

ВЫСШЕЕ ОБРАЗОВАНИЕ

# ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

Краткий словарь

В. П. Зломанов  
П. Е. Казин  
А. В. Яценко  
Е. В. Румянцев



ЛАНЬ



В. П. ЗЛОМАНОВ,  
П. Е. КАЗИН,  
А. В. ЯЦЕНКО,  
Е. В. РУМЯНЦЕВ

# ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ КРАТКИЙ СЛОВАРЬ

*Издание второе, стереотипное*

## ДОПУЩЕНО

*ФУМО в системе высшего образования  
по укрупненной группе специальностей  
и направлений подготовки «Химия»  
в качестве учебного пособия  
для обучающихся  
по основным образовательным программам  
высшего образования  
уровня бакалавриата и специалитета  
по направлению подготовки «Химия»  
и специальности  
«Фундаментальная и прикладная химия»*



САНКТ-ПЕТЕРБУРГ • МОСКВА • КРАСНОДАР  
2021



УДК 544  
ББК 24.1я73

**О 75** Основные химические понятия. Краткий словарь : учебное пособие для вузов / В. П. Зломанов, П. Е. Казин, А. В. Яценко, Е. В. Румянцев. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 52 с. — Текст : непосредственный.

ISBN 978-5-8114-8483-6

Понятия — формы представления наиболее общих и существенных признаков предмета исследования. Они являются основой науки. По мере накопления новых данных периодически возникает потребность в обобщении научных фактов, уточнении старых и введении новых понятий. В основу разработки настоящего словаря положены общие принципы построения систем научно-технических понятий, разработанные Комитетом технической терминологии АН СССР, а также изданные ранее справочники.

Словарь не заменяет имеющиеся учебники и пособия, а служит полезным дополнением к ним, расширяя химические знания. В него включены наиболее важные понятия, соответствующие современному уровню понимания химии. Он поможет читателям в самостоятельной работе с учебной и научной литературой.

Словарь предназначен для студентов направлений подготовки и специальностей, входящих в УГСН («Химия», «Химические технологии», «Технологии материалов»), и других химических и материаловедческих специальностей высших учебных заведений.

УДК 544  
ББК 24.1я73

**Рецензенты:**

*В. В. ЕРЕМИН* — доктор физико-математических наук, профессор химического факультета Московского государственного университета имени М. В. Ломоносова;

*А. М. КУЗНЕЦОВ* — доктор химических наук, профессор, зав. кафедрой неорганической химии Казанского национального исследовательского технологического университета.

**Обложка**  
*П. И. ПОЛЯКОВА*

© Издательство «Лань», 2021  
© Коллектив авторов, 2021  
© Издательство «Лань»,  
художественное оформление, 2021



## ПРЕДИСЛОВИЕ

Понятия — формы представления наиболее общих и существенных признаков предмета исследования. Они являются основой науки. Химия — наука о свойствах и превращениях веществ. Вещество (лат. *materia*) — одно из фундаментальных понятий в химии. С атомистической точки зрения химическое вещество представляет собой совокупность взаимодействующих частиц, которая характеризуется четырьмя признаками:

- 1) составом — видом и количественным соотношением частиц, образующих вещество;
- 2) энергией их взаимодействия;
- 3) структурой;
- 4) дисперсностью.

Указанные признаки определяют свойства вещества. Превращение вещества — это процессы (химические реакции), которые приводят к изменению признаков вещества. Управление такими процессами основано на законах термодинамики и кинетики и позволяет решить важнейшую задачу химии и материаловедения — получение веществ и материалов с заданными свойствами.

По мере накопления новых данных периодически возникает потребность в обобщении научных фактов, уточнении старых и введении новых понятий. Такая работа по уточнению ранее опубликованных в [1, 2] основных понятий химии решением «Третьего Всероссийского совещания заведующих кафедрами неорганической химии», состоявшегося 9–12 октября 2016 года в Иваново, была поручена группе авторов — профессору МГУ В. П. Зломанову, профессору МГУ П. Е. Казину, профессору МГУ А. В. Яценко, профессору Ивановского государственного университета Е. В. Румянцеву. Результаты работы созданного коллектива представлены в предлагаемом словаре основных химических понятий.

В основу разработки настоящего словаря положены общие принципы построения систем научно-технических понятий, разработанные Комитетом технической терминологии АН СССР [3], а также изданные ранее справочники [1, 2, 4].

Словарь не заменяет имеющиеся учебники и пособия, например [5–10], а служит полезным дополнением к ним, расширяя химические знания. В него включены наиболее важные понятия, соответствующие современному уровню понимания химии. Словарь предназначен для учащихся химических и материаловедческих специальностей высших учебных заведений. Он поможет читателям в самостоятель-



ной работе с учебной и научной литературой. В заключении приведен перечень основных используемых понятий, представленных в данном словаре.

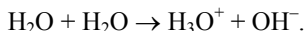
Авторы признательны рецензентам, заведующему кафедрой неорганической химии Казанского национального исследовательского технологического университета профессору А. М. Кузнецову и профессору МГУ В. В. Еремину, за ценные советы и рекомендации, которые были учтены при подготовке рукописи. Особую благодарность авторы выражают академику Ю. А. Золотову, профессорам МГУ В. А. Сафонову и А. М. Толмачеву за доброе отношение, внимательное прочтение рукописи и полезные предложения.

Дорогие читатели! Авторы с благодарностью примут ваши замечания, пожелания и предложения по улучшению качества предлагаемого словаря.



**Авогадро постоянная (Авогадро число)** — число частиц (молекул, ионов, атомов, электронов и т. д.), образующих 1 моль вещества, обозначаемое  $N_A$ . В системе единиц СИ, действующей до 20 мая 2019 г., она равна  $6,022140758(62) \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>. После этой даты она приравнивается точно к  $6,02214076 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup> и служит для определения понятия «моль».

**Автопротолиз** — процесс переноса протона от одной молекулы жидкости (растворителя) к другой с образованием катиона и аниона, например:



**Агрегатное состояние** — состояние вещества с определенным дальним и ближним порядком расположения составляющих его частиц и способностью или неспособностью сохранять свою форму. Выделяют три основных агрегатных состояния: твердое, жидкое и газообразное. Твердое вещество сохраняет форму, жидкость — объем, газообразное не сохраняет ни того, ни другого, занимая весь предоставленный объем. Газ, находящийся в равновесии с конденсированными (твердыми, жидкими) фазами, называют насыщенным паром. Определения агрегатного состояния не являются строгими. Для описания различных состояний вещества в термодинамике используется более фундаментальное понятие фаза (см. **Ближний порядок, Фаза (вещества)**).

**Агрегация** — процесс объединения нескольких частиц, приводящий к коагуляции.

**Адсорбция** — процесс самопроизвольного изменения (обычно увеличения) концентрации частиц газообразного или растворенного вещества на поверхности раздела фаз, происходящий вследствие некомпенсированности сил межмолекулярного взаимодействия. Наибольшее практическое значение имеет адсорбция на твердой поверхности.

**Азеотропные смеси (азеотропы)** — однородные (гомогенные) смеси, кипящие или сублимирующие без изменения состава.

**Аккумуляторы** — химические источники тока, которые в отличие от гальванических элементов можно использовать многократно, поскольку при пропускании через них постоянного тока от внешнего источника происходит зарядка аккумулятора — регенерация израсходованных веществ (окислителя и восстановителя). Наиболее известен свинцовый аккумулятор, один электрод которого (катод) изготовлен из металлического свинца, а другой (анод) состоит из свинца, покрытого слоем диоксида свинца  $\text{PbO}_2$ . В качестве электролита



используется 30%-ный водный раствор серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Суммарная реакция  $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} = 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  при разряде аккумулятора протекает слева направо, а при зарядке — справа налево (см. **Химические источники тока**).

**Активированный комплекс** — группировка частиц (атомов, молекул, ионов), соответствующая переходному состоянию химической реакции (см. **Переходное состояние**).

**Активность компонента** (*эффективная концентрация*)  $a_i$  — безразмерная величина, характеризующая кажущуюся, или эффективную, концентрацию  $i$ -го компонента в растворе. Величину  $a_i$  можно представить в виде произведения  $a_i = \gamma_i \cdot x_i$ , где  $x_i$  — мольная доля,  $\gamma_i$  — коэффициент активности  $i$ -го компонента, зависящий от температуры, давления, состава и выбора стандартного состояния. Если активность выразить через другие концентрации (моль/л, моль/кг), то изменятся значения  $a_i$  и  $\gamma_i$ . Обычно используют безразмерные концентрации, т. е. величины, отнесенные к соответствующей единичной концентрации. Использование активностей компонентов позволяет описать концентрационную зависимость термодинамических свойств реальных растворов. Например, химический потенциал  $i$ -го компонента раствора записывается в виде  $\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln a_i$ , где  $\mu_i$  — химический потенциал  $i$ -го компонента в заданном и  $\mu_i^\circ$  — в стандартном состояниях при одинаковых температуре и давлении,  $R$  — универсальная газовая постоянная,  $T$  — абсолютная температура (см. **Стандартное состояние**).

