

ЛЕКЦИЯ «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ»

1. Понятие гидролиз солей
2. Константа и степень гидролиза
3. Типичные случаи гидролиза солей
4. Роль гидролиза

1. Понятие гидролиз солей	
Водные растворы солей имеют щелочную, кислую или нейтральную реакцию, хотя в своём составе не содержат ни водородных ионов, ни гидроксид-ионов. Например, водный раствор $AlCl_3$ имеет кислую среду ($pH < 7$), раствор K_2CO_3 – щелочную среду ($pH > 7$), раствор $NaCl$ – нейтральную ($pH = 7$). Это объясняется тем, что в водных растворах соли подвергаются гидролизу	
Гидролиз солей	- это взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита. Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами или катионами водорода из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов H^+ или OH^-, и раствор соли показывает кислую или щелочную среду.
2. Константа и степень гидролиза	
Константа гидролиза	Гидролиз – процесс обратимый для большинства солей: $CH_3COONa + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + NaOH$ $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$ Применив закон действующих масс к данному необратимому процессу получим: $K = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_2O]}$ $[H_2O]$ – в растворе соли постоянна, поэтому величину $[H_2O]$ можно объединить с K: $K \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K_2,$ где K_2 – константа гидролиза, количественная характеристика процесса, зависит от природы соли, t; чем больше значение K_2, тем в большей степени протекает гидролиз
Степень гидролиза, h	это отношение числа гидролизированных молекул соли к общему числу растворённых молекул $h = \frac{n}{N} \cdot 100\%,$

	где n – число молекул соли, подвергшихся гидролизу N – общее число растворённых молекул соли Степень гидролиза зависит от: 1) природы соли: чем слабее кислота (основание), которая образуется в результате гидролиза, тем больше степень гидролиза; 2) концентрация соли: при разбавлении раствора, т.е. с уменьшением концентрации соли, степень гидролиза увеличивается; 3) температуры: при повышении температуры степень гидролиза увеличивается.
3. Типичные случаи гидролиза солей	
Гидролиз по аниону	гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием (Na_2CO_3, NaCN, CH_3COOK). Анион связывает H^+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту). 1) Если соль образована слабой одноосновной кислотой, то гидролиз идёт в 1 ступень: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HON} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ молекулярное уравнение слабая кислота сильное основание $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{HON} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ полное ионное уравнение $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ сокращённое ионное уравнение Среда щелочная, $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$; $\text{pH} > 7$. $K_z = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$ 2) Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами и сильными основаниями, протекает ступенчато, при этом получают кислые соли (Na_2CO_3, K_3PO_4). Так, гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 может быть выражен уравнениями: 1 ступень а) молекулярное уравнение гидролиза $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ б) ионное уравнение гидролиза $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ в) сокращённое ионное уравнение гидролиза $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ 2 ступень: а) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$ б) $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ в) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ Таким образом, при гидролизе солей двух- и многоосновных кислот образуются кислые соли. Гидролиз протекает

	главным образом по первой ступени. И лишь при сильном разбавлении и нагревании следует учитывать гидролиз образовавшейся кислой соли. $pH > 7$, растворы проявляют щелочную среду
Гидролиз по катиону	это гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой ($CuCl_2$, NH_4Cl, $FeSO_4$). Катион соли связывает гидроксид-ион воды, образуя слабый электролит (основание). 1) Если соль образована слабым однокислотным основанием, то гидролиз протекает в 1 ступень: $NH_4Cl + HOH \leftrightarrow NH_4OH + HCl$ слабое основание сильная кислота $NH_4^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$ $NH_4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+$ Среда кислая $[OH^-] < [H^+]$; $pH < 7$. 2) Если соль образована слабым многокислотным основанием, то гидролиз соли протекает ступенчато, через стадию образования основных солей ($MgSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $Fe(NO_3)_3$ и т.д.). Например $AlCl_3$ 1 ступень: а) $AlCl_3 + H_2O \leftrightarrow AlOHCl_2 + HCl$ б) $Al^{3+} + 3Cl^- + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + 2Cl^- + H^+ + Cl^-$ а) $Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$ 2 ступень: в) $AlOHCl_2 + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2Cl + HCl$ б) $AlOH^{2+} + 2Cl^- + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + Cl^- + H^+ + Cl^-$ а) $AlOH^{2+} + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + H^+$ 3 ступень: в) $Al(OH)_2Cl + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_3 + HCl$ б) $Al(OH)_2^+ + Cl^- + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_3 + H^+ + Cl^-$ а) $Al(OH)_2^+ + H_2O \leftrightarrow Al(OH)_3 + H^+$ Среда кислая $[OH^-] < [H^+]$; $pH < 7$. Третья ступень – реакция практически не протекает (ввиду накопления ионов водорода процесс смещается в сторону исходных веществ). Однако разбавление раствора, повышение температуры усиливают гидролиз. В этом случае можно писать уравнения гидролиза и по третьей ступени.

Гидролиз по катиону и аниону	гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием. Катион слабого основания связывает OH^- и образуется слабое основание, анион слабой кислоты связывает H^+ и образуется слабая кислота. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной в зависимости от константы диссоциации слабой кислоты или слабого основания, которые образуются в результате гидролиза. Например, $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$ слабая кислота слабое основание $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$ Среда близкая к нейтральной $[\text{H}^+] \approx [\text{OH}^-]$. Гидролиз идет полностью.
Гидролизу не подвергаются	соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, т.к. образуются в растворе сильное основание и сильная кислота. Например: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaOH} + \text{HCl}$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ Среда нейтральная $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
4. Роль гидролиза	Гидролиз в широком смысле – это реакция обменного разложения между различными веществами и водой. Такое определение охватывает и гидролиз органических соединений – сложных эфиров, жиров, углеводов, белков, и гидролиз неорганических веществ – солей, карбидов, галогенов, галогенидов металлов и т. д. В больших масштабах осуществляется гидролиз древесины. Растущая быстрыми темпами гидролизная промышленность вырабатывает из непищевого сырья (древесины, хлопковой шелухи, подсолнечной лузги, соломы, кукурузной кофеежки) ряд ценных продуктов: этиловый спирт, белковые дрожжи, глюкозу, твердый оксид углерода (IV), фурфурол, скипидар, метиловый спирт, лигнин и многие другие. В результате гидролиза минералов – алюмосиликатов – происходит разрушение горных пород. Гидролиз солей (например, Na_3PO_4, Na_2CO_3) применяют для очистки воды и уменьшения ее жесткости. На процессе гидролиза основаны важные химические производства: гидролиз древесины, осахаривание крахмала, получение мыла и многие другие. В живых организмах протекает гидролиз полисахаридов, белков и других органических соединений.