

Электролитическая диссоциация веществ

Изучаемые вопросы:

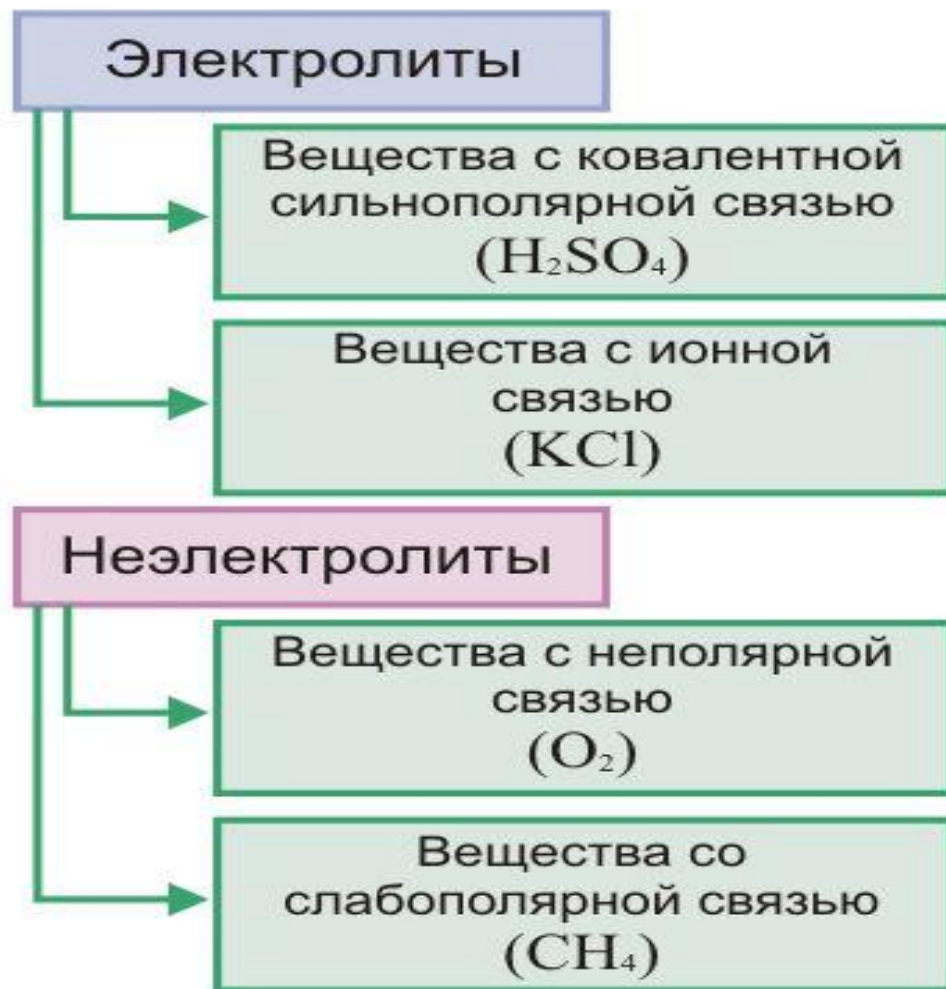
1. Электролиты и неэлектролиты;
2. Электролитическая диссоциация;
3. Причины диссоциации веществ;
4. Уравнения диссоциации;
5. Диссоциация кислот, оснований и солей;
6. Степень диссоциации и сила электролитов;
7. Ионные реакции.

