

Кислотность ПОЧВ

А. И. Попов



Санкт-Петербургский государственный университет

Кислотность почв

КИСЛОТНОСТЬ ПОЧВ – способность почвы проявлять свойства кислот.

Мера кислотности почв – концентрация (точнее активность) ионов гидроксония (ионов водорода).

Различают *актуальную*, или *активную*, а также *потенциальную*, или *пассивную*, кислотность почвы.

По величине *гидролитической* или *обменной* кислотности почв рассчитывают дозы извести для известкования почв.

Кислотность почв

Водородный показатель (pH) – величина, характеризующая концентрацию (активность) ионов гидроксония в почвенных растворах, численно равная логарифму молярной концентрации H_3O^+ , взятому с обратным знаком.

Водородный показатель – отрицательный десятичный логарифм числового значения молярной концентрации (активности) ионов гидроксония (ионов водорода), выраженной в моль/л :

$$\text{pH} = - \lg [\text{H}^+] = - \lg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Кислотность почв

По предложению датского физико-химика и биохимика **Сёрена Петера Лаурица Сёренсена** вместо значений $[H^+]$ используют значения **водородного показателя – pH**.

Обозначение **pH** образовано из первых латинских букв слов “**потенциал водорода**”, поскольку измерение **pH** проводят обычно потенциометрическим методом.



Søren Peder
Lauritz
Sørensen
(1868-1939)

Кислотность почв

Величину рН используют как меру кислотности, нейтральности или основности водных растворов:

в кислых растворах $[H^+] > 10^{-7}$ и, таким образом, рН меньше 7 ($pH < 7$),

в нейтральных растворах $[H^+] = 10^{-7}$, а $pH = 7$,

в щелочных растворах $[H^+] < 10^{-7}$ и рН больше 7 ($pH > 7$).

Изменение рН на единицу означает десятикратное изменение концентрации водородных ионов.

Кислотность почв

Кислотность почвы актуальная или активная – кислотность почвенного раствора, почвенной суспензии или водной вытяжки из почв, обусловленная наличием ионов водорода в почвенном растворе, точнее в интрамицеллярном растворе, выражается условной величиной **pH** (pH – отрицательный десятичный логарифм активности ионов гидроксония).

