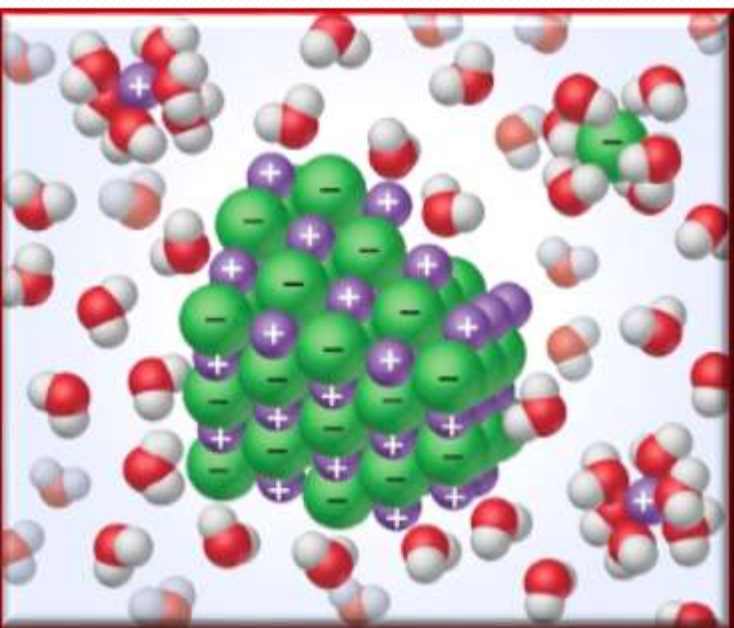




ФГБОУ ВО Новосибирский государственный медицинский университет Минздрава России Кафедра медицинской химии

Лекция № 4
по дисциплине «Химия»
для студентов 1 курса медико-профилактического
факультета.

Гидролиз солей.



Лектор - старш. препод., канд. биол. наук,
Шехирева Татьяна Викторовна,
каб. 452, e-mail: tatiana_sheh@mail.ru.

Цель.

Гидролиз - это химическая реакция взаимодействия вещества с водой, при которой происходит разложение этого вещества и воды с образованием новых соединений. Гидролиз соединений различных классов (соли, углеводы, белки, сложные эфиры, жиры и др.) существенно различается.

Цель лекции - изучить сущность гидролиза солей в водных растворах.

Актуальность.

✦ Гидролиз белков, углеводов (крахмала), жиров имеет огромное значения для поддержания жизни живых организмов. Мы потребляем в пищу основные питательные компоненты (жиры, белки и углеводы). Первым этапом катаболизма этих соединений является гидролиз в желудочно-кишечном тракте до мономеров, которые затем транспортируются в клетку для дальнейшей деградации до простых веществ с выделением энергии.

✦ Понимание сути этого процесса важно для дальнейшего усвоения курса химия, биоорганическая химия и биохимия.

При составлении уравнений гидролиза солей следует придерживаться следующего алгоритма:

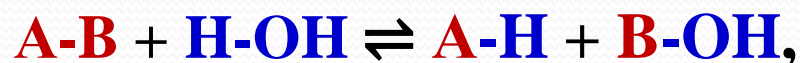
- 1) определить состав соли, указать какими по силе являются основание и кислота, её образующие;**
- 2) составить краткое ионно-молекулярное уравнение гидролиза, написать уравнение реакции взаимодействия иона слабого электролита с одной молекулой воды;**
- 3) составить молекулярное уравнение гидролиза на основе краткого ионно-молекулярного; при этом исходными веществами являются соль и вода, а продукты гидролиза будут состоять из образовавшихся ионов и тех ионов соли, которые не участвуют в процессе гидролиза.**

План лекции:

- 1. Понятие гидролиз как протолитическая реакция.**
- 2. Типы гидролиза солей:**
 - а) ступенчатый;**
 - б) необратимый гидролиз.**
- 1. Понятие степень гидролиза различных типов солей.**
- 2. Вывод константы гидролиза для различных типов солей.**
- 3. Условия, влияющие на гидролиз солей (усиливающие и подавляющие).**
- 4. Примеры расчета константы, степени гидролиза и РН.**

Гидролиз (от греч. *hydor* - вода, *lysis* - разрушение) - это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, в результате которого образуется слабый электролит - **кислота (кислая соль)** или **основание (основная соль)**.

