# РАСТВОРЫ. РАСТВОРИМОСТЬ

 Если в сосуд с водой поместить кристаллы поваренной соли, сахара или перманганата калия (марганцовки), то мы можем наблюдать, как количество твердого вещества постепенно уменьшается. При этом вода, в которую были добавлены кристаллы, приобретает новые свойства: у нее появляется соленый или сладкий вкус (в случае марганцовки появляется малиновая окраска), изменяется плотность, температура замерзания и т.д. Полученные жидкости уже нельзя назвать водой, даже если они неотличимы от воды по внешнему виду (как в случае с солью и сахаром). Это – *растворы*.

 **Растворы** - однородная многокомпонентная система, состоящая из растворителя, растворённых веществ и продуктов их взаимодействия.

 Растворы не отстаиваются и сохранятся все время однородными. Если раствор профильтровать через самый плотный фильтр, то ни соль, ни сахар, ни марганцевокислый калий не удается отделить от воды. Следовательно, эти вещества в воде раздроблены до наиболее мелких частиц – молекул. Молекулы могут опять собраться в кристаллы только тогда, когда мы выпарим воду. Таким образом, растворы – это *молекулярные* смеси.

 По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твёрдыми (многие сплавы металлов).
 Размеры частиц в истинных растворах - менее 10-9 м (порядка размеров молекул).

 Любой раствор состоит из растворителя и растворенного вещества. В приведенных примерах растворителем является вода. Но не всегда обязательно вода является растворителем. Например, можно получить раствор воды в серной кислоте. Здесь растворителем будет кислота. Можно приготовить и растворы кислоты в воде.

 ***Из двух или нескольких компонентов раствора растворителем является тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и раствор в целом.***

\*\* Существуют растворы не только жидкие, но и газовые и даже твердые. Например, воздух – раствор кислорода и еще нескольких газов в азоте. Сплавы металлов представляют собой твердые растворы металлов друг в друге. Газы, как мы уже знаем, способны растворяться в воде.

 Давайте разберемся в том, как происходит растворение веществ. Для этого понаблюдаем, как растворяется добавленный в чай сахар. Если чай холодный, то сахар растворяется медленно. Наоборот, если чай горячий и размешивается ложечкой, то растворение происходит быстро.

 Попадая в воду, молекулы сахара, находящиеся на поверхности кристаллов сахарного песка, образуют с молекулами воды донорно-акцепторные (водородные) связи. При этом с одной молекулой сахара связывается несколько молекул воды. Тепловое движение молекул воды заставляет связанные с ними молекулы сахара отрываться от кристалла и переходить в толщу молекул растворителя (рис. 7-2).

 Рис. 7-2. Молекулы сахара (белые кружочки), находящиеся на поверхности кристалла сахара, окружены молекулами воды (темные кружочки). Между молекулами сахара и воды возникают водородные связи, благодаря которым молекулы сахара отрываются от поверхности кристалла. Молекулы воды, не связанные с молекулами сахара, на рисунке не показаны.

Молекулы сахара, перешедшие из кристалла в раствор, могут передвигаться по всему объему раствора вместе с молекулами воды благодаря тепловому движению. Это явление называется *диффузией*. Диффузия происходит медленно, поэтому около поверхности кристаллов находится избыток уже оторванных от кристалла, но еще не диффундировавших в раствор молекул сахара.

Они мешают новым молекулам воды подойти к поверхности кристалла, чтобы связаться с его молекулами водородными связями. Если раствор перемешивать, то диффузия происходит интенсивнее и растворение сахара идет быстрее. Молекулы сахара распределяются равномерно и раствор становится одинаково сладким по всему объему.

Количество молекул, способных перейти в раствор, часто ограничено. Молекулы вещества не только покидают кристалл, но и вновь присоединяются к кристаллу из раствора. Пока кристаллов относительно немного, больше молекул переходит в раствор, чем возвращается из него – идет растворение. Но если растворитель находится в контакте с большим количеством кристаллов, то число уходящих и возвращающихся молекул становится одинаковым и для внешнего наблюдателя растворение прекращается.

## **Ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные растворы**

Если молекулярные или ионные частицы, распределённые в жидком растворе присутствуют в нём в таком количестве, что при данных условиях не происходит дальнейшего растворения вещества, раствор называется насыщенным. (Например, если поместить 50 г NaCl в 100 г H2O, то при 20ºC растворится только 36 г соли).