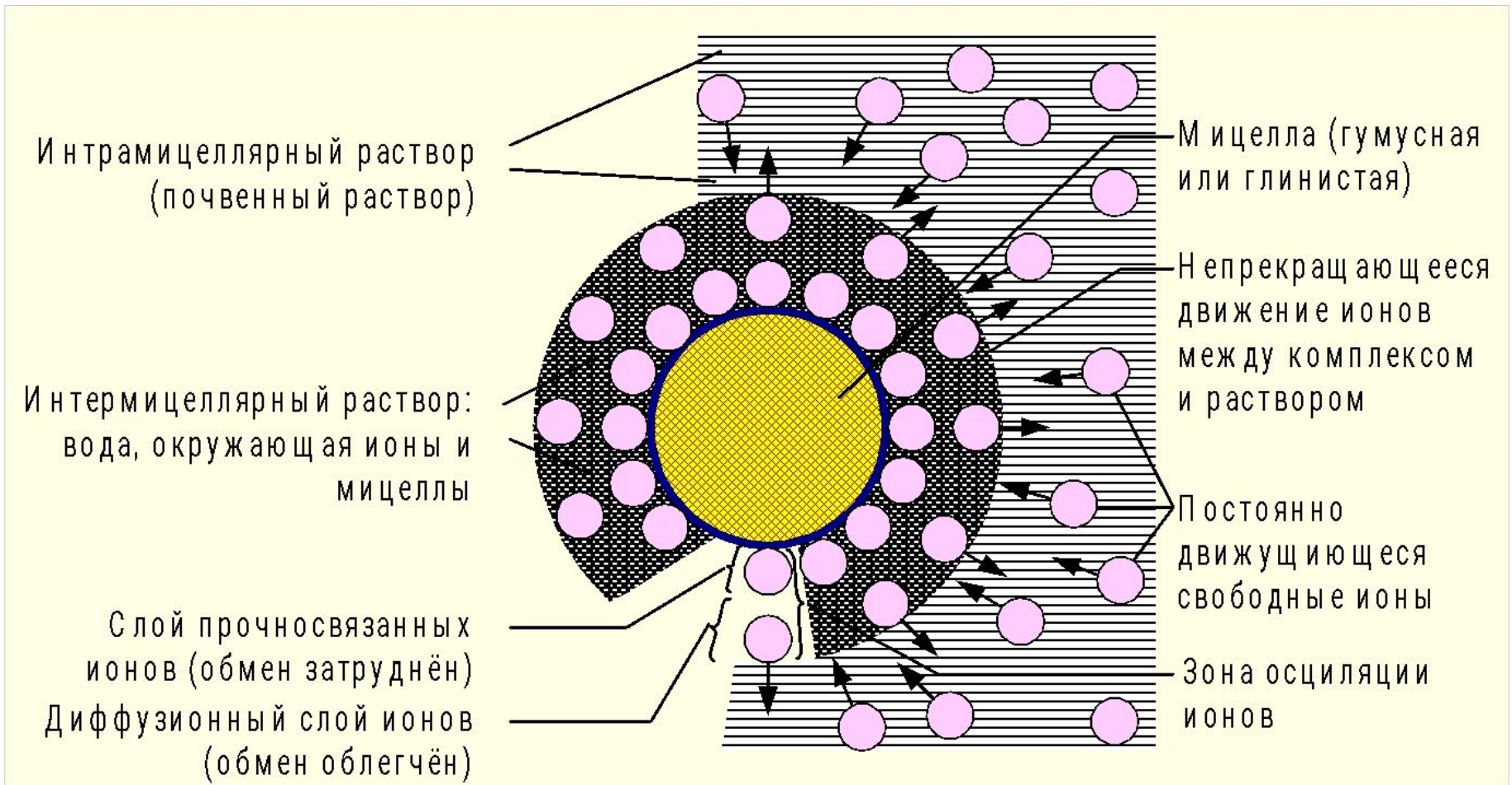
Кислотность почв

Кислотность почвы **потенциальная** или **пассивная** – кислотность твёрдой фазы почвы, обусловленная ионами гидроксония (т. н. ионами водорода), находящимися в поглощенном состоянии или появляющимися в результате гидролиза, поэтому потенциальную кислотность подразделяют на *обменную* и *гидролитическую*.

