

Тема 10. Обменные реакции в растворах электролитов

10.1. Направление обменных реакций.

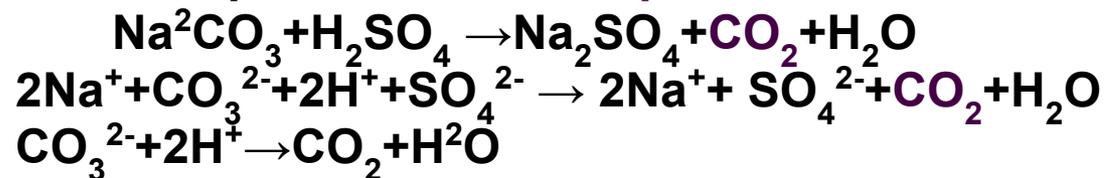
Обменными принято называть реакции, в которых реагирующие молекулы и ионы, сталкиваясь, передают друг другу какие-либо частицы

- **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.**

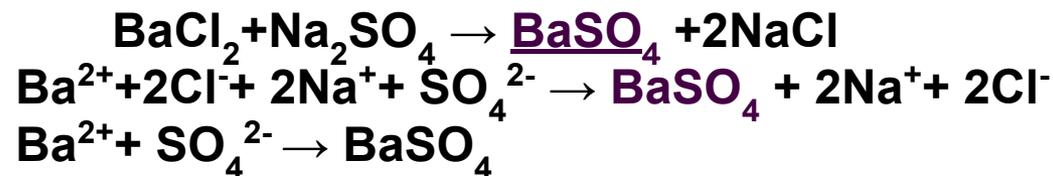
Необратимый обменные реакции

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

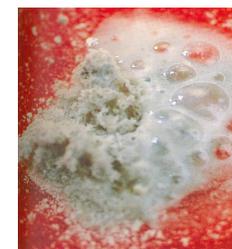
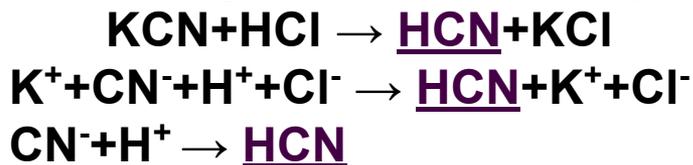
1) реакции, протекающие с образованием газа:



2) реакции, протекающие с выделением осадка:



3) реакции, протекающие с образованием слабого электролита:



Обратимые обменные реакции

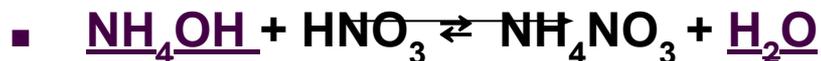
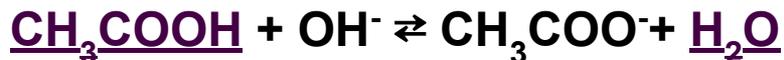
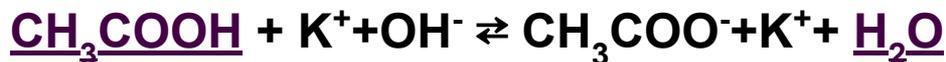
- Если слабый электролит или газ присутствует как в исходных веществах, так и в продуктах реакции, реакция обратима и может протекать как в прямом, так и в обратном направлении



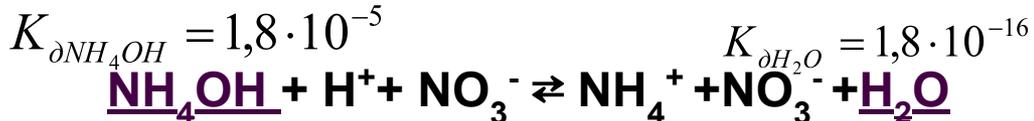
$$K_{\partial\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

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

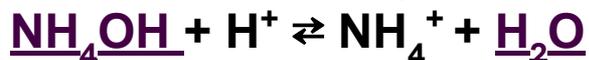
- Равновесие смещено в сторону образования более слабого электролита