**Актиноиды** — химические элементы, следующие за актинием в периодической системе. Составляют группу из 14 элементов (атомные номера с 90 по 103), в атомах которых происходит заполнение электронами 5f-подуровня. Все известные изотопы этих элементов радиоактивны.

**Аллотропия** — существование химических элементов в виде двух или более простых веществ (*аллотропных форм*), различных по строению и свойствам, например, графит и алмаз, белый, красный и черный фосфор, кислород  $\text{O}_2$  и озон  $\text{O}_3$ .

**Аминокислоты** — органические соединения, молекулы которых одновременно содержат карбоксильные ( $-\text{COOH}$ ) и амино ( $-\text{NH}_2$ ) группы. Аминокислоты обычно рассматривают как производные карбоновых кислот, в которых один или несколько атомов водорода заменены на аминогруппы.

**Аморфное состояние** — конденсированное состояние вещества, в котором отсутствует дальний порядок расположения частиц, харак-



терный для кристаллического и квазикристаллического состояния. Аморфное состояние обычно возникает из-за кинетических ограничений процесса упорядочения частиц. К аморфным веществам относятся стекла, которые получают при застывании расплавов. Физические свойства аморфных тел изотропны, в отличие от анизотропии свойств, присущей кристаллам. Аморфное состояние часто встречается у органических и неорганических полимеров.

**Амфотерность** — одновременное наличие у химического соединения свойств кислоты и основания.

**Анализ химический** — определение химического и фазового состава различных объектов; включает качественный и количественный анализ.

**Аналитическая химия** — наука, развивающая теоретические основы химического анализа веществ и материалов и разрабатывающая методы идентификации, обнаружения, разделения и определения химических элементов и их соединений, а также методы установления химического состава веществ.

**Ассоциация** — процесс объединения молекул или ионов, не приводящий к коагуляции (см. **Коагуляция**).

**Атомная орбиталь (АО)** — волновая функция, описывающая состояние отдельного электрона в атоме. При расчете АО используют одноэлектронное приближение, согласно которому электрон находится в поле, создаваемом атомным ядром и остальными электронами. Электрон на АО характеризуется главным ( $n$ ), орбитальным ( $l$ ), магнитным ( $m_l$ ) и спиновым ( $m_s$ ) квантовыми числами. Из атомных орбиталей строится электронная волновая функция многоэлектронной системы. Про электрон, поведение которого описывается определенной АО, принято говорить, что он находится на этой АО.

**Белки** — высокомолекулярные органические вещества, состоящие из альфа-аминокислот, соединенных пептидными связями, возникающими в результате взаимодействия  $\alpha$ -аминогруппы ( $-\text{NH}_2$ ) одной аминокислоты с карбоксильной группой ( $-\text{COOH}$ ) другой аминокислоты. По строению различают глобулярные и фибриллярные белки. Большинство глобулярных белков — ферменты. Фибриллярные белки выполняют структурные функции. Фибриллярным является мышечный белок миозин. Такие структурные белки, как коллаген и кератин, служат главными компонентами костной ткани, волос и ногтей. Сократительные белки мышц обладают способностью изменять свою длину, используя химическую энергию для выполнения механической работы. К белкам относятся антитела, которые связывают и нейтрализуют токсичные вещества. Некоторые белки, способные реа-



гировать на внешние воздействия (свет, запах), служат в органах чувств рецепторами, воспринимающими раздражение.

**Бертоллиды** — соединения переменного состава, не подчиняющиеся закону кратных отношений. Термин ввел Н. С. Курнаков в память о К. Л. Бертолле. Для бертоллидов в настоящее время используют термин нестехиометрические соединения (см. **Нестехиометрические соединения**).

**Биохимия (биологическая химия)** — наука о молекулярных основах жизни. Она изучает химический состав и структуру живых организмов, превращения веществ и энергии, которые осуществляют-ся в процессе жизнедеятельности.

**Ближний порядок** — упорядоченность во взаимном расположении соседних атомов или молекул. Ближним порядком обладают кристаллические и аморфные твердые вещества, а также жидкости.

**Больцмана константа (Больцмана постоянная)** — физическая постоянная, равная отношению универсальной газовой постоянной  $R$  к числу Авогадро  $N_A$ :  $k = R/N_A = 1,38064903(51) \cdot 10^{-23}$  Дж/К.

**Вакантная орбиталь** — орбиталь, получаемая в результате решения системы одноэлектронных уравнений (например, уравнений Хартри — Фока), на которой отсутствуют электроны.

**Валентный угол** — угол между линиями химических связей, образованных атомом с двумя другими.

**Ван-дер-Ваальса силы** — силы межмолекулярного (и меж-атомного, в случае одноатомных молекул) взаимодействия, возникающие вследствие поляризации молекул. Классическая трактовка различает три типа сил, обусловленных слабым электромагнитным взаимодействием.

1. Ориентационные силы, вызываемые диполь-дипольным притяжением. Действуют между молекулами, имеющими постоянные дипольные моменты. Энергия такого взаимодействия обратно пропорциональна кубу расстояния между диполями.

2. Индукционные силы (поляризационное притяжение). Взаимодействие между постоянным диполем одной молекулы и наведенным (индуцированным) диполем другой. Энергия такого взаимодействия обратно пропорциональна шестой степени расстояния между диполями.

3. Дисперсионные (лондоновские) силы, обусловленные взаимодействием между мгновенным диполем одной молекулы и наведенным диполем другой молекулы. Энергия такого взаимодействия обратно пропорциональна шестой степени расстояния между диполями.



**Ван-дер-Ваальса уравнение** — уравнение состояния реальных газов и жидкостей, которое записывается в виде:

$$\left( p + \frac{a}{V_m^2} \right) (V_m - b) = RT,$$

где  $p$  — давление,  $R$  — универсальная газовая постоянная,  $V_m$  — объем одного моля,  $T$  — температура,  $a$  и  $b$  — коэффициенты, учитывающие действие сил отталкивания и притяжения между молекулами.

**Вещества состав** — вид и количественное соотношение частиц (атомов, ионов, молекул и т. д.), образующих вещество.

**Вещество (химическое)** — совокупность взаимодействующих частиц, характеризующаяся четырьмя признаками:

- 1) составом — видом и соотношением количеств частиц, образующих вещество;
- 2) энергией их взаимодействия;
- 3) структурой;
- 4) дисперсностью.

Указанные признаки определяют физические и химические свойства вещества (см. **Вещества состав, Структура, Химическая связь, Размер частиц**). Философское определение вещества как физической субстанции констатирует его объективное существование, но не позволяет определить условия регулирования его состава, структуры и свойств.

**Внутренняя энергия ( $U$ )** — энергия, содержащаяся в системе (веществе), которая может высвободиться в результате химических или физических процессов. Определяется как разность между полной энергией всех частиц, входящих в состав системы, и кинетической, и потенциальной энергией системы как целого. Кинетическая и потенциальная энергии системы в целом не принимаются во внимание потому, что термодинамика изучает внутренние состояния системы (внутри граничной поверхности). Энергия в термодинамике выступает как мера, или эквивалент взаимодействий частиц (атомов, ядер, молекул, электронов и т. п.), образующих вещество. Исходя из теории строения вещества, можно полагать, что общий запас энергии системы складывается из энергии взаимодействия таких частиц, а также, согласно теории относительности Эйнштейна, энергии, эквивалентной их массе покоя. Абсолютное значение внутренней энергии невозможно измерить, но в соответствии с законами термодинамики можно оценить ее изменение  $\Delta U$ . В случае закрытой системы для этого надо измерить работу, произведенную системой над окружающей средой или окружающей средой над системой, и теплоту, выделяе-



мую или поглощаемую системой (см. **Работа (обобщенная)**). Для открытой системы надо также учесть изменение количества вещества.

**Внутрикомплексное соединение** — координационное (комплексное) соединение, состоящее из электронейтральных комплексных молекул, в которых ион-комплексообразователь замещает протоны лигандов. Внутрикомплексные соединения относятся к классу хелатных соединений, в которых заряд анионных лигандов полностью компенсирует заряд комплексообразователя (см. **Хелатные соединения (хелаты)**). Примером внутрикомплексных соединений являются ацетилацетонатны металлов.

