

**Теория
электролитической
диссоциации (ТЭД),
ионные уравнения**

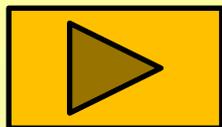
Содержани



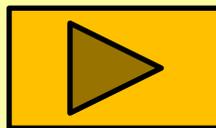
Предисловие



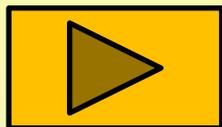
Проверь себя-2



Процессы растворения



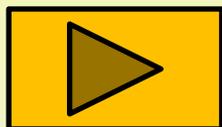
Сильные и слабые электролиты



Электролиты и неэлектролиты



Проверь себя-3



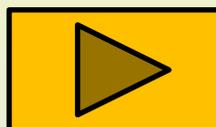
Причины электропроводности растворов



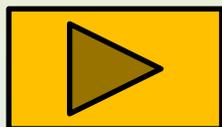
Написание ионных уравнений



Проверь себя-1



Проверь себя-4



Запись диссоциации веществ различных классов

Предисловие

Ребята, в жизни бывают разные ситуации. Не всегда можно посещать школу, кто-то что-то не понял из материала сразу на уроке, учитель слишком быстро говорил, кто-то мешал, было плохое настроение или самочувствие... Ничего не поделаешь, приходится осваивать школьную программу, определённые навыки и умения самостоятельно. Есть учебник, конспекты товарищей, богатый выбор ресурсов в Интернете. Как выбрать оптимальный вариант? Это решаете вы, порой «набив шишек». А что же я вам могу предложить как учитель-предметник?

Я создала довольно объёмистую презентацию, нацеленную именно на самостоятельное постижение нового материала. Не пугайтесь многочисленности слайдов, ведь тема презентации – не тема отдельного параграфа, а целый раздел химии, чрезвычайно важный. Как же работать с презентацией, чтобы вам было удобно и не утомительно?

- 1) Прежде всего я разбила материалы на главы. Смотрите содержание и переходите по гиперссылкам к нужной именно вам теме по ходу выполнения школьной программы.
- 2) В конце каждой важной главы будут слайды с названием «проверь себя». Почитайте вопросы, не спешите щёлкать мышкой и сразу же смотреть ответы. Сначала не лукавьте сами с собой, а хорошенько подумайте, поищите ответы на предыдущих слайдах. Ведь некого обманывать, кроме самих себя.
- 3) Очень внимательно смотрите, как же я выполняю упражнения по написанию диссоциации веществ-электролитов различных классов, самих ионных реакций, как рассуждаю, глядите на слайды с упражнениями очень внимательно, следите за анимацией.
- 4) Также я даю указания, какие же еще ранее созданные презентации -«помогалки» или текстовые документы надо бы посмотреть или освежить в памяти, если вы не слишком хорошо умеете составлять химические формулы, химические уравнения и определять классовую принадлежность сложных веществ.
- 5) Я специально не стала скачивать картинки из Сети, создала довольно примитивное оформление с помощью автофигур, чтобы с одной стороны у вас в памяти осталась иллюстрация определённого процесса или схемы, а с другой стороны ваше внимание «не распылялось».
- 6) Если у вас будут дополнительные вопросы, претензии, предложения к оформлению и содержанию презентации, то я к ним прислушусь, и смогу вам ещё лучше оказать



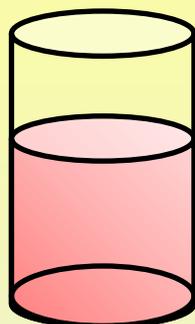
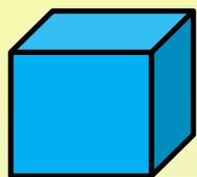


Процессы

Начиная с 18 века, учёных беспокоил вопрос о том, какова сущность процесса растворения – это физический процесс (диффузия) или химический процесс? Рассмотрим ряд опытов, доказывающих, что все

не так просто.

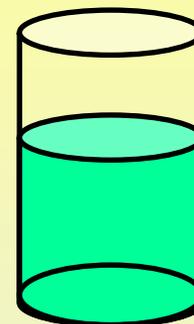
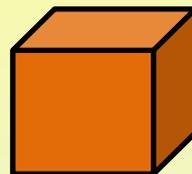
Опыт №1



растворение

Безводный CoCl_2
(хлорид кобальта)

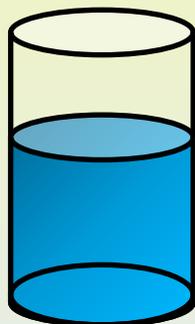
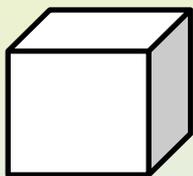
Опыт №3



растворение

Безводный FeCl_2
(хлорид железа (II))

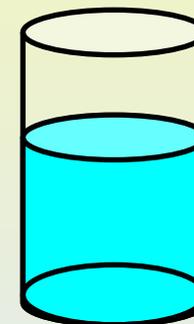
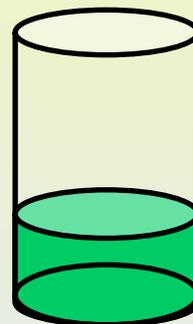
Опыт №2



растворение

Безводный CuSO_4
(сульфат меди (II))

Опыт №4

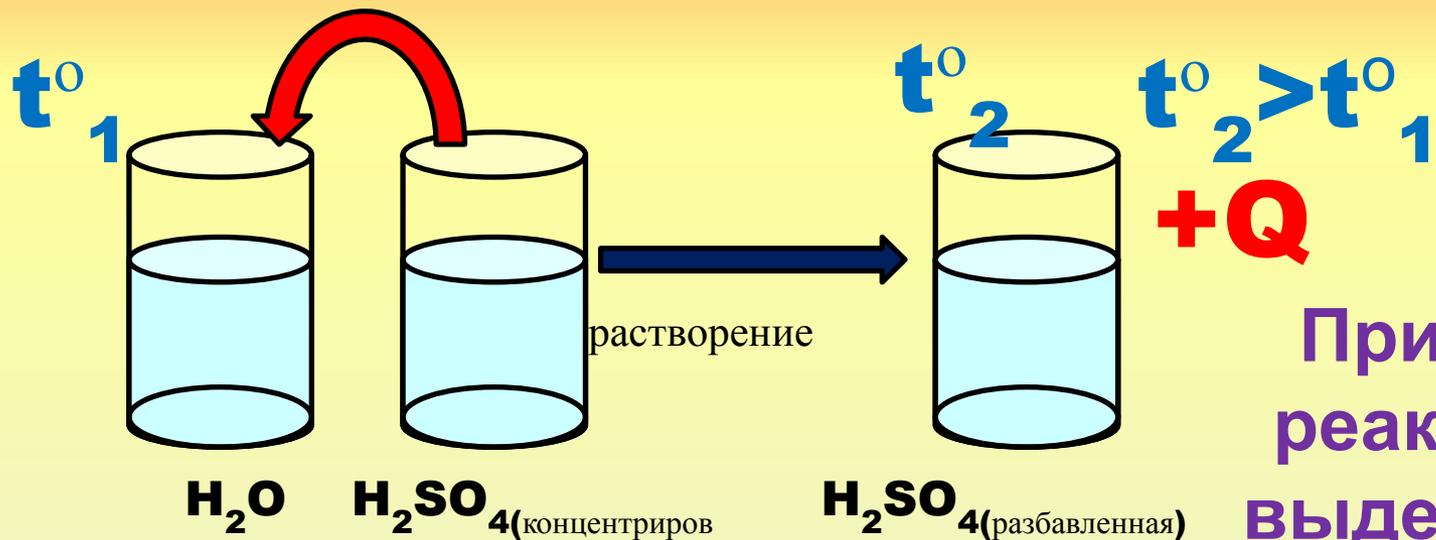


растворение

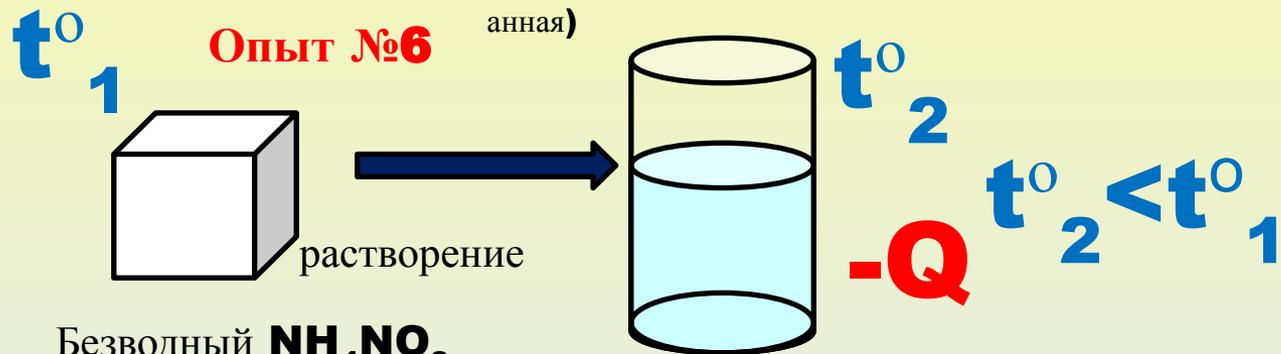
Концентрированный CuCl_2
(хлорид меди (II))

Признаки химического
процесса – изменение
цвета

Опыт №5



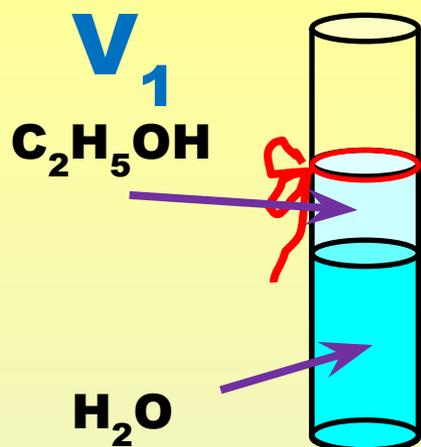
Признак
реакции –
выделение
теплоты



Безводный NH_4NO_3
(нитрат аммония,
аммиачная селитра)

Признак
реакции –
поглощение
теплоты

Опыт №7 (контракция)



Смесь воды и
винного спирта
до
встряхивания



Смесь воды и
винного спирта
после
встряхивания

Признак реакции –
уменьшение
объёма
 $V_2 < V_1$

Вывод: плодами размышлений и расчётов ученых Д. Менделеева, И. Каблукова, Оствальда, А. Вернера стала **физико-химическая теория растворов**. Многие вещества не просто смешиваются, **но и химически взаимодействуют с молекулами растворителя**, что позволяет объяснить многие явления, происходящие в процессе растворения.

Главный вывод и

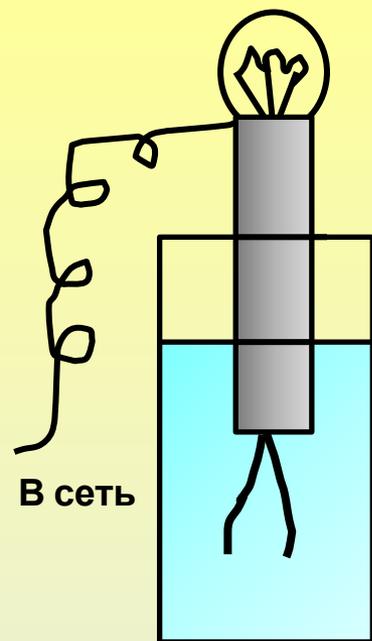
следствия

- 1) Между растворителем и растворённым веществом часто происходит не просто диффузия, а химическое взаимодействие «подобное растворяется в подобном» ⇒ одни вещества хорошо растворяются в определённых растворителях, но плохо растворяются в других растворителях.
- 3) При растворении разных веществ наблюдаются разные тепловые эффекты.
- 4) **Сольватация** – химическое взаимодействие молекул растворённого вещества с молекулами растворителя, продукты называются **сольватами**.
- 5) **Гидратация** – химическое взаимодействие молекул растворённого вещества с молекулами воды, продукты называются **гидратами**.
- 5) **Криоскопия** – явление, когда температура замерзания раствора меньше температуры замерзания чистого растворителя
- 5) **Эбулиоскопия** – явление, когда температура кипения раствора больше температуры кипения чистого растворителя
- 6) Растворимость газов повышается при увеличении давления, а твёрдых веществ (часто, но не всегда!) при повышении температуры раствора.



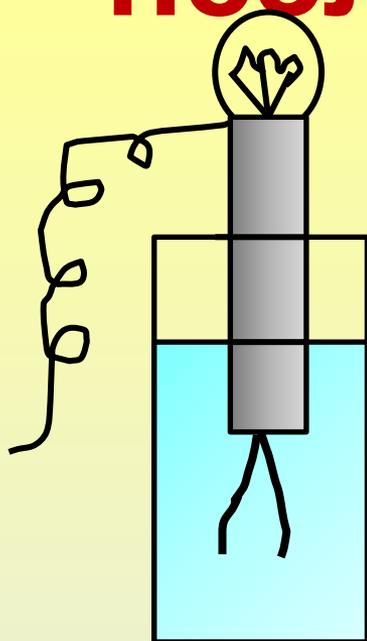
Электролиты и неэлектролиты

Рассмотрим лабораторные опыты по исследованию электропроводности некоторых твёрдых веществ и растворов.

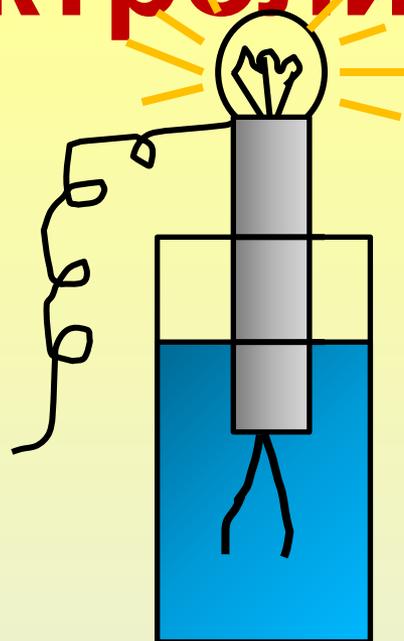


В сеть

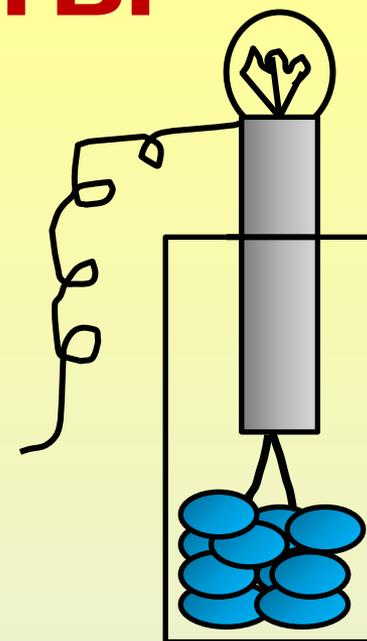
Раствор спирта
этанола C_2H_5OH



Раствор
сахарозы
 $C_{12}H_{22}O_{11}$



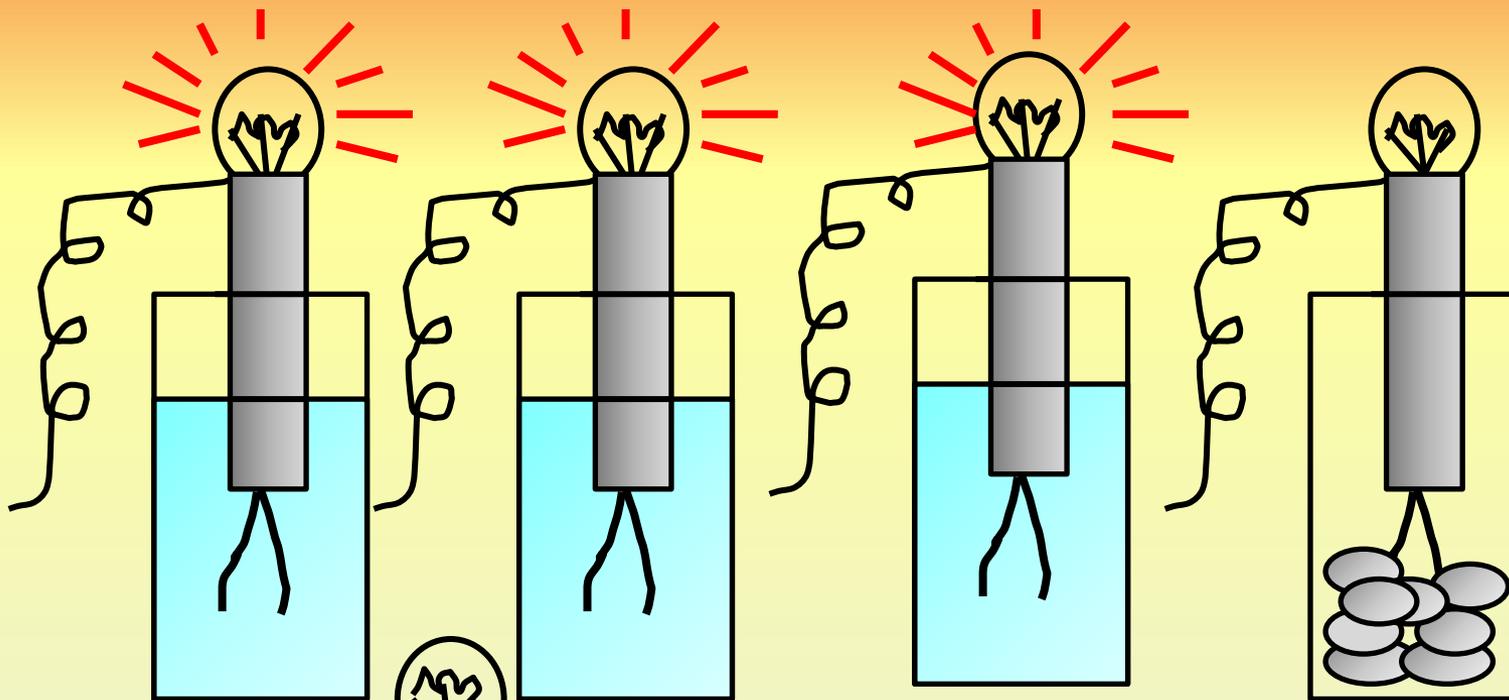
Раствор
медного
купороса $CuSO_4$



Твёрдые
гранулы
медного

купороса $CuSO_4$

При замыкании электрической цепи видим, что лампочка сияет, электрический ток есть, только в случае опускания электродов в раствор медного купороса (сульфата меди (II)), в случае же опускания электродов в растворы спирта и сахара, а также в твёрдые гранулы медного купороса лампочки не горят, значит, там не токопроводящая



Раствор
 HCl

Раствор
 NaOH

Раствор
 NaCl

Кристаллы
 NaCl

Твёрдые
гранулы
 NaOH

Здесь в эксперименте мы видим, что лампочки сияют в растворах соляной кислоты, щёлочи и поваренной соли. А вот твёрдые гранулы соли и щелочи (гидроксида натрия) не проводят ток.

Выводы и следствия

1) Есть растворы веществ, способные проводить ток, и не способные это делать.

