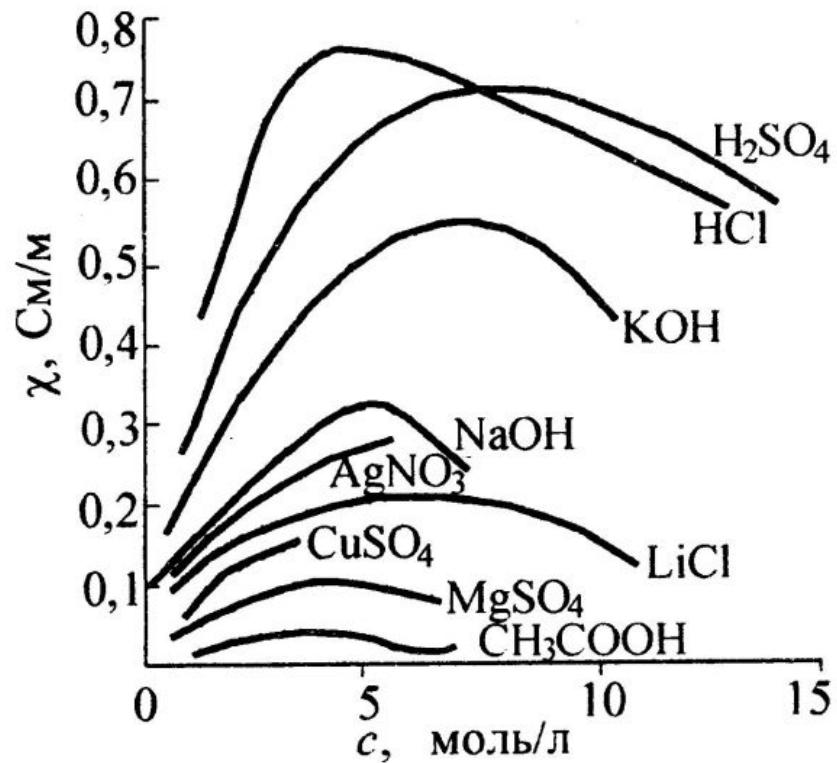


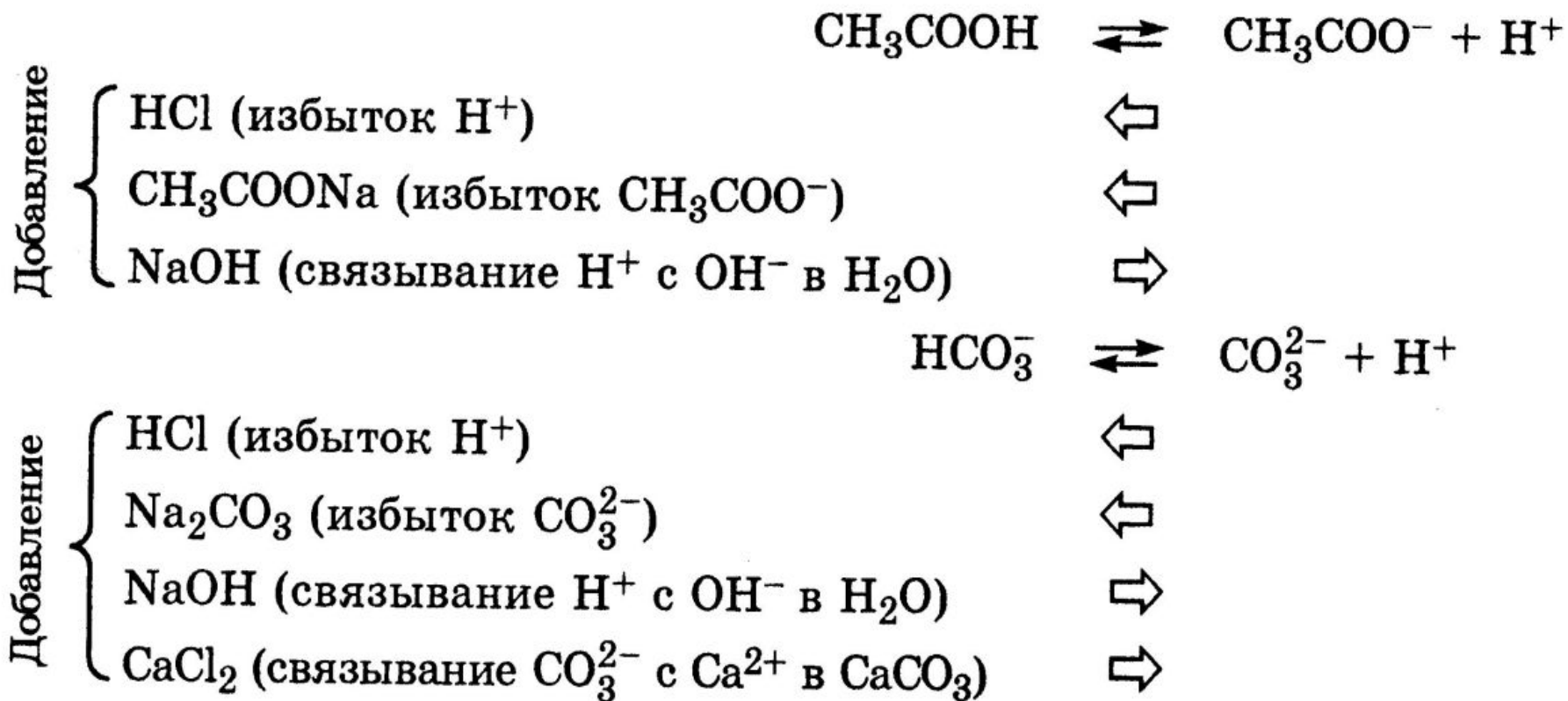
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