**Водородная связь** — в простейшем случае это взаимодействие между группой ХН, в которой атом Х имеет более высокую электроотрицательность, чем атом водорода (например, ОН или NH), и атомом Y, имеющим неподеленную электронную пару (например, О или N); при этом атом водорода является мостиковым между атомами Х и Y. Группу ХН называют донором атома водорода, а атом Y — его акцептором. Акцепторами атома водорода могут являться и группы атомов, например,  $\pi$ -системы ( $X-H\cdots\pi$ ). Водородная связь может быть как меж-, так и внутримолекулярной. Водородная связь характеризуется расстоянием  $H\cdots Y$  и энергией, выделяющейся при ее образовании. Слабые водородные связи (энергия  $< 15$  кДж/моль) можно рассматривать как результат кулоновского притяжения между атомами Н и Y. Сильные водородные связи (до 50 кДж/моль и более) имеют частично ковалентный характер. Предельным случаем является ион  $[F\cdots H\cdots F]^-$ , связи в котором описывают методом молекулярных орбиталей в рамках трехорбитальной модели, когда из трех валентных орбиталей атомов образуются связывающая, разрыхляющая и несвязывающая МО. Водородные связи ответственны за высокие температуры кипения воды, фтороводорода, спиртов и органических кислот.

**Водородный показатель** — величина, характеризующая активность  $a_{H^+}$  ионов водорода в растворе:  $pH = -\lg a_{H^+}$ . В разбавленных растворах активность приблизительно равна концентрации ионов водорода в молях на литр:  $pH \approx -\lg[H^+]$ .

**Возбужденное состояние** — энергетическое состояние атома, молекулы и других систем, характеризующееся избыточной энергией по сравнению с основным состоянием (см. **Основное состояние**).

**Возгонка (сублимация)** — процесс перехода вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое.



**Гальванический элемент** — система из двух разделенных электродов, помещенных в раствор электролита и контактирующих друг с другом через проводник ионов (солевой мостик). За счет различия энергий Гиббса  $\Delta_r G$  химических реакций восстановления и окисления между разделенными электродами возникает разность потенциалов  $\Delta E$ , т. е. электродвижущая сила (ЭДС). При замыкании электродов через внешнюю цепь система способна производить электрическую работу:  $\Delta_r G = -nF\Delta E$ , где  $n$  — число электронов, переносимых от восстановителя к окислителю,  $F$  — число Фарадея, 96485,33289(59) Кл/моль. Таким образом, в гальваническом элементе химическая энергия преобразуется в электрическую энергию, т. е. он работает как первичный химический источник тока. Кроме гальванических, известны и другие химические источники тока — аккумуляторы и топливные элементы. Гальванические элементы являются одноразовыми источниками тока, поскольку после израсходования восстановителя и окислителя они становятся неработоспособными (см. **Аккумуляторы, Топливные элементы, Химические источники тока, Электродный потенциал**).

**Гель** — дисперсная система с высокой вязкостью, обусловленной взаимодействиями между частицами дисперсной фазы. Например, гелями являются цементный раствор, растворы полимеров.

**Геохимия** — наука о химическом составе Земли и планет, законах распределения и движения элементов и изотопов в различных геологических средах, процессах формирования горных пород, почв и природных вод. В задачи геохимии входят:

- 1) определение относительной и абсолютной распространенности элементов и изотопов в Земле и на ее поверхности;
- 2) изучение распределения и перемещения элементов в различных частях Земли (коре, мантии, гидросфере и т. д.) для выяснения законов и причин неравномерного распределения элементов;
- 3) анализ распределения элементов и изотопов в космосе и на планетах Солнечной системы (космохимия);
- 4) изучение геологических процессов и веществ, производимых живыми или вымершими организмами (биогеохимия).

**Гесса закон** — тепловой эффект химической реакции при постоянном объеме или давлении определяется только природой и состоянием исходных веществ и продуктов и не зависит от способа перехода от исходного состояния к конечному, т. е. от числа и характера промежуточных стадий. Закон выполняется при отсутствии других видов работ, кроме работы расширения. Закон Гесса — следствие первого закона термодинамики, в соответствии с которым энергия



является функцией состояния, а ее изменение зависит только от начального и конечного состояний системы. Практическое значение закона Гесса состоит в том, что с его помощью, зная тепловые эффекты некоторых реакций, можно вычислить тепловой эффект реакции, являющейся их суммой или разностью (см. **Тепловой эффект химической реакции**).

**Гетерогенные системы** — системы, состоящие из нескольких фаз.

**Гиббса энергия (Гиббса потенциал, изобарно-изотермический потенциал) ( $G$ )** — термодинамическая функция, определяемая в условиях постоянства температуры и давления согласно выражению  $G = U - TS + pV$ , где  $U$  — внутренняя энергия,  $T$  — температура,  $S$  — энтропия,  $p$  — давление,  $V$  — объем. Изменение энергии Гиббса  $\Delta G_{p,T}$  используется для оценки возможности самопроизвольного протекания процесса: при  $\Delta G_{p,T} < 0$  термодинамически самопроизвольным является прямой процесс, а при  $\Delta G_{p,T} > 0$  — обратный. Кроме того, величина  $\Delta G_{p,T}$  характеризует максимальную полезную работу  $W_{\max}$ , которую можно получить при обратимом проведении процесса в условиях постоянства температуры  $T$  и давления  $p$ :  $-\Delta G_{p,T} = W_{\max,p,T}$  (см. **Внутренняя энергия, Работа (обобщенная)**).

**Гидрат** — продукт присоединения молекул воды к молекулам, атомам и ионам, в которых молекулы воды сохраняют свое строение. Гидраты могут быть газообразными, жидкими и твердыми; последние называют кристаллогидратами (см. **Гидратация, Сольватация**).

**Гидратация** — процесс взаимодействия частиц растворенных веществ с водой с образованием гидратов. Это частный случай сольватации (см. **Сольватация**).

**Гидролиз** — процесс взаимодействия веществ с водой, связанный с их разрушением. Гидролиз соединений различных классов (белков, жиров, углеводов, сложных эфиров и т. д.) существенно различается. Например, в живых организмах белки при участии ферментов расщепляются на аминокислоты, а жиры — на глицерин и жирные кислоты и т. д. Частный случай гидролиза — взаимодействие солей слабых кислот и оснований с водой с образованием соответствующих слабых электролитов и изменением кислотности (pH) раствора.

**Гидрофильность** — характеристика как твердого вещества, так и отдельных молекул, атомных группировок и ионов, определяющая их сродство к воде. Для твердого вещества проявляется в высокой смачиваемости поверхности водой, способности хорошо впитывать



воду. Для молекул и атомных группировок выражается в способности образования связей с молекулами воды с образованием **гидратов** и оказывает положительное влияние на растворение вещества, содержащего такие частицы, в воде.

**Гидрофобность** — характеристика, противоположная **гидрофильности**. Выражает физическое свойство поверхности твердого тела, различных частиц избегать контакта с водой.

**Глобула** — свернутое состояние цепной полимерной молекулы, в котором звенья полимера плотно заполняют пространство (в отличие от статистического клубка, в котором между звеньями находятся молекулы растворителя). Глобулярную структуру имеют многие белки.

**Гомогенные системы** — системы, состоящие из одной фазы.

**Гомологический ряд** — ряд химических соединений одного структурного типа, отличающихся друг от друга по составу на определенное число повторяющихся структурных единиц — гомологическую разность. Пример гомологического ряда — алканы (общая формула  $C_nH_{2n+2}$ ): метан  $CH_4$ , этан  $C_2H_6$ , пропан  $C_3H_8$  и т. д.; гомологической разностью этого ряда является метиленовое звено  $-CH_2-$ . Гомологи — вещества, входящие в один и тот же гомологический ряд.

**Давление** — физическая величина, численно равная силе  $F$ , действующей на единицу площади поверхности  $s$  перпендикулярно к ней. В данной точке давление определяется как отношение нормальной составляющей силы  $dF_n$ , действующей на малый элемент поверхности, к его площади  $ds$   $p = dF_n/ds$ . В термодинамике используется как интенсивный параметр состояния.

**Дальтонид** — фаза стехиометрического состава.

**Дентатность (лиганда)** — число связей, которые лиганд образует с центральными атомами. Различают монодентатные (например,  $NH_3$ ), бидентатные (например, оксалат-анион), полидентатные (например, ЭДТА) лиганды.

**Дефекты кристалла** — нарушения правильного расположения атомов, ионов или молекул в кристаллической структуре. Классификация дефектов основана на числе измерений, в которых размеры дефекта существенно превышают межатомное расстояние. Различают нульмерные (точечные) дефекты — вакансии, междоузельные атомы, дефекты замещения; одномерные, или линейные, дефекты (дислокации и дисклинации); двумерные дефекты (поверхность кристалла, границы блоков, межфазные границы, границы двойников и т. д.) и трехмерные, или объемные, дефекты (например, включения).



