

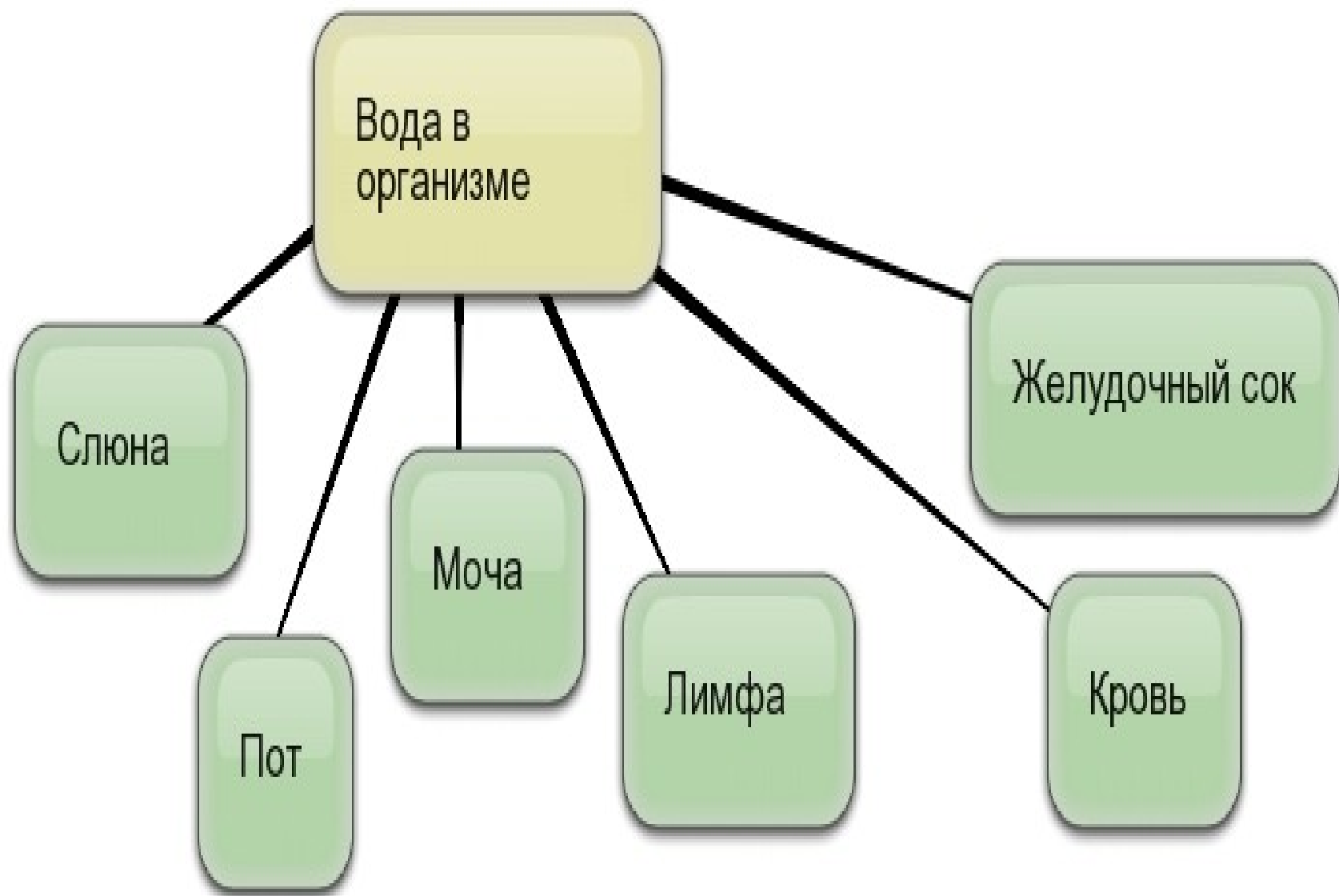


Растворы.

ВОДА

Соотношение содержания воды (в %) к весу тела
в зависимости от возраста и пола





Содержание и распределение воды в организме человека

~ 60 % от общей массы тела человека
составляет вода. (На 70 кг приходится
45 л воды).



70% всей воды

организма

внутриклеточная

30% -

внеклеточная

Их состав сильно
отличается :

Вещество	Внутриклеточная жидкость	Внеклеточная жидкость
Na⁺	10 ммоль/л	140 ммоль/л
K⁺	140 ммоль /л	4 ммоль /л
Ca²⁺	0,1 ммоль /л	2,5 ммоль /л
Mg²⁺	30 ммоль /л	1,5 ммоль /л
Cl⁻	4 ммоль /л	100 ммоль /л
HCO₃⁻	10 ммоль /л	27 ммоль /л
PO₄³⁻	60 ммоль /л	2 ммоль /л
Глюкоза	0 ÷ 1 ммоль /л	5,5 ммоль /л
Белок	16 г /дл	2 г /дл

Внеклеточная жидкость (30%)



```
graph TD; A[Внеклеточная жидкость (30%)] --> B[Внутрисосудистая (7%)]; A --> C[Межклеточная тканевая (23 %)]
```

Внутрисосудистая
(7%)

Межклеточная
тканевая (23 %)

Их состав почти одинаков, разница лишь в содержании белков. (концентрация белка выше во внутрисосудистой жидкости)

1. Вода- универсальный растворитель

Существование межмолекулярных водородных связей определяет аномальные физические свойства воды:

1. Высокая теплоемкость – 75, 3 кДж/моль·К
2. Высокая температура кипения
3. Большая теплота испарения – 40,8 кДж/моль..
4. Высокое поверхностное натяжение
5. Низкая вязкость
6. Более высокая плотность в жидком состоянии, чем в твердом (...
Высокая диэлектрическая проницаемость ($\epsilon = 80$) ...

В биохимических процессах вода выступает как :

1. Растворитель
2. Реагент
3. Продукт реакции

2. Вода – реагент в биохимических реакциях

- кислотно-основных (автопротолиз воды)



- окисления-восстановления (окисление воды при фотосинтезе:



- гидратации (белков и нуклеиновых кислот)
- гидролиза (гидролиз АТФ)



**«Вода! У тебя нет ни
вкуса, ни цвета, ни
запаха, тебя не
опишешь, тобой
наслаждаешься, не
понимая, что ты такое.
Ты не просто
необходима для жизни,
ты и есть жизнь.»**

Антуан де Сент-Экзюпери

Теория электролитической диссоциации (ТЭД) электролитов Аррениуса.

Вещества по способности к диссоциации классифицируют на:

Неэлектролиты (не диссоциируют в растворе)

Электролиты (диссоциируют в растворе на ионы):

Сильные

Слабые



Константа равновесия данной реакции:

$$K_{дис.} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$K_{\text{дис.}}$ зависит:

1. от природы электролита

2. от температуры: $T \uparrow$, $K_{\text{дис.}} \uparrow$

Т.к. $K_{\text{дис.}} \neq f(C)$, то ее сравнивают для разных электролитов. Чем больше $K_{\text{дис.}}$, тем сильнее электролит.



$$K_{дис.} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

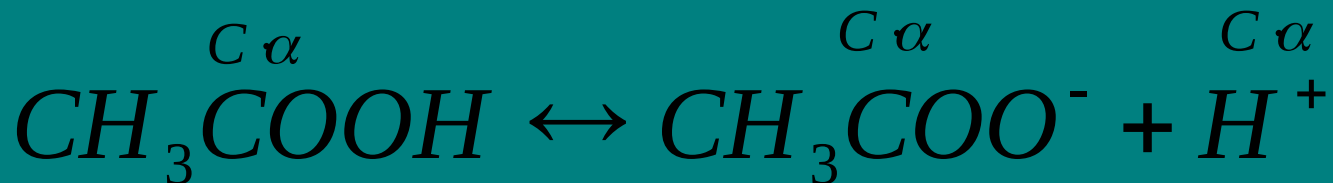
C- исходная молярная концентрация кислоты, моль/л;

α - степень диссоциации;

$C \cdot \alpha$ - число продиссоциировавших молекул;

$(C - C \cdot \alpha)$ - число не продиссоциировавших (оставшихся) молекул;

$$[H^+] = [CH_3COO^-] = C \cdot \alpha$$



$$K_{\text{дис.}} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C^2 \cdot \alpha^2}{C \cdot (1 - \alpha)} = \frac{C \alpha^2}{1 - \alpha}$$

для слабых электролитов $\alpha \rightarrow 0$ и $(1 - \alpha) \rightarrow 1$, тогда

$$K_{\partial} = C \cdot \alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\partial}}{C}}$$

закон разведения Оствальда (1888 г.)

