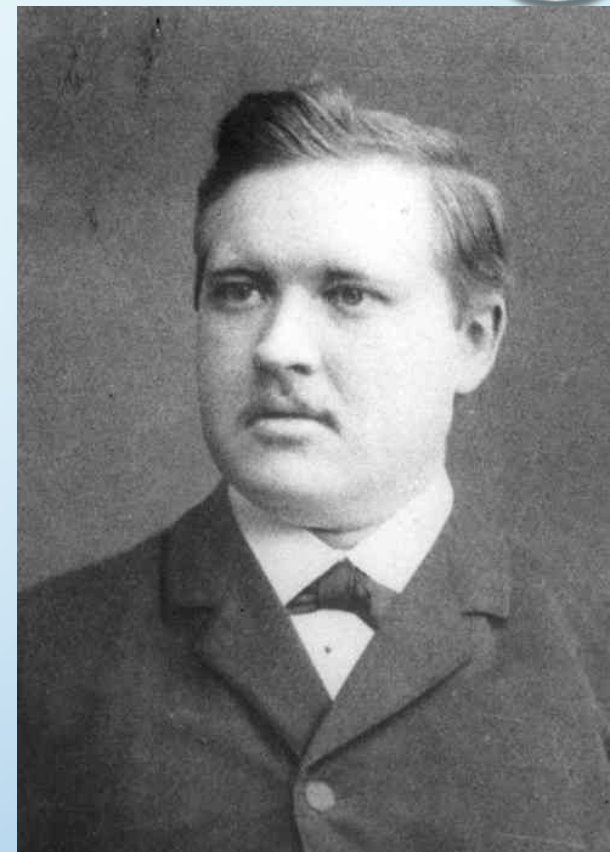
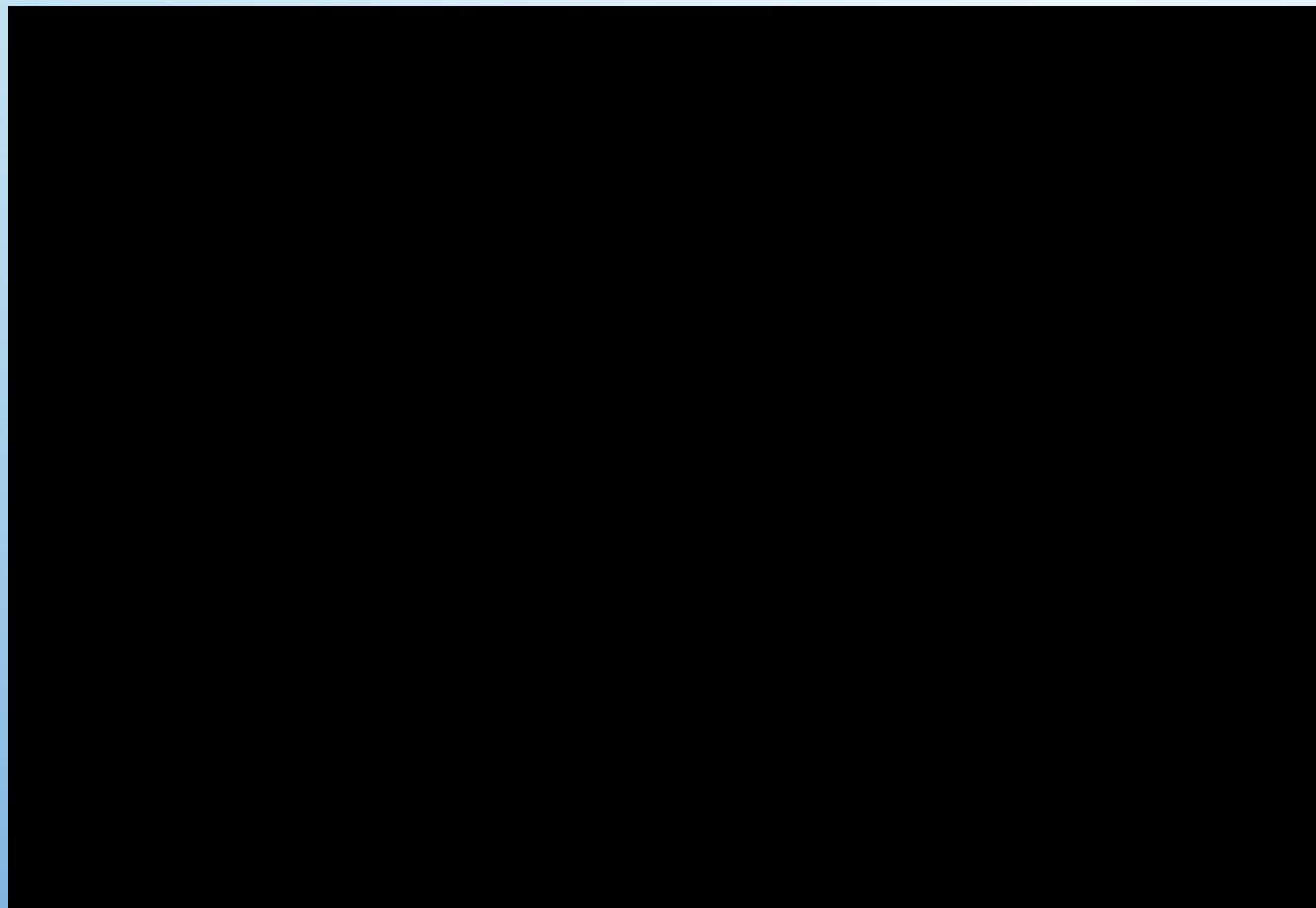


ТЕМА 1.5. ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ.

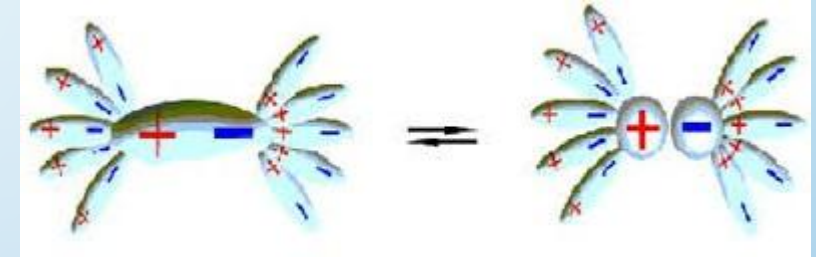
1.5.2. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ.
ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СТЕПЕНЬ И КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ
И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.
РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА.

СВАНТЕ АВГУСТ АРРЕНИУС. 1887



ОПОРНЫЙ КОНСПЕКТ

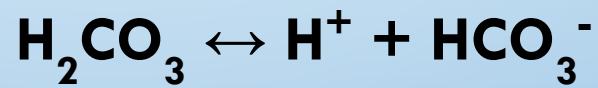
- электролиты
- электролитическая диссоциация



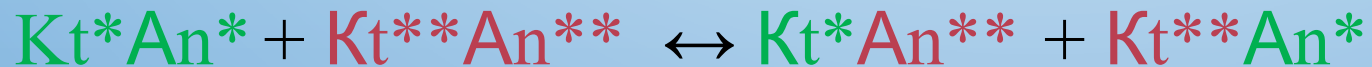
слабые электролиты

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс.}}}{N_{\text{общ.}}}$$

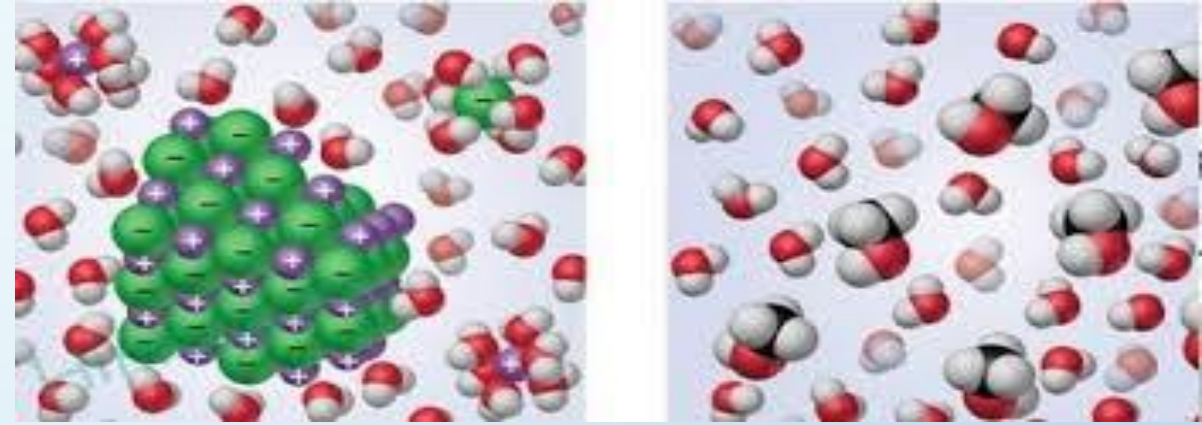
сильные электролиты



константа диссоциации



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД



- **Электролиты** – вещества, водные растворы которых проводят электрический ток.
- **Электролитическая диссоциация** – процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении.
- Степень распада электролита на ионы называется **«степень диссоциации»**. Величина степени диссоциации характеризует количество ионов в растворе электролита.