**Диаграмма фазовая** — графическое представление зависимости условий существования фаз от параметров состояния системы (внешних условий или от ее состава). Условия равновесия (сосуществования) фаз обычно представляют в координатах давление — температура — объем — состав. В зависимости от числа координат фазовая диаграмма может быть двумерной, трехмерной и т. д. Для представления многомерных фазовых диаграмм используют их сечения и проекции (см. **Равновесие (равновесное состояние)**, **Система термодинамическая**, **Состояние системы**, **Фаза (вещества)**, **Фазовый переход**).

**Диамагнитные вещества** — вещества, в которых под действием магнитного поля возникает магнитный момент, направленный противоположно напряженности внешнего магнитного поля. Такие вещества отталкиваются от магнита (выталкиваются из неоднородного магнитного поля). Один из основных источников диамагнетизма — заполненные электронные оболочки атомов: в магнитном поле возникает прецессия электронных орбит вокруг вектора напряженности магнитного поля. Вещества, не содержащие неспаренных электронов, диамагнитны. Таковы, например, вода, азот, графит, кварц, большинство органических соединений.

**Дипольный момент** — векторная величина, характеризующая распределение положительных и отрицательных зарядов в молекуле. Два одинаковых по величине заряда  $+q$  и  $-q$  образуют электрический диполь, направленный от отрицательного заряда к положительному, с дипольным моментом  $\mu = q \cdot l$ , где  $l$  — расстояние между зарядами. Часто используют представление о дипольных моментах отдельных химических связей, векторная сумма которых дает дипольный момент молекулы. При этом дипольный момент связи определяется двумя положительными зарядами ядер атомов, образующих связь, и распределением отрицательного (электронного) заряда. Его величина и направление обусловлены смещением электронного облака в сторону одного из атомов.

**Дисперсные системы** — гетерогенные системы, содержащие две или большее число фаз, в которых поверхность раздела фаз столь велика, что ее свойства оказывают существенное влияние на свойства системы в целом. Обычно одна из фаз образует непрерывную *дисперсионную среду*, в которой распределены частицы *дисперсной фазы*. По агрегатному состоянию как дисперсионная среда, так и дисперсная фаза могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

**Диссоциация** — процесс распада сложных химических соединений, в том числе молекул и молекулярных ионов, на более простые



составляющие. Различают электролитическую диссоциацию, когда растворенное вещество распадается на ионы при взаимодействии с молекулами растворителя, и термическую диссоциацию, обусловленную нагревом вещества.

**Длина связи** — расстояние между центрами (ядрами) двух химически связанных атомов. Так как атомы находятся в тепловом движении, длина связи экспериментально определяется как среднее по времени расстояние между положениями ядер. В квантовой химии часто рассматривается как расстояние, соответствующее минимуму потенциальной энергии молекулы без учета колебаний атомов.

**Донорно-акцепторная связь** — ковалентная связь, образовавшаяся по донорно-акцепторному механизму, когда один атом (донор) предоставляет для образования связи неподеленную электронную пару, а другой (акцептор) — вакантную орбиталь. По донорно-акцепторному механизму образуются, в частности, координационные связи.

**Закон кратных отношений** — если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходятся такие массы другого, которые соотносятся между собой как не очень большие целые числа. Например, в соединениях CO и CO<sub>2</sub> на одну массовую часть углерода приходятся 1,333 и 2,667 массовых части кислорода, которые соотносятся друг с другом как 1:2. Закон кратных отношений следует из неделимости атомов при химических превращениях.

**Закон постоянства состава** — химическое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же химических элементов, причем отношения их масс постоянны. Закон постоянства состава не выполняется для фаз переменного состава (см. **Нестехиометрические соединения**).

**Зонная теория кристаллов** — квантовомеханическая теория электронного строения кристаллов, в рамках которой принимается, что в результате перекрывания отдельных атомных орбиталей образуется очень большое количество молекулярных орбиталей, причем разница энергий соседних молекулярных орбиталей настолько мала, что энергия электрона, переходящего в пределах одной энергетической зоны с одной орбитали на другую, изменяется практически непрерывно. По типу зонной структуры вещества подразделяют на металлы, полупроводники и диэлектрики (изоляторы). В металлах энергетическая зона заполнена электронами только частично. В полупроводниках и диэлектриках одна зона заполнена электронами полностью (валентная зона), а другая — свободна (зона проводимости). На энергетической диаграмме валентная зона отделена от зоны



проводимости запрещенной зоной, в которой нет никаких одноэлектронных состояний (молекулярных орбиталей). К полупроводникам обычно относят вещества с шириной запрещенной зоны менее 2 эВ; при этом условии небольшое количество электронов переносится из валентной зоны в зону проводимости за счет энергии теплового движения, что обеспечивает электронную и дырочную проводимость полупроводника. Запрещенные зоны диэлектриков более широкие, поэтому перенос электронов в зону проводимости практически не происходит.

**Изомерия** — явление, заключающееся в существовании химических соединений — изомеров, — одинаковых по атомному составу и молекулярной массе, но различающихся по строению и, вследствие этого, по свойствам.

**Изоморфизм** — способность атомов, молекул, ионов замещать друг друга в кристаллической структуре с образованием твердых растворов. Например, в алюмокалиевых квасцах  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  ионы  $\text{K}^+$  могут замещаться ионами  $\text{Rb}^+$  или  $\text{NH}_4^+$ , а ионы  $\text{Al}^{3+}$  — ионами  $\text{Cr}^{3+}$  или  $\text{Fe}^{3+}$ .

**Изотерма химической реакции** — важнейшее уравнение термодинамики, описывающее при  $p, T = \text{const}$  изменение энергии Гиббса  $(\Delta G)_{p,T}$  превращения некоторого числа молей  $i$ -х исходных веществ в определенное количество молей  $j$ -х конечных продуктов:

$$(\Delta G)_{p,T} = -RT \ln K + RT \ln \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}},$$

где  $R$  — универсальная газовая постоянная,  $T$  — температура,

$$K = \left( \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}} \quad \text{— константа равновесия, второе слагаемое}$$

$$RT \ln \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}} \quad \text{— функция, описывающая текущий состав исходной}$$

смеси,  $\prod_i a_i$  и  $\prod_j a_j$  — произведения активностей  $i$ -х исходных ве-



ществ и  $j$ -х конечных продуктов,  $v_i$  и  $v_j$  — стехиометрические коэффициенты. С помощью рассматриваемого уравнения можно определить направление самопроизвольного протекания реакции при заданных условиях и заданных активностях ее участников: если

$$RT \ln \left( \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}} > RT \ln \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}}, \text{ то } \Delta G_{p,T} < 0, \text{ и процесс протекает в}$$

сторону продуктов, а если  $RT \ln \left( \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}} < RT \ln \frac{\prod_j a_j^{v_j}}{\prod_i a_i^{v_i}}, \text{ то}$

$\Delta G_{p,T} > 0$ , и реакция идет в обратном направлении. Величина  $\Delta G_{p,T}$  характеризует меру удаленности системы от состояния равновесия. При анализе кинетики химических процессов величину  $\Delta G_{p,T}$  можно рассматривать как меру удаленности системы от состояния равновесия.

**Изотоп** — совокупность атомов данного химического элемента, имеющих не только одинаковое число протонов, но и одинаковое число нейтронов и, следовательно, одинаковое массовое число. Соответственно, каждый элемент имеет несколько изотопов; на сегодняшний день известно более четырех тысяч изотопов всех элементов. Обычно изотопы обозначают символом химического элемента, к которому он относится, с добавлением верхнего левого индекса, означающего массовое число (например,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{222}\text{Rn}$ ).

**Изотопный обмен** — замещение определенных атомов в химических соединениях на их изотопы, например, замещение атомов водорода на дейтерий (D):  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{D}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OD} + \text{HDO}$ .

**Интермедиат** — промежуточное химическое соединение, образующееся в ходе химической реакции и затем превращающееся в другие вещества. Обычно интермедиатами являются атомы или молекулы с незаполненными электронными оболочками, например, радикалы, карбокатионы, карбанионы. Во многих случаях время жизни интермедиатов мало, и их концентрация в реакционной смеси невелика.

**Интерметаллические соединения** — вещества, состоящие из атомов двух или нескольких металлов. Причиной образования интерметаллидов из простых металлов обычно является размерный фактор



(соотношение размеров соединившихся атомов) или электронный фактор (число валентных электронов, электроотрицательность атомов). Среди интерметаллидов есть вещества с металлическим, ионным и ковалентным типом химической связи. Большинство интерметаллидов обладает металлическими свойствами, но встречаются также полупроводники и диэлектрики.