2) **Электролиты** – вещества, чьи растворы или расплавы проводят электрический ток. Это растворы кислот (кроме кремниевой H_2SiO_3), щелочей и солей.

3) **Неэлектролиты** – вещества, чьи растворы или расплавы не проводят электрический ток, т.е. являются изоляторами. Это растворы в воде спиртов (например, винного), углеводов (сахарозы, глюкозы, фруктозы), йода.

4) В отличие от растворов, твёрдые кристаллы солей и щелочей являются изоляторами, не проводят ток.

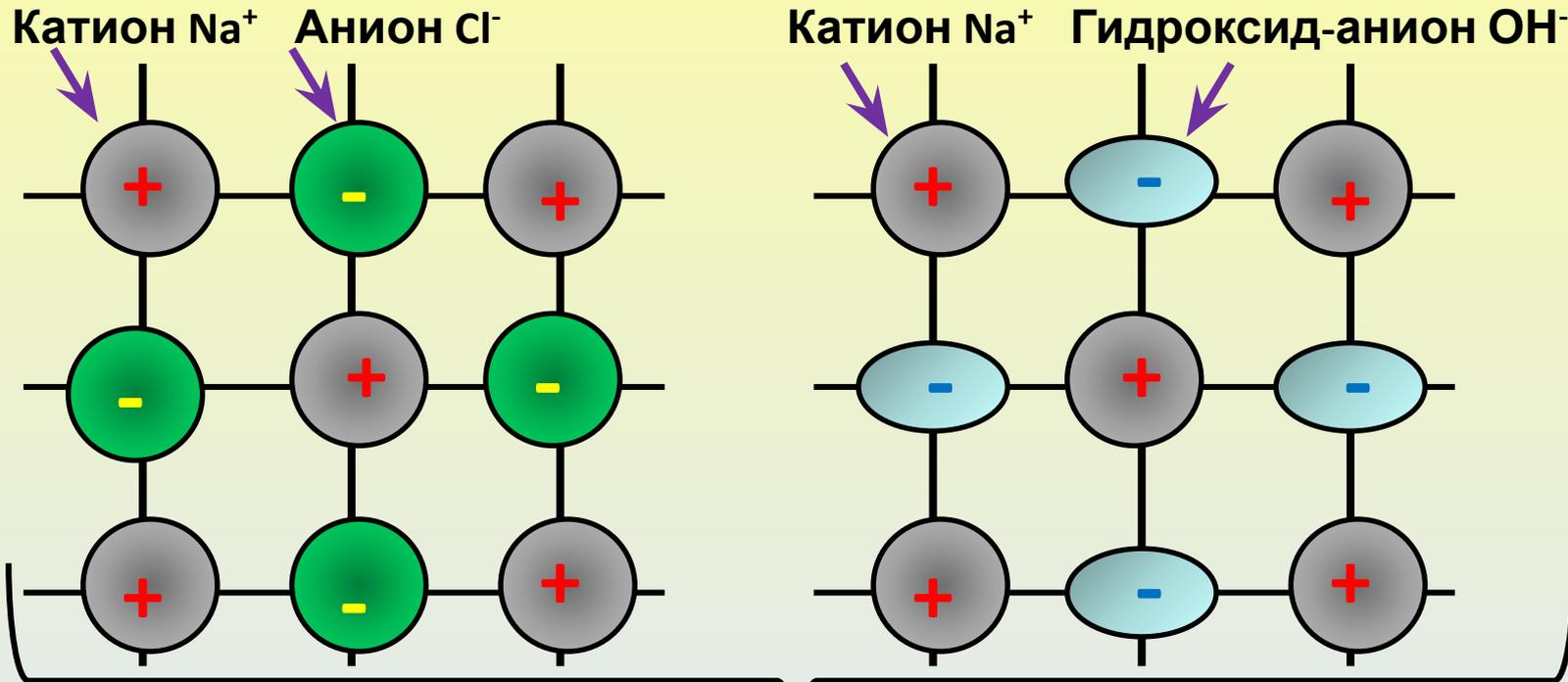


Причины электропроводности растворов



Существуют 2 условия возникновения электрического тока в определённой среде – **наличие напряжения** (разности потенциалов) и наличие **свободных заряженных частиц**. Напряжение достигается в источнике тока (например, в сети или батарее).

Откуда в растворах электролитов берутся заряженные частицы? Рассмотрим на примере хлорида натрия, гидроксида натрия и соляной кислоты



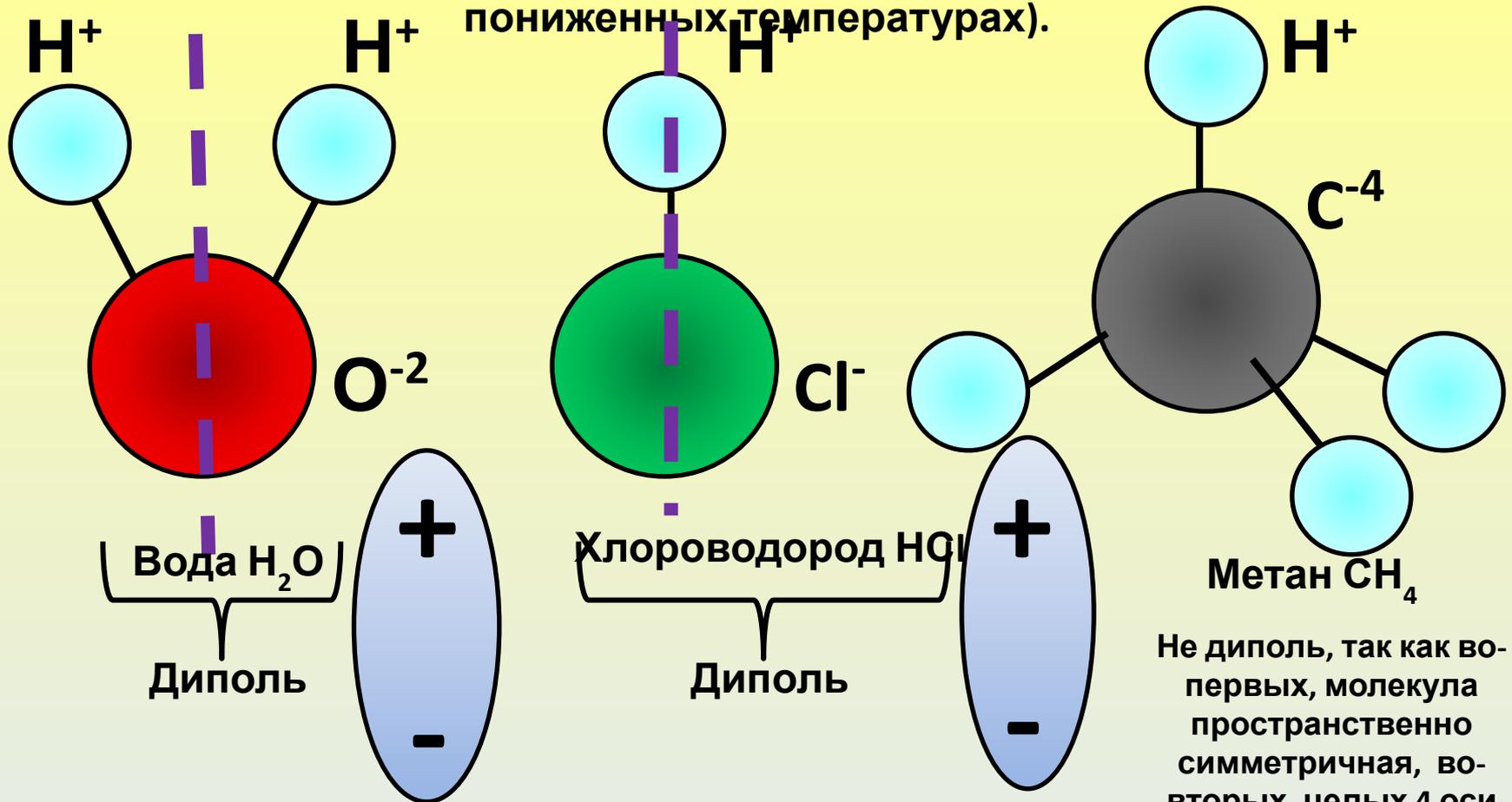
Вывод смотри на следующем слайде.

У солей и щелочей между катионами и анионами ионная связь □ ионная кристаллическая решётка □ в узлах решётки расположены заряженные частицы. Но они **химически прочно связаны между собой** □ при пропускании тока через твёрдые соли и щёлочи не выполняется второе условие для электропроводности □ нет свободных заряженных частиц □ в цепи нет тока □ **твёрдые соли и щёлочи изоляторы.**

Вывод

- 1) Тогда напрашивается вывод: молекулы воды «освободили» ионы, разрушив кристаллическую решётку, ионы стали свободными □ растворы солей и щелочей могут быть проводниками тока – **электролитами.**
- 2) **Диссоциация** – процесс распада вещества на ионы под действием либо высоких температур, либо под воздействием полярного растворителя, чьи молекулы являются диполями.
- 3) **Диполь** – молекула с ковалентной сильно полярной связью и только с одной осью симметрии □ на её концах скапливаются, как на полюсах, положительный и отрицательный заряды.

Рассмотрим модели молекул **воды** и , например, **безводного жидкого хлороводорода** и **метана**(напоминаю, что чистые хлороводород и метан это газы, поэтому температура кипения у них $< 0^{\circ}\text{C}$, жидкое агрегатное состояние возможно только при пониженных температурах).

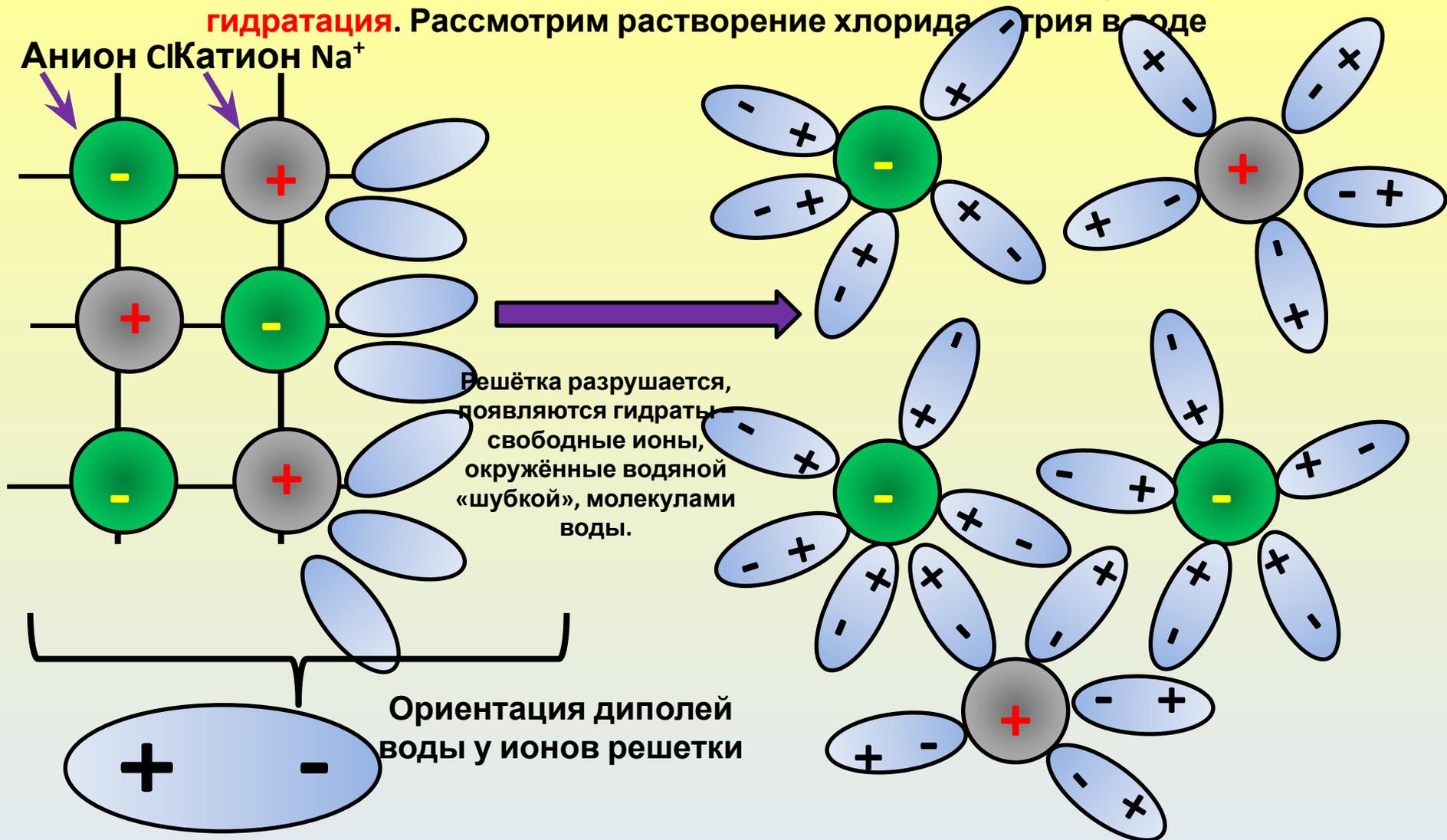


У воды форма молекулы угловая, у хлороводорода линейная, у метана форма тетраэдра

Не диполь, так как во-первых, молекула пространственно симметричная, во-вторых, целых 4 оси симметрии, в-третьих, связь между углеродом и водородом вообще слабополярная.

ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТЬ СОЛЕЙ (ВЕЩЕСТВ С ИОННОЙ СВЯЗЬЮ)

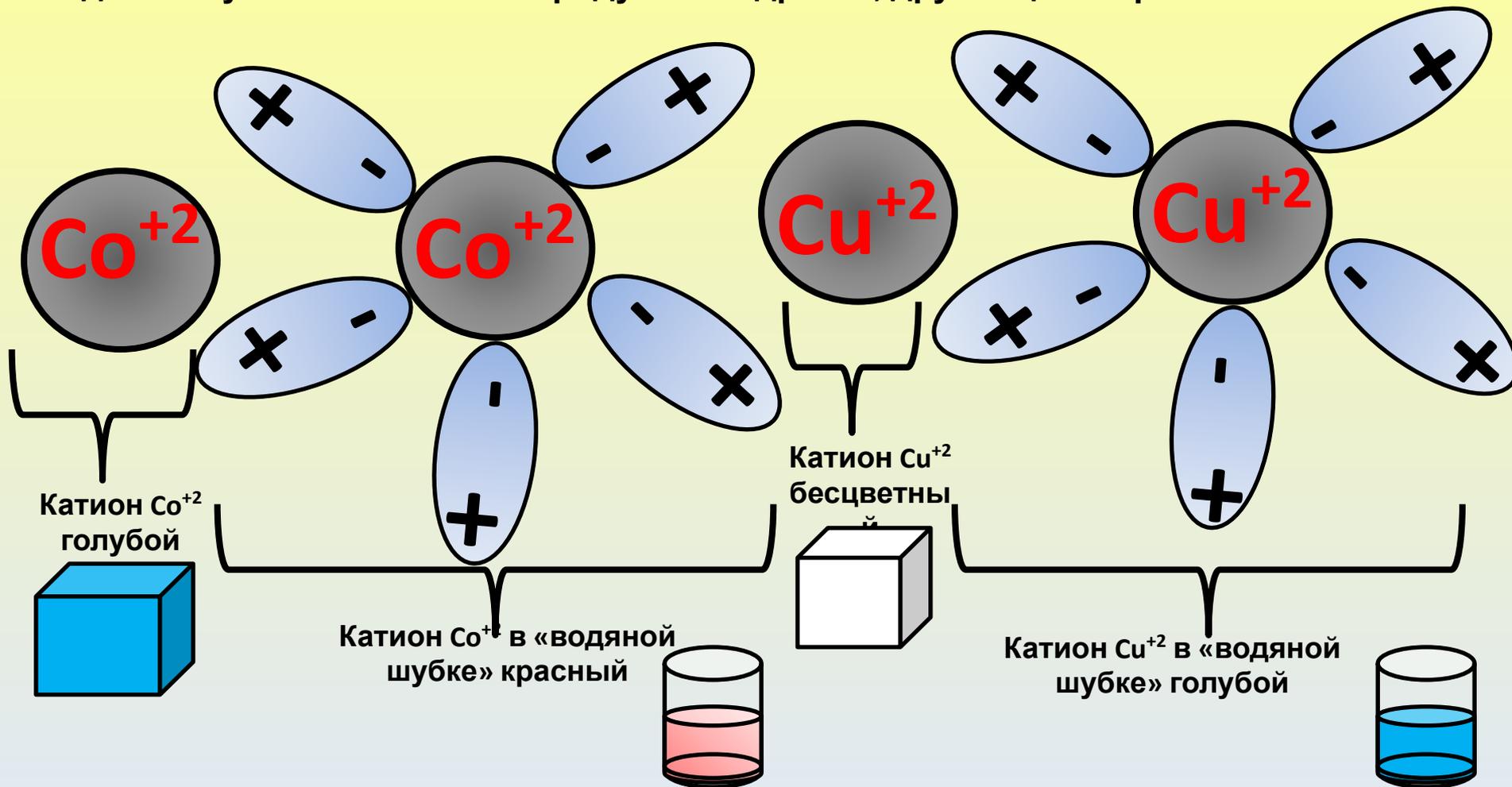
Какие же процессы происходят при растворении солей в воде? Их три – **ориентация диполей воды около ионов кристаллической решётки, разрушение решётки (ионизация)** и взаимодействие освобождённых ионов с молекулами воды – **гидратация**. Рассмотрим растворение хлорида натрия в воде



Происходит процесс диссоциации, записывается он так:



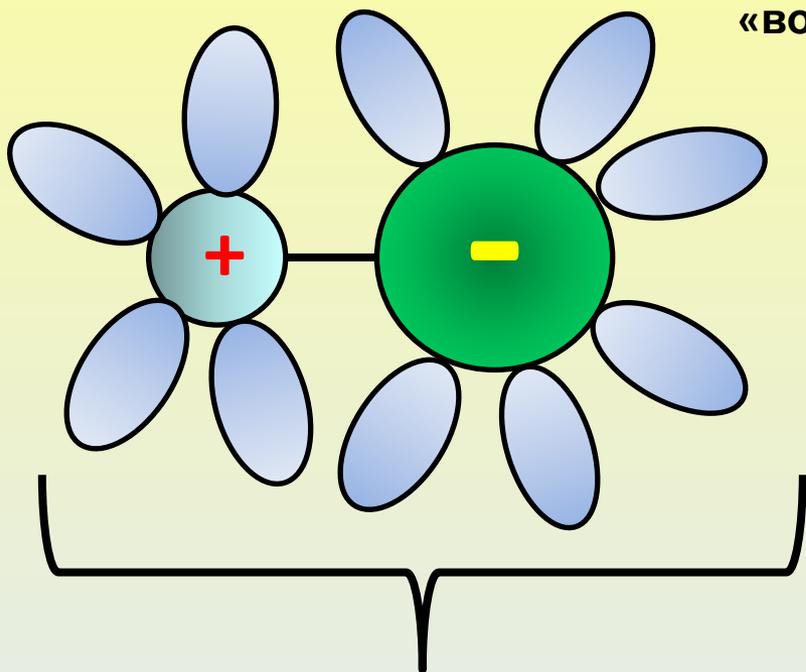
И, тем не менее, в свете полученных знаний давайте разберёмся, почему некоторые соли при растворении меняют свой цвет (смотри описания опытов на слайде № 3). Дело в том, что катионы у некоторых солей без «водяной шубки» имеют один цвет, а с «водяной шубкой» в качестве продуктов-гидратов, другой цвет. Сравним.