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



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



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

10.2. Гидролиз

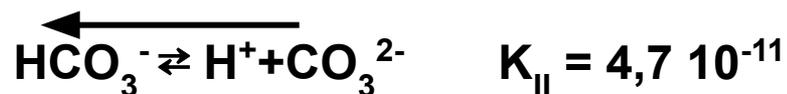
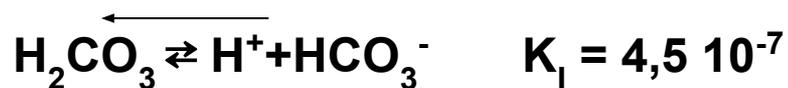
- **Гидролиз** – это взаимодействия вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. Процесс гидролиза солей – это процесс обратный реакции нейтрализации.
- **10.2.1. Влияние природы соли на процесс гидролиза**
- **1) Соли, образованные сильным основанием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

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \not\rightarrow$ гидролиз не идет

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

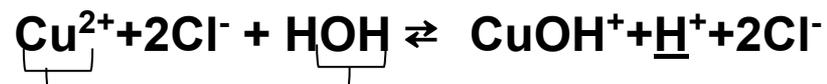
гидролизу не подвергаются

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



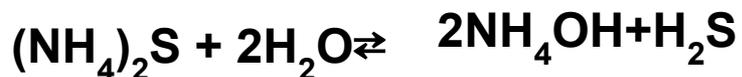
Реакция среды – основная (pH > 7). Гидролиз идет по первой ступени.

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



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

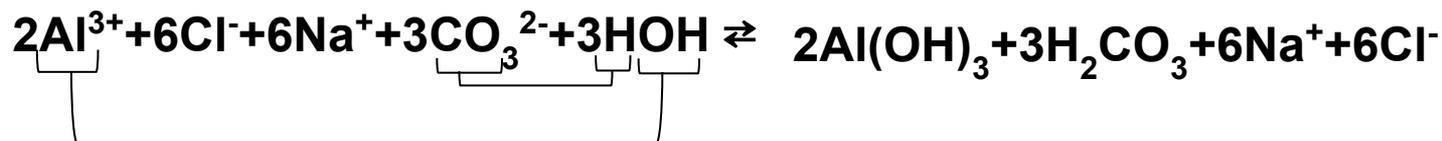
4) Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой:



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:**
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
- $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}^+$
- $\text{Kt}^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{KtOH} + \text{H}^+$

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

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

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

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

- 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 α
- $K_D = \alpha^2 C$

- **Гидролиз**

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

10.2.3. Влияние концентрации соли на процесс гидролиза.

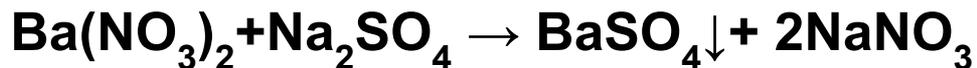
$$h = \sqrt{\frac{K_2}{C}}$$

- 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:



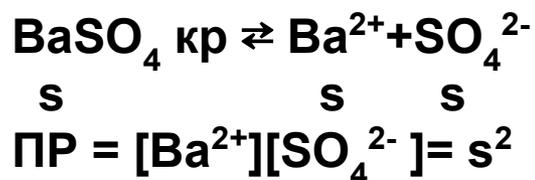
$$K_{\text{пр}} = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{р}} [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{р}} =$$



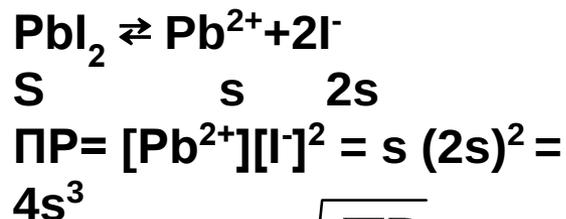
Произведение растворимости - это константа равновесия процесса растворения малорастворимого электролита.