**Ионная связь** — химическая связь, возникающая в результате электростатического притяжения между положительно заряженными ионами (катионами) и отрицательно заряженными ионами (анионами). Катионы и анионы могут быть одноатомными ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ) и многоатомными ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ). В расплавленном состоянии вещества с ионным типом связи проводят электрический ток благодаря подвижности ионов. Некоторые ионные вещества обладают электропроводностью и в твердом состоянии (твердые электролиты). В реальных веществах химическая связь не бывает ионной на 100%: ионные взаимодействия всегда дополняются ковалентными или ван-дер-ваальсовыми.

**Ионное произведение воды** — константа равновесия процесса диссоциации (автопротолиза) воды  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . Ионное произведение воды ( $K_{\text{В}}$ ) равно произведению активностей ионов водорода и гидроксид-ионов; в приближенных расчетах активности заменяют молярными концентрациями этих ионов:  $K_{\text{В}} \approx [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ . Значение ионного произведения воды сильно зависит от температуры: оно равно  $0,114 \cdot 10^{-14}$  при  $0^\circ\text{C}$ ,  $1,008 \cdot 10^{-14}$  при  $25^\circ\text{C}$  и  $59,0 \cdot 10^{-14}$  при  $100^\circ\text{C}$ .

**Ионные реакции** — реакции в газах, растворах, на границах раздела фаз (металл — раствор, раствор — раствор и т. д.), протекающие при участии ионов. К ним относятся плазмохимические и электрохимические процессы, различные процессы в растворах, экстракция и т. д.

**Испарение** — процесс перехода вещества из жидкого состояния в газообразное (пар).

**Катализ** — избирательное ускорение одного из возможных термодинамически разрешенных направлений химической реакции под действием катализатора, который многократно вступает в промежуточное химическое взаимодействие с участниками реакции и восстанавливает свой химический состав и количество после каждого цикла этих взаимодействий.

**Катализатор** — химическое вещество, ускоряющее реакцию, но не расходующееся в процессе реакции. Особым случаем является автокатализ, в котором дополнительное количество катализатора образуется в результате протекания реакции (см. **Катализ**).



**Квадрупольный момент** — тензорная величина, характеризующая электростатический потенциал системы зарядов (атома, молекулы, кристалла) на большом расстоянии от нее. Простейшая модель системы с квадрупольным моментом — квадруполь, который представляет собой два диполя с равными по величине, но противоположно направленными дипольными моментами. Электрический заряд и дипольный момент такой системы равны нулю. Напряженность его электрического поля на больших расстояниях убывает обратно пропорционально четвертой степени расстояния.

**Квант** — неделимая (дискретная) порция какой-либо величины в физике: энергии, момента количества движения, напряженности поля и других физических свойств. В микромире многие физические величины квантуются, т. е. могут принимать только определенные значения.

**Квантовая механика** — раздел физики, рассматривающий поведение микрочастиц (электронов, фотонов и т. д.), которые обладают одновременно и корпускулярными, и волновыми свойствами, а их характеристики изменяются дискретными порциями, или квантами. Ряд характеристик микрочастиц (например, их координаты и импульс) одновременно не могут быть точно определены. Это означает, что микрочастицы не имеют абсолютно точных координат, а оказываются «размазанными» в какой-то области пространства.

**Квантовая химия** — раздел химии, предметом которого является моделирование строения, химической связи и свойств химических соединений, их реакционной способности, механизмов и кинетики химических реакций на основе квантовой механики.

**Квантовые числа** — целые или дробные числа, определяющие значения квантованных физических величин и характеризующие состояния квантовых систем (элементарные частицы, атомное ядро, атом, молекула и др.). В частности, состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами: главным  $n$ , орбитальным  $l$ , магнитным  $m_l$  и спиновым  $m_s$ .

**Кинетика химическая** — раздел химии, изучающий скорости и механизмы химических реакций, влияние на них различных факторов.

**Кинетическое уравнение химической реакции** — уравнение, выражающее зависимость скорости химической реакции ( $r$ ) при постоянной температуре от концентраций реагирующих веществ А, В, ...:  $r = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \dots$ , где  $k$  — константа скорости реакции, а показатели степени  $\alpha$ ,  $\beta$ , ... называют порядками реакции по реагирующим веществам. Для элементарных (протекающих в одну стадию)



химических реакций порядки равны соответствующим стехиометрическим коэффициентам, т. е. скорость элементарной реакции  $n_A A + n_B B \rightarrow \text{продукты}$ , где  $n_A$  и  $n_B$  — целые числа, прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, введенных в степени стехиометрических коэффициентов  $n_A$  и  $n_B$ :  $r = k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$ . Так как в конце XIX — начале XX веков концентрации называли действующими массами, приведенную формулировку часто называют **законом действующих масс** (см. **Константа скорости реакции**).

**Кислота** — вещество (в рамках теории Аррениуса), диссоциирующее с образованием ионов водорода  $H^+$  и анионов кислотного остатка. В протонной теории Бренстеда — Лоури кислота — вещество, которое при взаимодействии с основанием отдает ему ионы  $H^+$ , само превращаясь при этом в сопряженное основание. В электронной теории Льюиса кислота — вещество, частицы которого способны выступать в роли акцепторов электронных пар. Существует ряд других теорий (Франклина, Ганча, Усановича), в рамках которых понятие кислоты несколько видоизменяется, но во всех теориях главным свойством кислоты считается его способность взаимодействовать с основанием. С практической точки зрения наиболее важным является различие между протонной и электронной теорией кислотности. Например, на поверхности оксида алюминия кислотными центрами по Бренстеду являются группы  $OH$ , а кислотными центрами по Льюису — ионы  $Al^{3+}$ , причем разные кислотные центры катализируют реакции различных типов.

**Кластерные соединения** — соединения, содержащие металлические кластеры — несколько химически связанных атомов металлов. Простейший пример кластера — катионы  $Hg_2^{2+}$ . Кластеры входят в состав некоторых ферментов. По числу атомов металла — нуклеарности ( $q$ ) — различают малые ( $q = 2-12$ ), средние ( $q = 13-40$ ), крупные ( $q = 41-100$ ) и сверхкрупные, «гигантские» ( $q > 100$ ) кластеры. В кластерном соединении кластеры могут иметь лигандное окружение.

**Клатрат** — соединение включения. Клатраты образуются путем включения молекул вещества («гостя») в пустоты кристаллической структуры «хозяина», составленной из молекул другого типа (решеточные клатраты), либо в полость одной большой молекулы-хозяина (молекулярные клатраты).

**Коагуляция** — процесс слипания частиц, приводящий к разрушению **дисперсной системы** и полному разделению фаз.



**Ковалентная связь** — химическая связь, возникающая в результате образования общей электронной пары у двух (двухцентровая связь) или нескольких (многоцентровая связь) взаимодействующих атомов. С точки зрения электронного строения необходимым условием образования ковалентной связи является эффективное перекрывание их атомных орбиталей.

**Коллоидная химия** — наука о дисперсных системах и поверхностных явлениях, возникающих на границе раздела фаз. Изучает адгезию, адсорбцию, смачивание, коагуляцию, электрические процессы в дисперсных системах, процессы зарождения новых фаз.

**Компонент** — минимальный набор частиц, образующих термодинамическую систему и с помощью которого можно описать ее химический состав. Этот набор должен удовлетворять следующим требованиям [5]:

- а) независимости количества одних частиц от количеств других частиц;
- б) полноте описания концентрационной зависимости свойств системы;
- в) сохранению условий электронейтральности и материального баланса системы.

В зависимости от числа компонентов различают однокомпонентные, двухкомпонентные (двойные, бинарные), трехкомпонентные (тройные) и многокомпонентные системы (см. **Система термодинамическая**, **Правило фаз**).

**Конденсация** — процесс превращения насыщенного пара в жидкое или твердое состояние. Максимальная температура, ниже которой может происходить конденсация, называется критической (см. **Критическое состояние**).

