Первый Санкт-Петербургский государственный медицинский университет
им. акад. И. П. Павлова
Кафедра общей и биоорганической химии

Теория кислот и оснований
Водородный показатель
Расчёт pH сильных и слабых электролитов
Минеральные буферные системы

Равновесия в водных растворах

- окислительно-восстановительные равновесия;
- лигандообменные равновесия;
- гетерогенные равновесия;
- конкурентные равновесия;
- **кислотно-основные равновесия.**

Протолитический гомеостаз

Кислотно-основное равновесие

Дыхательная система

Выделительная система

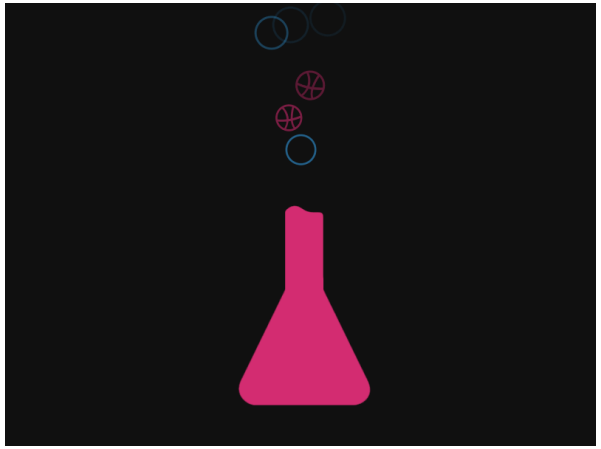
Буферные системы

Теории кислот и оснований

-электролитическая теория Аррениуса;

-протолитическая теория Брёнстеда — Лаури;

-теория Льюиса.



Йоханнес Николаус Брёнстед (1879-1947)
датский физикохимик, член Датского королевского общества наук

Томас Мартин Лаури (1874-1936)
британский химик

Протолитическая теория (1923 г.)

- *кислота – донор протона, основание – акцептор протона;*
- *у каждой кислоты есть сопряжённое ей основание – кислота минус протон:*

  $HF \rightarrow F^-$
- *у каждого основания есть сопряжённая ей кислота – основание плюс протон:*

  $NH_3 \rightarrow NH_4^+$

  $H_2O \rightarrow H_3O^+$; $H_2O \rightarrow OH^-$
- *чем больше доля переданных (принятых) протонов, тем сильнее кислота (основание);*
- *равновесие смещено в сторону более слабых кислот и оснований*

Протолитическая теория

$$H{:}A + {:}B \rightleftharpoons H{:}B^+ + {:}A^-$$

кислота основание

$$HA + H_2\ddot{O} \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

кислота 1 основание 2 кислота 2 основание 1

Амфотерное вещество

$$H{:}\ddot{O}{:}H$$

$$B{:} + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

основание 1 кислота 2 кислота 1 основание 2

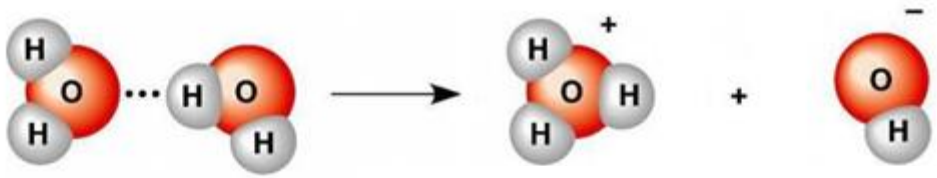
Сопряжённые кислота и основание отличаются на 1 H^+

Автопротолиз воды

$$H_2O + H_2O = H_3O^+ + OH^-$$ ΔH=55,81 кДж/моль

сопряжённая кислота воды — сопряжённое основание воды

упрощенно: $H_2O = H^+ + OH^-$



катион гидроксония (H_3O^+) гидроксид-анион (OH^-)

при 25°C $$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K = 1.821 \cdot 10^{-16}$$

из 550 млн. молекул воды только одна диссоциирует

$$[H_2O] = \frac{\rho_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{997.07(г/л)}{18.015(г/моль)} = 55{,}35(моль/л)$$

$$K_{дисс.} \cdot [H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$$

при 25°C $K_w = 55.35 \cdot 1.821 \cdot 10^{-16} \approx 10^{-14}$ ионное произведение воды

-K_w постоянно для воды и разбавленных растворов при *заданной* температуре;