Теория растворов сильных электролитов (1923 г, Дебай, Хюккель)

1. Сильные электролиты в водных растворах диссоциируют полностью, т.е. для них $\alpha = 1$ или 100 % , молекул электролита нет. Поэтому, ни α , ни K_d к сильным электролитам неприменимы.
2. В растворах за счет сильного ион-дипольного взаимодействия с молекулами H_2O образуются гидратные оболочки иона.
3. Сильное ион-ионное взаимодействие создает ионные атмосферы (каждый гидратированный ион окружен гидратированными ионами противоположного заряда)

АКТИВНОСТЬ (a) – ЭТО

...

$$a = f_a \cdot C$$

молярная
концентрация

Коэффициент активности-

...

$$a = C, \quad \text{при} \quad f_a = 1$$

Для реальных растворов $f_a < 1$.

В сильно разбавленных растворах $f_a \rightarrow 1$.

f_a ЗАВИСИТ ОТ :

1. концентрации раствора

а) $C \uparrow, fa \downarrow$

б) $C \rightarrow 0, fa \rightarrow 1.$

2. природы иона (заряд и радиус): $Z \uparrow, fa \downarrow$;

$r \uparrow, fa \uparrow$, если $Z = \text{const}$;

3. температуры: $T \uparrow, fa \uparrow$

4. природа растворителя ($\mu,$

ϵ)

5. ионной силы раствора (I): $I \uparrow, fa \downarrow$

Ионная сила раствора (I) -

...

$$I = \frac{1}{2} \sum C m_i \cdot Z_i^2$$

для разбавленных
растворов $Cm \sim Cm$

I биологических жидкостей, например
плазмы крови $\sim 0,15$ моль/кг .

Изотонический раствор 0,85% (0,15 М) р-р
NaCl, $I = 0,15$ моль/кг.

$$C_m (\text{NaCl}) = 0,15 \text{ моль/кг}$$

$$I = \frac{1}{2} (0,15 \cdot 1^2 + 0,15 \cdot 1^2) = 0,15 \text{ моль / кг}$$

$\text{Na}^+ \qquad \qquad \text{Cl}^-$

Для разбавленных растворов, в которых $I \leq 0,01$:

$$- \lg f_a = 0,5 \cdot Z_+ \cdot Z_- \cdot \sqrt{I}$$

Предельный з-н Дебая-Хюккеля

Для растворов электролитов
одинаковозарядных (MgSO_4):

$$- \lg f_a = 0,5 Z^2 \sqrt{I}$$

Пример:

Определить f_a 0,001 М р-ра K_2SO_4 .

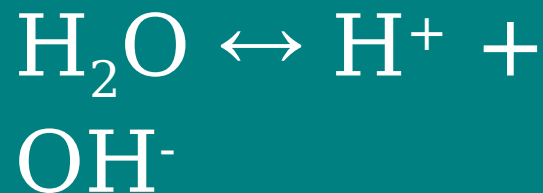
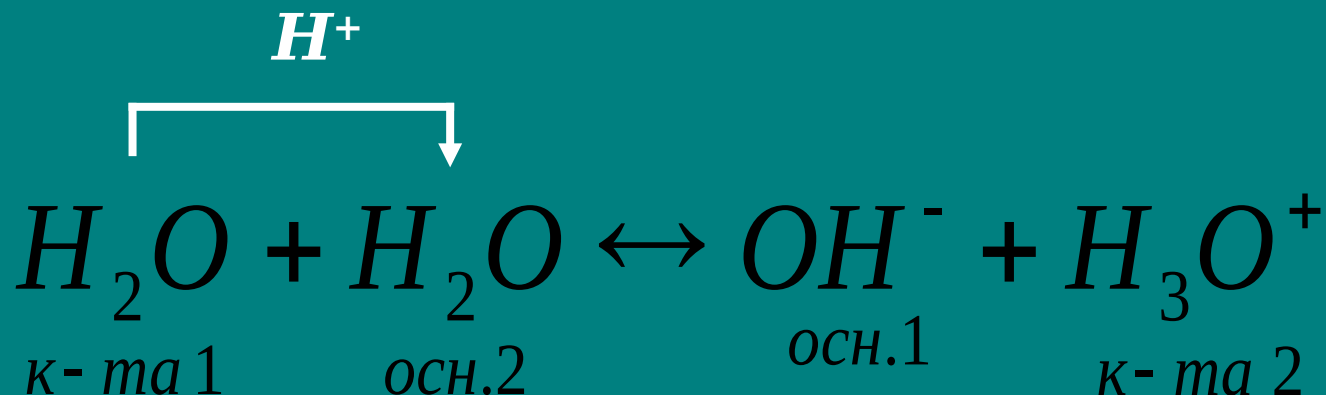
$$I = \frac{1}{2} (2 \cdot 0,001 \cdot 1 + 0,001 \cdot 2^2) = 0,003$$

$K^+ \qquad \qquad \qquad SO_4^{2-}$

$$\lg f_a = -0,5 \cdot 2 \cdot 1 \cdot \sqrt{0,003} = -0,055$$

$$f_a = 10^{-0,055} = 0,88$$

Диссоциация воды. Ионное произведение воды.



$$K_{\partial} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (25^0 C)$$

const

При 25°C $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$

При 37°C $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-13,6}$

$K_{\text{H}_2\text{O}} = f(t)$, если $t \uparrow$, то $K_{\text{H}_2\text{O}} \uparrow$

В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль / л}$
(нейтральная среда)

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль / л}$
(кислая среда)

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль / л}$
(щелочная среда)

Водородный показатель (pH)

1909 г. Серенсен

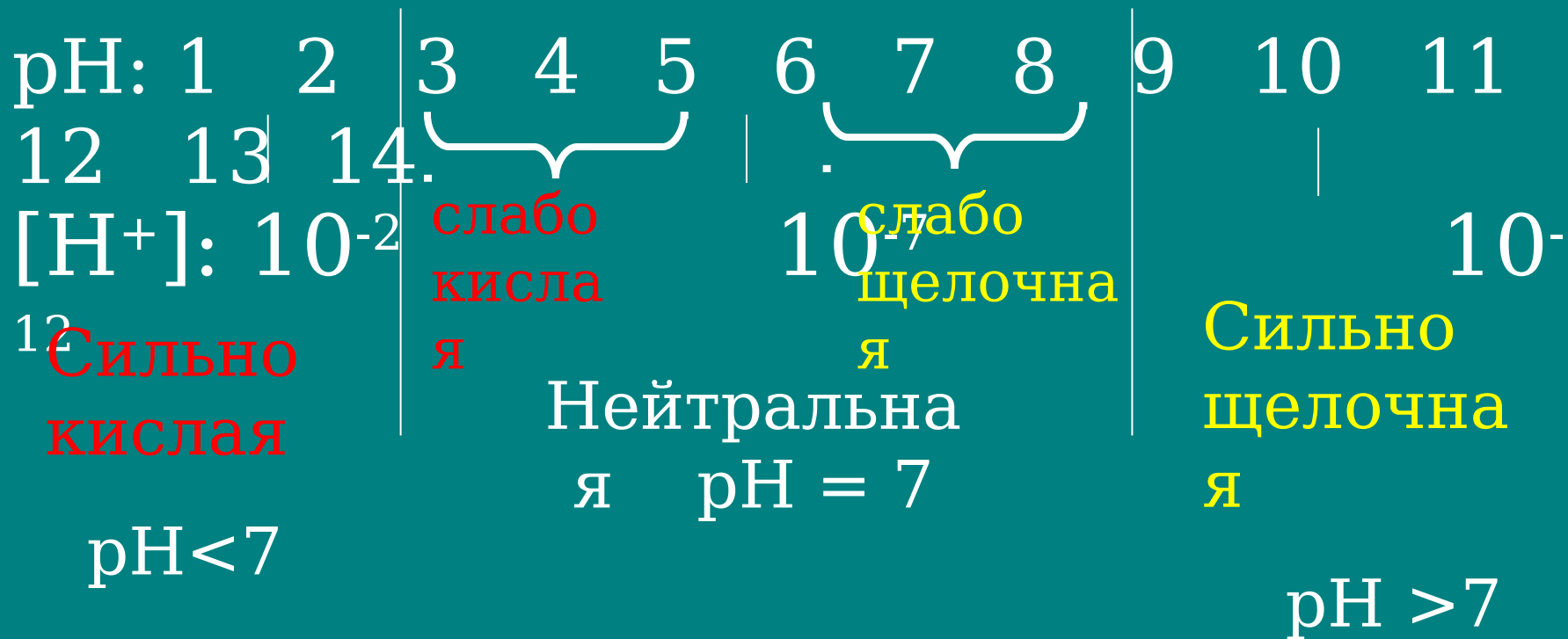
$$pH = -\lg [H^+]; \quad pH = -\lg a_{H^+}$$