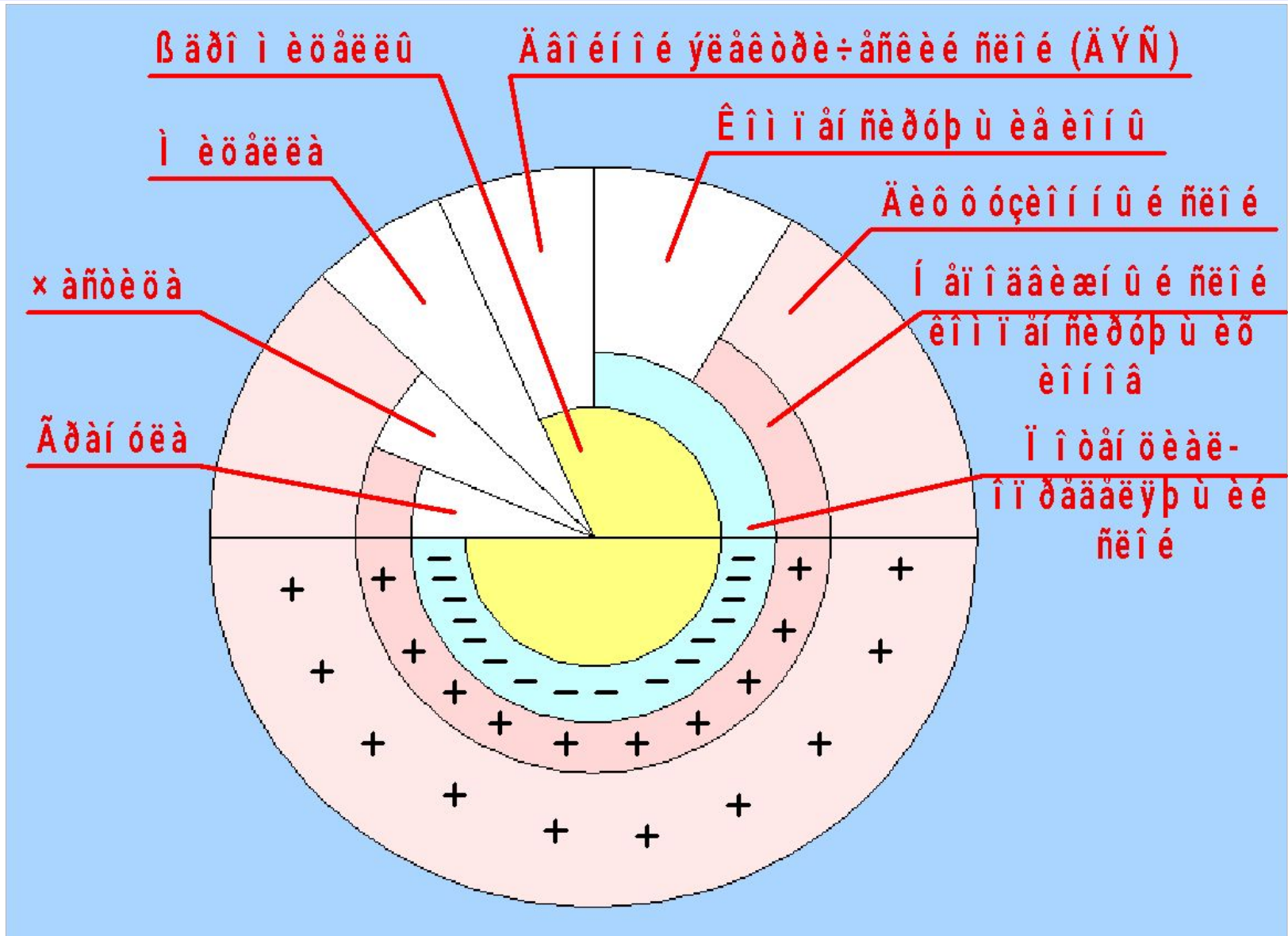
Кислотность почв

Кислотность почвы обменная – кислотность, вызываемая присутствием в поглощенном состоянии ионов гидроксония (т. н. ионов водорода) и вытесняемых электронейтральными солями, например КСI.

Образование ДЭС-мицеллы



Строение ДЭС-мицеллы



Кислотность почв

Кислотность почвы гидролитическая – кислотность, обусловлена наличием в *почвенном поглощающем комплексе* ионов гидроксония (т. н. ионов водорода) , способными к замещению на другие катионы при обработке почвы только растворами щелочей, и амфотерных соединений алюминия, образующих дополнительные ионы гидроксония (водорода) при действии гидролитически щелочных солей, например ацетата натрия.

Кислотность почв

Почвенная кислотность

Актуальная

Кислотность, обусловленная ионами гидроксония, находящимися в интрамицеллярном растворе
Кислотность водной вытяжки
 pH_{H_2O}

Потенциальная

Обменная

Кислотность, обусловленная ионами гидроксония, находящимися в диффузионном слое ДЭС мицелл
Кислотность солевой вытяжки
 $pH_{КСI}$

Гидролитическая

Кислотность, обусловленная ионами гидроксония, появляющимися в результате гидролитических реакций соединений алюминия
 $Al(OH)_3 \leftrightarrow HAlO_2 + H_2O$
 H_T ,
мэкв./100 г почвы

Кислотность почв

В агрохимии в зависимости от величины рН почвы подразделяются:

Значение рН	Степень кислотности почв
Ниже 4,5	Сильнокислые
4,5–5,0	Среднекислые
5,1–5,5	Слабокислые
5,5–6,0	Близкие к нейтральным
6,0–7,0	Нейтральные
7,0–8,0	Щелочные

Кислотность почв и растения

Основываясь на многочисленных экспериментальных данных, показывающих зависимость распространения отдельных видов растений и растительных ассоциаций от pH почвы,

Ж. Браун-Бланке (Braun-Blanquet, 1951) предложил различать:

1. Ацидофильные виды или сообщества (избегают кальция: pH = 3,8–6,7):

Крайние ацидофилы
pH = 3,8–5,0
(почвы очень кислые)

Умеренные ацидофилы
pH = 5,0–6,2
(почвы умеренно кислые)

Слабые ацидофилы
pH = 6,2–6,7
(почвы слабо кислые)

2. Нейтральные виды или сообщества, pH = 6,7–7,0 (почвы нейтральные).

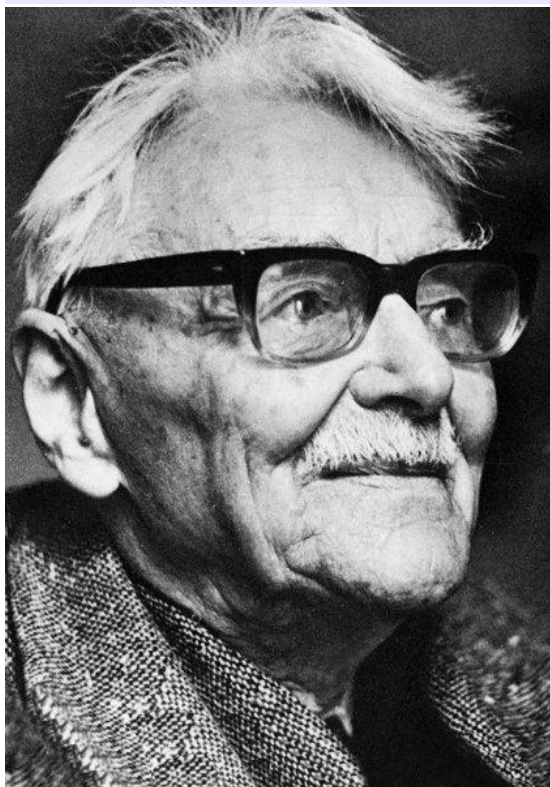
3. Базифильные виды или сообщества, pH = 7,0–7,5:

Базифильно-нейтрофильные
pH = 6,7–7,5
(почвы от нейтральных до щелочных)

Выраженные базифилы
pH = 7,0–7,5
(почвы щелочные)

4. Индифферентные виды или сообщества (встречаются в очень широких пределах pH, начиная от щелочных и заканчивая кислыми почвами).

Кислотность почв и растения



Josias
Braun-Blanquet
(фр.)
(1884-1980)

Жозиас Браун-Бланке – один из крупнейших геоботаников XX века, основатель и руководитель франко-швейцарской (среднеевропейской) школы геоботаники, создатель системы классификации растительности, доминирующей в настоящее время.

Кислотность почв и растения



М. В. Марков
(1900-1981)

Михаил Владимирович Марков считал, что растения и растительные сообщества, связанные с резкощелочными субстратами (рН больше 8,5), в природе встречаются исключительно редко, в то время как имеется немало видов и сообществ, обитающих на субстратах очень кислых (рН = 3-4).

По мере возрастания щелочности почвы крайние значения рН наступают гораздо скорее, чем по направлению от нейтральной реакции к возрастанию кислотности.

Кислотность почв и растения

На основании своих наблюдений и критического анализа литературных источников **М. В. Марков** приводит шкалу кислотности почвы, показывающую пределы рН, обеспечивающие наилучшие условия для роста и развития главнейших культурных растений.

Так, например, **люпин** хорошо растет на кислой почве с рН 4-5; **картофель** – при рН 5; **овес, лен, рожь** – при рН 5-6; **клевер, горох, пшеница** – при рН 6-7; **свекла** в узком пределе рН – около 7; **люцерна** – при рН 7-8; **хлопчатник** – при рН 7,5-8,5. При кислотности почвы ниже рН 4 развитие всех культурных растений подавлено высокой кислотностью, а выше рН 8,5 – растения подавлены высокой щелочностью.

Теории кислот и оснований

Существует 3 основных теории **кислот** и **оснований** – их создали Аррениус и Оствальд, Брэнстед и Лоури, а также Льюис.

Теория Аррениуса-Оствальда



Svante August
Arrhenius
(1859-1927)



Wilhelm Friedrich **Ostwald** (нем.)
или **Vilhelms Ostvalds** (латыш.)
(1853-1932)

Вильгельм
Фридрих
Оствальд –
российский и
немецкий физико-
химик и философ-
идеалист, лауреат
Нобелевской
премии по химии
1909 года.

Сванте Август Аррениус – шведский физико-химик, автор теории электролитической диссоциации, лауреат Нобелевской премии по химии 1903 года.

Теория Аррениуса-Оствальда

Согласно теории **Сванте Августа Аррениуса** и **Вильгельма Фридриха Оствальда**

Кислоты – вещества, при электролитической диссоциации в водном растворе образующие катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка.

Основания – вещества, в водном растворе подвергающиеся электролитической диссоциации с образованием катионов металла и гидроксид-анионов OH^- .

Взаимодействие кислоты и основания сводится к связыванию протонов и гидроксо-анионов в молекулы воды.

Теория Брёнстеда-Лоури



Johannes Nicolaus
Brønsted
(1879-1947)



Thomas Martin
Lowry
(1874 -1936)

Йоханнес-Николаус Брёнстед – датский физикохимик, и **Томас Мартин Лоури (Лоури)** – британский химик – авторы протонной теории кислот и оснований (предложили почти одновременно и независимо друг от друга).

Теория Брэнстеда-Лоури

Согласно протонной теории (теории сопряженных кислот-оснований),

кислота – соединение, способное отдавать основанию катионы водорода H^+ (является донором протонов).

Основания – соединения, способные принимать у кислоты катионы водорода H^+ (является акцептором протонов).

Таким образом, в этой теории одно и то же вещество в зависимости от взаимодействия может быть и кислотой, и основанием.

Например, вода при взаимодействии с протоном ($H_2O + H^+ = H_3O^+$) является основанием, а, реагируя с аммиаком ($NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$), – является кислотой.

Теория Брэнстеда-Лоури

При взаимодействии кислоты и основания, **кислота** отдаёт свои протоны, а **основание** их принимает (связывает).

