

# Тема 10. Обменные реакции в растворах электролитов

## ***10.1. Направление обменных реакций.***

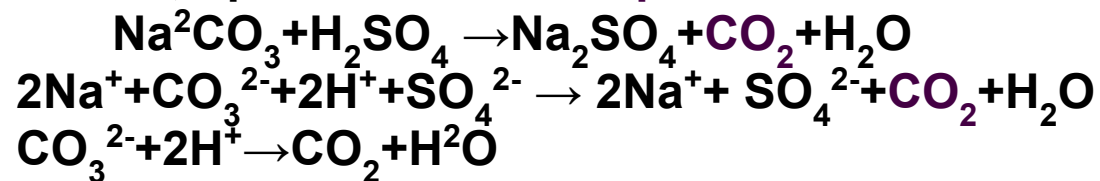
**Обменными** принято называть реакции, в которых реагирующие молекулы и ионы, сталкиваясь, передают друг другу какие-либо частицы

- Сущность протекающих при обменных реакциях процессов наиболее полно выражают уравнения реакций в ионно-молекулярной форме.
- При записи уравнения реакции в ионно-молекулярной форме газы, слабые и средние электролиты записывают в виде молекул, а сильные – в виде ионов.
- $\text{NaOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} + \underline{\text{H}_2\text{O}}$
- $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- Любая ионообменная реакция протекает в сторону образования слабого электролита. Если в результате реакции слабого электролита не образуется, реакция не идет.

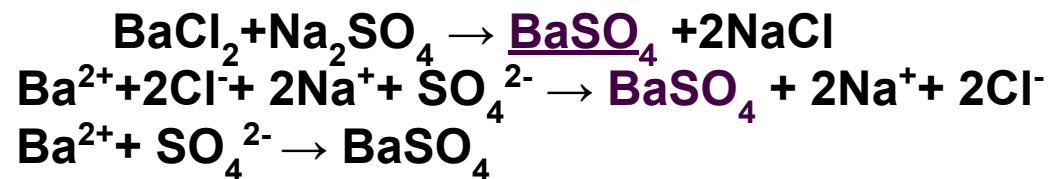
## Необратимый обменные реакции

- Если слабый электролит или газ присутствует только в продуктах реакции, реакция необратимо протекает только в прямом направлении:

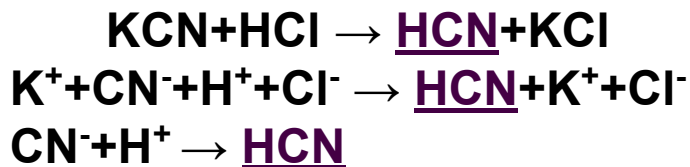
1) реакции, протекающие с образованием газа:



2) реакции, протекающие с выделением осадка:



3) реакции, протекающие с образованием слабого электролита:



# Обратимые обменные реакции

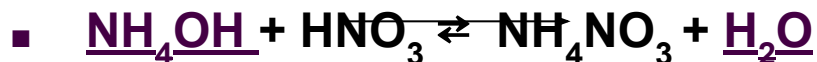
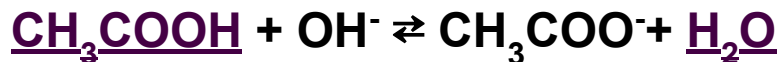
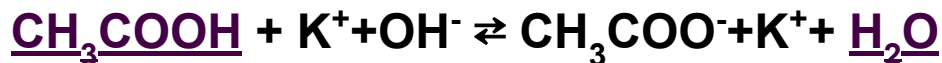
- Если слабый электролит или газ присутствует как в исходных веществах, так и в продуктах реакции, реакция обратима и может протекать как в прямом, так и в обратном направлении



$$K_{\partial\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

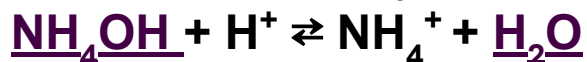
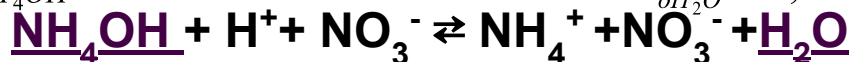
$$K_{\partial\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

- Равновесие смещено в сторону образования более слабого электролита



$$K_{\partial\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{\partial\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$



- Реакции нейтрализации, в которых участвуют слабые кислоты и основания обратимы.