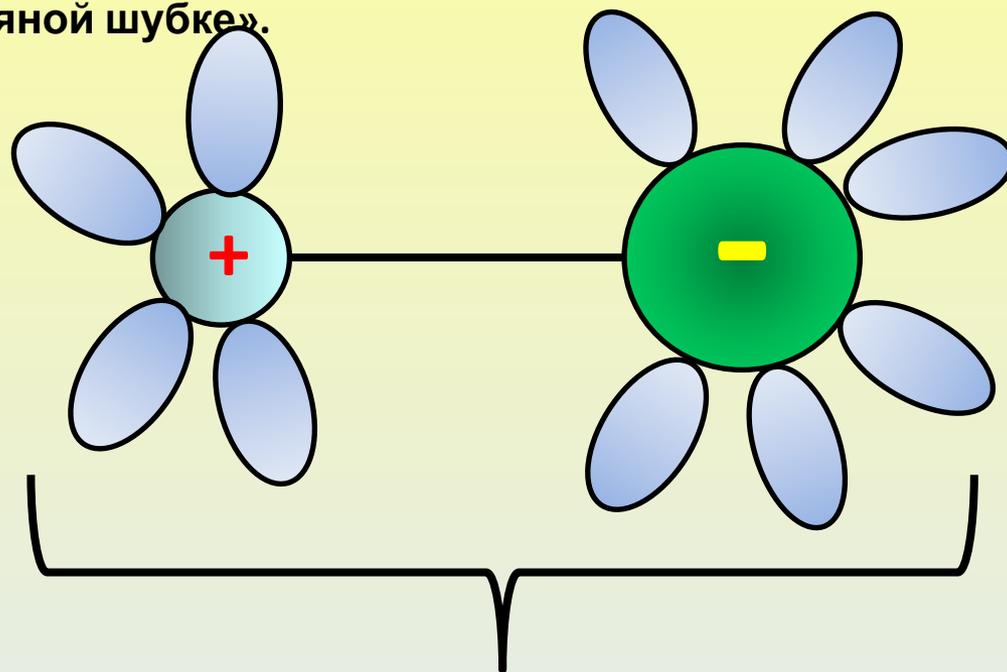
ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТЬ КИСЛОТ(ВЕЩЕСТВ С КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗЬЮ)

Давайте в качестве примера рассмотрим диссоциацию соляной кислоты. Там ионов нет. Откуда же берутся свободные ионы? Процесс растворения кислот в воде тоже имеет несколько стадий, как и в случае растворения солей и щелочей.

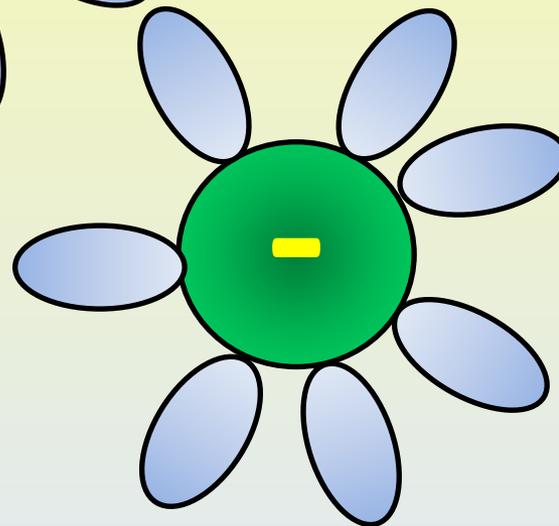
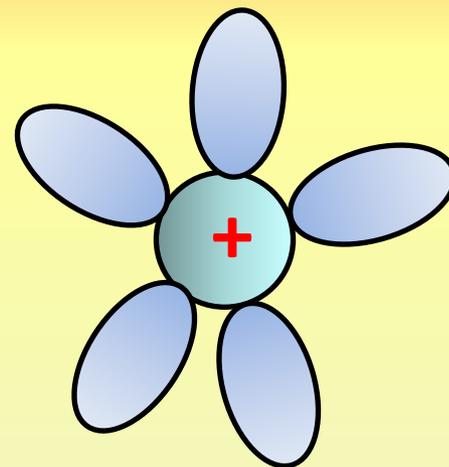
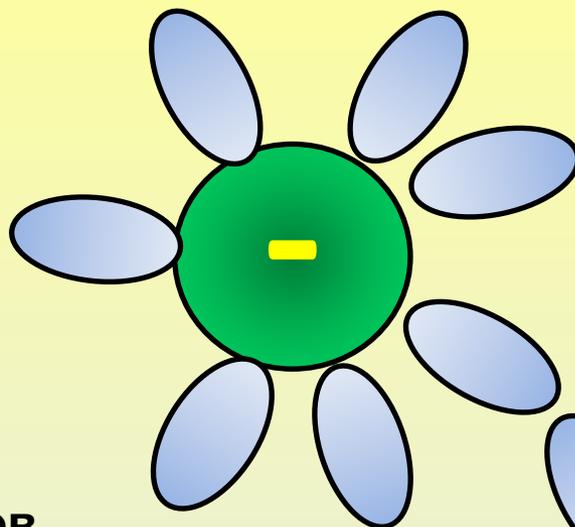
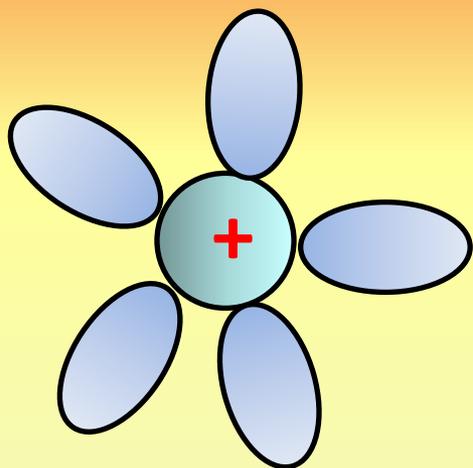
Это ① ориентация диполей воды вокруг молекул кислоты. ② Поляризация – удлинение химической связи между катионом водорода и анионом кислотного остатка под действием диполей воды ③ гидратация – появление свободных ионов в «водяной шубке».



① Ориентировка диполей воды



② Поляризация связи в молекуле кислоты под действием диполей воды

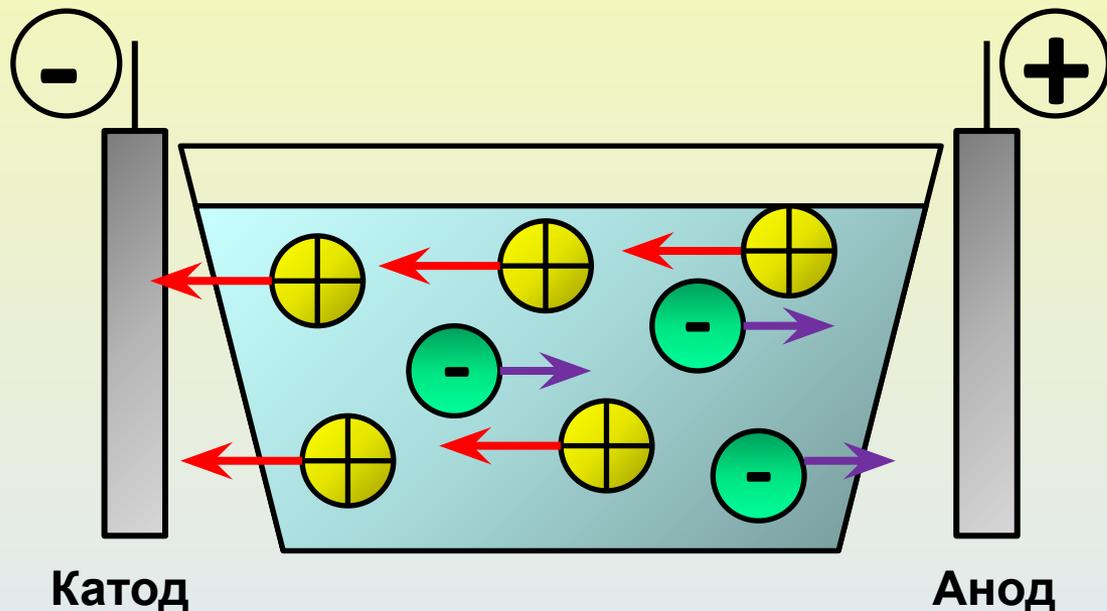
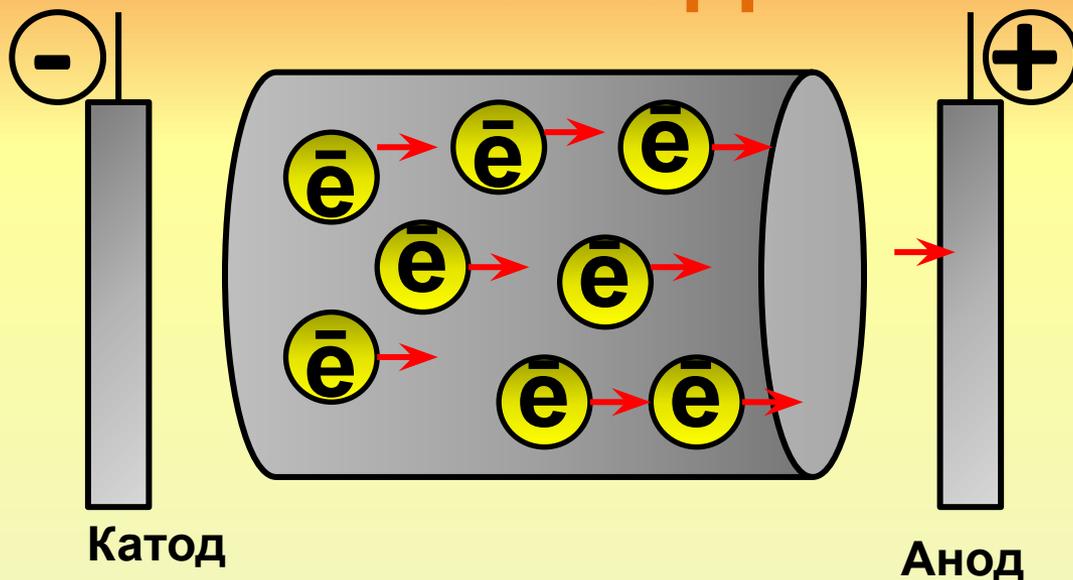


③ Появление свободных гидратированных ионов (катионов водорода и анионов кислотного остатка)



КАКИЕ БЫВАЮТ ПРОВОДНИКИ

Проводники 1-го рода – это металлы. У них проводящая частица – **свободные электроны внешних слоёв**. При подаче внешнего напряжения свободные e^- направлены к аноду, возникает ток.



Проводники 2-го рода – это растворы или расплавы электролитов : солей, кислот, щелочей. Проводящая частица – свободные катионы и анионы. При подаче напряжения «+» катионы идут к «-» катоду, а «-» анионы – к «+» аноду.

Вывод

Ы

- 1) Растворение электролитов в воде – трёхступенчатый процесс, последняя стадия является гидратацией. Каждый из трёх процессов (ориентация диполей воды, разрушение решётки, гидратация в случае солей и щелочей ; ориентация диполей воды, поляризация, гидратация в случае кислот) имеет свой тепловой эффект. □ **Общий тепловой эффект при растворении – это алгебраическая сумма тепловых эффектов всех трёх стадий** □ растворение может быть с повышением t° (как в случае с H_2SO_4), с понижением t° (как в случае с NH_4NO_3), без изменения t° (как в случае с $NaCl$)
- 2) Причиной изменения окраски некоторых веществ при растворении случит то, **что «голый» ион имеет одну окраску, а гидратированный ион (ион в «водяной шубке») иную окраску.** Если растворы охлаждать медленно, то получают кристаллические решётки, где ионы в узлах ещё и связаны с молекулами воды. Такие вещества называются **кристаллогидратами**, кристаллизационная вода показана в химической формуле, её обязательно надо учитывать в математических расчётах! Иногда бывает так, что безводное вещество и кристаллогидрат имеют не только разную окраску, но и название. Например, безводный коричневый сульфат железа (II) $FeSO_4$, **светло-зелёный железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.**
- 3) Причиной распада вещества на ионы (**диссоциации**) являются **2 фактора – либо высокая температура, разрушающая кристаллическую решётку, либо растворитель особого строения, который является диполем и способен или разорвать кристаллическую решётку, или разрушить молекулу с ковалентной полярной связью.**
- 4) Причиной того, что растворы спиртов, углеводов, йода не являются электролитами служит то, **что молекулы воды здесь не способны разорвать молекулы на ионы** □ нет свободных заряженных частиц □ нет условий для возникновения тока.



ПРОВЕРЬ



СЕБЯ-1

1) Растворённый спирт не проводит ток, а поваренная соль в растворе проводит ток, так как...

Вода не разрывает молекулы спирта на ионы, нет свободных заряженных частиц \square раствор спирта изолятор; в случае поваренной соли вода разрушила ионную решётку \square появились свободные ионы и раствор стал способен проводить ток.

2) Твёрдая щёлочь NaOH изолятор, а её раствор проводник, так

как... В кристаллической решётке катионы натрия и гидроксид-анионы прочно связаны \square нет одного из условий возникновения тока, в растворе же вода «освобождает» ионы, поэтому раствор щёлочи является проводником.

3) Жидкий при пониженной t° хлороводород изолятор, а раствор его соляная кислота проводник, так как...

Жидкий хлороводород HCl – это целая молекула, там ионы химически связаны ковалентной полярной связью; при попадании в воду диполи воды разрывают молекулу HCl на отдельные свободные ионы.

4) При растворении веществ в воде бывает разное изменение t° ,

как... Общий тепловой эффект при растворении – алгебраическая сумма тепловых эффектов 3-х стадий процессов, происходящих при растворении, последняя стадия – химическая реакция гидратации. У каждого вещества эти тепловые эффекты разные.

5) Безводный сульфат меди (II) бесцветный, а при растворении получается голубой раствор, так как...

В расплаве или в безводном кристалле «голый» катион Cu^{+2} не имеет окраски, а в растворе, окружённый «водяной шубкой» гидратированный ион приобретает голубую окраску.

6) При гололедице лёд посыпают иногда солью, так как...

Используют в практических целях явление криоскопии. Раствор воды и поваренной соли замерзает при более низких температурах, чем пресный лёд, поэтому так избегают скользких поверхностей.

7) Чтобы овощи или мясо скорее сварились, надо солить уже закипевшую воду, так как...

Используют явление эбулиоскопии – холодный солёный раствор закипает при более высокой t° □ чтобы его довести до кипения, требуется больше энергии и времени, а пресную воду можно вскипятить быстрее.

8) Кристаллы поваренной соли изоляторы, а раствор проводник, так

как в кристаллах ионы Na^+ и Cl^- прочно химически связаны и не способны проводить ток, в водном растворе же ионы освобождаются и способны проводить ток.

9) Вещество состава $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в растворе может быть проводником, так

как это вещество принадлежит к классу оснований и растворимо в воде □ оно является щёлочью и в растворе может быть проводником – электролитом.

10) Жидкий безводный фтороводород при пониженной t° является диполем, так как...

HF имеет одну ось симметрии и ковалентную сильно полярную связь между катионом H^+ и F^- .

11) Растворение спирта в воде «говорит» о том, что молекулы спирта реагируют с молекулами воды, так как...

Исходный объём спирта и воды больше конечного объёма раствора водки □ изменение объёма «говорит» о том, что это признак химического процесса гидратации.



12) Расплав хлорида калия KCl тоже проводник, так как...

Очень высокие температуры тоже могут разрушить кристаллическую решётку и освободить ионы. Идёт так называемая термическая диссоциация.

13) Жидкий безводный аммиак NH_3 при пониженной t° не является диполем, так как...

Хоть в молекуле аммиака ковалентная полярная связь, но молекула имеет форму пирамиды □ в ней несколько осей симметрии и она не может быть диполем.

14) При разбавлении концентрированную серную кислоту приливают к воде, а не наоборот, так как...

Если воду прилить к кислоте, то поверхность кислоты так нагреется, что едкая жидкость выбросится очень высоко и может попасть в лицо и на руки. А при приливании кислоты к воде более тяжёлая кислота просто опустится на дно стакана, произойдёт безопасный разогрев раствора.

Запись диссоциации веществ различных классов



ДИССОЦИАЦИЯ

КИСЛОТ

При международной записи с помощью химических формул диссоциации электролитов существует ряд правил.

 ① **Индексы** в химической формуле, **стоящие при простых ионах**, в записи диссоциации электролита **становятся коэффициентами** и пишутся **перед формулой свободного иона** в растворе или расплаве. «Водяной шубкой» при записи диссоциации пренебрегают.

 ② **Индекс при сложном ионе** (гидроксид-анионе, анионе кислотного остатка) только тогда **делается коэффициентом, когда стоит за скобками в химической формуле!** При записи диссоциации **сложный ион пишется полностью**, а сверху его формулы ставится **общая СТОК**, значение которой надо брать из **таблицы растворимости**.

 ③ Категорически **не забываем писать заряды свободных ионов в растворе!!!**

 ④ Если перед химической формулой иона стоит **ещё коэффициент**, то **«прежний» коэффициент** перед молекулярной формулой и **«новый» коэффициент при диссоциации перемножаем!**

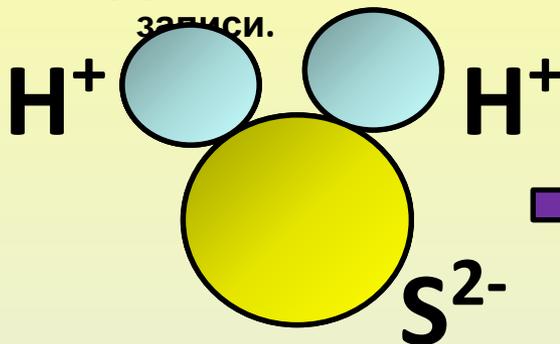
Рассмотрим диссоциацию сероводородной кислоты H_2S .



Индекс при простом ионе \square делается коэффициентом в записи.

2 моль катионов H^+

1 моль сульфид-анионов S^{2-}



Диссоциация

Из 1 молекулы H_2S получился 1 свободный анион S^{2-} .

Примечание: у связанных ионов в решётке знак заряда пишем перед цифрой, а у свободного иона в растворе знак заряда пишем после его значения!

Из 1 молекулы H_2S получились 2 свободных катиона H^+ .

Рассмотрим диссоциацию 3 молей сероводородной кислоты H_2S .