При этом **кислота** переходит в сопряжённое её основание (более слабое), а **основание** переходит в сопряжённую ему кислоту (более слабую).

Кислота + Основание = Сопряжённая кислота + Сопряжённое основание

Кислотность почв

pH играет существенную роль в реакциях перехода *протонов* (в реакциях *брёнстедовых кислот и оснований*).

Напомним, что при определённой температуре величина **pH** обратно пропорциональна *химическому потенциалу* иона $H^+(aq)$.

Чем больше величина **pH**, тем меньше величина $\mu(H^+)$ в растворе и тем больше тенденция *брёнстедовой кислоты* терять подвижные *протоны*.

Кислотность почв

БРЁНСТЕДОВЫ КИСЛОТЫ – нейтральные молекулы или ионы, способные предоставлять протон другой молекуле или иону (доноры протонов).

Малые значения рН сильно благоприятствуют существованию **брёнстедовых кислот**

БРЁНСТЕДОВЫ ОСНОВАНИЯ – нейтральные молекулы или ионы, способные присоединять протон (акцепторы протонов).

Большие положительные значения рН сильно благоприятствуют существованию **брёнстедовых оснований**.

Теория кислот и оснований Льюиса

Гилберт Ньютон Льюис – американский физикохимик, предложивший и развивший (1912-1916) электронную теорию химической связи, объяснивший впервые ионную и гомеопольярную связи, разработавший методы расчёта свободных энергий химических реакций.



Gilbert Newton **Lewis**
(1875-1946)

Теория кислот и оснований Льюиса

В теории Гилберта Ньютона Льюиса (Электронной Теории Кислот-Оснований) было ещё более расширено понятие **кислоты** и **основания**.

Кислота – молекула, имеющая вакантные электронные орбитали, вследствие чего она способна принимать электронные пары, например BF_3 , AlCl_3 .

Основание – молекула, способная быть донором электронных пар.

Например, **основания** Льюиса – **все анионы**, аммиак и амины, вода, спирты, галогены.

Теория кислот и оснований Льюиса

Кислоты по Льюису:

- 1) любые химические соединения, которые возбуждают реакцию свободной электронной орбиталью;
- 2) электрофильные соединения – атомы, молекулы, катионы, обладающие вакантной орбиталью (например, BF_3 , AlCl_3 , FeCl_3 , FeBr_3 , ZnCl_2 , H^+ , CH_3^+); способные принимать электронную пару с образованием связи, т. е. это акцепторы электронов.

Теория кислот и оснований Льюиса

Электронные орбитали могут быть молекулярными орбиталями, связями или атомными орбиталями в зависимости от химической структуры **ЛЬЮИСОВСКОЙ КИСЛОТЫ**.

Льюисовыми кислотами могут быть нейтральные молекулы, простые или комплексные ионы, нейтральные или заряженные макромолекулы.

Протон и все остальные катионы металлов, встречающиеся в почвенном растворе, являются льюисовыми кислотами.

Различают **жёсткие** и **мягкие льюисовы кислоты**.

Теория кислот и оснований Льюиса

ЛЬЮИСОВЫ КИСЛОТЫ ЖЁСТКИЕ (СИЛЬНЫЕ) –

1) молекулярная частица сравнительно небольшого размера, сильно окисленная, сильно электроотрицательная и *слабополяризуемая*;

2) *кислоты Льюиса* с малыми по размеру электроноакцепторными атомами.

Внешние электроны такой частицы обычно трудно возбудить, перевести на более высокоэнергетические орбитали.

Жёсткие (сильные) льюисовы кислоты обладают высококонцентрированным положительным зарядом, большой электроотрицательностью и низкой поляризуемостью (H^+ , K^+ , Na^+ , AlCl_3 , $\text{R}-\text{C}^+=\text{O}$).

Теория кислот и оснований Льюиса

Внутри группы жёстких (сильных) льюисовых кислот существует не единый уровень “жёсткости” (“сильности”), а некоторый спектр.

Степень жёсткости (силы) кислоты возрастают с уменьшением радиуса катиона металла.

Так, хотя и Li^+ , и K^+ относятся к *сильным льюисовским кислотам*, K^+ гораздо слабее Li^+ .

Примерами жёстких (сильных) льюисовых кислот являются *ион водорода, катионы металлов*: Na^+ , K^+ , Mg^{2+} и Ca^{2+} .

Теория кислот и оснований Льюиса

Оценить силу *льюисовских кислот* можно по параметру Мисоно.

Обычно *сильные льюисовские кислоты* имеют значения параметра Мисоно менее **2,8**.