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

$$I = 1/2 \sum c_i z_i^2$$

Уравнение Дебая-Хюккеля

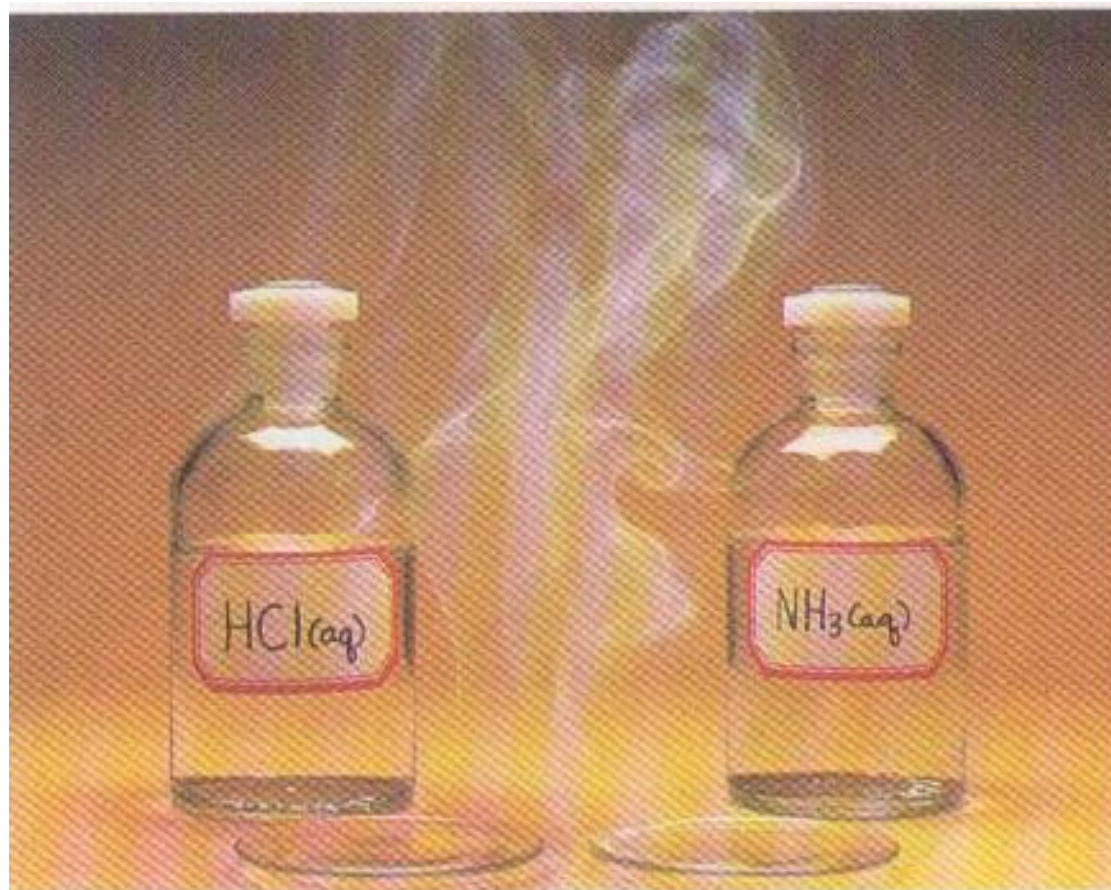
$$\lg \gamma_i = -1/2 z_i^2 \sqrt{I}$$

ионное произведение воды

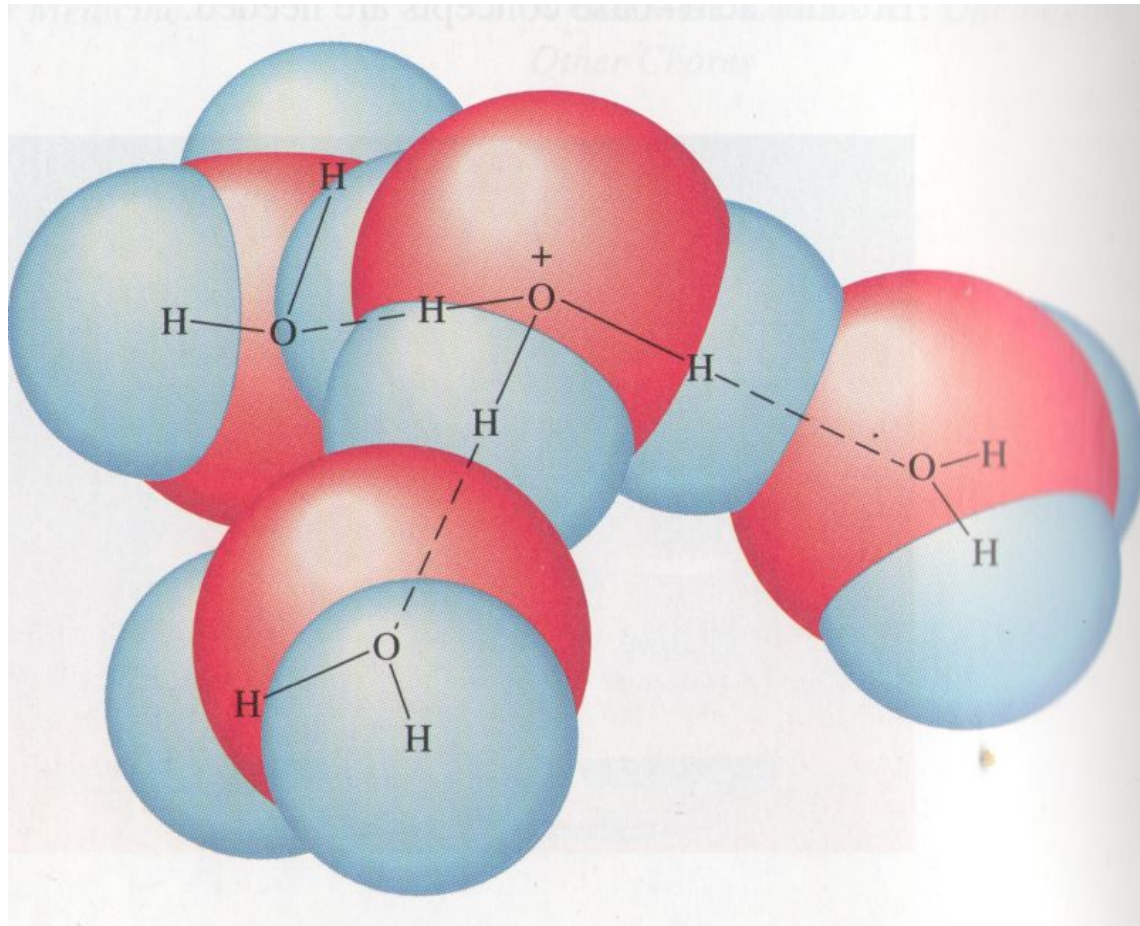
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