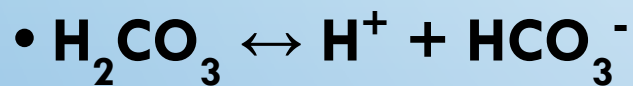
$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс.}}}{N_{\text{общ.}}}$$

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

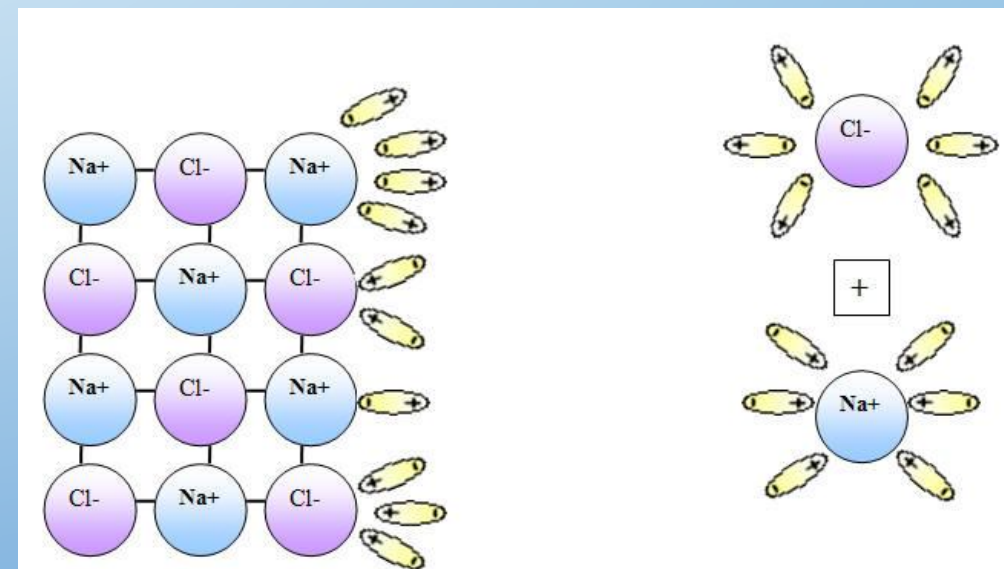
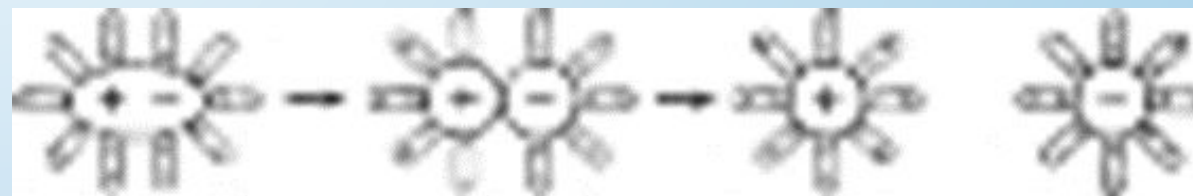
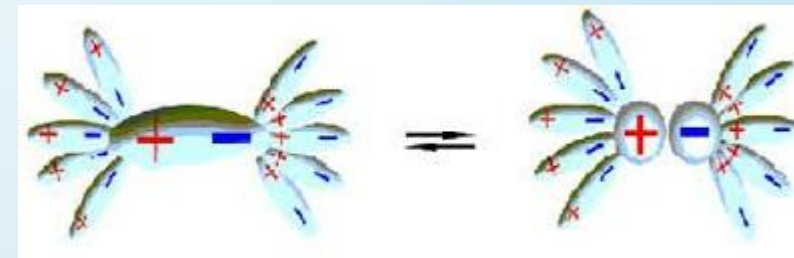
- Электролиты у которых степень диссоциации низкая (менее 50%) называют **слабыми электролитами**. В растворах слабых электролитов ионов мало и они плохо проводят электрический ток.
- Электролиты, которые хорошо распадаются на ионы (степень диссоциации больше 50%) называются **сильными электролитами**. В растворах сильных электролитов ионов очень много и они хорошо проводят электрический ток.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

- При диссоциации рвутся химические связи, а значит степень диссоциации и константа диссоциации зависят в первую очередь от прочности этих связей



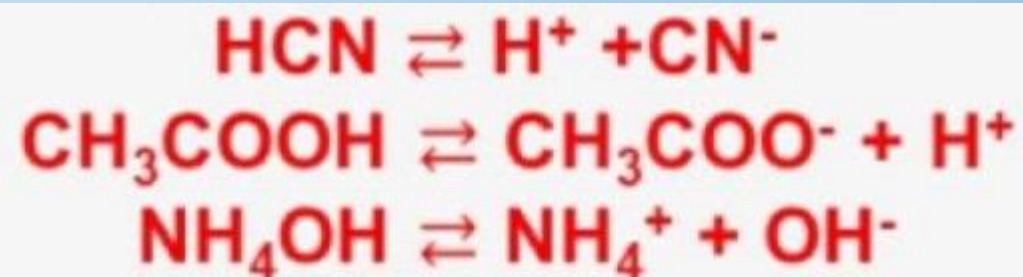
- Ионы могут образовываться при разрыве ионной или полярной связи. Причем ионная связь рвется гораздо проще, чем ковалентная полярная.



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

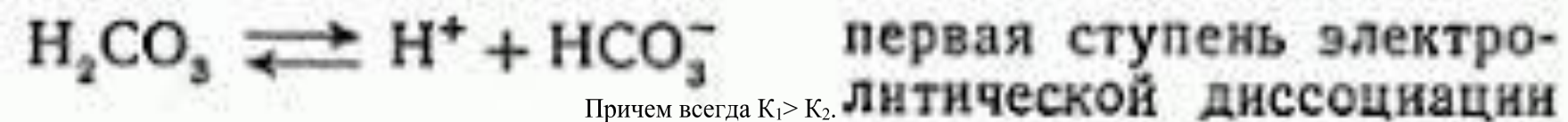
- Процесс диссоциации изображается **уравнением диссоциации** .
- Для таких обратимых процессов можно записать константу равновесия, которую называют **константой диссоциации**. Величина константы характеризует состояние равновесия в растворе электролита и является его важнейшей характеристикой

$$K_{\text{HCN}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 7,2 \cdot 10^{-10}$$



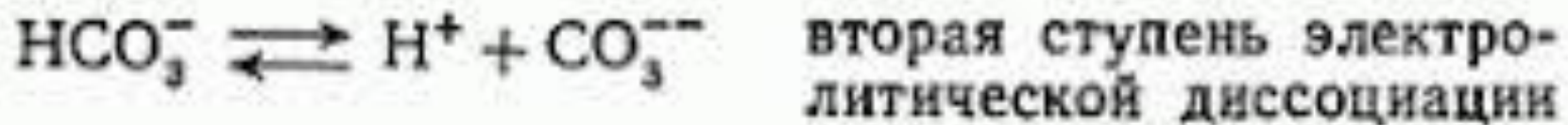
$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

**ДИССОЦИАЦИЯ МНОГООСНОВНЫХ КИСЛОТ И И
ОСНОВАНИЙ МНГОВАЛЕНТНЫХ МЕТАЛЛОВ
ПРОИСХОДИТ СТУПЕНЧАТО. В РАСТВОРАХ ТАКИХ
ВЕЩЕСТВ УСТАНОВЛИВАЮТСЯ НЕСКОЛЬКО
РАВНОВЕСИЙ, В КОТОРЫХ УЧАСТВУЮТ ИОНЫ С
РАЗЛИЧНЫМИ ЗАРЯДАМИ.**



Причем всегда $K_1 > K_2$.

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,13 \cdot 10^{-7}$$



$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{--}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,70 \cdot 10^{-11}$$

**Причем всегда
 $K_1 > K_2$.**

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ

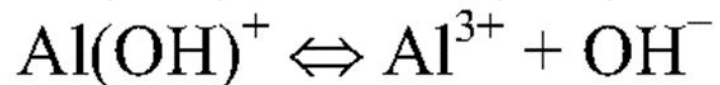
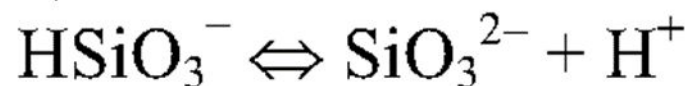
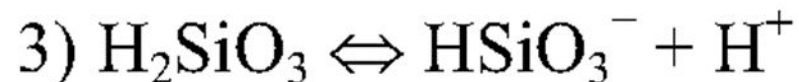
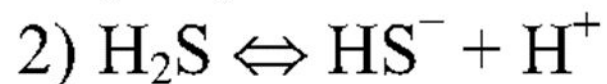
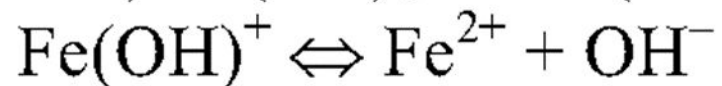
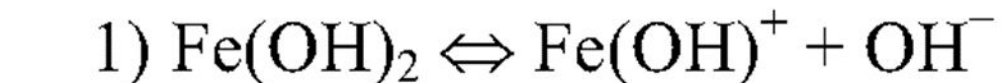
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Метакремниевая	H_2SiO_3	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
	-»-	$K_2 = 2,0 \cdot 10^{-12}$
Ортокремниевая	H_4SiO_4	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$
	-»-	$K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
	-»-	$K_3 = 2,0 \cdot 10^{-14}$
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Пероксид водорода	H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$
Серная	H_2SO_4	$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	H_2SO_3	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$
	-»-	$K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная	H_2S	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-7}$
	-»-	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$K_1 = 2,5 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 1,9 \cdot 10^{-2}$
Угльная	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
		$K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая	H_3PO_3	$K_1 = 3,1 \cdot 10^{-2}$
	-»-	$K_2 = 1,6 \cdot 10^{-7}$
Ортофосфорная	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
		$K_3 = 4,2 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

$$K_{\text{д}} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

- Закон разбавления Оствальда устанавливает зависимость между степенью диссоциации и концентрацией.
- **Степень диссоциации увеличивается с уменьшением концентрации электролита.** Особенно сильно это проявляется в растворах слабых электролитов. Причина – сдвиг равновесия в растворе при изменении концентрации электролита.

**ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ: ЗАПИШИТЕ
ВЫРАЖЕНИЕ ДЛЯ КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ
ПО ВСЕМ СТУПЕНЯМ. СРАВНИТЕ ЭТИ
КОНСТАНТЫ ПО ВЕЛИЧИНЕ**



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЭД

- К электролитам относятся соли, основания и кислоты.
- Все соли растворимые в воде – сильные электролиты.
- Все основания растворимые в воде – сильные электролиты.

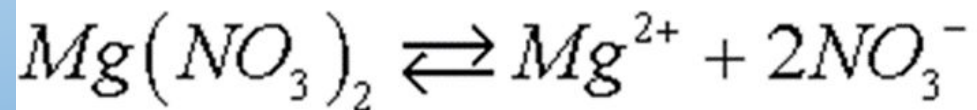
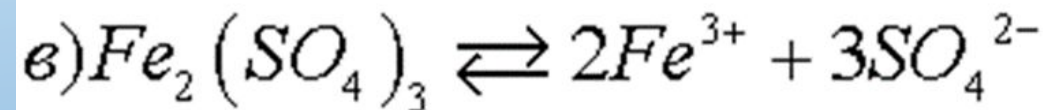
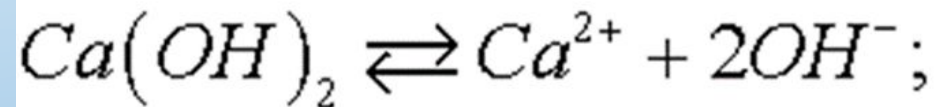
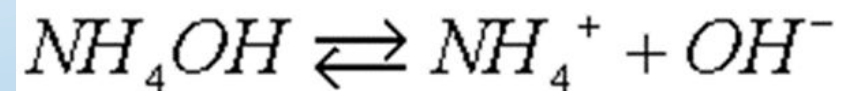
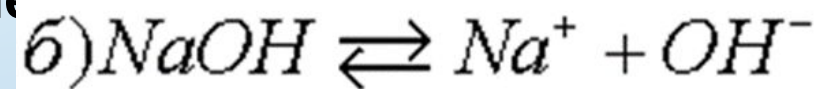
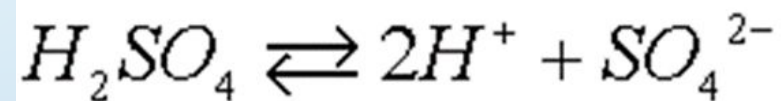
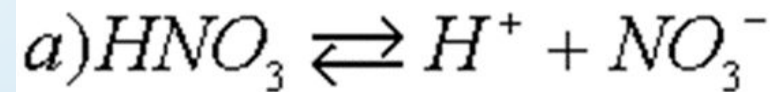
*Исключение – гидроксид аммония NH_4OH
(раствор аммиака в воде $NH_3 \cdot H_2O$)*

- Среди кислот есть много сильных и много слабых электролитов.

Запомнить!

Сильные: соляная, азотная, серная.

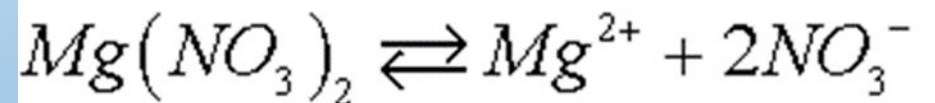
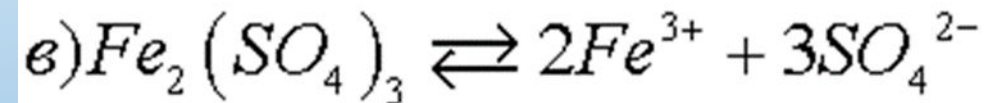
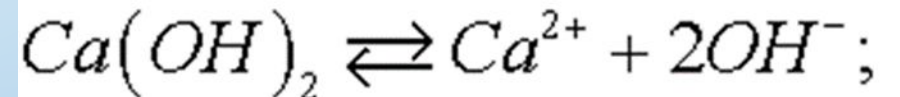
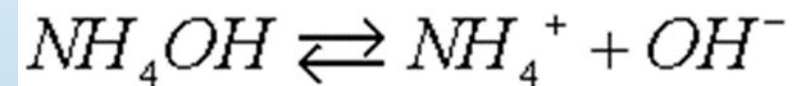
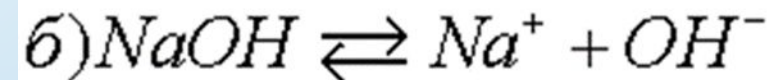
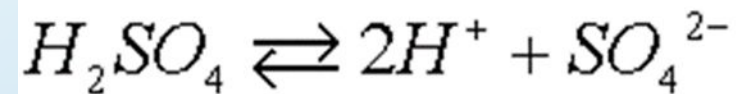
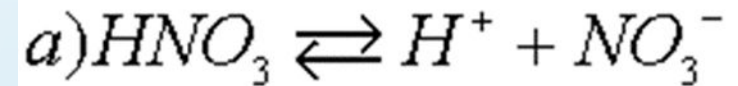
Слабые: угольная, фосфорная, уксусная.



СВОЙСТВА КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В СВЕТЕ ТЭД

Выполните задание:

- Проанализируйте уравнения реакций и дайте определения понятия кислота, основание и соль с точки зрения ТЭД
- **Свойства солей, кислот и оснований можно и нужно рассматривать как свойства ионов, которые находятся в их растворах.**



❖ Жидкие среды организма содержат большое количество различных ионов. Постоянство концентраций различных ионов в биологических средах принято называть водно-солевым балансом. Нарушение водно-солевого баланса свидетельствует о различных патологиях.

❖ От концентрации ионов зависит величина осмотического давления плазмы крови и др. Биологических жидкостей, а это определяет направление осмоса и тургор клеток.

❖ Клеточные мембраны имеют избирательную проницаемость, она определяется состоянием ионов в растворах.

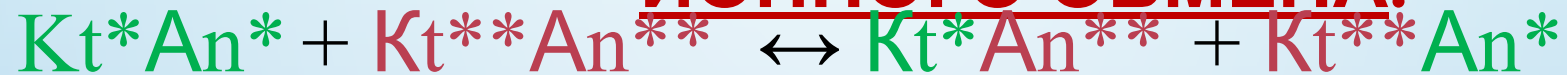
❖ От концентрации ионов зависит величина электродных потенциалов ионов, которые определяют возможность и направление окислительно-восстановительных процессов в клетках.

❖ Особой биологической активностью обладают ионы водорода и гидроксид-ионы, которые определяют кислотность внутренних сред организма, влияют на активность ферментов и других БАВ.

ЗАЧЕМ НАДО ЗНАТЬ ТЭД СТУДЕНТАМ- МЕДИКАМ?

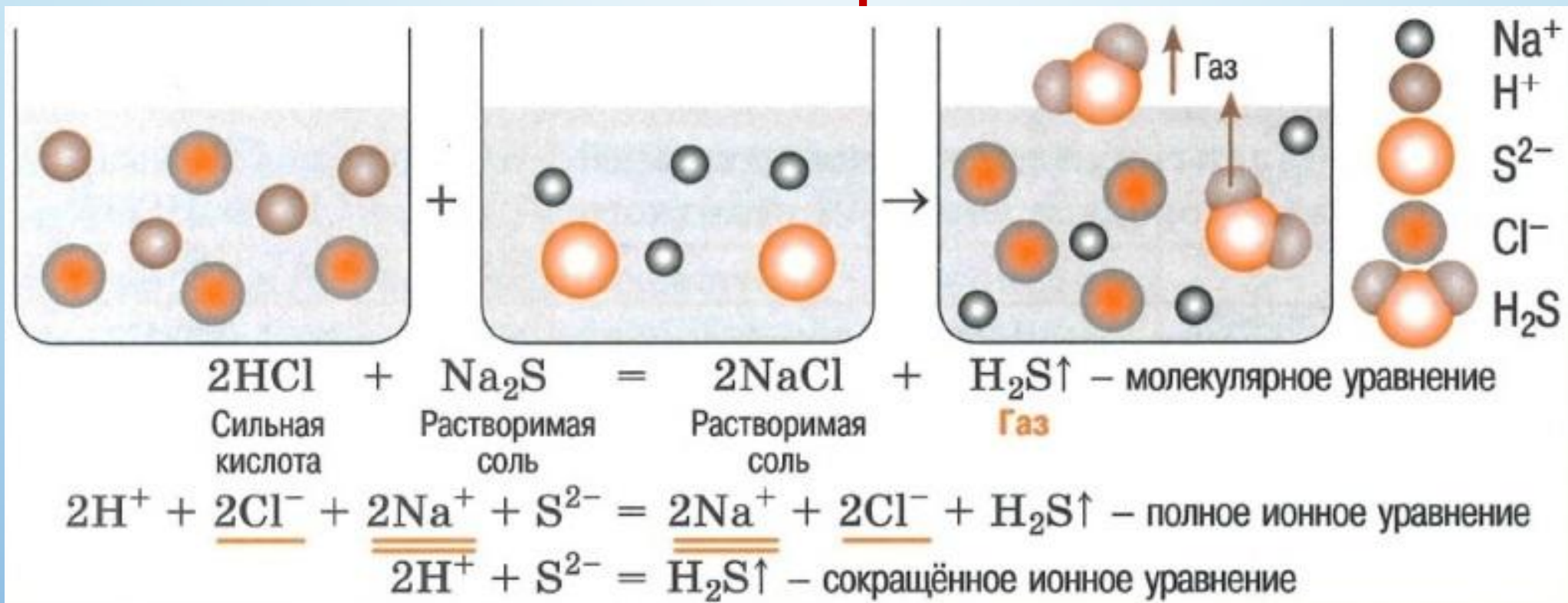


ДЛЯ ВСЕХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ЕСТЬ ФАКТИЧЕСКИ ОДНО ОБЩЕЕ ХИМИЧЕСКОЕ СВОЙСТВО, ОДИН ТИП РЕАКЦИЙ, В КОТОРЫЕ ОНИ ВСЕ ВСТУПАЮТ, ЭТО РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА.