-изменение концентрации одного из ионов приводит к изменению концентрации другого

Пример: +HCl (0.001 M) $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{0.001} = 10^{-11} (моль/л)$

+NaOH (0.02 M) $[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.02} = 5 \cdot 10^{-13} (моль/л)$

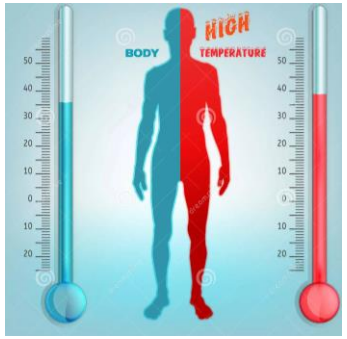
$[H^+]>[OH^-]$ ($[H^+]>10^{-7}$ моль/л, $[OH^-]<10^{-7}$ моль/л) – кислая реакция среды;
$[H^+]<[OH^-]$ ($[H^+]<10^{-7}$ моль/л, $[OH^-]>10^{-7}$ моль/л) – щелочная реакция среды;
$[H^+]=[OH^-]= 10^{-7}$ моль/л – нейтральная реакция среды

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

pX=-lgX

$pH=-lg[H^+]$ $pOH=-lg[OH^-]$ $pH + pOH=14$

при 37°C $K_w = 2.36 \cdot 10^{-14}$ pH + pOH≈13.6



pH<6.8 - кислая реакция среды;
pH>6.8 - щелочная реакция среды

Логарифмом числа *b* по основанию *a* называют показатель степени, в который надо возвести основание *a*, чтобы получить число *b*

$\log_a b = x$, если $a^x = b$, где $a > 0, a \neq 1, b > 0$

Действия с десятичными логарифмами $\left(\log_{10} a = \lg a\right)$

Логарифм произведения $\lg(a \cdot в) = \lg a + \lg в$

Логарифм частного $\lg\left(\frac{a}{в}\right) = \lg a - \lg в$

Логарифм степени $\lg a^k = k \lg a$

Для удобства в расчётах пользуются величинами водородного и гидроксильного показателей pH и pOH

pH – pondus Hydrogenii (лат.)

Шкала pH

Примеры жидкостей с различным значением pH

pH 2	pH 4	pH 5	pH 7	pH 7,4	pH 10	pH 12
Желудочный сок	Томатный сок	Моча человека	Чистая вода	Кровь человека	Мыло для рук	Бытовой отбеливатель

Кислотность раствора - $[H^+]$

Сильная кислота

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

$[H^+]$ = С кислоты
(нормальная конц.)

$$pH = -\lg C_н$$

Слабая кислота

$$\overset{C-\alpha C}{CH_3COOH} \rightleftarrows \overset{\alpha C}{H^+} + \overset{\alpha C}{CH_3COO^-}$$

Кислотность:
Общая – С;
Активная – αС;
Потенциальная – (С–αС)

$$pH = -\lg(\alpha \cdot C_M)$$

Общая кислотность – концентрация всех катионов H^+ (*свободных и связанных*), имеющихся в растворе
Активная кислотность – концентрация свободных катионов H^+, имеющихся в растворе при данных условиях
Потенциальная кислотность – концентрация катионов H^+, связанных в молекулы или ионы слабых кислот, имеющихся в растворе

pH растворов сильных и слабых электролитов

Сильные кислоты

$$pH = -\lg C_N = -\lg(z \cdot C_M),$$ где z – основность кислоты

Сильные основания (щёлочи)

$$Me(OH)_z \rightarrow Me^{z+} + z\,OH^-$$

$$[OH^-] = C_N = z \cdot C_M$$

$$pOH = -\lg C_N = -\lg(z \cdot C_M),$$ где z – кислотность основания $$pH = 14 - pOH = 14 + \lg C_N$$

Слабые кислоты

$$\mathrm{pH} = -\lg \alpha C_\mathrm{M}$$

$$\mathrm{pH} = -\lg \alpha C_\mathrm{M} = -\lg C_\mathrm{M}\left(\frac{K_a}{C_\mathrm{M}}\right)^{\frac{1}{2}} = -\frac{1}{2}\lg(C_\mathrm{M} \cdot K_\mathrm{a}) = \frac{\mathrm{p}K_a - \lg C_\mathrm{M}}{2}$$

Слабые основания

$$\mathrm{pOH} = -\lg \alpha C_\mathrm{M} \qquad \mathrm{pOH} = \frac{\mathrm{p}K_\mathrm{b} - \lg C_\mathrm{M}}{2} \qquad \mathrm{pH} = 14 - \frac{\mathrm{p}K_\mathrm{b} - \lg C_\mathrm{M}}{2}$$

Задача. Рассчитайте pH а) 0,01 М раствора гидроксида бария; б) 0,01 н раствора серной кислоты.

