

**РЕАКЦИИ ИОННОГО
ОБМЕНА В РАСТВОРАХ
ЭЛЕКТРОЛИТОВ. pH
РАСТВОРА КАК
ПОКАЗАТЕЛЬ
КИСЛОТНОСТИ СРЕДЫ.**

Реакции обмена – это реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями



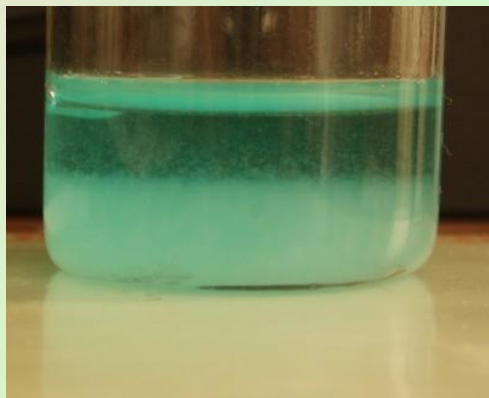
- Так как электролиты в растворе распадаются на ионы, то реакции в водных растворах протекают между ионами
- Они называются **ионными реакциями**
- А уравнения этих реакций называются **ионными уравнениями**

Реакции ионного обмена

Реакции обмена протекают между ионами,
поэтому они называются **реакциями ионного обмена**

Реакции ионного обмена идут до конца в трех случаях

Если образуется
осадок



Если выделяется
газ

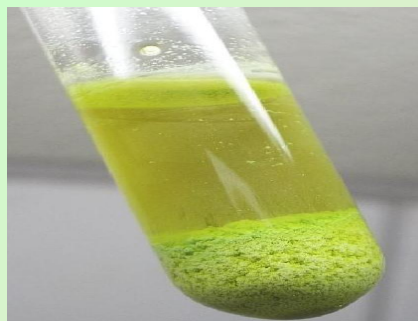
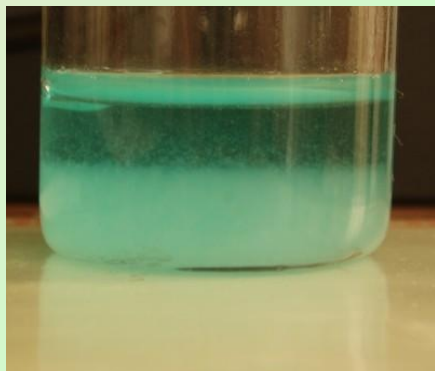
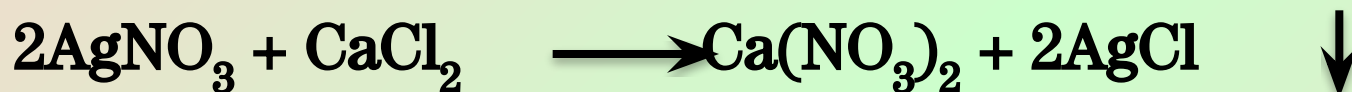