$3 \cdot 2 = 6$ молей катионов H^+

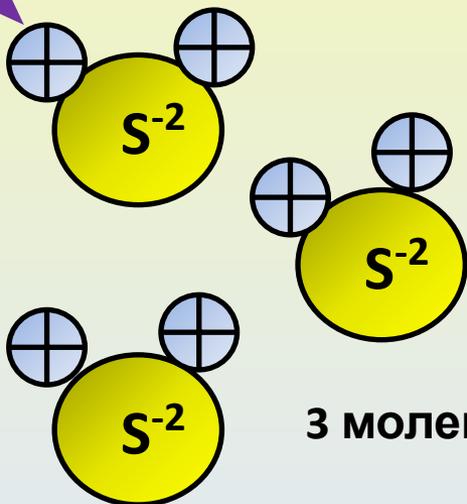
$3 \cdot 1 = 3$ моля сульфид-анионов S^{2-}

Коэффициент при молекулярной формуле, служит своеобразным общим множителем при записи химического уравнения

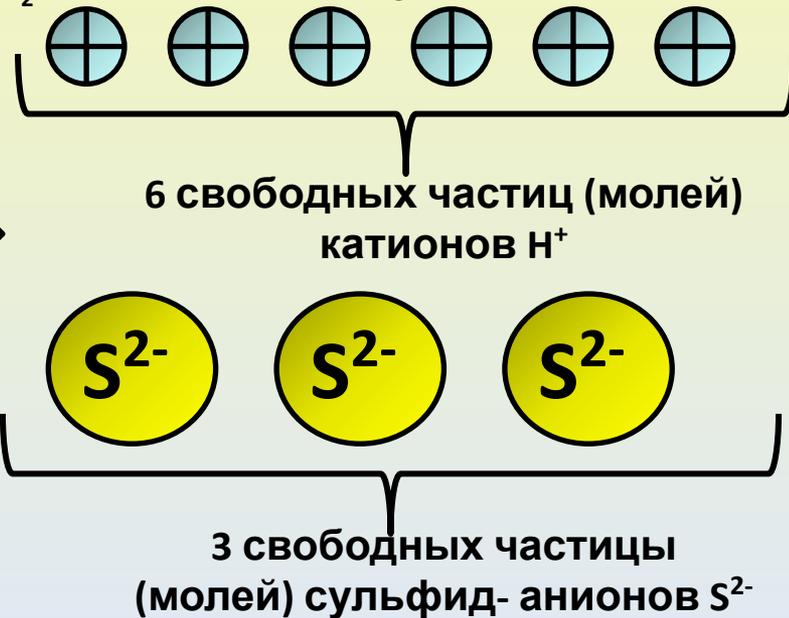
Индекс при простом ионе \square делается коэффициентом в записи.

Взаимосвязи понятия «молекула» и «моль» идентичны, поэтому рассмотрим диссоциацию 3 молей H_2S на моделях молекул:

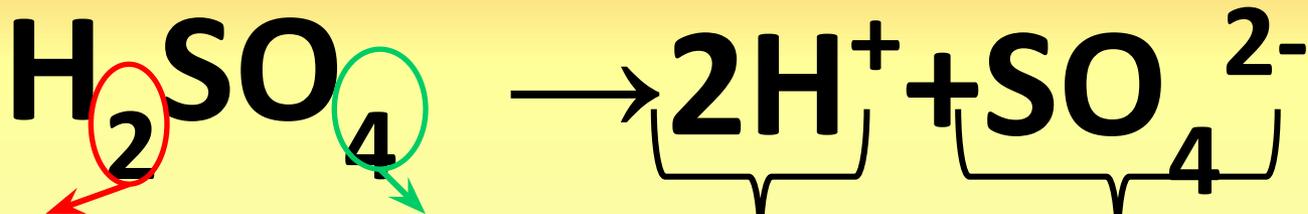
Катион H^+



Диссоциация



Рассмотрим диссоциацию серной кислоты H_2SO_4 .

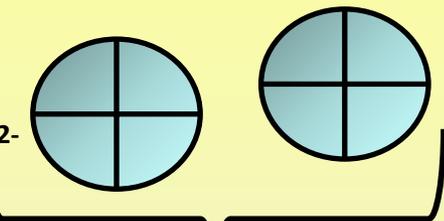


Индекс при простом ионе \square делается коэффициентом в записи.

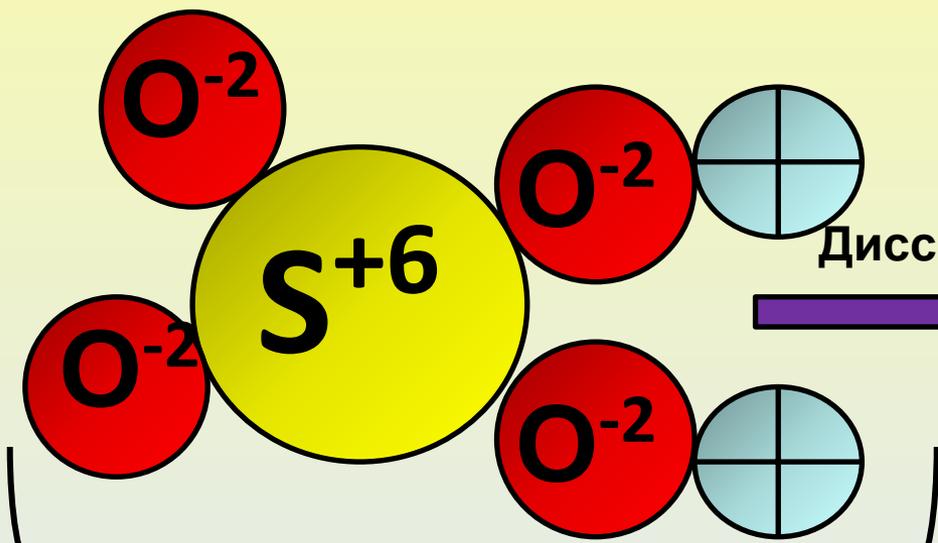
При сложном ионе – сульфат-анионе \square коэффициент не делается, ион пишется полностью

2 моль катионов H^+

1 моль сульфат-анионов SO_4^{2-}

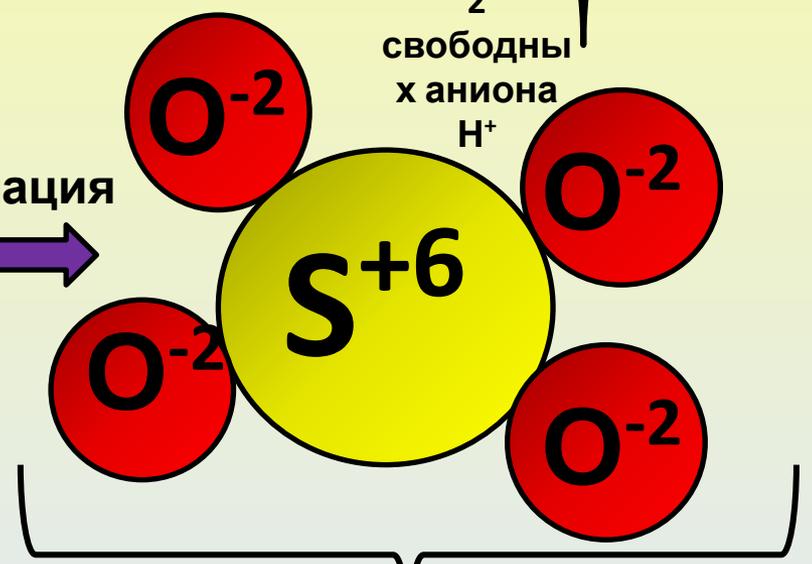


2 свободных аниона H^+



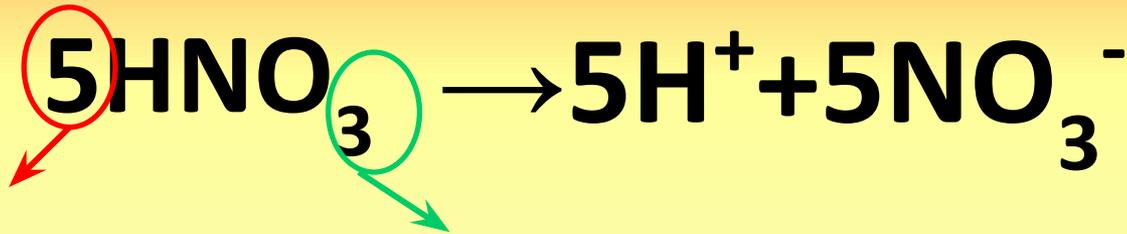
Целая молекула серной кислоты

Диссоциация



Целая частица – сложный сульфат-анион SO_4^{2-}

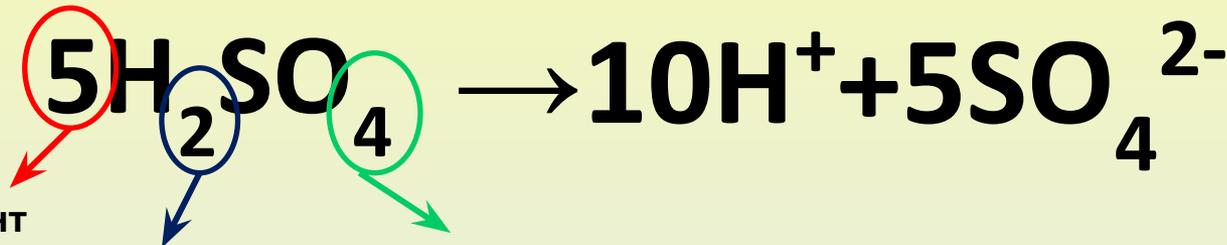
Рассмотрим диссоциацию 5 молей азотной кислоты HNO_3 .



Коэффициент
перед формулой
будет
«множителем»

Этот индекс при
сложном ионе
он не будет
коэффициентом,
с «5» не
перемножается!

Рассмотрим диссоциацию 5 молей серной кислоты H_2SO_4 .



Коэффициент
перед формулой
будет
«множителем»

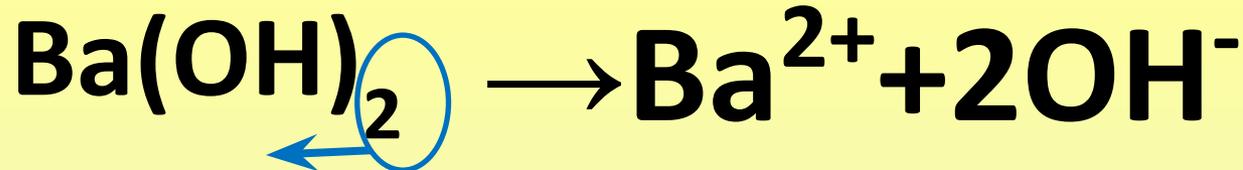
Индекс при
простом ионе
 будет
коэффициентом
при
диссоциации и
перемножится
с «5»

Этот индекс при
сложном ионе
он не будет
коэффициентом,
с «5» не
перемножается!

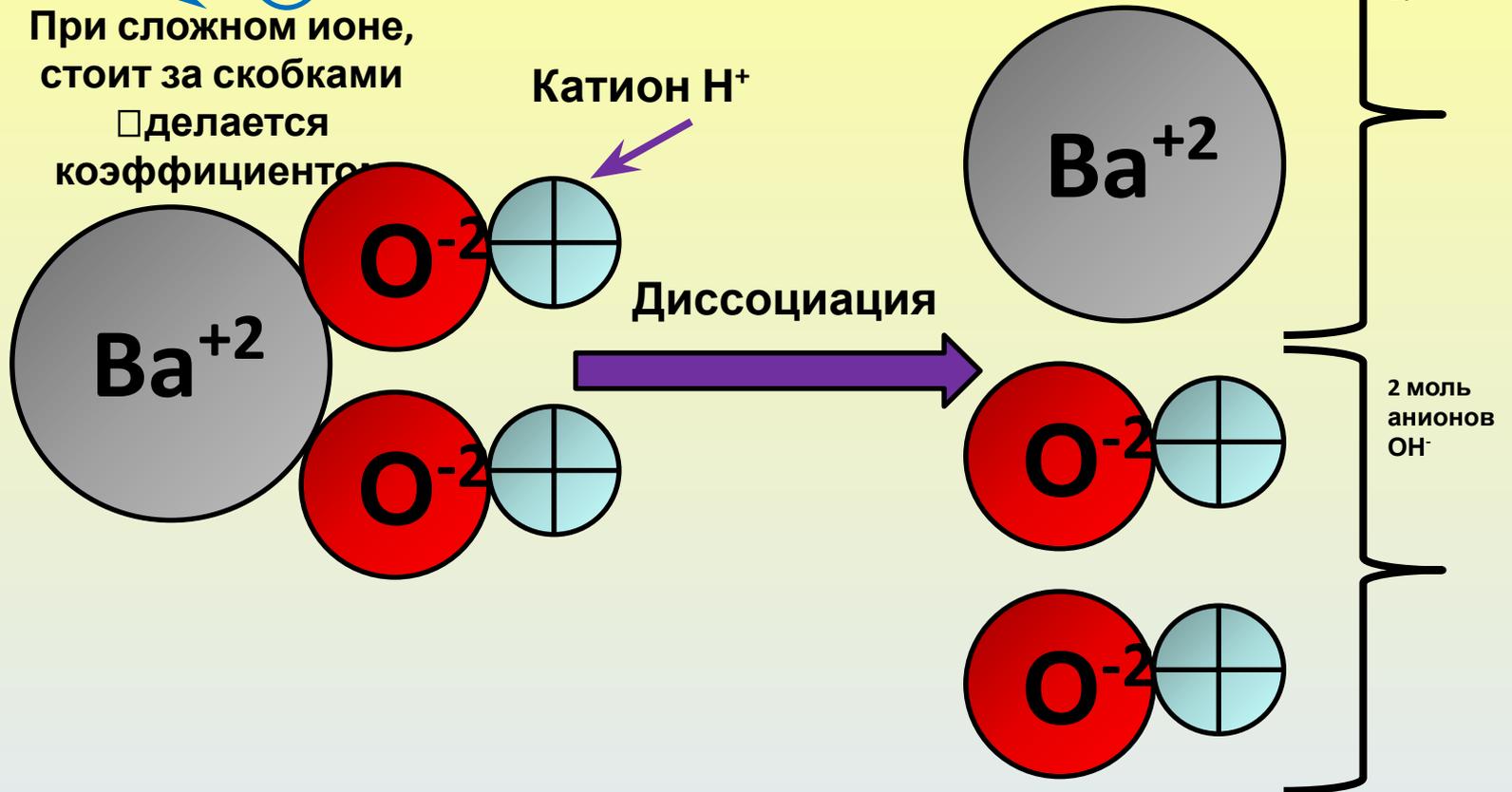
ДИССОЦИАЦИЯ

Рассмотрим диссоциацию гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

ЩЕЛОЧЕЙ



При сложном ионе,
стоит за скобками
□ делается
коэффициент



Рассмотрим диссоциацию 3 молей гидроксида натрия
NaOH.



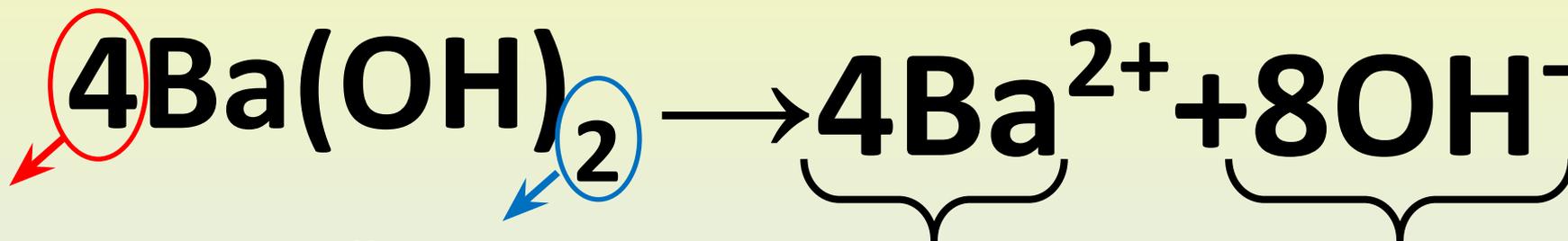
Коэффициент
перед
формулой,
является
«множителем»

Гидроксид-анион при
диссоциации пишется
полностью с учётом общего
заряда и «множителя» -
коэффициента

3 моль свободных
ионов Na^+

3 моль свободных
гидроксид-анионов
 OH^-

Рассмотрим диссоциацию 4 молей гидроксида бария
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$.



Коэффициент-
множитель

Индекс при сложном ионе за
скобкой \square делается при
диссоциации
коэффициентом при ионе и
перемножается с исходным
коэффициентом перед
формулой

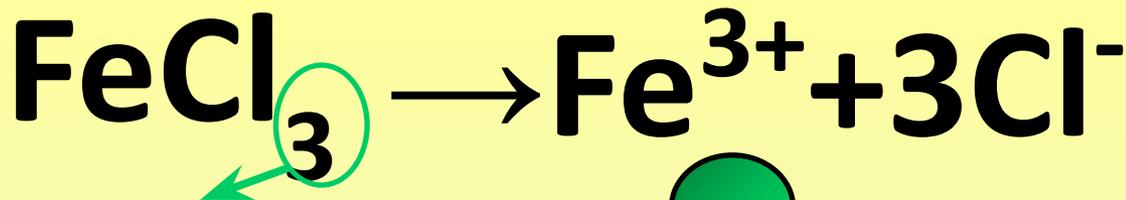
4 моль свободных
катионов Ba^{2+}

8 моль свободных
гидроксид-
анионов OH^-

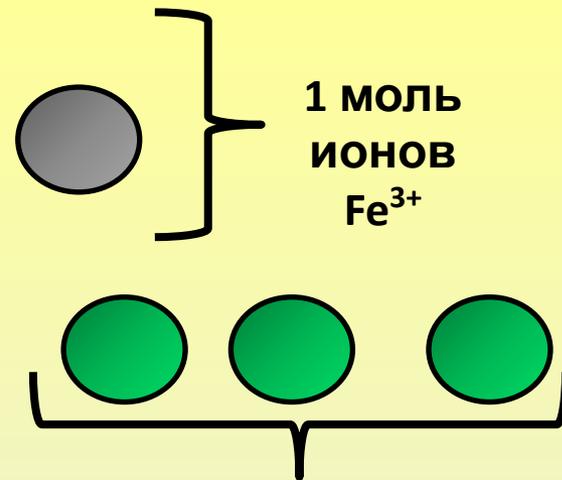
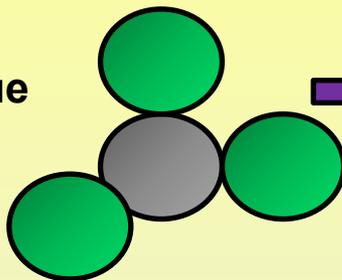
ДИССОЦИАЦИЯ

СОЛЕЙ

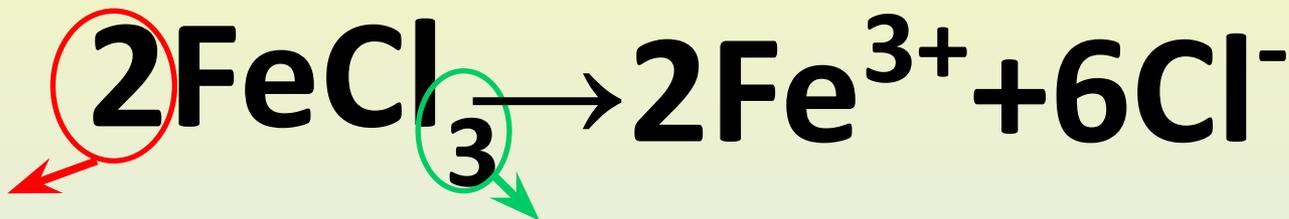
Рассмотрим диссоциацию хлорида железа (III) – соли бескислородной кислоты