**Константа равновесия ( $K_a$ )** — отношение произведений равновесных активностей  $a_j$  продуктов реакции к произведению активностей  $a_i$  исходных веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам  $\nu_i$  и  $\nu_j$  реакции, протекающей в реальных жидких или твердых растворах:

$$K_a = \left( \frac{\prod_j a_j^{\nu_j}}{\prod_i a_i^{\nu_i}} \right)_{\text{равн}}.$$

Это выражение следует из условия равновесия  $\Delta_r G_{p,T} = 0$  и уравнения изотермы химической реакции (см. **Изотерма химической ре-**



**акции).** Константа равновесия безразмерна и характеризует глубину протекания реакции: при  $K_a \gg 1$  в равновесной смеси преобладают продукты реакции, а при  $K_a \ll 1$  — исходные вещества. Константу равновесия реакций, протекающих в жидких и твердых растворах, можно выразить не только через активности, но также через мольные доли  $x_i$ :

$$K_x = \left( \frac{\prod_j x_j^{v_j}}{\prod_i x_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}}$$

и молярности  $c_i$ :

$$K_c = \left( \frac{\prod_j c_j^{v_j}}{\prod_i c_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}} .$$

Для реакций в газах в выражение для константы равновесия вместо активностей входят fugитивности (летучести) реагирующих веществ  $f_i$ :

$$K_f = \left( \frac{\prod_j f_j^{v_j}}{\prod_i f_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}} .$$

Если газообразные вещества можно рассматривать как идеальные газы, то fugитивность каждого компонента равна его парциальному давлению  $p_i$ :

$$K_p = \left( \frac{\prod_j p_j^{v_j}}{\prod_i p_i^{v_i}} \right)_{\text{равн}} .$$

Константа равновесия не зависит от концентраций (активностей) реагентов и присутствия катализатора, но зависит от температуры  $T$ . Например, для реакций, протекающих в газовой фазе, влияние температуры на константу равновесия  $K_p$  определяется знаком теплового



эффекта  $\Delta_r H^\circ \cdot \left( \frac{\partial \ln K_p}{\partial T} \right)_p = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$ . Повышение температуры для эк-

зотермических реакций ( $\Delta_r H^\circ < 0$ ) приводит к уменьшению константы равновесия  $K_p$  и смещению равновесия в сторону продуктов реакции. Если же реакция экзотермическая ( $\Delta_r H^\circ > 0$ ), то с повышением температуры константа  $K_p$  растет и равновесие смещается в сторону конечных продуктов. Соображения о влиянии температуры на химические равновесия справедливы и для констант  $K_a$ ,  $K_x$ ,  $K_c$  и согласуются с общим принципом смещения равновесий Ле Шателье — Брауна. Стандартный химический потенциал для твердых и жидких веществ в отличие от газов зависит и от температуры, и от давления, поэтому зависимость  $K_a$  ( $K_c$ ) от давления в этом случае оценивается с помощью выражения  $\left( \frac{\partial \ln K_x}{\partial p} \right)_T = -\frac{\Delta_r V}{RT}$ , где  $\Delta_r V$  — изменение объема реакционной смеси. Таким образом, увеличение давления при  $\Delta_r V > 0$  приводит к уменьшению, а при  $\Delta_r V < 0$  — к возрастанию константы равновесия. Однако в случае конденсированных фаз величина  $K_a$  слабо зависит от давления, так как изменение объема мало ( $\Delta_r V \approx 0$ ) (см. **Принцип Ле Шателье**).

**Константа скорости реакции** — коэффициент пропорциональности  $k$  в кинетическом уравнении химической реакции, выражающем зависимость скорости реакции  $r$  от концентраций реагентов. Например, для химической реакции  $n_A A + n_B B \rightarrow \text{продукты}$   $r = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$ , где  $\alpha$  и  $\beta$  — порядки реакции по веществам А и В. Константа  $k$  — удельная скорость реакции, т. е. скорость реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ. Константа скорости зависит от природы реагентов и от температуры, но не зависит от концентраций реагирующих веществ и времени. Для анализа кинетики реакций, протекающих в несколько стадий, помимо указанной истинной константы скорости  $k_{\text{ист}}$  используют эффективную (кажущуюся) константу скорости  $k_{\text{эфф}}$ , характеризующую зависимость скорости от концентрации только одного из реагентов, например, вещества А:  $r = k_{\text{эфф}} \cdot [A]^\alpha$ . В этом случае все остальные реагенты берут в большом избытке, чтобы их расходом в ходе опыта — и изменением их концентраций — можно было пренебречь.

**Конформации (молекул)** — различные геометрические формы молекул химических веществ, возникающие в результате внутреннего вращения групп атомов вокруг одинарных связей, изгиба этих связей и т. д. Конформации соответствуют локальным минимумам энергии



молекулы. Молекулы, находящиеся в разных конформациях, называются *конформерами*, или поворотными, изомерами.

**Координационное число** — число ближайших соседей атома в молекуле, молекулярном ионе или кристалле. В химии координационных (комплексных) соединений — это число донорных атомов лигандов, которые образуют с атомом-комплексообразователем химические связи. В кристаллохимии — это число ближайших частиц (ионов или атомов) в кристаллической структуре. Прямые линии, соединяющие центры ближайших к комплексообразователю атомов или ионов, образуют координационный многогранник, в центре которого находится комплексообразователь (см. **Координационные (комплексные) соединения**).

**Координационные (комплексные) соединения** — соединения, содержащие комплексные частицы (молекулы или ионы), включающие в себя центральный атом или ион (комплексообразователь) и связанные с ним молекулы или ионы — лиганды. Комплексные частицы, как правило, способны к самостоятельному существованию в растворах, а иногда — и в газовой фазе.

**Кратность связи** — в рамках метода электронных пар (теории Льюиса) это число общих связывающих электронных пар у двух взаимодействующих атомов; в рамках метода молекулярных орбиталей кратность связи вычисляется по формуле  $(n_{\text{связ}} - n_{\text{разр}})/2$ , где  $n_{\text{связ}}$  и  $n_{\text{разр}}$  — число электронов на связывающих и разрыхляющих молекулярных орбиталях соответственно.

**Кристаллизация** — процесс образования кристаллов из пара, раствора (расплава), аморфной или другой твердой фазы.

**Кристаллит** — монокристаллическая частица микронных или субмикронных размеров в составе поликристаллического образца.

**Кристаллография** — наука, изучающая форму, строение, симметрию, свойства, образование и рост кристаллов. Задачей кристаллографии является также разработка методов исследования структуры кристаллов и определения минералов по форме и физическим свойствам кристаллов (см. **Кристаллохимия**).

**Кристаллохимия** — раздел химии, изучающий кристаллические структуры химических веществ, особенности химической связи в кристаллах, а также зависимость физических и химических свойств кристаллических веществ от их строения. Источником экспериментальных данных о кристаллических структурах является дифракция рентгеновских лучей, нейтронов и электронов (см. **Кристаллография**).



**Критическое состояние** — состояние двухфазной системы, в котором исчезают различия между фазами, находящимися в равновесии, например, между жидкостью и ее паром, между двумя жидкостями.

**Криогидрат** — эвтектическая смесь кристаллов льда и соли. Используются для приготовления охлаждающих смесей. Например, эвтектическая смесь, содержащая 22 мол. % NaCl, позволяет достичь температуры  $-21^{\circ}\text{C}$ , эвтектическая смесь, содержащая 57 мол. %  $\text{CrO}_3$ , — температуры  $-105^{\circ}\text{C}$ .

**Лантаноидное сжатие** — уменьшение атомных и ионных радиусов в ряду лантаноидов. Приводит к меньшим, по сравнению с ожидаемыми, размерам атомов и ионов последующих элементов, начиная с гафния (№ 72).

**Лантаноиды** — химические элементы, следующие за лантаном в периодической системе. Составляют группу из 14 элементов (атомные номера 58–71), в атомах которых происходит заполнение электронами  $4f$ -подуровня.

**Лиганд** — атом, ион или молекула, связанные с центральным атомом (комплексообразователем) в координационном (комплексном) соединении.

**Ликвация** — неоднородность химического состава, возникающая при затвердевании расплава. Обусловлена различием свойств (плотности, температуры плавления) компонентов рассматриваемой системы.

**Линия ликвидуса (ликвидус)** — линия, представляющая на фазовой диаграмме температурную зависимость состава жидкости, находящейся в равновесии с другими фазами. Точки на этой линии отвечают температуре начала кристаллизации расплавов (растворов) при их охлаждении или окончанию плавления твердых фаз при их нагревании.

**Линия пара** — линия, представляющая на фазовой диаграмме температурную (для  $T$ - $x$  диаграммы) или барическую (для  $p$ - $x$  диаграммы) зависимость состава пара, находящегося в равновесии с твердой и жидкой фазами.

**Линия солидуса (солидус)** — линия, представляющая на фазовой диаграмме температурную зависимость состава твердой фазы, находящейся в равновесии с другими фазами (твердыми, жидкими, паром). Точки на этой линии отвечают температуре окончания кристаллизации расплавов (растворов) при их охлаждении или началу плавления твердых фаз при их нагревании.



**Механизм химической реакции** — совокупность отдельных простейших (элементарных) стадий, из которых складывается химический процесс.

**Мицелла** — электронейтральная структурная единица **дисперсной** (коллоидной) **системы**. Если дисперсная фаза имеет ионное строение, ее мицелла состоит из ядра, слоя потенциалопределяющих ионов, адсорбционного и диффузного слоев противоионов.