- ❖ Гидролизу могут подвергаться химические соединения различных классов: белки, жиры, углеводы, эфиры, соли и т. д.
- ❖ В неорганической химии наиболее часто встречается гидролиз именно солей.
- ❖ **Гидролиз соли** – взаимодействие соли с молекулами воды с образованием малодиссоциированных соединений.
- ❖ В общем виде гидролиз можно представить уравнением:



- где **A-B** – гидролизующееся вещество;
- **A-H** и **B-OH** – продукты гидролиза.



Сущностью гидролиза - передача H^+ от кислоты к основанию:

- При этом **кислота**, передав протон основанию и становится **основанием**, а **основание**, образует протонированную частицу и становится **кислотой**.
- Таким образом, в любом **кислотно-основном** взаимодействии участвуют две пары **кислот** и **оснований**, названные Брёнстедом сопряженными:



Чем больше заряд иона, меньше радиус и устойчивее электронная оболочка, тем сильнее поляризующее действие ионов, тем сильнее протекает гидролиз.

Типы гидролиза солей:

№	Соли, образованные		Примеры	Тип гидролиза	Реакция среды, Рн
1	сильным основанием	сильной кислотой	NaCl, K ₂ SO ₄ , Ca(NO ₃) ₂	Не подвергается гидролизу	нейтральная среда (рН≈7)
2	сильным основанием	слабой кислотой	CH ₃ COONa, Na ₂ CO ₃ , KF, NaCN	Гидролиз по аниону	Щелочная среда (рН>7)
3	слабым основанием	сильной кислотой	FeCl ₂ , NH ₄ Cl, Al ₂ (SO ₄) ₃ , MgSO ₄	Гидролиз по катиону	Кислая среда (рН<7)
4	слабым основанием	слабой кислотой	CH ₃ COONH ₄ , Mg(CN) ₂	Гидролиз и по аниону, и по катиону	рН<7, >7, ≈7)

Соли:

Сильные основания:

KOH,
NaOH,
Sr(OH)₂,
Ba(OH)₂.

Слабые основания:

NH₄OH,
Al(OH)₃,
Zn(OH)₂.

Сильные кислоты:

HCl,
HBr,
HI,
HNO₃,
H₂SO₄.

Слабые кислоты:

HF,
HNO₂,
H₂S,
H₂CO₃,
H₂SiO₃,
CH₃COOH.

Гидролизу
не подвергается,
PH≈7

Гидролиз
по аниону,
PH>7

Гидролиз
по катиону,
PH<7

Гидролиз
по катиону и аниону,
PH≈7, слабокислая
или слабощелочная

1. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты, - гидролизу не подвергаются. (Примеры: NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$).

NaCl состоит из катионов Na^+ (им соответствует сильное основание NaOH) и анионов Cl^- (им соответствует сильная кислота HCl):



Если соль образована **сильной кислотой** и **сильным основанием**, то растворение ограничивается переходом гидратированных ионов в раствор. Ионы в растворе перемещаются беспорядочно и постоянно сталкиваются друг с другом. Но эти столкновения ионов Na^+ и OH^- , ионов H^+ и Cl^- к образованию соединений не приводят, так как NaOH - **сильное основание**, а HCl - **сильная кислота**. Образовавшийся раствор содержит катионы Na^+ , анионы хлора Cl^- и воду. Реакция среды такого раствора нейтральная. Таким образом, в растворах таких солей, как NaCl , Na_2SO_4 , KBr , CaCl_2 и др. среда нейтральная, **$\text{pH} = 7$** .

2. Гидролиз по аниону:

В случае взаимодействия анионов растворенной **соли слабой кислоты** с водой процесс называется **гидролизом соли по аниону**.

