

## Глоссарий

**Авогадро закон:** при одинаковых условиях одинаковые количества разных газов занимают одинаковые объёмы. Следствие: один моль любого газа занимает при так называемых нормальных условиях ( $0^{\circ}\text{C}$  и 1 атм) объём 22,4 л (иначе говоря, молярный объём  $V_m=22,4$  л/моль).

**Анод:** электрод, где происходит окисление.

**Атом:** сложная частица, имеющая диаметр несколько десятимиллиардных долей метра (короче: порядка  $10^{-10}$  м) и массу порядка  $10^{-24}$ - $10^{-25}$  кг. Атомы состоят из более мелких частиц (субатомных или элементарных): протонов, нейтронов, электронов.

**Вант-Гоффа правило:** с повышением температуры на каждые 10 градусов скорости многих химических реакций увеличиваются в 2-4 раза:  $v_2/v_1 = (t_2 - t_1)/10$ . Число называют температурным коэффициентом реакции Вант-Гоффа.

**Вещества:** в химии - большие коллективы сильно взаимодействующих атомов. Химическое вещество имеет определённый качественный и количественный состав, отражаемый его химической формулой. Примеры индивидуальных веществ: вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ), железо (Fe), сера ( $\text{S}_8$ ), сахар ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ), кислород ( $\text{O}_2$ ).

**Водородный показатель (pH):** отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:  $\text{pH} = \lg [\text{H}^+]$ .

**Восстановление:** снижение степени окисления (за счёт принятия электронов). Атом (вещество, ион), принимающий электроны, называют окислителем.

**Гесса закон:** изменение энтальпии системы в результате реакции не зависит от пути протекания реакции, а зависит только от начального и конечного состояния системы.

**Гидролиз:** разложение воды ионами солей и другими частицами. Причиной гидролиза является поляризующее действие вещества (так называют свойство смещать электроны) на химическую связь в молекулах воды.

**Группа:** элементы, атомы которых имеют одинаковое число электронов на валентных подуровнях. Это число чаще всего равно номеру группы. Элементы, у которых в стадии заполнения электронами находятся только внешний уровень с квантовым числом  $n$ , формируют главную подгруппу. Если в стадии заполнения находятся также уровни с  $n-1$  и/или  $n-2$ , элементы формируют побочную подгруппу.

**Групповые реагенты:** вещества, которые в данных условиях реагируют с несколькими ионами. Например, карбонат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  реагирует с ионами  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ :  $\text{M}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{MCO}_3 \downarrow$ .

**Действия масс закон:** при постоянной температуре скорость одностадийной гомогенной химической реакции пропорциональна концентрации каждого из реагентов. Число частиц, участвующих в одной стадии, называют молекулярностью реакции.

**Жёсткость воды:** содержание в ней многозарядных катионов металлов. В природных водах это обычно  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , в некоторых есть и железо (обычно  $\text{Fe}^{2+}$ ). Выражают жёсткость, как и нормальную концентрацию, в экв/л.

**Временная жёсткость:** связана с наличием ионов гидрокарбоната  $\text{HCO}_3^-$ , в присутствии ионов кальция и магния.

**Закон периодический:** при последовательном увеличении заряда ядра (то есть атомного номера) у нейтральных атомов периодически повторяется электронная конфигурация внешнего уровня, что приводит к сходству химических свойств.

**Изотонический коэффициент  $i$ :** показывает, сколько моль частиц получается в растворе из 1 моль растворённого вещества.

**Изотопы:** атомы с одинаковым зарядом ядра и разным числом нейтронов (и поэтому разной массой).

**Ионная связь:** один или более электронов полностью переходят от одного атома к другому; при этом образуются ионы противоположного заряда, которые притягиваются друг к другу.

**Катод:** электрод, где происходит восстановление.

**Качественный анализ:** позволяет установить, из каких веществ, атомов или ионов состоит исследуемый образец.

**Кислоты:** вещества, диссоциирующие с образованием только катионов  $H^+$ :  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ . От ионов  $H^+$  они, собственно, и кислоты. После отрыва  $H^+$  остаётся кислотный остаток:  $Cl^-$  хлорид,  $NO_3^-$  нитрат,  $SO_4^{2-}$  сульфат.