Электролиты и неэлектролиты

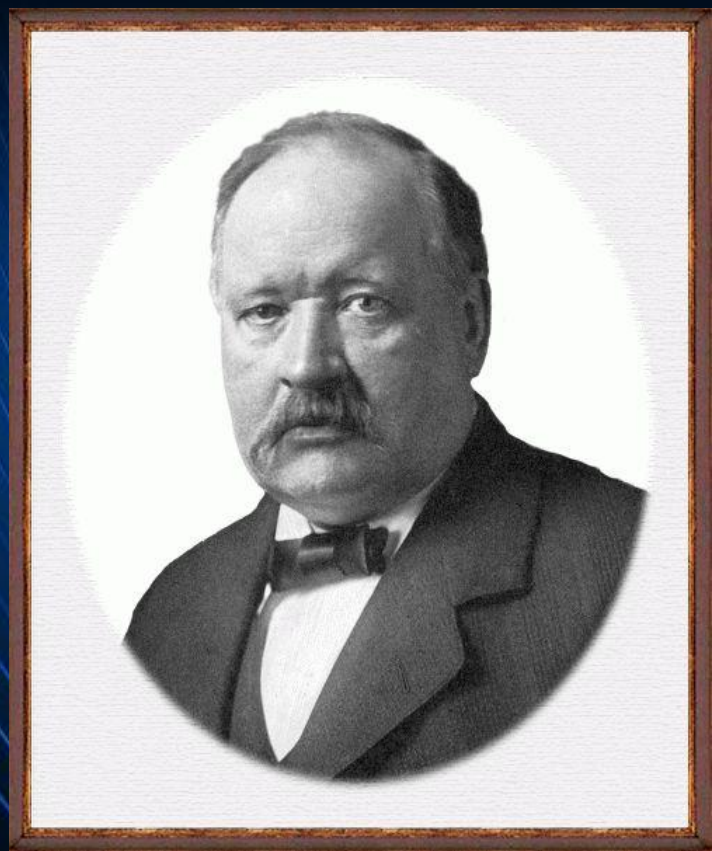


- Все вещества по электрической проводимости подразделяются на электролиты и неэлектролиты.
- *Электролитами* называют вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К ним относится большинство *неорганических веществ*, например, кислоты, основания, соли, оксиды металлов. Для электролитов характерны *ионные или ковалентные полярные связи*.
- *Неэлектролитами* называются вещества, которые не проводят электрический ток ни в растворах, ни в расплавах. Сюда относится большинство *органических веществ* (спирт, ацетон, бензин, сахар, масло и другие) и некоторые неорганические вещества (дистиллированная вода, углекислый газ, кислород). Для неэлектролитов характерны *ковалентные неполярные или малополярные химические связи*.

ещё раз повторим:



Электролитическая диссоциация



- Процесс распада электролитов на заряженные частицы — ионы называют электролитической диссоциацией («*dissociation*» — *разобщение*).
- Основные положения теории электролитической диссоциации сформулированы в 1887 году шведским учёным **Сванте Аррениусом**. Большой вклад в развитие этого учения внесли русские учёные **И.А. Каблуков, В.А. Кистяковский, Д. И. Менделеев**.

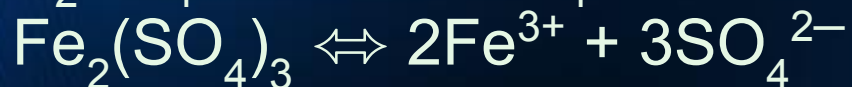
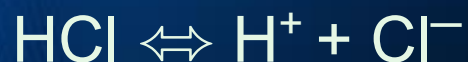
Причины диссоциации веществ



- Диссоциация протекает или в водных растворах, или при расплавлении электролита. В первом случае причиной диссоциации является особое свойство воды — высокая диэлектрическая проницаемость: молекулы H_2O в 81 раз ослабляют химические связи между ионами, поэтому кристалл легко распадается на ионы. Каждый ион окружается «рубашкой» из молекул воды (гидратируется), которая не позволяет ионам вновь соединиться между собой.
- При плавлении электролитов усиливаются колебательные движения ионов, в результате чего ионная кристаллическая решётка разрушается, а положительные (катионы) и отрицательные ионы (анионы) становятся свободными.

