

**Реакции солей в растворе.
Гидролиз солей**

Водородный показатель pH

Водородный показатель рН

Вода представляет собой очень слабый электролит, и реакция диссоциации воды по уравнению $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ протекает в очень незначительной степени.

Константа равновесия этого процесса (при стандартных условиях):

$$K_p = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Степень диссоциации воды очень мала, и концентрация недиссоциированных молекул воды практически равна общей концентрации воды, т.е. 55,55 моль/л.

(Величина эта получается в результате следующего расчета. 1 л воды имеет массу 1000 г. Молярная концентрация составляет:

$$[H_2O] = \frac{1000}{18,02 \cdot 1} \cdot 55,55 \text{ моль/л.} = 55,55$$

Тогда произведение ионов водорода и гидроксид-ионов составит

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_p \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 10^{-14}$$

$$K_{[H_2O]} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Полученное уравнение показывает, что для воды и разбавленных водных растворов произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная. Эта величина называется **ионным произведением воды K_{H_2O}** :

$$\text{при } 25^{\circ}\text{C} \quad K_{H_2O} = 10^{-14}.$$

Для нейтральных растворов $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л.

В кислых растворах $[H^+] > 10^{-7}$, а $[OH^-] < 10^{-7}$ моль/л.

В щелочных растворах $[H^+] < 10^{-7}$, а $[OH^-] > 10^{-7}$ моль/л.

Но какова бы ни была реакция раствора, **произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов остается постоянным.**

На практике реакцию среды (кислотность среды) принято выражать как концентрацию ионов водорода, H^+ .

Чтобы избежать неудобств, связанных с применением чисел с отрицательными показателями степени, концентрацию водородных ионов выражают через водородный показатель - обозначают символом **pH**.

Водородным показателем – pH, называется десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком.

$$pH = - \lg[H^+], \text{ где}$$

$[H^+]$ – концентрация ионов водорода в растворе, моль/л.

Из этого соотношения ясно, что

в **нейтральных** растворах $pH = 7$;

в **кислых** растворах $pH < 7$;

в **щелочных** растворах $pH > 7$.

Для многих явлений и процессов – и в природе, и в технике – роль рН исключительно велика. Многие производственные и природные процессы протекают лишь при определенной реакции среды.

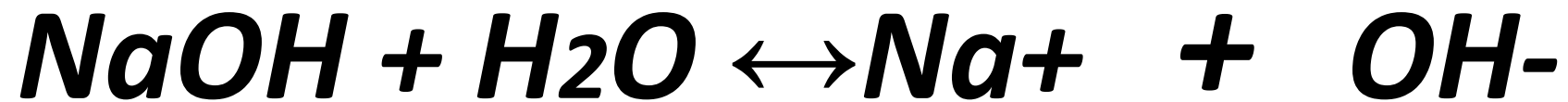
Например, растения могут развиваться только при определенных значениях рН почвенного раствора. Чаще всего растения страдают от повышенной кислотности, для устранения которой применяется известкование почв – внесение в них известняка $CaCO_3$ и $MgCO_3$.

Значения pH некоторых растворов

pH	Растворы
1	желудочный сок
2,3	лимоны
2,6	винный уксус
3	газированная вода
3,5	апельсины
4,2	помидоры
6,5	молоко
7,0	чистая вода, слезы
7,4	кровь
7,8	куриное яйцо
8,2	мыло
8,5	морская вода
10,8	стиральный порошок

Пример 1. Для 0,01 М раствора гидроксида натрия рассчитайте концентрацию ионов водорода \underline{H}^+ , рН, рОН раствора.