$$pOH = -\lg [OH^-]; \quad pOH = -\lg a_{OH^-}$$

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

$$pH + pOH = 14$$

Шкала pH (25°C)



Протонная теория кислот и оснований. Теория Бренстеда – Лоури (1923 г.)

Основные положения :

1. **Кислота** - всякая частица (молекула, ион) отдающая протон, т.е. донор протонов.

Основание – частица, присоединяющая протон, т.е. акцептор протонов.

Классификация кислот и оснований

Кислоты:

а) нейтральные $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ +$

б) анионные Cl^- $\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ +$

в) катионные CO_3^{2-} $\text{NH}_4^+ \leftrightarrow \text{H}^+ +$

Основания:

а) нейтральные $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$

б) анионные $\text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow$

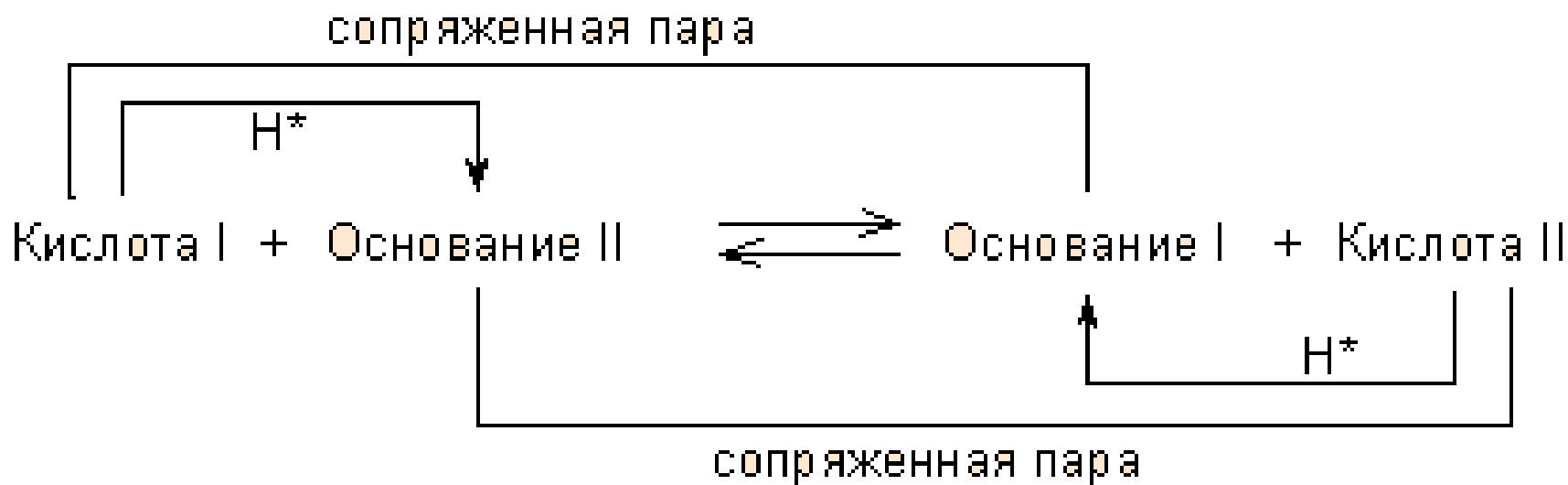
в) катионные HCl $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2 + \text{H}^+ \rightarrow$

$\rightarrow \text{H}_2\text{N} - \text{NH}_3^+; \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_3\text{N}^+ - \text{NH}_3^+$

2. Кислоты и основания существуют только как сопряженные пары: кислота, отдавшая протон, превращается в сопряженное ей основание, а основание, приняв протон превращается в сопряженную ему кислоту.

Кислота	$\leftrightarrow$	протон	+	основание
H_3O^+	$\leftrightarrow$	H^+	+	H_2O
H_2O	$\leftrightarrow$	H^+	+	OH^-
NH_4^+	$\leftrightarrow$	H^+	+	NH_3
CH_3COOH	$\leftrightarrow$	H^+	+	CH_3COO^-
HCl	$\leftrightarrow$	H^+	+	Cl^-
H_2PO_4^-	$\leftrightarrow$	H^+	+	HPO_4^{2-}

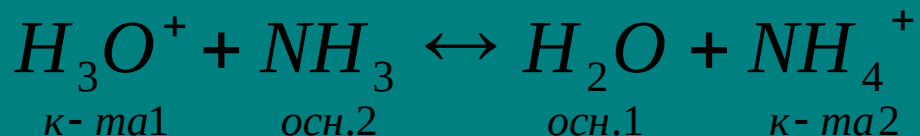
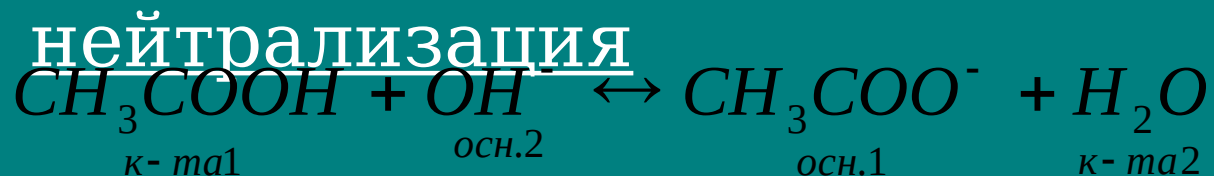
3. Протолитические реакции сопровождаются переносом протонов от кислоты к основанию и представляют собой две одновременно протекающие полуреакции:



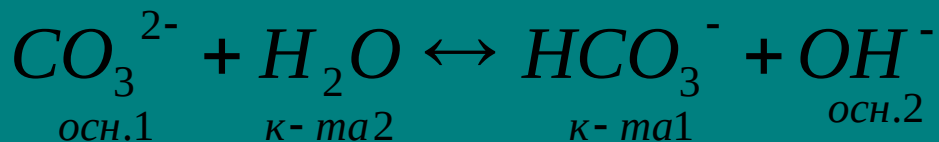
Типы протолитических реакций

1.