Задача. Рассчитайте изменение pH при разбавлении 0,01 М раствора аскорбиновой кислоты в 10 раз ($К_{дисс.}$)=7,94·10^{-5}, t=25 °С.

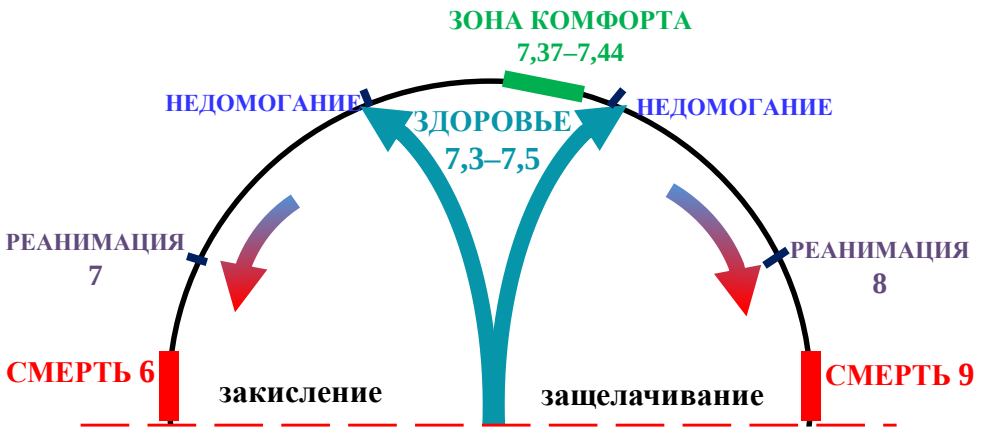
Задача: Рассчитайте pH децимолярного водного раствора аммиака ($pK_{аммиака}$=4,75).

Буферные растворы — растворы, поддерживающие постоянство pH при добавлении *небольших* количеств кислот или оснований, а также при разбавлении, *играют исключительную роль в процессах жизнедеятельности (большинство биологических жидкостей являются буферными растворами)*

— поддерживают pH биологических жидкостей, тканей и органов (кислотно-щелочной, т. е. протолитический гомеостаз);

Почему важно поддержание постоянного pH?

- активность ферментов и гормонов зависит от pH;
- изменение pH ведет к изменению осмотического давления;
- протоны – катализаторы многих биохимических реакций



При многих метаболических процессах происходит **образование веществ кислотной и основной природы**:

— выделение CO_2 до 13 моль/сут (задержка в организме 0.15 моль – патология);

—образование нелетучих кислот – молочная, H_3PO_4, H_2SO_4 (0.03–0.08 моль/сут) (у вегетарианцев — меньше);

— при диабете образование ацетоуксусной и β-оксимасляная кислот – до 1 моль/сут

Основания — азотистые основания (NH_3 и др.) — образуются в результате метаболизма белков и аминокислот

Значение pH физиологических жидкостей

Среда	Вероятное значение pH	Возможные колебания
Желудочный сок	1.65	0.90-2.00
Печёночная желчь	7.35	6.20-8.50
Пузырная желчь	6.80	5.6-8.0
Плазма крови	7.36	7.25-7.44
Моча	5.80	5.0-6.5
Пот	7.40	4.2-7.8
Слёзная жидкость	7.70	7.6-7.8
Слюна	6.75	5.60-7.90
Спинномозговая жидкость	7.60	7.35-7.80
Сок верхнего отдела толстого кишечника	6.10	—
Сок поджелудочной железы	8.80	8.6-9.0
Сок тонкого кишечника	6.51	5.07-7.07

Буферные растворы

Тип буферного раствора
определяется по слабому электролиту

кислотные

слабая кислота (донор протона)
соль этой кислоты (акцептор протона)