Если образуется
вода

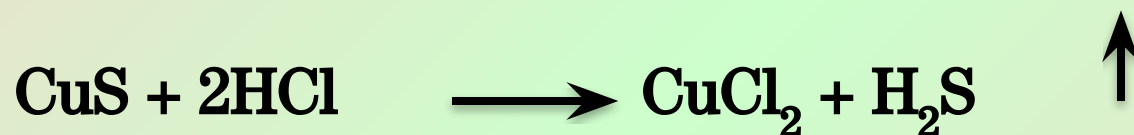
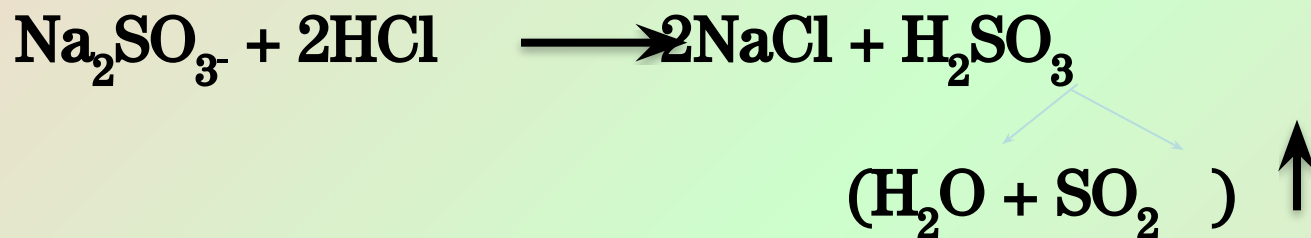
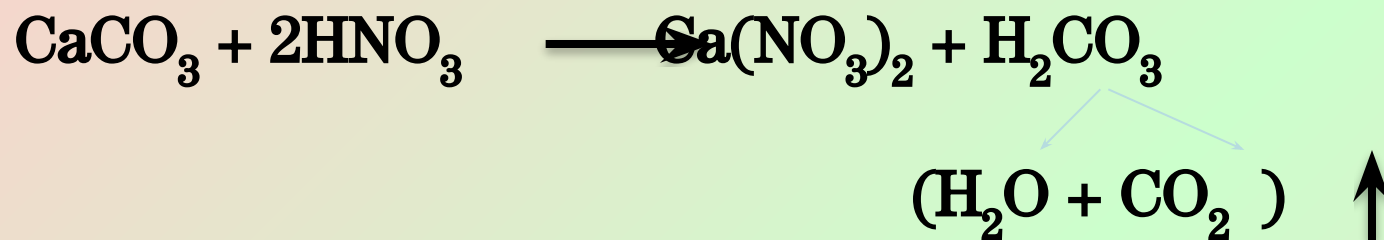


******* В остальных случаях реакции обмена являются обратимыми

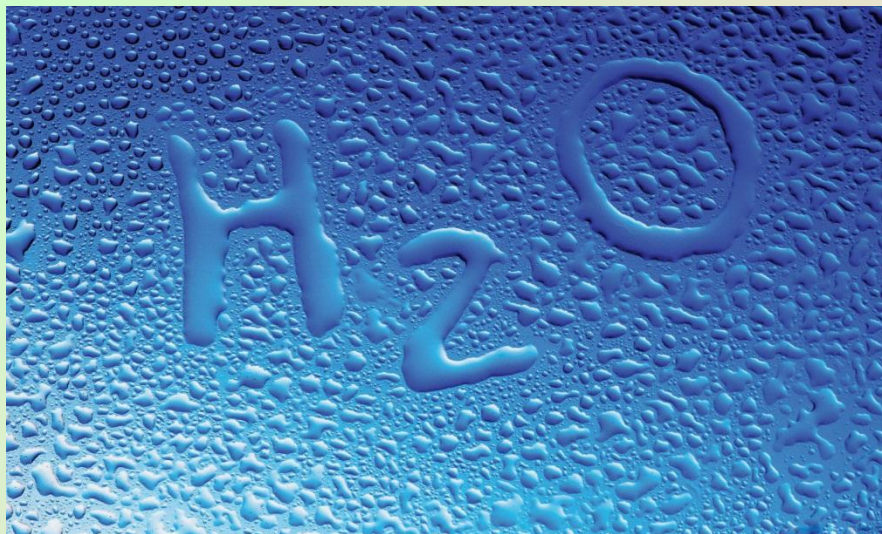
Если образуется осадок:



Если выделяется газ:



Если образуется вода:



Если НЕ образуются осадок, газ, вода, то реакции обмена **обратимы**:

Обратимые реакции – это реакции, которые при одних и тех же условиях протекают в двух противоположных направлениях