нейтрализация

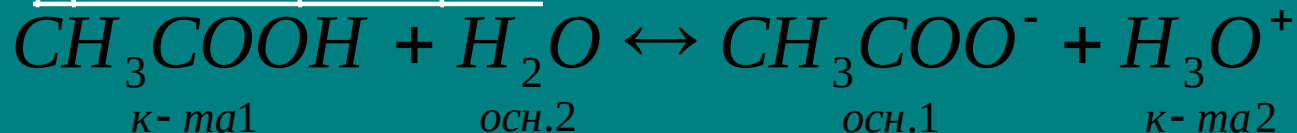


2. гидролиз



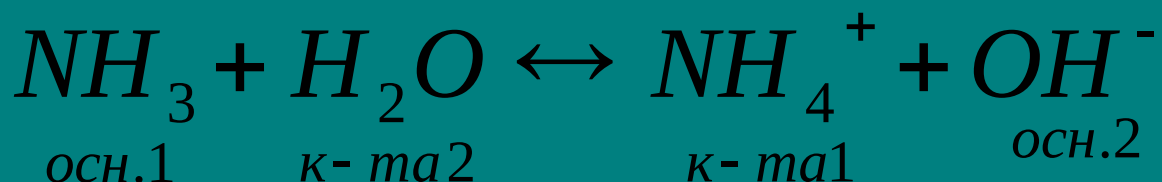
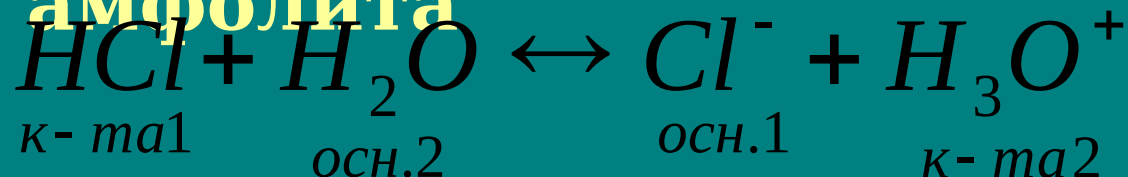
3. электролитическая

диссоциация



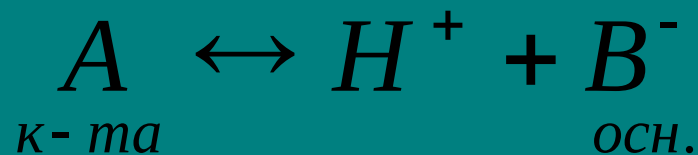
4. Кислотно-основные свойства
вещество проявляет в конкретной
химической реакции. В зависимости
от партнера могут быть вещества
амфолиты.

**Характеристика воды как
амфолита**

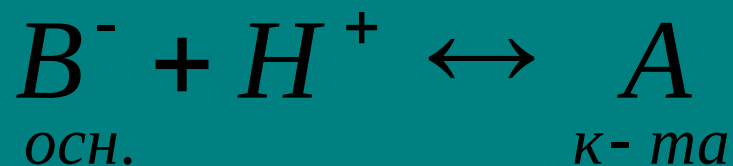


5. Протон в водных растворах гидратирован,
существует в виде иона –гидроксония
 H_3O^+

Сила кислот и оснований



$$K_{\text{д.к-ты}} = \frac{a_{H^+} \cdot a_{B^-}}{a_A} = K_A \quad \text{const кислотности}$$



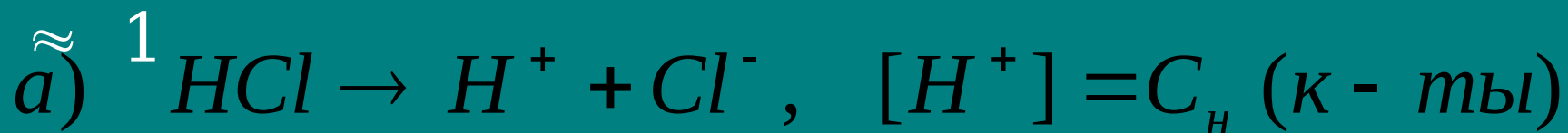
$$K_{\text{д.осн.}} = \frac{a_A}{a_{H^+} \cdot a_{B^-}} = K_B \quad \text{const основности}$$

$$K_a = \frac{1}{K_b}, \quad \text{т.е.} \quad K_a \cdot K_b = 1$$

Условно считают, что соединение является кислотой или основанием если его K_a или $K_b > 10^{-20}$ в данном растворителе.

Расчет pH растворов

I. Сильных кислот и оснований fa



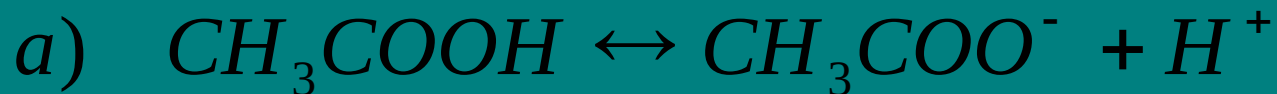
$$pH = - \lg [H^+] = - \lg C_H \text{ (к - ты)}$$



$$pOH = - \lg [OH^-] = - \lg C_H \text{ (щел.)}$$

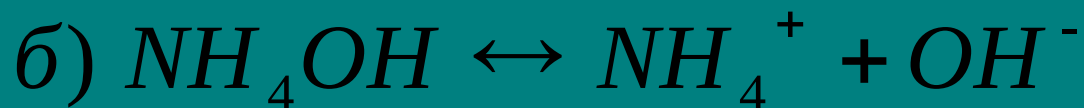
$$pH = 14 - pOH$$

II. Слабых кислот и оснований



$$[H^+] = C_H (\kappa - \text{ты}) \cdot \alpha ;$$

$$pH = - \lg C_H (\kappa - \text{ты}) \cdot \alpha$$



$$[OH^-] = C_H (\text{осн.}) \cdot \alpha$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - (- \lg C_H (\text{осн.}) \cdot \alpha)$$

Если α неизвестно:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[CH_3COO^-] = [H^+]$$

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+]^2}{[CH_3COOH]} ; \quad [H^+] = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot C_{\text{к-ты}}}$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_{\text{д}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{к-ты}} ;$$

$$pK = - \lg K_{\text{д}}$$

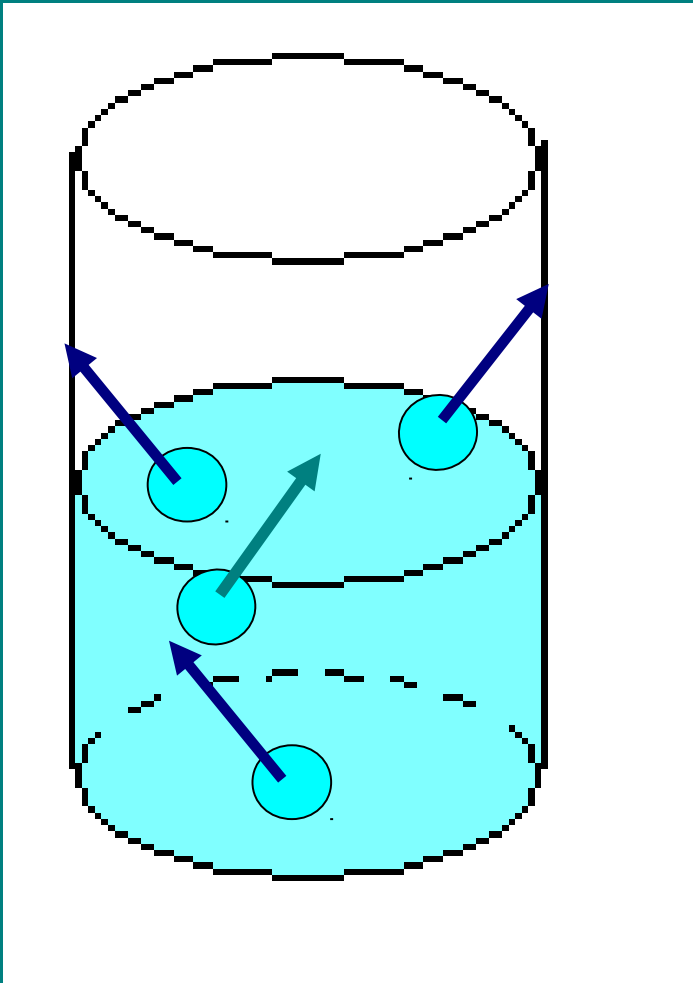
В справочнике

$$pOH = \frac{1}{2} pK_{\text{осн.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{осн}}$$