Жёсткие (сильные) льюисовы кислоты реагируют преимущественно с *жесткими основаниями*.

Теория кислот и оснований Льюиса

ЛЬЮИСОВЫ КИСЛОТЫ МЯГКИЕ (СЛАБЫЕ) –

1) частицы сравнительно большого размера, слабоокисленные, слабоэлектроотрицательные, сильно поляризуемые, которые стремятся иметь легко возбудимые внешние электроны, часто являющиеся электронами *d*-орбитали;

2) электроноакцепторные частицы с электроноакцепторными атомами большого размера, обладающими малосконцентрированным положительным зарядом и высокой поляризуемостью.

Теория кислот и оснований Льюиса

Примерами мягких (слабых) кислот по Льюису служат Cd^{2+} , Cu^+ , Hg^+ и π -акцепторы типа хинонов.

Степень слабости возрастают с увеличением радиуса катиона металла.

Оценить мягкость (слабость) льюисовских кислот можно по параметру Мисоно.

Обычно мягкие (слабые) льюисовы кислоты имеют значения параметра Мисоно больше **3,2**.

Мягкие льюисовы кислоты реагируют преимущественно с *мягкими основаниями*.

Теория кислот и оснований Льюиса

Список сильных и слабых кислот по Льюису, присутствующих в почвенных растворах.

Сила-слабость	Кислоты по Льюису
Сильные	H^+ , Li^+ , Na^+ , K^+ , (Rb^+ , Cs^+), Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , (Ba^{2+}), Ti^{4+} , Zr^{4+} , Cr^{3+} , Cr^{6+} , MoO^{3+} , Mn^{2+} , Mn^{7+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Al^{3+} , Si^{4+} , CO_2
Промежуточные	Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , (Pb^{2+})
Слабые	Cu^+ , Ag^+ , Au^+ , Cd^{2+} , Hg^+ , Hg^{2+} , CH_3Hg^+ ; <i>π</i> -акцепторы типа хинонов; металлы в объёме

Примечания: скобки () обозначают тенденцию к “слабости”.

Теория кислот и оснований Льюиса

ЛЬЮИСОВЫ ОСНОВАНИЯ –

- 1) соединения, возбуждающие *реакцию* дважды населенной электронной орбиталью;
- 2) *нуклеофильные соединения*, способные отдавать электронную пару с образованием связи, т. е. это донор электронной пары.

Электронные орбитали могут быть *молекулярными орбитами*, *связями* или *атомными орбиталями* в зависимости от химической структуры **ЛЬЮИСОВСКОГО ОСНОВАНИЯ**.

Льюисовы основаниями могут быть нейтральные *молекулы*, простые или комплексные *ионы*, нейтральные или заряженные *макромолекулы*.

Теория кислот и оснований Льюиса

К **льюисовым основаниям** относятся H_2O , оксианионы типа OH^- , COO^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} и PO_4^{3-} и органические N , S и P -доноры электронов.

Льюисовы основания – атомы, молекулы, анионы, обладающие отрицательным зарядом или неподелённой электронной парой (например, I^- , RO^- , HO^- , RS^- , $>C=C<$, C_6H_5R , RNH_2 , ROH , ROR' , RSH , RSR').

Различают **жёсткие** и **мягкие льюисовы основания**.

Теория кислот и оснований Льюиса

ЛЬЮИСОВЫ ОСНОВАНИЯ ЖЁСТКИЕ (СИЛЬНЫЕ) –

1) сильно электроотрицательная и *слабополяризуемая* молекулярная частица, которая трудно окисляется и не имеет незаселенных низкоэнергетических электронных орбиталей;

2) электронодонорные частицы, обладающие высокой электроотрицательностью, низкой поляризуемостью, трудно окисляющиеся.

Теория кислот и оснований Льюиса

В жёстких (сильных) льюисовых основаниях электронные облака расположены ближе к ядру и прочно им удерживаются (соединения с O, N, F, Cl).

Примерами жёстких (сильных) льюисовых оснований (в порядке возрастания слабости) являются H_2O , OH^- , F^- и NH_3 .

Заметим, что почти все анионы, играющие существенную роль в *почвенном растворе*, относятся к *сильным льюисовским основаниям*.

Льюисовы жесткие (сильные) основания реагируют преимущественно с *жесткими кислотами*.

Теория кислот и оснований Льюиса

ЛЬЮИСОВЫ ОСНОВАНИЯ МЯГКИЕ (СЛАБЫЕ) – частицы с электронодонорными атомами, обладающими низкой электроотрицательностью, высокой поляризуемостью и довольно легко окисляющиеся.

