Группа 25-26

**Задание по Химии ЕН-03 на 6.04-11.04**

1. **Тема: Диссоциация электролитов в водных растворах при приготовлении теста.**

 **Задание:**

**-Выписать понятия:** электролит, электролитическая диссоциация,степень диссоциации, сильные электролиты, слабые электролиты

**- Разобрать решение задач в тетради**

**-Письменно как происходит** **диссоциация электролитов в водных растворах при приготовлении теста.**

Конспект

|  |
| --- |
|  |

**Диссоциация электролитов**

Важнейшее место среди водных растворов различных веществ занимают растворы электролитов.

**Электролитами***называются вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.*

К электролитам относятся соли, кислоты и основания. Способность проводить электрический ток в растворах или расплавах обусловлена наличием в растворах или расплавах этих веществ подвижных заряженных частиц – ионов. Наличие ионов в растворах электролитов объясняется явлением *электролитической диссоциации*.

***Электролитическая диссоциация –****процесс распада вещества на ионы, происходящий вследствие электростатического взаимодействия электролита с полярными молекулами растворителя.*

Наиболее легко этот процесс происходит у веществ с *ионным типом связи*. Полярные молекулы растворителя (диполи воды) притягиваются ионами на поверхности кристаллов электролита за счет сил ион-дипольного взаимодействия.

Диссоциация веществ с *полярной ковалентной связью* в воде протекает сложнее: диполь-дипольное взаимодействие молекул растворителя и растворенного электролита сначала приводит к поляризации полярной связи с увеличением ее полярности, а затем к гетеролитическому разрыву этой связи, т.е. к образованию ионов, которые гидратируются молекулами воды и равномерно распределяются в растворе.

Способность веществ к диссоциации характеризуется значением *степени электролитической диссоциации (α).*

**Степень диссоциации**

 ***Степенью электролитической диссоциации****называется отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного электролита: α = n(X)ионизированное*/n(Х)растворенное. Значение *α*может изменяться от **0** до **1**, часто выражается в % от **0%** до **100%**. Степень диссоциации показывает, какая часть растворенного количества электролита при данных условиях находится в растворе в виде гидратированных ионов. В зависимости от полноты диссоциации электролита в растворе все электролиты делят на *сильные* и *слабые*.

***Сильные электролиты****существуют в растворе только в виде гидратированных ионов.* Их диссоциация происходит полностью и необратимо. В уравнениях диссоциации таких электролитов обычно ставят знак равенства, чтобы подчеркнуть отсутствие в растворе молекул соответствующего вещества:

Al2(SO4)3 = 2Al3+ + 3SO42- HNO3 = H+ NO3-

Сильными электролитами являются:

1. Большинство солей.

2. Сильные кислоты: например, HClO3, HMnO4, HJ, HBr, HCl, HNO3, HClO3, H2SeO4, H2SO4 и некоторые другие.

3. Сильные основания (щелочи): все гидроксиды s-металлов I и II групп периодической системы, кроме Be(OH)2 и Mg(OH)2.

**Слабые электролиты***диссоциируют лишь частично, так как их диссоциация является обратимым равновесным процессом,* что и отражается знаком обратимости в уравнениях диссоциации:

СН3СООН ↔ СН3СОО- + Н+

Такие электролиты существуют в растворе и в виде гидратированных ионов, и в виде недиссоциированных молекул, причем, доля молекул значительно превышает содержание ионов. К слабым электролитам относятся:

1. Слабые кислоты, например, HF, HNO2, H2SO3, H3PO4, H2CO3 и большинство органических кислот.

2. Слабые основания и амфотерные гидроксиды металлов: Mg(OH)2, Fe(OH)2, Be(OH)2, Zn(OH)2, а также органические основания (СН3NH2).

3. Очень слабым электролитом является вода, молекулы которой очень плохо диссоциируют (*α = 2\*10-9)*.

Диссоциация слабых многоосновных кислот и многокислотных оснований или амфотерных гидроксидов протекает ступенчато:

H3PO4 ↔ H+ + H2PO4- Mg(OH)2 ↔ MgOH+ + OH-

H2PO4- ↔ H+ + HPO42- MgOH+ ↔ Mg2+ + OH-

HPO42- ↔ H+ + PO43-

Легче всего протекает первая стадия, а каждая последующая стадия диссоциации протекает значительно хуже, чем предыдущая, т.к. только на первой стадии происходит ионизация нейтральной молекулы, а на последующих ион Н+ или ОН- отрывается от противоположно заряженного иона.