Коллигативные свойства растворов

- 1. понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором по сравнению с давлением насыщенного пара растворителя над чистым растворителем.
- 2. повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения чистого растворителя.
- 3. понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя.
- 4. осмотическое давление

I. Давление насыщенного пара растворителя



испарение

конденсация

$$V_{\text{испарения}} =$$

$$V_{\text{конденсации}}^{\text{Насыщенный}}$$

пар

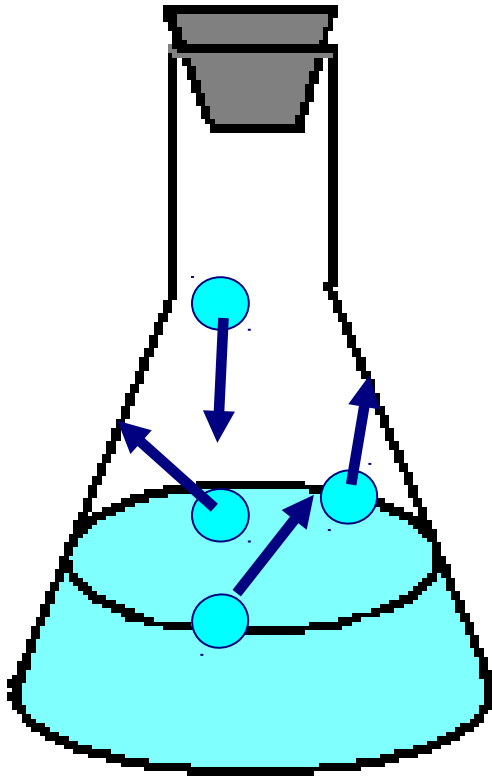
P_0 – давление

насыщенного пара

растворителя

I закон Рауля: «Давление насыщенного пара над раствором (P) равно давлению насыщенного пара над чистым растворителем (P_0)

умноженным на мольную долю растворителя (N)»



$$P = P_0$$

$P_0 - P = \Delta P$; N_i ΔP - абсолютное понижение давления насыщенного пара р-ля над р-ом

$\frac{P_0 - P}{P_0} \Rightarrow$ относительное понижение давления нас. пара над раствором.

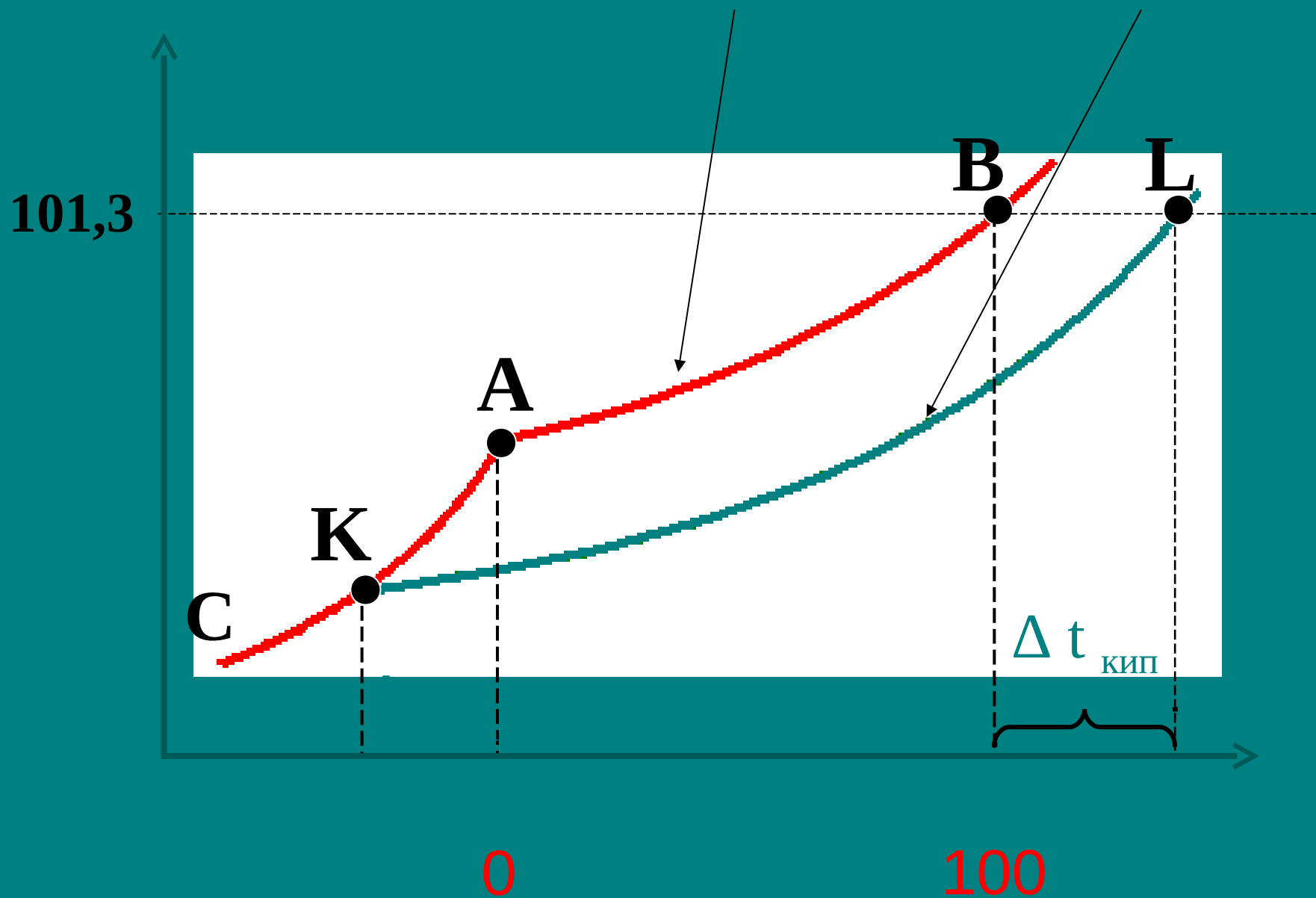
$$N_s = \frac{n_s}{n_s + n_i} \quad N_s + N_i = 1, \quad N_s = 1 - N_i$$

$$P = P_0(1 - N_i) = P_0 - P_0 N_i$$

$$N_i; \quad P_0 - P = P_0 N_i ;$$

$$\Delta P = P_0 N_i$$

$$\frac{\Delta P}{P_0} = N_i$$



II закон Рауля (1882) : «Повышение $t_{\text{кип.}}$ и понижение $t_{\text{зам.}}$ растворов пропорционально моляльности растворенного вещества.»

$\Delta t_{\text{кип.}} = E \cdot C_m$, $\Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_m$
E- эбулиоскопическая постоянная,
K- криоскопическая постоянная,
 C_m - моляльность раствора.

Для H_2O : $E = 0,53 \text{ кг} \cdot \text{град} / \text{моль}$,

$K = 1,86 \text{ кг} \cdot \text{град} / \text{моль}$.

