Растворы электролитов

План:

1. Типы электролитов. Теория электролитической диссоциации.
2. Ионные реакции.
3. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH).

1. Типы электролитов. Теория электролитической диссоциации.

- ***Электролиты*** **– это вещества, растворы или расплавы которых содержат ионы и проводят электрический ток.**

- **К ним относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи:**

соли, кислоты, основания, вода.

Молекулы электролита в растворе или расплаве распадаются на ионы – положительно заряженные катионы (K^+) и отрицательно заряженные анионы (A^-).

Электролитическая диссоциация –

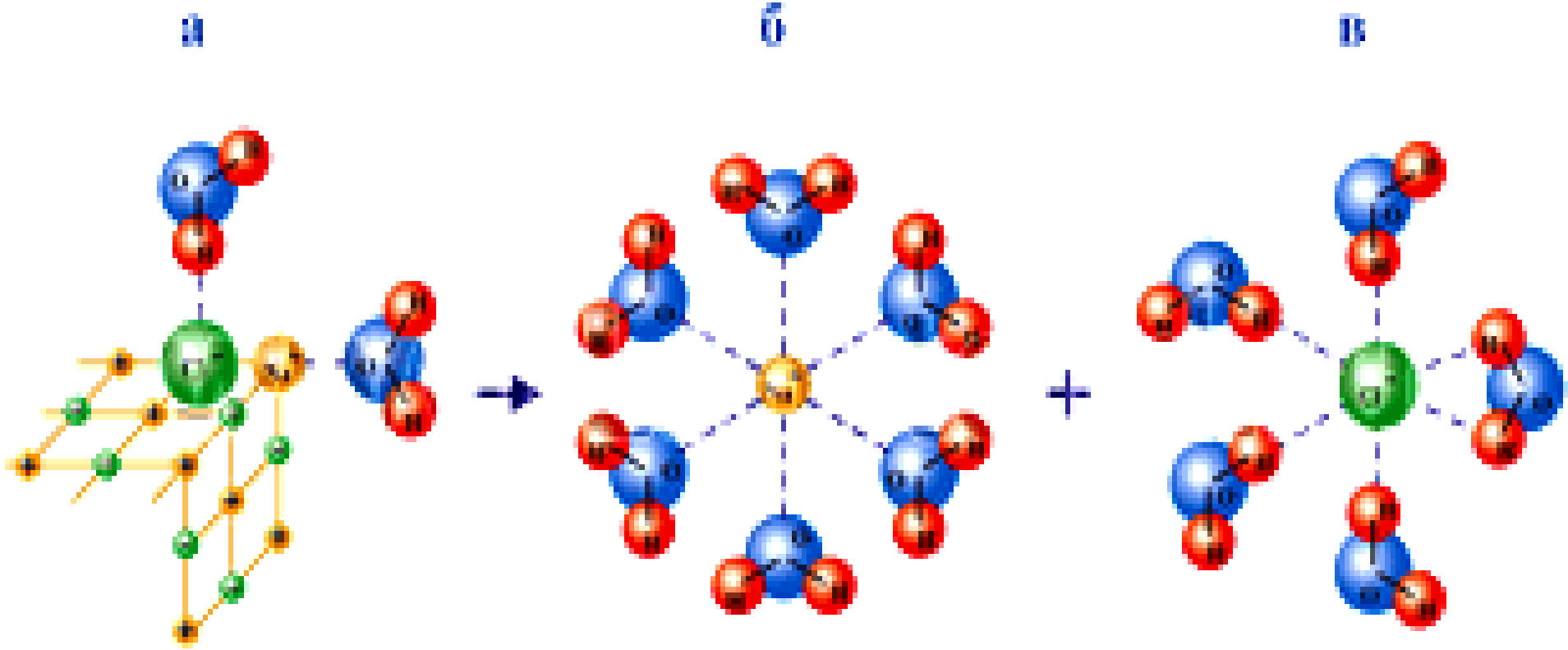
это процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя.

Теория была создана в 1884-1887 г.г. шведским ученым С. Аррениусом.

Шведский физикохимик, основные работы которого посвящены учению о растворах электролитов и кинетике химических реакций. Лауреат Нобелевской премии (1903)

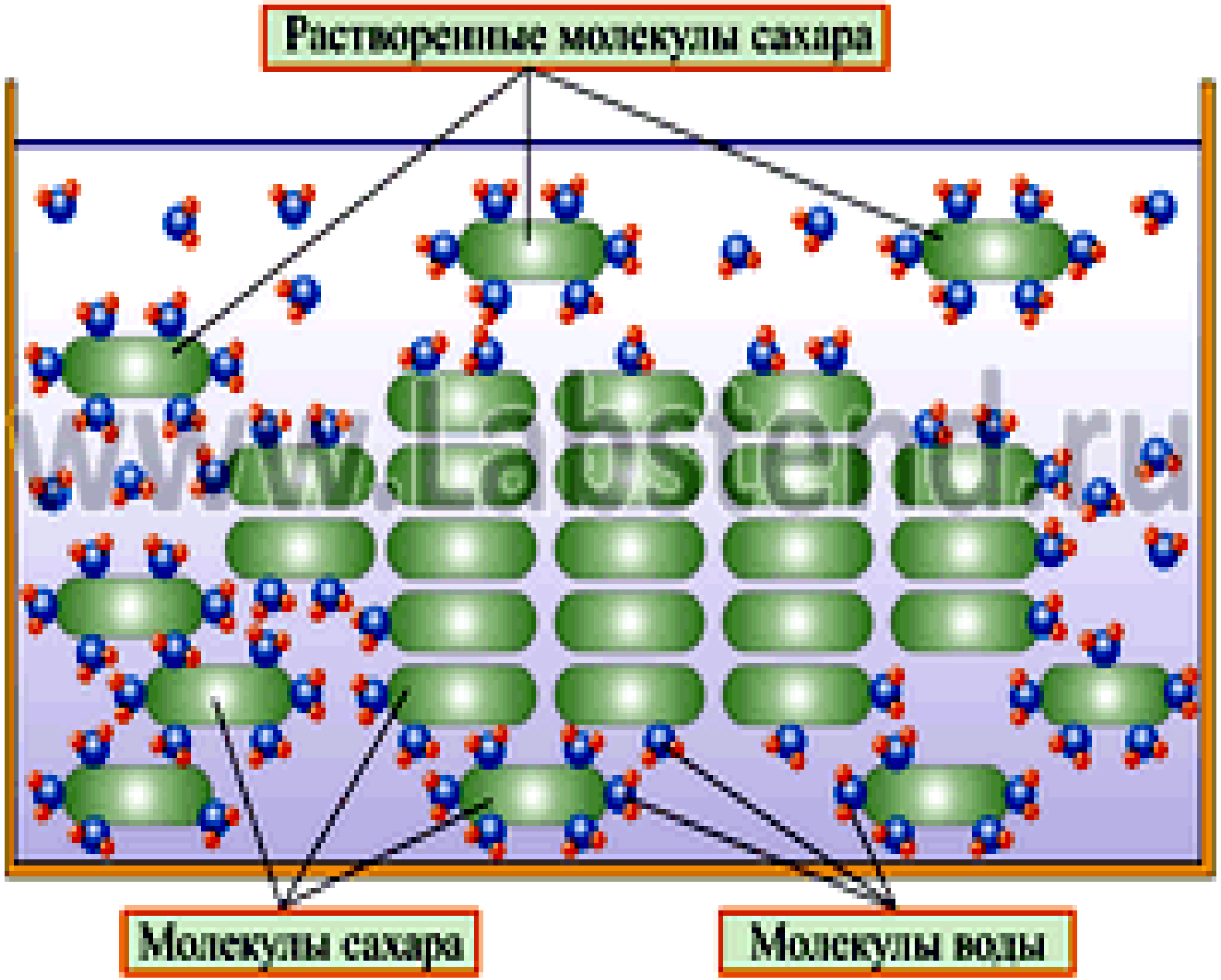
Сванте Аррениус (1859-1927)

РАСТВОРЕНИЕ И ДИССОЦИАЦИЯ ИОННОГО КРИСТАЛЛА



$$NaCl_{кр} + nH_2O \rightarrow Na^+ \cdot xH_2O + Cl^- \cdot (n-x)H_2O$$

РАСТВОРЕНИЕ И ГИДРАТАЦИЯ МОЛЕКУЛ САХАРА В ВОДЕ



Основные положения теории С. Аррениуса

1. В растворах электролитов происходит самопроизвольный распад (диссоциация) молекул на ионы, в результате чего раствор становится электропроводным.