**Насыщенным** называется раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворённого вещества.

Поместив в 100 г воды при 20ºC меньше 36 г NaCl мы получим ненасыщенный раствор.

При нагревании смеси соли с водой до 100C произойдёт растворение 39,8 г NaCl в 100 г воды. Если теперь удалить из раствора нерастворившуюся соль, а раствор осторожно охладить до 20ºC, избыточное количество соли не всегда выпадает в осадок. В этом случае мы имеем дело с перенасыщенным раствором. Перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Помешивание, встряхивание, добавление крупинок соли может вызвать кристаллизацию избытка соли и переход в насыщенное устойчивое состояние.

**Ненасыщенный раствор** - раствор, содержащий меньше вещества, чем в насыщенном.

**Перенасыщенный раствор** - раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном.

## **Растворение как физико-химический процесс**

Растворы образуются при взаимодействии растворителя и растворённого вещества. Процесс взаимодействия растворителя и растворённого вещества называется сольватацией (если растворителем является вода - гидратацией).

Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов - гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями.

Энергетической характеристикой растворения является теплота образования раствора, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

– поглощающие тепло процессы - разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;

– выделяющие тепло процессы - образование продуктов взаимодействия растворённого вещества с растворителем (гидраты) и др.

Если энергия разрушения кристаллической решетки меньше энергии гидратации растворённого вещества, то растворение идёт с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Так, растворение NaOH – экзотермический процесс: на разрушение кристаллической решётки тратится 884 кДж/моль, а при образовании гидратированных ионов Na+ и OH- выделяется соответственно 422 и 510 кДж/моль.

Если энергия кристаллической решётки больше энергии гидратации, то растворение протекает с поглощением теплоты (при приготовлении водного раствора NH4NO3 наблюдается понижение температуры).

## **Растворимость**

 Мы говорим: "сахар растворяется в воде хорошо" или "мел плохо растворяется в воде". Но можно и количественно оценить способность того или иного вещества к растворению или, другими словами, *растворимость* вещества.

**Растворимостью –** называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

Если в 100 г воды растворяется более 10 г вещества, то такое вещество называют хорошорастворимым. Если растворяется менее 1 г вещества – вещество малорастворимо. Наконец, вещество считают практически нерастворимым, если в раствор переходит менее 0,01 г вещества. Абсолютно нерастворимых веществ не бывает.

Растворимость, выраженная при помощи массы вещества, которое может раствориться в 100 г воды при данной температуре, называют также коэффициентом растворимости.

В качестве примера приведем растворимость (в граммах вещества на 100 г воды при комнатной температуре) нескольких веществ: твердых, жидких и газообразных, среди которых многие имеют похожие химические формулы (таблица 7-2).

Таблица 7- 2. Растворимость некоторых веществ в воде при комнатной температуре, растворимость большинства (но не всех!) твердых веществ с увеличением температуры увеличивается, а растворимость газов, наоборот, уменьшается. Это связано прежде всего с тем, что молекулы газов при тепловом движении способны покидать раствор гораздо легче, чем молекулы твердых веществ.

\*\*Если измерять растворимость веществ при разных температурах, то обнаружится, что одни вещества заметно меняют свою растворимость в зависимости от температуры, другие – не очень сильно (см. табл. 7-3).

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Название вещества | Формула | Агрегатное состояние | Растворимость (г/100 г воды) |
| Серная кислота | H2SO4 | жидкость | любое количество |
| Хлористый водород | HCl | газ | 71,9 |
| Хлорид натрия | NaCl | кристал. | 35,9 |
| Сульфат меди | CuSO4 5H2O | кристал. | 20,7 |
| Сульфат кальция | CaSO4 | кристал. | 0,2 |
| Тетрахлорид углерода | CCl4 | жидкость | 0,08 |
| Сульфат бария | BaSO4 | кристал. | 0,00023 |
| Хлорид серебра | AgCl | кристал. | 0,00015 |

Если полученные в опытах значения нанести на оси координат, то получаются так называемые кривые растворимости различных веществ (рис. 7-3). Эти кривые имеют практическое значение. По ним легко узнать, сколько вещества (например, KNO3) выпадет в осадок при охлаждении до 20 С насыщенного раствора, приготовленного при 80 С.

|  |  |
| --- | --- |
| . Вещество | Температура,  C |
|   | 0 | 20 | 50 | 80 | 100 |
| KBr | 53,5 | 65,2 | 80,8 | 94,6 | 103,3 |
| NaCl | 35,7 | 35,9 | 36,8 | 38,1 | 39,4 |
| CaSO4 | 0,176 | 0,206 | 0,180 | 0,102 | 0,066 |

Таблица 7-3. Влияние температуры на растворимость некоторых твердых веществ. В таблице приведена растворимость в г/100 г воды

Рис. 7-3. Кривые растворимости твердых (а) и газообразных (б) веществ.

