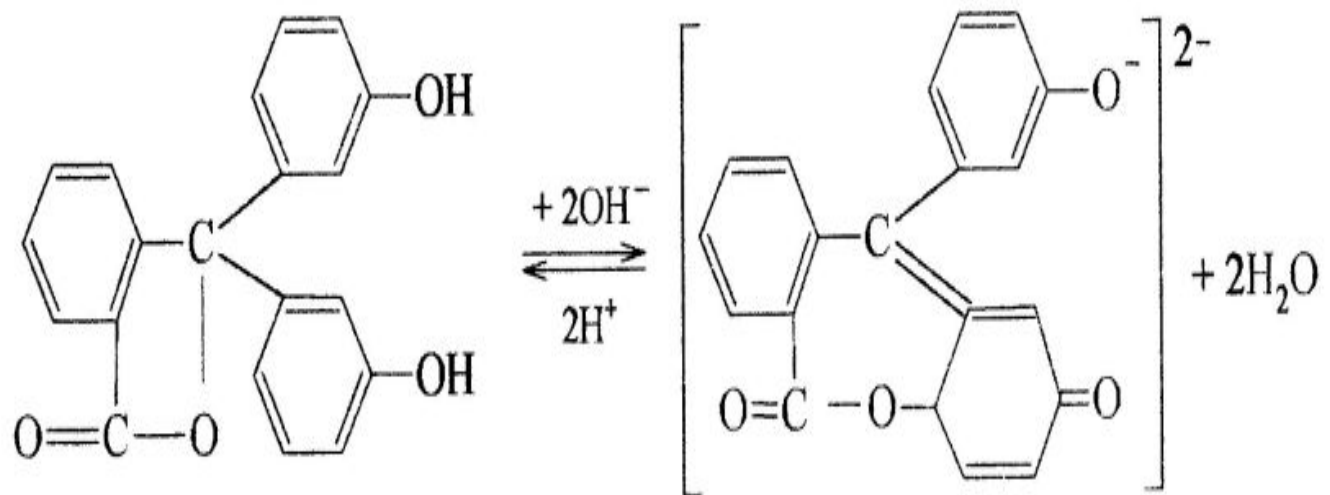
$10^{-10}$

$10^{-11}$

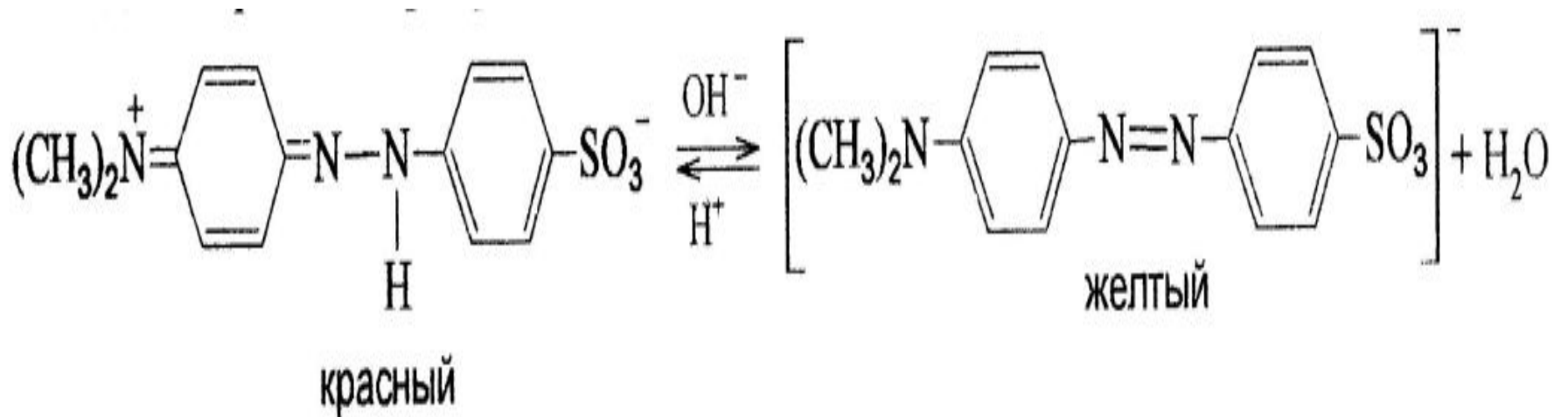
# Связь заряда индикатора и рН раствора



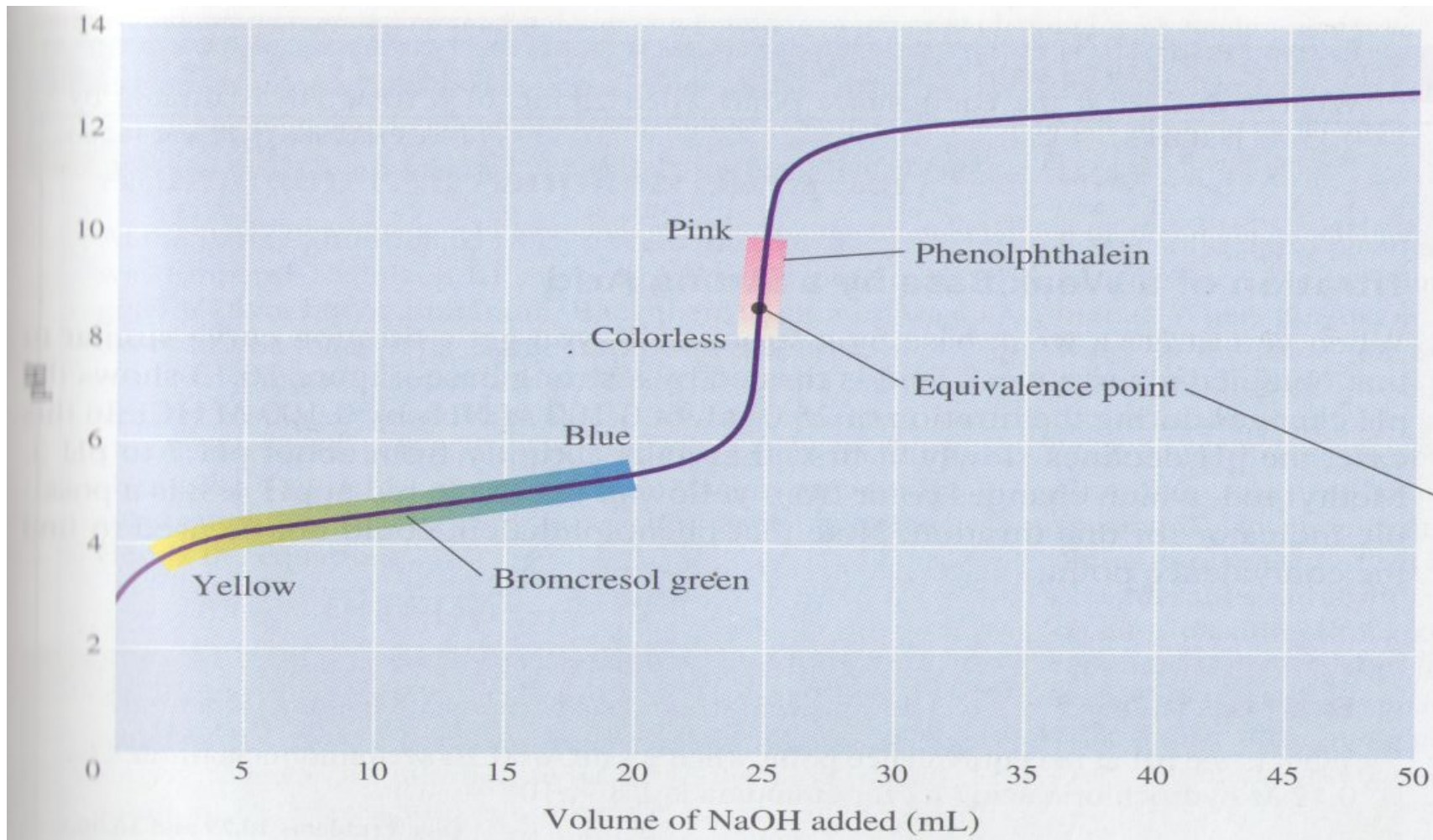
# Фенолфталеин



# Метилоранж



# Кривая ТИТРОВАНИЯ





# Кислотно-основные буферные системы



# Уравнение ГЕНДЕРСОНА-ХАССЕЛЬБАХА

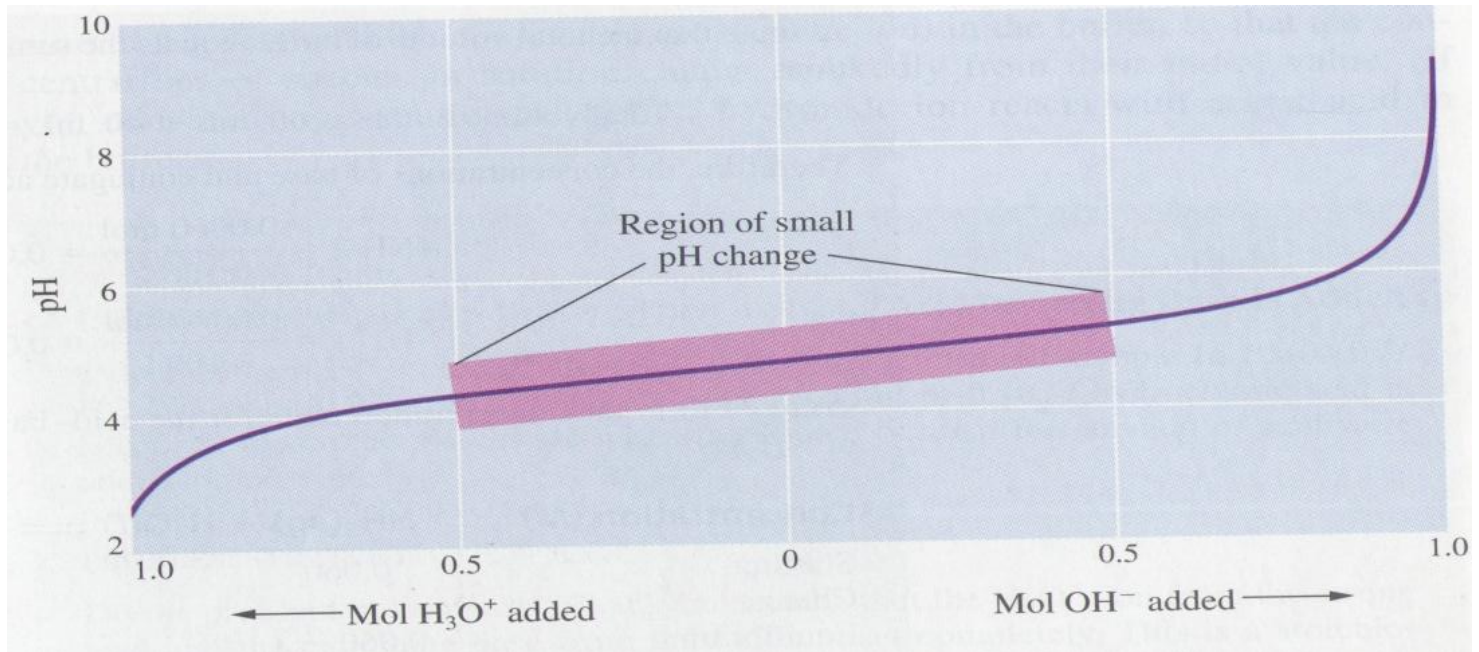
для **КИСЛОТНОГО** буфера  $\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{акцептор протона}]}{[\text{донор протона}]} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$

для **ОСНОВНОГО** буфера:  $\text{pH} = \text{p}K_a(\text{BH})^+ + \lg \frac{[\text{акцептор протона}]}{[\text{донор протона}]} = \text{p}K_a(\text{BH})^+ + \lg \frac{[\text{основание}]}{[\text{соль}]}$

# Буферная емкость

$$B_a = \frac{c(1/2 \text{ К-ТЫ})V_{\text{К-ТЫ}}}{|\Delta\text{pH}|V_{\text{буф. р-ра}}}$$

$$B_b = \frac{c(1/2 \text{ щел})V_{\text{щел}}}{|\Delta\text{pH}|V_{\text{буф. р-ра}}}$$