2.Количественной характеристикой процесса диссоциации является **степень электролитической диссоциации (α):**

$$\alpha = \frac{\text{число диссоциированных молекул}}{\text{общее число растворенных молекул}}$$

Степень диссоциации электролита **(α) определяет электропроводность раствора.**

3. Электролиты, в зависимости от степени их диссоциации, делятся на *сильные и слабые.*

Однако это деление несколько условно, т.к. одно и тоже вещество, в зависимости от растворителя, может быть как сильным, так и слабым электролитом.

NaCl в воде – сильный электролит,

NaCl в бензоле – слабый электролит

В дальнейшим будут рассмотрены только водные растворы электролитов.

ТИПЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Типы электролитов	α	Примеры
сильные	$\alpha \geq 0{,}3$	HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, HCl, HBr, HI
средней силы	$0{,}03 < \alpha < 0{,}3$	$H_2C_2O_4$, H_2SO_3, H_3PO_4
слабые	$\alpha < 0{,}03$	H_2S, HCN, H_2SiO_3, H_3BO_3 $HgCl_2$, $CdCl_2$,

4. Ионы в растворе образуют ионосольваты (ионогидраты);

при этом концентрация свободного растворителя в растворе уменьшается.

Экспериментальным путем определяются *числа гидратации,* показывающие, сколько молекул воды связано с одним ионом:

H^+	Li^+	Na^+	NH_4^+	K^+	Rb^+	Cs^+
1	120	66	17	16	14	13

ε – диэлектрическая постоянная растворителя, показывающая во сколько раз взаимодействие между ионами в данной среде меньше, чем в вакууме.

$\varepsilon(H_2O) \sim 81$; $\varepsilon(C_2H_5OH) \sim 24$,

для большинства орг. растворителей

$\varepsilon = 2\text{-}2{,}5$.

Вода является лучшей средой для диссоциации электролитов.

5. Диссоциация слабых электролитов – обратимый процесс.

К слабым электролитам относятся ковалентные соединения.

Для реакции диссоциации в водном растворе устанавливается равновесие:

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между молекулами веществ и их ионами:

$$KatAn \leftrightarrow Kat^{+} + An^{-}$$

$$\alpha < 1$$

Константа равновесия К **называется константой электролитической диссоциации, которая представляет собой отношение произведения концентраций ионов к концентрации недиссоциированных молекул электролита.**

$$K_nA_m \leftrightarrow nK^{a+} + mA^{b-}$$

$$K = \frac{\left[K^{a+}\right]^n \cdot \left[A^{b-}\right]^m}{\left[K_nA_m\right]}$$

Чем больше К, тем лучше электролит распадается на ионы. Не зависит от концентрации.

Диссоциация слабых кислот

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

$$Ka = \frac{[H^+]\cdot[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Ka - константа равновесия, называемая

константой кислотности

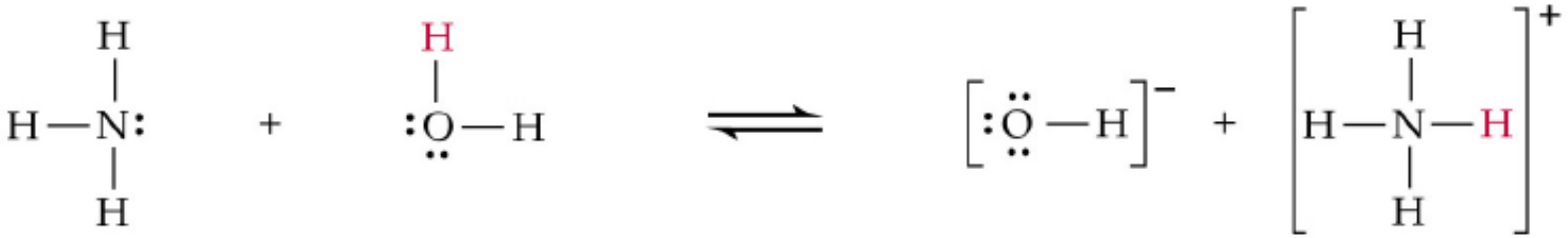
Слабый электролит	Формула	$K_{дис}$
Водный аммиак	NH_4OH	$2 \cdot 10^{-5}$
Пероксид водорода	H_2O_2	$K_1 \approx 1 \cdot 10^{-12}$, $K_2 \approx 1 \cdot 10^{-25}$
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4{,}5 \cdot 10^{-7}$, $K_2 = 4{,}7 \cdot 10^{-11}$
Азотистая кислота	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Кремниевая кислота	H_2SiO_3	$K_1 \approx 1 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 1 \cdot 10^{-12}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 2 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$
Плавиковая кислота	HF	$7 \cdot 10^{-4}$
Синильная кислота	HCN	$8 \cdot 10^{-10}$
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 8 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 1 \cdot 10^{-12}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$2 \cdot 10^{-5}$

Константы кислотности (вода, 25°C)

Кислота	HA	A^-	K_a	pK_a
Хлорная	$HClO_4$	ClO_4^-	10^{10}	–10
Хлоро-водородная	HCl	Cl^-	10^7	–7
Серная	H_2SO_4	HSO_4^-	10^2	–2
Ион гидроксония	H_3O^+	H_2O	1	0
Сернистая	H_2SO_3	HSO_3^-	1.5×10^{-2}	1.81
Угольная	H_2CO_3	HCO_3^-	4.3×10^{-7}	6.37
Цианисто-водородная	HCN	CN^-	4.9×10^{-10}	9.31

Сопряженные кислоты и основания

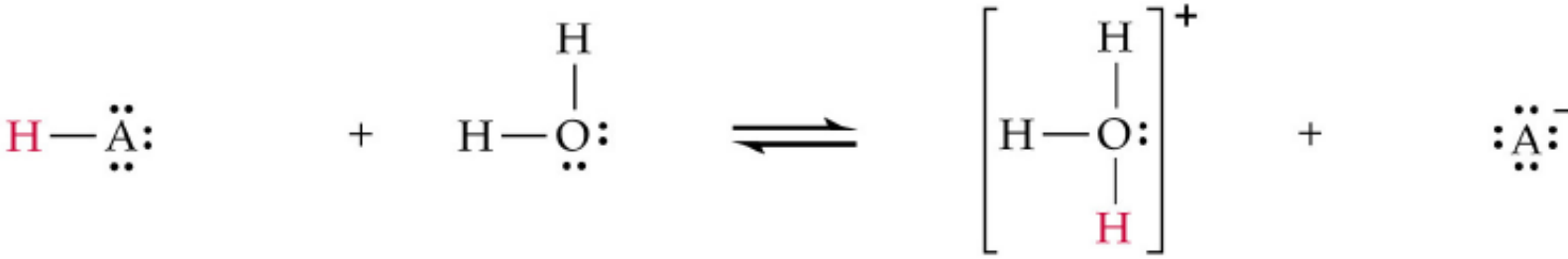
Кислота отдает H^+, основание принимает H^+



$NH_3(aq)$ + $H_2O(l)$ ⇌ $OH^-(aq)$ + $NH_4^+(aq)$

основание — кислота — основание — кислота

Сопряженные пары "кислота-основание"



$HA(aq)$ + $H_2O(l)$ ⇌ $H_3O^+(aq)$ + $A^-(aq)$

кислота — основание — кислота — основание

Сопряженные пары "кислота-основание"