Уравнения диссоциации

- Уравнение, отражающее *обратимый процесс* ($\leftrightarrow$) *диссоциации* данного вещества, называется уравнением диссоциации. В растворе или расплаве преимущественно находятся ионы ($\rightarrow$). При испарении воды или охлаждении расплава вновь образуются кристаллы или молекулы ($\leftarrow$):

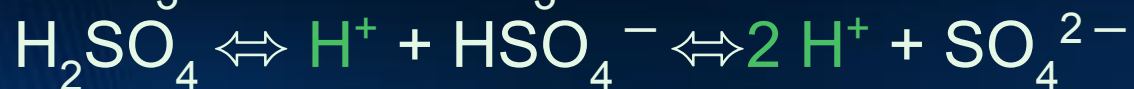


- При написании уравнений диссоциации следите, чтобы сумма положительных и отрицательных зарядов в правой части уравнения была равна 0.*

Диссоциация кислот



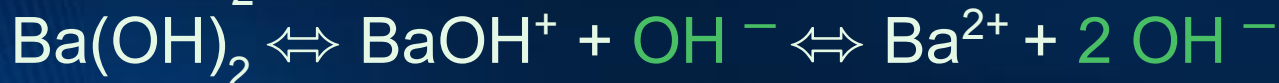
- *Кислотами* называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы только H^+ , например:



- Одноосновные кислоты диссоциируют в одну стадию, а многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.
- Двухосновные и трёхосновные кислоты наряду с нормальными (средними) солями образуют *кислые соли*, например: $KHSO_4$ — гидросульфат калия, KH_2PO_4 — дигидрофосфат калия, K_2HPO_4 — гидрофосфат калия и другие.
- Кислоты окрашивают все *индикаторы в красный цвет* разных оттенков.

Диссоциация оснований

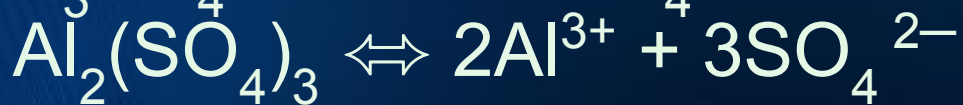
- **Основаниями** называют электролиты, которые при диссоциации образуют *анионы только OH^-* :



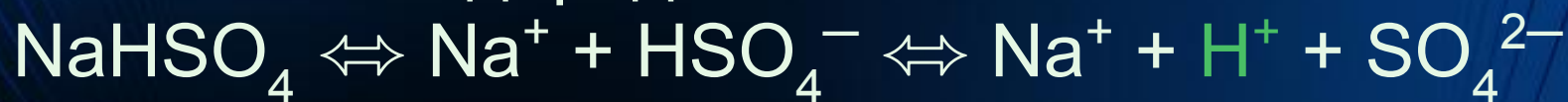
- Однокислотные основания диссоциируют в одну стадию, а многокислотные — ступенчато.
- Многокислотные основания наряду с нормальными (средними) солями образуют **основные соли**, например: Ca(OH)Cl — гидроксохлорид кальция; $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ — дигидроксохлорид алюминия.
- Основания (щёлочи) окрашивают бесцветный **фенолфталеин в малиновый цвет**, а лакмус и универсальный индикатор — в синий.

Диссоциация солей

- **Солями** называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы **металла** (или аммония NH_4^+) и анионы **кислотного остатка**:



- **Кислые соли** могут при диссоциации образовать кроме названных ионов ещё и катионы водорода H^+ :



Степень диссоциации и сила электролитов

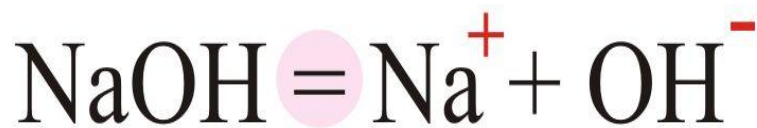
- Сила электролитов определяется их степенью диссоциации — α (альфа). *Степень диссоциации* это отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе:

$$\alpha = n/N$$

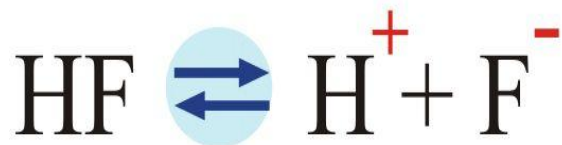
где n — число диссоциированных молекул,
 N - общее число молекул в растворе.

- *Сильные электролиты имеют α от 30% до 100%* например, серная кислота H_2SO_4 ($\alpha = 58\%$).
- *Слабые электролиты имеют α от 0% до 2%* например, угольная H_2CO_3 ($\alpha = 0,17\%$) и сероводородная H_2S ($\alpha = 0,07\%$) кислоты.