С помощью таких операций очищают вещества. Дело в том, что при охлаждении ненасыщенного раствора образуется насыщенный раствор, но *насыщенный по основному веществу*, которого больше всего, а не по *примесям*. Поэтому при охлаждении в осадок выпадает только чистое вещество, а примеси (вместе с частью вещества) остаются в растворе.

Чистые кристаллы отфильтровывают от охлажденного, загрязненного примесями раствора. Этот способ очистки называется *ПЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИЕЙ*. Так очищают, например, многие лекарственные препараты.

 Предельная растворимость многих веществ в воде (или в других растворителях) представляет собой постоянную величину, соответствующую концентрации насыщенного раствора при данной температуре. Она является качественной характеристикой растворимости и приводится в справочниках в граммах на 100 г растворителя (при определённых условиях).

Растворимость зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления.

**Природа растворяемого вещества**. Кристаллические вещества подразделяются на:

##### P - хорошо растворимые (более 1,0 г на 100 г воды);

**M** - малорастворимые (0,1 г - 1,0 г на 100 г воды);

**Н** - нерастворимые (менее 0,1 г на 100 г воды).

(Смотри таблицу растворимости)

**Природа растворителя**. При образовании раствора связи между частицами каждого из компонентов заменяются связями между частицами разных компонентов. Чтобы новые связи могли образоваться, компоненты раствора должны иметь однотипные связи, т.е. быть одной природы. Поэтому ионные вещества растворяются в полярных растворителях и плохо в неполярных, а молекулярные вещества - наоборот.

**Влияние температуры**. Если растворение вещества является экзотермическим процессом, то с повышением температуры его растворимость уменьшается (Например,Ca(OH)2 в воде) и наоборот. Для большинства солей характерно увеличение растворимости при нагревании.

Практически все газы растворяются с выделением тепла. Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением увеличивается.

**Влияние давления**. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением уменьшается.

#  КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

## Способы выражения концентрации растворов

Существуют различные способы выражения состава раствора. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную и нормальную концентрацию.

**Массовая доля растворённого вещества** w(B) - это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора m :

w(B)= m(B) / m

**Молярная концентрация** C(B) показывает, сколько моль растворённого вещества содержится в 1 литре раствора.

 C(B) = n(B) / V = m(B) / (M(B) • V),

 где М(B)  - молярная масса растворенного вещества г/моль.

Концентрацию раствора можно выразить количеством молей растворённого вещества в 1000 г растворителя. Такое выражение концентрации называют моляльностью раствора.

**Нормальность** раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора или число миллиграмм-эквивалентов в одном миллилитре раствора.

Грамм - эквивалентом вещества называется количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Для сложных веществ - это количество вещества, соответствующее прямо или косвенно при химических превращениях 1 грамму водорода или 8 граммам кислорода.

Эоснования = Моснования / число замещаемых в реакции гидроксильных групп
Экислоты = Мкислоты / число замещаемых в реакции атомов водорода
Эсоли = Мсоли / произведение числа катионов на его заряд

Величины нормальности обозначают буквой "Н". Например, децинормальный раствор серной кислоты обозначают "0,1 Н раствор H2SO4". Так как нормальность может быть определена только для данной реакции, то в разных реакциях величина нормальности одного и того же раствора может оказаться неодинаковой. Так, одномолярный раствор H2SO4 будет однонормальным, когда он предназначается для реакции со щёлочью с образованием гидросульфата NaHSO4, и двухнормальным в реакции с образованием Na2SO4.

## Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие

При пересчете процентной концентрации в молярную и наоборот, необходимо помнить, что процентная концентрация рассчитывается на определенную массу раствора, а молярная и нормальная - на объем, поэтому для пересчета необходимо знать плотность раствора. Если мы обозначим: с - процентная концентрация; M - молярная концентрация; N - нормальная концентрация; э - эквивалентная масса,  - плотность раствора; m - мольная масса, то формулы для пересчета из процентной концентрации будут следующими:

M = (c • p • 10) / m

N = (c • p • 10) / э

Этими же формулами можно воспользоваться, если нужно пересчитать нормальную или молярную концентрацию на процентную.

Иногда в лабораторной практике приходится пересчитывать молярную концентрацию в нормальную и наоборот. Если эквивалентная масса вещества равна мольной массе (Например, для HCl, KCl, KOH), то нормальная концентрация равна молярной концентрации. Так, 1 н. раствор соляной кислоты будет одновременно 1 M раствором. Однако для большинства соединений эквивалентная масса не равна мольной и, следовательно, нормальная концентрация растворов этих веществ не равна молярной концентрации.

Для пересчета из одной концентрации в другую можно использовать формулы:

M = (N • Э) / m

N = (M • m) / Э

|  |
| --- |
|  Растворимость твердых веществ |

Растворимость веществ, являющихся твердыми при температуре растворения, выражена через массовый коэффициент растворимости *k* (в граммах безводного вещества на 100 г воды). Как правило, растворимость приведена в холодной (20 °С) и горячей воде (80 С), иная температура указана верхним индексом, причем значок \* отвечает интервалу комнатной температуры (18-25° С). Прочерк отвечает полному разложению вещества водой. Многоточие означает отсутствие данных.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Вещество**  | ***k*, 20°**  | ***k*, 80°**  | **Вещество**  | ***k*, 20°**  | ***k*, 80°**  |
| AgF  | 172  | 216  | KNO2  | 306,7  | 376  |
| AgNO3  | 227,9  | 635,3  | KNO3  | 31,6  | 168,8  |
| AlCl3  | 45,9  | 48,6  | KOH  | 112,4  | 162,5  |
| Al2(SO4)3  | 36,4  | 73,1  | K3PO4  | 98,5  | 178,560  |
| B(OH)3  | 4,87  | 23,54  | K2SO3  | 107,0  | 111,5  |
| BaCl2  | 36,2  | 52,2  | K2SO4  | 11,1  | 21,4  |
| Ba(OH)2  | 3,89  | 101,4  | K2S2O6(O2)  | 4,7  | 11,040  |
| BaS  | 7,86  | 49,91  | LiCl  | 84,525  | 112,3  |
| BeCl2  | 72,8  | 77,030  | LiOH  | 12,8  | 15,3  |
| BeSO4  | 39,1  | 67,2  | Li2SO4  | 34,7  | 31,975  |