- ❑ Если все вещества, участвующие в реакции – сильные электролиты и в растворе находятся в виде ионов, то процесс будет обратимым. Т.К. Никаких новых соединений не образуется, можно считать, что реакция не проходит.
- ❑ Если какое –то из соединений, участвующее в реакции, не будет распадаться на ионы, то равновесие сдвигается в сторону образования этого, плохо распадающегося на ионы, вещества. И реакция может стать практически необратимой.
- ❑ На ионы в растворах практически не распадаются: малорастворимые вещества (соли, кислоты, основания), растворимые в воде, но слабые

СУТЬ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА МОЖНО ПОНЯТЬ, ИСПОЛЬЗУЯ ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ



Реакции ионного обмена широко используются

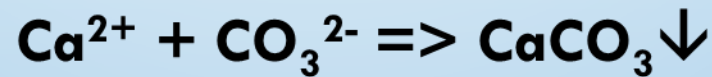
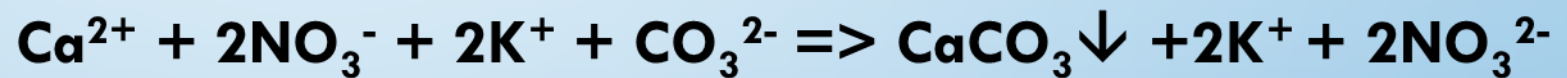
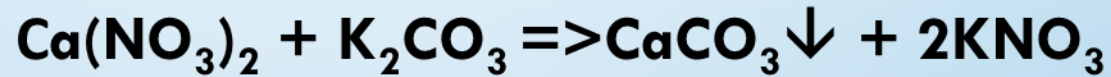
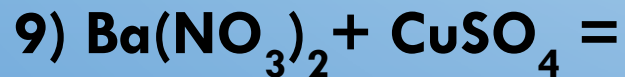
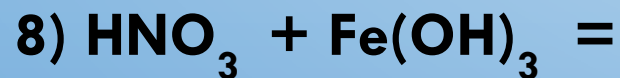
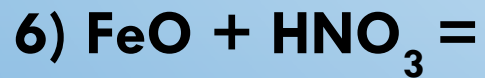
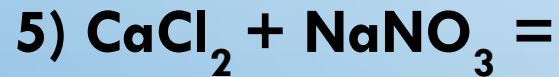
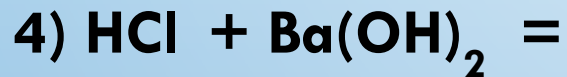
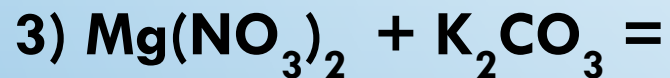
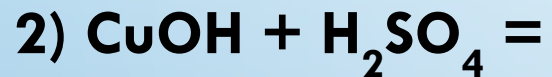
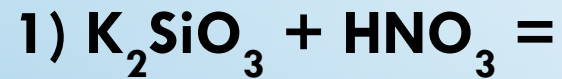
- для получения различных солей, кислот, оснований
- * для их анализа.

Ион	Реактив	Уравнение реакции	Признак реакции
H ⁺	Кислотно-основные индикаторы		Изменение окраски индикатора
Ag ⁺	Cl ⁻	Ag ⁺ + Cl ⁻ = AgCl↓	Белый осадок
Cu ²⁺	OH ⁻ S ²⁻	Cu ²⁺ + 2OH ⁻ = Cu(OH) ₂ ↓ Cu ²⁺ + S ²⁻ = CuS↓	Голубой осадок Черный осадок
Fe ²⁺	OH ⁻ Красная кровяная соль K ₃ [Fe(CN) ₆]	Fe ²⁺ + 2OH ⁻ = Fe(OH) ₂ ↓	Белый хлопьевидный осадок, зеленеет на воздухе. Темно — синий коллоидный осадок (турнбулева синь)
Fe ³⁺	OH ⁻ Желтая кровяная соль K ₄ [Fe(CN) ₆]	Fe ³⁺ + 3OH ⁻ = Fe(OH) ₃ ↓	Бурый осадок. Темно — синий коллоидный осадок (берлинская лазурь)
Zn ²⁺	OH ⁻ S ²⁻	Zn ²⁺ + 2OH ⁻ = Zn(OH) ₂ ↓ Zn ²⁺ + S ²⁻ = ZnS↓	Белый осадок, в избытке щелочи растворяется. Белый осадок
Al ³⁺	OH ⁻	Al ³⁺ + OH ⁻ = Al(OH) ₃ ↓	Серый осадок, в избытке щелочи растворяется
NH ₄ ⁺	OH ⁻	NH ₄ ⁺ + OH ⁻ = NH ₃ ↑ + H ₂ O	Запах аммиака, изменение цвета индикаторной бумаги в парах
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓	Белый осадок. Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca ²⁺	CO ₃ ²⁻	Ca ²⁺ + CO ₃ ²⁻ = CaCO ₃ ↓	Белый осадок. Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Cl ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄	Ag ⁺ + Cl ⁻ = AgCl↓ Cl ⁻ + H ⁺ = HCl↑	Белый осадок. Выделение бесцветного газа с резким запахом, изменение окраски индикаторной бумаги в парах
Br ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄	Ag ⁺ + Br ⁻ = AgBr↓ Br ⁻ + H ₂ SO ₄ = = Br ₂ ↑ + SO ₂ ↑ + H ₂ O	Желтоватый осадок. Выделение SO ₂ (характерный резкий запах) и бурых паров Br ₂
I ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄	Ag ⁺ + I ⁻ = AgI↓ I ⁻ + H ₂ SO ₄ = = I ₂ + H ₂ S↑ + H ₂ O	Желтый осадок. Выделение H ₂ S (характерный запах) и бурого — фиолетового I ₂
SO ₃ ²⁻	H ⁺	SO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ = H ₂ SO ₃ = = SO ₂ ↑ + H ₂ O	Выделение SO ₂ , характерный резкий запах, обесцвечивание раствора фуксина и фиолетовых чернил
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ = BaSO ₄ ↓	Белый осадок
CO ₃ ²⁻	H ⁺	CO ₃ ²⁻ + 2H ⁺ = H ₂ CO ₃ = = CO ₂ ↑ + H ₂ O	Выделение бесцветного газа, не имеющего запаха, вызывающего помутнение известковой воды

Алгоритм составления ионных уравнений:

- 1) Составьте формулы электролитов, вступивших в реакцию ионного обмена и формулы продуктов реакции.**
- 2) Расставьте коэффициенты в уравнении.**
- 3) Отметьте вещества, которые не распадаются на ионы (т.е. Малорастворимые вещества, газы, слабые электролиты: вода или некоторые кислоты). Пользуйтесь таблицей растворимости!**
- 4) Перепишите уравнения, записывая вместо формулы сильного электролита ионы, на которые он распадается, с учетом числа этих ионов в молекуле (индекса) и числа молекул этого вещества (коэффициента в уравнении).**
- 5) Зачеркните справа и слева в уравнении ионы, которые повторяются.**
- 6) Перепишите то, что осталось отдельной строкой.**

**ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЯ: ЗАПИШИТЕ ИОННЫЕ
УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ ОБМЕНА МЕЖДУ ЭТИМИ
ЭЛЕКТРОЛИТАМИ. КАКИЕ ИЗ ЭТИХ ВЕЩЕСТВ БУДУТ
ВЗАИМОДЕЙСТВОВАТЬ МЕЖДУ СОБОЙ? ПОЧЕМУ?**



КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

ОТКРЫТОЕ КОМПЛЕКСНОЕ ЗАНЯТИЕ №13 ПО ТЕМЕ 1.5 «РАСТВОРЫ. ТЭД»

ПРЕПОДАВАТЕЛЬ ЮГОВА Н.Е. 2019-2020 УЧ.ГОД



АКТУАЛИЗАЦИЯ ОПОРНЫХ ЗНАНИЙ

- 1. ЧТО ТАКОЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ? КАКИЕ ВЕЩЕСТВА ОТНОСЯТСЯ К ЭЛЕКТРОЛИТАМ?
- 2. ПОЧЕМУ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРОВОДЯТ ЭЛЕКТРИЧЕСКИЙ ТОК? КАКУЮ РОЛЬ В ЭТОМ ПРОЦЕССЕ ИГРАЕТ ВОДА?
- 3. ЧТО ТАКОЕ СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ? ЧТО ТАКОЕ СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ?
- 4. ЧТО ТАКОЕ КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ? ОТ ЧЕГО ЗАВИСИТ ЭТА ВЕЛИЧИНА?
- 5. ЧТО ТАКОЕ КИСЛОТЫ, С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЭД? НАПИШИТЕ ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИИ МЕЖДУ СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ И КАРБОНАТОМ НАТРИЯ. БУДЕТ ЛИ ВЫДЕЛЯТЬСЯ УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ, ЕСЛИ В РЕАКЦИЮ ВСТУПИТ СОЛЯНАЯ КИСЛОТА?

