

**Уральский государственный
аграрный университет**

Л-7,8

д.х.н., проф. Хонина Татьяна Григорьевна

РАСТВОРЫ

(Лекция 2)

Екатеринбург, 2019

План лекции

- **1. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель. Шкала рН растворов.**
- **2. Гидролиз солей.**
- **3. Реакции ионного обмена, условия их протекания. Порядок составления ионных уравнений.**

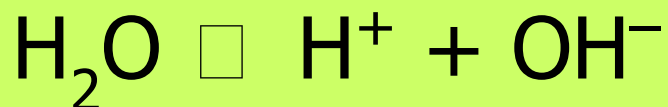
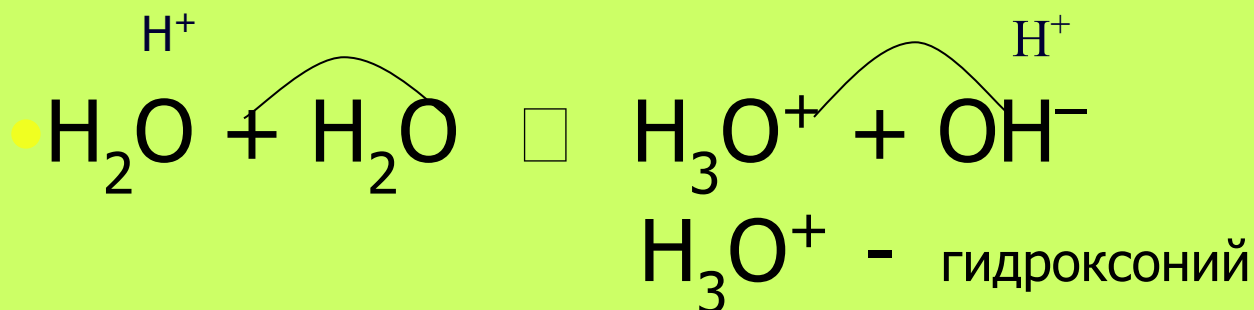
П.1. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель. Шкала рН растворов.

Актуальность

- Растворы очень широко распространены в природе.
- Растворами являются все ткани живого организма.
- Питьевая вода, вода рек, морей и океанов – это тоже растворы.
- Свойства растворов определяются природой растворенных веществ, их составом и концентрацией.



Ионное произведение воды



$$K_c (K_p) = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 55,55 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = K_p / 55,55 = \text{Const}$$

При стандартной температуре 298 К (25 °С):

в чистой воде:

- $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л (определено экспериментально)
- $K_B (K_w) = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ (ионное произведение воды – произведение концентраций ионов гидроксония и гидроксид-иона).

Водородный показатель (pH)

Отрицательный десятичный логарифм
концентрации ионов водорода

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-7} = 7$$

Гидроксильный показатель (pOH)

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 10^{-7} = 7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Водородный показатель (pH)

В чистой воде при 25°C

$pH = pOH = 7$, среда **нейтральная**

В разбавленных водных растворах:

при $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$, $pH < 7$, среда **кислая**

Например, $[H^+] = 1 \cdot 10^{-3}$, $pH = -\lg[H^+] = 3$;

при $[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7}$, $pOH < 7$, среда **щелочная**

Например, $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-3}$, $pOH = -\lg[OH^-] = 3$; $pH = 14 - 3 = 11$

Шкала рН

- При $[H^+] = 0,1$ моль/л
(например, в 0,1 М растворе HCl)
 $pH = 1$ (нижний предел);
- При $[OH^-] = 0,1$ моль/л
(например, в 0,1 М растворе KOH)
 $pH = 13$ (верхний предел).

Реально рН измеряется в интервале 1-13.
(универсальная индикаторная бумага;
потенциометр- рН – метр)

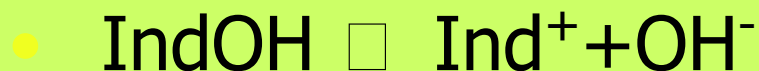
Кислотно-основные индикаторы

Вещества, которые обратимо изменяют свою окраску в зависимости от pH раствора.