Сопряженные кислоты и основания

$$HA + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + A^- \qquad K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

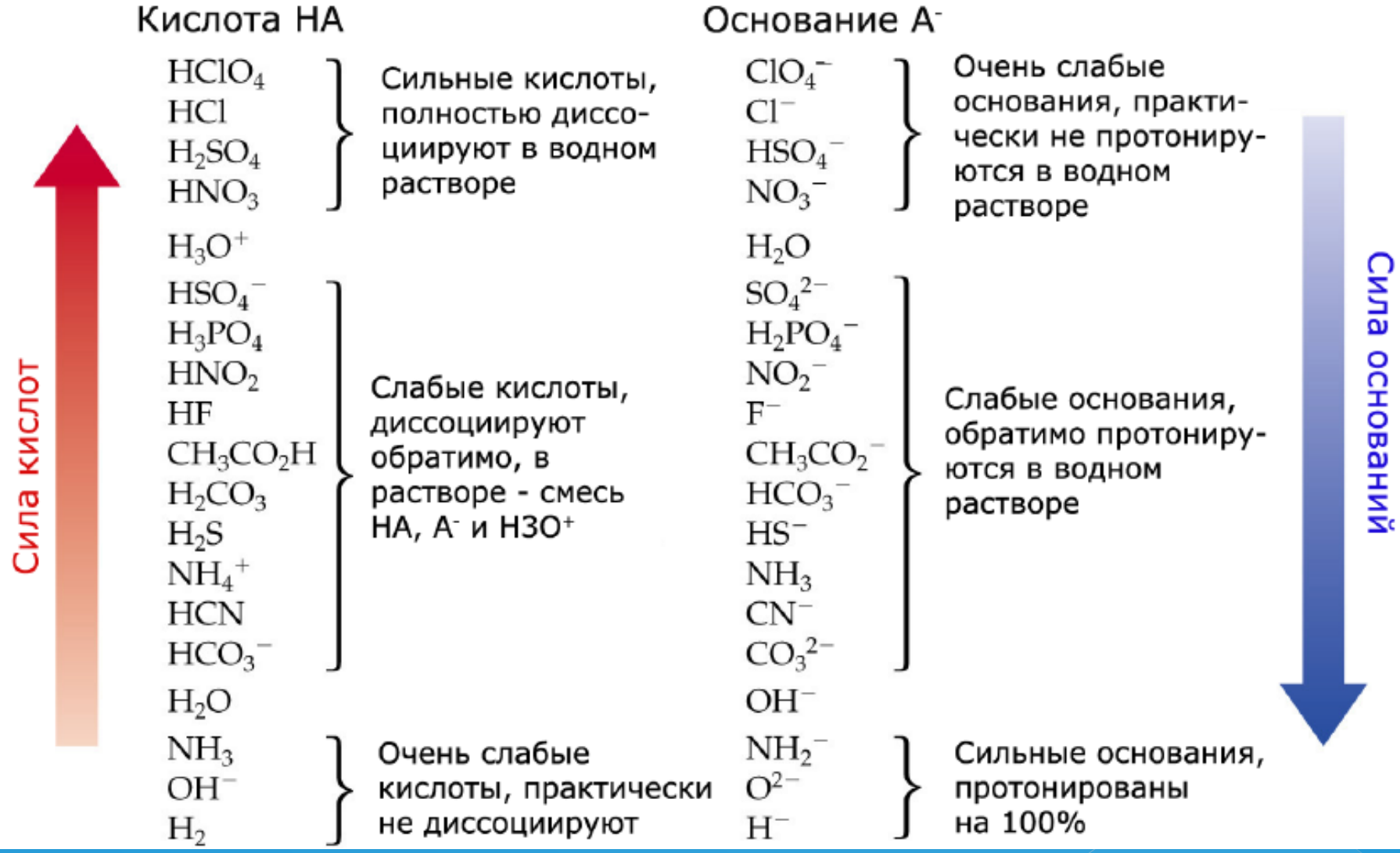
$$A^- + H_2O \rightleftarrows HA + OH^- \qquad K_b = \frac{[HA]\,[OH^-]}{[A^-]}$$

$$K_a K_b = [H_3O^+]\,[OH^-] = K_w \qquad pK_a + pK_b = pK_w = 14$$

Чем сильнее кислота, тем слабее сопряженное ей основание, и наоборот

Кислота	HCl	H_2SO_4	H_3O^+	H_2SO_3	HSO_4^-	H_3PO_4	HF	NH_4^+	H_2O
Основание	Cl^-	HSO_4^-	H_2O	HSO_3^-	SO_4^{2-}	$H_2PO_4^-$	F^-	NH_3	OH^-
K_a	10^7	10^2	1	$1.5\cdot10^{-2}$	$1.2\cdot10^{-2}$	$7.5\cdot10^{-3}$	$3.5\cdot10^{-4}$	$5.6\cdot10^{-10}$	10^{-14}
pK_a	–7	–2	0	1.8	1.9	2.1	3.5	9.3	14

Сопряженные кислоты и основания



КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ
(T = 298 K , C = 0,1 моль/л)

Сильные электролиты	$K_д$ I	$K_д$ II	Электролиты средней силы	$K_д$ I	$K_д$ II	$K_д$ III	Слабые электролиты	$K_д$ I	$K_д$ II	$K_д$ III
HNO_3	3,1		H_2SO_3	$1{,}7 \cdot 10^{-2}$	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$		HNO_2	$7{,}1 \cdot 10^{-4}$		
HI	10^{11}		H_3PO_4	$7{,}6 \cdot 10^{-3}$	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$	$4{,}2 \cdot 10^{-13}$	CH_3COOH	$1{,}7 \cdot 10^{-5}$		
HBr	10^{9}		HF	$6{,}8 \cdot 10^{-4}$			H_2S	$1 \cdot 10^{-7}$	$1{,}3 \cdot 10^{-13}$	
HCl	10^{7}		AgOH	$5 \cdot 10^{-3}$			H_2CO_3	$4{,}5 \cdot 10^{-7}$	$4{,}8 \cdot 10^{-11}$	
H_2SO_4	10^{3}	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$					HCN	$7{,}2 \cdot 10^{-10}$		
$H_2Cr_2O_7$		$2{,}3 \cdot 10^{-2}$					H_2SiO_3		$1{,}3 \cdot 10^{-10}$	
NaOH	5,9						NH_4OH	$1{,}76 \cdot 10^{-5}$		
LiOH	$6{,}8 \cdot 10^{-1}$						$Cu(OH)_2$		$3{,}4 \cdot 10^{-7}$	
$Ca(OH)_2$		$4 \cdot 10^{-2}$					$Zn(OH)_2$	$4{,}4 \cdot 10^{-5}$	$1{,}5 \cdot 10^{-9}$	
							$Fe(OH)_2$		$5 \cdot 10^{-14}$	$3 \cdot 10^{-11}$
							HOH	$1{,}8 \cdot 10^{-16}$		

www.Labsteach.ru

Константа диссоциации и степень диссоциации взаимосвязаны между собой по закону разбавления (Оствальд, 1888 г.)