ПРОТОННАЯ ТЕОРИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ



Йоханнес-Николаус
БРЁНСТЕД
(1879 - 1947),
датский физикохимик

Главную роль в определении понятий «кислота» и «основание» играет протон (H^+ , катион водорода).

- **Кислота** – частица (молекула или ион), способная быть донором протона.
- **Основание** – частица, способная быть акцептором протона.



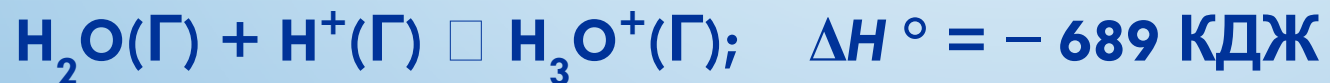
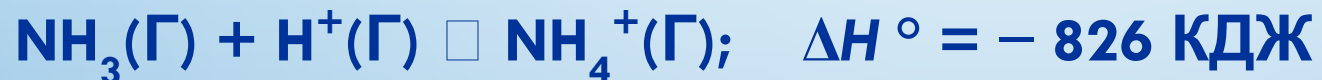
Томас-Мартин
ЛАУРИ
(1874 - 1936)
английский химик



- **КИСЛОТЫ – ЭТО ЧАСТИЦЫ, КОТОРЫЕ ИМЕЮТ В СВОЕМ СОСТАВЕ ВОДОРОД И СПОСОБНЫ ЕГО ОТДАТЬ (ДОНОРЫ ПРОТОНОВ)**
- **ОСНОВАНИЯ – ЭТО ЧАСТИЦЫ, СПОСОБНЫЕ ПРИСОЕДИНЯТЬ ПРОТОН (АКЦЕПТОРЫ ПРОТОНОВ)**
- **$A \leftrightarrow B + H^+$**
- **A- КИСЛОТА, СОПРЯЖЕННАЯ ОСНОВАНИЮ**
- **B- ОСНОВАНИЕ, СОПРЯЖЕННОЕ ЭТОЙ КИСЛОТЕ**
- **КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ СУЩЕСТВУЮТ ТОЛЬКО В ВИДЕ ТАКИХ СОПРЯЖЕННЫХ ПАР, ОНИ СВЯЗАНЫ МЕЖДУ СОБОЙ ПРОЦЕССОМ ПЕРЕДАЧИ ПРОТОНА**
- **КОНЦЕНТРАЦИЯ И КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ ЗАВИСИТ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ ПРОТОНА**

КИСЛОТНОСТЬ И ОСНОВНОСТЬ ВЕЩЕСТВ

КИСЛОТНЫЕ И ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ
ОПРЕДЕЛЯЮТСЯ **СРОДСТВОМ К ПРОТОНУ**, Т.Е.
ЭНТАЛЬПИЕЙ РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ ПРОТОНА:



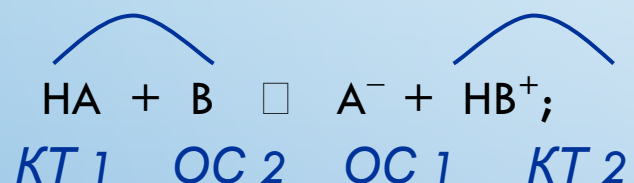
NH_3 – БОЛЕЕ СИЛЬНЫЙ АКЦЕПТОР ПРОТОНА И БОЛЕЕ
СИЛЬНОЕ ОСНОВАНИЕ, ЧЕМ H_2O ,

NH_4^+ - БОЛЕЕ СЛАБЫЙ ДОНОР ПРОТОНА И БОЛЕЕ
СЛАБАЯ КИСЛОТА, ЧЕМ H_3O^+ .

КИСЛОТА МОЖЕТ ОТДАТЬ ВОДОРОД, ЕСЛИ ЕСТЬ ЧАСТИЦА, СПОСОБНАЯ ЕГО ПРИНЯТЬ, Т.Е. ЕСТЬ ОСНОВАНИЕ. И НАОБОРОТ.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕЖДУ КИСЛОТОЙ И ОСНОВАНИЕМ НАЗЫВАЕТСЯ ПРОТОЛИТИЧЕСКОЙ РЕАКЦИЕЙ.

В РЕЗУЛЬТАТЕ ОБМЕНА ПРОТОНАМИ МЕЖДУ КИСЛОТОЙ И ОСНОВАНИЕМ ОБРАЗУЮТСЯ НОВЫЕ КИСЛОТА И ОСНОВАНИЕ.



НАПРИМЕР, В РЕАКЦИИ $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \square \text{NO}_3^- + \text{NH}_4^+$

СОПРЯЖЕННЫЕ ПАРЫ $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$ И $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

ЗНАЧЕНИЕ ВОДЫ ДЛЯ ПРОЯВЛЕНИЯ СВОЙСТВ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

ПРОТОНЫ, КОТОРЫЕ ОТДАЕТ КИСЛОТА, ДОЛЖНЫ ПРИСОЕДИНЯТЬСЯ К МОЛЕКУЛЕ РАСТВОРИТЕЛЯ.

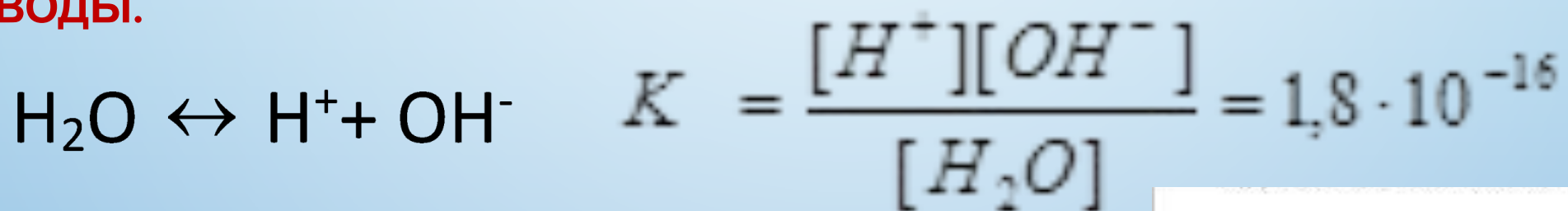
ОСНОВАНИЕ ПРИСОЕДИНЯЕТ ПРОТОН, КОТОРЫЙ ЗАБИРАЕТ У РАСТВОРИТЕЛЯ.

- **ЕСЛИ РАСТВОРИТЕЛЬ НЕ СПОСОБЕН НИ ПРИСОЕДИНЯТЬ, НИ ОТДАВАТЬ ПРОТОНЫ, ТО В НЕМ ВЕЩЕСТВО НЕ МОЖЕТ ПРОЯВЛЯТЬ НИ КИСЛОТНЫХ, НИ ОСНОВНЫХ СВОЙСТВ**



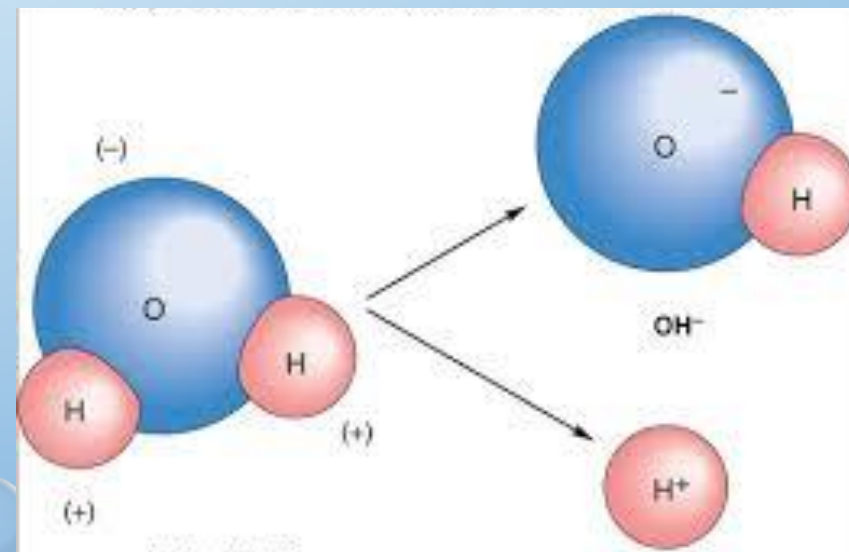
ЕСЛИ ЭЛЕКТРОЛИТ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА И КИСЛОТ, И ОСНОВАНИЙ ИХ НАЗЫВАЮТ АМФОТЕРНЫМИ ИЛИ АМФОЛИТАМИ.