Практическое использование величины ПР

- 1) вычисление величины растворимости (s) соли:

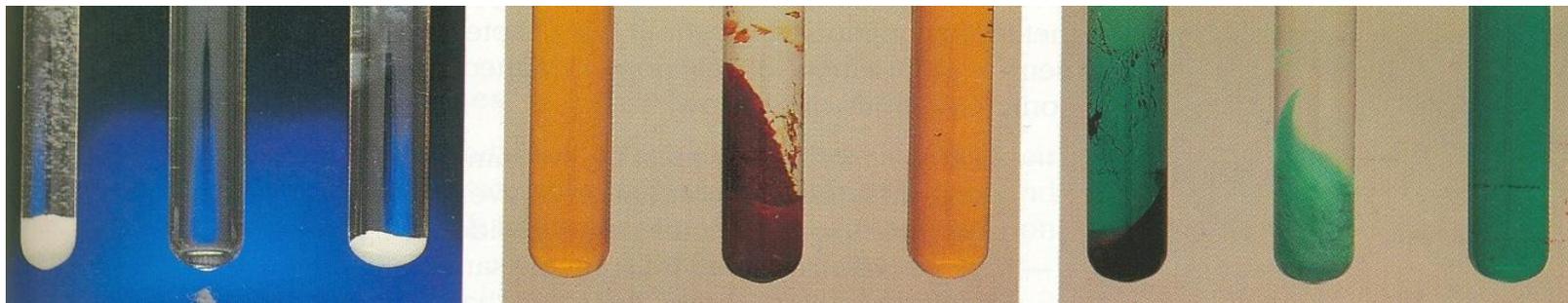


$$s = \sqrt{\text{ПР}}$$



$$s = \sqrt[3]{\frac{\text{ПР}}{4}}$$

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



PbCl_2
 $C > s$

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

PbSO_4
 $C > s$

FeCl_3
 $C < s$

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

FeCl_3
 $C < s$

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

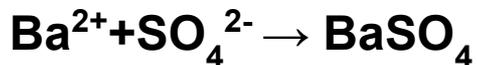
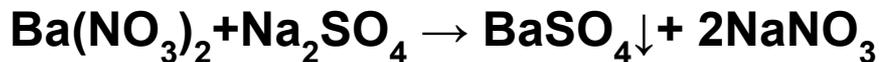


Получаем:



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

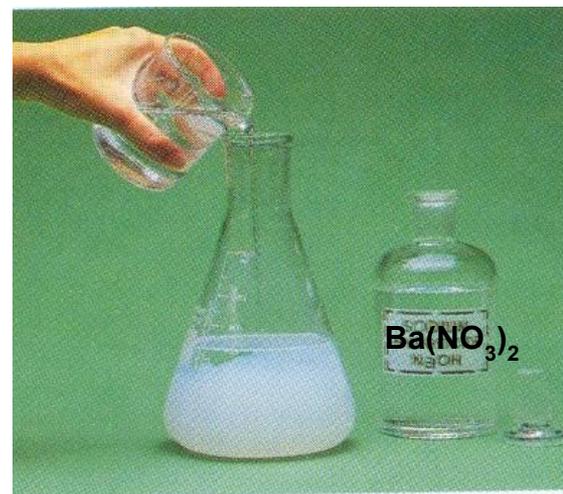
3) Определение условий выпадения осадка при сливании растворов двух солей