## 10.2. Гидролиз

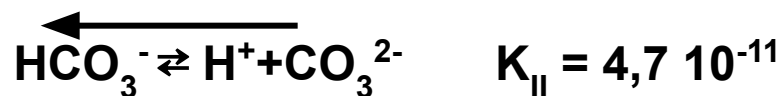
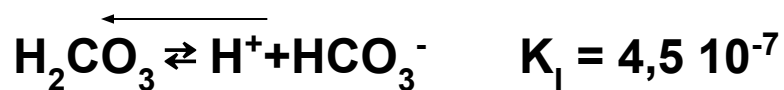
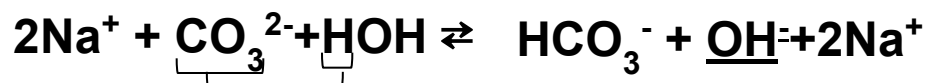
- **Гидролиз** – это взаимодействия вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. Процесс гидролиза солей – это процесс обратный реакции нейтрализации.
- **10.2.1. Влияние природы соли на процесс гидролиза**
- **1) Соли, образованные сильным основанием и сольной кислотой**

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$  гидролиз не идет

$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  – необратимая реакция

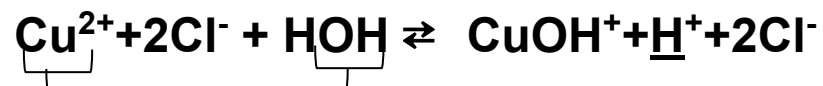
гидролизу не подвергаются

■ 2) Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой:



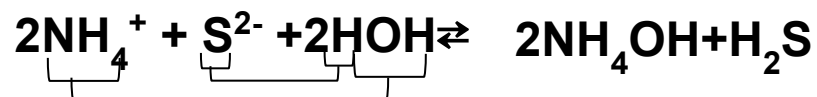
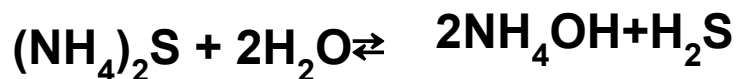
*Реакция среды – основная (pH > 7). Гидролиз идет по первой ступени.*

■ 3) Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой:



*Реакция среды – кислая (pH < 7). Гидролиз идет по первой ступени.*

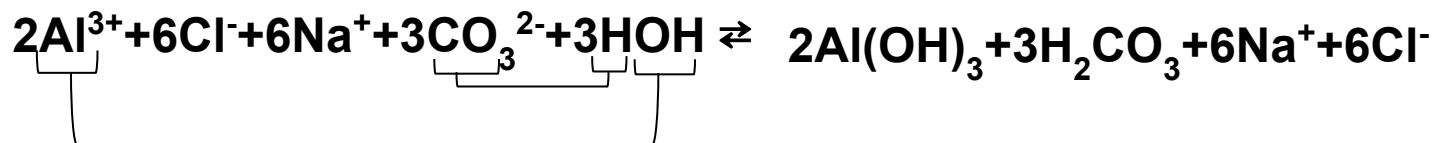
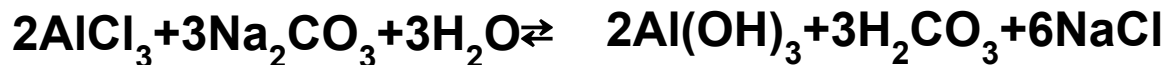
**4) Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой:**



**Реакция среды – близка к нейтральной (pH≈7). Гидролиз идет до конца**

**Гидролиз идет по иону слабого электролита. Характер среды определяется природой сильного электролита**

■ **Опыт:**



**Соли, разные по природе, могут усиливать гидролиз друг друга**

## 10.2.2. Количественные характеристики процесса гидролиза солей

- 1. Равновесие процесса гидролиза характеризуется константой гидролиза  $K_z$ :
- а) Соль образована слабым основанием и сильной кислотой:**
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}$
- $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}^+$
- $\text{Kt}^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{KtOH} + \text{H}^+$

$$K_p = \frac{[\text{KtOH}][\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Kt}^+][\text{HOH}] \times [\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w; \quad [\text{HOH}] \approx \text{Const};$$

$$\frac{[\text{Kt}^+][\text{OH}^-]}{[\text{KtOH}]} = K_b$$

$$K_z = \frac{K_w}{K_{b(\text{послступени})}}$$



- б) Соль образована сильным основанием и слабой кислотой:

$$K_2 = \frac{K_W}{K_{a(\text{последствени})}}$$

- в) Соль образована слабым основанием и слабой кислотой:

$$K_2 = \frac{K_W}{K_b K_a}$$

2. Степень гидролиза – это доля вещества, подвергшегося гидролизу.