Степень диссоциации слабых электролитов зависит от ряда факторов.

1. Природы электролита

2. Природы растворителя

3. Концентрации электролита в растворе.

4. Температуры.

5. Влияния сильных электролитов.

Примеры решения задач, связанных с рассматриваемыми вопросами.

**Пример 1.** Вычислите число ионов в растворе, содержащем 3,42 г сульфата алюминия.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:   m(Al2(SO4)3 = 3,42 г M(Al2(SO4)3 = 342г/моль NA = 6,02\*1023 моль-1 | 1. Так как число частиц определяется по N = nNA, то вычислим количество вещества соли: m(Al2(SO4)3) 3,42 г N(Al2(SO4)3) = M(Al2(SO4)3) = 342 г/моль = 0,01 моль 2. Сульфат алюминия – растворимая соль, сильный электролит, полностью диссоциирующий по уравнению: Al2(SO4)3 = 2Al3+ + 3SO42- Следовательно, общее количество ионов, перешедших в раствор при диссоциации соли составляет: n(ионов Al2(SO4)3) = 2 n(Al3+) + 3 n(SO42-), следовательно, n ионов в Al2(SO4)3 = 2+3 = 5n(Al2(SO4)3) = 5 \* 0,01 = 0,05 моль. 3. Вычислим число ионов соли по их количеству в растворе вещества: N(ионов в Al2(SO4)3) = n(ионов в (Al2(SO4)3)\*NA = 0,05моль\*6,02\*1023моль-1 =3\*1022 Ответ: 3 \* 1022 |
| N (ионов) = ? |  |

**Пример2.**Вычислите молярную концентрацию ионов Н+ в растворе хлороводорода, если ω(НСl) = 38%, ρ(раствора HCl) = 1,18 г/мл.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано: ω(НСl) = 38% ρ(р-ра HCl) = 1,18 г/мл М(HCl) = 36,5 г/моль | Так как ионы Н+ образуются в результате полной диссоциации HCl, по уравнению HCl = H+ + Cl-, то для нахождения концентрации ионов Н+ найдем сначала молярную концентрацию HCl по формуле 10\* ω(НСl)\*ρ(раствора HCl)10 \*38 \* 1,18 С(HCl) = М (НСl) = 36,5 = 12,3моль/л На основании полной диссоциации НСl , сильного электролита, n(HCl) = n(Н+) и с(Н+) = с(НСl) = 12,3 моль/л Ответ: 12,3 моль/л   |
| С(Н+) = ? |  |

**Пример 3.** Какую массу медного купороса (CuSO4\*5H2O) надо взять для приготовления 500 мл раствора с массовой долей ионов Cu2+ 2% (плотность раствора 1,05 г/мл)?

|  |  |
| --- | --- |
| Дано: ϑ (р-ра CuSO4) = 500 мл ρ(р-ра CuSO4) = 1,05г/мл ω(Cu2+) = 2% = 0,02 М(CuSO4\*5Н2О)= 250г/моль | 1. Вычислим массу раствора: m(р-ра (CuSO4) = ρ(р-ра CuSO4) \* ϑ (р-ра CuSO4) = 1,05г/мл \* 500 мл = 525 г 2. Вычислим массу и количество ионов Cu2+: m (Cu2+)= ω(Cu2+) \* m(р-ра (CuSO4) = 0,02 \* 525 г = 10,5 г m(Cu2+) 10,5 г n(Сu2+)=M(Cu2+) = 64 г/моль= 0,164 моль 3. Ионы Cu2+ образуются в растворе при растворении и полной диссоциации кристаллогидрата по уравнению: CuSO4\*5Н2О(крист.) = Cu2+(p) + SO42-(p) + 5H2O(ж) Согласно уравнению реакции диссоциации n(Сu2+) = n(крист) = 0,164 моль 4. Вычислим массу кристаллогидрата: m(CuSO4\*5Н2О) = n(CuSO4\*5Н2О)\* М(CuSO4\*5Н2О) = 0,164 моль \* 250 г/моль = 41,0 г ответ: 41,0 г. |
| m(CuSO4\*5Н2О) = ? |  |