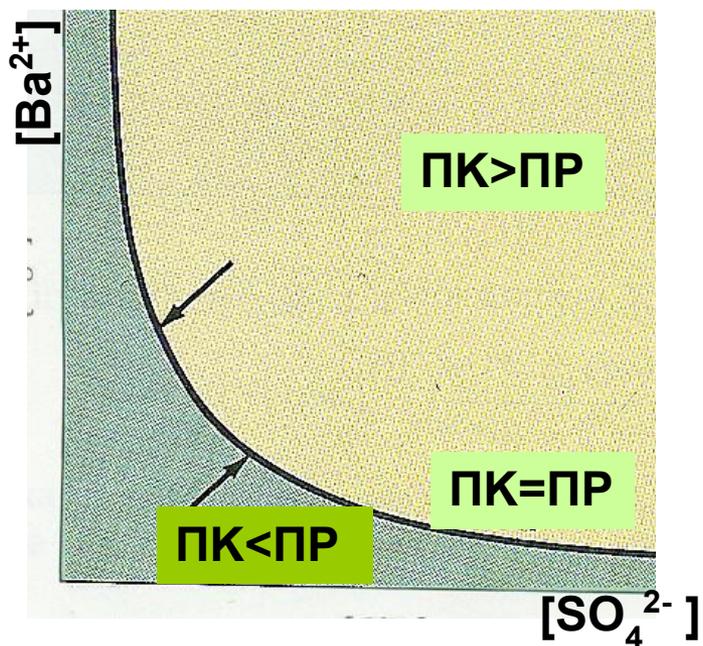
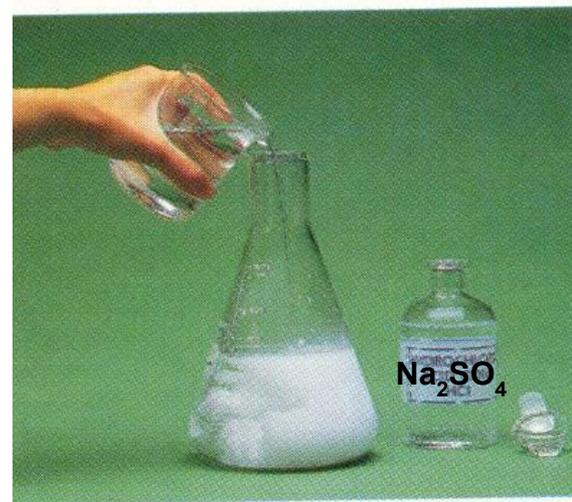
$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \text{ПР}$ – насыщенный раствор

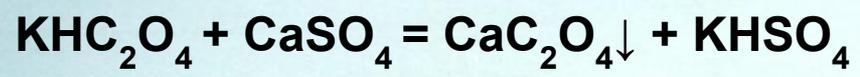
$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] > \text{ПР}$ – осадок выпадает

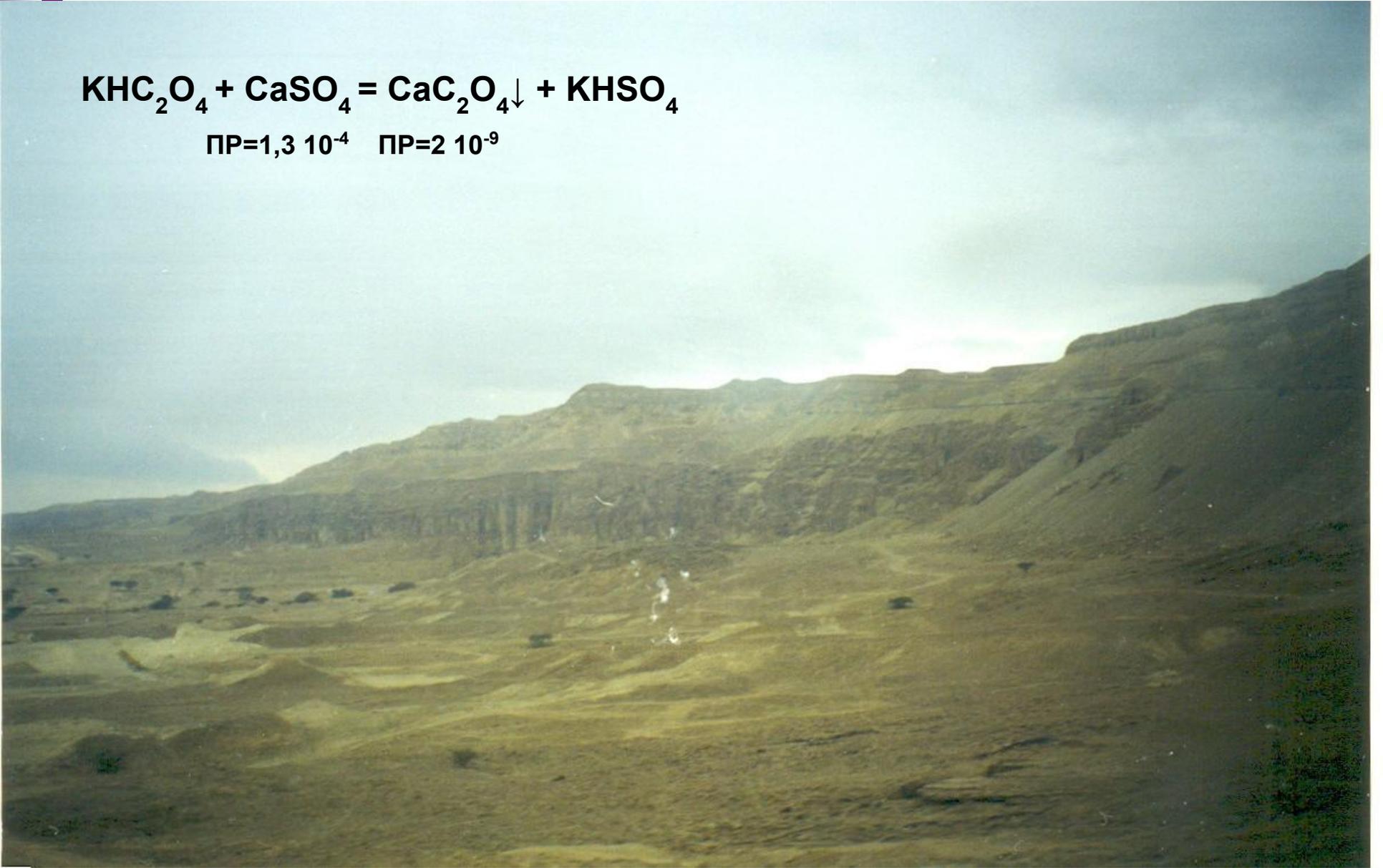
$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] < \text{ПР}$ – осадок не выпадает