- **Диссоциация**

- Константа диссоциации  $K_D$
- Степень диссоциации  $\alpha$
- $K_D = \alpha^2 C$

- **Гидролиз**

- Константа гидролиза  $K_2$
- Степень гидролиза  $h$
- $K_2 = h^2 C$

### 10.2.3. Влияние концентрации соли на процесс гидролиза.

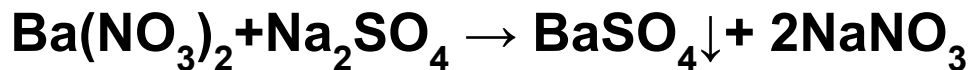
$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C}}$$

- По мере разбавления раствора степень гидролиза возрастает

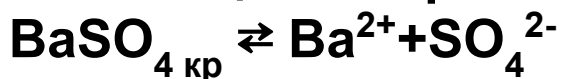
### 10.2.3. Влияние температуры на процесс гидролиза.

- Гидролиз – эндотермический процесс. Повышение температуры усиливает процесс гидролиза.

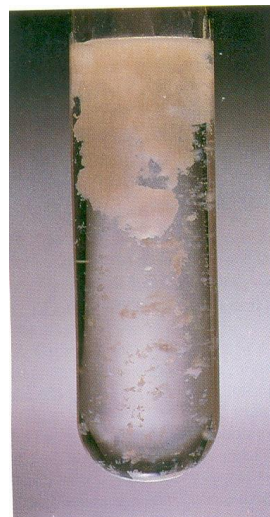
## 10.3. реакции с образованием осадков. Произведение растворимости



В насыщенном растворе:



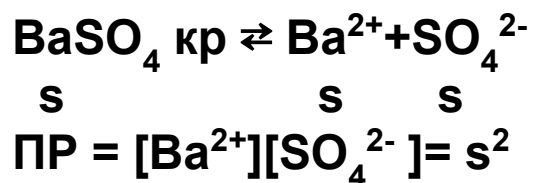
$$K_{\text{пр}} = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{р}} [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{р}} =$$



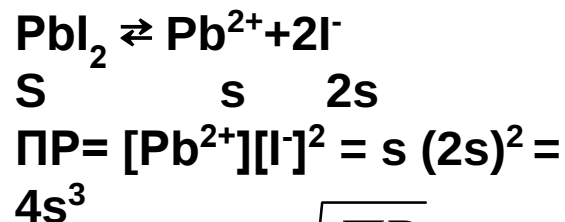
**Произведение растворимости** - это константа равновесия процесса растворения малорастворимого электролита.

# Практическое использование величины ПР

- 1) вычисление величины растворимости (s) соли:

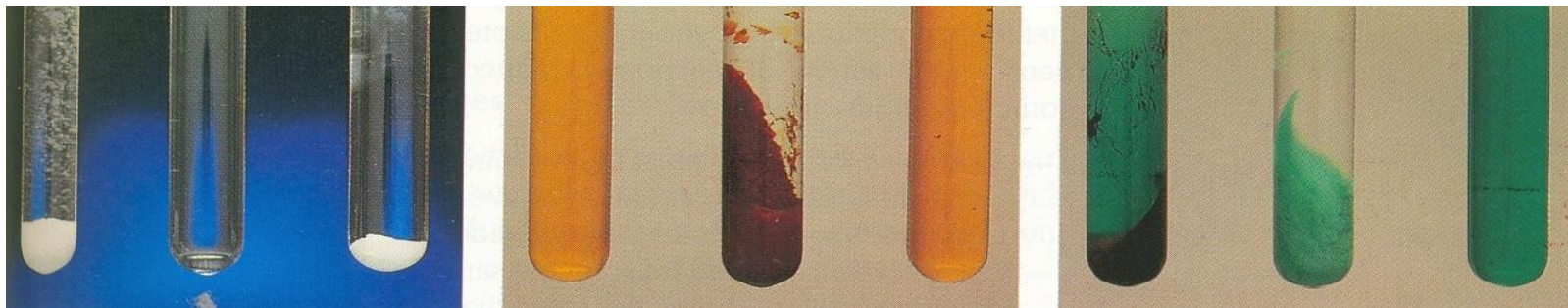


$$s = \sqrt{\text{ПР}}$$



$$s = \sqrt[3]{\frac{\text{ПР}}{4}}$$

- Соль выпадает в осадок, когда ее концентрация в растворе превышает ее растворимость ( $C > s$ )