**Пример 4.** Вычислите молярное количество ионов водорода в растворе, содержащем 6 г уксусной кислоты, если степень диссоциации кислоты равна 3%.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано: m(СН3СООН) = 6 г α(СН3СООН) = 3% = 0,03 М(СН3СООН) = 60 г/моль | 1. Найдем молярное количество растворенной уксусной кислоты в растворе: m(СН3COOH)6 г n(СН3СООН) = M(CH3COOH) = 60г/моль = 0,1 моль 2. Найдем количество кислоты, распавшейся на ионы: n(СН3СООН) = α \*n(СН3СООН) = 0,03 \* 0,1 моль = 0,003 моль 3. В соответствии с уравнением реакции диссоциации кислоты СН3СООН ↔ Н+ + СН3СОО- n(Н+) = n(CН3COO-) = n(СН3СООН) = 0,003 моль Ответ: 0,003 моль |
| n(Н+) = ? |  |

**Пример 5.** К раствору, содержащему 1 моль уксусной кислоты, прибавили 8,2 г ацетата натрия. Вычислите количества СН3СООН и ацетат-ионов в полученном растворе.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано: n(СН3СООН)раств. = 1 моль m(СН3СООNa) = 8,2 г M(СН3СООNa) = 82 г   | 1. Запишем уравнение реакции диссоциации обоих электролитов: СН3СООН ↔ СН3СОО- + Н+ СН3СООNa ↔ СН3СОО- + Na+ По принципу Ле-Шателье равновесие диссоциации слабой кислоты под влиянием ионов СН3СОО-, образуемых в основном в результате полной диссоциации соли, сильно смещено влево, поэтому можно считать, что количество недиссоциированных молекул СН3СООН равно практически количеству кислоты, т.е. 1моль. Общее молярное количество ацетат-ионов СН3СОО- теоретически равно сумме n(СН3СОО-)общ.= n(СН3СОО-)соли + n(СН3СОО-)к-ты Из-за подавления диссоциации кислоты в присутствии ее соли можно считать, что общее количество анионов СН3СОО- будет практически равно n(СН3СОО-)соли. Найдем количество вещества соли: m(СН3СООNa) 8,2 г n(СН3СООNa)раств. = M(СН3СООNa) = 82 г/моль = 0,1 моль Согласно формуле соли и уравнению ее диссоциации n(СН3СОО-) = n(соли) = 0,1 моль Ответ: 1 моль молекул СН3СООН и 0,1 моль ацетат-ионов. |
| n(СН3СООН)недиссоц. = ? n(СН3СОО-) = ? |  |

1. **Тема. Сильные электролиты на примере хлорида натрия.**

**Задание: конспект в тетрадь с рисунками**

 Конспект

 **Диссоциация хлорида натрия**

Хлорид натрия является веществом с [ионной связью](https://infourok.ru/go.html?href=http%3A%2F%2Fprosto-o-slognom.ru%2Fchimia%2F14_ionnaja_sv.html), в узлах кристаллической решетки NaCl находятся ионы натрия и хлора.

Рис. 1. Кристаллическая решетка хлорида натрия.

При погружении поваренной соли в воду на первой стадии растворения (диссоциации NaCl) полярные молекулы воды под действием электростатического притяжения приклеиваются своей отрицательной стороной к катионам натрия (Na+), а положительной стороной к анионам хлора (Cl-):

Рис. 2 Притяжение полярных молекул воды к ионам NaCl.

По мере склеивания молекул воды с ионами натрия и хлора происходит ослабление ионных связей Na+ с Cl-:

Рис. 3 Ослабление ионных связей хлорида натрия.

Ионные связи хлорида натрия разрываются и гидратированные ионы переходят в раствор:

Рис. 4 Переход гидратированных ионов натрия и хлора в раствор.

1. **Тема. Слабые электролиты на примере уксусной кислоты**

**Задание: Конспект в тетрадь. Разобрать задачу.**

Конспект

Уксусная кислота – слабый электролит и в очень незначительной степени диссоциирует по уравнению:

СН3СООН = СН3СОО– + Н+.