$$K = \alpha^2 C$$

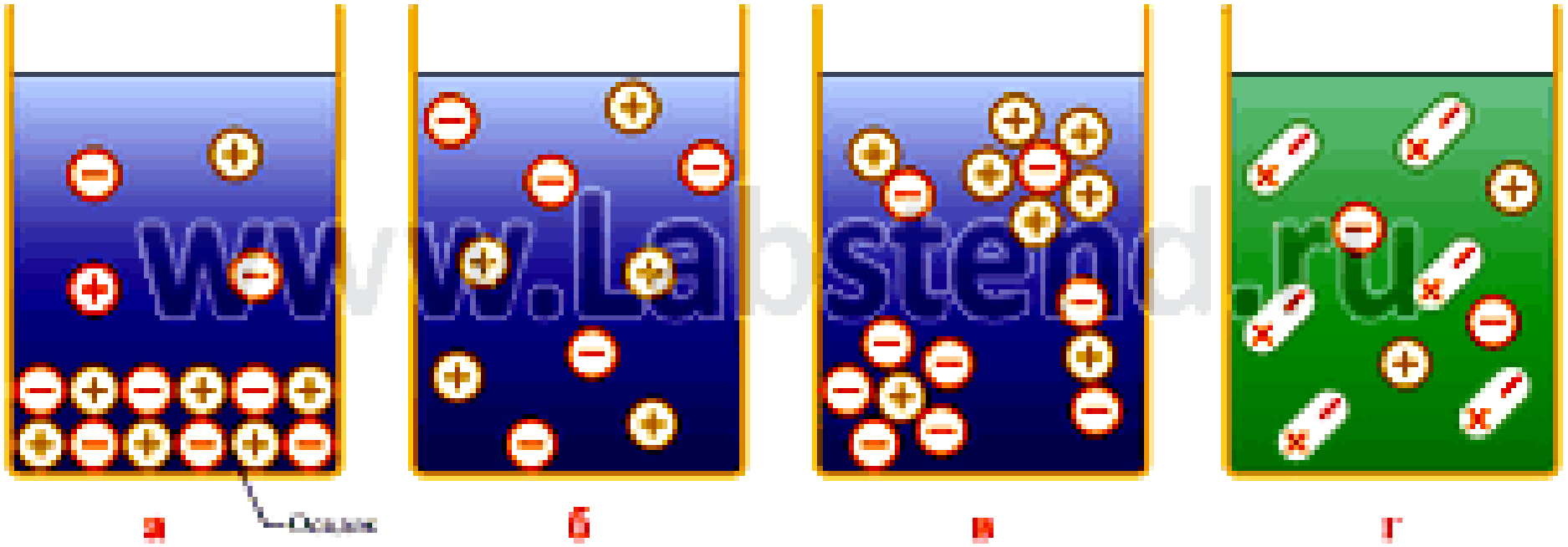
$$\alpha \approx \sqrt{K/c}.$$

Для слабых электролитов $K < 10^{-4}$.

СОСТОЯНИЕ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В РАСТВОРЕ

Сильные электролиты

Слабый электролит



www.Labstend.ru

Малорастворимый электролит	Хорошо растворимый электролит (разбавленный раствор)	Хорошо растворимый электролит (концентриров. раствор)

- **В периоде сила кислородсодержащей кислоты растет с увеличением заряда и с уменьшением радиуса иона кислотообразующего элемента: $H_4SiO_4 < H_3PO_4 < H_2SO_4 < HClO_4$.**

Для одного и того же элемента константа диссоциации различных кислот возрастает по мере увеличения степени окисления кислотообразующего элемента

$$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$$

- **В пределах одной группы элементов сила кислоты уменьшается по мере увеличения радиуса кислотообразующего элемента:**

$$HClO_3 > HBrO_3 > HIO_3.$$

- **Для многоосновных кислот способность к диссоциации уменьшается по мере увеличения отрицательного заряда аниона:**
  - $H_3PO_4 > H_2PO_4^- > HPO_4^{2-}$.

Протонная теория Бренстеда – Лоури

Кислотой называется вещество, способное быть донором протонов, а основанием – вещество, которое может присоединить протон:

$$HAn \leftrightarrow H^+ + An^-.$$

HAn – кислота, An^- – основание, сопряженное с этой кислотой.

Любой кислоте соответствует сопряженное с ней основание. $NH_3 + H^+ \leftrightarrow NH_4^+$.

Любое кислотно-основное равновесие включает взаимодействие двух пар сопряженных кислот и оснований.

Различают:

- **кислоты–молекулы (CH_3COOH),**
- **кислоты-катионы (NH_4^+),**
- **кислоты–анионы ($H_2PO_4^-$)**

Электролиты в организме:

а) удерживают воду в виде гидратов;

б) создают осмотическое давление биологических жидкостей. Существование перепадов осмотического давления является причиной активного транспорта воды;

в) влияют на растворимость газов, а также белков, аминокислот и других органических соединений.

В разбавленных растворах наблюдается *солевой эффект* – увеличение растворимости веществ в присутствии электролитов.

в концентрированных растворах имеет место *эффект высаливания* – уменьшение растворимости веществ в присутствии электролитов.

2.Ионные реакции.

- **Реакции ионного обмена – это реакции между ионами, которые ведут к образованию слабого электролита:**

H_2O,

осадки веществ,

газы (легколетучие вещества),

комплексные ионы.

Уравнения реакций в растворах электролитов рекомендуется записывать в ионной форме.

В ионных уравнениях неэлектролиты и слабые электролиты записываются в виде молекул.

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

(молекулярное уравнение);

$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$

(полное ионное уравнение);

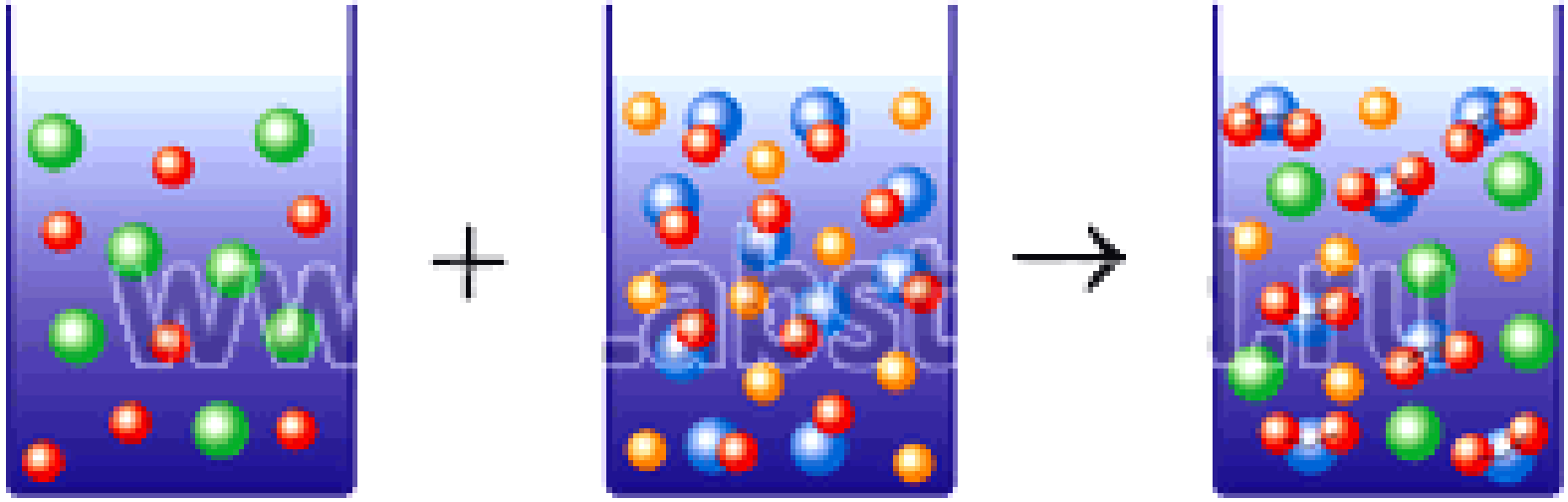
$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

(краткое ионное уравнение).

Краткое ионное уравнение выражает сущность процесса.