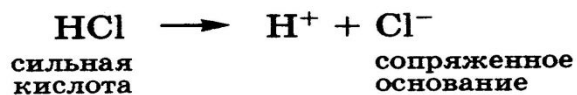
КИСЛОТЫ и ОСНОВАНИЯ



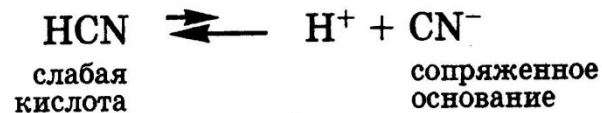
Гидратированный H^+



Сопряженная кислотно-основная пара

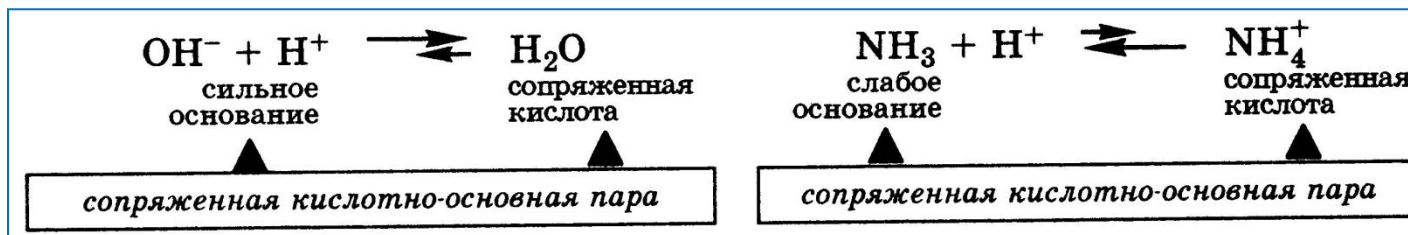


сопряженная кислотно-основная пара



сопряженная кислотно-основная пара

Сопряженная кислотно-основная пара



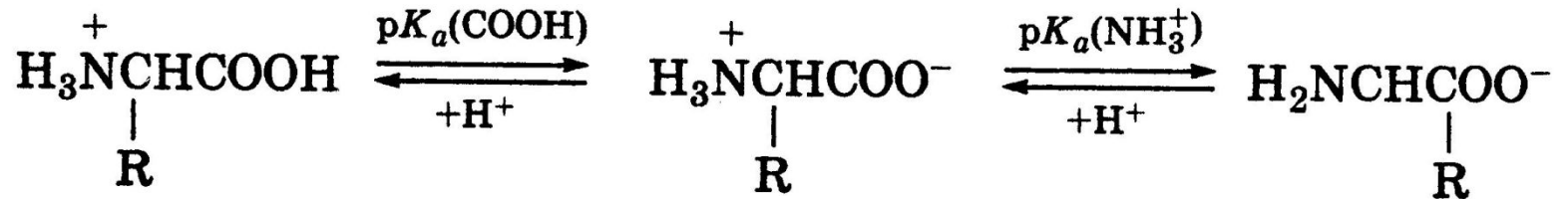
	Acid	Base	
Strongest acids	HClO_4	ClO_4^-	Weakest bases ↑
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HI	I^-	
	HBr	Br^-	
	HCl	Cl^-	
	HNO_3	NO_3^-	

	HNO_2	NO_2^-	
	HF	F^-	
	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	H_2S	HS^-	

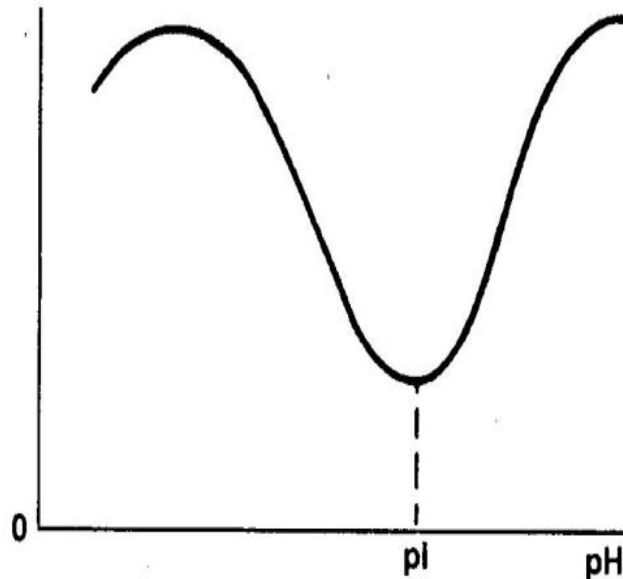
Weakest acids	H_2O	OH^-	Strongest bases
---------------	----------------------	---------------	-----------------