– ацетатный

CH_3COO^-, CH_3COOH

– гидрокарбонатный

HCO_3^-, H_2CO_3

– фосфатный

$HPO_4^{2-}, H_2PO_4^-$

основные

слабое основание (акцептор протона)
соль этого основания (донор протона)

– аммонийный

$NH_3 \cdot H_2O, NH_4^+$

Компоненты буферного раствора образуют сопряжённую кислотно-основную пару

Название буферного раствора образуется от названия сопряжённого основания

Схема (механизм) буферного действия

(на примере ацетатной буферной системы)

CH_3COOH/CH_3COONa

$$\begin{cases} CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^- \\ CH_3COONa \longrightarrow Na^+ + CH_3COO^- \end{cases}$$

$[CH_3COOH]$=C кислоты; $[CH_3COO^-]$=C соли (сопряжённого основания)

1) Добавление сильной кислоты:

$$\begin{cases} CH_3COOH \\ CH_3COO^- \end{cases} + H^+ \rightarrow CH_3COOH$$

сильная кислота

слабый электролит (слабая кислота)

pH ≈ const

2) Добавление сильного основания:

$$\begin{cases} CH_3COOH \\ CH_3COO^- \end{cases} + OH^- \rightarrow H_2O + CH_3COO^-$$

сильное основание

слабый электролит

pH ≈ const

Количественные закономерности буферного действия

CH_3COOH/CH_3COONa

$$\begin{cases} CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^- \\ CH_3COONa \longrightarrow Na^+ + \boxed{CH_3COO^-} \end{cases}$$

$[CH_3COOH]$=C кислоты; $[CH_3COO^-]$=C соли

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1,75 \cdot 10^{-5};\ \text{отсюда } [H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$-\lg[H^+] = -\lg K_a - \lg\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \text{ или } pH = pK_a + \lg\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

в общем случае $\boxed{pH = pK_a + \lg\frac{[\text{сопряжённое основание}]}{[\text{сопряжённая кислота}]}}$

Уравнение Гендерсона — Хассельбаха

$$pH = pK_a + \lg\frac{C\ (соли)}{C\ (кислоты)} \qquad pH = pK_a + \lg\frac{n(соли)}{n(кислоты)} \qquad \textit{кислотный}$$

буферный раствор

$$pH = 14 - pK_b - \lg\frac{C(соли)}{C(основания)} \qquad pH = 14 - pK_b - \lg\frac{n(соли)}{n(основания)} \qquad \textit{основный}$$

Бикарбонатная буферная система

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$$

$$Na(K)HCO_3 \longrightarrow Na^+(K^+) + HCO_3^-$$

Стандартные условия:

$$K_a = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \qquad pK_a=6.36$$

Физиологические условия:

$$K_a = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]+[CO_2]} \qquad pK_a=6.10$$

$[CO_2] > [H_2CO_3]$ в 400 раз

Механизм действия:

$$HCO_3^- + H^+ \rightleftarrows CO_2 + H_2O$$

$$H_2CO_3 + OH^- \rightleftarrows HCO_3^- + H_2O$$

Уравнение Гендерсона — Хассельбаха

$$pH = 6.1 + \lg\frac{[HCO_3^-]}{s \cdot p(CO_2)}$$

при pH=7.4 $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} = \frac{20}{1}$

s – коэффициент растворимости CO_2, в плазме крови

s = 0.033 ммоль/(л·мм.рт.ст.)

$p(CO_2)$ – альвеолярное давление

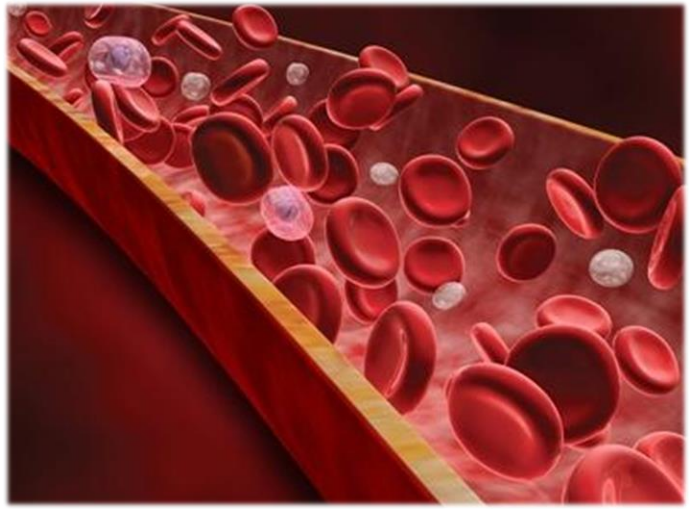
$[HCO_3^-]:[CO_2] = 20:1$ $\quad B_к > B_щ$