- **ВОДА ЯВЛЯЕТСЯ ОЧЕНЬ СЛАБЫМ АМФОТЕРНЫМ ЭЛЕКТРОЛИТОМ, У КИСЛОТ ОНА ПРИНИМАЕТ ПРОТОН, А ОСНОВАНИЯМ ОТДАЕТ ЕГО. БОЛЕЕ ТОГО – ОДНА МОЛЕКУЛА ВОДЫ МОЖЕТ ОТДАВАТЬ ПРОТОН ВТОРОЙ МОЛЕКУЛЕ ВОДЫ.**



ионное произведение воды:

$$K_B = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \approx 10^{-14} \text{ моль/л}$$



КИСЛОТНОСТЬ СРЕДЫ

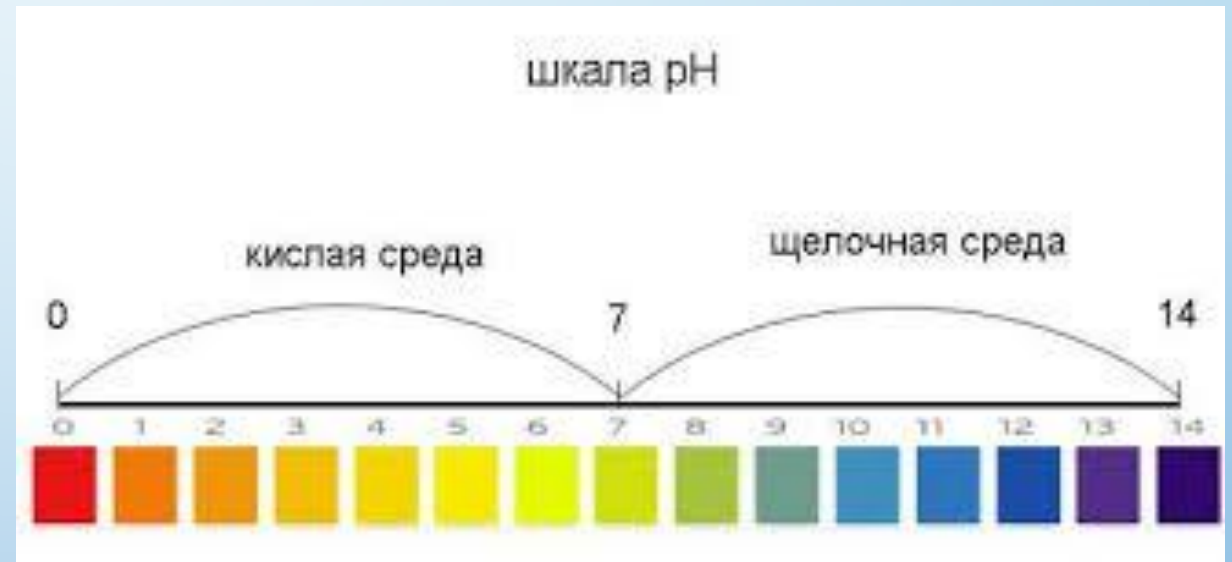
$$K_B = K \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] \approx 10^{-14} \text{ моль/л}$$

- $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ МОЛЬ/Л – СРЕДА НЕЙТРАЛЬНАЯ
- $[H^+] > [OH^-]$, ПРИ $[H^+] > 10^{-7}$ МОЛЬ/Л – СРЕДА КИСЛАЯ
- $[H^+] < [OH^-]$, ПРИ $[H^+] < 10^{-7}$ МОЛЬ/Л – СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ - ЭТО СПОСОБ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА.

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

- ПРИ $pH = 7$ – СРЕДА НЕЙТРАЛЬНАЯ,
- ПРИ $pH > 7$ – СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ,
- ПРИ $pH < 7$ – СРЕДА КИСЛАЯ.



ВЕЛИЧИНА pH – МЕРА АКТИВНОЙ КИСЛОТНОСТИ СРЕДЫ, Т.Е. ПОКАЗЫВАЕТ РЕАЛЬНУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В РАСТВОРЕ. ОНА М. Б. МЕНЬШЕ ОБЩЕЙ КИСЛОТНОСТИ, КОТОРАЯ ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ НАЧАЛЬНОЙ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ КИСЛОТЫ.

ОПОРНЫЙ КОНСПЕКТ



$$K_B = K \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] \approx 10^{-14} \text{ моль/л}$$

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

- ПРИ $pH = 7$ – СРЕДА НЕЙТРАЛЬНАЯ,
- ПРИ $pH > 7$ – СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ,
- ПРИ $pH < 7$ – СРЕДА КИСЛАЯ

**ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №1:
ОПРЕДЕЛИТЕ С ПОМОЩЬЮ УНИВЕРСАЛЬНОЙ
ИНДИКАТОРНОЙ БУМАГИ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ
ВОДОРОДА В РАСТВОРЕ**

АЛГОРИТМ

- 1) ОПУСТИТЬ НА 2-3 СЕК ИНДИКАТОРНУЮ БУМАГУ В ИССЛЕДУЕМЫЙ РАСТВОР**
- 2) СРАВНИТЬ ОКРАСКУ ИНДИКАТОРНОЙ БУМАГИ СО ШКАЛОЙ pH И ЗАПИШИТЕ РЕЗУЛЬТАТ**
- 3) ПОЛЬЗУЯСЬ ФОРМУЛОЙ $pH = -\lg [H^+]$ ОПРЕДЕЛИТЬ РАВНОВЕСНУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В МОЛЬ/Л**
- 4) ОТВЕТИТЬ НА ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ: ЧЕМУ РАВНА МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ГИДРОКСИД-ИОНОВ? КАКИХ ИОНОВ В РАСТВОРЕ БОЛЬШЕ H^+ ИЛИ OH^- ? КАКАЯ СРЕДА В РАСТВОРЕ?**

ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №2:

- 1) ОПРЕДЕЛИТЕ ГДЕ КИСЛОТА, А ГДЕ ОСНОВАНИЕ?
- 2) КАКУЮ РОЛЬ В РЕАКЦИИ ИГРАЕТ ВОДА?
- 3) КУДА СМЕСТИТСЯ РАВНОВЕСИЕ ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА?



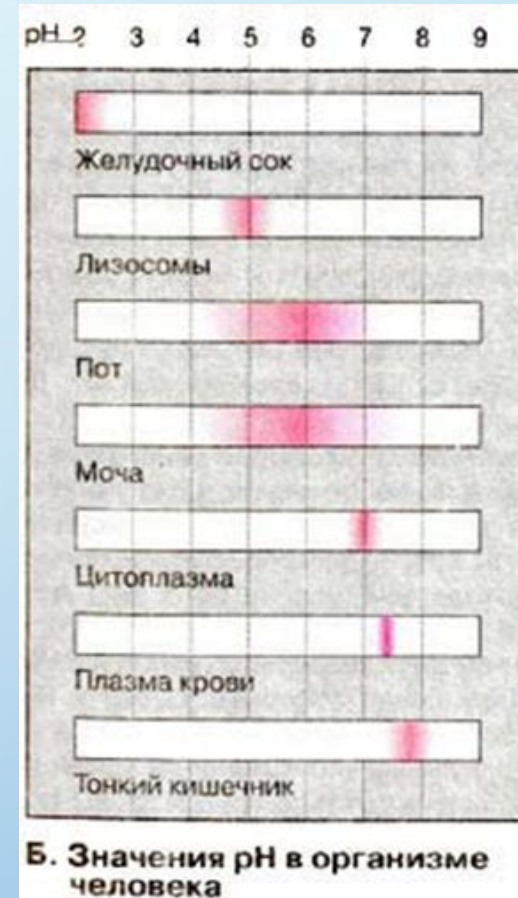
ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №4:

- **№ 1 ВЫЧИСЛИТЕ ЧЕМУ РАВЕН pH РАСТВОРА 0,01 МОЛЬ/Л HCl ?**
- **№2 В РАСТВОРЕ ПЕРЕКИСИ ВОДОРОДА pH РАВНО 4. ОПРЕДЕЛИТЕ МОЛЯРНУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ ВОДОРОДА В ЭТОМ РАСТВОРЕ?**
- **№3* В РЕЗУЛЬТАТЕ ПРОВЕДЕННОГО ЛЕЧЕНИЯ pH МОЧИ У БОЛЬНОГО ИЗМЕНИЛАСЬ ОТ 8 ДО 7. КАК ИЗМЕНИЛАСЬ ПРИ ЭТОМ КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ВОДОРОДА В МОЧЕ? МОЖНО ЛИ СЧИТАТЬ ЛЕЧЕНИЕ УСПЕШНЫМ?**

ЗНАЧЕНИЕ pH ВНУТРЕННИХ СРЕД ОРГАНИЗМА ХАРАКТЕРИЗУЮТСЯ ЗНАЧИТЕЛЬНЫМ ПОСТОЯНСТВОМ, И ЭТО ПОСТОЯНСТВО ЯВЛЯЕТСЯ ОСНОВОЙ ГОМЕОСТАЗА