**Молекулярная орбиталь** — волновая функция, описывающая состояние электрона в поле, создаваемом несколькими атомными ядрами и другими электронами.

**Молекулярность реакции** — число частиц, одновременно взаимодействующих в элементарном акте. Для простых (элементарных) реакций, протекающих в одну стадию, молекулярность равна числу молекул исходных веществ, определяемому стехиометрическим уравнением. Когда реакция протекает в несколько стадий, то каждая из них характеризуется своей молекулярностью. Известны моно- (разложение диметилового эфира), би- (разложение иодистого водорода) и тримолекулярные (взаимодействие оксида азота с кислотом) реакции.

**Мономеры и полимеры**. Мономеры — это низкомолекулярные соединения, молекулы которых способны реагировать друг с другом или с другими мономерами, образуя высокомолекулярные соединения — полимеры. Полимеры — неорганические и органические, жидкие, аморфные или кристаллические вещества, состоящие из повторяющихся мономерных звеньев, соединенных химическими связями. Полимеры могут иметь одномерную, двумерную или трехмерную структуру.

**Нанохимия** — раздел химии, исследующий взаимосвязь строения и свойств наночастиц (см. **Наночастицы**), а также методы синтеза, самоорганизации, стабилизации, направленной сборки наночастиц с образованием каркасных, трубчатых и столбчатых наноструктур. Такие структуры необходимы для создания новых катализаторов, нанолечарств и т. д.

**Наночастицы** — частицы с размером 1–100 нм, энергии поверхности и объема которых сопоставимы. Это приводит к возникновению у них существенно новых свойств по сравнению с обычными веществами. По геометрическим размерам различают двумерные (2D) наночастицы — нанопластины, одномерные (1D) — нанотрубки, нанонити, вискеры, и, наконец, — нульмерные (0D) — квантовые точки. На смену термину «микроэлектроника», пришел термин «нанoeлектроника». Размеры функциональных устройств нанoeлектроники



не превышают 100 нм, а иногда и 10 нм. На основе углеродных нанотрубок, графена и кластеров аморфного кремния созданы одноэлектронные транзисторы, которые позволяют повысить быстродействие и уменьшить размеры компьютерных микросхем. На новых физических принципах создаются накопители информации — схемы одноэлектронной памяти, где 2–3 электрона хранят один бит информации. В один квадратный сантиметр новых ячеек памяти можно вместить порядка 500 гигабит информации, а скорость записи и стирания информации в 50–100 раз выше, чем у современных устройств.

**Нейтронография** — метод определения строения кристаллических, аморфных и жидких веществ по данным о рассеянии нейтронов. Наибольшее значение имеет нейтронография кристаллических образцов, которая позволяет определять не только расположение атомов, но и магнитную структуру, т. е. характер упорядочения магнитных моментов.

**Неорганическая химия** — раздел химии, связанный с изучением строения и свойств химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ (кроме органических соединений). Теоретическим фундаментом неорганической химии является периодический закон и основанная на нем периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Важнейшая задача неорганической химии состоит в разработке и научном обосновании методов создания новых материалов с нужными функциональными свойствами.

**Неполярный растворитель** — растворитель, молекулы которого не имеют электрического дипольного момента. Молекулы неполярного растворителя обладают низкой сольватирующей способностью, поэтому полярные растворители плохо растворяют вещества, состоящие из полярных молекул или ионов (см. **Сольватация**).

**Нестехиометрические соединения** — твердые химические соединения, состав которых не подчиняется закону кратных отношений. Нестехиометрические соединения существуют в концентрационной области, называемой *областью гомогенности*. Их можно рассматривать как твердые растворы избыточных количеств компонентов в основном веществе. Например, нестехиометрический оксид  $\text{Fe}_{1-x}\text{O}$  получается в результате растворения избыточного кислорода в  $\text{FeO}$  с переходом части атомов  $\text{Fe(II)}$  в состояние  $\text{Fe(III)}$  (см. **Нестехиометрия**).

**Нестехиометрия** — характеристика отклонения состава твердой фазы от стехиометрического, подчиняющегося закону кратных отношений. Например, для твердого бинарного соединения количественной мерой ( $\Delta$ ) нестехиометрии может служить разность между отно-



шением числа атомов В к числу атомов А в реальном  $A_nB_{m+\delta}$  ( $\delta \neq 0$ ) и стехиометрическом  $A_nB_m$  кристаллах:  $\Delta = \frac{m+\delta}{n} - \frac{m}{n} = \frac{\delta}{n}$ , где  $n$  и  $m$  — небольшие целые числа.

**Нуклеиновые кислоты** — высокомолекулярные органические соединения, образованные остатками нуклеотидов. Нуклеиновые кислоты ДНК и РНК присутствуют в клетках всех живых организмов и выполняют важнейшие функции по хранению, передаче и реализации наследственной информации.

**Нуклид** — вид атомов химического элемента с ядром, состоящим из определенного числа протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ), причем ядро находится в определенном энергетическом состоянии (основном или одном из изомерных состояний).

**Органическая химия** — раздел химии, изучающий строение, свойства и методы синтеза органических соединений. Многообразие органических соединений обусловлено способностью атомов углерода образовывать разветвленные цепочки, циклы и т. д. различного строения.

**Осмоз** — процесс односторонней диффузии молекул растворителя через мембрану, способную пропускать молекулы растворителя, но не пропускающую частицы растворенного вещества (полупроницаемую мембрану). Диффузия происходит в сторону большей концентрации растворенного вещества из объема с меньшей его концентрацией и приводит к возникновению осмотического давления  $\pi$ .

**Основное состояние** — стационарное состояние системы (атома, молекулы) с наименьшей энергией. Все остальные состояния согласно принципам квантовой механики называются возбужденными (см. **Возбужденное состояние**).

**Основность кислот и оснований** — число протонов, которые может отдать молекула кислоты, либо число гидроксид-ионов, которые может отдать молекула (одна формульная единица) основания в кислотно-основных взаимодействиях.

**Парамагнитные вещества** — вещества, в которых под действием магнитного поля возникает магнитный момент, сонаправленный с вектором напряженности внешнего магнитного поля. Такие вещества притягиваются к магниту (втягиваются в неоднородное магнитное поле). Основная причина парамагнетизма в веществе — наличие неспаренных электронов, которые обладают собственным спиновым магнитным моментом.



**Параметры состояния внешние** — переменные, характеризующие влияние окружающей среды на систему, например, температура, напряженности внешнего электрического и магнитного полей.

**Параметры состояния внутренние** — переменные, характеризующие свойства изучаемой системы, например, внутренняя энергия, плотность.

**Параметры состояния интенсивные** — параметры, не зависящие от массы системы, например, давление  $p$ , температура  $T$ , концентрации (мольные доли).

**Параметры состояния системы** — набор физических величин, определяющих состояние термодинамической системы и фиксируемых условиями эксперимента. На диаграммах состояния они играют роль координат. Различают внешние, внутренние, интенсивные и экстенсивные параметры состояния (см. **Система термодинамическая**).

**Параметры состояния экстенсивные** — параметры, которые пропорциональны массе системы, например, объем  $V$ , энергия  $U$ , энтропия  $S$ . Их величина определяется суммированием по всей системе. Особенность экстенсивных параметров в том, что они могут изменяться при неизменных интенсивных параметрах (см. **Фазовые реакции**).

**Переходное состояние** — состояние системы реагирующих частиц (атомов, молекул, ионов), соответствующее максимальной энергии на пути реакции. В переходном состоянии существовавшие химические связи ослаблены, но окончательно не разорваны, а новые связи начали образовываться, но еще не сформировались. Переходное состояние существует очень короткое время и распадается с образованием исходных веществ или продуктов реакции. Одно и то же переходное состояние возникает в ходе как прямой, так и обратной реакции. Энергетически оно отличается от исходных веществ на величину энергии активации прямой реакции, а от продуктов — на энергию активации обратной реакции.

**Периодическая система элементов** — классификация химических элементов, устанавливающая зависимость различных свойств элементов от заряда атомного ядра. Периодическая система является графическим выражением периодического закона.

**Периодический закон** — свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

**Плавление** — процесс превращения твердой фазы в жидкость.



**Плотнейшая упаковка** — способ расположения атомов в кристаллической структуре, который характеризуется наибольшим числом атомов в единице объема кристалла. Слои плотно соприкасающихся шаров (А, В, С) могут чередоваться по-разному, образуя двухслойные (...ABAB...), трехслойные (...ABCABC...) и многослойные упаковки.