| CaCN2  | 2,5025  | -  | MgCl2  | 54,8  | 65,8  |
| CaCl2  | 74,5  | 147,0  | MgSO4  | 35,1  | 54,8  |
| Ca(ClO)2  | 33,325  | -  | MnCl2  | 73,9  | 112,7  |
| Ca(NO3)2  | 129,3  | 358,7  | MnSO4  | 62,9  | 45,6  |
| CdCl2  | 113,4  | 140,4  | (NH4)2CO3  | 10015  | -  |
| CdSO4  | 76,4  | 67,2  | NH4Cl  | 37,2  | 65,6  |
| CrCl3  | 34,925  | -  | N2H5Cl  | 17925  | …  |
| Cr2(SO4)3  | 6425  | …  | NH4F  | 82,6  | 117,6  |
| CsCl  | 186,5  | 250  | NH4HCO3  | 21,7  | -  |
| CsOH  | 385,615  | 30330  | NH4HS  | 128,10  | -  |
| CuCl2  | 72,7  | 96,1  | NH4NCS  | 170  | 431  |
| CuSO4  | 20,5  | 55,5  | NH4NO3  | 192,0  | 580,0  |
| FeCl2  | 68  | 90,7  | (NH3OH)Cl  | 83  | 194  |
| FeCl3  | 91,9  | -  | (NH4)2SO4  | 75,4  | 94,1  |
| Fe(NH4)2(SO4)2  | 26,4  | 5270  | Na2B4O7  | 2,5  | 24,3  |
| FeSO4  | 26,6  | 43,7  | Na2CO3  | 21,8  | 45,1  |
| Fe2(SO4)3  | 440\*  | -  | NaCl  | 35,.9  | 38,1  |
| H2C2O4  | 9,52  | 84,5  | NaClO  | 53,4  | 129,950  |
| H2(PHO3)  | 69430  | …  | NaClO2  | 64  | 12260  |
| H3PO4  | 548  | …  | NaClO3  | 95,9  | 203,9100  |
| H2SeO4  | 566,6  | 275350  | NaClO4  | 21125  | 30075  |
| H6TeO6  | 50,0530  | 106,4  | NaHCO3  | 9,59  | 20,2  |
| HgCl  | 6,59  | 24,2  | NaH2PO4  | 85,2  | 207,3  |
| K[Ag(CN)2]  | 25  | 100  | Na2HPO4  | 7,660  | 92,4  |
| KAl(SO4)2  | 5,9  | 71,0  | NaHSO4  | 28,6  | 50100  |
| K[Au(CN)2]  | 14\*  | 200  | NaNO2  | 82,9  | 135,5  |
| KBr  | 65,2  | 94,6  | NaNO3  | 87,6  | 149  |
| KBrO3  | 6,87  | 34,28  | NaOH  | 108,7  | 314  |
| KCN  | 69,9  | 99,8  | Na(PH2O2) | 8325  | 554100  |
| K2CO3  | 111,0  | 139,2  | Na2(PHO3)  | 4190  | …  |
| KCl  | 34,4  | 51,1  | Na3PO4  | 14,525  | 68,0  |
| KClO3  | 7,3  | 37,6  | Na2S  | 18,6  | 49,2  |
| K2CrO4  | 63,0  | 75,1  | Na2SO3  | 26,1  | 29,0  |
| K2Cr2O7  | 12,48  | 73,01  | Na2SO4  | 19,2  | 43,3  |
| KCr(SO4)2  | 12,5125  | …  | Na2(SO3S)  | 70,1  | 229  |
| KF  | 94,93  | 150,1  | NiCl2  | 64,0  | 86,275  |
| K3[Fe(CN)6]  | 46,0  | 81,8  | NiSO4  | 38,4  | 66,7  |
| K4[Fe(CN)6]  | 28,0  | 67,0  | Pb(NO3)2  | 52,2  | 107,4  |
| KHCO3  | 33,3  | 68,370  | RbCl  | 91,1  | 127,2  |
| K(HF2)  | 39,2  | 114  | RbOH  | 17915  | 28247  |
| KH2PO4  | 22,6  | 70,4  | SnCl2  | 269,815  | -  |
| K2HPO4  | 159,8  | 267,563  | SnSO4  | 18,819  | -  |
| KI  | 144,5  | 190,7  | SrCl2  | 53,1  | 93,1  |
| KIO3  | 8,1  | 24,8  | TlNO3  | 9,55  | 111  |
| KMnO4  | 6,36  | 2565  | TlOH  | 34,318  | 126,190  |
| KCN  | 69,9  | 99,8  | ZnCl2  | 367  | 549  |
| KNCS  | 217  | 40867  | ZnSO4  | 54,1  | 67,2 |