Индекс при простом ионе
□ делается
коэффициентом при
диссоциации



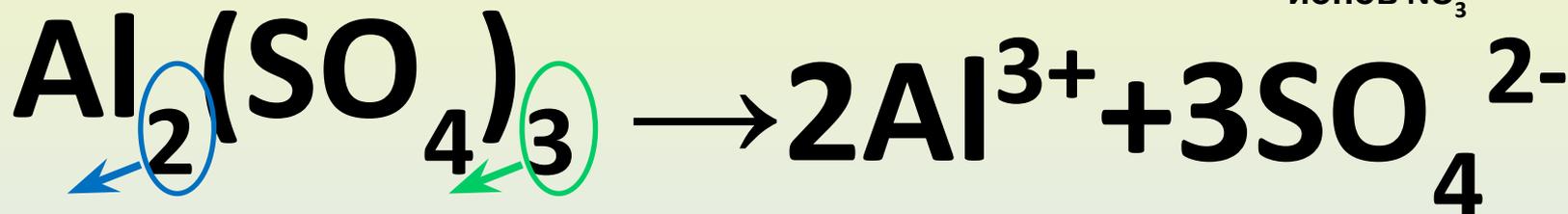
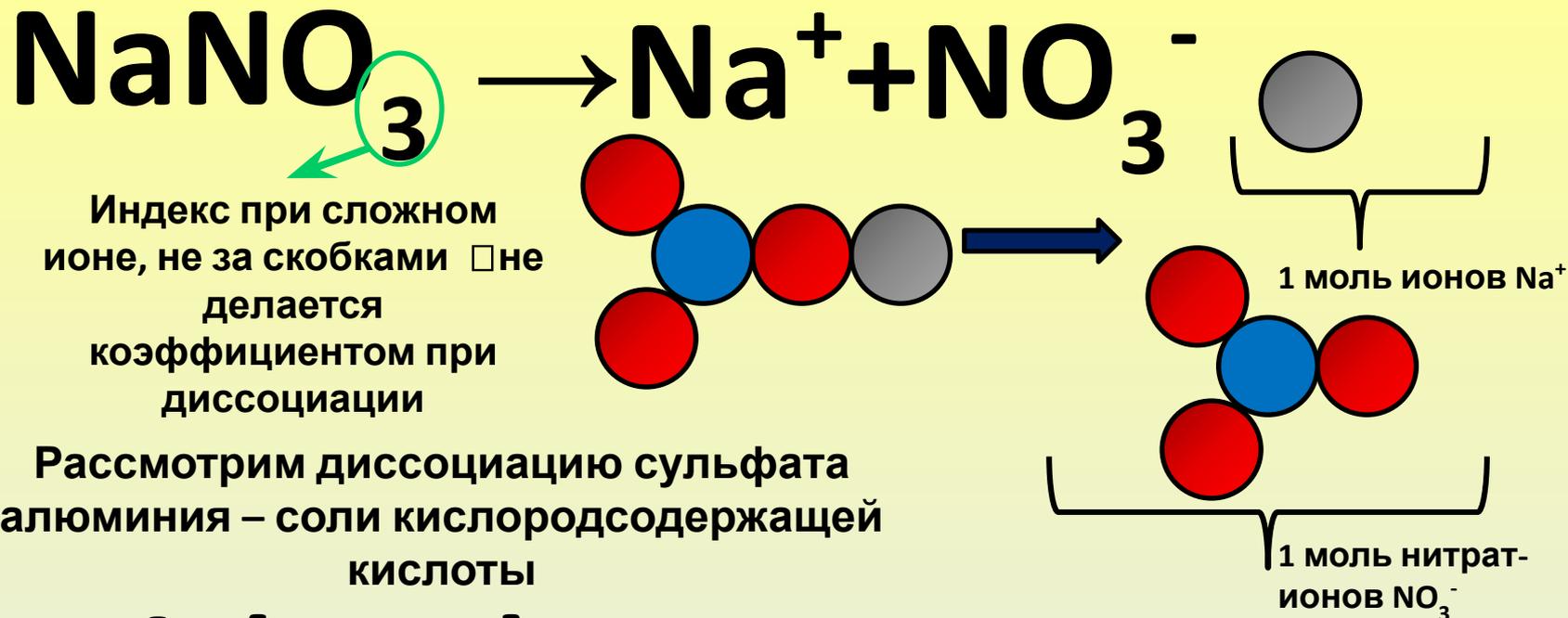
Рассмотрим диссоциацию 2 молей хлорида железа (III)



Исходный
«множитель»

Индекс при простом ионе
□ делается коэффициентом
при диссоциации и
перемножается с
первоначальным
коэффициентом перед
формулой.

Рассмотрим диссоциацию нитрата натрия – соли
кислородсодержащей кислоты



Индекс при простом ионе делается коэффициентом при диссоциации

Индекс при сложном ионе за скобкой делается коэффициентом при диссоциации

Выводы (классы веществ в свете ТЭД)

- 1) **Кислотами** называются электролиты, которые при диссоциации распадаются на катионы H^+ и анионы кислотных остатков. □ Раз у кислот одинаковые катионы, то одинаковые некоторые свойства: кислый вкус и соответствующая окраска индикаторов (лакмус красный, метилоранж розовый, фенолфталеин бесцветный).
- 2) **Основаниями** называются электролиты, которые при диссоциации распадаются на катионы металлов $^{+x}$ и гидроксид-анионы . □ Раз у оснований-щелочей одинаковые анионы, то одинаковые некоторые свойства: едкость, «мылкость» на ощупь и соответствующая окраска индикаторов (лакмус синий, метилоранж жёлтый, фенолфталеин малиновый).
- 3) **Средними солями** называются электролиты, которые при диссоциации распадаются на катионы металлов $^{+x}$ и анионы кислотных остатков, простые или сложные .



ПРОВЕРЬ



УПРАЖНЕНИЕ №1 НАПИШИ ДИССОЦИАЦИЮ

СЕБЯ 2

ВЕЩЕСТВ

1) Напиши диссоциацию 3 молей азотной

Азотная кислота- кислородсодержащая \square распадётся на катион(ы) водорода и сложный анион кислотного остатка $3\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^-$

2) Напиши диссоциацию 2 молей плавиковой

Плавиковая кислота- бескислородная \square распадётся на катион(ы) водорода и простой анион кислотного остатка $2\text{HF} \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{F}^-$

3) Напиши диссоциацию 5 молей нитрата

Нитрат алюминия – соль кислородсодержащей кислоты \square распадётся на катион(ы) металла и сложные анионы кислотного остатка $5\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow 5$

$\text{Al}^{3+} + 5\text{NO}_3^-$

4) Напиши диссоциацию 4 молей гидроксида

Гидроксид лития – щёлочь \square распадётся на катион металла и сложные анионы гидроксид-анионы $4\text{LiOH} \rightarrow 4\text{Li}^+ + 4\text{OH}^-$

5) Напиши диссоциацию 5 молей фосфата

Фосфат калия– соль кислородсодержащей кислоты \square распадётся на катион (ы) металла и сложные анионы кислотного остатка $5\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow 15\text{K}^+ + 5\text{PO}_4^{3-}$

6) Напиши диссоциацию 2 молей серной

Серная кислота- кислородсодержащая \square распадётся на катион(ы) водорода и сложный анион кислотного остатка $2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-}$

УПРАЖНЕНИЕ №2 «ОБЪЯСНЯЛКИ».



№1 При разбавлении раствор слабой уксусной кислоты начинает проводить ток лучше, так как...

при растворении степень диссоциации слабого электролита возрастает электропроводность улучшается.

№2 В растворе поваренной соли лампочка сияет ярко, а при добавлении новых порций хлорида натрия в раствор лампочка сияет тусклее, а показания амперметра падают, так как...

при значительном увеличении концентрации растворённого сильного электролита идёт обратный процесс

– ассоциация, то есть объединение снова ионов в решётку степень диссоциации и проводимость уменьшаются.

№3 Все щелочи одинаково окрашивают фенолфталеин в малиновый цвет, так как...

при диссоциации всех щелочей появляется общий ион – гидроксид-анион, он-то и окрашивает индикатор фенолфталеин в малиновый цвет.

№4 Кислоты кислые на вкус, так как...

наш язык способен почувствовать присутствие катионов H^+ (протонов), которые появляются при диссоциации всех кислот.

№5 У гидроксида бария сразу отщепляются 2 гидроксид-аниона, так как...

Гидроксид бария $Ba(OH)_2$ –щёлочь сильный электролит и у него при диссоциации сразу отщепляются 2 гидроксид аниона OH^-

№6 При диссоциации нитрата алюминия получается больше нитрат-анионов, чем при диссоциации нитрата кальция, так как...

Нитрат алюминия имеет состав $Al(NO_3)_3$ при диссоциации будут 3 моля нитрат-анионов, а нитрат кальция имеет формулу $Ca(NO_3)_2$ при диссоциации будут только 2 моля нитрат-анионов.

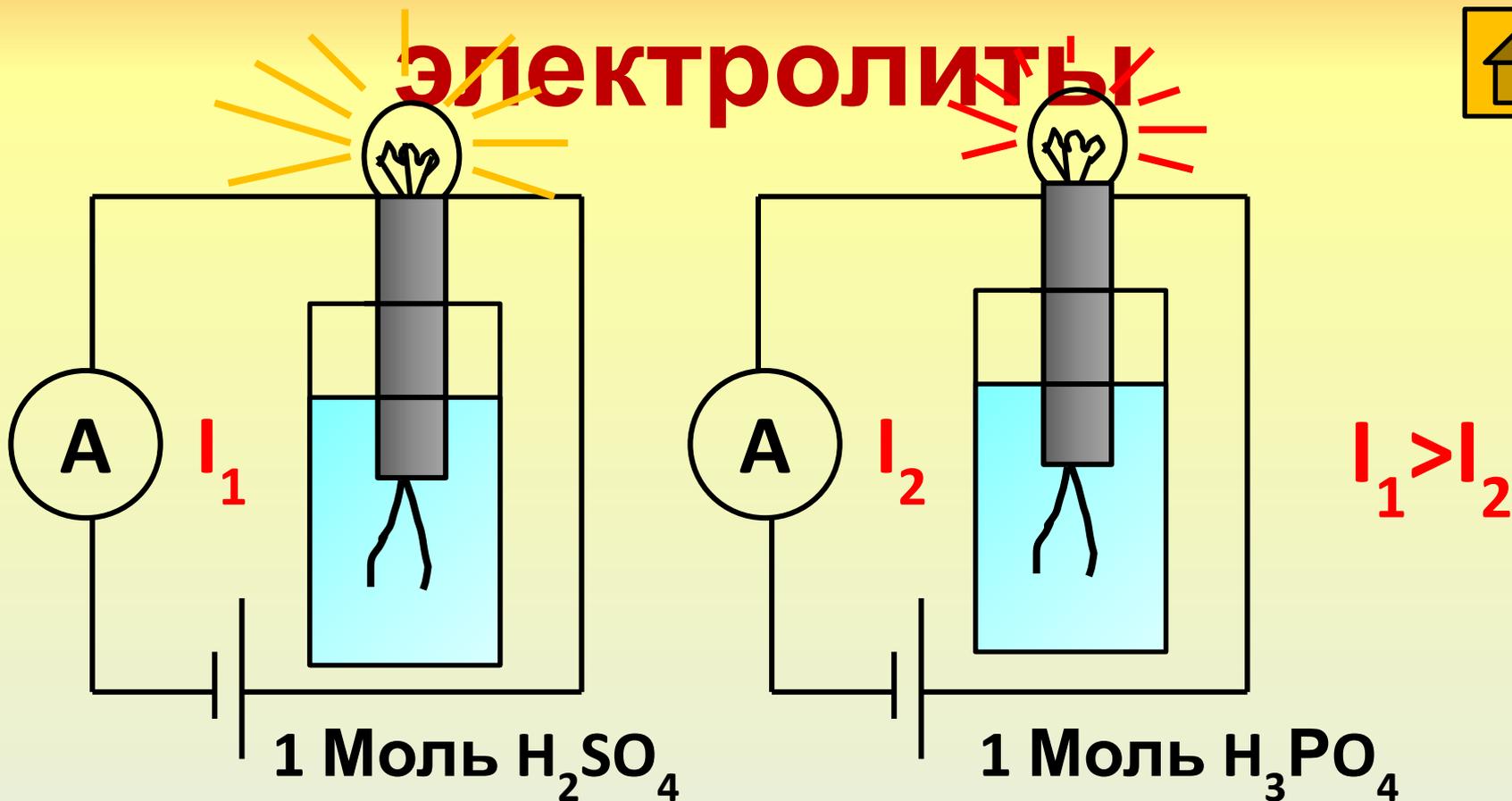
№7 Раствор в 1 моль серной кислоты более кислый, чем раствор в 1 моль соляной кислоты, так как...

При диссоциации серной кислоты H_2SO_4 будут 2 моля протонов, а при диссоциации такого же количества молекул соляной кислоты HCl только 1 моль протонов одномолярный раствор

№8 При записи диссоциации соли фосфата натрия первый индекс делается коэффициентом, а второй нет, так как...

Так как в соли Na_3PO_4 индекс «3» при простом ионе он делается коэффициентом при диссоциации, в знак того, что катионы Na^+ освободились. А индекс «4» при сложном анионе-кислотном остатке, который не распадается при диссоциации.

Сильные и слабые электролиты



Давайте зададимся вопросом: электролиты проводят ток одинаково или по-разному, в зависимости от своего состава? Рассмотрим опыт. В замкнутую электрическую цепь включены амперметр, лампочка, опущенная в токопроводящую среду – раствор электролита-кислоты. У растворов одинаковое число частиц, равное числу Авогадро – $6 \cdot 10^{23}$. На иллюстрации видно, что лампочка горит ярче и показания амперметра выше в случае с серной кислотой по сравнению с фосфорной кислотой. Почему?

Из курса физики понятно, что сила тока пропорциональна числу заряженных частиц \square можно сделать вывод, что изначально-то число молекул обеих кислот было одинаковым, а вот при растворении в воде число ионов стало неодинаковым, с случае с серной кислотой ионов больше \square лампочка сияет ярче и

Вывод

1) Сила электролита **не зависит от его химической активности и растворимости в воде**, а зависит от **числа распавшихся на ионы молекул**, т.е от

э) **Сильные электролиты** распадаются на ионы полностью, сразу, необратимо в разбавленном

р) **Слабые электролиты** распадаются на ионы не полностью, ступенчато, обратимо в разбавленном растворе.

4) Есть сильные и слабые кислоты и основания. Их сила зависит от особенностей строения, их проходят в старших классах.

5) Все растворимые соли – сильные электролиты

Важной характеристикой силы электролита является степень диссоциации, которая обозначается греческой буквой α . **Степень диссоциации** – это отношение числа распавшихся частиц к общему числу частиц, которое легко посчитать через моли.

$\alpha = \frac{\text{число распавшихся частиц}}{\text{общее число}}$

молекул

У сильных электролитов $\alpha \rightarrow 1$ (100%), у слабых она мала. Электролитами средней силы мы пока «пренебрегаем», условно считаем, что не сильный электролит, тот слабый.

Степень диссоциации может меняться в зависимости от концентрации раствора. При разбавлении слабого электролита его $\alpha \uparrow$. При выпаривании воды и увеличении концентрации электролита α наоборот \downarrow , так как идёт обратный процесс- ассоциация.

Ассоциация – процесс связывания ионов обратно в молекулы или кристаллические решётки. Происходит под действием либо понижения температуры расплава и его дальнейшей кристаллизации, либо при выпаривании полярного растворителя.