Степень диссоциации и сила электролитов



сильный электролит



слабый электролит

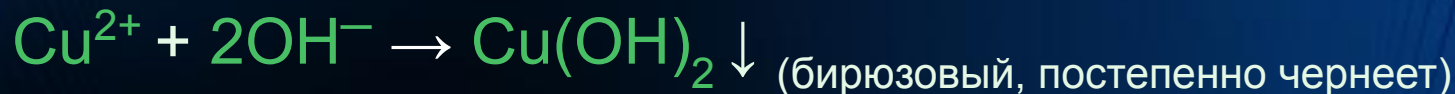
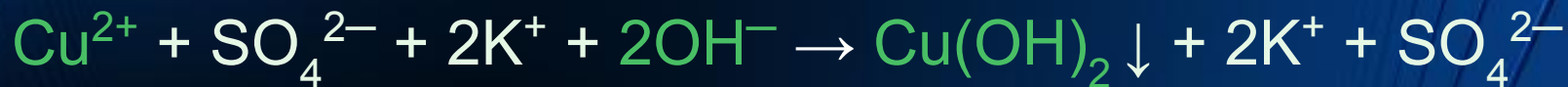
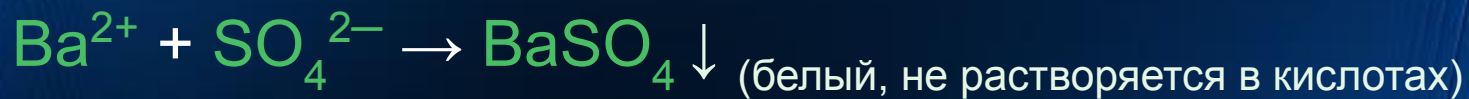
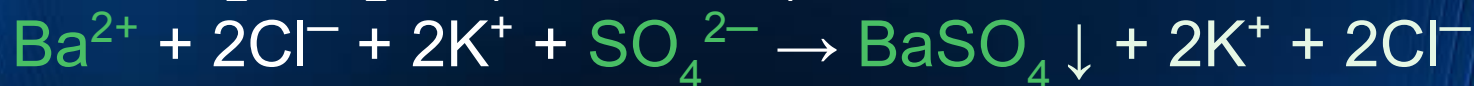
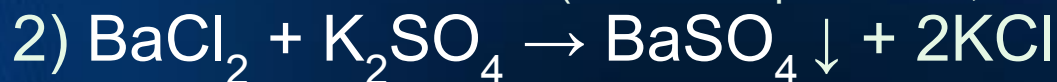
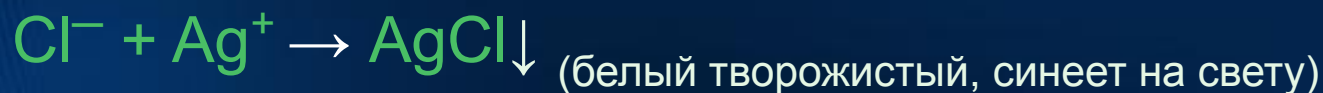
- Итак, не все электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы. *Растворимые соли* в водных растворах диссоциируют полностью, то есть являются сильными электролитами. К сильным электролитам относятся также *щёлочи* и *некоторые кислоты — соляная, серная, азотная, хлорная*. Вещества лучше диссоциируют в разбавленных растворах, а с повышением концентрации раствора степень диссоциации понижается

Реакции ионного обмена

- Реакции обмена *между растворами или расплавами электролитов* называют ионообменными или ионными реакциями. Протекание таких реакций обнаруживается легко, если в результате образовался *осадок* ($\downarrow$), выделился *газ* ($\uparrow$) или получилась практически не диссоциирующая вода H_2O . В таком случае говорят, что *реакция протекает до конца*. Уравнения ионных реакций записывают подробно в 3 видах — молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном.