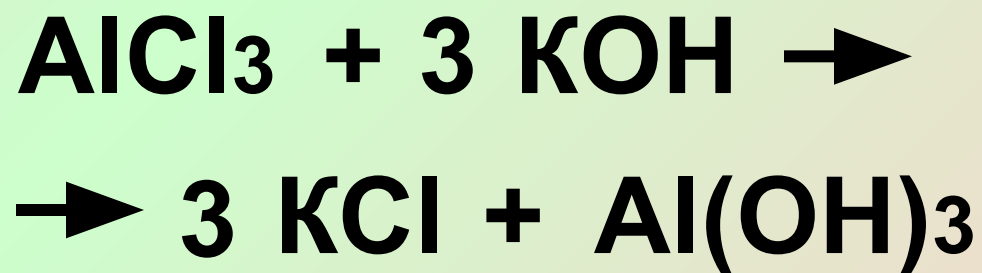


Алгоритм составления реакций ионного обмена

Последовательность действий

Выполнение действий

1. Записать уравнение реакции в молекулярном виде, выставить коэффициенты

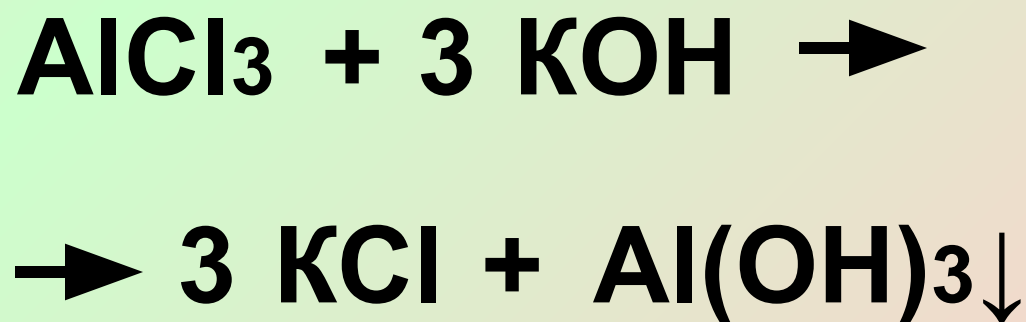


Последовательность действий

Выполнение действий

2. Используя таблицу растворимости определить растворимость каждого вещества

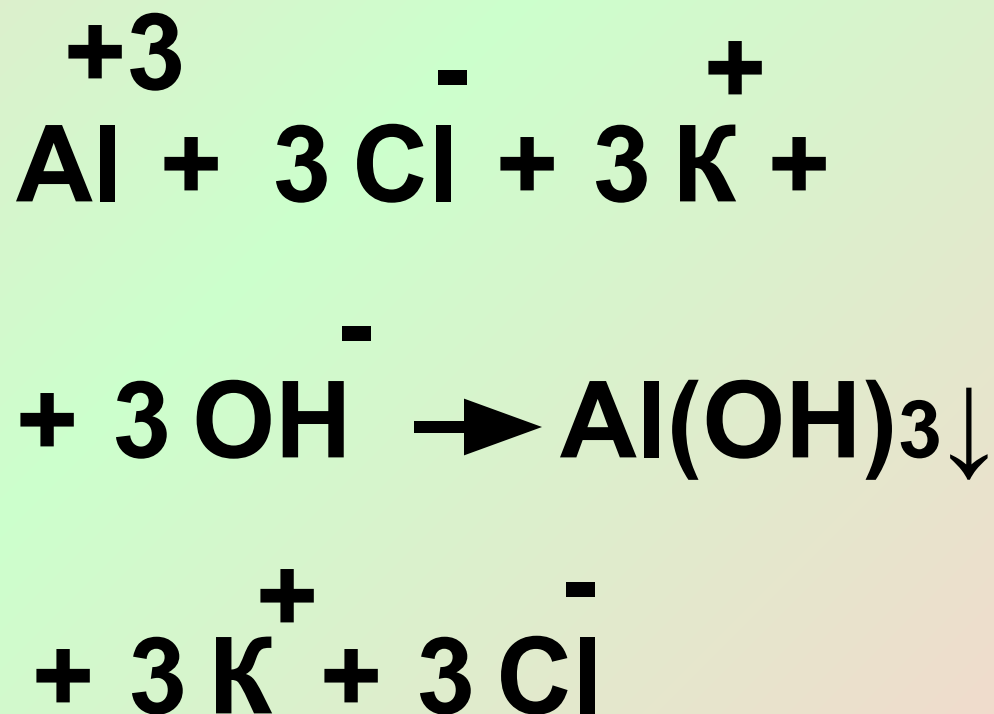
**AlCl_3 – р. KOH – р.
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ – н. KCl – р.**