ДИССОЦИАЦИЯ СИЛЬНЫХ

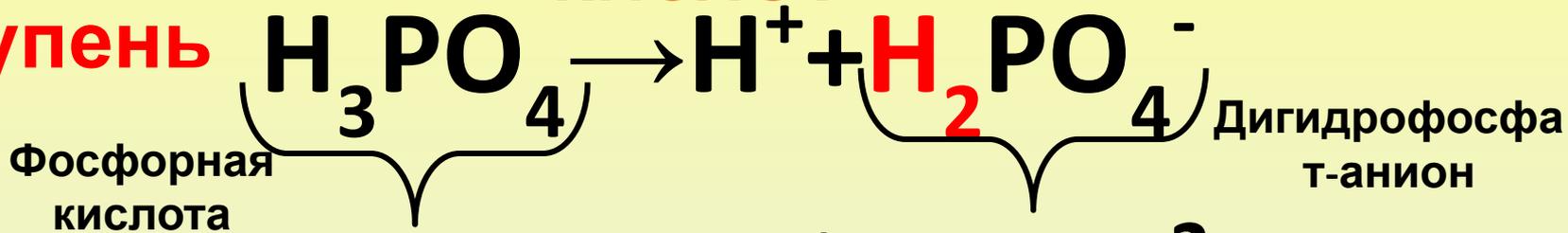
КИСЛОТ



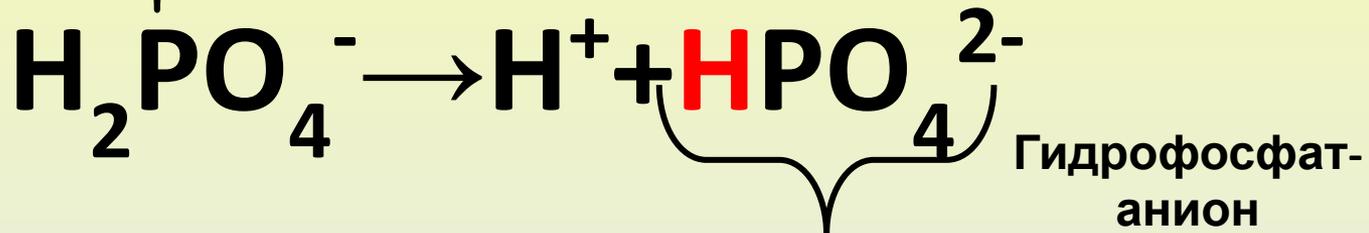
ДИССОЦИАЦИЯ (СТУПЕНЧАТАЯ) СЛАБЫХ

КИСЛОТ

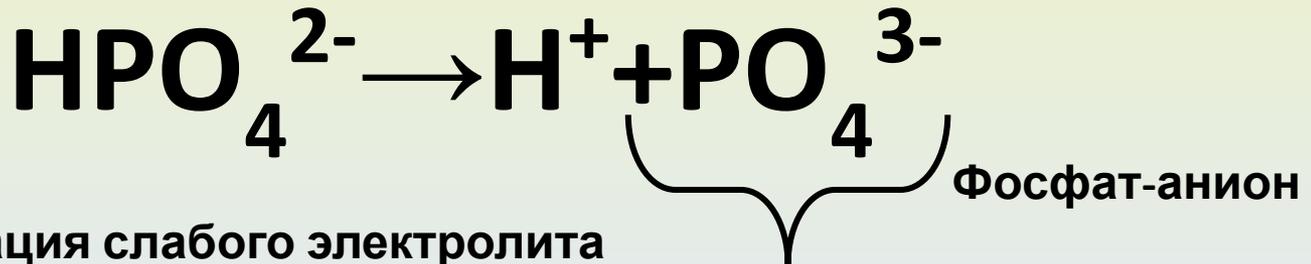
1 ступень



2 ступень



3 ступень



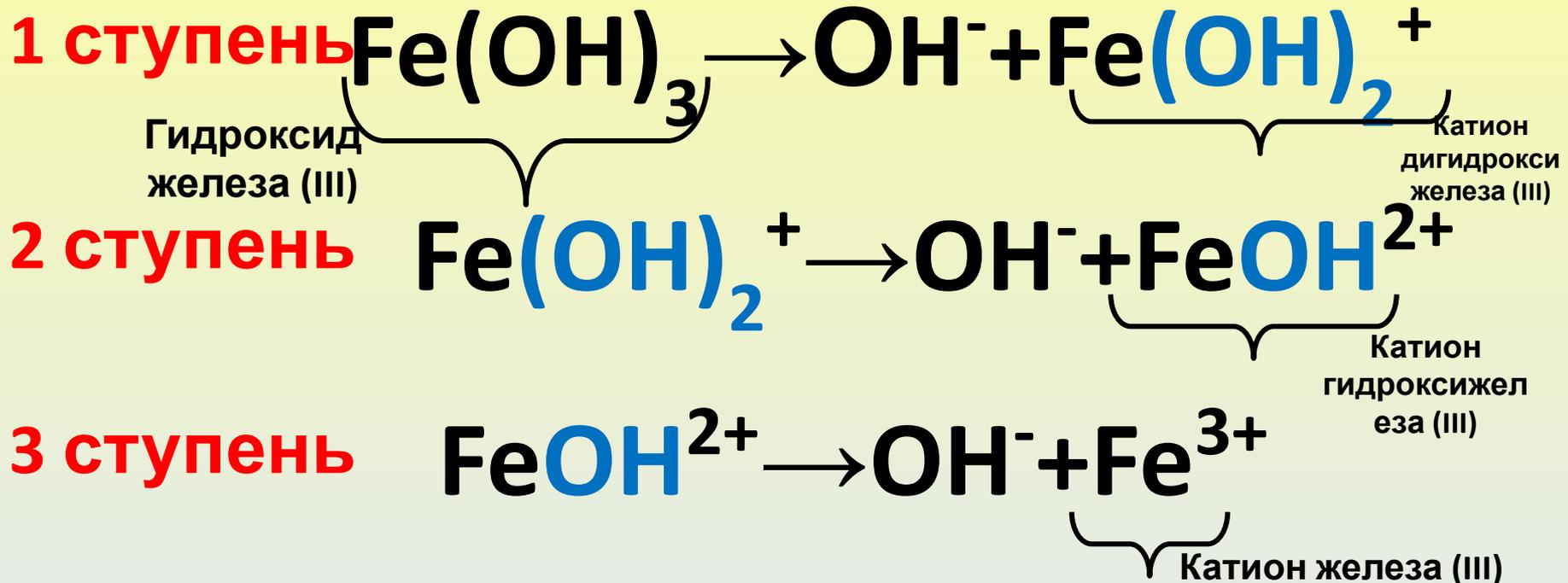
Запомни: диссоциация слабого электролита легче всего идёт по первой ступени. У слабой кислоты поочерёдно отщепляются катионы

H^+ (протоны)

ДИССОЦИАЦИЯ СИЛЬНЫХ ОСНОВАНИЙ



ДИССОЦИАЦИЯ (СТУПЕНЧАТАЯ) СЛАБЫХ ОСНОВАНИЙ (МАЛОРАСТВОРИМЫХ)



У слабого основания поочерёдно отщепляются анионы OH^- (гидроксид-анионы).

Сильные и слабые

электролиты

1) **Сильные кислоты**: H_2SO_4 -серная, HNO_3 -азотная HCl -хлороводородная (соляная), HBr -бромоводородная, HI -йодоводородная, HClO_4 -хлорная.

2) **Слабые кислоты**: H_2S -сероводородная, HF -фтороводородная (плавиковая), H_2SO_3 -сернистая, HNO_2 -азотистая, H_3PO_4 -фосфорная, H_3PO_3 -фосфористая, H_2CO_3 -угольная, H_2SiO_3 -кремниевая (нерастворимая).

3) **Сильные основания-щёлочи** : LiOH -гидроксид лития, NaOH - гидроксид натрия(едкий натр), KOH -гидроксид калия (едкое кали), Ca(OH)_2 -гидроксид кальция (щёлочь только в разбавленном растворе, называется известковая вода), Ba(OH)_2 -гидроксид бария (едкий барит).

2) **Слабые основания – все малорастворимые**: Fe(OH)_2 -гидроксид железа(II), Fe(OH)_3 -гидроксид железа(III), Cu(OH)_2 - гидроксид меди(II), Cr(OH)_2 - гидроксид хрома(II), Cr(OH)_3 - гидроксид хрома(III), Zn(OH)_2 - гидроксид цинка, Al(OH)_3 - гидроксид алюминия, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - гидроксид аммония (материал 9 класса)



ПРОВЕРЬ



УПРАЖНЕНИЕ 1 «ЧЕТВЁРТЫЙ

СЕБЯ»-3

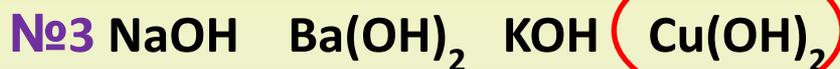
Выберите из 4-х предложенных формул формулу того вещества, которое выпадает из общего ряда. В помощь вам презентация, прошлые знания и жизненный опыт.



Лишнее вещество HBr, так как это кислота, а остальные вещества – соли.



Лишнее вещество FeCl₃, так как это соль, а остальные вещества – кислоты.



Лишнее вещество Cu(OH)₂, так как это нерастворимое основание, а остальные вещества – растворимые щёлочи.



Лишнее вещество N₂, так как это простое вещество, неэлектролит, а остальные вещества – сложные, их растворы электролиты.



Лишнее вещество HNO₂, так как это слабый электролит, а остальные вещества – сильные электролиты.



Лишнее вещество KOH, так как это щёлочь, а остальные вещества – нерастворимые основания.



Лишнее вещество AgBr, так как это нерастворимая соль, а остальные вещества – растворимые соли.



Лишнее вещество S, так как это неметалл, изолятор, а остальные вещества – металлы, проводники.

УПРАЖНЕНИЕ 2 «ВЫБЕРИ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ»

№1 Где в растворах будет гореть лампочка: $C_{12}H_{22}O_{11}$ C_2H_5OH $NaOH$

$NaOH$ - щёлочь электролит, прочие вещества (соответственно сахароза, спирт, кислород) неэлектролиты

№2 Где лампочка горит ярче всего: H_2SO_4 C_2H_5OH $Cu(OH)_2$ H_2SO_3

Серная кислота – сильный электролит в растворе много заряженных частиц, спирт неэлектролит, $Cu(OH)_2$ – малорастворимое вещество, сернистая кислота слабый

№3 В одномольном растворе больше H^+ : H_3PO_4 H_2SiO_3 NH_3 H_2SO_4

Серная кислота – сильный электролит в растворе много протонов, целых 2 моля, нерастворимая H_2SiO_3 неэлектролит, аммиак – не даёт протонов при диссоциации, у фосфорной кислоты H_3PO_4 имеет 3 протона в формуле, но она слабый электролит, не все протоны пойдут в раствор.

№4 Где в растворе будет синий лакмус: $C_{12}H_{22}O_{11}$ $Ba(OH)_2$ $Fe(OH)_2$ N_2

Гидроксид бария – щёлочь индикатор лакмус в щелочной среде будет синий. Соответственно сахароза неэлектролит, гидроксид железа (II) нерастворимое основание, азот – неэлектролит.

№5 Где в растворах в 1 моль будет больше катионов: $CaCl_2$ $Al_2(SO_4)_3$ Na_3PO_4 KOH

Здесь все соли – растворимые. Будет больше всего катионов у того соединения, где их больше в химической формуле, где больше химический индекс при катионе.

УПРАЖНЕНИЕ 3

№1 Сероводородная кислота диссоциирует ступенчато,

«ОБЪЯСНЯЛКИ»

так как...

Она слабый электролит, и протоны от её молекулы отрываются поочередно.

№2 В растворе фосфорной кислоты больше всего анионов H_2PO_4^- ,

так как...

Фосфорная кислота слабый электролит, его диссоциация лучше всего идёт по первой ступени, в результате получаются дигидрофосфат-анионы H_2PO_4^- .

№3 Малорастворимый гидроксид кальция сильным электролит,

так как...

На самом деле сила электролита не зависит от его растворимости. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ малорастворим, но та небольшая доля молекул, какие попали в раствор, сразу же полностью распадается на ионы \square разбавленный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ щёлочь, известковая вода.

№4 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в растворе фенолфталеина бесцветный, а $\text{Ba}(\text{OH})_2$ малиновый так

как...

Гидроксид железа (III) нерастворимое в воде основание \square фенолфталеин в водной среде бесцветный, а гидроксид бария – щёлочь, получившиеся при диссоциации гидроксид-анионы окрашивают индикатор в малиновый цвет.

№5 Одномолярный раствор азотной кислоты более кислый, чем одномолярный раствор азотистой кислоты так как...

Азотная HNO_3 и азотистая HNO_2 кислоты могут при диссоциации давать по одному протону, но азотная кислота сильная и целиком распадается на ионы, а азотистая слабая, там не все молекулы распадутся на протоны и нитрит-анионы.

№6 В растворе фосфорной кислоты меньше всего фосфат-анионов, так как...

Фосфорная кислота слабая трёхосновная (3 водорода в химической формуле) \square её диссоциация идёт по трём ступеням. Фосфат-ионы получаются при диссоциации по последней третьей ступени, которая идёт хуже всего.

№7 При диссоциации 1 моля плавиковой кислоты не получается 1 моль фторид-анионов, так как...



Плавиковая кислота HF слабая, не все молекулы распадутся на протоны и фторид-анионы.

Написание ионных уравнений



①

Сначала надо составить молекулярное уравнение реакции обмена, составить формулы продуктов, потом, разумеется, поставить коэффициенты! (О том, как это сделать, смотри мою памятку «Составление уравнений по литературным формулировкам»).



②

Потом надо поставить под химическими формулами символы «Н»-нерастворимое вещество, «Р»-растворимый электролит, «газ»-если получается газообразный продукт и «слабый электролит»- если в ходе реакции получается вода.



③

Затем ниже создаём полное ионное уравнение: растворимые электролиты независимо от того, сильные они или слабые, пишем сразу распавшимися на ионы с учётом множителя-коэффициента, не забываем писать заряды свободных ионов в растворе, формулы же нерастворимых веществ, оксидов, газов, воды в ионном



④

уравнении пишем полностью, ведь они не распадаются на ионы! После написания полного ионного уравнения зачёркиваем легонько ионы, одинаковые в левых и правых частях уравнения. Такое действие «говорит» о том, что эти ионы «формально» присутствуют в растворе, но в акте обмена не участвуют.



⑤

Наконец создаём третью запись - краткое ионное уравнение, его пишем в «сокращённых» слева и справа одинаковых ионов. Краткое ионное уравнение показывает, какие же частицы реально способствовали протеканию реакции обмена.



⑥

И напоследок запомни: если в левой и правой частях полного ионного уравнения ничего не сокращается, то так иногда хоть и редко, но бывает. Если же все сократилось, то либо реакция обмена невозможна, либо где-то при записи была



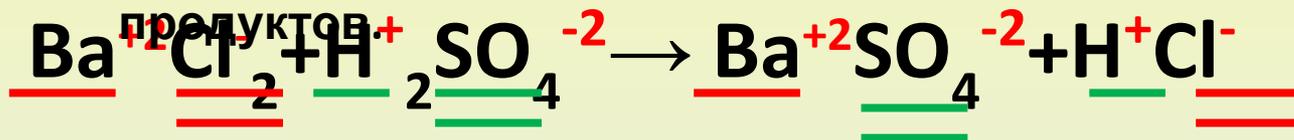
ИОННЫЕ РЕАКЦИИ С ВЫПАДЕНИЕМ ОСАДКА ↓ - ПЕРВОЕ УСЛОВИЕ ПРОТЕКАНИЯ

РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА

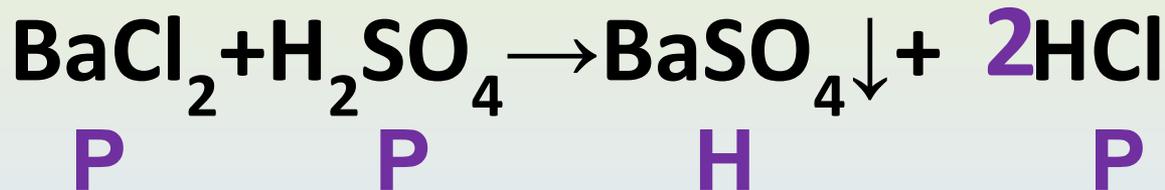
Рассмотрим несколько вариантов составления молекулярных, полных и кратких ионных уравнений с подробным разбором и анимацией.

№1 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия хлорида бария и серной кислоты.

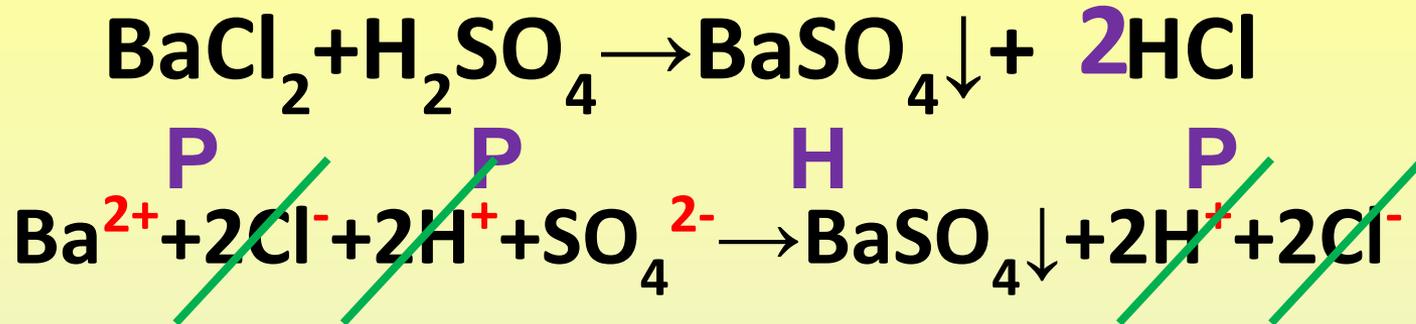
Действие первое. Для начала составим формулы реагентов. Хлорид бария – это соль, бинарное вещество. Ты можешь использовать памятки-презентации «Бинарные вещества» и «Составление формул солей». **Действие второе.** При написании формул продуктов перекомбинируем катионы и анионы, выведем их формулы с учётом зарядов. **ПОМНИ: ПРИ СОСТАВЛЕНИИ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ФОРМУЛ ПРОДУКТОВ ПИСАТЬ В ЧИСТОВИКЕ ЗАРЯДЫ СВЯЗАННЫХ ИОНОВ НЕОБЯЗАТЕЛЬНО, ЭТО ДЕЙСТВИЕ НЕОБХОДИМО ЛИЧНО ТЕБЕ «ДЛЯ САМООРГАНИЗАЦИИ», ЧТОБЫ ВЫВЕСТИ ФОРМУЛЫ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ПРОДУКТОВ.** Составляем химический переход, пишем формулы реагентов и



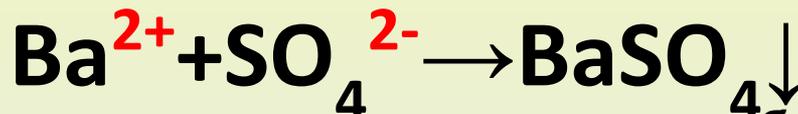
Составляем химическое уравнение, пишем что растворимо, а что нет. Осадок можно пометить символом ↓



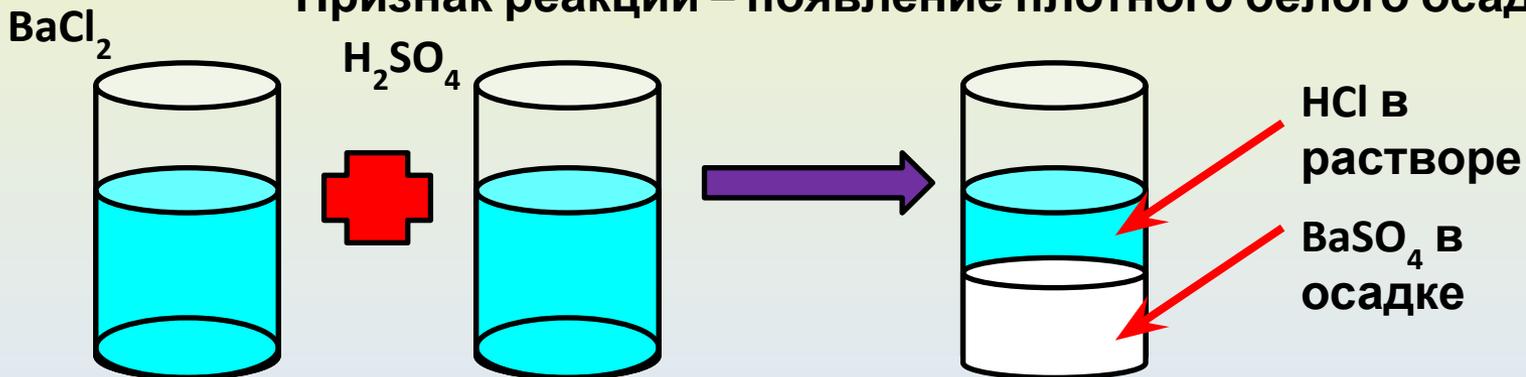
Действие третье. Теперь напишем полное ионное уравнение, не забываем учитывать, что растворимо, а что нет, что надо разлагать на ионы с учётом множителя-коэффициента, а что нет, **ГЛАВНОЕ – НЕ ЗАБЫВАТЬ ПИСАТЬ ЗАРЯДЫ СВОБОДНЫХ ИОНОВ В РАСТВОРЕ, ЕСЛИ ЭТОГО НЕ СДЕЛАТЬ, ТО ЗАПИСЬ БУДЕТ БЕССМЫСЛЕННОЙ, А ЭТО ГРУБЕЙШАЯ ОШИБКА!**



Действие четвёртое. «Сократим» одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения, ниже напишем краткое ионное уравнение.