- **КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ ВОДОРОДА ВЛИЯЕТ НА РАВНОВЕСИЕ ВСЕХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В КЛЕТКАХ И В МЕЖКЛЕТОЧНОЙ ЖИДКОСТИ, А ЗНАЧИТ И НА КОНЦЕНТРАЦИЮ ИОНОВ;**
- **ИОНЫ ВОДОРОДА УЧАСТВУЮТ В ПРОЦЕССАХ ОКИСЛЕНИЯ-ВОССТАНОВЛЕНИЯ;**
- **ИОНЫ ВОДОРОДА КАТАЛИЗИРУЮТ ПРОЦЕССЫ ЭТЕРИФИКАЦИИ И ГИДРОЛИЗА;**
- **ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА ЗАВИСИТ ПРОЦЕСС ДЕНАТУРАЦИИ БЕЛКОВ.**

pH ПЛАЗМЫ КРОВИ ОДНА ИЗ САМЫХ ЖЕСТКИХ КОНСТАНТ ОРГАНИЗМА, В НОРМЕ ОН СОСТАВЛЯЕТ 7,36



**ВЫПОЛНИТЕ ЗАДАНИЕ №3:
ЗАПОЛНИТЕ СВОБОДНЫЕ КЛЕТКИ В ТАБЛИЦЕ**

[H⁺]	[OH⁻]	pH	pOH	кислотность среды
10 ⁻⁵				
	10 ⁻¹²			
		9		
			10	
				нейтральная

**КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОЕ РАВНОВЕСИЕ (ПОСТОЯНСТВО pH)
ОБЕСПЕЧИВАЕТСЯ РАБОТОЙ ВЫДЕЛИТЕЛЬНЫХ СИСТЕМ ОРГАНИЗМА
(ПОЧКИ, ЛЕГКИЕ) И НАЛИЧИЕМ НЕСКОЛЬКИХ БУФЕРНЫХ СИСТЕМ,
ВХОДЯЩИХ В СОСТАВ РАЗЛИЧНЫХ ТКАНЕЙ**

- ПРИБИ МЕТАБОЛИЗМЕ (В ПРОЦЕССАХ ОКИСЛЕНИЯ, И ДР.) В КЛЕТКАХ ОБРАЗУЮТСЯ РАЗЛИЧНЫЕ ВЕЩЕСТВА. БОЛЬШИНСТВО ИЗ НИХ ОКИСЛЯЕТСЯ И ЗАТЕМ ВЫДЕЛЯЕТСЯ КЛЕТКАМИ В ВИДЕ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА (А ЭТО ТОЖЕ УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА!), КОТОРЫЙ ПРИ ПОМОЩИ ФЕРМЕНТА КАРБОГИДРАЗЫ СВЯЗЫВАЕТСЯ В ЭРИТРОЦИТАХ С ГЕМОГЛОБИНОМ И ПЕРЕНОСИТСЯ В ЛЕГКИЕ.
- КРОМЕ ТОГО, В ПРОЦЕССЕ ОКИСЛЕНИЯ ОБРАЗУЮТСЯ НЕЛЕТУЧИЕ КИСЛОТЫ (МОЛОЧНАЯ, ПИРОВИНОГРАДНАЯ, УКСУСНАЯ И Т.Д.), ЗА СУТКИ – 1ММОЛЬ/Л ИОНОВ ВОДОРОДА НА 1 КГ МАССЫ ТЕЛА ПРИ НОРМАЛЬНОМ ПИТАНИИ. ЧАСТЬ ЭТИХ ИОНОВ ВЫДЕЛЯЕТСЯ С МОЧОЙ ЧЕРЕЗ ПОЧКИ.

НО ... ЦЕНТРАЛЬНОЕ МЕСТО В СИСТЕМЕ РЕГУЛЯЦИИ pH ИГРАЮТ БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ ОРГАНИЗМА

- РАСТВОРЫ, СОДЕРЖАЩИЕ СМЕСЬ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА И ЕГО СОЛИ, СОХРАНЯЮЩИЕ ХАРАКТЕРНЫЕ ДЛЯ НЕГО ЗНАЧЕНИЯ pH ПРИ РАЗБАВЛЕНИИ, ДОБАВЛЕНИИ СИЛЬНЫХ КИСЛОТ ИЛИ ЩЕЛОЧЕЙ, НАЗЫВАЮТСЯ БУФЕРНЫМИ.
- ПРОСТЕЙШИЙ БУФЕРНЫЙ РАСТВОР - ЭТО СМЕСЬ СЛАБОЙ КИСЛОТЫ И ЕЕ СОЛИ (НАПРИМЕР, СМЕСЬ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ CH_3COOH И АЦЕТАТА НАТРИЯ CH_3COONa), ЛИБО СМЕСЬ СЛАБОГО ОСНОВАНИЯ И ЕГО СОЛИ (НАПРИМЕР, СМЕСЬ ГИДРОКСИДА АММОНИЯ NH_4OH С ХЛОРИДОМ АММОНИЯ NH_4Cl).
- БУФЕРНОЕ ДЕЙСТВИЕ РАСТВОРА ОБУСЛОВЛЕНО СМЕЩЕНИЕМ КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА ЗА СЧЕТ СВЯЗЫВАНИЯ ДОБАВЛЯЕМЫХ В РАСТВОР ИОНОВ H^+ И OH^- . ЭТИ ИОНЫ ОБРАЗУЮТ С КОМПОНЕНТАМИ СИСТЕМЫ ВЕЩЕСТВА, НЕ РАСПАДАЮЩИЕСЯ НА ИОНЫ.

БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ ОРГАНИЗМА

- БИКАРБОНАТНАЯ – ГЛАВНАЯ БУФЕРНАЯ СИСТЕМА ОРГАНИЗМА. ОНА СОСТОИТ ИЗ ДВУХ КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ ЧАСТЕЙ, НАХОДЯЩИХСЯ В ДИНАМИЧЕСКОМ РАВНОВЕСИИ. ПОЭТОМУ ТАКАЯ СИСТЕМА ИМЕЕТ ДОСТАТОЧНО БОЛЬШУЮ ЕМКОСТЬ И ШИРОКУЮ ЗОНУ БУФЕРНОГО ДЕЙСТВИЯ.
- ОСОБЕННОСТЬ БИКАРБОНАТНОЙ СИСТЕМЫ В ТОМ, ЧТО ОНА ОТКРЫТА. ЭТО ОЗНАЧАЕТ, ЧТО ОНА НЕПОСРЕДСТВЕННО СВЯЗАНА С ВЫДЕЛИТЕЛЬНЫМИ СИСТЕМАМИ ОРГАНИЗМА.
$$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$$
- ИЗБЫТОК ИОНОВ ВОДОРОДА СВЯЗЫВАЕТСЯ С БИКАРБОНАТОМ, ОБРАЗУЮЩИЙСЯ УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ СТИМУЛИРУЕТ ДЫХАТЕЛЬНЫЙ ЦЕНТР, ВЕНТИЛЯЦИЯ ЛЕГКИХ ПОВЫШАЕТСЯ, И ИЗЛИШКИ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА УДАЛЯЮТСЯ ПРИ ДЫХАНИИ. ЧЕМ БОЛЬШЕ В КЛЕТКАХ ОБРАЗУЕТСЯ ИОНОВ ВОДОРОДА, ТЕМ БОЛЬШЕ РАСХОД БИКАРБОНАТНОГО БУФЕРА. НА ЭТОМ ЭТАПЕ МЕТАБОЛИЗМА ПОДКЛЮЧАЮТСЯ ПОЧКИ, КОТОРЫЕ ВЫВОДЯТ С МОЧОЙ ИЗБЫТОК ИОНОВ ВОДОРОДА, И СИНТЕЗИРУЮТ

НАРУШЕНИЕ КЩР

- **ПОВЫШЕННАЯ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ИОНОВ H^+ - АЦИДОЗ**
- **ПОНИЖЕННОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ИОНОВ H^+ – АЛКАЛОЗ**

В БОЛЬШИНСТВЕ СЛУЧАЕВ, И В ЖКТ И В ДРУГИХ ОРГАНАХ И ТКАНЯХ, МЫ ИМЕЕМ ДЕЛО С АЦИДОЗОМ. В ЭТОМ СОСТОЯНИИ ОРГАНИЗМ ПЛОХО УСВАИВАЕТ МИНЕРАЛЫ, ОТ НЕДОСТАТКА ИОНОВ НАТРИЯ, КАЛИЯ, КАЛЬЦИЯ И МАГНИЯ СТРАДАЮТ ЖИЗНЕННО ВАЖНЫЕ ОРГАНЫ. ПОЯВЛЯЮТСЯ ЗАБОЛЕВАНИЯ СЕРДЕЧНО-СОСУДИСТОЙ СИСТЕМЫ: СПАЗМ СОСУДОВ, ГИПОКСИЯ. РАЗВИВАЕТСЯ ОЖИРЕНИЕ И ДИАБЕТ; ЗАБОЛЕВАНИЯ ПОЧЕК И МОЧЕВОГО ПУЗЫРЯ; СНИЖАЕТСЯ ИММУНИТЕТ. ПОЯВЛЯЕТСЯ ХРУПКОСТЬ КОСТЕЙ, ВПЛОТЬ ДО СПОНТАННЫХ ПЕРЕЛОМОВ, БОЛИ В МЫШЦАХ И СУСТАВАХ, СВЯЗАННЫЕ С НАКОПЛЕНИЕМ МОЛОЧНОЙ КИСЛОТЫ.

ПРОТОЛИТИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

ЯСНО, ЧТО В РАСТВОРАХ КИСЛОТ, ГДЕ ПРЕОБЛАДАЮТ ИОНЫ ВОДОРОДА, СРЕДА КИСЛАЯ, А В РАСТВОРАХ ЩЕЛОЧЕЙ ИОНОВ ГИДРОКСИДА БОЛЬШЕ, ЧЕМ ИОНОВ ВОДОРОДА, ПОЭТОМУ ТАМ СРЕДА ЩЕЛОЧНАЯ. А КАКАЯ СРЕДА В РАСТВОРАХ СОЛЕЙ?