Последовательность действий

Выполнение действий

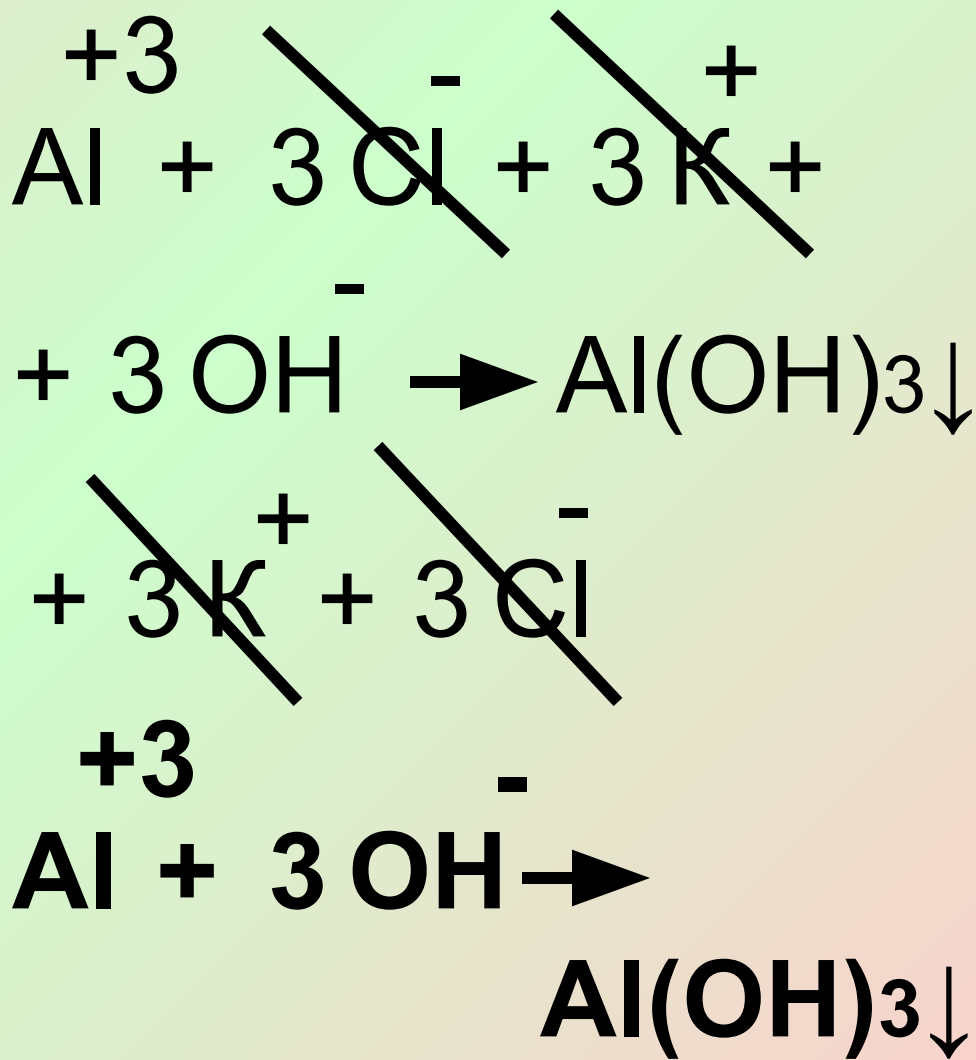
3. Составить полное ионное уравнение, записав электролиты в виде ионов, неэлектролиты в молекулярном виде