Константа диссоциации (равновесия) *К* уксусной кислоты:

*К*кисл = [СН3СОО–] [Н+]/[СН3СООН].

Учитывая, что в растворе уксусной кислоты концентрации ионов водорода и ацетат-ионов равны, т.е. [СН3СОО–] = [Н+], а сама она – слабый электролит и поэтому в состоянии диссоциации находится лишь малая часть ее молекул, концентрацию непродиссоциировавших молекул СН3СООН можно считать равной концентрации кислоты *с*кисл. Тогда получаем:

*К*кисл = [Н+]2/*с*кисл,

откуда



***Пример***. Константа диссоциации уксусной кислоты (данные справочника) равна:
*К*кисл = 1,86•10–5. Требуется рассчитать концентрацию ионов водорода и рН в 0,1М и 0,01М растворах уксусной кислоты.
Для 0,1М раствора имеем:



рН = –lg (1,36•10–3) = 2,87.

Посмотрим, как скажется на концентрации ионов водорода и рН раствора разбавление в 10 раз.
Для 0,01М раствора имеем:



рН = –lg (4,31•10–4) = 3,37.

Разбавление уксусной кислоты в 10 раз привело к понижению концентрации ионов водорода в 1,36•10–3/4,31•10–4 = 3,1 раза, при этом рН повысился на 3,37 – 2,87 = 0,5 единицы рН.

1. **Тема. Реакции ионного обмена.**

**Задание: Разобрать в тетради 4 примера уравнений реакций ионного обмена**

 **Составление уравнений реакций ионного обмена**

[1. Пример 1](https://interneturok.ru/lesson/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/sostavlenie-uravneniy-reaktsiy-ionnogo-obmena#mediaplayer)

Составим уравнение реакции между гидроксидом железа (III) и азотной кислотой.

Fe(OH)3 + 3HNO3 = Fe(NO3)3 + 3H2O

Запишем данное уравнение в ионной форме:

(Гидроксид железа (III) является нерастворимым снованием, поэтому не подвергается [электролитической диссоциации](http://www.interneturok.ru/ru/school/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/elektroliticheskaya-dissociaciya). Вода – малодиссоциируемое вещество, на ионы в растворе практически недиссоциировано.)

Fe(OH)3 + 3H+ + 3NO3- = Fe3+ + 3NO3- + 3H2O

Зачеркнем одинаковое количество нитрат-анионов слева и справа, запишем сокращенное ионное уравнение:

Fe(OH)3 + 3H+  = Fe3+ + 3H2O

Данная реакция протекает  до конца, т.к. образуется малодиссоциируемое вещество – вода.

[2. Пример 2](https://interneturok.ru/lesson/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/sostavlenie-uravneniy-reaktsiy-ionnogo-obmena#mediaplayer)

Составим уравнение реакции между карбонатом натрия и нитратом магния.

Na2CO3 + Mg(NO3)2 = 2NaNO3 + MgCO3↓

Запишем данное уравнение в ионной форме:

(Карбонат магния является нерастворимым в воде веществом, следовательно, на ионы не распадается.)

2Na+ + CO32-+ Mg2+ + 2NO3- = 2Na+ + 2NO3- + MgCO3↓

Зачеркнем одинаковое количество нитрат-анионов и катионов натрия слева и справа, запишем сокращенное ионное уравнение:

CO32-+ Mg2+ = MgCO3↓

Данная реакция протекает  до конца, т.к. образуется осадок – карбонат магния.

[3. Пример 3](https://interneturok.ru/lesson/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/sostavlenie-uravneniy-reaktsiy-ionnogo-obmena#mediaplayer)

Составим уравнение реакции между карбонатом натрия и азотной кислотой.

Na2CO3 + 2HNO3 = 2NaNO3 + CO2 ↑+ H2O

(Углекислый газ и вода – продукты разложения образующейся слабой угольной кислоты.)

2Na+ + CO32- + 2H+ + 2NO3- = 2Na+ + 2NO3-+ CO2↑ + H2O

CO32- + 2H+ = CO2↑ + H2O

Данная реакция протекает до конца, т.к. в результате нее выделяется газ и образуется вода.