Щелочной резерв крови — количество мл CO_2, содержащееся в 100 мл крови (главным образом, в виде гидрокарбонатов HCO_3^-)

Фосфатная буферная система

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H^+$$

$$Na(K)HPO_4^{2-} \longrightarrow Na^+(K^+) + HPO_4^{2-}$$



Механизм действия:

$$HPO_4^{2-} + H^+ \rightleftarrows H_2PO_4^-$$

$$H_2PO_4^- + OH^- \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_2O$$

Уравнение Гендерсона — Хассельбаха (для физиологических условий)

$$pH = 6.8 + \lg\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

(37 °C)

при pH=7.4 $\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{4}{1}$

Задача. Рассчитайте изменение pH 1 литра раствора, содержащего 1 моль CH_3COOH (pK_a = 4.76) и 1 моль CH_3COONa, при добавлении к нему 0,1 моль HCl.

Приготовление буферных растворов

1. Смешивание готовых растворов компонентов системы:

слабая кислота (C_K, V_K) + раствор соли (C_C, V_C)

$$pH = pK_a + \lg\frac{C_C \cdot V_C}{C_K \cdot V_K}$$

Аналогично для осно́вной буферной системы

$$pH = 14 - pK_b - \lg\frac{C_C \cdot V_C}{C_O \cdot V_O}$$

2. Метод неполной нейтрализации:

кислота (C_K, V_K) + раствор щелочи ($C_щ$, $V_щ$),

недостаточный для полной нейтрализации

$$CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$$

количество реагентов:

до реакции: $n_K = C_K \cdot V_K$; $n_щ = C_щ \cdot V_щ$

после реакции: вся щёлочь израсходовалась

осталось кислоты $n_K = C_K \cdot V_K - C_щ \cdot V_щ$

образовалось соли: $n_c = n_щ = C_щ \cdot V_щ$

$$pH = pK_a + \lg\frac{C_щ \cdot V_щ}{C_K \cdot V_K - C_щ \cdot V_щ}$$

Аналогично для основной буферной системы

$$NH_3 \cdot H_2O + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

$$pH = 14 - pK_B - \lg\frac{C_{HCl} \cdot V_{HCl}}{C_O \cdot V_O - C_{HCl} \cdot V_{HCl}}$$

Задача. Рассчитайте pH буферного раствора, полученного при смешивании 200 мл 0,15 н раствора CH_3COOH и 400 мл 0,1 н раствора CH_3COONa при t=25 °C ($pK_{\text{уксусной кислоты}}$=4,75)

Задача. Рассчитайте pH раствора, полученного при добавлении 2 л 0,1 н раствора аммиака к 0,5 л 0,2 н раствора HCl (pK (NH_3)=4,75 при t=25 °C).

Задача. Рассчитайте pH буферного раствора, содержащего эквивалентное количество муравьиной кислоты и формиата натрия при t=25 °C

($K_{дисс.}$(HCOOH) = $1{,}75 \cdot 10^{-4}$)

Задача: Рассчитайте pH буферного раствора, полученного смешиванием 200 мл децимолярного раствора муравьиной кислоты и 100 мл децимолярного раствора гидроксида калия.

pK(HCOOH) = 3,75 при t=25 °C

Задача. Рассчитайте pH буферного раствора, полученного нейтрализацией раствора дигидрофосфата на 40%. pK_1 дигидрофосфат-аниона = 3,75 (t=25 °C)