**Ковалентная связь:** осуществляется общей для двух атомов парой электронов с противоположной ориентацией спинов; считается, что положительно заряженные атомные остатки притягиваются к общей области повышенной электронной плотности.

**Количественный анализ:** позволяет установить, в каком соотношении химические элементы или вещества входят в состав исследуемого образца.

**Комплексы:** отдельные прочные фрагменты структуры (комплексообразователь + лиганды). Отсюда термин "комплексные соединения" - содержащие комплексы. Комплексы существуют и в твёрдой фазе, и в жидкой, что придаёт им сходство со сложными молекулами (complex означает "сложный"). Центральный атом(ион) называют комплексообразователем, а внешние (координирующие) частицы - лигандами.

**Константа равновесия:** выражает соотношение между равновесными концентрациями продуктов реакции (произведение в числителе) и исходных веществ (произведение в знаменателе). Для газообразных веществ принято концентрации заменять парциальным давлением. Твёрдые фазы и растворитель в константу равновесия не включаются.

**Константа нестойкости комплекса:** константа равновесия процесса обмена лиганда на растворитель. Этот процесс называют также вторичной диссоциацией комплексного соединения. Чем меньше константа нестойкости, тем устойчивее исходный комплексный ион.

**Металлы:** химические элементы, в простых веществах которых наблюдается металлическая химическая связь.

**Царская водка:** смесь концентрированных азотной и соляной кислот (обычно, в соотношении 1:3). Растворяет благородные 4d- и 5d-металлы 8 и 1 группы ( $Pd$ ,  $Pt$ ,  $Au$ ). Координация: определённое расположение одних частиц (атомов, молекул, ионов) относительно других. Конкретнее, понятие включает химическую природу соседних частиц, их число и взаимное расположение.

**Коррозия:** самопроизвольные процессы окисления металлов, протекающие в агрессивной среде. Электрохимической коррозией называют происходящую в случае контакта двух металлов.

**Ле-Шателье принцип:** если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, в ней усиливается процесс, ослабляющий это воздействие. Например, при нагревании усиливается эндотермическая реакция и в новом равновесии будет больше продуктов этой реакции. При повышении давления усиливается реакция, идущая со снижением объёма и наоборот. При увеличении концентрации одного из веществ усиливается реакция, в которой это вещество расходуется.

**Массовая доля  $\omega_2$ :** отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора; обычно её представляют в % :  $\omega_2 = m_2 / (m_1 + m_2) \cdot 100\%$ .

**Металлическая связь:** некоторая часть электронов атома поступает в общее пользование всеми атомами кристалла, иначе говоря делокализуется; возникает притяжение между газом делокализованных электронов и положительными атомными остатками.

**Молекула:** группа прочно связанных атомов, способная двигаться как единое целое. Например, участвовать в тепловом движении. Молекулы бывают одноатомные (например, у аргона  $Ar$ ), двухатомные (у кислорода  $O_2$ , водорода  $H_2$ , азота  $N_2$ , хлора  $Cl_2$ ), трёхатомные (у воды  $H_2O$ , углекислого газа  $CO_2$ ) и так далее. Очень многие вещества не состоят из молекул. Так, структура графита содержит бесконечные плоские сетки из атомов углерода. Из отдельных ионов состоят все соли.

**Моль:**  $6,022 \cdot 10^{23}$  объектов (число структурных единиц, равное числу атомов в 12

граммах изотопа углерода-12). Данное число называют ещё числом Авогадро  $N_A$ . Число молей  $n$  называют количеством вещества,  $n = N/N_A$ , где  $N$  число объектов. 1 моль атомов водорода имеет массу примерно 1 грамм.

**Молярная доля  $x_2$** : отношение числа молей одного (обычно, растворённого) вещества к общему числу молей:  $x_2 = n_2/(n_1+n_2)$  100%.

**Моляльность**: число молей растворённого вещества на 1 кг растворителя:  $=n_2/m_1$ , выражают в моль/кг; полезная концентрация для выяснения температур замерзания и кипения растворов.

**Молярность  $C$  (молярная концентрация)**: число молей растворённого вещества в 1 л раствора:  $C = n_2/V$ . Именно молярную концентрацию подставляют в константу равновесия в растворах; выражают  $C$  в моль/л.