В **льюисовых мягких (слабых) основаниях** валентные электроны атомов расположены на уровнях, удалённых от ядра, и удерживаются ядром слабо (соединения с C, S, I).

Примерами **мягких (слабых) льюисовых оснований** служат R_3P , R_2S , RSH и I^- (где R – органический радикал).

Льюисовы мягкие (слабые) основания реагируют преимущественно с *мягкими кислотами*.

Теория кислот и оснований Льюиса

Список **сильных и слабых оснований по Льюису**, присутствующих в почвенных растворах.

Сила-слабость	Основания по Льюису
Сильные	NH_3 , RNH_2 , H_2O , OH^- , O^{2-} , ROH , CH_3COO^- , CO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , F^-
Промежуточные	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, N_2 , NO_2^- , SO_3^{2-} , Br^- , (Cl^-)
Слабые	C_2H_4 , C_6H_6 , R_3P , $(\text{RO})_3\text{P}$, R_3As , R_2S , RSH , S_2O_3 , S^{2-} , I^-

Примечания: R – органическая молекулярная частица; скобки () обозначают тенденцию к “слабости”.

Сопоставление теорий кислот и оснований

Класс веществ	Определения кислот и оснований		
	По Аррениусу-Оствальду	По Брэнстеду-Лоури	По Льюису
Кислоты	Отдают H^+	Отдают H^+	Принимают HP^*
Основания	Отдают OH^-	Принимают H^+	Отдают HP^*

**неподелённые пары электронов*

Буферность почв

Буферность почвы – способность почвы противостоять изменению её свойств при воздействии различных факторов [ГОСТ 27593-88 (СТ СЭВ 5298-85)].

Обычно различают: *кислотно-щелочную* и *окислительно-восстановительную* **буферность почвы**, но можно говорить и о *изотонической* (или *осмотической*).

Буфер (от англ. *buffer* или *buff* – смягчать толчки) – промежуточное звено, ослабляющее столкновение или конфликт между двумя сторонами.

Буферность почв

Буферность почвы кислотнo-щелoчная – способность жидкой и твёрдой фаз *почвы* противостоять изменению реакции среды (pH) при взаимодействии *почвы* с кислотой или щелочью, или при разбавлении почвенной *суспензии*.

Кривая **буферности** графически выражает изменение *pH* почвенной суспензии при добавлении к *почве* кислоты или щелочи.

Строится она в координатах: *pH* – количество добавленной кислоты (щелочи).

Буферность почв

Высокая буферность проявляется в тех случаях, когда концентрации компонентов буферного раствора значительно превосходят вводимые в раствор количества сильных кислот или щелочей.

Кроме того, важно, чтобы pH буферного раствора был близок к pK_a . Иными словами, согласно *уравнению Гендерсона – Хассельбаха*:

$$pH = pK_a + \lg \frac{C_s}{C_a} = pK_a + \lg 1 = pK_a$$

где C_a – концентрация (активность) слабой кислоты в буферном растворе, K_a – константа её диссоциации, C_s – концентрация (активность) соли этой кислоты в том же буферном растворе.

Буферность почв

Уравнение Гендерсона–Хассельбаха – логарифмическая форма уравнения константы равновесия диссоциации слабых кислот K_a :

$$pH = pK_a + \lg \frac{[A^-]}{[HA]}$$

где HA – слабая кислота ($HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$), H^+ – ион водорода, A^- – анион,

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Буферность почв

Аналогичное уравнение может быть выведено и для щелочных растворов:

$$pH = pK_w - \left(pK_b + \lg \frac{[BOH]}{[B^+]} \right),$$

где BOH – основание ($BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$), B^+ – катион, OH^- – гидроксил, K_b – константа равновесия диссоциации оснований.

В общей форме **уравнение Гендерсона – Хассельбаха** можно записать так:

$$pH = pK_a + \lg \frac{\text{[непротонированная форма]} \quad \text{(основание)}}{\text{[протонированная форма]} \quad \text{(кислота)}}$$

Буферность почв

Буферная ёмкость – количество сильной кислоты (или щелочи), которое надо прибавить к *буферной системе*, чтобы изменить рН на единицу.

Буферная ёмкость определяется изменением рН при добавлении сильных кислот или оснований к буферному раствору. Эта ёмкость возрастёт с увеличением концентрации кислотно-щелочного *буфера (буферной кислотно-щелочной системы)*.

Максимальная **буферная ёмкость** достигается при соотношении соль/кислота, равном 1.

В *почвоведении* величину **буферной ёмкости** выражают в эквивалентах.

Буферность почв

Буферные кислотно-щелочные системы – системы способные противостоять изменению pH при подкислении или подщелачивании.