###

###  Дисперсные и коллоидные системы. Растворы

**Дисперсные системы.** В природе и технике часто встречаются ***дисперсные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.***

В дисперсных системах различают *дисперсную фазу —* мелкораздробленное вещество и *дисперсионную среду —* однородное вещество, в котором распределена дисперсная фаза. Например, в мутной воде, содержащей глину, дисперсной фазой являются твердые частички глины, а дисперсионной средой — вода; в тумане дисперсная фаза — частички жидкости, дисперсионная среда — воздух; в дыме дисперсная фаза —- твердые частички угля, дисперсионная среда — воздух; в молоке — дисперсная фаза — частички жира, дисперсионная среда — жидкость и т. д.

**К дисперсным системам относятся** *обычные (истинные) растворы, коллоидные растворы, а также суспензии и эмульсии.* Они отличаются друг от друга прежде всего размерами частиц, т. е. степенью дисперсности (раздробленности).

Системы с размером частиц менее 1 нм представляют собой — ***истинные растворы****,* состоящие из молекул или ионов растворенного вещества. Их следует рассматривать как однофазную систему. Системы с размерами частиц больше 100 нм — это грубодисперсные системы — суспензии и эмульсии.

***Суспензии*** — это дисперсные системы, в которых дисперсной фазой является твердое вещество, а дисперсионной средой — жидкость, — причем твердое вещество практически нерастворимо в жидкости. Чтобы приготовить суспензию, надо вещество измельчить до тонкого порошка, высыпать в жидкость, в которой вещество не растворяется, и хорошо взболтать (например, взбалтывание глины в воде). Со временем частички выпадут на дно сосуда. Очевидно, чем меньше частички, тем дольше будет сохраняться суспензия.

***Эмульсии*** — это дисперсные системы, в которых и дисперсная фаза и дисперсионная среда являются жидкостями, взаимно не смешивающихся. Из воды и масла можно приготовить эмульсию длительным встряхиванием смеси. Примером эмульсии является молоко, в котором мелкие шарики жира плавают в жидкости. *Суспензии и эмульсии — двухфазные системы.*

**Коллоидные системы. *Коллоидные растворы*** ***— это высокодисперсные двухфазные системы, состоящие из дисперсионной среды и дисперсной фазы, причем линейные размеры частиц последней лежат в пределах от 1 до 100 нм.*** Как видно, коллоидные растворы по размерам частиц являются промежуточными между истинными растворами и суспензиями и эмульсиями. Коллоидные частицы обычно состоят из большого числа молекул или ионов.

*Коллоидные растворы иначе называют* ***золями.*** Их получают дисперсионными и конденсационными методами. Диспергирование чаще всего производят при помощи особых “коллоидных мельниц”. При конденсационном методе коллоидные частицы образуютсяза счет объединения атомов или молекул в агрегаты. Так, если возбудить в воде дуговой электрический разряд между двумя проволоками из серебра, то пары металла конденсируются в коллоидные частицы. При протекании многих химических реакций также происходит конденсация и образуются высокодисперсные системы (выпадение осадков, протекание гидролиза, окислительно-восстановительные реакции и т.д.).

*Золи обладают рядом специфических свойств, которые подробно изучает* *коллоидная химия.* Золи в зависимости от размеров частиц могут иметь различную окраску, а у истинных растворов она одинаковая. Например, золи золота могут быть синими, фиолетовыми, вишневыми, рубиново-красными.

В отличие от истинных растворов для золей характерен *эффект Тиндаля*, т. е. рассеяние света коллоидными частицами. При пропускании через золь пучка света появляется светлый конус, видимый в затемненном помещении. Так можно распознать, является данный раствор коллоидным или истинным.

Одним из важных свойств золей является то, что их *частицы имеют электрические заряды одного знака.* Благодаря этому они не соединяются в более крупные частицы и не осаждаются. При этом частицы одних золей, например металлов, сульфидов, кремниевой и оловянной кислот, имеют отрицательный заряд, других, например гидроксидов, оксидов металлов, — положительный заряд. Возникновение заряда объясняется адсорбцией коллоидными частицами ионов из раствора.

*Для осаждения золя необходимо, чтобы его частицы соединились в более крупные агрегаты.* Соединение частиц в более крупные агрегаты называется ***коагуляцией****,* а осаждение их под влиянием силы тяжести — ***седиментацией.***

*Обычно коагуляция происходит при прибавлении к золю: 1) электролита,**2) другого золя, частицы которого имеют противоположный заряд, и 3) при нагревании.*

***При определенных условиях коагуляция золей приводит к образованию студенистой массы, называемой*** ***гелем.*** В этом случае вся масса коллоидных частиц, связывая растворитель, переходит в своеобразное полужидкое-полутвердое состояние. *От гелей следует отличать* ***студни — растворы высокомолекулярных веществ в низкомолекулярных жидкостях (системы гомогенные).*** Их можно получить при набухании твердых полимеров в определенных жидкостях.

Значение золей исключительно велико, так как они более распространены, чем истинные растворы. Протоплазма живых клеток, кровь, соки растений — все это сложные золи. С золями связано получение искусственных волокон, дубление кож, крашение, изготовление клеев, лаков, пленок, чернил. Много золей в почве, и они имеют первостепенное значение для ее плодородия.

**Растворы. *Растворами называются гомогенные (однородные) системы, содержащие не менее двух веществ.*** Т. е. могут существовать растворы твердых, жидких и газообразных веществ в жидких растворителях, а также однородные смеси (растворы) твердых, жидких и газообразных веществ. Наибольшее значение имеют жидкие смеси, в которых растворителем является жидкость.