Это слабые органические кислоты и основания, у которых молекулярная и ионная формы отличаются по цвету.



$$K_p = [\text{H}^+] [\text{Ind}^-] / [\text{HInd}]$$



$$K_p = [\text{Ind}^+] [\text{OH}^-] / [\text{IndOH}]$$

У каждого индикатора – своя точка перехода (pH изменения окраски)

Индикаторы

ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

индикаторы \ среда	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Метилоранж	розовый	оранжевый	желтый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
pH-водородный показатель	pH < 7	pH = 7	pH > 7

л а к м у с



р-р кислоты



р-р нейтральный



р-р щелочи

Определение типа среды с помощью индикаторов

Индикатор	Окраска индикатора в среде		
	нейтральной	кислотной	щелочной
Лакмус	фиолетовая	красная	синяя
Метиловый оранжевый	оранжевая	розовая	желтая
Фенол- фталеин	бесцветная	бесцветная	малиновая

Кислотно-основные индикаторы

Индикаторы	Кислоты	Основания
Лакмус красный	Не меняется	Синий
Лакмус синий	Красный	Не меняется
Универсальный индикатор (бумага)	Не меняется	Синий
Универсальный индикатор (раствор)	Оранжевый	Синий
Метилоранж	Розовый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Лиловый

Значение pH

pH биологических жидкостей

колеблется в зоне 1÷9

- ✓ pH желудочного сока 1;
- ✓ pH кишечного сока 9
- ✓ pH крови 7,36 (7,25 ÷ 7,44)
- ✓ pH мочи 4,8 ÷ 7,5 (из крови сбрасываются лишние кислоты или основания)
- ✓ pH пищевых продуктов 3 ÷ 6
(в большинстве случаев; только молоко щелочнее этой среды).

П2. Гидролиз солей

Что такое гидролиз?

■ Гидролиз

(от греческого **hydro** – вода;

lysis – разложение)

Гидролиз

- Гидролизом называется взаимодействие вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды.
- Гидролизу подвержены соединения различных классов.
- Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются слабые электролиты.

Гидролиз солей

Соли

Сильные основания:

NaOH
KOH
Sr(OH)₂
Ba(OH)₂

Слабые основания:

NH₄OH
Al(OH)₃
Zn(OH)₂

(все нерастворимые)

Гидролизу не подвергаются

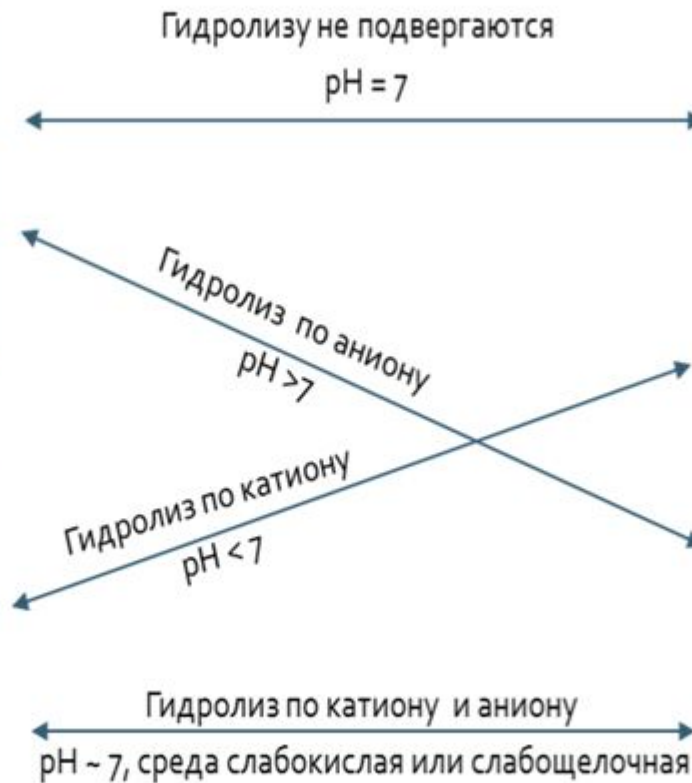
pH = 7

Сильные кислоты:

HCl,
HBr
HI
HNO₃,
H₂SO₄

Слабые кислоты:

HF,
H₂S,
H₂CO₃,
H₂SiO₃
CH₃COOH



Типы солей

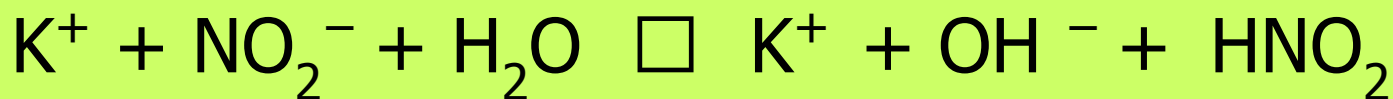
Гидролиз солей

№	Соли, образованные		Тип гидролиза	Реакция среды
1.	Сильным основанием	слабой кислотой	гидролиз по аниону	Щелочная (pH > 7)
2.	Слабым основанием	сильной кислотой	гидролиз по катиону	кислотная (pH < 7)
3.	Сильным основанием	сильная кислотой	не подвергаются гидролизу	нейтральная среда (pH = 7)
4.	Слабым основанием	слабой кислотой	гидролиз по катиону и аниону	?

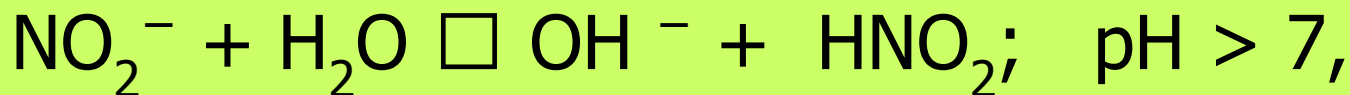
1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой



Полное ионное уравнение гидролиза:



Сокращенное ионное уравнение:

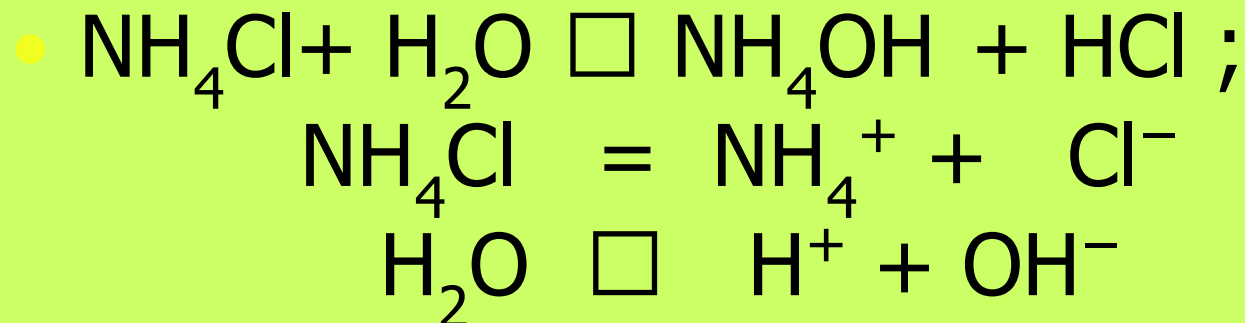


Обратимый процесс, среда щелочная, гидролиз по аниону.

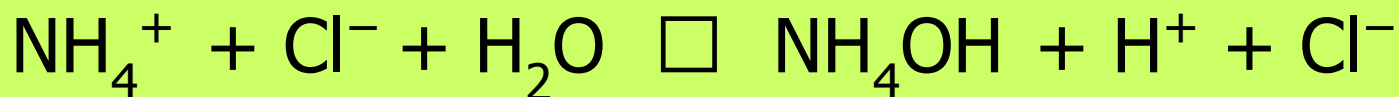
Аналогично: NaCN, NaF, Ba₂S и др.