АМФОЛИТЫ

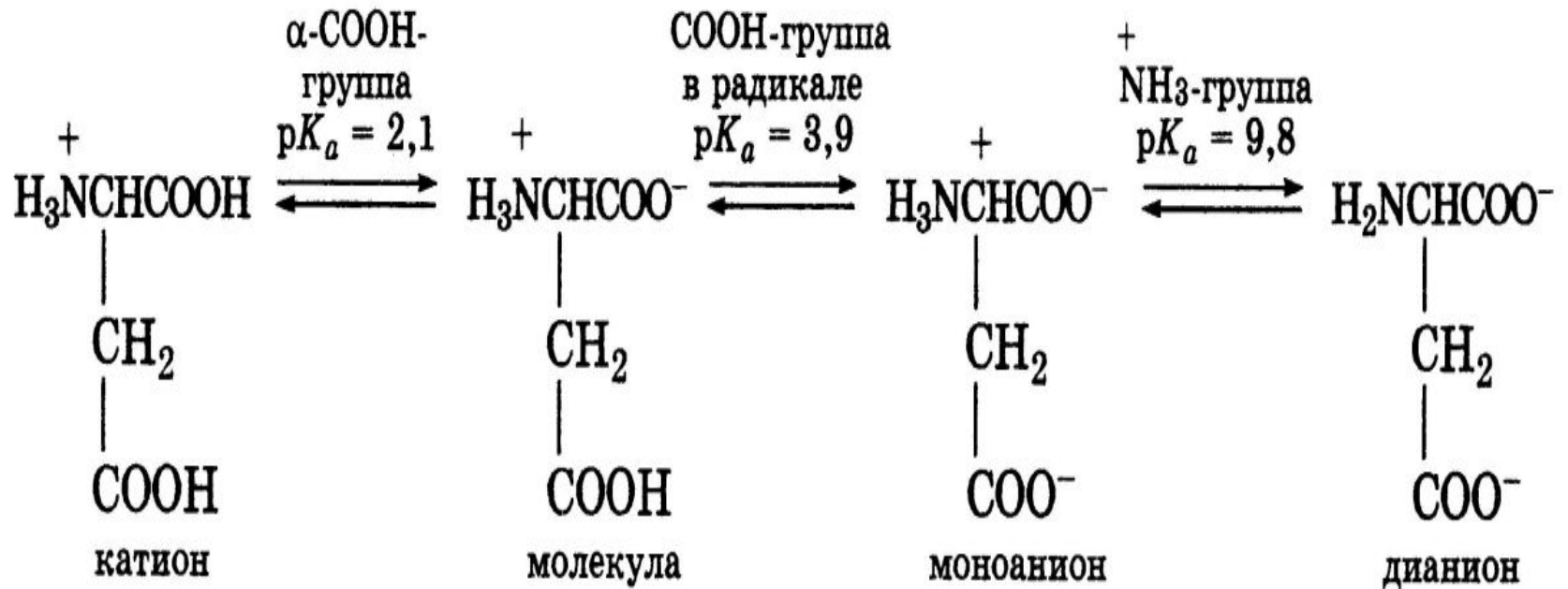
АМИНОКИСЛОТЫ



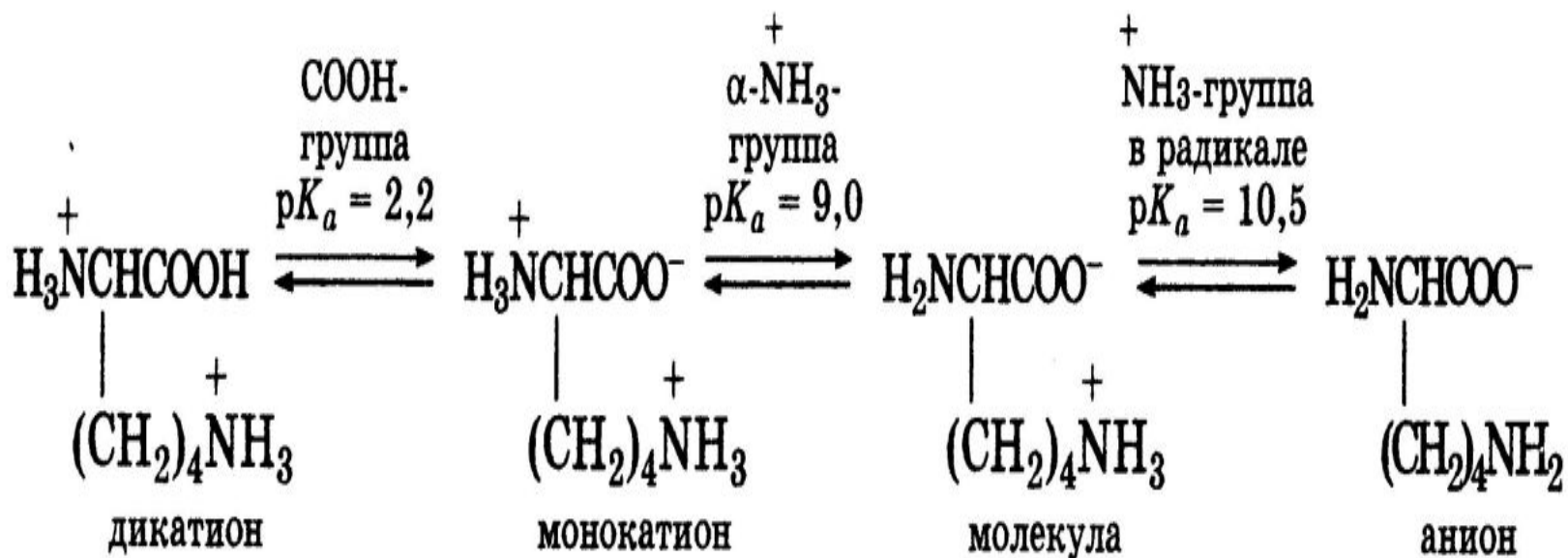
$$\text{pI} = \frac{1}{2} [\text{p}K_a(\text{COOH}) + \text{p}K_a(\text{NH}_3^+)]$$