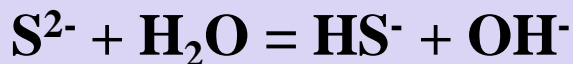
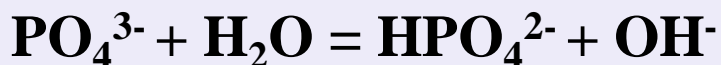
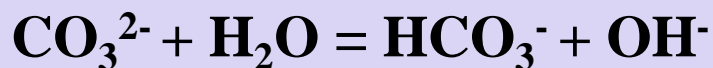
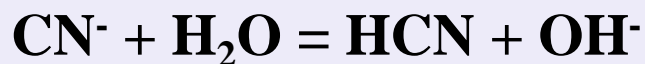
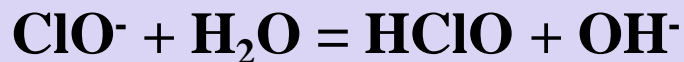
Пример: $\text{KNO}_2 = \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$ (диссоциация)

$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ (гидролиз)

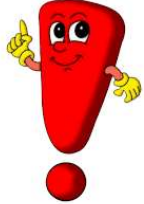
Диссоциация соли KNO_2 протекает полностью, гидролиз аниона NO_2^- - в очень малой степени (для 0,1 М раствора - на 0,0014%), но этого достаточно, чтобы раствор был щелочным ($\text{pH} = 8,14$).

Анион слабой кислоты притягивает к себе протон H_2O и образует молекулу этой кислоты, а OH^- остается свободным ($\text{pH} > 7$):
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} (\text{H}^+, \text{OH}^-) = \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ (ионное уравнение)

Примеры:



Гидролиз — обратимая реакция, протекать «до конца» не может!



2. Особенности гидролиза кислых солей:

Степень гидролиза соли по аниону зависит от степени диссоциации продукта гидролиза – **кислоты**. Чем **слабее кислота**, тем **выше степень гидролиза**. Например, ионы CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и S^{2-} подвергаются гидролизу в большей степени, чем ион NO_2^- , так как диссоциация H_2CO_3 и H_2S по 2-й ступени, а H_3PO_4 по 3-тей ступени протекает **значительно меньше**, чем в одну стадию диссоциация кислоты HNO_2 . Поэтому растворы, например, Na_2CO_3 , K_3PO_4 и BaS будут сильнощелочными (**в чем легко убедиться по мылкости соды на ощупь**).

По первой ступени соли кислот средней силы диссоциируют довольно хорошо, а **их кислые соли** гидролизу не подвергаются, среда раствора таких кислых солей - **кислая** (из-за наличия **катиона водорода** в составе соли).

Итак, **гидросульфиты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты** - не гидролизуются по аниону, **среда кислая**. Сульфиты и фосфаты - гидролизуются по аниону, **среда щелочная**.

3. Гидролиз по катиону:

В случае взаимодействия катиона растворенной соли слабого основания с водой процесс называется *гидролизом соли по катиону*.

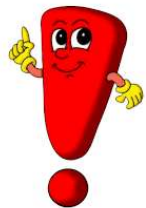
Пример: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ (диссоциация)

$\text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{NiOH}^+ + \text{H}^+$ (гидролиз)

Диссоциация соли $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ протекает нацело, гидролиз катиона Ni^{2+} — в очень малой степени (для 0,1М раствора — на 0,001%), но этого достаточно, чтобы среда стала кислотной (среди продуктов гидролиза присутствует ион H^+ , $\text{pH} < 7$).

Гидролизу подвергаются катионы только малорастворимых основных и амфотерных гидроксидов, катион аммония NH_4^+ .

Катион металла или аммония отщепляет от молекулы воды OH^- и освобождает катион H^+ .



Если соль нерастворимая - то гидролиза нет, т.к ионы не взаимодействуют с водой.