РЕАКЦИИ МЕЖДУ ИОНАМИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ИДУЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА , НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$



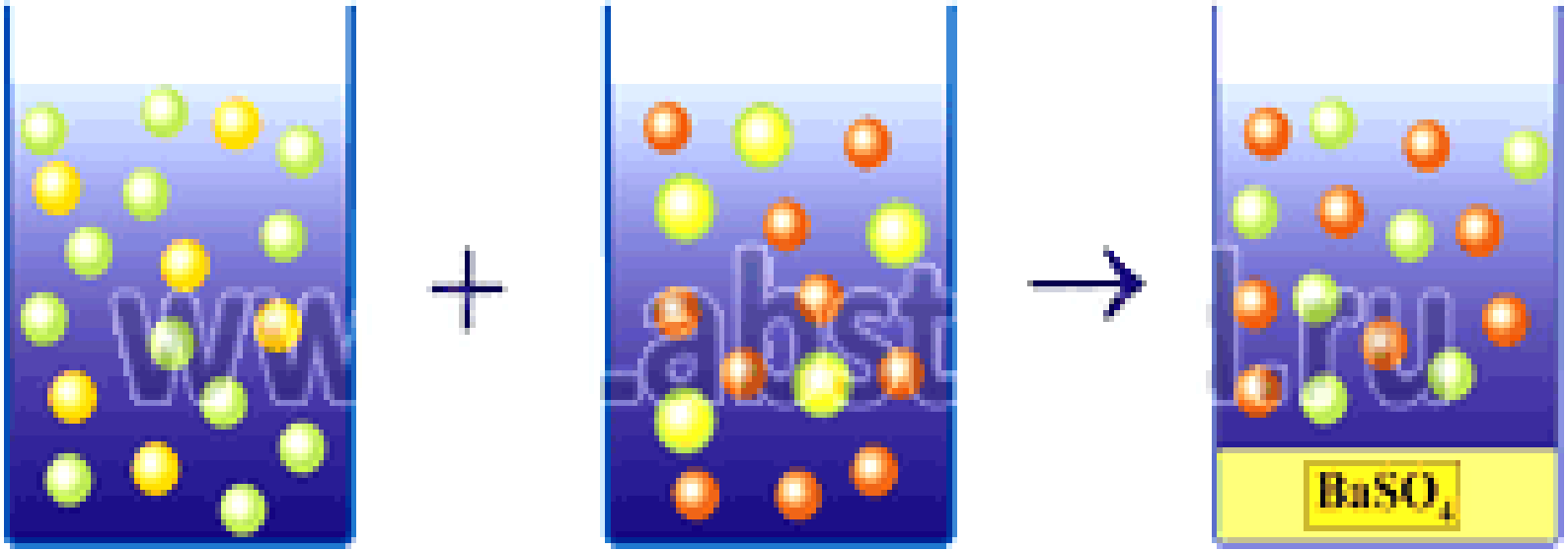
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

- ион водорода
- ион Cl^-
- ион Na^+
- ион OH^-
- молекула H_2O

РЕАКЦИИ МЕЖДУ ИОНАМИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ПРОТЕКАЮЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ МАЛОРАСТВОРИМОГО ВЕЩЕСТВА. НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$



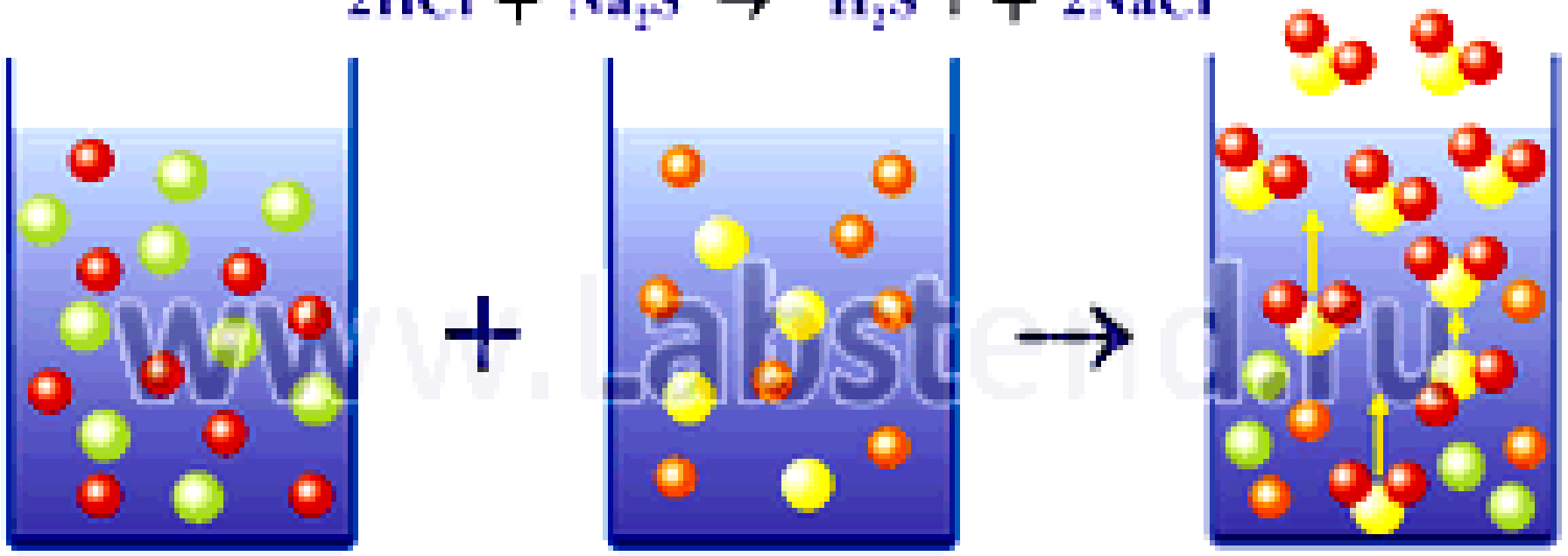
$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

● - ион Ba^{2+} ● - ион Cl^- ● - ион Na^+ ● - ион SO_4^{2-}

РЕАКЦИИ МЕЖДУ ИОНАМИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ПРОТЕКАЮЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА, НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ:

$$2HCl + Na_2S \rightarrow H_2S\uparrow + 2NaCl$$


www.Labstend.ru

$$2H^+ + 2Cl^- + 2Na^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S\uparrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

$$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S\uparrow$$

- ион H^+
- ион Cl^-
- ион Na^+
- ион S^{2-}
- молекула H_2S

Таблица растворимости

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																	
	H^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	–	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	–	–	М	–	Н	–	М	Н	Н	–	Н	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Р	Н	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	–
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	–	–	Н	–	–	Н	Н	–	–	–	Н	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–

Р – растворяются; М – мало растворяются; Н – не растворяются; – – в водной среде разлагаются

www.cleverstudents.ru

3.Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH)

Кислотность является важной характеристикой как водных растворов, так и биологических жидкостей.

Она определяется соотношением концентраций ионов H^+ и OH^- .

Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-.$$

Применение закона действия масс к процессу диссоциации воды дает возможность записать константу электролитической диссоциации:

$$K = ([H^+] \cdot [OH^-]) / [H_2O] = 1{,}82 \cdot 10^{-16}$$ **(при температуре 25 °С).**

- **Концентрация недиссоциированных молекул воды равна 1000 / (18·1л) = 55,56 моль/л.**

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O] =$$

$$1{,}82 \cdot 10^{-16} \cdot 55{,}56 = 10^{-14}.$$

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется *ионным произведением воды*:

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

Вода – очень слабый природный электролит: при комнатной температуре из 5 млн. молекул воды диссоциирует на ионы только одна молекула

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ ($K_{в}$) ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ (ПО ЛУРЬЕ)

t, °C	0	20	25	40	60	80	100
K_{H_2O}	$0{,}11\cdot10^{-14}$	$0{,}69\cdot10^{-14}$	$1{,}00\cdot10^{-14}$	$2{,}95\cdot10^{-14}$	$9{,}55\cdot10^{-14}$	$25{,}1\cdot10^{-14}$	$55{,}0\cdot10^{-14}$
$c_{H^+} = c_{OH^-}$	$0{,}33\cdot10^{-7}$	$0{,}83\cdot10^{-7}$	$1{,}00\cdot10^{-7}$	$1{,}70\cdot10^{-7}$	$3{,}09\cdot10^{-7}$	$5{,}01\cdot10^{-7}$	$7{,}41\cdot10^{-7}$

www.Labstend.ru

Диссоциация воды описывается константой равновесия, называемой ионным произведением воды:

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

В нейтральной среде

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}\ \text{моль/л}$$

- **Для количественной характеристики среды растворов чаще всего пользуются концентрацией водородных ионов:**
  кислый раствор – $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л;
  нейтральный – $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л;
  щелочной – $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л.
- **Зная концентрацию ионов водорода, всегда можно вычислить концентрацию гидроксильных ионов по формуле ионного произведения воды.**

Водородный показатель pH – это показатель реакции среды, который равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg [H^+].$$

$$pH = -\lg 10^{-7} = 7$$

Для характеристики кислотности используется **водородный показатель** (pH), рассчитываемый по уравнениям:

$$pH = - \lg[H^+]$$

- для слабых электролитов

$$pH = - \lg \alpha (H^+)$$

Тогда pH различных растворов будут иметь следующие значения:

pH = 7 – среда нейтральная;

pH < 7 – среда кислая;

pH > 7 – среда щелочная.