Определите окраску важнейших индикаторов в этом растворе.



$$\mathbf{pOH = - \lg[OH^-] = -\lg 10^{-2} = 2}$$

$$\mathbf{pH + pOH = pK_w = 14}$$

$$\mathbf{[OH^-] \times [H^+] = 10^{-14} \quad pH = 12}$$

Решение. К рассматриваемому раствору $0,01$ (10^{-2}) моль/л NaOH применимы 3 соотношения:

Ионное произведение воды

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

Условие электронейтральности раствора

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] + [\text{Na}^+] \text{ и,}$$

условие, определяющее концентрацию ионов натрия

$$[\text{Na}^+] = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Отсюда, $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] + [0,01] \sim 0,01$ моль/л.

Концентрация ионов водорода H^+ равна:

$$[\text{H}^+] = K_{\text{в}} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

Рассчитаем рН раствора.

рН – водородный показатель $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$

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

Водные растворы электролитов в зависимости от реакции среды при добавлении индикаторов приобретают определенную окраску. Окраска важнейших индикаторов в различных средах приведена в таблице:

Характеристика важнейших кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Интервал рН перехода окраски	Изменение окраски (до интервала → после интервала)
Метилловый оранжевый (метилоранж)	3,1–4,4	Красная → оранжево- желтая
Фенолфталеин	8,2–10,0	Бесцветная → малиновая
Лакмус	5,0–8,0	Красная → синяя

Пример 2. *Определить* концентрацию ионов водорода (H^+) в растворе, рН которого равен 4,60.

Решение. Согласно условию задачи, $-\lg [\text{H}^+] = 4.60$.

Следовательно, $\lg [\text{H}^+] = -4,6 = -5,40$.

По таблице логарифмов находим: $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Пример 1. Определите концентрацию ионов OH^- в 0,01 М NH_4OH . Рассчитайте рН этого раствора при 295 К.

Решение. Гидроксид аммония – слабый электролит и диссоциирует обратимо: $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. В соответствии с законом Оствальда степень диссоциации α равна

$$\alpha = \sqrt{K_d/c}.$$

Подставляя значение K_d из приложения 3, получаем:

$$\alpha = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}/0,01} = \sqrt{18 \cdot 10^{-4}} = 4,24 \cdot 10^{-2}.$$

Равновесная концентрация ионов OH^- равна

$$[\text{OH}^-] = \alpha c = 4,24 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-2} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель равен

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \text{pOH}.$$

Можно считать, что в растворе слабого электролита активность ионов равна их концентрации. Тогда

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 4,24 \cdot 10^{-4} = 3,37.$$

Соответственно $\text{pH} = 14 - 3,37 = 10,63$.

Реакции солей в растворе. Гидролиз солей

Соль можно определить как соединение, которое образуется в результате реакции между кислотой и гидроксидом – реакции нейтрализации.

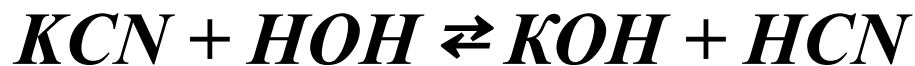
Некоторые соли при растворении в воде образуют нейтральные растворы ($\text{pH} \approx 7$). Другие соли образуют кислые или щелочные растворы. Это обусловлено протеканием реакции между ионами соли и водой.

Гидролизом называется взаимодействие соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита или труднорастворимого продукта, и в результате чего **изменяется кислотность среды.**

Существует **четыре** типа гидролиза солей.

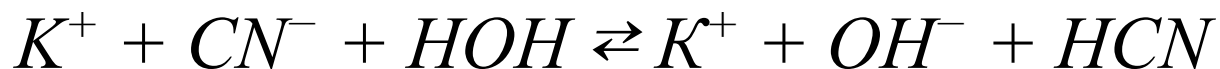
1. Соль, образованная слабой кислотой и сильным гидроксидом (основанием).

Запишем молекулярное уравнение гидролиза соли KCN .

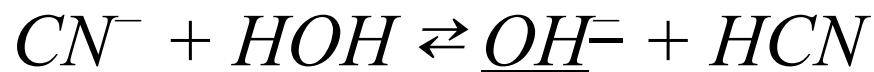


В уравнение реакции входят сильные электролиты – KCN и KOH и слабые электролиты – HON и HCN .