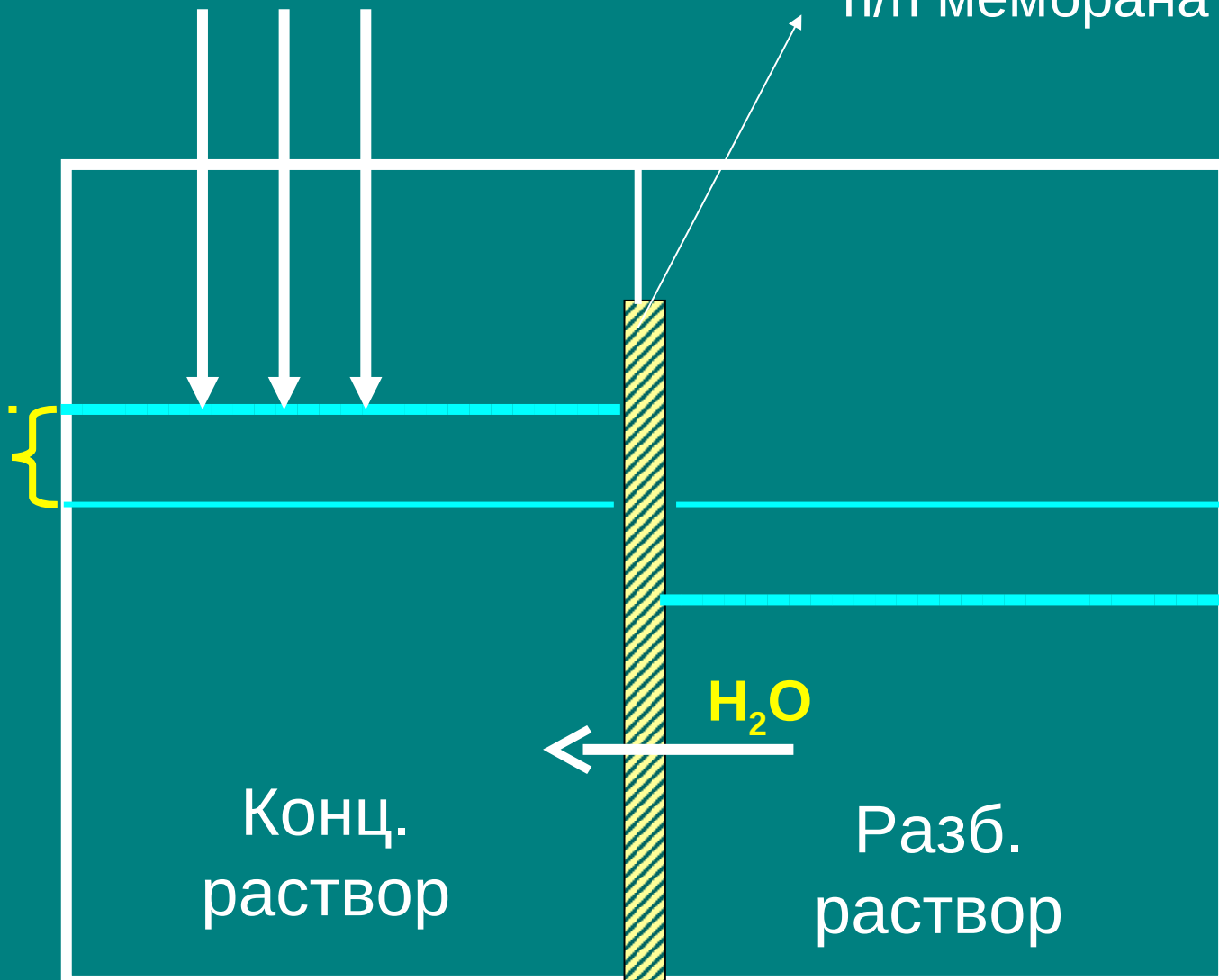
Осмоз и осмотические явления в биологических системах

1. распределение воды между внутриклеточной жидкостью и внеклеточной
2. распределение воды между сосудистым руслом и внесосудистым пространством.

давление

п/п мембрана

Уровень
жидкости
повысится



Конц.
раствор

Разб.
раствор

В 1886 г. Вант-Гофф
экспериментально установил, что
 $P_{осм.} = C_M RT$ – уравнение Вант-Гоффа.

$$C_M = \frac{n_v}{V_{p-ра}} = \frac{m_v}{M \cdot V_{p-ра}} \quad [\text{моль} / \text{л}]$$

если $C_M = \frac{\text{моль}}{\text{м}^3}$, $T = \text{К}$, $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$,

то $P_{осм.} = \frac{\text{моль}}{\text{м}^3} \cdot \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot \text{К} = \frac{\text{Дж}}{\text{м}^3} = \frac{\text{Н} \cdot \text{м}}{\text{м}^3} = \frac{\text{Н}}{\text{м}^2} = \text{Па} \text{ (Паскаль)}$

$$1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}; \quad 1 \text{ Па} = 10^{-3} \text{ кПа}$$

$$C_M = \text{моль/л}, \quad P_{осм.} = \text{кПа}.$$

Закон Вант-Гоффа: «Осмотическое давление раствора равно тому давлению, которое оказывало бы растворенное вещество, если бы оно, находясь в газообразном состоянии занимало бы объем равный объему раствора.»

Пример: 1 М раствор $C_6H_{12}O_6$. Чему равно $P_{осм}$?

$$P_{осм.} = \frac{n_v}{V_{p-ра}} \cdot RT = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 22,4 \text{ атм.}$$

$$P_{осм.} = \frac{m_v}{M_v \cdot V_{p-ра}} RT$$

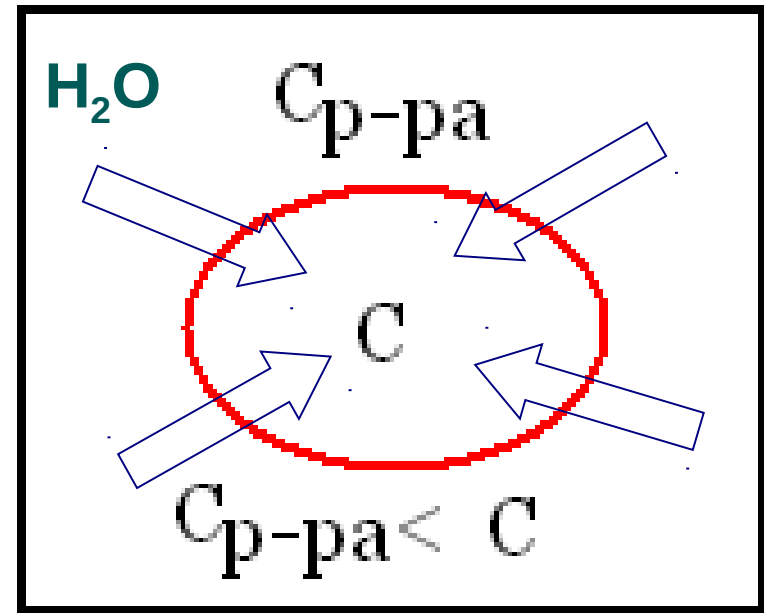
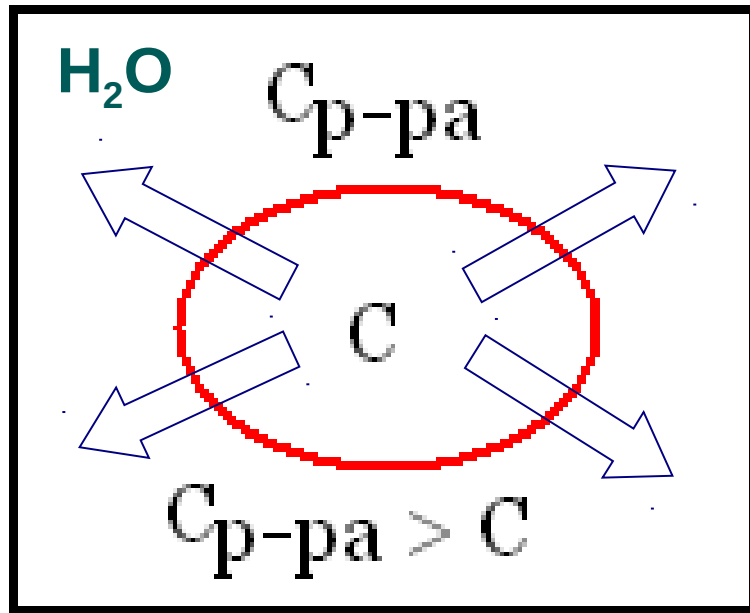
чем $\uparrow M$, тем $\downarrow P_{осм.}$ (белки)

Если раствор имеет $P_{осм}$ одинаковое с клеткой, то это изотонический раствор. При кровопотерях вводят растворы изотоничные плазме крови. Это 0,85-0,9 % (0,15М) NaCl ; 5,5% (0,3М) $C_6H_{12}O_6$

Физиологический

- раствор:
1. р-р Рингера- Локка - в 1л:
глюкоза 1,0 г , NaCl 9,0 г , KCl 0,2 г
 2. солевой инфузин и др.