- При гидролиз солей, образованных сильными основаниями и **слабыми многоосновными кислотами** (например, BaCO₃) гидролиз идет ступенчато; образуются кислые соли (примеры - на доске)

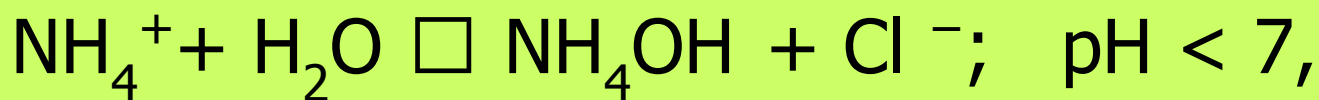
2. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



Полное ионное уравнение гидролиза:



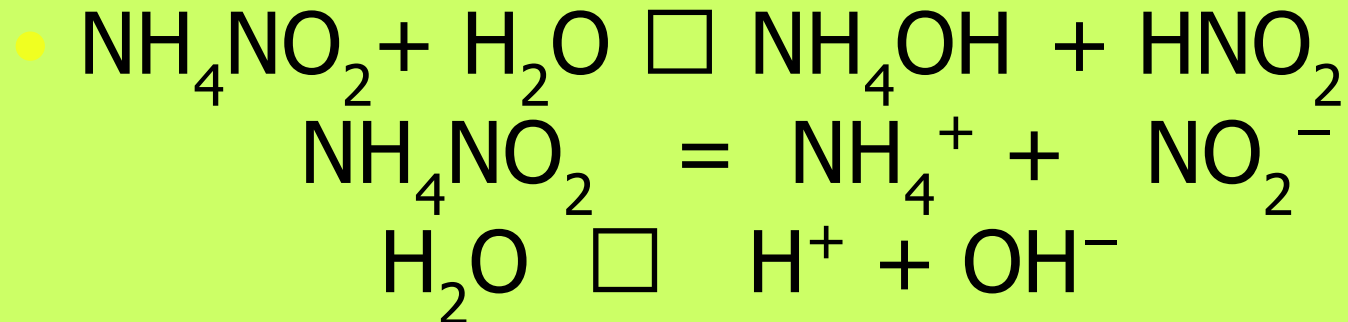
Сокращенное ионное уравнение:



Обратимый процесс, среда кислая, гидролиз по катиону.

- Аналогично NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и др.
- При гидролиз солей, образованных слабыми многокислотными основаниями, (например, CuSO_4) гидролиз идет ступенчато; образуются основные соли (примеры - на доске).

3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой



Полное ионное уравнение гидролиза:



Сокращенное ионное уравнение (нет)

pH ~7,

Обратимый процесс, гидролиз по катиону и аниону; среда – слабокислая или слабощелочная в зависимости и от K_a и K_b (написать на доске примеры)

Необратимый совместный гидролиз

- $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} =$
 $= 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{NaCl}$
 $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$
- $2\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} =$
 $= 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow$

Определение pH водных растворов

Задание. Определите реакцию среды водных растворов солей.

Таблица № 2

№	I ряд	II ряд	III ряд
1.	Li_2SO_4 Н	NaNO_2 Щ	KCl Н
2.	CuSO_4 К	FeCl_3 К	Na_2SO_3 Щ
3.	K_3PO_4 Щ	KI Н	KMnO_4 Н
4.	NaClO_4 Н	LiNO_3 Н	NH_4NO_3 К
5.	Na_2SiO_3 Щ	K_2S Щ	NaNO_3 Н

Н-нейтральная; К – кислотная; Щ - щелочная

Расчет pH растворов солей

Для солей, гидролизующихся по аниону (pH > 7)

$$\text{pH} = 7 + \frac{\text{pK}_a + \lg C_M}{2}$$

Для солей, гидролизующихся по катиону (pH < 7)

$$\text{pH} = 7 - \frac{\text{pK}_b + \lg C_M}{2}$$

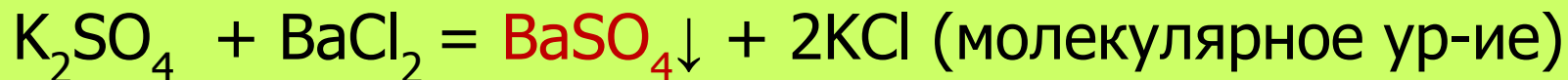
Для солей, гидролизующихся по катиону и аниону (pH ≈ 7)