Ионно-молекулярный вид этого уравнения



сокращенное ионное уравнение гидролиза :

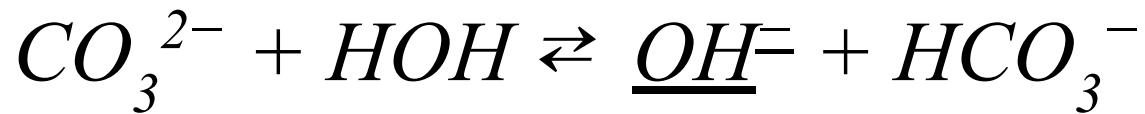
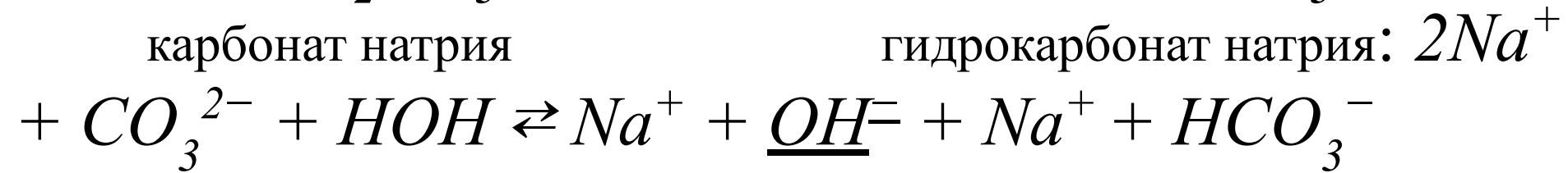


В этом случае *гидролизу подвергается анион* соли (кислотный остаток), гидролиз идет по аниону.

В результате реакции образовался слабый электролит – HCN .

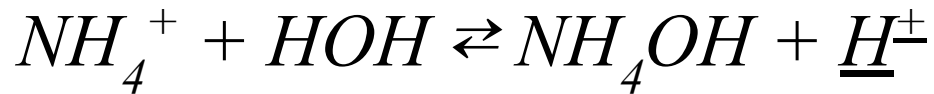
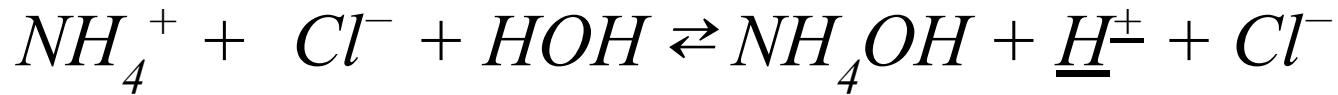
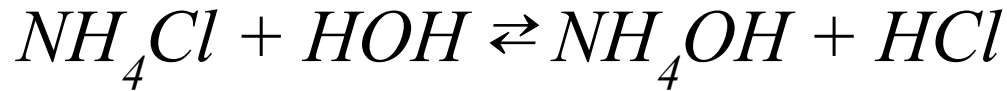
В свободном виде в растворе образуются гидроксид-ионы OH^- , которые обуславливают **щелочную реакцию** данного раствора ($pH > 7$).

Карбонат натрия Na_2CO_3 , соль слабой многоосновной кислоты и сильного основания. В этом случае анионы соли CO_3^{2-} , связывая водородные ионы воды, образуют анионы *кислой соли*: $Na_2CO_3 + HON \rightleftharpoons NaOH + NaHCO_3$



В таких солях гидролиз идет, как правило, только по первой ступени. До образования слабой кислоты H_2CO_3 дело, как правило, не доходит из-за образования в растворе свободных OH^- -ионов.

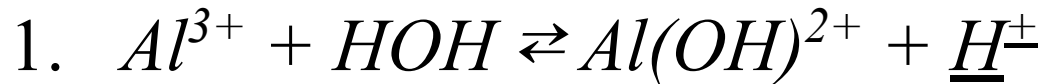
2. *Соль, образованная слабым гидроксидом и сильной кислотой.* Примерами таких солей могут служить: хлорид аммония NH_4Cl , сульфат железа (II) $FeSO_4$.