Совместный гидролиз по катиону и аниону:

Для солей, образованных катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, гидролиз протекает *совместно по катиону и аниону*, среда таких растворов - $\text{pH} > 7, < 7, \approx 7$ (в зависимости от соотношения констант диссоциации образующихся при гидролизе кислоты и основания K_b и K_a).

Среда в растворе соли:

$K_a > K_b$ - слабокислая среда, $\text{pH} < 7$;

$K_a < K_b$ - слабощелочная среда, $\text{pH} > 7$;

$K_a \approx K_b$ - нейтральная среда, $\text{pH} \approx 7$.

Для соли NH_4F :



$$K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a(\text{HF}) = 6.8 \cdot 10^{-4}$$

$K_a > K_b$ – среда в растворе – слабокислая!

Необратимый гидролиз солей:

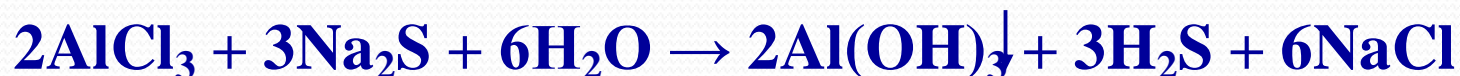
Необратимый гидролиз происходит, если при гидролизе образуется газ, осадок или H_2O .

Гидролиз солей, образованных очень слабыми основаниями и кислотами, подвергаются необратимому гидролизу.

Примеры: сульфиды и карбонаты Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} .

Эти соединения нельзя получить в водном растворе, т.к. они полностью разлагаются водой.

Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} в растворах сульфидов и карбонатов образуют нелетучие продукты - осадки гидроксидов:



Ионное уравнение в таких случаях не записывают!

Основные показатели гидролиза – константа (K_r) и степень гидролиза (h):

Константа равновесия гидролиза (K_r) – величина, показывающая способность вещества к электролитической диссоциации.

- ✦ Чем больше значение константы, тем глубже протекает реакция.
- ✦ Константа равновесия характерна только для обратимых гидролитических реакций, к которым относится гидролиз солей **по катиону, аниону или совместно (и по катиону, и по аниону)**.

Вывод константы для соли слабого основания и сильной кислоты:



Применив **закон действующих масс**, запишем константу, соответствующую этому равновесию:

$$K_r = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{MeOH}]}{[\text{Me}^+]}$$

K_w ($K_{\text{H}_2\text{O}}$) – ионное произведение воды,
 10^{-14} моль²/л²

Известно, что K_w ($K_{\text{H}_2\text{O}}$) = $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ имеет постоянное значение 10^{-14} моль²/л², поэтому ее можно включить в константу:

$$K_r = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{MeOH}]}{[\text{Me}^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

$$K_b = \frac{[\text{Me}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MeOH}]}$$

$$\frac{1}{K_b} = \frac{[\text{MeOH}]}{[\text{Me}^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

тогда взаимосвязь константы гидролиза соли K_r и K_w :

$$K_r = K_w / K_{b[\text{MeOH}]}$$

Вывод константы для соли слабой кислоты и сильного основания:



Применив **закон действующих масс**, запишем константу, соответствующую этому равновесию:

$$K_r = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

Подставим постоянную величину, ионное произведение воды - $K_w (K_{H_2O}) = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ моль²/л² в константу гидролиза:

$$K_r = \frac{[HA] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[A^-] \cdot [H^+]}$$

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

$$\frac{1}{K_a} = \frac{[HA]}{[A^-] \cdot [H^+]}$$

тогда взаимосвязь константы гидролиза соли K_r и K_w :

$$K_r = \frac{K_w}{K_a [HA]}$$

Вывод константы для соли слабой кислоты и слабого основания:



Применив **закон действующих масс**, запишем константу, соответствующую этому равновесию:

$$K_r = \frac{[HA] \cdot [MeOH]}{[A^-] \cdot [Me^+]}$$

Подставим постоянную величину, ионное произведение воды - K_w (K_{H_2O}) = $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ моль²/л² в константу гидролиза:

$$K_r = \frac{[HA] \cdot [MeOH] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[A^-] \cdot [H^+] \cdot [Me^+] \cdot [OH^-]}$$

$$\frac{1}{K_a} = \frac{[HA]}{[A^-] \cdot [H^+]}$$

$$\frac{1}{K_b} = \frac{[MeOH]}{[OH^-] \cdot [Me^+]}$$

тогда взаимосвязь константы гидролиза соли K_r и K_w имеет вид:

$$K_r = \frac{K_w}{K_{a[HA]} \cdot K_{b[MeOH]}}$$

Расчет константы гидролиза для разных типов солей:

Тип гидролизующейся соли	Формула расчета константы гидролиза соли
K_T соли слабой кислоты и сильного основания	$K_T = \frac{K_w}{K_{a[HA]}}$
K_T соли слабого основания и сильной кислоты	$K_T = \frac{K_w}{K_{b[MeOH]}}$
K_T соли слабой кислоты и слабого основания	$K_T = \frac{K_w}{K_{a[HA]} \cdot K_{b[MeOH]}}$

Чем слабее кислота или основание, образующие соль, или меньше значение констант диссоциации K_a и K_b , тем сильнее идет гидролиз, и тем больше K_T .

Степень гидролиза ($h_{\text{гидр}}$) – это отношение количества подвергающейся гидролизу соли $n_{\text{гидр}}$ ($C_{\text{гидр}}$) к общему количеству растворенной соли $n_{\text{общ}}$ ($C_{\text{общ}}$) (в % или доли от единицы).

$$h_{\text{гидр}} = (n_{\text{гидр}}/n_{\text{общ}}) \cdot 100 \%$$

Соль гидролизуется по аниону: $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HA} + \text{OH}^-$

	$[\text{A}^-]$	$[\text{HA}]$	$[\text{OH}^-]$
Исходные концентрации анионов соли	C	0	0
Равновесные концентрации продуктов гидролиза	$C - Ch = C(1-h)$	$C \cdot h$	$C \cdot h$

$$K_{\text{г}} = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{Ch \cdot Ch}{C \cdot (1-h)} = \frac{C \cdot h^2}{1-h} \quad \text{Обычно } h \ll 1, \text{ тогда}$$

$$K_{\text{г}} = C \cdot h^2 \quad \text{или}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{г}}}{C}}$$

Величина $h_{\text{гидр}}$ увеличивается с **уменьшением** силы образующих соль кислоты или основания.

Так для



запишем ч/з 3. действующих масс константу равновесия:

$$K_{\text{рав}} = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{MeOH}]}{[\text{MeA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \quad K_{\text{г}} = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{MeOH}]}{[\text{Me}^+] \cdot [\text{A}^-]}$$

Известно, что концентрация воды в разбавленных растворах имеет практически постоянное значение, поэтому ее можно включить в константу:

$$K_{\text{рав}} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot K_{\text{г}}$$

По величине K_r можно судить о полноте гидролиза, т.е. чем $> K_r$, тем в большей мере протекает гидролиз. Константа и степень гидролиза для соли слабой кислоты и слабого основания связаны соотношением:



	[MeA]	[HA]	[MeOH]
Исходные концентрации соли	C	0	0
Равновесные концентрации соли, продуктов гидролиза	C – Ch	C•h	C•h

$$K_2 = \frac{\text{Ch} \cdot \text{Ch}}{\text{C} \cdot (1 - h)} = \frac{\text{C} \cdot h^2}{1 - h}$$

$h \ll 1$, для солей, гидролизующихся и по катиону и по аниону, h не зависит от общей концентрации соли, тогда:

Для соли, гидролизующейся совместно по катиону и аниону



$$K_r = h^2$$



$$h = \sqrt{K_2}$$

$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{общ}}}$$

Соли, гидролизующиеся
по катиону или
по аниону



$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C}}$$

Соли, гидролизующиеся
и по катиону, и
и по аниону



$$h = \sqrt{K_2}$$

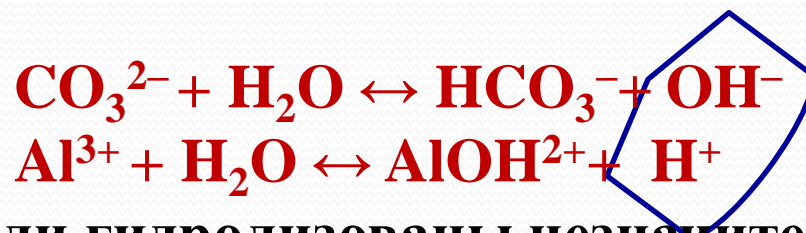
- *Степень гидролиза зависит от природы соли, температуры и ее концентрации.*
- *При разведении раствора (уменьшении корня.) и при повышении температуры степень гидролиза **h** увеличивается.*

Влияние условий на степень и константу гидролиза (смещение равновесия):

Условие смещения	$A^- + H-OH = HA + OH^-$	$Me^{n+} + H-OH = MeOH^{(n-1)+} + H^+$	Направление смещения
Повышение температуры			
Уменьшение конц. (разведение)			
Добавление <i>противо-иона</i> (кислоты или щелочи)	Добавление сильной кислоты (HCl) $\{H^+ + OH^- = H_2O\}$	Добавление сильного основания (KOH) $\{H^+ + OH^- = H_2O\}$	
Усиление гидролиза добавлением соли, поставщика <i>противо-иона</i>	Добавление соли, гидролизующейся по катиону - поставщика противоиона H^+	Добавление соли, гидролизующейся по аниону - поставщика противоиона OH^-	

При смешивании следующих солей происходит связывание ионов H^+ и OH^- с образованием H_2O . В соответствии с принципом Ле Шателье оба равновесия смещаются вправо, т.к. происходит взаимное усиление гидролиза.

Допустим, что в разных сосудах установились равновесия:

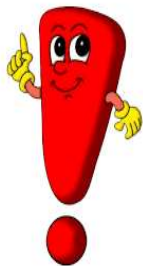


Обе соли гидролизированы незначительно, но если растворы смешать, то происходит связывание ионов H^+ и OH^- .

В соответствии с принципом Ле-Шателье оба равновесия смещаются вправо, и гидролиз протекает полностью:



Это называется взаимным усилением гидролиза.



$$K_r = \frac{K_w}{K_{a[\text{HAl}]}}$$

$$K_r = \frac{K_w}{K_{b[\text{MOH}]}}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C}}$$

Пример 1. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей, выражение их констант гидролиза K_T :

а) нитрата аммония NH_4NO_3 ; б) хлорида хрома(III) CrCl_3 .
 $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1.79 \cdot 10^{-5}$ и $K_{д3}(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 1,0 \cdot 10^{-10}$

Решение:

а) диссоциация: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$;



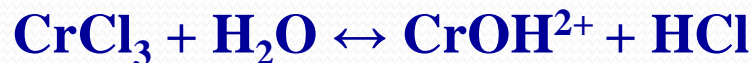
гидролиз: $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3$

$$K_T = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_4\text{OH})} \quad K_w = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$
$$K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

$$K_T = 10^{-14} / 1.79 \cdot 10^{-5} \approx 0,56 \cdot 10^{-9}$$

б) диссоциация: $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}^-$

гидролиз по 1-ой ступени: $\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$



гидролиз по 2-ой ступени: $\text{CrOH}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$

гидролиз по 3-ой ступени: $\text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$

$$K_T = K_w / K_{д3}(\text{Cr}(\text{OH})_3)$$

$$K_{д3}(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 1,0 \cdot 10^{-10}$$

$$K_T = 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-10} = 10^{-4}$$
$$(K_T(\text{CrCl}_3))$$