**Насыщенный раствор**: раствор, находящийся в равновесии с избытком растворяемого вещества.

**Нормальная концентрация**: число эквивалентов растворённого вещества в 1 л раствора.

**Окисление**: повышение степени окисления (за счёт удаления электронов). Атом (вещество, ион), отдающий электроны, называют восстановителем.

**Осмоз**: самопроизвольный перенос вещества через тонкую перегородку между растворами различного состава.

**Основания**: вещества, диссоциирующие с образованием только анионов  $\text{OH}^-$ :  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ . От ионов  $\text{OH}^-$  (гидроксогрупп) они мылятся и пенятся. После отрыва  $\text{OH}^-$  остаются катионы:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

**Паули принцип**: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором квантовых чисел. Иначе говоря, на одной орбитали может разместиться максимум 2 электрона, но с противоположными ориентациями спина, т.е. со значениями  $m_s$  1/2 и -1/2.

**Период**: элементы, атомы которых имеют одинаковое главное квантовое число  $n$  самых внешних электронов. Номер периода равен  $n$ .

**Постоянная жёсткость** связана с содержанием всех других анионов, кроме гидрокарбоната  $\text{HCO}_3^-$ . В природной воде это обычно сульфаты и хлориды (соли кальция или магния).

**Постоянства состава закон**: соотношения между массами элементов, входящих в состав соединения не зависят от способа получения этого соединения. Выполняется для молекулярных веществ и некоторых немолекулярных. Вещества постоянного состава называют дальтонидами. Почти все минералы, имеет переменный состав, зависящий от способа получения. Вещества переменного состава называют бертоллидами.

**Простые вещества**: состоят из атомов только одного элемента (графит, сера, ртуть, железо)

**Прочность связи между атомами** (например, между комплексообразователем и лигандом) - это энергия её разрыва.

**Равновесная система**: в которой установились неизменные во времени концентрации реагентов и продуктов и выровнялись температура и давление. С точки зрения термодинамики, при постоянном давлении и температуре равновесию отвечает минимум энергии Гиббса. В кинетике считают, что в состоянии равновесия выравниваются скорости прямой и обратной реакций.

**Раствор (истинный)**: однородная смесь переменного состава, в которой компоненты перемешаны на атомно-молекулярном уровне. В истинных растворах диаметр частиц (ионов и молекул)  $10^{-10}$ - $10^{-9}$  м. Между компонентами может быть интенсивное химическое взаимодействие (хотя и есть здесь слово "смесь").

**Раствор коллоидный (золь)**: смесь, в которой частицы ещё невидимы, но по размерам сильно превосходят атомные. Коллоидные частицы имеют диаметр  $10^{-8}$ - $10^{-6}$  м. Обычно рассматривают жидкие коллоидные растворы.

**Растворимость**: концентрация насыщенного раствора.

**Сильные электролиты**: содержат много ионов и поэтому имеют высокую

электропроводность, например, раствор H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в свинцовом аккумуляторе или раствор КОН в щелочном.

**Система:** набор объектов, мысленно или реально отделённых от остального мира. То, что вне системы, называется внешней средой. Между системой и внешней средой может происходить обмен веществом и энергией.

**Скорость гомогенной химической реакции:** изменение молярной концентрации продукта реакции в единицу времени:  $v = \frac{d[\text{Спрод}]}{dt}$ .

**Слабые электролиты:** содержат мало ионов и имеют поэтому низкую электропроводность. Атомы или ионы прочнее связываются друг с другом, чем с растворителем.

**Сложные вещества:** состоят из атомов двух и более элементов (вода, поваренная соль, сахар, этиловый спирт).

**Соли:** вещества, сочетающие катион металла с анионом кислотного остатка: NaCl, KNO<sub>3</sub>, CaSO<sub>4</sub>.

**Сольватация:** образование химических связей с растворяемого вещества с растворителем (solvent растворитель). Для водных растворов процесс называют гидратацией (hydro вода).