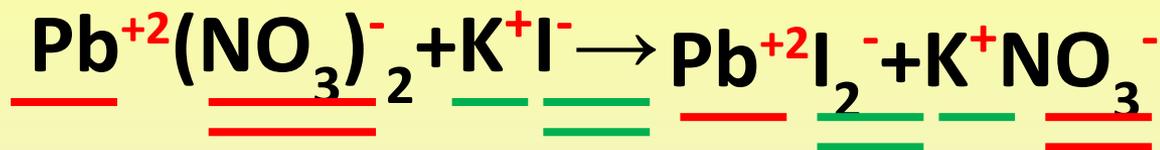


Признак реакции – появление плотного белого осадка

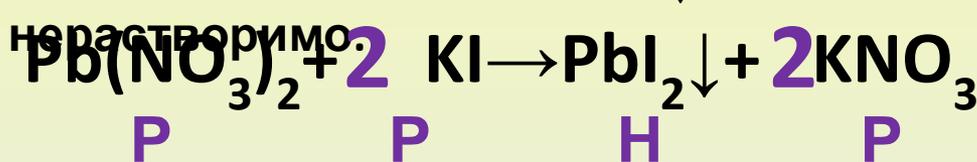


№2 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия нитрата свинца (II) и йодида калия.

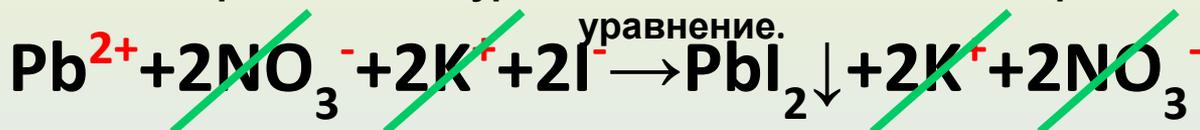
Действие первое. Для начала составим формулы реагентов. Оба реагента – это соли, йодид калия – ещё бинарное вещество. Ты можешь использовать памятки-презентации «Бинарные вещества», «Составление формул солей», текстовый документ «Составление химических уравнений по литературным формулировкам». **Действие второе.** При написании формул продуктов перекомбинируем катионы и анионы, выведем их формулы с учётом зарядов. Составляем химический переход, пишем формулы реагентов и продуктов.



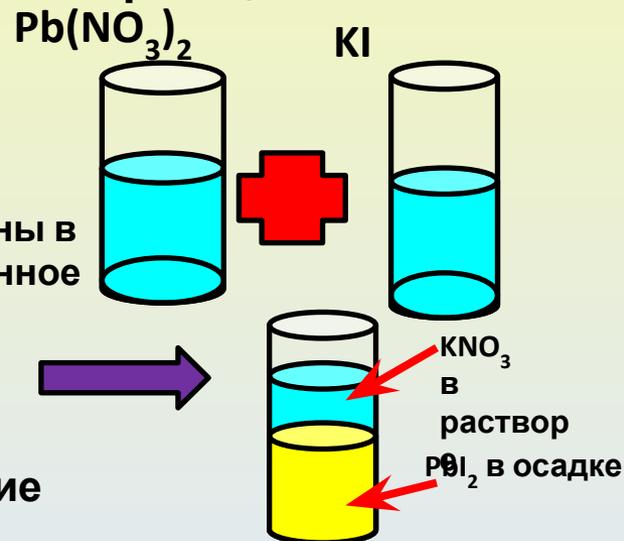
Составляем химическое уравнение, пишем что растворимо, а что нет. Осадок можно пометить символом ↓ Потом отмечаем, что растворимо, а что



Пишем полное ионное уравнение, **не забываем про заряды свободных ионов в растворе**, потом сокращаем одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения. И, наконец, пишем краткое ионное

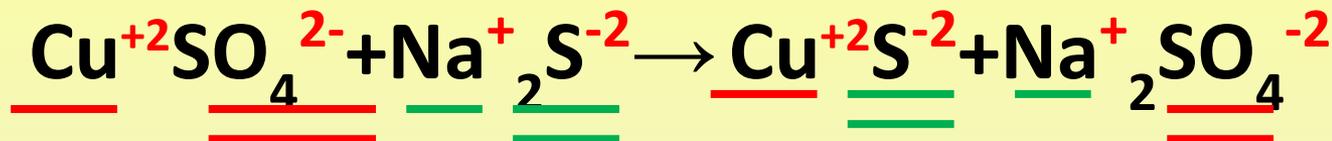


Признак реакции – выпадение ярко-жёлтого осадка

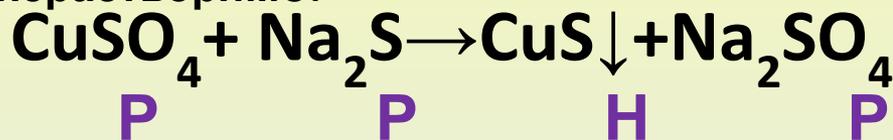


№3 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия сульфата меди (II) и сульфида натрия.

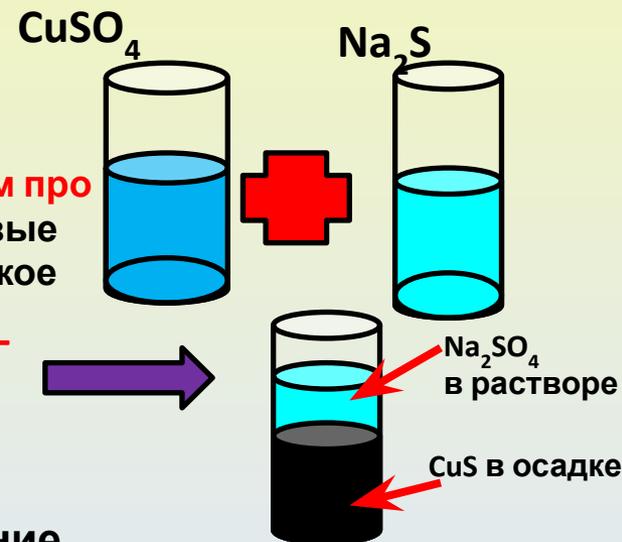
Действие первое. Для начала составим формулы реагентов. Оба реагента – это соли, сульфид натрия – ещё бинарное вещество. Ты можешь использовать памятки-презентации «Бинарные вещества», «Составление формул солей», текстовый документ «Составление химических уравнений по литературным формулировкам». **Действие второе.** При написании формул продуктов перекомбинируем катионы и анионы, выведем их формулы с учётом зарядов. Составляем химический переход, пишем формулы реагентов и продуктов.



Действие третье. Составляем химическое уравнение, пишем что растворимо, а что нет. Осадок можно пометить символом ↓. Потом отмечаем, что растворимо, а что нерастворимо.



Действие четвёртое. Пишем полное ионное уравнение, не забываем про заряды свободных ионов в растворе, потом сокращаем одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения. И, наконец, пишем краткое

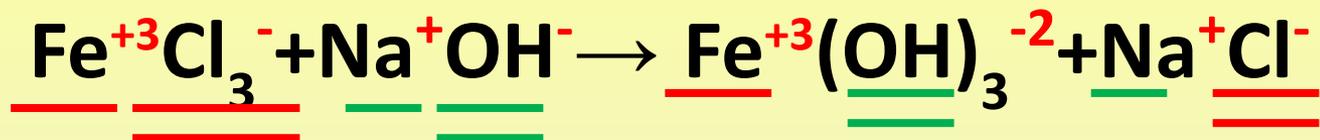


Признак реакции – выпадение чёрного осадка

№4 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия хлорида железа (III) и гидроксида натрия.

Действие первое. Для начала составим формулы реагентов. Первый реагент – это соль, гидроксид натрия – основание-щёлочь. Ты можешь использовать памятки-презентации «Бинарные вещества», «Составление формул солей», текстовые документы «Составление химических уравнений по литературным формулировкам», «Классы веществ». **Действие**

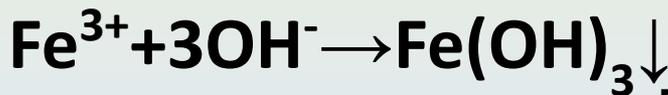
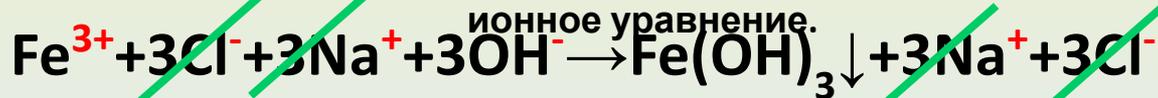
второе. При написании формул продуктов перекombинируем катионы и анионы, выведем их. Составляем химический переход, пишем формулы реагентов и продуктов.



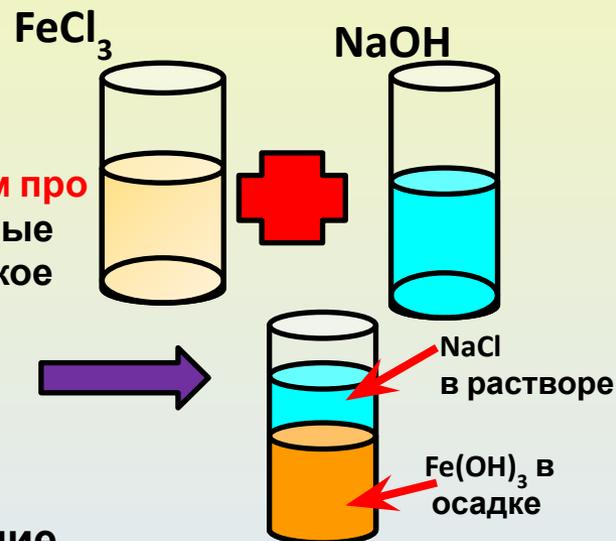
Действие третье. Составляем химическое уравнение, пишем что растворимо, а что нет. Осадок можно пометить символом ↓. Потом отмечаем, что растворимо, а что нерастворимо.



Действие четвёртое. Пишем полное ионное уравнение, не забываем про заряды свободных ионов в растворе, потом сокращаем одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения. И, наконец, пишем краткое

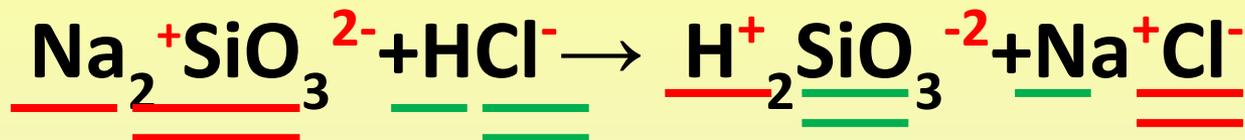


Признак реакции – выпадение бурого осадка

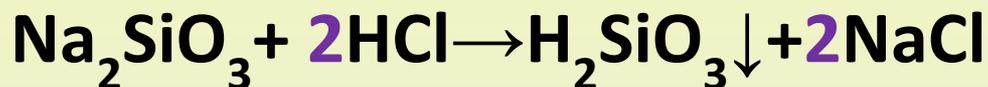


№5 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия силиката натрия и соляной кислоты.

Действие первое. Для начала составим формулы реагентов. Первый реагент – это соль, соляная кислота – сильная кислота. Ты можешь использовать памятки-презентации «Бинарные вещества», «Составление формул солей», текстовые документы «Составление химических уравнений по литературным формулировкам», «Классы веществ». **Действие второе.** При написании формул продуктов перекombинируем катионы и анионы, выведем их. Составляем химический переход, пишем формулы реагентов и продуктов.

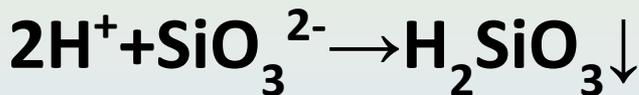


Действие третье. Составляем химическое уравнение, пишем что растворимо, а что нет. Осадок можно пометить символом ↓. Потом отмечаем, что растворимо, а что нерастворимо.

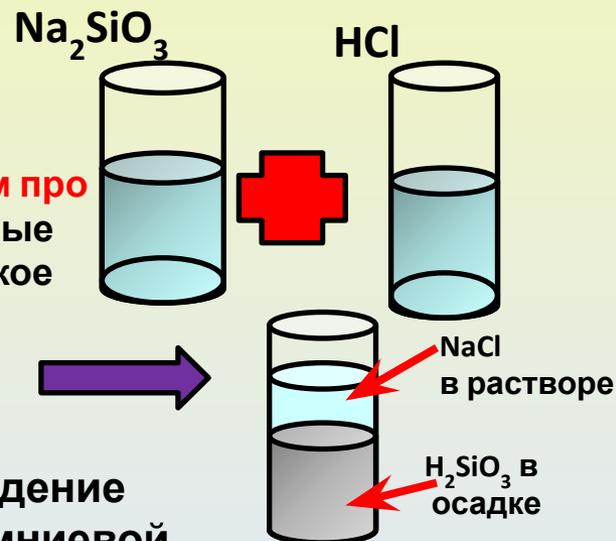


Р Р Н Р

Действие четвертое. Пишем полное ионное уравнение, не забываем про заряды свободных ионов в растворе, потом сокращаем одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения. И, наконец, пишем краткое



Признак реакции – выпадение студенистого осадка кремниевой кислоты



ИОННЫЕ РЕАКЦИИ С ВЫДЕЛЕНИЕМ ГАЗА ↑ - ВТОРОЕ УСЛОВИЕ ПРОТЕКАНИЯ

РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА

Чтобы без труда написать возможные продукты именно таких реакций обмена, лучше не заниматься «рекомбинацией» катионов и анионов, а лучше сразу запомнить несколько правил.

👉 ① Соль слабой нестойкой угольной кислоты (растворимый или нерастворимый карбонат) + сильная кислота → соль сильной кислоты + $\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ – принцип: **сильная кислота вытесняет слабую нестойкую кислоту из её соли.**

👉 ② Соль слабой нестойкой сернистой кислоты (сульфит) + сильная кислота → соль сильной кислоты + $\text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ – принцип: **сильная кислота вытесняет слабую нестойкую кислоту из её соли.**

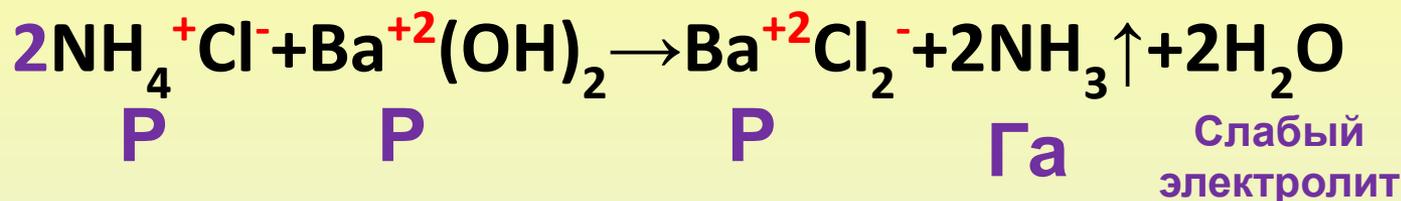
👉 ③ Соль слабого нестойкого основания (соль аммония) + сильное основание-щёлочь → соль с катионом от щёлочи (соль сильного основания) + $\text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ – принцип: **сильное основание вытесняет слабое нестойкое основание из его соли.** Но это материал, изучаемый в 9 классе! (Впрочем ученикам 8 класса вполне можно с ним познакомиться.)

№3 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия хлорида аммония и гидроксида бария. 🙌 (9 класс)

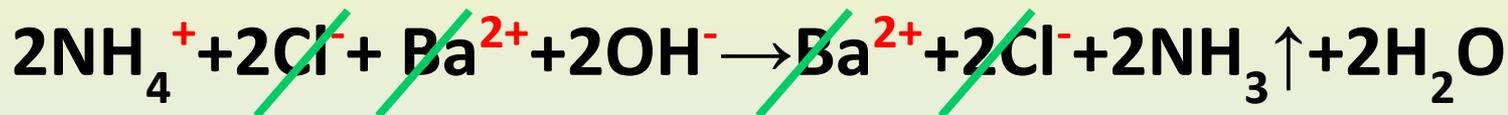
Действие первое. Составим, используя правила, указанные в презентации «составление формул солей» формулу реагента хлорида аммония. Катион аммония NH_4^+ – сложная частица с общей $\text{СТОК}=+1$, она «заменяет» по смыслу катион металла. Диссоциация солей аммония подчиняется общим правилам, изложенным в презентации. **Действие второе** – составим



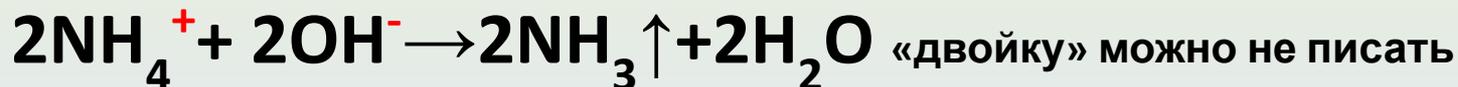
Действие третье. Поставим коэффициенты в молекулярном уравнении реакции, подпишем, что растворимо, а что нет.



Действие четвертое. Напишем диссоциацию растворимых веществ с учётом множителя-коэффициента в полном ионном уравнении, потом сократим одинаковые частицы в левой и правой частях уравнения.



Действие пятое. Напишем сокращённое ионное уравнение.

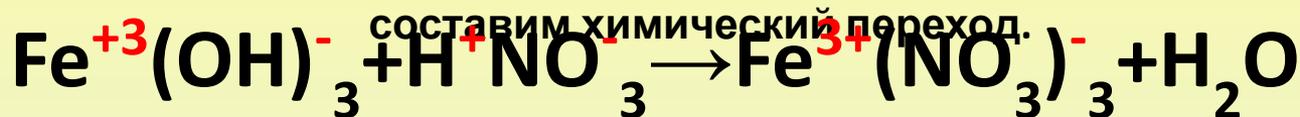


ИОННЫЕ РЕАКЦИИ С ОБРАЗОВАНИЕМ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА ВОДЫ – ТРЕТЬЕ УСЛОВИЕ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ ИОННОГО

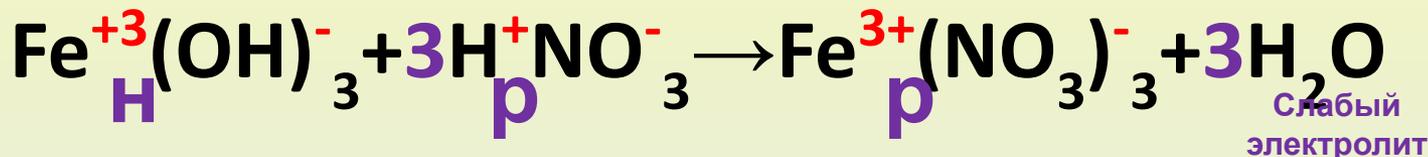
Чаше всего подобное условие реализуется при взаимодействии кислоты и основания, продуктами их взаимодействия будет растворимая или нерастворимая соль и вода. Реакция взаимодействия кислоты и основания с образованием соли и воды называется **реакцией**

№1 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия гидроксида железа (III) и азотной кислоты

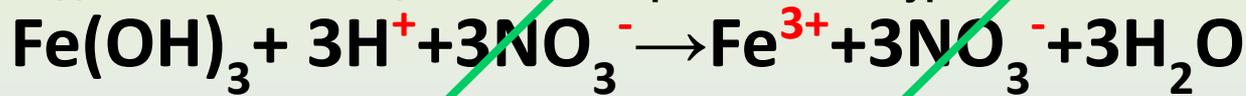
Действие первое. Составим, пользуясь, памяткой-презентацией «Составление формул солей» формулу продукта – соли азотной кислоты – нитрата железа (III). А формулы реагентов - азотной кислоты и гидроксида железа (III)- можно посмотреть и выучить в текстовом документе «Классификация веществ». **Действие второе –**



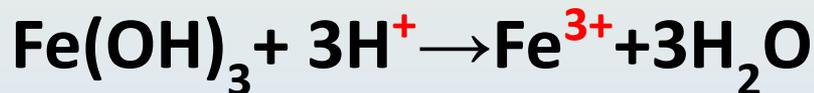
Действие третье. Поставим коэффициенты в молекулярном уравнении реакции, подпишем, что растворимо, а что нет.