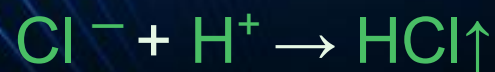
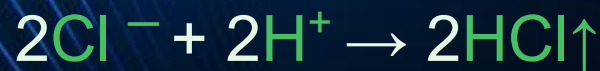
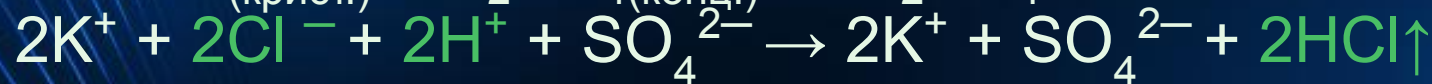
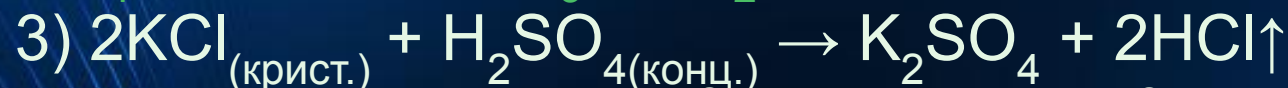
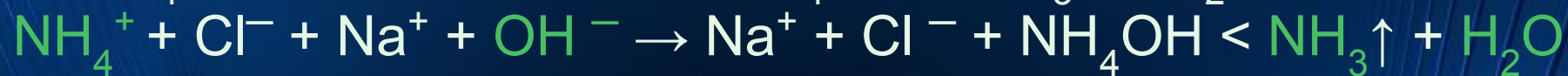
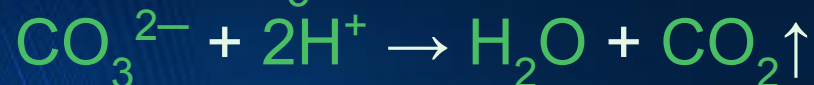
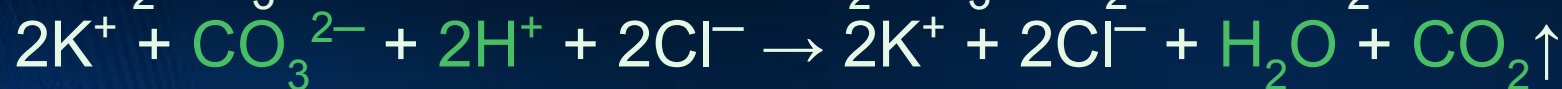
Реакции ионного обмена

- **С образованием осадка** (при написании уравнений используем «Таблицу растворимости»):



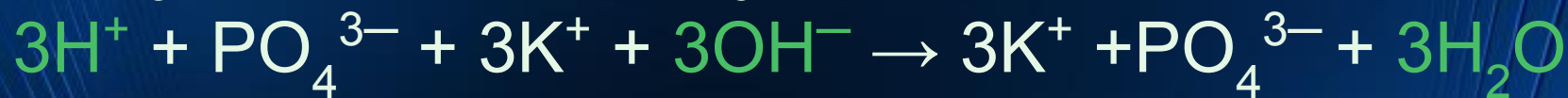
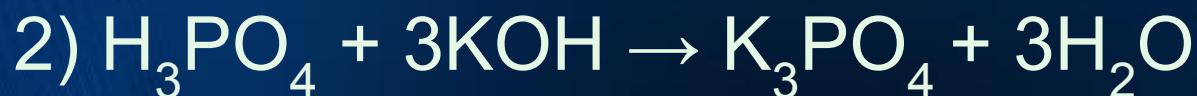
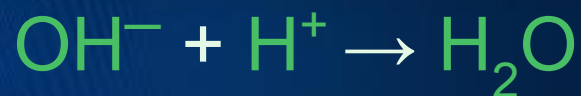
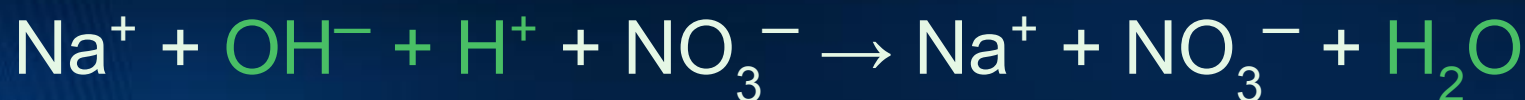
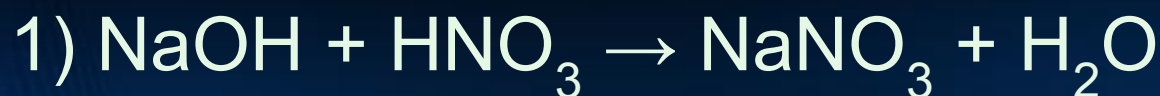
Реакции ионного обмена