Кислотно-щелочные буферы (буферные кислотно-щелочные системы) – растворы смеси слабой кислоты и ее соли, поддерживающие постоянное значение концентрации H^+ (pH) в растворе.

Буферность почв

Свойства **буферных кислотно-щелочных систем**, содержащих слабую кислоту (или слабое основание) и её соль, количественно могут быть выражены *уравнением Гендерсона – Хассельбаха*:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{C_s}{C_a}$$

где C_a – концентрация (активность) слабой кислоты в буферном растворе, K_a – константа её *диссоциации*, C_s – концентрация (активность) соли этой кислоты в том же буферном растворе.

Буферность почв

Если буферная кислотно-щелочная система представлена слабым основанием и его солью, то величина $pOH = -\lg \alpha_{OH^-}$ вычисляется по аналогичному уравнению, но вместо C_a подставляем C_B – концентрацию (активность) основания и константу его диссоциации K_B :

$$pOH = pK_B + \lg \frac{C_s}{C_B}$$

Буферность почв

Примеры **буферных кислотно-щелочных систем:**

а) ацетатной буферной смеси: $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{O} - \text{CH}_3\text{COONa}$, для которой:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

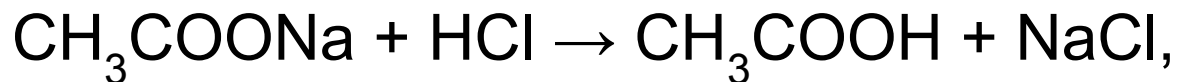
б) аммиачно-хлоридная буферная смесь: $\text{NH}_4\text{OH} - \text{H}_2\text{O} - \text{NH}_4\text{Cl}$, для которой:

$$K_{\text{Д}} = \Sigma A - \Sigma \text{Ч}$$

Буферность почв

Буферные кислотнo-щелoчные системы, как известно, обладают способностью поддерживать pH на относительно постоянном уровне; добавление к ним в известных пределах кислоты или щелочи также мало изменяет pH.

Это объясняется тем, что при добавлении сильной кислоты, например, к ацетатной буферной смеси протоны связываются в молекулу уксусной кислоты:



и активность ионов водорода меняется сравнительно мало.

Механизм кислотно-основной буферности почв (по Ульриху)

Буферность	Диапазон pH	Кислотность	Механизм буферности: причина, сопутствующие явления	Скорость образования, моль H ⁺ / (га·год)
<i>Карбонатная</i>	6,2-8,6	Нейтральная и щелочная	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	2000
<i>Силикатная</i>	5,0-6,2	Слабо кислая	$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSiO}_3^- + \text{H}^+$ Аморфное железо, ОВП, гуминовые вещества	200–2000
<i>Обменная</i>	4,2-5,3	Умеренно кислая	ЕКО + подвижный Al ³⁺ 5 ммоль H ⁺ /кг почвы при 1 % физической глины Выщелачивание Ca ²⁺ + Mg ²⁺ , Al ³⁺	200
<i>Алюминевая</i>	3,0-4,3	Сильно кислая	$\text{AlOOH} \cdot \text{H}_2\text{O} + 3\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ 70-100 ммоль H ⁺ /кг почвы при 1 % физической глины Выщелачивание Al ³⁺ и Mn ²⁺ , мобилизация соединений тяжёлых металлов, подзолообразование	200
<i>Железная</i>	< 3,0	Экстремально кислая	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ Высокие концентрации в растворе H ⁺ , Al ³⁺ , Fe ³⁺ , подвижные формы органических соединений торфа	До 2000

Буферность почв

Изотоническая буферность почв – буферность, позволяющая поддерживать постоянное осмотическое давление в почве

Изотонические растворы –

- 1) растворы, имеющие одинаковое *осмотическое давление*;
- 2) два раствора, разделенные полупроницаемой мембраной и находящиеся в *осмотическом равновесии* без обмена *растворителем*.

Изотонический (от *изотония*) – имеющий одинаковое напряжение, давление.

Изотония (от греч. *isos* – равный, одинаковый, подобный + *tonos* – напряжение) – 1) (в *физике и химии*) одинаковость напряжения, давления;
2) (в *биологии*) то же, что *изоосмия*.

Буферность почв

Окислительно-восстановительная буферность почв – буферность, позволяющая поддерживать окислительно-восстановительный потенциал.

Окислительно-восстановительный потенциал – потенциал, устанавливающийся при погружении инертного электрода (из платины или золота) в раствор, содержащий окислительно-восстановительную пару веществ.

Окислительно-восстановительный потенциал количественно выражается уравнением Нернста.

**Благодарю
за внимание!**