Аспарагиновая кислота



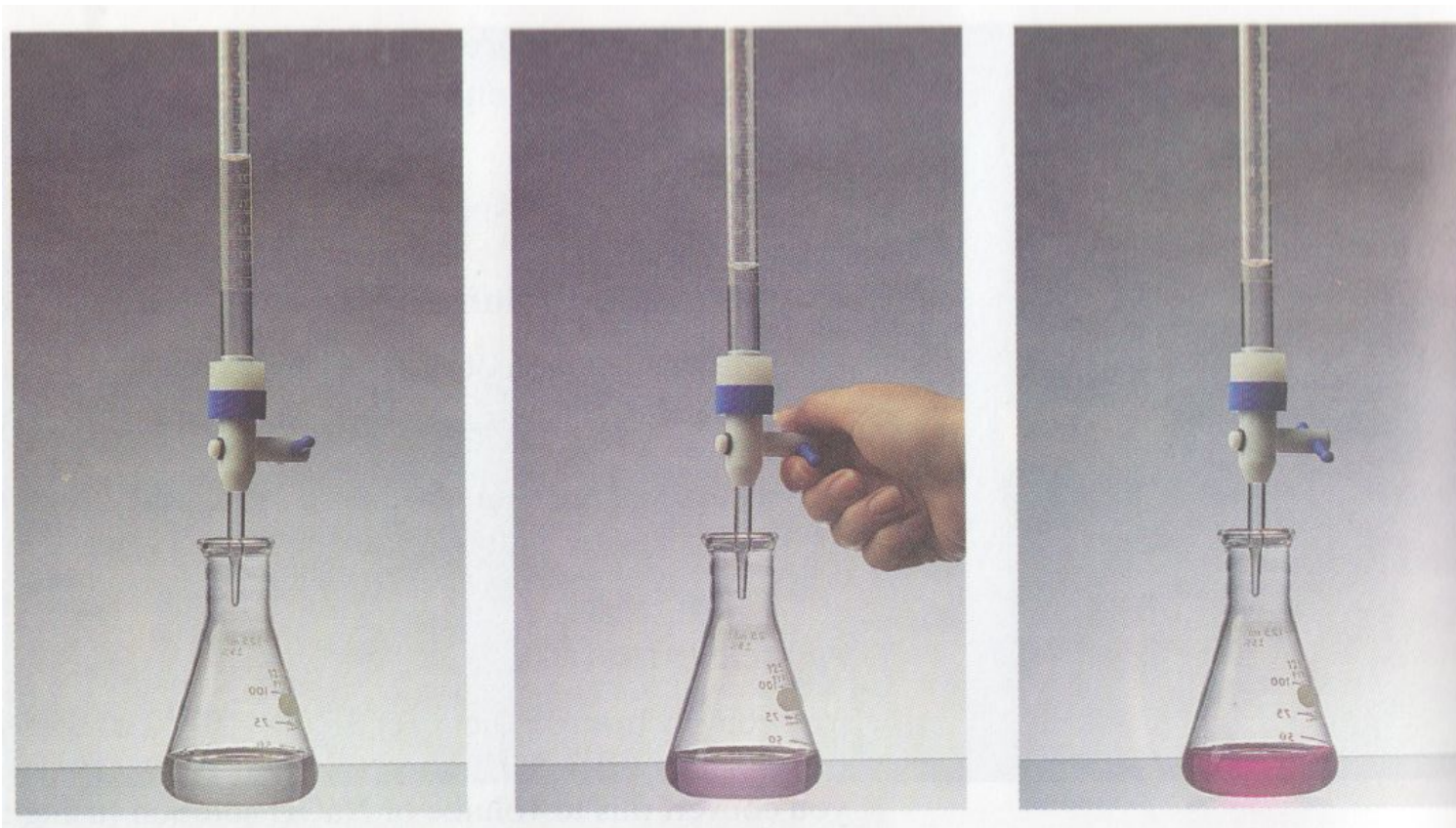
Лизин



Активная, общая и потенциальная КИСЛОТНОСТЬ

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

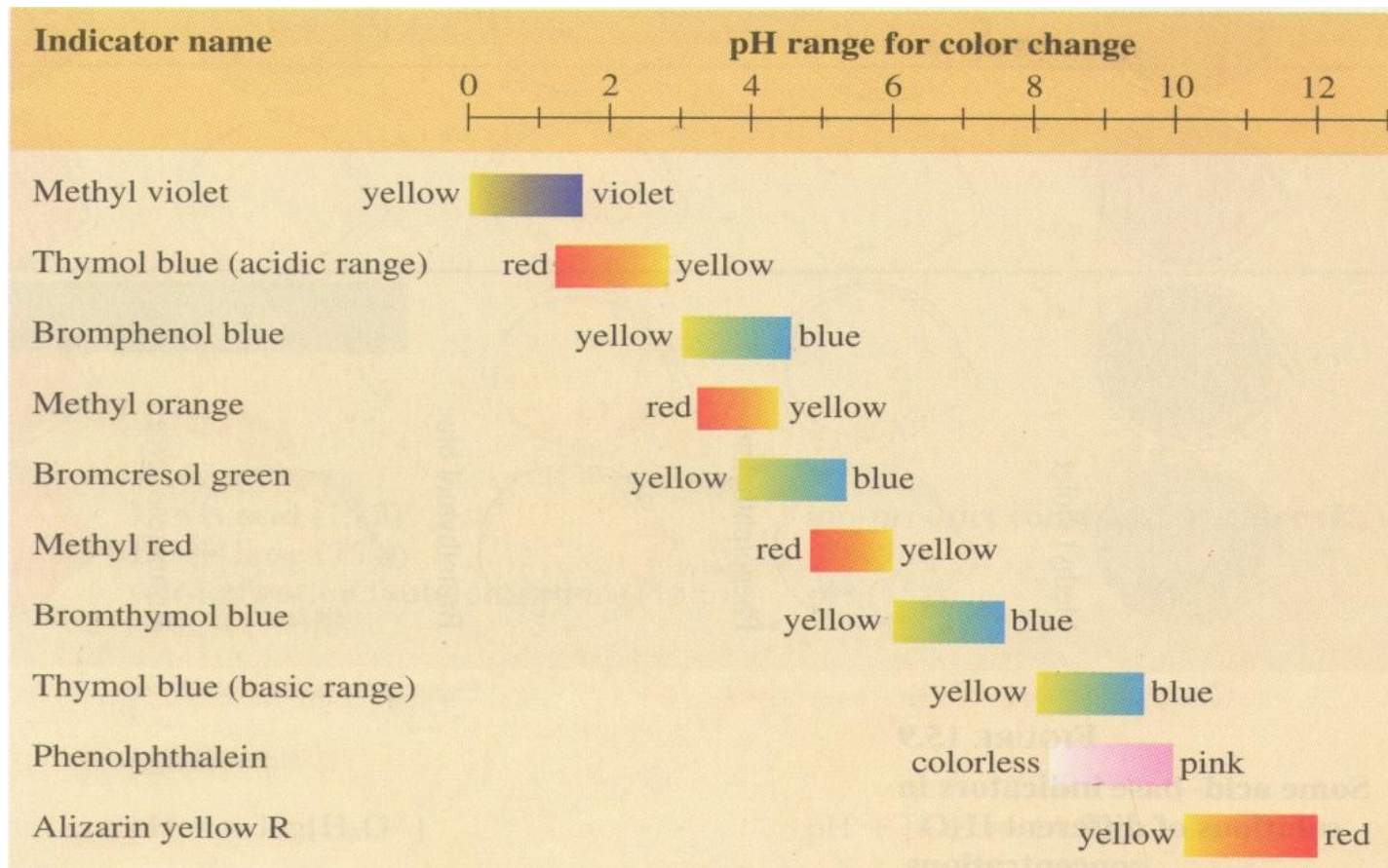
Реакция НЕЙТРАЛИЗАЦИИ



pH-метр



Кислотно-основные индикаторы



pH

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11



Methyl violet



Phenolphthalein



Bromthymol blue



Bromcresol green



Universal indicator



Methyl orange

10^{-1}

10^{-2}

10^{-3}

10^{-4}

10^{-5}

10^{-6}
[H₃O⁺]