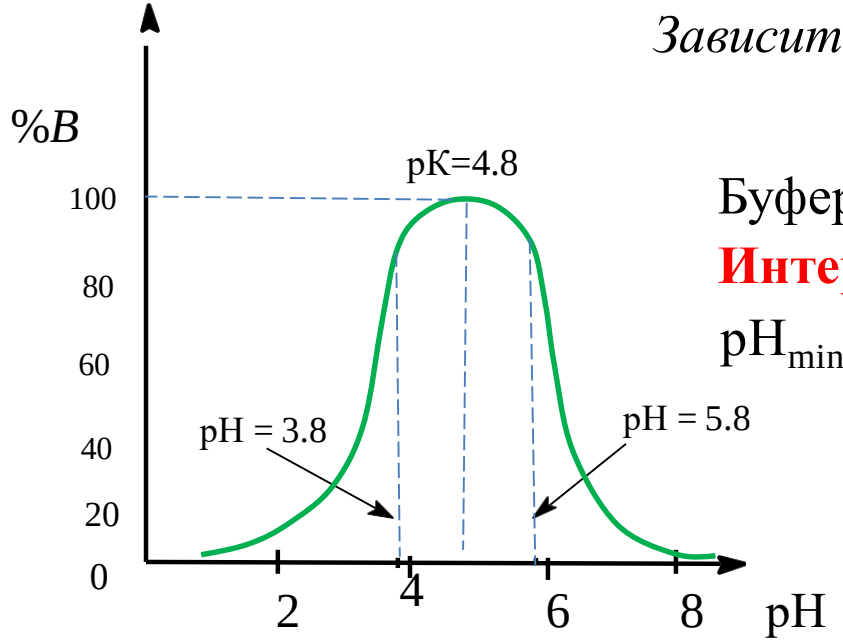
Задача: Рассчитайте pH буферного раствора, полученного смешиванием 200 мл 0,01 М раствора угольной кислоты и такого же объёма миллимолярного раствора гидроксида натрия. pK угольной кислоты = 6,1 при t=37 °C.

Буферная ёмкость

— величина, характеризующая способность буферного раствора противодействовать изменению pH среды при добавлении небольших количеств кислот или щелочей;

— численно равна количеству сильной кислоты или щёлочи, при добавлении которого к 1 л буферного раствора его pH изменяется на единицу.

$$B_{к(щ)} = \frac{\nu_{к(щ)}}{|\Delta pH| \cdot V_{б.р.}} = \frac{C_{к(щ)} \cdot V_{к(щ)}}{|\Delta pH| \cdot V_{б.р.}} \left(\frac{моль}{л \cdot ед.\ pH} \right)$$



Зависит: 1) от концентрации компонентов буферного раствора;
2) от соотношения концентраций компонентов.

Буферная ёмкость непостоянна в интервале буферного действия.

Интервал буферного действия: pH = pK_a ± 1.

$pH_{min} = pK_a + \lg 1/10$; $pH_{мах} = pK_a + \lg 10/1$

B_{max} *при* $pH = pK$, при этом $B_к = B_щ$

Буферная ёмкость зависит от

количества компонентов

Пример:

100 экв. соли + 100 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 1$$

+ 5 экв HCl:

95 экв. соли + 105 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 0.9$$

10 экв. соли + 10 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 1$$

+ 5 экв HCl:

5 экв. соли + 15 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 0.33$$

соотношения количеств компонентов

Пример:

50 экв. соли + 50 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 1$$

+ 10 экв. NaOH:

60 экв. соли + 40 экв. к-ты

$$\lg\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 1.5$$

80 экв. соли + 20 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 4$$

+ 10 экв NaOH:

90 экв. соли + 10 экв. к-ты

$$\frac{C_N(соли)}{C_N(кислоты)} = 9$$

Для серии буферных растворов с одинаковой суммарной концентрацией компонентов существует

Понятие максимальной буферной ёмкости

$C_{соли} > C_{кислоты}$ ⇒ $B_к > B_щ$

$C_{соли} < C_{кислоты}$ ⇒ $B_к < B_щ$

$C_{соли} = C_{кислоты}$ ⇒ $B_к = B_щ = B_{макс}$

Для кислотного буферного раствора: $B_{макс}$ при $pH = pK_a$

$$pH = pK_a + \boxed{\lg \frac{n(соли)}{n(кислоты)}} = 0$$

Для осно́вного буферного раствора: $B_{макс}$ при $pH = 14 - pK_b$

$$pH = 14 - pK_b - \boxed{\lg \frac{n(соли)}{n(основания)}} = 0$$

Задача: Какую из кислот (уксусную, угольную или фосфорную) лучше всего использовать для приготовления раствора с наибольшей буферной ёмкостью при pH 7,4 при 25 °C?