[4. Пример 4](https://interneturok.ru/lesson/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/sostavlenie-uravneniy-reaktsiy-ionnogo-obmena#mediaplayer)

Составим два молекулярных уравнения реакций, которым соответствует следующее сокращенное ионное уравнение: Ca2+ + CO32- = CaCO3.

Сокращенное ионное уравнение показывает сущность реакции ионного обмена. В данном случае можно сказать, что для получения карбоната кальция необходимо, чтобы в состав первого вещества входили катионы кальция, а в состав второго – карбонат-анионы. Составим молекулярные уравнения реакций, удовлетворяющих этому условию:

CaCl2 + K2CO3 = CaCO3↓ + 2KCl

Ca(NO3)2 + Na2CO3 = CaCO3↓ + 2NaNO3

1. **Тема. Написание реакций ионного обмена в молекулярном и ионном виде.**

**Задание:**

1. **Записать в тетрадь алгоритм составления уравнений реакций ионного обмена**
2. **Закончите уравнения реакций. Составьте полное и сокращенное ионное уравнения этих реакций.**

**Nа2C O3 + НCl = … + … + СО2**

**Ва(NO3)2 + Н2SО4 = …  + …**

**Са(ОН)2 + НNO3 = … + …**

**Реакции ионного обмена** — реакции, протекающие между ионами в растворе электролитов.

Для составления уравнений реакций ионного обмена необходимо помнить следующее:

1. Диссоциации не подвергаются: оксиды, газообразные вещества, вода, нерастворимые в воде соединения
2. Реакция ионного обмена идёт до конца если образуется:
* газ
* осадок
* вода

**Алгоритм составления уравнений реакций ионного обмена:**

1) Записывают уравнение в молекулярном виде и расставляют коэффициенты:



На этом шаге надо обратить внимание на 2 момента:

* **составление формул продукта реакции** (Только по валентности. Можно воспользоваться и таблицей растворимости — заряд иона по модулю равен валентности иона. Напр., чтобы составить формулу, состоящую из катиона бария и сульфат-аниона, мы записываем их рядом. Заряд катиона бария — 2+ , а значит его валентность равна II, заряд сульфат аниона — 2-, а следовательно, валентность также равна II. Т.о. формула BaSO4) Повторить тему
[Валентность](https://4schoolchild.wordpress.com/2010/11/23/%D0%B2%D0%B0%D0%BB%D0%B5%D0%BD%D1%82%D0%BD%D0%BE%D1%81%D1%82%D1%8C/)
* **расстановка коэффициентов** (число атомов одного и того же элемента справа и слева должно быть одинаково)

2) Записывают уравнение в ионном виде.

Для этого необходимо посмотреть в таблицу растворимости. Если вещество растворимо — его записывают в виде ионов (на пересечение которых смотрели, чтобы определить растворимо ли вещество). Если вещество нерастворимо — записывают в молекулярном виде:

Хлорид бария — растворим, значит записываем его в виде ионов бария и хлора. При этом необходимо помнить о коэффициентах и индексах. (напр., BaCl2 состоит из бария и 2-х хлоров, поэтому индекс «2» мы будем ставить перед анионами хлора):



Смотрим на растворимость серной кислоты — растворима, записываем в виде протонов водорода и сульфат-анионов (т.к. в серной кислоте 2 атома водорода — значит при её диссоциации образуется 2 протона):



Далее переходим к продуктам реакции и снова смотрим, растворимы ли они. Сульфат бария — не растворим, значит его мы записываем в молекулярном виде:



Соляная кислота: растворима, записываем в виде ионов. Т.к. перед формулой стоит коэффициент «2» — мы ставим его и перед ионами:



Т.о. появилась 2 строчка — **уравнение в ионном виде**.

3) Составляем уравнение в сокращённом ионном виде. Для этого мы вычёркиваем те ионы, которые повторяются слева и справа (т.е. не участвуют в реакции):



Оставшиеся  частицы переписываем. Это и будет **сокращённым ионным уравнением**:



Т.о. мы видим, что в результате взаимодействия катионов бария с сульфат-анионами образуется нерастворимое в воде соединение — сульфат бария (осадок белого цвета)