**Специфические реагенты:** вещества, с которыми в данных условиях реагирует только один ион. Например, ион аммония NH<sub>4</sub><sup>+</sup> реагирует с реактивом Несслера:  $\text{NH}_4^+ + 4\text{OH}^- + 2[\text{HgI}_4]^{2-} \rightarrow [\text{Hg}_2\text{N}]\text{I}^* \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O} + 7\text{I}^-$ .

**Стандартная энтальпия образования вещества (H<sub>0f</sub>):** изменение энтальпии в процессе получения одного моля вещества из простых веществ.

**Стандартные условия:** давление 101325 Па (1 атм) и температура 298,15 К (+25°C). Стандартным количеством вещества считают 1 моль.

**Степень гидролиза h:** мольная доля гидролизовавшихся ионов (от общего числа ионов). h аналогична степени диссоциации.

**Степень диссоциации:** отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему исходному числу молекул; иначе говоря, мольная доля распавшихся молекул.

**Степень окисления элемента в соединении:** условный заряд иона, образующийся в результате полного перехода от атомов с низкой электроотрицательностью (ЭО) к атомам с высокой ЭО.

**Термодинамика:** изучает передачу тепла от одних макроскопических объектов к другим. "Макроскопические объекты" означает большие в сравнении с размером атомов и молекул. Минимальный размер коллектива около 10<sup>8</sup> - 10<sup>7</sup> м по диаметру и 10<sup>5</sup> - 10<sup>8</sup> по числу частиц.

**Фаза:** совокупность однородных частей системы, отделённых от других её частей поверхностью раздела. Фаза может состоять и из одной однородной части. При переходе через поверхность раздела строение и свойства изменяются скачком.

**Химическая кинетика:** это учение о скорости и механизме химических реакций.

**Химический элемент:** вид атомов с одинаковым числом протонов в ядре.

**Химическая реакция:** превращение одних веществ в другие. Другими словами, в ходе реакции происходит изменение состава веществ. При этом некоторые связи между атомами разрываются, зато образуются новые связи.

**Химическая связь:** взаимодействие между атомами, если выигрыш энергии составляет более 1 эВ на атом (обычно: 3 - 5), иначе говоря более 100 кДж на моль атомов.

**Эквивалентов закон:** вещества вступают в реакцию в эквивалентных количествах - один эквивалент одного реагирует с одним эквивалентом другого.

**Эквивалент:** количество вещества, вступающее в реакцию с 1 г водорода или с 8 г кислорода, или с 96485 кулонами электричества. Иначе: это количество вещества, вступающее в реакцию с одним молем ионов водорода, ионов гидроксила или электронов, или отдающее один моль этих частиц.

**Электролиз:** химические процессы, происходящие в системе при пропускании электрического тока от внешнего источника энергии.

**Электролитическая диссоциация:** распад нейтрального вещества на ионы в результате химического взаимодействия с растворителем. Положительные ионы называют катионами:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ . Отрицательные ионы называют анионами:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{OH}^-$ .

**Электроотрицательность:** способность атома в веществе оттягивать на себя электроны. В главных подгруппах Периодической системы она сверху вниз уменьшается, а в периодах слева направо увеличивается. Иначе говоря, рост электроотрицательности означает усиление неметаллических свойств.

**Энергетический уровень атома:** совокупность состояний электронов с одинаковым значением главного квантового числа  $n$ . Совокупность состояний одного уровня с одинаковым значением орбитального квантового числа  $l$  называют энергетическим подуровнем. Подуровни обозначают буквами  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$ .

**Энтальпия (теплосодержание) системы:** величина  $H=U+pV$ . Энтальпия, в отличие от внутренней энергии, учитывает работу расширения или сжатия газа. При постоянном давлении её изменение противоположно тепловому эффекту:  $H=-Q_p$ . Если в ходе процесса тепло выделяется ( $Q_p>0$ , экзотермический процесс), то  $H<0$ . Если тепло поглощается (эндотермический процесс),  $H>0$ .

**Энтропия (степень беспорядка системы):** величина  $S$ , определяемая в термодинамике через количество теплоты, поступающее в систему при данной температуре:  $QT=T S$ . Энтропия жидкостей больше, чем у твёрдых веществ. Энтропия всегда возрастает при плавлении, кипении и образовании разбавленных растворов. Особенно большой энтропией обладают газы, так как в них все молекулы движутся беспорядочно.

начало