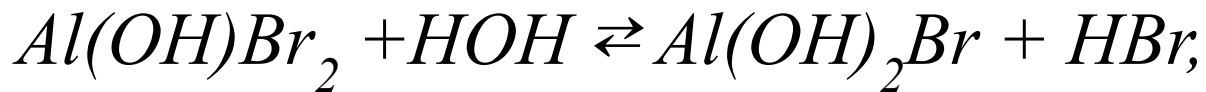
В этом случае гидролизу подвергается катион соли. В результате реакции образовался слабый электролит NH_4OH . В свободном виде в растворе находятся катионы водорода H^+ , которые определяют кислую реакцию данного раствора (pH < 7).

Если в состав соли входит многозарядный ион металла, то образуются *основные соли*:

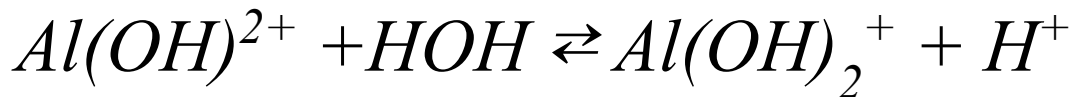
$AlBr_3 + HON \rightleftharpoons Al(OH)Br_2 + HBr$ с образованием гидроксобромида алюминия:



При большом количестве воды гидролиз частично идет дальше:



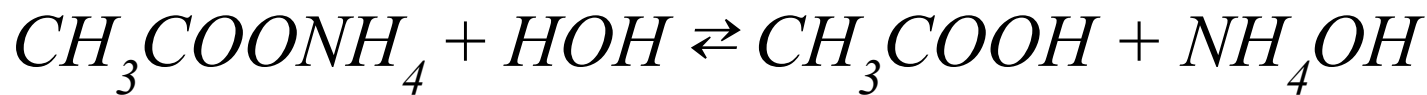
с образованием дигидроксобромида алюминия:



До образования свободного гидроксида алюминия $Al(OH)_3$ дело, как правило, не доходит вследствие накопления в растворе ионов H^+ .

3. *Соль, образованная слабым гидроксидом и слабой кислотой.* К такому типу солей относятся ацетат аммония CH_3COONH_4 , сульфид алюминия Al_2S_3 .

В этом случае гидролизу подвергаются и катион, и анион соли, в результате образуются два слабых электролита.



Реакция среды в данном случае зависит от относительной силы кислоты и основания. В случае их равной силы, как в приведенном примере, она может быть и близкой к нейтральной (pH ≈ 7).

4. *Соль, образованная сильным гидроксидом и сильной кислотой.* К этому типу солей относятся хлорид натрия $NaCl$, нитрат калия KNO_3 и т.п.

Соли этого типа гидролизу не подвергаются, т.к. в воде они полностью диссоциируют, а образующиеся ионы не вступают в реакцию с водой.

В результате не происходит ни образования слабого электролита, ни накопления ионов H^+ или OH^- . Растворы этих солей нейтральны ($pH = 7$).



Для водных при стандартной температуре растворов солей:

1. Определите возможность протекания гидролиза;
2. Укажите тип гидролиза;
3. Определите реакцию среды;



Выберите правильный ответ

1. Гидролизу не подвергается соль:

1. Na_2SO_4 ; 2. FeCl_3 ; 3. Na_2S ; 4. K_2CO_3 ; 5. CuCl_2 .

2. Среда щелочная в растворах солей:

1. Na_2CO_3 ; 2. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 3. K_2SO_4 ; 4. NaCl ; 5. FeCl_2 .

3. Нейтральная среда в растворе соли:

1. CuCl_2 ; 2. NaNO_3 ; 3. Na_2CO_3 ; 4. NaF ; 5. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.