Реже для характеристики реакции среды раствора используется гидроксильный показатель pOH, равный:

$$pOH = - lg[OH^-]$$

– для слабых электролитов

$$pOH = - lg\ \alpha(OH^-)$$

$$pOH = -lg\ 10^{-7} = 7$$

Для одного раствора

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

$$pH = - \lg[H^+]$$

$$pOH = - \lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

Для воды и водных растворов:

$$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H^+]}$$

В кислой среде:

$[H^+] > [OH^-]$

$pH < 7,\ pOH > 7$

В щелочной среде:

$[H^+] < [OH^-]$

$pH > 7\ \ pOH < 7$

Опасность изменения pH связана:

1) со снижением активности ферментов и гормонов, активных только в узком диапазоне pH;

2) с изменением осмотического давления биологических жидкостей;

3) с изменением скорости биохимических реакций, катализируемых катионами H^+.

Шкала pH

Нейтральная среда
[H+],M
1
10-5
10-7
10-9
10-14
0
5
7
9
14
pH
Сильнокислая среда
Слабокислая среда
Слабощелочная среда
Сильнощелочная среда

Свойства некоторых кислотно-основных индикаторов.

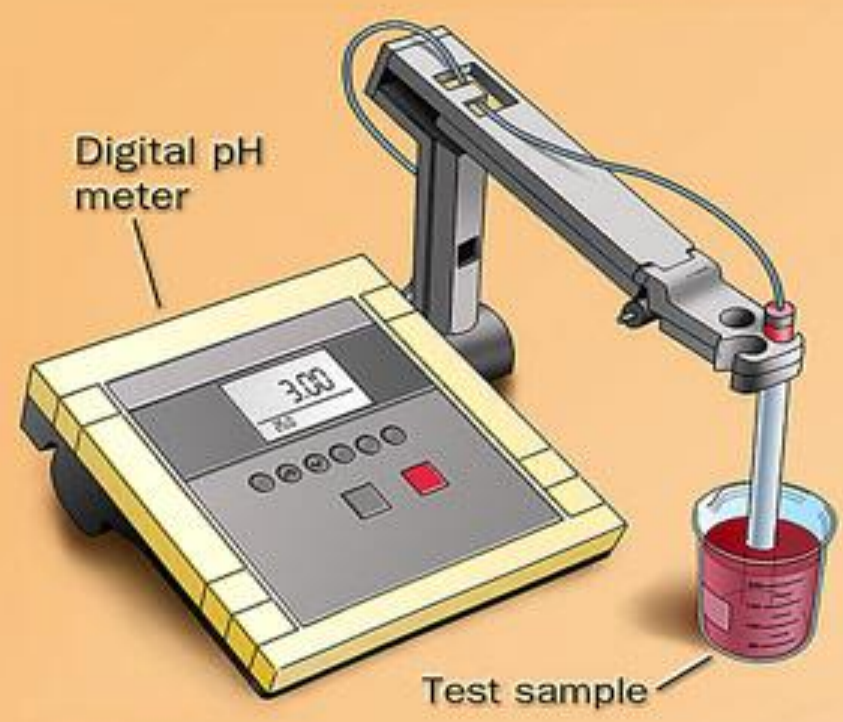
Индикатор	Интервал pH перехода окраски	Окраска	
		В кислой среде	В щелочной среде
Метиловый фиолетовый	0-3	Желто-зеленая	Фиолетово-голубая
Метиловый оранжевый	3,1-4,4	Красная	Желтая
Лакмус	5-8	Красная	Синяя
Фенолфталеин	8,3-10,0	Бесцветная	Красная
Индиго карминовый	12-14	Голубая	Желтая

