Содержание.

стр.

|  |  |
| --- | --- |
| 1. Химические реакции.  2. Окислительно-восстановительные реакции.  3. Реакции в растворах электролитов.  4. Представление о кислотах и основаниях.  5. Гидролиз солей.  Список литературы. | 2  3  4  5  7  9 |

**1. Химические реакции**

Химические свойства веществ выявляются в *химических реакциях*. Химическая реакция заключается в разрыве одних и образовании других связей. Химическая реакция изображается в общем виде уравнением

aA + bB = cC + dD,

где вещества A и B, вступившие в реакцию, называют *реагентами* (или *исходными веществами*), а новые вещества C и D, образующиеся в результате протекания реакции, - *продуктами* (или *конечными веществами*). Целочисленные параметры a, b, c и d в уравнении реакции называют стехиометрическими коэффициентами.

Химические реакции классифицируются различными способами:

1) По типу взаимодействия:

реакции *разложения*  2HgO = 2Hg + O2

реакции *соединения* 2Na + Cl2 = 2NaCl

реакции *замещения*  CuO + H2 = H2O + Cu

реакции *двойного обмена*  CaO + 2HCl = CaCl2 + H2O

Указанные типы нередко совмещаются в более сложных реакциях. Например:

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + CO2↑ + H2O.

Эта реакция – одновременно и реакция двойного обмена, и реакция разложения, так как промежуточно образующаяся угольная кислота H2CO3 неустойчива и разлагается на CO2 и H2O.

2) По тепловому эффекту:

*экзотермические* реакции, протекающие с *экзо*-эффектом – выделением энергии в форме теплоты (+Q):

C + O2 = CO2 + Q,

*эндотермические* реакции, протекающие с *эндо*-эффектом – поглощением энергии в форме теплоты (-Q):

N2 + O2 = 2NO – Q.

3) По направлению протекания процесса реакции подразделяются на *необратимые*, которые протекают только в прямом направлении и завершаются *полным* превращением реагентов в продукты:

AgNO3 + NaCl = AgCl↓ + NaNO3,

и *обратимые* реакции, которые протекают одновременно в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично (т.е. реакции не идут до конца слева направо):

2SO2 + O2 ↔ 2SO3.

Необратимость химической реакции подчёркивается в уравнении знаком равенства (=) между формулами реагентов и формулами продуктов, а обратимость реакции – специальным знаком – противоположно направленными стрелками (↔).

4) По изменению степеней окисления реакции подразделяются на:

протекающие без изменения степеней окисления всех элементов, входящих в исходные вещества, например

NaOH + HCl = NaCl + H2O,

и окислительно-восстановительные реакции, протекающие с изменением степеней окисления всех или некоторых (или даже хотя бы одного!) элементов, например:

2Cu0 + O0 = 2Cu2+O2-,

Cu2+O2- + H0 = Cu0 + H1+O2-,

Cl0 + 2Na1+O2-H1+ = Na1+Cl1- + Na1+Cl1+O2- + H1+O2-.

**2. Окислительно-восстановительные реакции**

*Окислительно-восстановительные реакции* – это химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

*Окисление* – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Если атом отдаёт свои электроны, то он приобретает положительный заряд, например:

Zn0 – 2e = Zn2+.

Если отрицательно заряженный ион (заряд –1), например Cl-, отдаёт 1 электрон, то он становится нейтральным атомом:

Cl- - 1e = Cl0.

Если положительно заряженный ион или атом отдаёт электроны, то величина его положительного заряда увеличивается соответственно числу отданных электронов:

Fe2+ - 1e = Fe3+.

*Восстановление* – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Если атом присоединяет электроны, то он превращается в отрицательно заряженный ион:

S0 + 2e = S2-.

Если положительно заряженный ион принимает электроны, то величина его заряда уменьшается, например:

Mn7+ + 5e = Mn2+,

или он может перейти в нейтральный атом:

H+ + 1e = H0,

Al3+ + 3e = Al0.

*Окислителем* является атом, молекула или ион, *принимающий* *электроны*. *Восстановителем* является атом, молекула или ион, *отдающий* *электроны*.

*Окислитель* в процессе реакции *восстанавливается*, а *восстановитель* - *окисляется*.

Следует помнить, что рассмотрение окисления (восстановления) как процесса отдачи (и принятия) электронов атомами или ионами не всегда отражает истинное положение, так как во многих случаях происходит не полный перенос электронов, а только смещение электронного облака от одного атома к другому.

**3. Реакции в растворах электролитов**

*Электролиты* – это вещества, растворы которых обладают ионной проводимостью.

Поскольку электролиты в растворах образуют ионы, то для отражения сущности реакций часто используют так называемые *ионные уравнения* реакций. Написанием ионных уравнений подчёркивается тот факт, что, согласно теории диссоциации, в растворах происходят реакции не между молекулами, а между ионами.

С точки зрения теории диссоциации при реакциях между ионами в растворах электролитов возможны **два исхода**:

1. Образующиеся вещества – сильные электролиты, хорошо растворимые в воде и полностью диссоциирующие на ионы.
2. Одно (или несколько) из образующихся веществ – газ, осадок или слабый электролит (хорошо растворимый в воде).