Задача: Рассчитайте, буферную ёмкость по отношению к HCl при добавлении 5 мл 0,1 н HCl к аммонийному буферному раствору, приготовленному смешиванием 20 мл 0,4 н NH_4Cl и 15 мл 0,3 н раствора аммиака (NH_3).

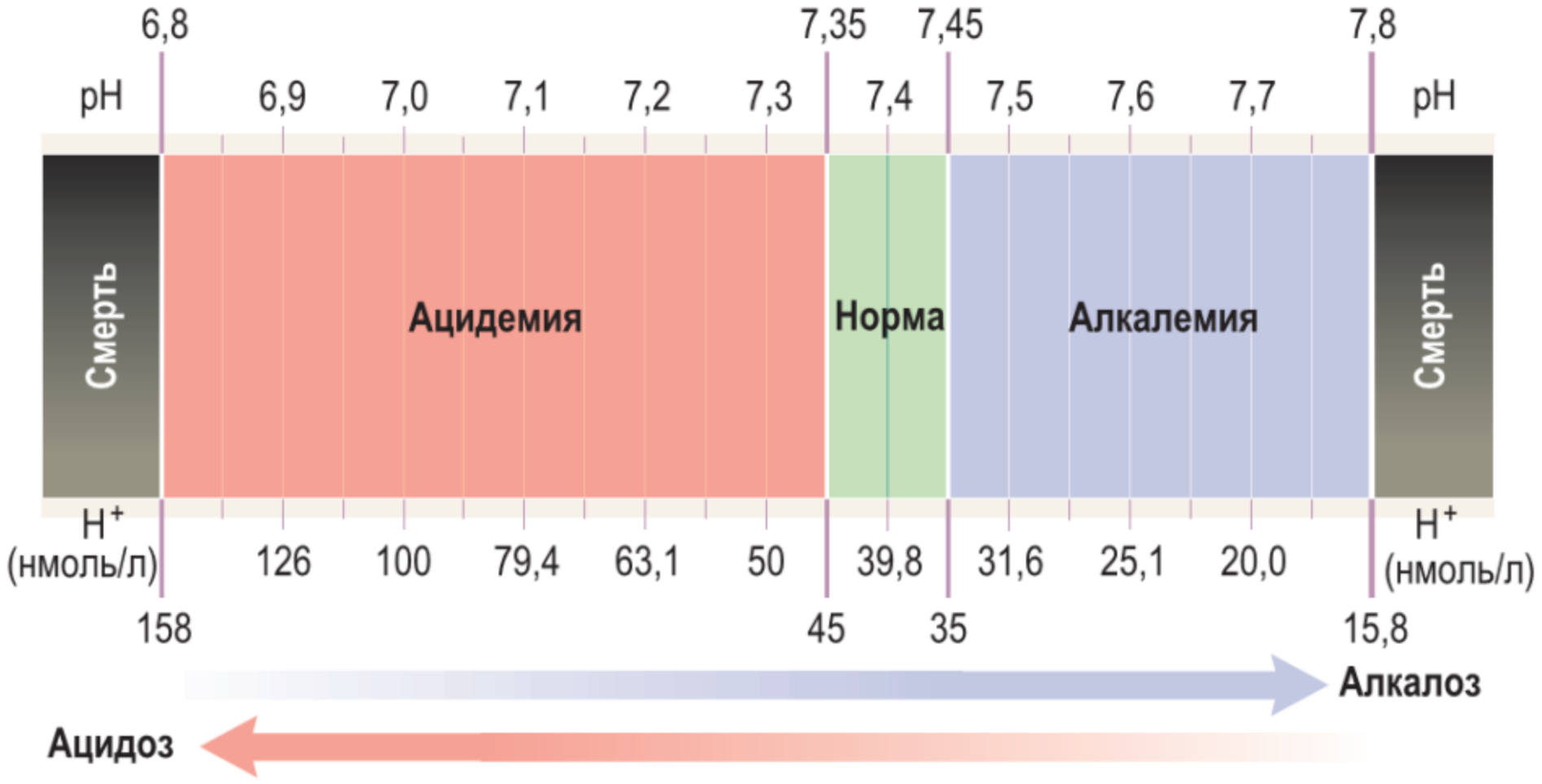
$K_{ионизации}$ (NH_3)=$1{,}8 \cdot 10^{-5}$. t=25°C.