Эритроциты в условиях нарушения изотоничности среды



$P_{осм\ p-ра} > P_{осм\ крови}$,
гипертонический
раствор

Сморщивание клеток
(кренация)- плазмолиз

$P_{осм\ p-ра} < P_{осм\ крови}$,
гипотонический
раствор

Разрыв протоплазмы,
лизис клеток -
гемолиз

Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов

$$1. P_{осм} = C_m \cdot R \cdot T$$

Только для р-
ров

$$2. P = P_0 \cdot N_s$$

неэлектролитов

$$3. \Delta T_{кип.} = E \cdot C_m$$

$$4. \Delta T_{зам.} = K \cdot C_m$$

В 1887 г. Вант-Гофф ввел
изотонический коэффициент – i
($i > 1$)

$$P_{осм} = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$$

$$P = i \cdot P_0 \cdot N_s$$

$$\Delta T_{кун.} = i \cdot E \cdot C_m$$

$$\Delta T_{зам.} = i \cdot K \cdot C_m$$



Степень диссоциации
 практ. $i = 1,05$

α
 Какова связь между α и i ?



Пусть N – общее число
 растворенных молекул слаб. эл-та

$N \cdot \alpha$ – число распавшихся

молекул
 $N \cdot \alpha \cdot n$ – общее число ионов (кат.
 и ан.)

$(N - N \cdot \alpha)$ - число не распавшихся
 молекул
 $(N \cdot \alpha \cdot n + (N - N \cdot \alpha))$ - общее число
 частиц в растворе

$$\begin{aligned}
 i &= \frac{\text{число всех частиц в растворе}}{\text{число исходных частиц}} = \frac{N \cdot n \cdot \alpha + (N - N\alpha)}{N} = \\
 &= \frac{N \cdot n \cdot \alpha + N(1 - \alpha)}{N} = n \cdot \alpha + 1 - \alpha
 \end{aligned}$$

$$i = \alpha(n-1) + 1$$

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

Значения pH важнейших биологических жидкостей

жидкость	pH
1. желудочный сок	$1,85 \pm 0,15$
2. моча	5,0 - 8,0
3. слюна	$6,6 \pm 0,3$
4. желчь	$6,9 \pm 0,4$
5. плазма крови (артериальная)	$7,4 \pm 0,05$
6. слезная жидкость	$7,7 \pm 0,1$
7. сок поджелудочной железы	$8,8 \pm 0,2$

Буферные системы -...

I. $\frac{\text{слабая кислота}}{\text{сопряжен. основание}}$

II. $\frac{\text{слабое основание}}{\text{сопряжен. кислота}}$

Классификация буферных систем

кислотные:

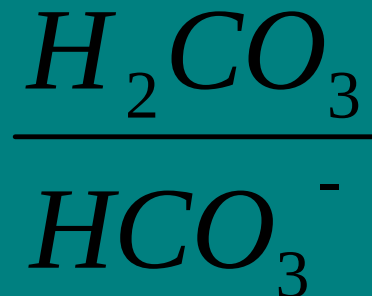
а) ацетатная: $\text{CH}_3\text{COOH} +$

CH_3COONa



б) гидрокарбонатная

:



II. Основные: $\text{NH}_4\text{OH} +$



Слабое



основание
Сопряженная
кислота

III. Солевые: $\text{KH}_2\text{PO}_4 +$



Слабая

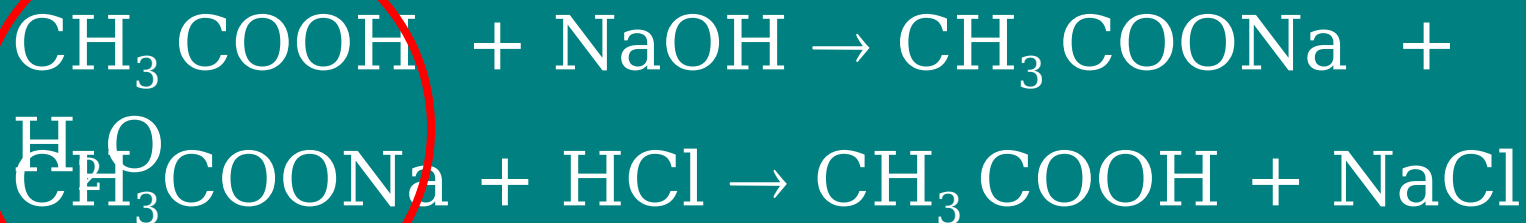


кислота
Сопряженное
основание

IV. Белковые :



Механизм действия буферных систем



буфер



$\sim$ сильное основание $\text{NaOH} \rightarrow$ слабое
 $\text{pH} \uparrow$ (изменяется, но незначительно!)

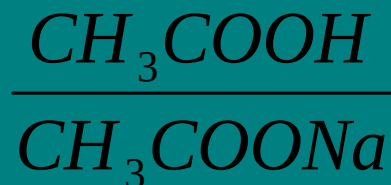


$\text{pH} \downarrow$ (незначительно!)

Вывод:

Расчет pH буферных систем

1. кислотный
буфер:



$$K_{\partial} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]};$$

$$[CH_3COO^-] = C_{\text{соли}}, \quad [CH_3COOH] = C_{\text{к-ты}}$$

$$K_{\partial} = \frac{C_{\text{соли}} \cdot [H^{+}]}{C_{\text{к-ты}}}; \quad [H^{+}] = K_{\partial} \cdot \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}}$$

$$- \lg [H^{+}] = - \lg K_{\partial} - \lg \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}};$$

$$- \lg K_{\partial} = pK_{\text{к-ты}}$$

$$pH = pK_{\text{к-ты}} + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{к-ты}}}$$

уравнение Гендерсона - Гассельбаха

2. основной буфер:



$$pOH = pK_{осн} + \lg \frac{C_{соли}}{C_{осн.}}; \quad pH = 14 - pOH$$

Буферная система устойчиво поддерживает pH раствора в пределах:
pH = pK ± 1 для кислот;
pH = 14 - (pK ± 1) для оснований

Пример: pH плазмы крови = 7,4 ;

$$pK(CH_3COOH) = 4,75, \quad \underline{pK(H_2PO_4^-)} = \underline{6,8}$$

рН буферной системы зависит:

- от величины рК (т.е. от K_d), а следовательно и от T , т.к. $K_d = f(T)$
- от соотношения концентраций компонентов;

рН буферной системы не зависит от разбавления!

Буферная емкость

$$BE_{\text{по кислоте}} = \frac{n_{\text{э}}(H^+)}{V_{\text{буф. р-ра}}(\text{л}) \cdot \Delta pH};$$

$$n_{\text{э}}(H^+) = C_{\text{н}}(\text{к - тьл}) \cdot V(\text{к - тьл})(\text{л})$$

$$BE_{\text{по щелочи}} = \frac{n_{\text{э}}(OH^-)}{V_{\text{буф. р-ра}}(\text{л}) \cdot \Delta pH};$$

$$n_{\text{э}}(OH^-) = C_{\text{н}}(\text{осн.}) \cdot V(\text{осн.})(\text{л})$$

БЕ

зависит от абсолютных значений концентрации компонентов (влияет разбавление).

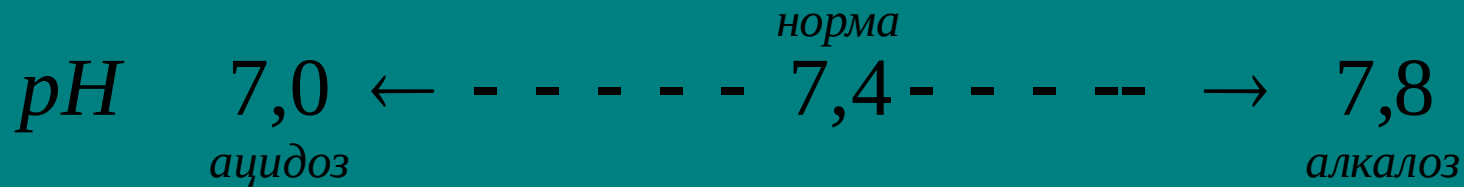
При разбавлении раствора БЕ уменьшается!