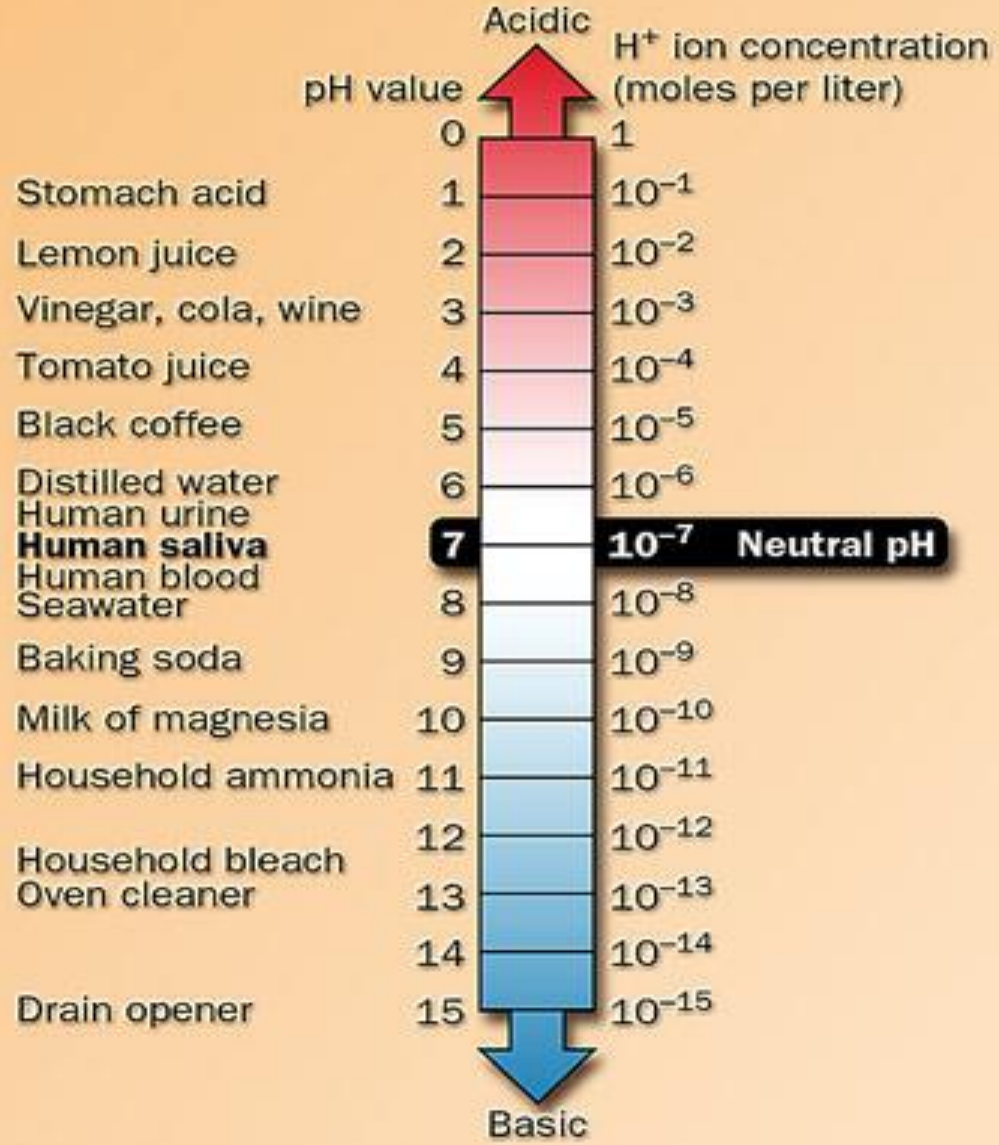
Кислотно-основные индикаторы

Индикатор	Интервал перехода ΔpH_{Ind}	pT	pK_a (HInd)	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2 – 2,8 8,0 – 9,6	2,0 8,5	1,65 9,2	красная – желтая
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	4,0	3,5	красная – желтая
Бромкрезоловый зеленый	3,8 – 5,4	4,5	4,9	желтая – синяя
Метиловый красный	4,2 – 6,2	5,5	5,0	красная – желтая
Лакмус	5,0 – 8,0	7,0	-	красная – синяя
Бромтимоловый синий	6,0 – 7,6	7,0	7,3	желтая – синяя
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	9,0	9,5	бесцв. – малиновая
Тимолфталеин	9,4 – 10,6	10,0	9,6	бесцветная – синяя
Ализариновый желтый	9,7 – 10,8	11,0	10,1	желтая – фиолетовая

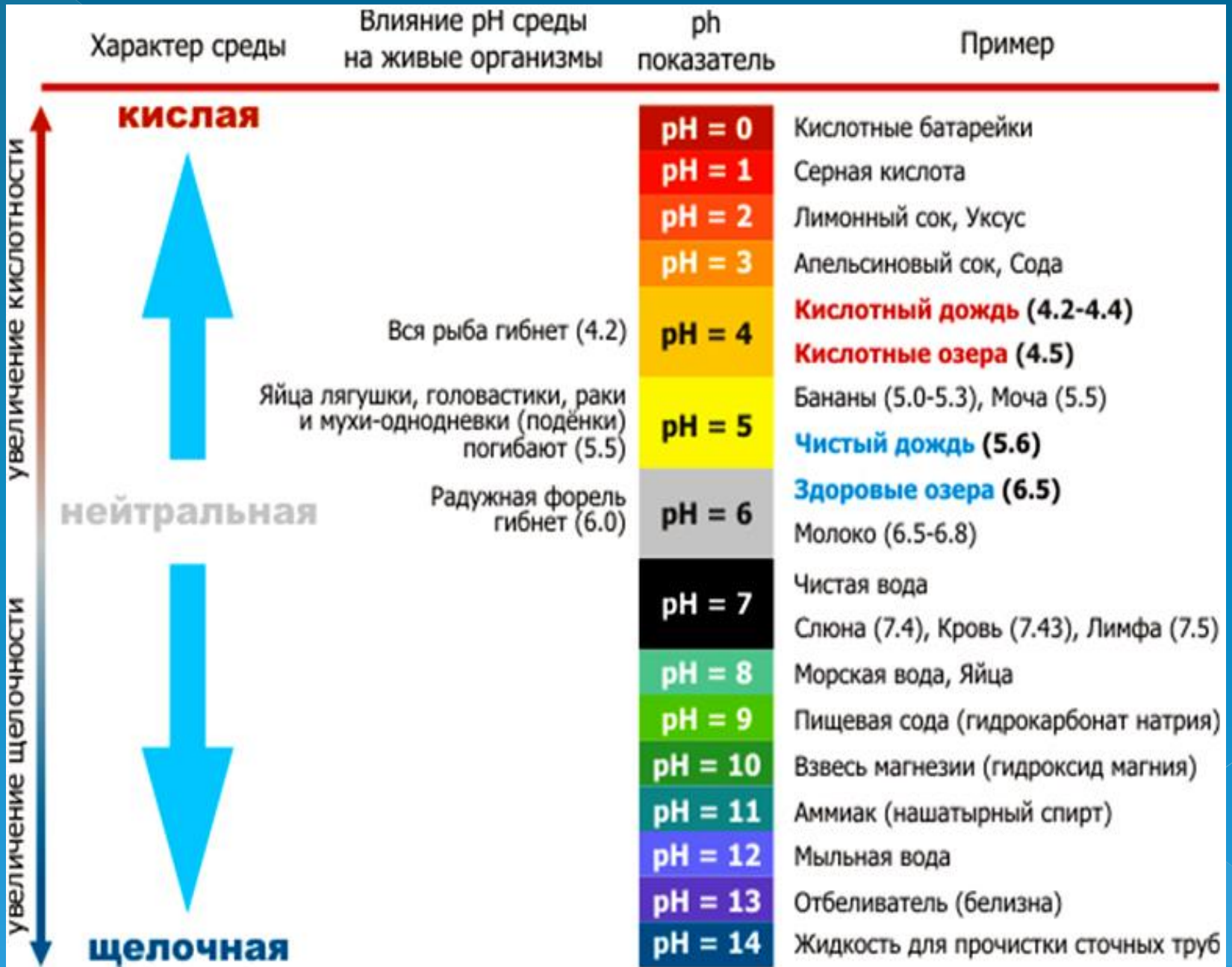
- **Используя набор различных индикаторов, можно достаточно точно определить pH раствора. При электрометрическом методе определения pH применяют лабораторные pH-метры, или иономеры.**