$\text{PbCl}_2$   
 $C > s$

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$   
 $C < s$

$\text{PbSO}_4$   
 $C > s$

$\text{FeCl}_3$   
 $C < s$

$\text{Fe}(\text{OH})_3$   
 $C > s$

$\text{FeCl}_3$   
 $C < s$

$\text{NiS}$   
 $C > s$

$\text{Ni}(\text{OH})_2$   
 $C > s$

$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$   
 $C < s$

- 2) Последовательное (дробное) осаждение солей из раствора

Раствор:



По каплям  
добавляем

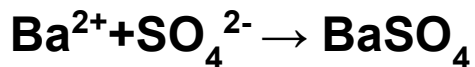
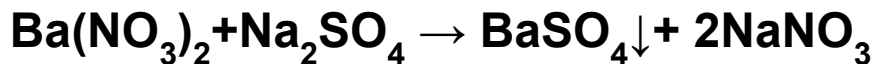


Получаем:



Осадки выпадают по мере достижения растворимости каждой из солей:  $\text{BaSO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4$

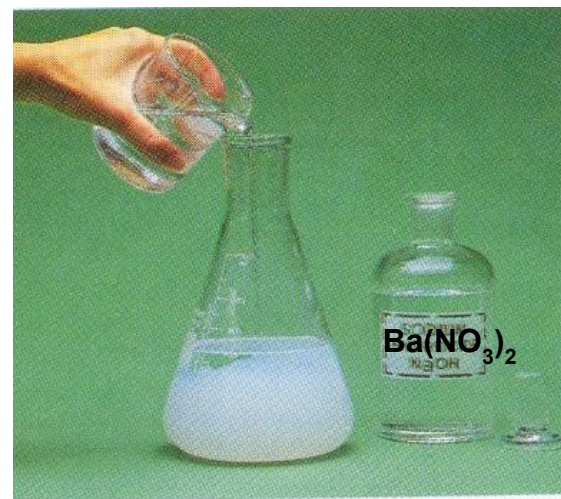
### 3) Определение условий выпадения осадка при сливании растворов двух солей



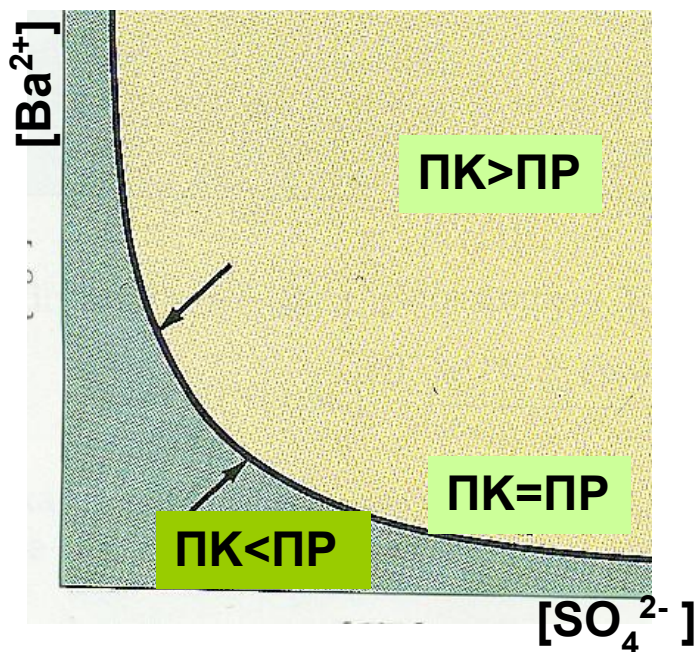
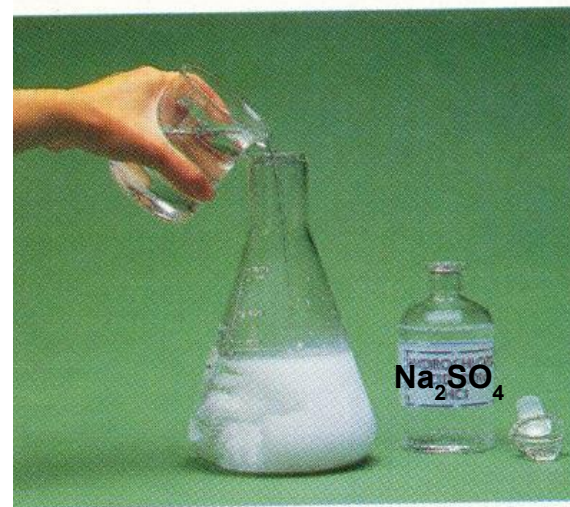
$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \text{ПР}$  – насыщенный раствор

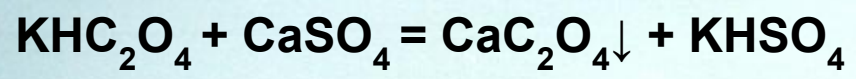
$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] > \text{ПР}$  – осадок выпадает


$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] < \text{ПР}$  – осадок не выпадает



(a)





$$\text{ПР}=1,3 \cdot 10^{-4} \quad \text{ПР}=2 \cdot 10^{-9}$$
A landscape photograph showing a wide valley with rolling hills and mountains in the background. The terrain is mostly green and brown, suggesting a natural, possibly agricultural or natural landscape. The sky is overcast with grey clouds.