- от соотношения концентраций
компонентов

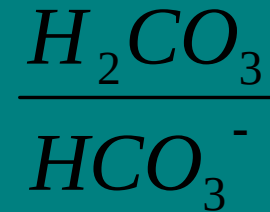
Максимальная устойчивость рН для тех буферов, у которых концентрации компонентов равны.

Буферные системы крови

Пределы изменения рН крови
совместимые с жизнью



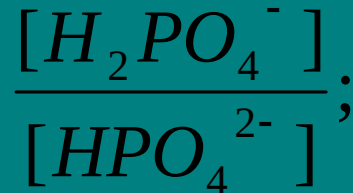
1. гидрокарбонатный
буфер -



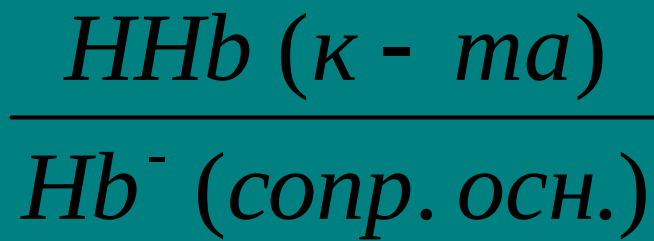
2. Белковый
буфер-



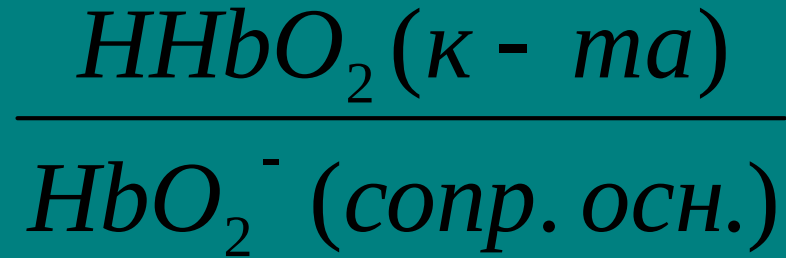
3. Фосфатный
буфер -



4. Гемоглобиновая буферная система



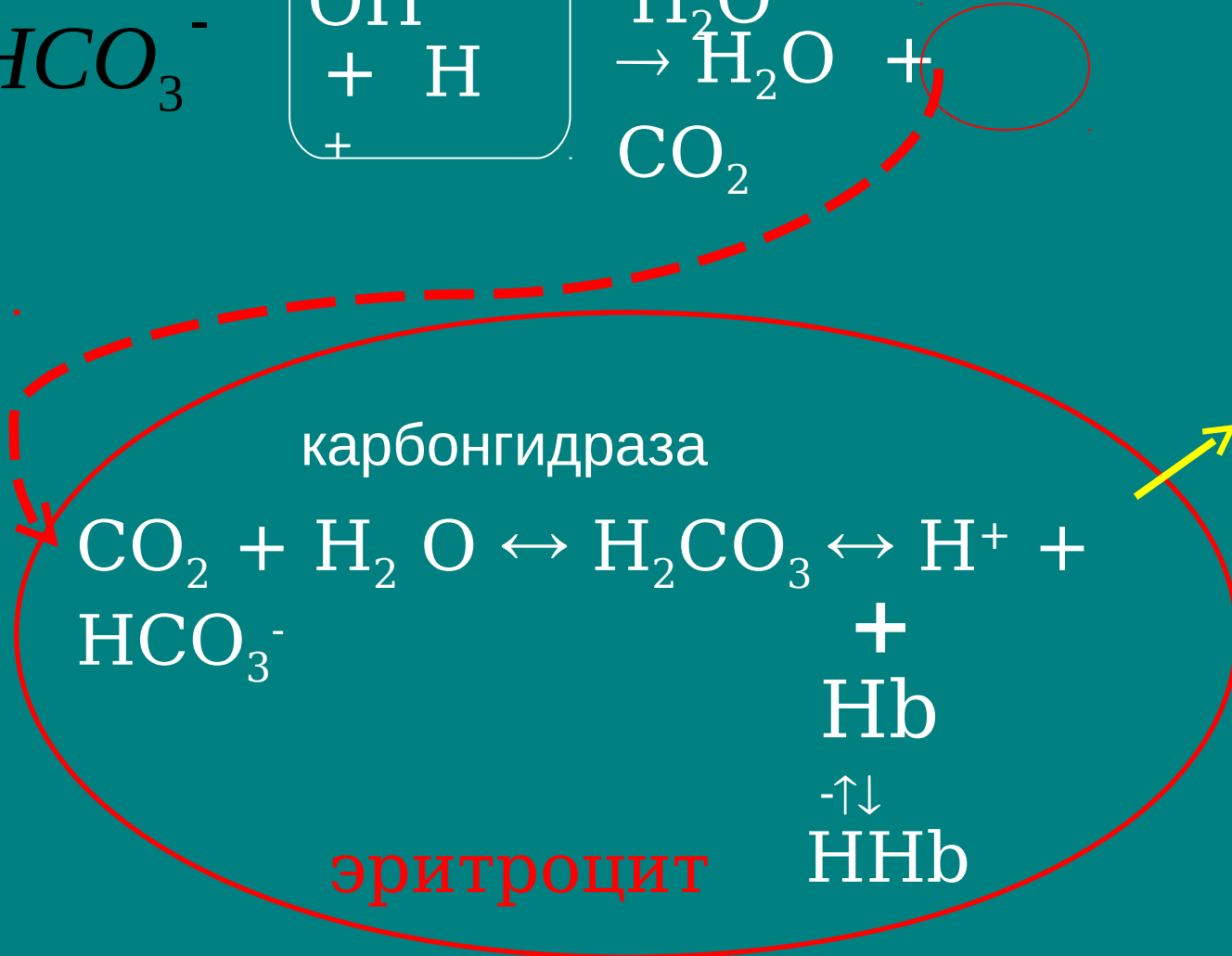
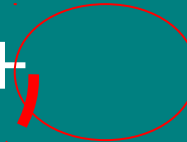
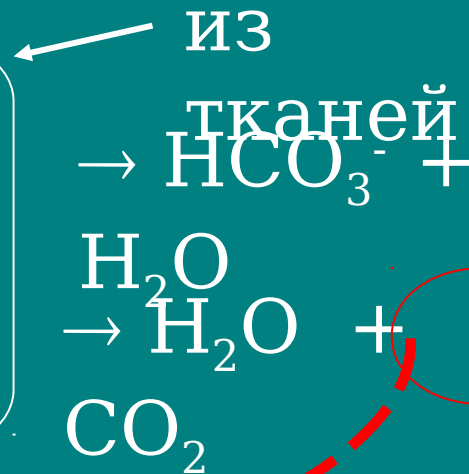
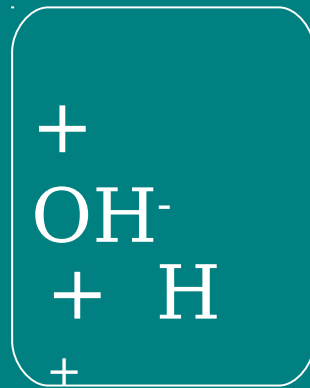
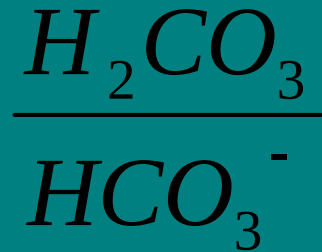
Гемоглобиновый
буфер



Оксигемоглобиновый
буфер



Плазма
и крови



Растворимость газов

*Газ + жидкость $\leftrightarrow$ нас. р-р
газа*

$$S = k \cdot p^0$$

растворимость
газа (г/л)

Парциальное
давление газа -...

константа Генри
(const растворимости)

Закон Сеченова

Растворимость газа
в чистой воде

Эмпирич.
const

$$\lg \frac{S_0}{S} = k \cdot C$$

Концентрация р-ра

Растворимость газа в
р-ре электролита