- С выделением газа:



Реакции ионного обмена

- С образованием воды (нейтрализация):

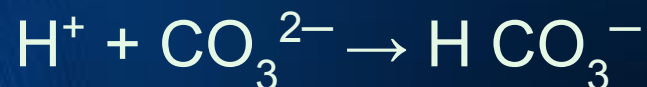


Гидролиз солей

- Ионные реакции между некоторыми солями и водой, протекающие с образованием новых ионов, называются гидролизом солей (*«водным разрушением»*). Известны следующие случаи взаимодействий между солью и водой:
 - 1) Вода и *соль сильного основания и сильной кислоты* не образуют новых ионов — KCl , Na_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и другие, — *гидролиза нет*.

Гидролиз солей

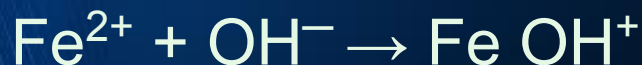
- 2) Вода и *соль сильного основания, но слабой кислоты* образуют недиссоциирующие ионы слабой кислоты, а в растворе накапливаются гидроксид-анионы OH^- , *определяющие щелочную среду раствора:*



- В растворах карбонатов, силикатов и сульфидов щелочных и щелочноземельных металлов индикаторы показывают присутствие щёлочи (*фенолфталеин становится малиновым, а лакмус синееет*).

Гидролиз солей

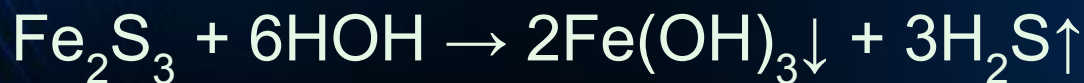
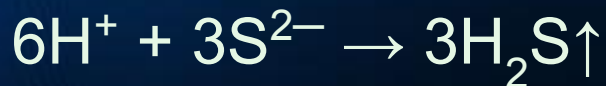
- 3) Вода и *соль слабого основания, но сильной кислоты* образуют недиссоциирующие ионы слабого основания, а в растворе накапливаются катионы водорода, *H⁺ определяющие кислотную среду раствора:*



- В растворах солей тяжёлых металлов (железа, свинца, меди, цинка, ртути и других) с сильными кислотами *индикаторы окрашиваются в красный цвет*, то есть свидетельствуют о кислотной среде.

Гидролиз солей

- 4) Соли, образованные *слабыми основаниями и слабыми кислотами необратимо разрушаются водой*, иными словами происходит их полный гидролиз с образованием *новых недиссоциирующих веществ*. К числу таких солей относится сульфид железа (+3) Fe_2S_3 :



Выводы по теме:

- Электролиты — это вещества, которые при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы, их растворы и расплавы проводят электрический ток.
- Ионы — это атомы или группы атомов, обладающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) электрическим зарядом.
- Распад электролитов на ионы называют электролитической диссоциацией и записывают в виде уравнений диссоциации.

Выводы по теме:

- *Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы только H^+ .*
- *Основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют анионы только OH^- (гидроксид-анионы).*
- *Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.*
- *Химические реакции между электролитами называются ионными, они протекают до конца в 3 случаях: если выпадает осадок, если выделяется газ, если образуется вода.*

Выводы по теме:

- Вода является очень слабым электролитом, вступая в химическую реакцию с некоторыми солями, она вызывает их разрушение — гидролиз, с образованием кислотной или щелочной среды, а иногда необратимое разрушение (полный гидролиз).
- Гидролиз солей необходимо учитывать при хранении различных солей, особенно их растворов, при изготовлении водных растворов лекарств, при использовании питательных растворов удобрений в сельском хозяйстве, в химических лабораториях и так далее.