10^{-7}

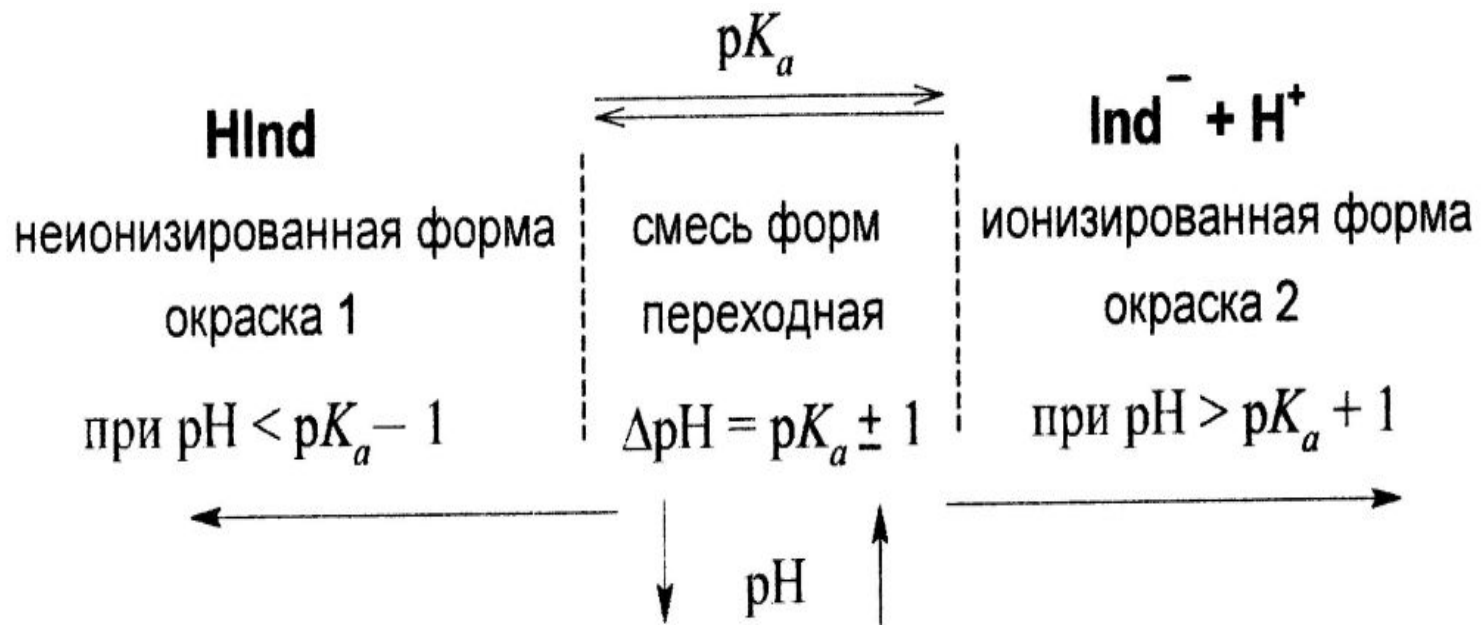
10^{-8}

10^{-9}

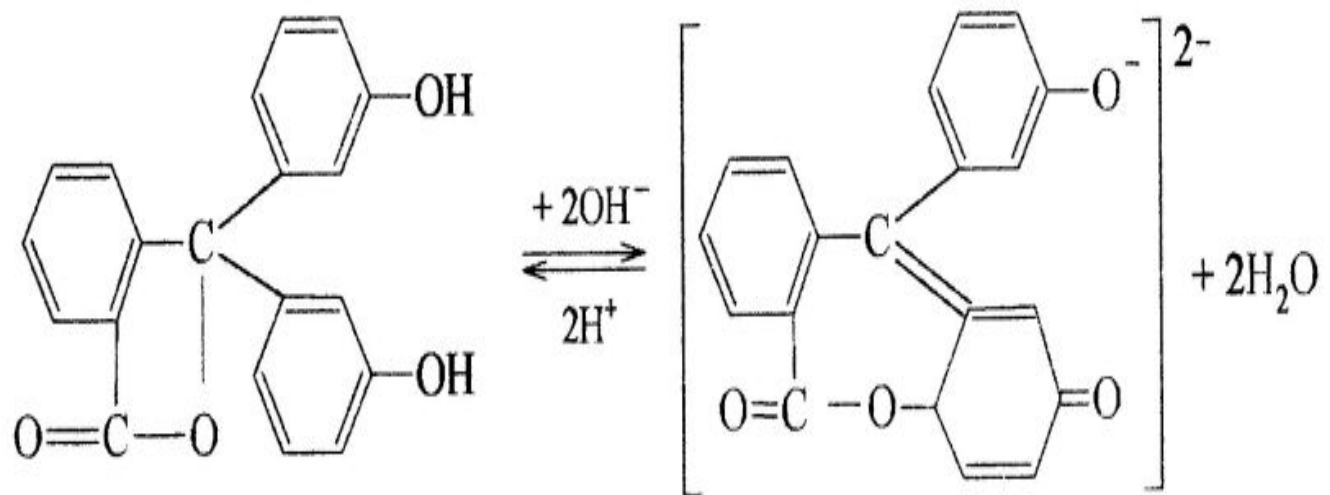
10^{-10}

10^{-11}

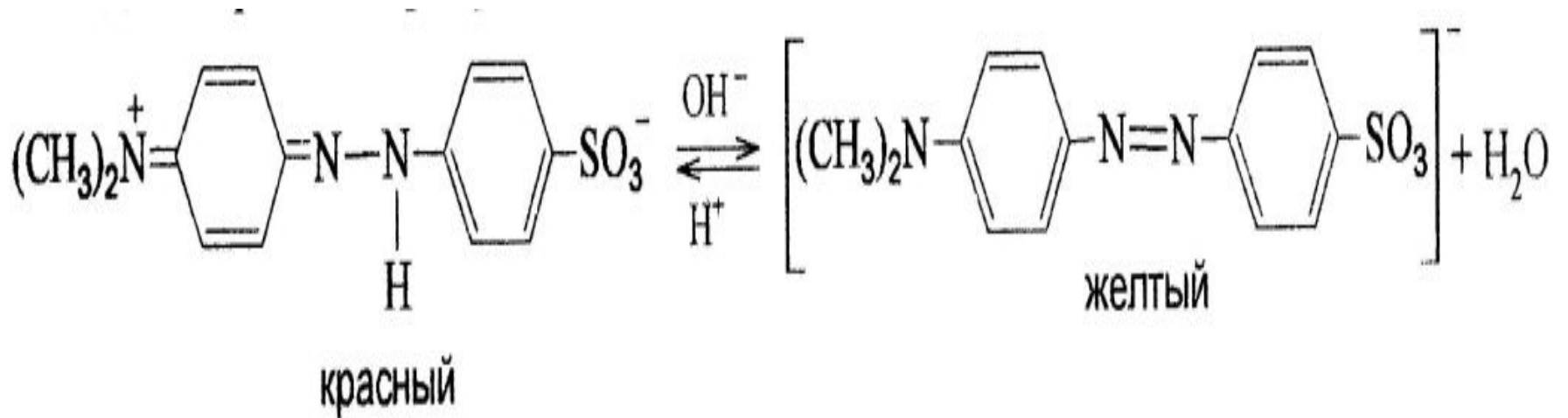
Связь заряда индикатора и рН раствора



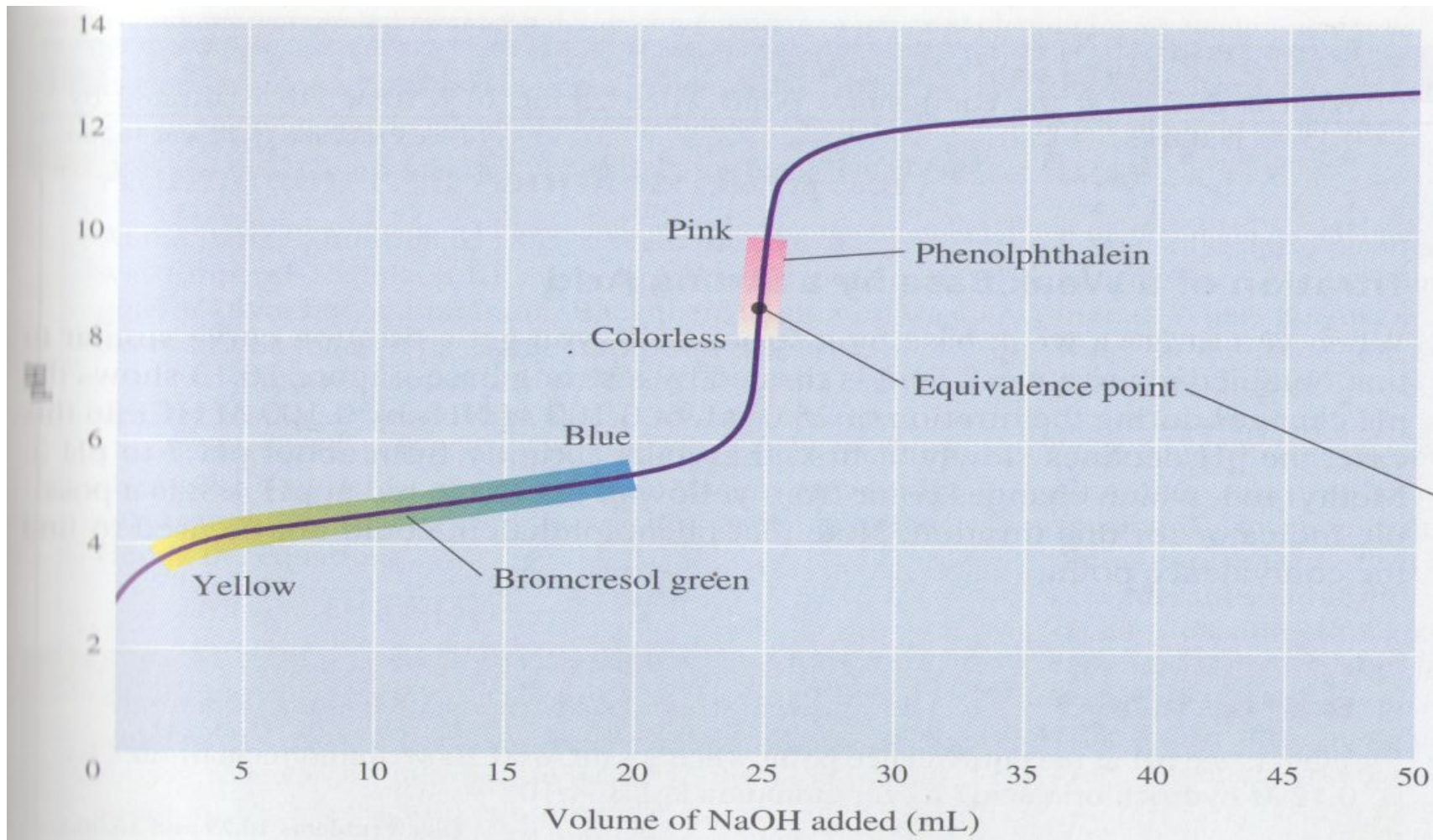
Фенолфталеин



Метилоранж



Кривая ТИТРОВАНИЯ



Кислотно-основные буферные системы



Уравнение ГЕНДЕРСОНА-ХАССЕЛЬБАХА

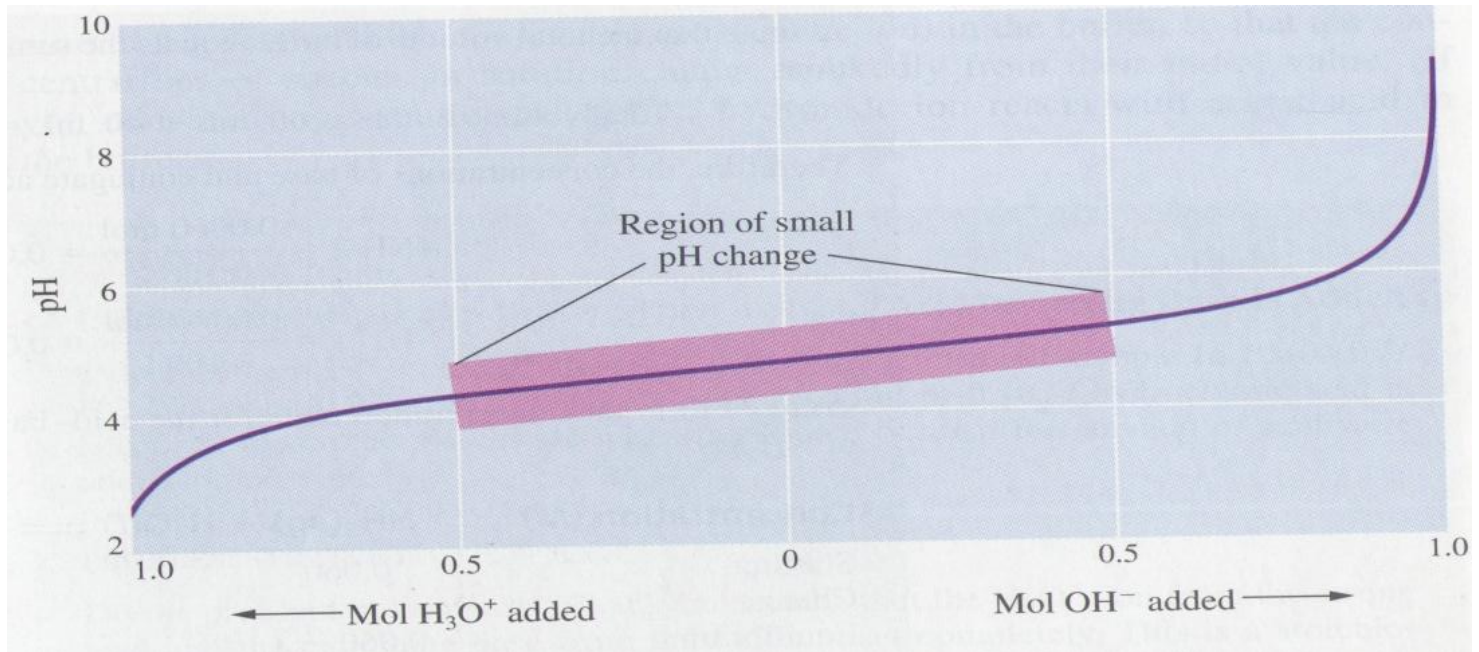
для **КИСЛОТНОГО** буфера