$$\text{pH} = 7 + \frac{\text{pK}_a - \text{pK}_b}{2}$$

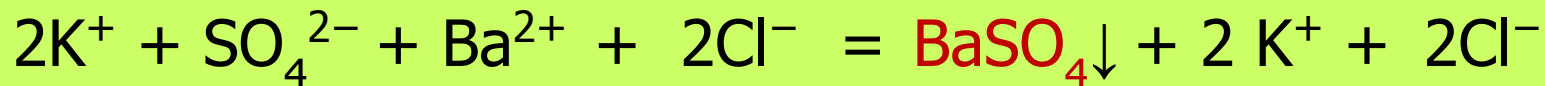
П.4. Реакции ионного обмена, условия их протекания. Порядок составления ионных уравнений.

Реакции, протекающие между ионами, называются ионными реакциями (м.б. как обменные, так и окислительно-восстановительные).

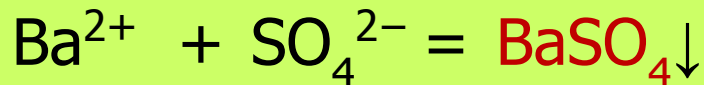
Молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения



Полное ионное уравнение :



Сокращенное ионное уравнение:



- В виде молекул записываются: формулы воды, слабых кислот, слабых оснований, нерастворимых солей, амфотерных гидроксидов; а также газообразных веществ, оксидов металлов и неметаллов.
- В виде ионов записываются формулы сильных кислот, сильных оснований, растворимых в воде солей.
- Реакции обмена между сильными электролитами в растворах протекают до конца, или практически необратимы, если образуются малорастворимые вещества, малодиссоциирующие вещества (слабые электролиты) или газообразные (или летучие) вещества.
- Обратимые реакции – если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малорастворимые вещества (а также реакции гидролиза).

Вопросы к экзамену

по общей и неорганической химии

1. Понятия: материя, вещество. Предмет науки химия
2. Качественная и количественная характеристика состава атомов
3. Строение электронных оболочек атомов. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни, атомные электронные орбитали.
4. Правила составления электронных формул и схем строения электронных оболочек атомов (принцип минимальной энергии, правила Клечковского, Хунда, принцип Паули)
5. Химические (окислительные, восстановительные) свойства атомов химических элементов и порядок их определения
6. Сущность периодического закона. Причина периодической повторяемости химических свойств и количественных характеристик атомов с увеличением зарядов их ядер
7. Строение периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева. Характер и причины изменения металлических и неметаллических свойств, радиусов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности атомов в периодах и группах периодической системы
8. Основные типы химической связи (ковалентная, ионная, металлическая), механизм их образования и свойства
9. Классы сложных неорганических соединений. Состав, номенклатура, химические свойства и реакции оксидов, кислот, оснований и солей

Вопросы к экзамену (продолжение)

10. Основные законы химии: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро и два следствия из него. Применение этих законов для вычисления состава, массы и объема веществ
11. Основы термодинамики. Тепловой эффект химической реакции, изменение энтальпии химической реакции. Закон Гесса. Пример расчета изменения энтальпии реакции
12. Понятия скорости гомогенной и гетерогенной реакций. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, давления, температуры. Закон действия масс, правило Вант-Гоффа.
13. Сущность химического равновесия и условие его наступления. Константа химического равновесия. Определение направления смещения химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье.
14. Понятие раствора. Типы растворов. Способы выражения состава (концентрации) растворов
15. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты
16. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель. Шкала pH растворов
17. Реакции ионного обмена, условия их протекания. Порядок составления ионных уравнений
18. Гидролиз солей
19. Сущность окислительно-восстановительных реакций и условие их протекания. Степени окисления атомов и порядок их определения. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакции на основе метода электронного баланса
20. Комплексные соединения металлов, их состав и поведение (устойчивость) в растворах. Константа нестойкости комплексных ионов.
21. Химия s, p, d-элементов таблицы Менделеева
22. Химия биогенных элементов. Понятие о микроэлементах.