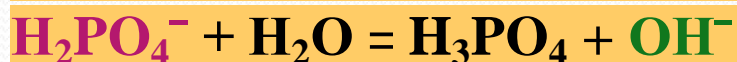
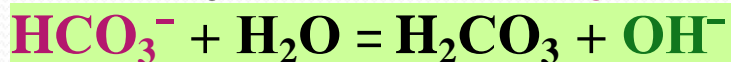
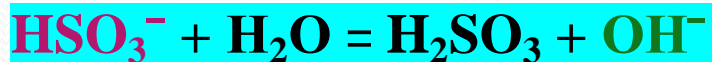
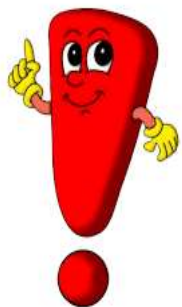
Гидролиз кислых солей:

Гидролиз кислых солей имеет свои особенности.

Наряду с гидролизом происходит диссоциация аниона кислой соли, поэтому реакция раствора может быть как щелочной (если гидролиз аниона преобладает над его диссоциацией), так и кислой (диссоциация аниона сильнее его гидролиза).

В результате гидролиза анионов кислых солей:

HSO_3^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- в растворе накапливаются гидроксид-ионы. Данные анионы также подвергаются диссоциации с образованием ионов водорода:



- **Гидрокарбонат** гидролизуется в большей степени, чем диссоциирует, среда в растворе - **щелочная** ($\text{pH} > 7$).
- **Гидросульфит** и **дигидрофосфат**, наоборот, диссоциирует по сравнению с гидролизом в большей степени, среда в растворе - **кислая** ($\text{pH} < 7$).

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов:

	K_1	K_2	K_3
HNO_2	$7,1 \cdot 10^{-4}$		
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$		
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$		
H_2SO_3	$1,3 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	
H_2CO_3	$4,2 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
H_2S	$8,9 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	
H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		

таблицы электронного справочника по химии,
содержащие константа диссоциации

Формулы расчета константы гидролиза, степени гидролиза, РН и РОН:

Тип соли	Формулы		
	Константа гидролиза	Степень гидролиза	$[H^+]$ или $[OH^-]$
Соли слабого основания и сильной кислоты	$K_r = \frac{K_w}{K_b}$	$h = \sqrt{\frac{K_2}{C_{\text{соли}}}}$	$[H^+] = \sqrt{K_r \cdot C_{\text{соли}}}$ $[H^+] = h \cdot C_{\text{соли}}$
Соли сильного основания и слабой кислоты	$K_r = \frac{K_w}{K_a}$	$h = \sqrt{\frac{K_2}{C_{\text{соли}}}}$	$[OH^-] = \sqrt{K_r \cdot C_{\text{соли}}}$ $[OH^-] = h \cdot C_{\text{соли}}$
Соли слабого основания и слабой кислоты	$K_r = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$	$h = \sqrt{K_2}$	$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}$

Расчет степени гидролиза и pH:

Пример 2.

Вычислите степень, константу гидролиза и концентрацию фторида калия в растворе, если $\text{pH} = 8,5$. $K_{a(\text{HF})} = 5.62 \cdot 10^{-4}$.

Решение:



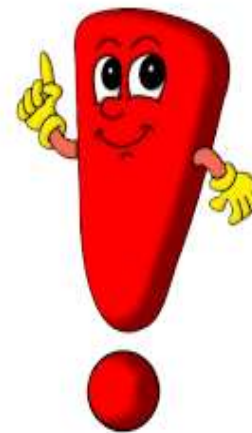
$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{a}}} = \frac{10^{-14}}{5,62 \cdot 10^{-4}} = \underline{1,78 \cdot 10^{-11}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5,5} = 3,16 \cdot 10^{-6} \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{г}}}{C_{\text{соли}}}} = \sqrt{\frac{1,78 \cdot 10^{-11}}{0,56}} =$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{г}} \cdot C_{\text{соли}}} \quad \underline{= 5,64 \cdot 10^{-6}} \text{ или } \underline{0,00056\%}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = 1,78 \cdot 10^{-11} \cdot C_{\text{соли}} = (3,16 \cdot 10^{-6})^2 = \underline{10 \cdot 10^{-12}}$$

$$C_{\text{соли}} = 10 \cdot 10^{-12} / 1,78 \cdot 10^{-11} = \underline{0,56 \text{ моль/л}}$$



Расчет степени гидролиза и pH:

Пример 3.