Основные буферные системы организма

Буферная система	Буферная ёмкость, ммоль/л	Функционирование
Гидрокарбонатная H_2CO_3/HCO_3^-	$B_к = 40$ $B_щ = 2$	Плазма, эритроциты, межклеточная жидкость, почечная ткань, **слюна**
Гемоглобиновая HHb/Hb^- Оксигемоглобиновая $HHbO_2/HbO_2^-$	$B_щ > B_к$ $B_к > B_щ$	Основна́я буферная система эритроцитов
Фосфатная $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	$B_к = 2$ $B_щ = 0.5$	Плазма, эритроциты, почечная ткань, **слюна**
Белковая $HProt/Prot^-$	$B_к = 10$ (альбумины) $B_к = 3$ (глобулины) $B_к < 1$ $B_к > B_щ$	Плазма крови, **слюна**

Относительный вклад буферных систем крови в поддержание в ней протолитического гомеостаза

Буферные системы плазмы крови	Относительный вклад, %	Буферные системы эритроцитов	Относительный вклад, %	Σ, %
Гидрокарбонатная H_2CO_3/HCO_3^-	35	Гидрокарбонатная H_2CO_3/HCO_3^-	18	53
Фосфатная $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	1	Фосфатная $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	4	5
Белковая $HProt/(Prot)^-$	7			7
		Гемоглобиновая HHb/Hb^-; $HHbO_2/HbO_2^-$	35	35
Общий	43		57	100


6,8
7,35
7,45
7,8
pH
6,9
7,0
7,1
7,2
7,3
7,4
7,5
7,6
7,7
pH
Смерть
Ацидемия
Норма
Алкалемия
Смерть
H+
(нмоль/л)
126
100
79,4
63,1
50
39,8
31,6
25,1
20,0
H+
(нмоль/л)
158
45
35
15,8
Алкалоз
Ацидоз

Ацидемия
(аномально высокая кислотность крови)

при сердечно-сосудистых заболеваниях, ишемической болезни, инфаркте миокарда;

при тяжелых формах сахарного диабета;

при приеме пищи кислотного характера;

при начальных изменениях пародонта.

Алкалиемия
(аномально высокая щёлочность крови)

при потере организмом остатков кислот;

при задержке осно́вных катионов;

при кишечной непроходимости;

при нарушении выведения натрия почками;

при приеме пищи осно́вного характера;

при приеме лекарственных препаратов;

при отравлениях.

Задачи на усвоение темы

1. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в артериальной крови (pH 7,42).
2. Вычислите pH сантимолярного раствора хлорида аммония.
3. Рассчитайте pH природной воды, если в 10 л этой воды растворено 11,2 л CO_2 (н. у.). Константу диссоциации кислоты по первой ступени принять $4{,}45 \cdot 10^{-7}$.
4. К 10 мл децимолярного раствора формиата натрия прибавили 5 мл 0,05 М раствора соляной кислоты. Обладает ли полученный раствор буферным действием? Ответ докажите.
5. Как изменится pH, если к ацетатному буферному раствору, состоящему из 100 мл кислоты и 100 мл раствора соли с концентрацией компонентов по 0,1 моль/л, прибавить 10 мл раствора с концентрацией гидроксида натрия 0,1 моль/л? $pK_a = 4{,}76$.
6. Рассчитайте pH ацетатного буферного раствора, приготовленного из 80 мл 0,1 н раствора CH_3COOH и 20 мл 0,1 н раствора CH_3COONa. $K_Д(CH_3COOH) = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$.
7. Рассчитайте pH аммиачного буферного раствора, в 1 л которого содержится 0,1 моль аммиака и 0,2 моль нитрата аммония. Константа основности аммиака $K_b = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$.
8. Рассчитайте объёмы децимолярного раствора гидрофосфата и 0,05 М раствора дигидрофосфата натрия, которые нужно взять для приготовления 1,5 л буферного раствора с pH 7,4. $pK_a(H_2PO_4^-) = 7{,}21$.
9. Рассчитайте, в каком соотношении находятся исходные компоненты фосфатной и бикарбонатной буферных систем в плазме крови при pH 7,36, если для плазмы крови $pK(H_2PO_4^-) = 6{,}8$; $pK(H_2CO_3) = 6{,}1$.
10. К 100 мл крови для изменения pH от 7,36 до 7,00 надо добавить 3,6 мл соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Какова буферная ёмкость крови по кислоте?