**Механизм образования растворов.** Процесс растворения твердых веществ в жидкостях можно представить так: под влиянием растворителя от поверхности твердого вещества постепенно отрываются отдельные ионы или молекулы и равномерно распределяются по всему объему растворителя. Если растворитель соприкасается с большим количеством вещества, то через некоторое время раствор становится насыщенным. Таким образом, в процессе растворения частицы (ионы или молекулы) растворяемого вещества под действием хаотически движущихся частиц растворителя переходят в раствор, образуя качественно новую однородную систему.

Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом: выделением, или поглощением теплоты — в зависимости от природы вещества. При растворении в воде, например, гидроксида калия, серной кислоты наблюдается сильное разогревание раствора, т.е. выделение теплоты, а при растворении нитрата аммония — сильное охлаждение раствора, т.е. поглощение теплоты. В первом случае осуществляется ***экзотермический процесс*** ( Н *<* 0), во втором — ***эндотермический***( H > 0). ***Теплота растворения  H — это количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся при растворении 1 моль вещества.*** Так, для гидроксида калия  Н0 = -55,65 кДж/моль, а для нитрата аммония  Н0 = +26,48 кДж/моль.

В результате химического взаимодействия растворенного вещества с растворителем образуются соединения, которые называют *сольватами* (или *гидратами,* если растворителем является вода). Образование таких соединений роднит растворы с химическими соединениями.

Сольваты (гидраты) образуются за счет донорно-акцепторного, ион-дипольного взаимодействия, за счет водородных связей, а также дисперсионного взаимодействия (в случае растворов родственных веществ, например бензола и толуола).

Особенно склонны к гидратации (соединению с водой) ионы. Ионы присоединяют полярные молекулы воды, в результате образуются гидратированные ионы. Поэтому, например, в растворе ион меди (II) голубой, в безводном сульфате меди он бесцветный. Многие из таких соединений непрочны и легко разлагаются при выделении их в свободном виде, однако в ряде случаев образуются прочные соединения, которые можно легко выделить из раствора кристаллизацией. При этом выпадают кристаллы, содержащие молекулы воды.

*Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называются* ***кристаллогидратами,*** *а вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется* ***кристаллизационной****.* Кристаллогидратами являются многие природные минералы. Ряд веществ (в том числе и органические) получаются в чистом виде только в форме кристаллогидратов.

Таким образом, растворение — не только физический, но и химический процесс. Растворы образуются путем взаимодействия частиц растворенного вещества с частицами растворителя.

**Растворимость веществ.** По растворимости в воде все вещества делятся на три группы: *1) хорошо растворимые, 2) малорастворимые и 3) практически нерастворимые. Последние называют также нерастворимыми веществами*. Однако следует отметить, что абсолютно нерастворимых веществ нет. Если опустить в воду стеклянную палочку или кусочек золота или серебра, то они в ничтожно малых количествах все же растворяются в воде. Как известно, растворы серебра или золота в воде убивают микробов. Стекло, серебро, золото - это примеры практически нерастворимых в воде веществ (твердые вещества). К ним следует также отнести керосин, растительное масло (жидкие вещества), благородные газы (газообразные вещества).

Примером малорастворимых в воде веществ могут служить гипс, сульфат свинца (твердые вещества), диэтиловый эфир, бензол (жидкие вещества), метан, азот, кислород (газообразные вещества).

Многие вещества в воде растворяются весьма хорошо. Примером таких веществ могут служить сахар, медный купорос, гидроксид натрия (твердые вещества), спирт, ацетон (жидкие вещества), хлороводород, аммиак (газообразные вещества).

Из приведенных примеров следует, что растворимость прежде всего зависит от природы веществ. Кроме того, она зависит также от температуры и давления. Сам процесс растворения обусловлен взаимодействием частиц растворимого вещества и растворителя; это самопроизвольный процесс.

По соотношению преобладания числа частиц, переходящих в раствор и удаляющихся из раствора, различают растворы *насыщенные, ненасыщенные* и *пересыщенные.* С другой стороны, по относительным количествам растворенного вещества и растворителя растворы подразделяют на *разбавленные* и *концентрированные.*

***Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, т. е. раствор, находящийся в равновесии с растворяемым веществом, называют насыщенным, а раствор, в котором еще можно растворить добавочное количество данного вещества, — ненасыщенным.***