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{акцептор протона}]}{[\text{донор протона}]} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$$

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

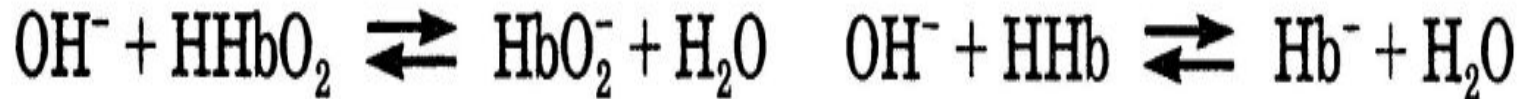
Гидрокарбонатный буфер

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

Гидрофосфатный буфер

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

Гемоглобиновый буфер

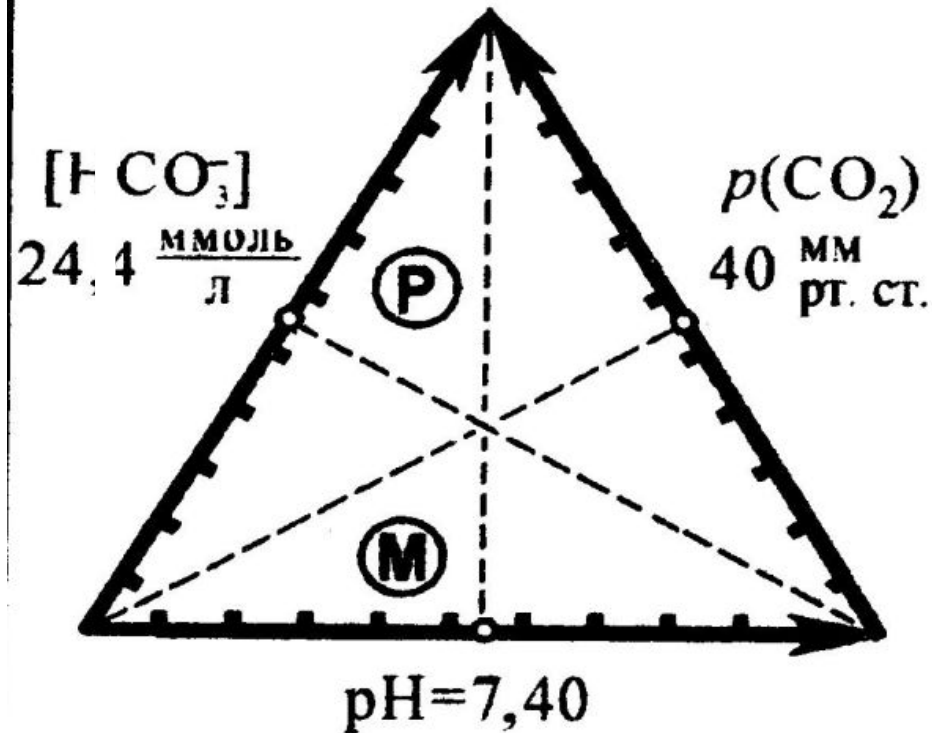


Относительный вклад буферных систем крови в поддержание протолитического гомеостаза

Буферные системы плазмы крови	Относительный вклад, %	Буферные системы эритроцитов	Относительный вклад, %
Гидрокарбонатная HCO_3^- , H_2CO_3	35	Гемоглобиновая Hb^- , HHb ; HbO_2^- , HHbO_2	35
Белковая $(\text{Prot})^-$, HProt	7	Гидрокарбонатная HCO_3^- , H_2CO_3	18
Гидрофосфатная HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	1	Гидрофосфатная HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	4
Общий	43	Общий	57

АЦИДОЗ

донор
протона] > норма



АЛКАЛОЗ

**[донор
протона] < норма**