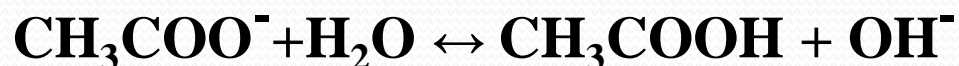
Рассчитать степень гидролиза 0,1 М раствора CH_3COONa и pH.

$$K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

(CH_3COOH)

Решение:

- Ионное уравнение гидролиза:



$$K_r = \frac{K_w}{K_a}$$

- Степень гидролиза:

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_d \cdot C}} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

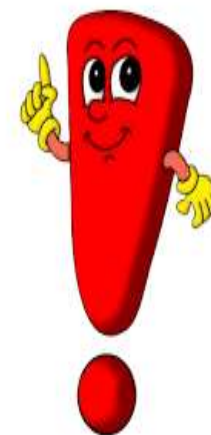
(CH_3COOH)

$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C_{\text{соли}}}}$$

- Концентрация H^+ и pH:

$$[\text{OH}^-] = h \cdot C = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$
$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{7,5 \cdot 10^{-6}} = 1,3 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\lg(1,3 \cdot 10^{-9}) = 8,9$$



Расчет константы и степени гидролиза:

Пример 4.

Рассчитайте константу и степень гидролиза 0,01 М цианида натрия. $K_{a(\text{HCN})} = 8 \cdot 10^{-10}$

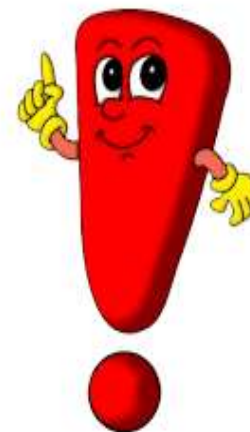
Решение:



$$K_{a(\text{HCN})} = 8 \cdot 10^{-10}, \quad K_w = 10^{-14}$$

$$K_r = \frac{K_w}{K_{a[\text{HA}]}} = \frac{10^{-14}}{8 \cdot 10^{-10}} = 0,125 \cdot 10^{-4}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C}} = \sqrt{\frac{0,125 \cdot 10^{-4}}{0,01}} = 0,035 \text{ или } 3,5 \%$$



Список использованной литературы:

Основная литература:

1. **Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов :** учебник для студентов вузов / ред. Ю. А. Ершов. - М. : Высшая школа, 2002, 2009. - 559 с.
2. **Химия [Электронный ресурс] :** учебник / Пузаков С.А. - 2-е изд., испр. и доп. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2006. -
<http://www.rosmedlib.ru/book/ISBN5970401986.html>
3. **Попков, В. А. Общая химия [Электронный ресурс] :** гриф УМО по медицинскому и фармацевтическому образованию вузов России. / Попков В.А. - Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2010. - Б. ц.— Режим доступа:
<http://www.rosmedlib.ru/book/ISBN9785970415702.html>
4. **Биоорганическая химия :** учебник для студентов медицинских вузов / Н. А. Тюкавкина, Ю. И. Бауков, С. Э. Зурабян. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2010. - 416 с. : ил.

Дополнительная литература:

1. **Общая химия :** учебник для студентов медицинских вузов / В. А. Попков, С. А. Пузаков. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2009. - 976 с.
2. **Органическая химия с основами биохимии [Электронный ресурс] :** учебное пособие / М. Ф. Некрасова, Т. И. Вострикова, Н. Е. Ким [и др.]. - Новосибирск : Сибмедиздат НГМУ, 2014. - 232 с.



Спасибо за внимание!