Действие четвёртое. Напишем диссоциацию растворимых веществ с учётом множителя-коэффициента в полном ионном уравнении, потом сократим одинаковые частицы в левой и правой частях уравнения.

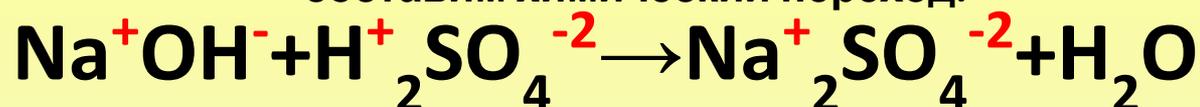


Действие пятое. Напишем сокращённое ионное уравнение.

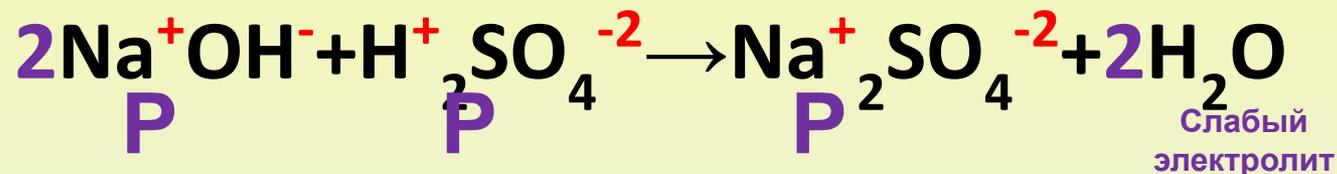


№2 Составить молекулярное, полное и краткое ионное уравнение взаимодействия гидроксида натрия и серной кислоты

Действие первое. Составим, пользуясь, памяткой-презентацией «Составление формул солей» формулу продукта – соли серной кислоты – сульфата натрия. А формулы реагентов – серной кислоты и гидроксида натрия - можно посмотреть и выучить в текстовом документе «Классификация веществ». **Действие второе** – составим химический переход.



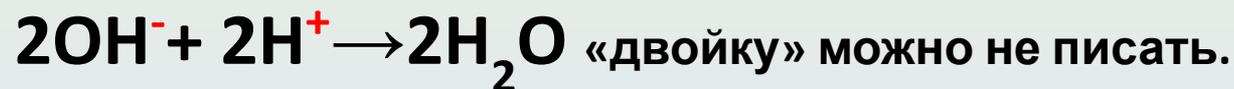
Действие третье. Поставим коэффициенты в молекулярном уравнении реакции, подпишем, что растворимо, а что нет.



Действие четвёртое. Напишем диссоциацию растворимых веществ с учётом множителя-коэффициента в полном ионном уравнении, потом сократим одинаковые частицы в левой и правой частях уравнения.



Действие пятое. Напишем сокращённое ионное уравнение.



ЕЩЁ СЛУЧАИ ПРОЦЕССОВ, КОТОРЫЕ НАДО ПИСАТЬ В ИОННОМ ВИДЕ И ГДЕ ОБРАЗУЕТСЯ

ВОДА

Это реакции веществ класса оксидов. Разберём случаи взаимодействия в растворах основных и кислотных оксидов (ангидридов).

- 1) **Основные оксиды** (те, которым соответствуют гидроксиды-основания) реагируют с кислотами с образованием соли и воды, катион металла из оксида будет в катионе соли.
- 2) **Кислотные оксиды** (те, которым соответствуют гидроксиды – кислородсодержащие кислоты) реагируют со щелочами тоже с образованием соли кислоты, соответствующей оксиду и воды.

Ниже приведены справочные материалы – кислотные оксиды, соответствующие кислоты и кислотные остатки для вывода формул солей-продуктов.

Формула оксида	Формула соответствующей кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название соли
$S^{+6}O_3$	$H_2S^{+6}O_4$	серная	SO_4^{2-}	сульфат
$S^{+4}O_2$	$H_2S^{+4}O_3$	сернистая	SO_3^{2-}	сульфит
$P^{+5}_2O_5$	$H_3P^{+5}O_4$	фосфорная	PO_4^{3-}	фосфат
$N^{+5}_2O_5$	$HN^{+5}O_3$	азотная	NO_3^-	нитрат
$C^{+4}O_2$	$H_2C^{+4}O_3$	угольная	CO_3^{2-}	карбонат
$Si^{+4}O_2$	$H_2Si^{+4}O_3$	кремниевая	SiO_3^{2-}	силикат
$Mn^{+7}_2O_7$	$HMn^{+7}O_4$	марганцовая	MnO_4^-	перманганат
$Cr^{+6}O_3$	$H_2Cr^{+6}O_4$	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат
$N^{+3}_2O_3$	$HN^{+3}O_2$	азотистая	NO_2^-	нитрит
$P^{+3}_2O_3$	$H_3P^{+3}O_3$	фосфористая	PO_3^{3-}	фосфит

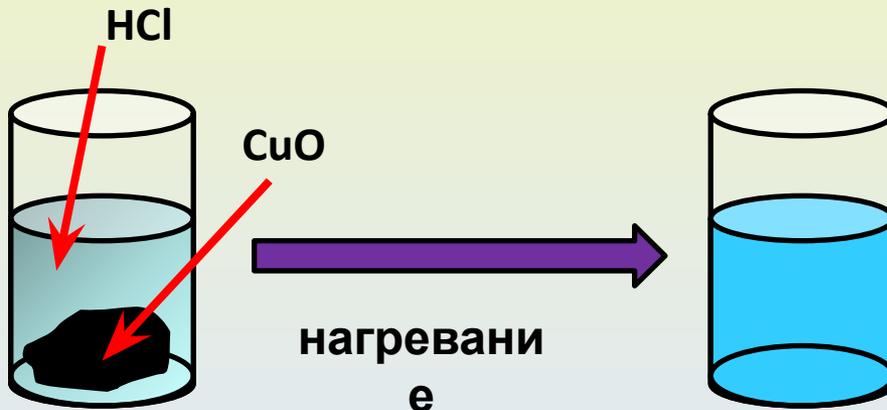
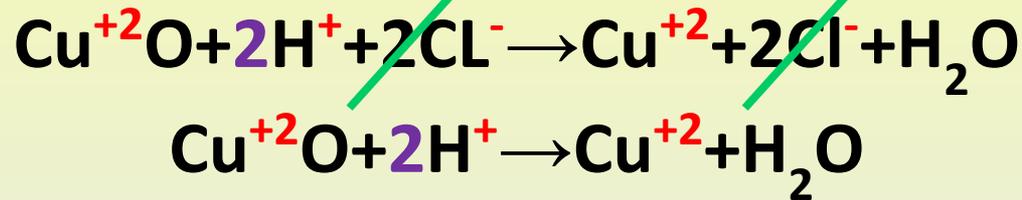
№1 Составить молекулярное, полное ионное и краткое ионное уравнение взаимодействия оксида меди (II) с соляной кислотой.

Оксид меди (II) – оксид металла со $\text{C}^{\text{H}}\text{O}^{\text{K}}+2$ он основной и при взаимодействии с соляной кислотой будет соответствующая соль хлорид меди (II) и вода. Можно воспользоваться презентацией «Вывод формул солей».

Действие первое. Составим молекулярное уравнение процесса, поставим коэффициенты. **Действие второе.** Поставим, где, что растворимо. **Оксиды не**



Действие третье. Напишем полное ионное уравнение, сократим одинаковые слева и справа написанные ионы.



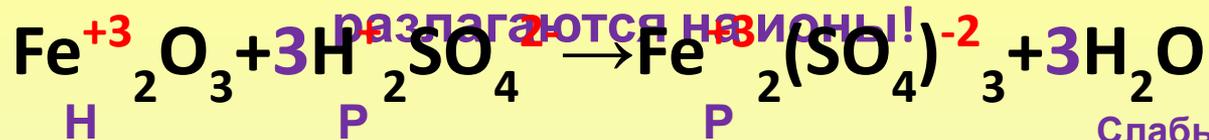
Признак реакции : при нагревании чёрного оксида меди (II) в бесцветной соляной кислоте получается раствор синего цвета.

№2 Составить молекулярное, полное ионное и краткое ионное уравнение взаимодействия оксида железа (III) с серной кислотой.

Оксид железа (III) – основной и при взаимодействии с серной кислотой будет соответствующая соль сульфат железа (III) и вода. Можно воспользоваться презентациями «Вывод формул солей»

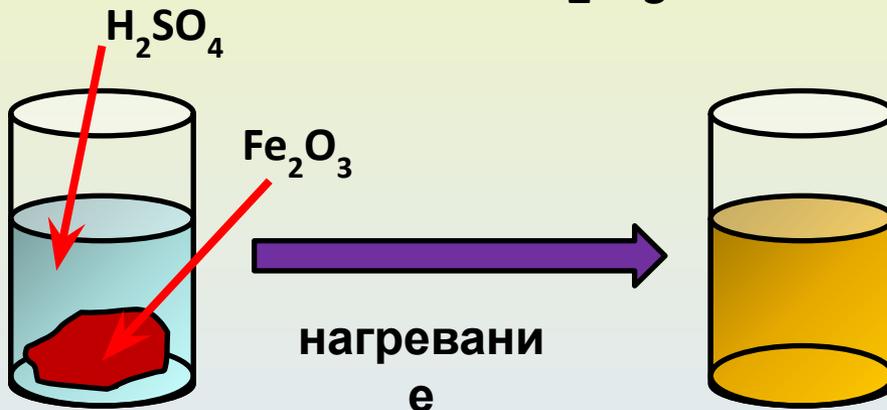
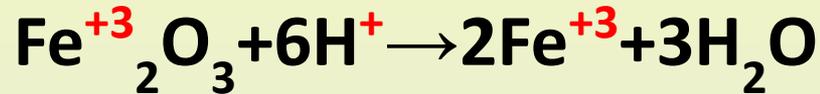
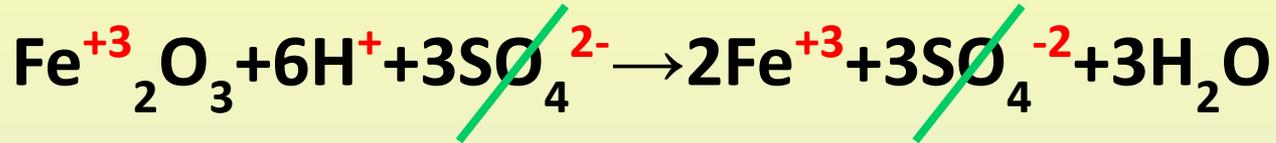
Действие первое. Составим молекулярное уравнение процесса, поставим

коэффициенты. **Действие второе.** Поставим, где что растворимо. **Оксиды не**



Слабый
электролит

Действие третье. Напишем полное ионное уравнение, сократим одинаковые слева и справа написанные ионы.



Признак реакции : при нагревании коричневого оксида железа (III) в бесцветной серной кислоте получается раствор жёлто-бурого цвета.

№2 Составить молекулярное, полное ионное и краткое ионное уравнение взаимодействия оксида серы (VI) с гидроксидом натрия.

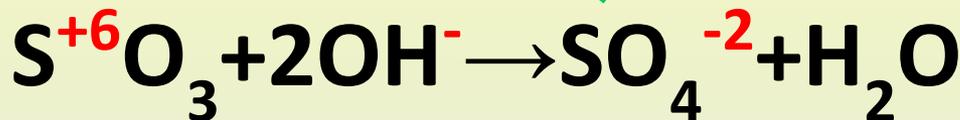
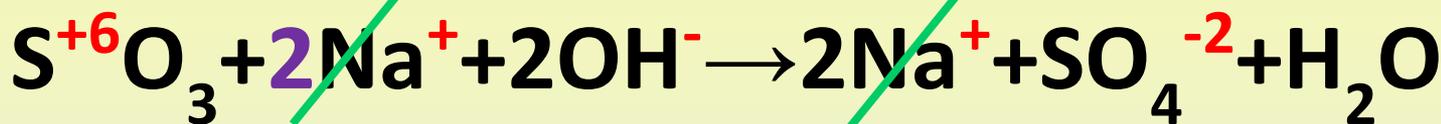
Оксид серы (VI) – кислотный и при взаимодействии со щёлочью гидроксидом натрия будет соответствующая соль (см. слайд№50) сульфат натрия и вода. Можно воспользоваться презентациями «Вывод формул солей».

Действие первое. Составим молекулярное уравнение процесса, поставим коэффициенты.

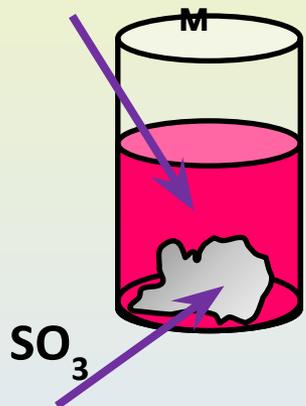
Действие второе. Поставим, где, что растворимо. **Оксиды не разлагаются на ионы!**



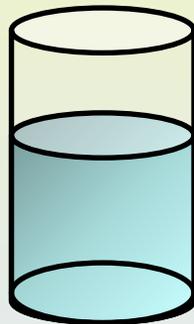
Действие третье. Напишем полное ионное уравнение, сократим одинаковые слева и справа написанные ионы.



NaOH с
фенолфталеино



растворение



Признак реакции: при растворении белых кристаллов оксида серы (VI) в подкрашенном для видимости индикатором растворе щёлочи NaOH наблюдаем исчезновение малиновой окраски.

ПРОВЕРЬ

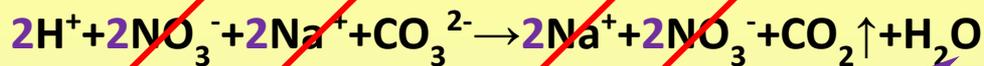


УПРАЖНЕНИЕ №1 «НАПИШИ В ИОННОМ

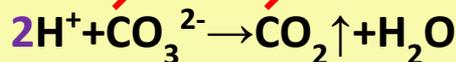
№1 Написать в молекулярном и ионном виде реакцию взаимодействия азотной кислоты и карбоната натрия

СЕБЯ-4

Молекулярное уравнение. Намёк: дана соль карбонат, а кислота-реагент сильная □ будут углекислый газ, вода и соль сильной кислоты, в данном случае - нитрата.



← Полное ионное уравнение



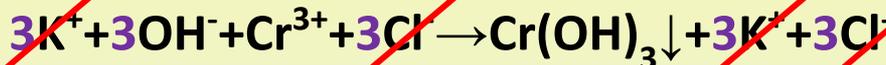
← Краткое ионное уравнение

Признак реакции: выделение бесцветного неядовитого газа.

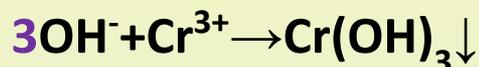
№2 Написать в молекулярном и ионном виде реакцию взаимодействия гидроксида калия и хлорида хрома (III)



← Молекулярное уравнение



← Полное ионное уравнение



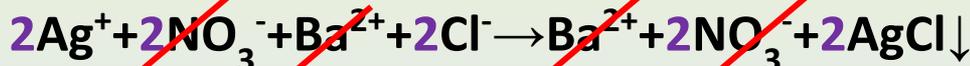
← Краткое ионное уравнение

Признак реакции: выпадение тёмно-зелёного осадка.

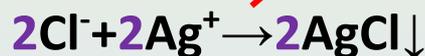
№3 Написать в молекулярном и ионном виде реакцию взаимодействия нитрата серебра и хлорида бария



← Молекулярное уравнение



← Полное ионное уравнение



← Краткое ионное уравнение

Признак реакции: выпадение белого осадка.

УПРАЖНЕНИЕ №2 «НАЙДИ ОШИБКУ В ЗАПИСИ ИЛИ УТВЕРЖДЕНИИ».

1) 😞 Все электролиты проводят ток одинаково.

😊 Нет, есть сильные и слабые электролиты

2) 😞 У металлов и электролитов одинаковая причина

😊 Нет, у металлов проводящая частица – свободные электроны внешних атомных слоёв, а у электролитов проводящая частица – свободные ионы в растворе или расплаве

3) 😞 Как обычно, при разбавлении серной кислоты к ней надо

😊 добавлять воду. Нет, надо концентрированную кислоту добавлять к воде, чтобы не было выплеска раскалённого раствора на кожу.

4) 😞 При диссоциации 1 моля HCl и HF получаются по одному молю протонов.

😊 Нет, HCl сильная кислота, при её полной диссоциации будет один моль протонов, а HF слабая кислота, у неё частичная диссоциация и протонов будет

5) 😞 Серная кислота сильный электролит, так как она бурно реагирует со многими веществами.

😊 Нет, сила электролита зависит от степени диссоциации, а не от химической активности

6) 😞 Ученик записал диссоциацию серной кислоты так:



😊 Сульфат – анион – целая частица, сложный ион, который не распадается в растворе. Правильная запись такая: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

7) 😞 Ученик записал диссоциацию сульфата алюминия так:



Нет, здесь грубейшая ошибка в записи: нельзя забывать писать заряды свободных ионов в растворе!!! Верная запись: $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

8) 😞 Ученица записала диссоциацию нитрата кальция так:



Нет, «2» при сложном ионе нитрат-анионе, и только перед ним она делается коэффициентом. Верная запись такая: $Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^-$

9) 😞 Ученица записала уравнения взаимодействия соляной кислоты с карбонатом натрия так: $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2CO_3$

😄 Нет, просто «перекомбинировать» ионы нежелательно, так как во-первых при записи ионного уравнения всё сократится, а это неверно, а во-вторых, получившаяся угольная кислота нестойкая и сразу разлагается: $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$

10) 😞 Ученик записал полное ионное уравнение так: $Cu^{2+} + O^{2-} + 2H^+ + 2Cl^-$



Нет, оксиды на ионы не разлагаем! Верная запись полного ионного уравнения: $CuO + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^- + H_2O$

11) 😞 Ученик после записи полного ионного уравнения получил такое краткое уравнение: $Na^+ + NO_3^- \rightarrow NaNO_3$

😄 Нет, продуктом краткого ионного уравнения может быть только нерастворимое вещество, вода или газ. Нитрат натрия – растворимое вещество, оно не «цель» ионного процесса.

12) 😞 Ученица после записи полного ионного уравнения взаимодействия карбоната кальция с азотной кислотой получила такое краткое уравнение:



Нет, формально сама запись верная, но к данной реакции отношения не имеющая, так как карбонат кальция (мел) не растворимое вещество. Верная запись будет такой:



**Конец
материала
8 класса**