Потенциометрический метод

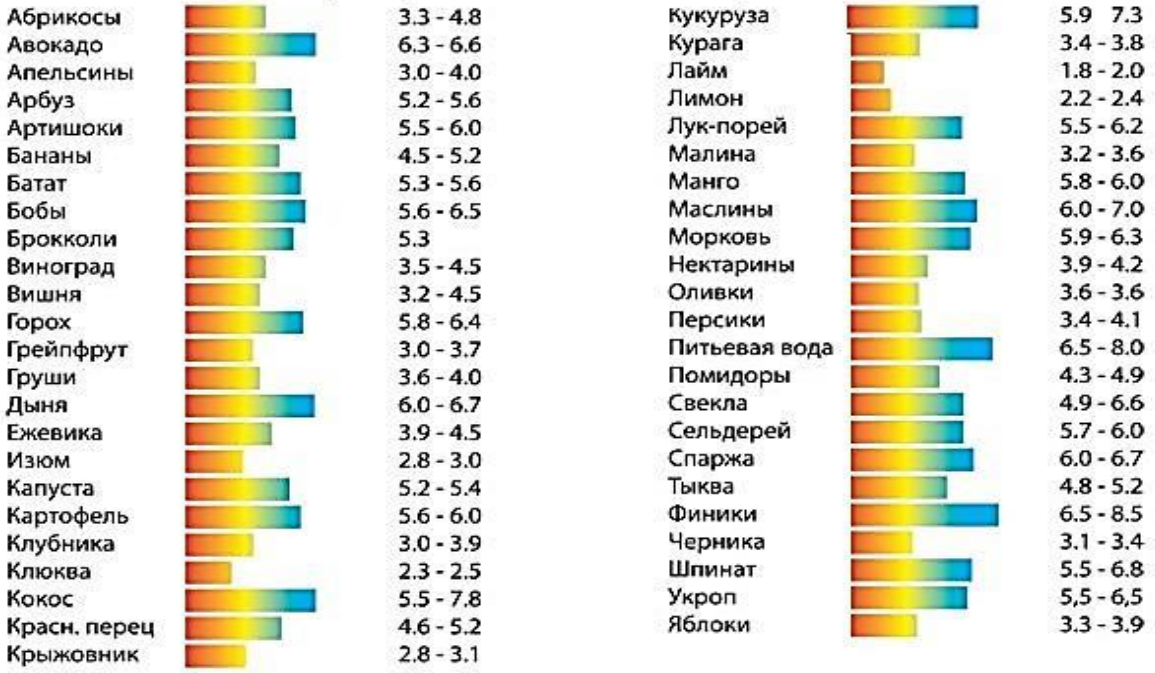




Океаны
Реки и озёра на гранитах (Онежское озеро)
Лесные реки Европейской России
Реки Черноземья
Верховые болота
Низинные болота
Озеро Байкал
Солодовые озёра
Рекордно кислый туман (город Ньюпорт, США) (pH = 1,68)
Серно-кислотная буферная система
Углекислотно-гидрокарбонатная буферная система
Гидрокарбонатно-карбонатная буферная система
В природных водах не встречаются
Гуматная буферная система
В природных водах не встречаются
Ультракислые
Сильно-кислые
Кислые
Нейтральные
Основные
Сильно-основные
Ультраосновные
pH
−1
0
1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12
13
14
15
Допустимый pH для питьевой воды
Раствор соляной кислоты (4%)
Раствор серной кислоты (8 %)
Раствор соляной кислоты (0,4%)
Желудочный сок
Лимонный сок
Столовый уксус
Натуральные фруктовые соки
Кожа
Дистиллированная вода в контакте с воздухом (pH = 5,6)
Дистиллированная вода
Кровь (pH = 7,2)
Слюна, моча
Появление малиновой окраски фенолфталеина
Раствор хозяйственного мыла
Раствор пищевой соды (0,5%)
Растворы стиральных порошков
Раствор гидроксида натрия (0,4 %)
Раствор гидроксида натрия (4 %)

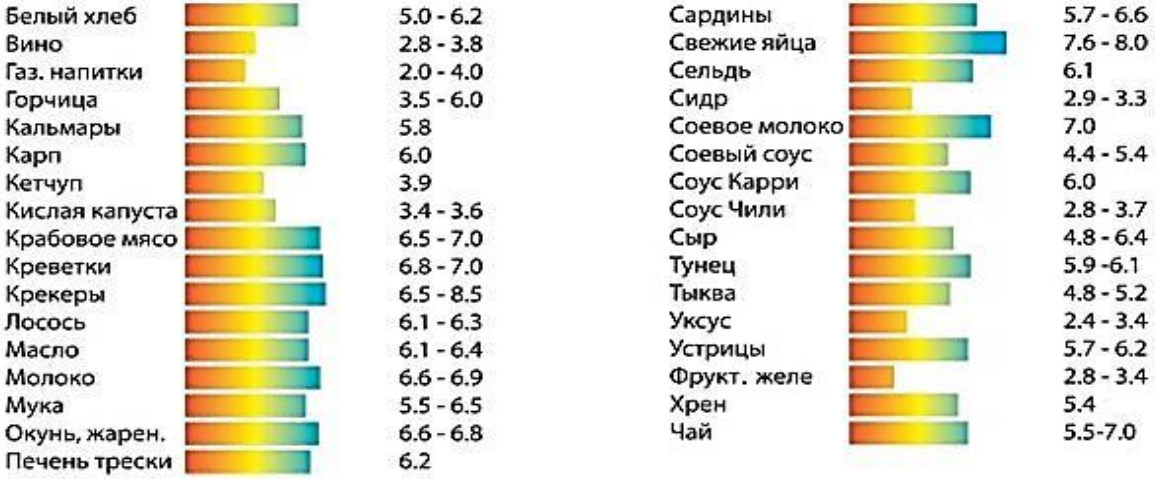

Характер среды
Влияние pH среды на живые организмы
ph показатель
Пример
кислая
увеличение кислотности
нейтральная
увеличение щелочности
щелочная
pH = 0
Кислотные батарейки
pH = 1
Серная кислота
pH = 2
Лимонный сок, Уксус
pH = 3
Апельсиновый сок, Сода
Вся рыба гибнет (4.2)
pH = 4
Кислотный дождь (4.2-4.4)
Кислотные озера (4.5)
Яйца лягушки, головастики, раки и мухи-однодневки (поденки) погибают (5.5)
pH = 5
Бананы (5.0-5.3), Моча (5.5)
Чистый дождь (5.6)
Радужная форель гибнет (6.0)
pH = 6
Здоровые озера (6.5)
Молоко (6.5-6.8)
pH = 7
Чистая вода
Слюна (7.4), Кровь (7.43), Лимфа (7.5)
pH = 8
Морская вода, Яйца
pH = 9
Пищевая сода (гидрокарбонат натрия)
pH = 10
Взвесь магнезии (гидроксид магния)
pH = 11
Аммиак (нашатырный спирт)
pH = 12
Мыльная вода
pH = 13
Отбеливатель (белизна)
pH = 14
Жидкость для прочистки сточных труб

Водородный показатель, pH сырой растительной пищи



Абрикосы	3.3 - 4.8
Авокадо	6.3 - 6.6
Апельсины	3.0 - 4.0
Арбуз	5.2 - 5.6
Артишоки	5.5 - 6.0
Бананы	4.5 - 5.2
Батат	5.3 - 5.6
Бобы	5.6 - 6.5
Брокколи	5.3
Виноград	3.5 - 4.5
Вишня	3.2 - 4.5
Горох	5.8 - 6.4
Грейпфрут	3.0 - 3.7
Груши	3.6 - 4.0
Дыня	6.0 - 6.7
Ежевика	3.9 - 4.5
Изюм	2.8 - 3.0
Капуста	5.2 - 5.4
Картофель	5.6 - 6.0
Клубника	3.0 - 3.9
Клюква	2.3 - 2.5
Кокос	5.5 - 7.8
Красн. перец	4.6 - 5.2
Крыжовник	2.8 - 3.1
Кукуруза	5.9 7.3
Курага	3.4 - 3.8
Лайм	1.8 - 2.0
Лимон	2.2 - 2.4
Лук-порей	5.5 - 6.2
Малина	3.2 - 3.6
Манго	5.8 - 6.0
Маслины	6.0 - 7.0
Морковь	5.9 - 6.3
Нектарины	3.9 - 4.2
Оливки	3.6 - 3.6
Персики	3.4 - 4.1
Питьевая вода	6.5 - 8.0
Помидоры	4.3 - 4.9
Свекла	4.9 - 6.6
Сельдерей	5.7 - 6.0
Спаржа	6.0 - 6.7
Тыква	4.8 - 5.2
Финики	6.5 - 8.5
Черника	3.1 - 3.4
Шпинат	5.5 - 6.8
Укроп	5,5 - 6,5
Яблоки	3.3 - 3.9

Водородный показатель, pH некоторых продуктов



Белый хлеб	5.0 - 6.2
Вино	2.8 - 3.8
Газ. напитки	2.0 - 4.0
Горчица	3.5 - 6.0
Кальмары	5.8
Карп	6.0
Кетчуп	3.9
Кислая капуста	3.4 - 3.6
Крабовое мясо	6.5 - 7.0
Креветки	6.8 - 7.0
Крекеры	6.5 - 8.5
Лосось	6.1 - 6.3
Масло	6.1 - 6.4
Молоко	6.6 - 6.9
Мука	5.5 - 6.5
Окунь, жарен.	6.6 - 6.8
Печень трески	6.2
Сардины	5.7 - 6.6
Свежие яйца	7.6 - 8.0
Сельдь	6.1
Сидр	2.9 - 3.3
Соевое молоко	7.0
Соевый соус	4.4 - 5.4
Соус Карри	6.0
Соус Чили	2.8 - 3.7
Сыр	4.8 - 6.4
Тунец	5.9 -6.1
Тыква	4.8 - 5.2
Уксус	2.4 - 3.4
Устрицы	5.7 - 6.2
Фрукт. желе	2.8 - 3.4
Хрен	5.4
Чай	5.5-7.0

Спасибо за внимание!

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au →

активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^+	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
F^-	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	–	–	–	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	–	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO_3^-	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Н	Р	Р
HSO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	–	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO_4^{2-}	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
$H_2PO_4^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	?	–	?	?
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
SiO_3^{2-}	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

"Р" – растворяется (> 1 г на 100 г H_2O)

"М" – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H_2O)

"Н" – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

"–" – в водной среде разлагается

"?" – нет достоверных сведений о существовании соединений

РЕШУЕГЭ.РФ