## 10.4. Жесткость природных вод

- Природные воды, содержащие в растворе большое количество солей кальция и магния называются жесткими.
- Суммарное содержание этих солей в воде называется ее общей жесткостью.
- Количественно жесткость выражают в *миллимоль эквивалентов ионов кальция или магния на литр природной воды*.

$$Ж = \frac{1000m}{M^{\text{э}}V}$$

$Ж$  – жесткость природной воды, ммоль экв/л;

$m$  – масса ионов кальция и магния в пробе природной воды, г;

$V$  – объем пробы природной воды, л



## Вода

**Жесткая**  
 **$J > 6,5$  ммоль экв/л**

**Средней жесткости**  
 **$3 < J < 6,5$  ммоль экв/л**

**Мягкая**  
 **$J < 3$  ммоль экв/л**

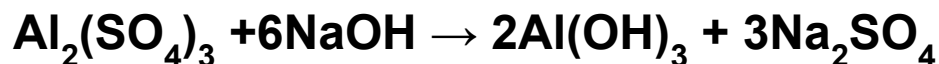
## Жесткость

**Карбонатная (временная)**  
**(за счет присутствия**  
**гидрокарбонатов кальция и**  
**магния)**

**Некарбонатная (постоянная)**  
**(за счет присутствия хлоридов и**  
**сульфатов кальция и магния)**

# Система водоподготовки

- 1. Освобождение от грубодисперсных примесей (отстой, фильтрация)
- 2. Защелачивание (до pH 6,5-7,5). Цель – снижение коррозионной агрессивности.
- 3. Обработка сульфатом алюминия с последующим отстоем и фильтрацией. Цель – удаление мелкодисперсных примесей.



$\text{Al}(\text{OH})_3$  - творожистый осадок с большой адсорбционной способностью.

- 4. Водоумягчение
- а) для воды с временной жесткостью – кипячение:



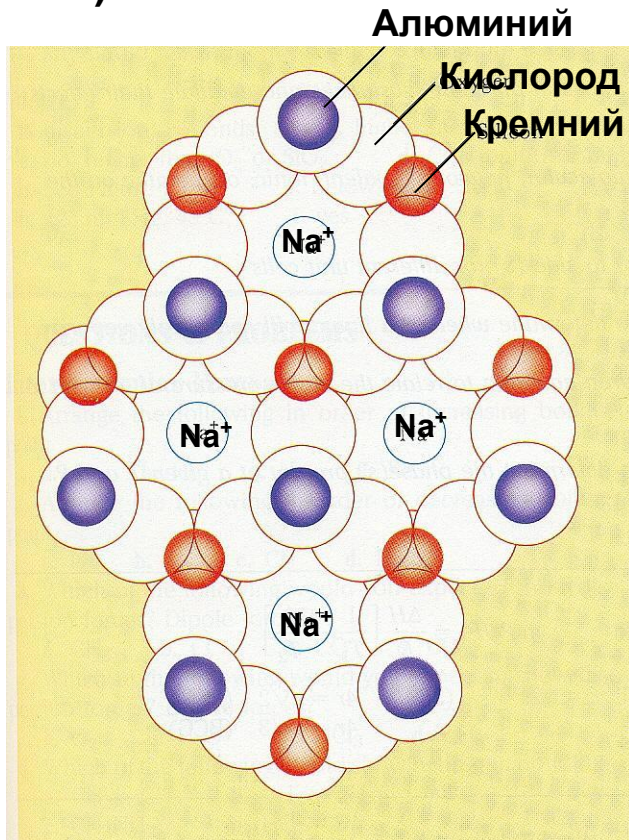
$$\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{ПР}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 5,5 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{ПР}_5^{\text{MgCO}_3} = 2,1 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{ПР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = 6 \cdot 10^{-10}$$

- б) для воды с постоянной жесткостью – химическая обработка воды
- $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{NaCl}$
- $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$
- в) ионный обмен



При ионном обмене ионы кальция или магния из воды обмениваются на ионы натрия из цеолита или ионообменной смолы.

Вода, прошедшая систему водоумягчения, называется химически обессоленной (ХОВ)