Например, можно рассмотреть две реакции:

2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2↑, (1)

2Al + 2KOH + 6H2O = 2K[Al(OH)4] + 3H2↑. (2)

В ионной форме уравнения (1) и (2) запишутся следующим образом:

2Al + 2Na+ + 2OH- + 6 H2O = 2Na+ + 2[Al(OH)4]- + 3H2↑, (3)

2Al + 2K+ + 2OH- + 6 H2O = 2K+ + 2[Al(OH)4]- + 3H2↑, (4)

В данном случае алюминий не является электролитом, а молекула воды записывается в недиссоциированной форме потому, что является очень слабым электролитом. Неполярные молекулы водорода практически нерастворимы в воде и удаляются из сферы реакции. Одинаковые ионы в обеих частях уравнений (3), (4) можно сократить, и тогда эти уравнения преобразуются в одно сокращённое ионное уравнение взаимодействия алюминия с щелочами:

2Al + 2OH- + 6H2O = 2[Al(OH)4]- + 3H2↑. (5)

Очевидно, что при взаимодействии алюминия с любой щелочью реакция будет описываться уравнением (5). Следовательно, *ионное уравнение, в отличие от молекулярного, относится не к одной какой-нибудь реакции между конкретными веществами, а к целой группе аналогичных реакций.* В этом его большая практическая ценность и значение, например благодаря этому широко используются *качественные реакции* на различные ионы.

Так, при помощи ионов серебра Ag+ можно обнаружить присутствие в растворе ионов галогенов, а при помощи ионов галогенов можно обнаружить ионы серебра; при помощи ионов бария Ba2+ можно обнаружить ионы SO2- и наоборот.

С учётом вышеизложенного можно сформулировать правило, которым удобно руководствоваться при изучении процессов, протекающих в растворах электролитов.

Реакции между ионами в растворах электролитов идут практически до конца в сторону образования осадков, газов и слабых электролитов.

Следовательно, реакции идут с образованием веществ с меньшей концентрацией ионов в растворе в соответствии с законом действующих масс. Скорость прямой реакции пропорциональна произведению концентраций ионов реагирующих компонентов, а скорость обратной реакции пропорциональна произведению концентраций ионов продуктов. Но при образовании газов, осадков и слабых электролитов ионы связываются (уходят из раствора) и скорость обратной реакции уменьшается.

**4. Представление о кислотах и основаниях**

Определения кислот и оснований с точки зрения теории диссоциации были даны С. Аррениусом.

*Кислотой* называется соединение, образующее при диссоциации в водном растворе из положительных ионов *только ионы водорода* H+. В соответствии с этим определением к кислотам относятся, например, HCl, H2SO4, HNO3, H2S.

*Основанием* называется соединение, образующее при диссоциации в водном растворе из отрицательных ионов только *гидроксид-ионы* OH-. По современной номенклатуре основания принято называть гидроксидами элементов с указанием степени окисления: NaOH – гидроксид натрия, KOH – гидроксид калия, Ca(OH)2 – гидроксид кальция, Cr(OH)2 – гидроксид хрома (II), Cr(OH)3 – гидроксид хрома (III).

Гидроксиды металлов принято делить на две группы: растворимые в воде (образованные щелочными и щелочноземельными металлами) и нерастворимые в воде. Основное различие между ними заключается в том, что концентрация ионов OH- в растворах щелочей достаточно высока, для нерастворимых же оснований она определяется растворимостью вещества и обычно очень мала. Тем не менее небольшие равновесные концентрации иона OH- даже в растворах нерастворимых оснований определяют свойства этого класса соединений.

После Аррениуса было показано, что определение кислот и оснований в терминах теории электролитической диссоциации не охватывает всего многообразия кислотно-основных свойств веществ. Дальнейшее развитие химии потребовало уточнить и дополнить определения кислот и оснований.

Согласно *протонной* теории кислот и оснований, предложенной И. Бренстедом, *кислотой* называют вещество, отщепляющее при данной реакции протоны, а *основанием* – вещество, способное принимать протоны. Любая реакция отщепления протона выражается уравнением

кислота → основание + H+.

На базе таких представлений понятными становятся основные свойства аммиака, который за счёт неподелённой пары электронов атома азота эффективно принимает протон при взаимодействии с кислотами, образуя за счёт донорно-акцепторной связи ион аммония:

HNO3 + NH3 ↔ NH+ + NO-.

Возможно и ещё более общее определение кислот и оснований. Г. Льюис предположил, что кислотно-основные взаимодействия совсем *необязательно происходят с переносом протона*. В определении кислот и оснований по Льюису основная роль отводится *участию электронных пар* в химическом взаимодействии.

*Катионы, анионы или нейтральные молекулы, способные принять одну или несколько пар электронов, называют кислотами Льюиса.*

Так, например, фторид алюминия AlF3 – кислота, способная принимать электронную пару при взаимодействии с аммиаком:

AlF3 + :NH3 ↔ [AlF3]:[NH3].