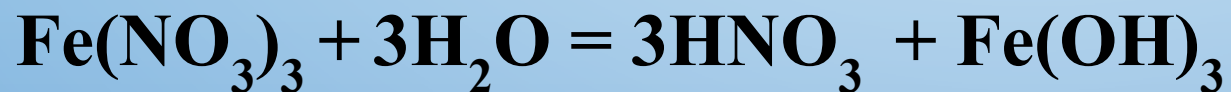
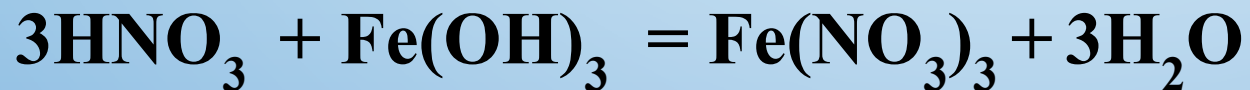
- РАСТВОРИТЕЛЬ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С РАСТВОРЕННЫМ ВЕЩЕСТВОМ, МЕЖДУ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ ПРОИСХОДИТ РЕАКЦИЯ ИОННОГО ОБМЕНА.**
- РЕАКЦИИ ОБМЕНА ИОНАМИ ПРОТЕКАЮТ МЕЖДУ ЛЮБЫМИ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ, ПРИЧЕМ РЕАКЦИИ НАПРАВЛЕННЫ В СТОРОНУ ОБРАЗОВАНИЯ БОЛЕЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА.**
- ЕСЛИ ЭЛЕКТРОЛИТЫ ОБМЕНИВАЮТСЯ МЕЖДУ СОБОЙ ИОНАМИ ВОДОРОДА, ТО ТАКИЕ РЕАКЦИИ НАЗЫВАЮТ ПРОТОЛИТИЧЕСКИМИ. К НИМ ОТНОСЯТСЯ РЕАКЦИИ ДИССОЦИАЦИИ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ, РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ МЕЖДУ КИСЛОТАМИ И ОСНОВАНИЯМИ И РЕАКЦИИ ГИДРОЛИЗА.**

ГИДРОЛИЗ – ЭТО РЕАКЦИЯ ВЕЩЕСТВА С ВОДОЙ, ПРИ КОТОРОЙ ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО РАСПАДАЕТСЯ НА ДВА НОВЫХ ВЕЩЕСТВА

МНОГИЕ БИООРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА (БЕЛКИ, ПОЛИСАХАРИДЫ, ЖИРЫ, НУКЛЕИНОВЫЕ КИСЛОТЫ) ПОДВЕРГАЮТСЯ ГИДРОЛИЗУ ПОД ДЕЙСТВИЕМ ФЕРМЕНТОВ. НАПРИМЕР, ПРОЦЕССЫ ГИДРОЛИЗА БЕЛКОВ, ПОЛИСАХАРИДОВ И ЖИРОВ. КОТОРЫЕ ПРОТЕКАЮТ ПРИ ПИЩЕВАРЕНИИ. ОЧЕНЬ ВАЖНОЙ ДЛЯ ОРГАНИЗМА ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ ГИДРОЛИЗА АТФ, ПРИ КОТОРОЙ ОСВОБОЖДАЕТСЯ ЭНЕРГИЯ, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ РАЗЛИЧНЫХ ФИЗИОЛОГИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.

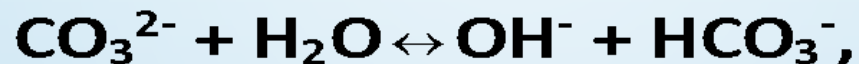
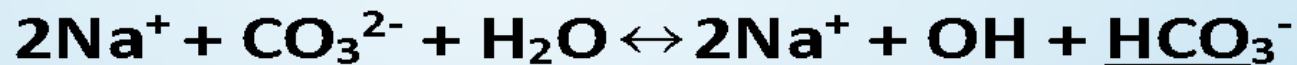
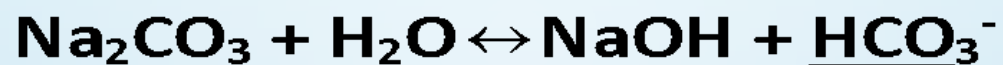
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

- **ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ – РЕАКЦИЯ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ СОЛИ (СИЛЬНОГО ЭЛЕКТРОЛИТА) С ВОДОЙ (СЛАБЫМ ЭЛЕКТРОЛИТОМ), ЭТО ОБЫЧНАЯ РЕАКЦИЯ ИОННОГО ОБМЕНА, В РЕЗУЛЬТАТЕ КОТОРОГО ОБРАЗУЮТСЯ СООТВЕТСТВУЮЩИЕ КИСЛОТА И ОСНОВАНИЕ (РЕАКЦИЯ ОБРАТНАЯ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ).**



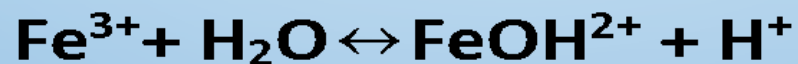
**Как протекает
процесс
взаимодействия
соли с водой?**

1) если соль образована сильным основанием и слабой кислотой



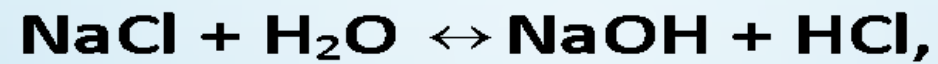
ион водорода связывается анионом слабой кислоты, образуется слабый электролит и в растворе остается сильное основание, а значит и избыток OH^- , среда щелочная

2) соль образована слабым основанием и сильной кислотой



ион OH^- связывается катионов слабого основания, в растворе образуется слабый электролит, в остается избыток H^+ , среда кислая.

3) если соль образована сильным основанием и сильной кислотой гидролиз не проходит



т.к. образуются два сильных электролита, которые опять распадаются на ионы, и реакция среды не изменяется, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, среда нейтральная.

4) соль образована слабым основанием и слабой кислотой гидролиз протекает и по катиону и по аниону, гидролиз идет до конца и соль разлагается.



т.к. в растворе не накапливаются ионы H^+ или OH^- , среда в них зависит от константы диссоциации слабой кислоты и слабого основания.

Как протекает процесс взаимодействия соли с водой?

ПРАВИЛА ГИДРОЛИЗА:

1. СИЛЬНОЕ ПОБЕЖДАЕТ СЛАБОЕ
 2. ПРИ ПОВЫШЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ ГИДРОЛИЗ УСИЛИВАЕТСЯ (ПО ПРАВИЛУ ЛЕ ШАТЕЛЬЕ Т.К. ГИДРОЛИЗ – РЕАКЦИЯ ЭНДОТЕРМИЧЕСКАЯ).
 3. ПРИ ПОВЫШЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ СОЛИ В РАСТВОРЕ ГИДРОЛИЗ УМЕНЬШАЕТСЯ (ОПЯТЬ ПО ПРАВИЛУ ЛЕ ШАТЕЛЬЕ).
- **ВЫВОД: РАСТВОРЫ СОЛЕЙ ЛУЧШЕ ХРАНИТЬ В КОНЦЕНТРИРОВАННОМ ВИДЕ В ХОЛОДНОМ МЕСТЕ.**

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ ПО ГИДРОЛИЗУ

1. НАПИШИТЕ РЕАКЦИИ МЕЖДУ

А) ФОСФОРНОЙ КИСЛОТОЙ И ГИДРОКСИДОМ ЛИТИЯ

Б) СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ И ГИДРОКСИДОМ НАТРИЯ

В КАКОМ СЛУЧАЕ МОЖНО УТВЕРЖДАТЬ, ЧТО ПРОЦЕСС БУДЕТ ПОЛНОСТЬЮ НЕОБРАТИМЫМ?

2. КАКАЯ СРЕДА БУДЕТ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ КАРБОНАТА КАЛИЯ, ХЛОРИДА ЦИНКА, НИТРАТА АММОНИЯ, СИЛИКАТА НАТРИЯ. ОТВЕТ ПОДТВЕРДИТЕ ИОННЫМИ УРАВНЕНИЯМИ ГИДРОЛИЗА.

3. КАКУЮ СОЛЬ НАТРИЯ: ХЛОРИД ИЛИ КАРБОНАТ, ДОБАВЛЯЮТ В МОЮЩИЕ СРЕДСТВА И ПОЧЕМУ?

4. КАКУЮ СОЛЬ: ХЛОРИД АММОНИЯ ИЛИ НИТРАТ НАТРИЯ, МОЖНО ИСПОЛЬЗОВАТЬ В КАЧЕСТВЕ АЗОТНОГО УДОБРЕНИЯ ДЛЯ ГОРТЕНЗИИ, ЕСЛИ ИЗВЕСТНО, ЧТО ОНА ПРЕДПОЧИТАЕТ КИСЛЫЕ ПОЧВЫ? ПОЧЕМУ?

5. ПОЧЕМУ ПРИ ДОБАВЛЕНИИ СУЛЬФИДА НАТРИЯ К РАСТВОРУ НИТРАТА ХРОМА (III) ВЫПАДАЕТ ОСАДОК ГИДРОКСИДА ХРОМА (III)? ОТВЕТ ПОДТВЕРДИТЬ УРАВНЕНИЯМИ РЕАКЦИЙ.