# Буферные системы организма

1. Гидрокарбонатная

2. Гидрофосфатная

3. Гемоглобиновая

4. Белковая

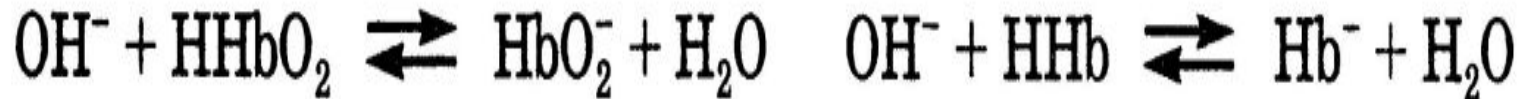
# Гидрокарбонатный буфер

$$\text{pH} = 6,1 + \lg \frac{c(\text{HCO}_3^-)}{s'p(\text{CO}_2)}; \quad \text{pH} = 6,1 + \lg \frac{c(\text{HCO}_3^-)}{0,033p(\text{CO}_2)}.$$

# Гидрофосфатный буфер

$$\text{pH} = 6,8 + \lg \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right)$$

# Гемоглобиновый буфер



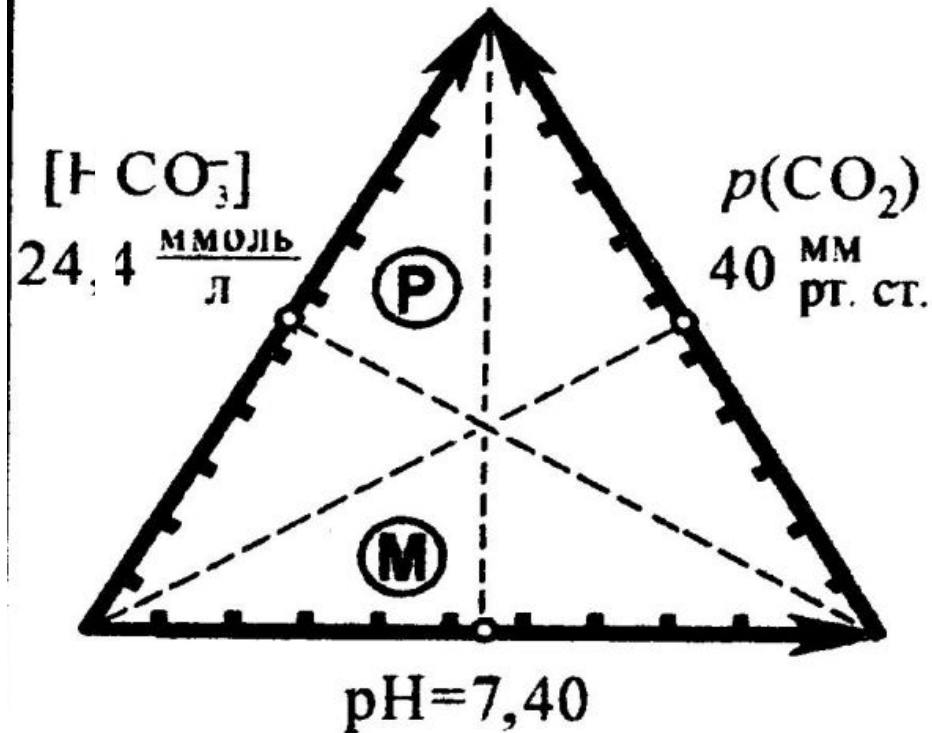
## Относительный вклад буферных систем крови в поддержание протолитического гомеостаза

| Буферные системы плазмы крови                                     | Относительный вклад, % | Буферные системы эритроцитов   | Относительный вклад, % |
|---|------------------------|--|------------------------|
| Гидрокарбонатная<br>$\text{HCO}_3^-$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$    | 35                     | Гемоглобиновая<br>$\text{Hb}^-$ , $\text{HHb}$ ; $\text{HbO}_2^-$ ,<br>$\text{HHbO}_2$ | 35                     |
| Белковая<br>$(\text{Prot})^-$ , $\text{HProt}$                    | 7                      | Гидрокарбонатная<br>$\text{HCO}_3^-$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$                         | 18                     |
| Гидрофосфатная<br>$\text{HPO}_4^{2-}$ , $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | 1                      | Гидрофосфатная<br>$\text{HPO}_4^{2-}$ , $\text{H}_2\text{PO}_4^-$                      | 4                      |
| Общий   | 43                     | Общий  | 57                     |



# АЦИДОЗ

донор  
протона ] > норма



# АЛКАЛОЗ

**[ донор  
протона ] < норма**