*Катионы, анионы или нейтральные молекулы, способные отдавать электронные пары, называют основаниями Льюиса*. В только что рассмотренном примере аммиак является основанием.

Определение Г. Льюиса охватывает все кислотно-основные процессы, рассмотренные ранее предложенными теориями.

**5. Гидролиз солей**

*Солями* называются соединения, образующие при диссоциации в водном растворе положительно заряженные *ионы металлов* и отрицательно заряженные *ионы кислотных остатков*, а иногда кроме них, ионы водорода и гидроксид-ионы, например:

Na2SO4 ↔ 2Na+ + SO2-,

NaHSO4 ↔ Na+ + HSO- ↔ Na+ + H+ + SO2-,

Mg(OH)Cl ↔ Mg(OH)+ + Cl- ↔ Mg2+ + OH- + Cl-.

В соответствии с данным определением соли делятся на *средние* (Na2SO4), *кислые* (NaHSO4) и *основные* (Mg(OH)Cl).

Общеизвестно, что реакция чистой воды является нейтральной (pH = 7). Водные растворы кислот и оснований имеют соответственно кислую (pH < 7) и щелочную (pH > 7) реакцию. Практика, однако, показывает, что не только кислоты и основания, но и соли могут иметь щелочную или кислую реакцию – причиной этого является *гидролиз солей*.

*Взаимодействие солей с водой, в результате которого образуются кислота (или кислая соль) и основание (или основная соль), называется гидролизом солей.*

Причиной гидролиза является электролитическая диссоциация соответствующих солей и воды. Вода незначительно диссоциирует на ионы H+ и OH-, но в процессе гидролиза один или оба из этих ионов могут связываться ионами, образующимися при диссоциации соли, в малодиссоциированные, летучие или труднорастворимые вещества. Рассмотрим гидролиз солей следующих основных типов:

1. *Соли сильного основания и* *сильной кислоты* при растворении в воде (например, NaCl, CaCl2, K2SO4) не гидролизуются, и раствор соли имеет нейтральную реакцию.

2. *Соли сильного основания и слабой кислоты*, например KClO, Na2CO3, CH3COONa, NaCN, Na2S, K2SiO3.

Запишем уравнение гидролиза ацетата натрия:

CH3COONa + H2O ↔ CH3COOH + NaOH.

В результате реакции образовался слабый электролит – уксусная кислота. В ионном виде этот процесс можно записать так:

CH3COO- + H2O ↔ CH3COOH + OH-.

Следовательно, раствор CH3COONa будет проявлять щелочную реакцию.

При растворении солей многоосновных кислот гидролиз протекает ступенчато, например:

Na2S + H2O ↔ NaHS + NaOH

или в ионной форме

S2- + H2O ↔ HS- + OH-. (6)

Процесс (6) отражает гидролиз Na2S по первой ступени. Чтобы гидролиз прошёл полностью, как правило, увеличивают температуру процесса:

HS- + H2O ↔ H2S + OH-.

Таким образом, при растворении в воде соли сильного основания и слабой кислоты раствор приобретает *щелочную* реакцию вследствие гидролиза.

3. *Соли слабого основания и сильной кислоты*, например Al2(SO4)3, FeCl2, CuBr2, NH4Cl.

Рассмотрим гидролиз хлорида железа (II):

FeCl2 + H2O ↔ Fe(OH)Cl + HCl. (7)

В ионном виде этот процесс можно записать так:

Fe2+ + H2O ↔ Fe(OH)+ + H+. (8)

По второй ступени гидролиз протекает следующим образом:

Fe(OH)+ + H2O ↔ Fe(OH)2 + H+. (9)

Из реакций (7)-(9) ясно, что в результате гидролиза солей слабого основания и сильной кислоты раствор приобретает *кислую* реакцию.

4. *Соли слабого основания и слабой кислоты*, например Al2S3, Cr2S3, CH3COONH4, (NH4)2CO3. При растворении в воде таких солей образуются малодиссоциирующие кислота и основание:

CH3COONH4 + H2O ↔ CH3COOH + NH4OH

или в ионном виде:

CH3COO- + NH+ + H2O ↔ CH3COOH + NH4OH.

Реакция среды в растворах подобных солей зависит от относительной силы кислоты и основания. Другими словами, водные растворы таких солей могут иметь нейтральную, кислую или щелочную реакцию в зависимости от констант диссоциации образующихся кислот и оснований.

Так, при гидролизе CH3COONH4 реакция раствора будет слабощелочной, поскольку константа диссоциации гидроксида аммония (K = 6,3 \* 10-5) больше константы диссоциации уксусной кислоты (K = 1,75 \* 10-5).

**Список литературы**

1. Кузьменко Н. Е., Еремин В. В., Попков В. А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы: В 2 т. М.: 1-я Федерат. книготорг. компания, 1998.

2. Хомченко Г. П. Химия для поступающих в вузы. М.: Высшая школа, 1988.

3. Фримантл М. Химия в действии: В 2 ч. М.: Мир, 1991.