(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 covered in sparse, dry vegetation, and the sky is overcast with light clouds. The overall color palette is muted, with greens, browns, and greys.

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

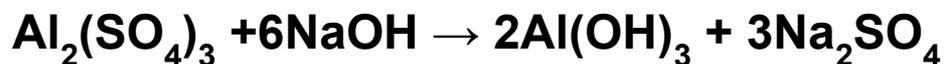
Жесткость

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:



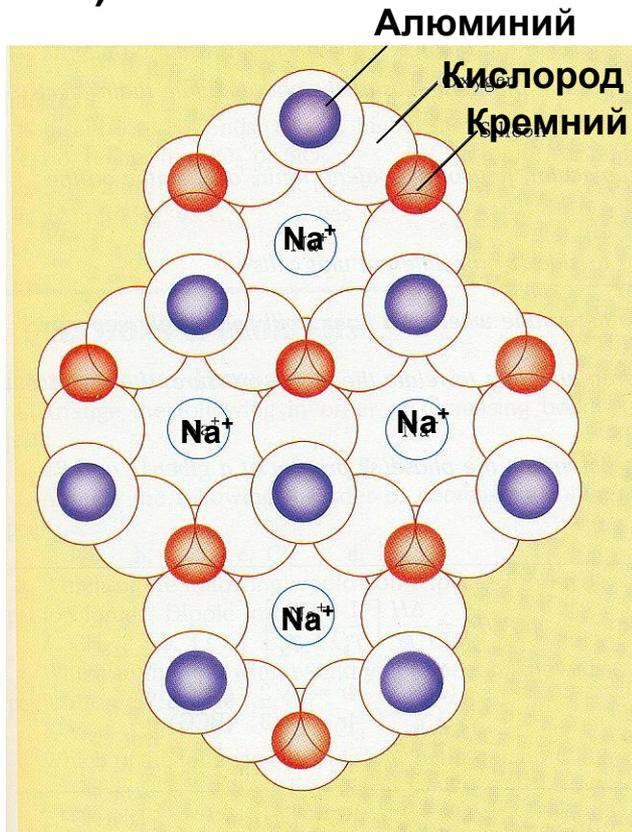
$$\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$$

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

$$\text{ПР}_5 \text{MgCO}_3 = 2,1 \cdot 10^{-5}$$

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

- 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)