Последовательность действий

Выполнение действий

4. Сократив ионы правой и левой части уравнения, запишем сокращённое ионное уравнение



Ионные уравнения

Для реакций ионного обмена составляют **полные** и **сокращенные ионные уравнения**. При этом на ионы никогда не раскладывают :
-нерастворимые вещества (см. таблицу растворимости);
-оксиды;
-воду;
-газы

Помним, что ионы – это **заряженные частицы**

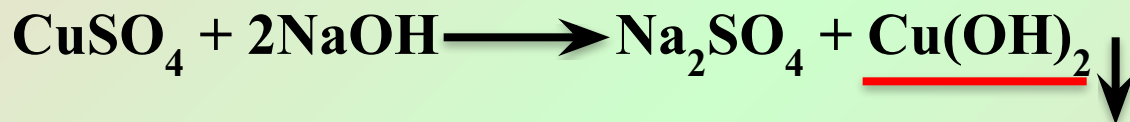
катионы



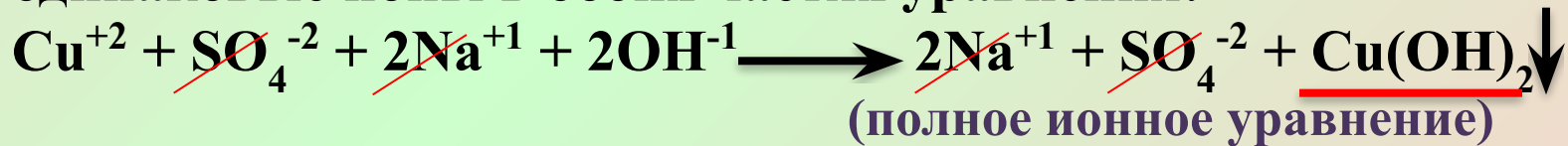
анионы



1) Запишем молекулярное уравнение и уравнием его:



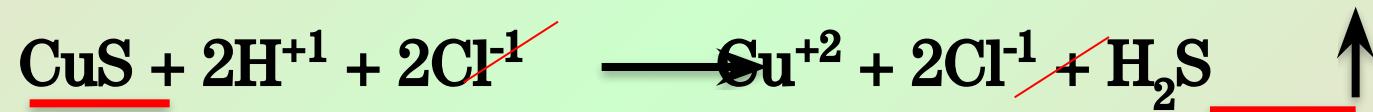
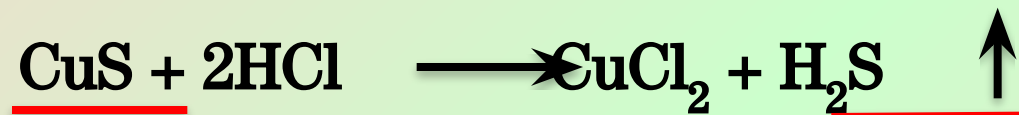
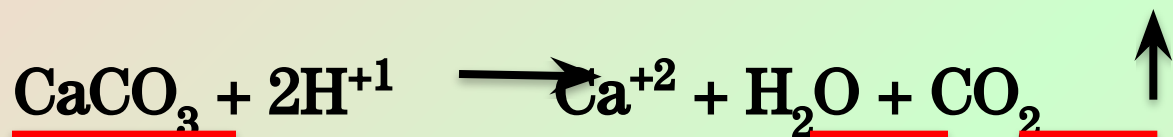
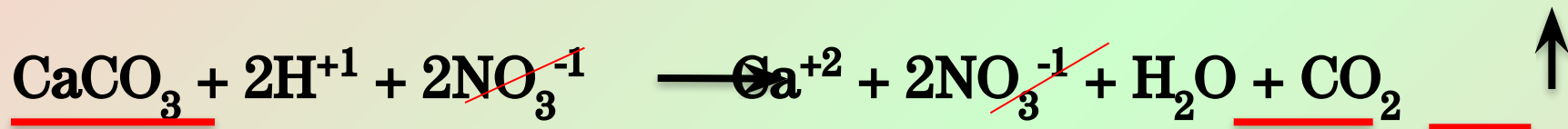
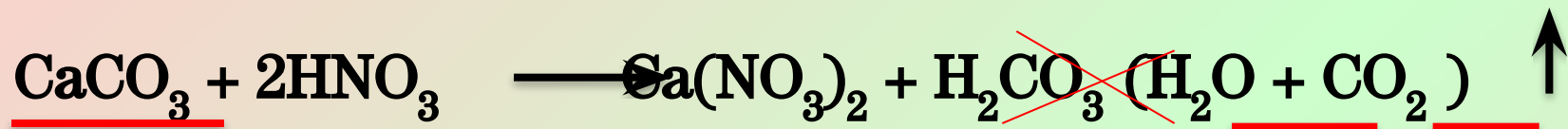
2) Разложим на ионы все, что возможно и затем сократим одинаковые ионы в обеих частях уравнения:



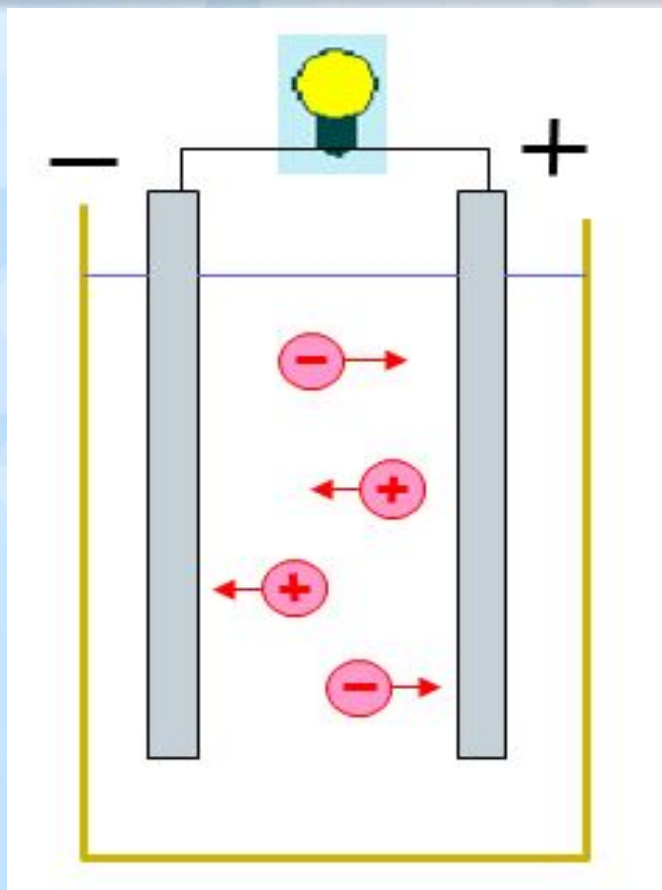
3) Запишем то, что получилось:



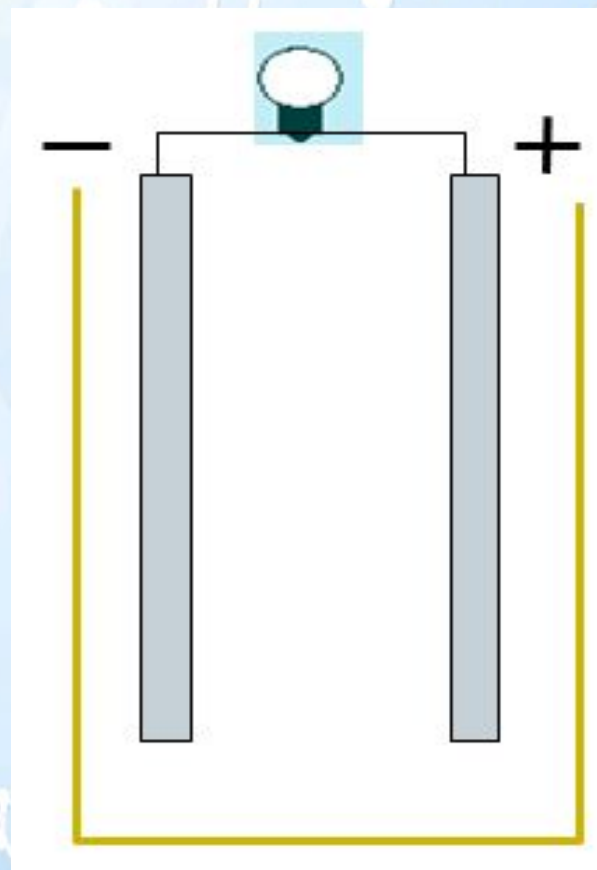
Ионные уравнения



Электролиты



Неэлектролиты



Теория электролитической диссоциации 1887 г.



Аррениус
Сванте Август
(1859–1927)

Степень электролитической диссоциации (α) :

$$\alpha = n / N$$

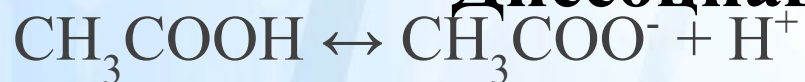
где

n – число молекул распавшихся на ионы;

N – общее число молекул в растворе.



Диссоциация слабых электролитов



$$K_{\text{равн.}} = K_{\text{дис.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа диссоциации — это отношение произведения молярных концентраций ионов к молярной концентрации недиссоциированных молекул



Диссоциация воды. Водородный показатель.



$$K_{\text{дис}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ при } 22 \text{ }^\circ\text{C}.$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,56 \text{ моль/дм}^3$$

$$K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14} = K_w$$

Величина $[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ называется **ионным произведением воды**

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3$$

* Кислотные и щелочные свойства растворов

* В кислой среде $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/дм³,

* В щелочной $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/дм³,

* В нейтральных $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/дм³

* Водородный показатель pH

Сёренсен – 1909 г.

Водородный показатель pH

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

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

$$pH + pOH = 14$$

Для **нейтральной** среды $pH = -\lg 10^{-7} = 7$,

Для **кислых** растворов $pH < 7$,

Для **щелочных** $pH > 7$.

* Примеры решения задач

Пример: В растворе соляной кислоты концентрация $[H^+] = 10^{-2}$ моль/дм³. Определите, какая среда раствора.

Решение

$$pH = -\lg 10^{-2} = 2$$

Среда кислая

Пример: Дан раствор KOH концентрацией 0,001 моль/дм³.
Найти pH этого раствора.

Решение:



$$0,001 \quad 0,001$$

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

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-11} = 11$$

Специальные вещества, с помощью которых можно приблизительно оценить реакцию раствора, называются ***индикаторами.***



Индикатор	Свойства при переходе рН	Основные индикаторы		
		нейтральная	кислая	щелочн.
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,5	оранжевый	красный	желтый
Метиловый красный	4,2 – 6,2	оранжевый	красный	желтый
Лакмус	5,8 – 8,0	фиолетовый	красный	синий
Фенолфталеин	8,3 – 10,0	бесцветн.	бесцветн.	красный

*** Домашнее задание:**
Составить конспект по теме
урока,
решить задачу

*** Рассчитать pH раствора HCl с концентрацией 0,01 моль/л**