**Показатель кислотности** — см. **Водородный показатель**.

**Полиморфизм** — существование вещества в виде двух или нескольких различных кристаллических модификаций при одном и том же химическом составе. Например, полиморфами кремнезема  $\text{SiO}_2$  являются кварц, кристобалит, тридимит и еще несколько кристаллических модификаций.

**Поляризация ионов** — смещение электронов относительно ядер, происходящее под действием электрического поля. Источником поляризующего электрического поля может быть соседний ион. Поляризация ионов — это взаимный процесс: один ион поляризует другой ион и в то же время сам им поляризуется. Поэтому следует различать поляризующее действие иона на другой ион и его поляризуемость, т. е. деформируемость электронной оболочки под влиянием других ионов.

**Поляризуемость иона** — способность электронной оболочки иона деформироваться под действием электрического поля, которое в химических соединениях обычно создается другими ионами. Поляризуемость тем больше, чем менее стабильной является электронная оболочка иона, поэтому все факторы, приводящие к ослаблению связи электронов с ядром, способствуют поляризуемости иона. Поляризуемость катионов меньше, чем анионов, и уменьшается при увеличении положительного заряда и уменьшении радиуса. Наименее поляризуемы ионы с законченной 8-электронной оболочкой ( $\text{Na}^+$ ), наибольшей поляризуемостью обладают ионы, имеющие завершенную 18-электронную оболочку ( $\Gamma$ ). Ионы с незавершенной 18-электронной оболочкой занимают промежуточное положение.

**Поляризующее действие катионов** — способность катионов деформировать электронные оболочки соседних ионов. Поляризующее действие возрастает с увеличением положительного заряда иона и уменьшением его радиуса. Поляризующее действие зависит от типа электронной оболочки и растет в ряду 8-электронная < незавершенная 18-электронная < 18-электронная. Поляризующее действие может усиливаться за счет эффекта дополнительной поляризации, возникающей в случае, когда поляризующий ион сам обладает высокой поляризуемостью.



**Полярный растворитель** — растворитель, молекулы которого имеют значительный дипольный момент. Дипольный момент молекул ответственен за такие свойства растворителя, как высокая (по сравнению с неполярными растворителями) температура кипения и плавления, способность сольватировать ионы, высокая диэлектрическая проницаемость. Полярность растворителя способствует электролитической диссоциации и растворению веществ с ионной структурой. Примерами полярных растворителей являются вода и этиловый спирт (см. **Сольватация**).

**Порядок реакции по веществу** — показатель степени, в которую возводится концентрация данного исходного вещества в кинетическом уравнении реакции. Порядки реакции по веществу определяют экспериментально. Они могут быть как целочисленными, так и дробными, и в случае сложных реакций не связаны со стехиометрическими коэффициентами. У большинства реакций порядки находятся в интервале от 0 до 2. Нулевое значение порядка реакции означает, что скорость реакции не зависит от концентрации данного реагента. Для некоторых реакций наблюдается уменьшение скорости реакции с ростом концентрации реагента; это означает, что порядок реакции по реагенту имеет отрицательное значение (см. **Кинетическое уравнение химической реакции**).

**Потенциал ионизации** — минимальная энергия, которую надо затратить для удаления электрона (в бесконечность) от частицы — атома, иона, молекулы.

**Потенциальный барьер** — максимум потенциальной энергии, который должна преодолеть система в ходе элементарного (происходящего в одну стадию) акта химического превращения. Вершина потенциального барьера соответствует переходному состоянию (см. **Переходное состояние**).

**Поток** — количество вещества или энергии, перемещаемое в определенном направлении через реальную или воображаемую границу за единицу времени.

**Правило рычага** — отношение масс (количеств) сосуществующих фаз обратно пропорционально отношению длин отрезков, на которые фигуративная точка системы делит линию, соединяющую точки составов равновесных фаз. В случае двухкомпонентных систем указанные точки соответствуют чистым фазам, а в случае многокомпонентных систем — смеси фаз.

**Правило фаз** — в гетерогенной системе, состоящей из  $C$  компонентов, число независимых параметров состояния, или число степеней свободы ( $F$ ), которое можно изменять, сохраняя число сосущес-



ствующих фаз ( $P$ ) неизменным, равно:  $F = C + 2 - P - \alpha$ , где 2 — число внешних полей, в которых находится система (обычно барическое ( $p$ ) и тепловое ( $T$ ) поля),  $\alpha$  — число ограничений, накладываемых на условия равновесия. Такими ограничениями могут быть постоянство температуры  $T$ , давления  $p$ , а также равенство составов существующих фаз, например, в случае азеотропов совпадают составы пара и жидкости:  $x^V = x^L$ . Величину  $F$  называют *вариантностью системы*. Правило фаз выведено Дж. У. Гиббсом (1876).

**Правило Хунда** — правило квантовой химии, определяющее порядок заполнения электронами совокупности орбиталей, имеющих одинаковую или почти одинаковую энергию. Формулируется следующим образом: суммарное значение спинового квантового числа системы электронов на этих орбиталях должно быть максимальным. Это означает, что каждая из орбиталей заполняется сначала одним электроном, и только после исчерпания всех вакантных орбиталей на эту орбиталь добавляется второй электрон. Например, в атоме азота каждый из трех  $p$ -электронов занимает одну из  $2p$ -орбиталей, что обеспечивает суммарное значение спинового квантового числа  $3/2$ .

**Превращение вещества** — это изменения состава, структуры, энергии взаимодействия и размера частиц и, как следствие, физических и химических свойств вещества. В соответствии с первым законом термодинамики для открытых систем оно сопровождается изменением энергии ( $dU$ ) в форме передачи теплоты ( $\delta Q$ ) и работы ( $\delta W$ ), совершаемой системой над окружающей средой:

$$dU = \delta Q + \delta W + \sum_i \mu_i \cdot dn_i,$$

где  $\delta W = -pdV$  (при постоянном давлении),  $\sum_i \mu_i \cdot dn_i$  — «химическая работа», характеризующая процесс обмена веществом между системой и окружением,  $\mu_i$  — химический потенциал, а  $n_i$  — число молей  $i$ -го компонента. Кавычки указывают на некоторую условность понятия, так как при указанном переносе вещества изменение энергии нельзя полностью разделить на тепловую и химическую работу. Это обусловлено тем, что вместе с веществом в систему поступает некоторое количество энтропии, которая связана с теплотой (см. **Химический потенциал, Работа (обобщенная), Теплота, Энергия**).

**Принцип Ле Шателье** — при оказании внешнего воздействия на систему, находящуюся в равновесии, последнее смещается таким образом, чтобы уменьшить эффект произведенного воздействия. Повышение (или понижение) температуры смещает равновесие в сторо-



ну процесса, протекающего с поглощением (выделением) теплоты. Повышение давления смещает равновесие в сторону уменьшения количества молекул газа. Добавление же в равновесную смесь исходных веществ увеличивает количество продуктов реакции (см. **Константа равновесия**).

**Принцип наименьшей энергии** — максимальная устойчивость атома как системы соответствует минимуму его полной энергии. В атоме каждый электрон стремится занять положение, соответствующее минимальному значению энергии, что и определяет последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней.

**Принцип Паули (принцип запрета)** — один из фундаментальных принципов квантовой механики. Согласно этому принципу, два и более тождественных фермиона (частицы с полуцелым спином) не могут одновременно находиться в одном и том же квантовом состоянии. Следствиями принципа Паули является то, что в атоме не может быть двух электронов, у которых одинаковы все четыре квантовых числа (см. **Квантовые числа**), и что на одной орбитали может находиться не более двух электронов, причем они должны иметь противоположные спины.

**Протонирование** — процесс присоединения протона (катиона  $H^+$ ) к частице (молекуле, иону, молекулярному иону).

**Процесс (термодинамический)** — изменение одного или нескольких параметров (координат) состояния термодинамической системы.

**Процесс обратимый** — процесс, при котором бесконечно малое изменение параметров обращает его направление, а после возвращения системы в исходное состояние в окружающей среде не остается никаких изменений.

**Процесс равновесный (квазистатический)** — процесс, при котором система непрерывно проходит последовательный ряд равновесных состояний (см. **Равновесие (равновесное состояние)**).

**Работа (обобщенная)** — перенос энергии при изменении состояния системы в направлении против действующей силы. В общем случае для открытых изотропных систем величина обобщенной работы определяется суммой произведений действующих на систему

обобщенных сил  $F_i$  на обобщенные координаты  $x_i$ : 
$$\delta W_i = \sum_i^k F_i \cdot dx_i.$$

Обобщенные силы — это интенсивные параметры, определяющие состояние равновесия. К ним относятся температура  $T$ , давление  $p$ ,



химический потенциал  $\mu_i$  и т. д. Обобщенные координаты — это величины, которые изменяются под действием соответствующих обобщенных сил. К ним относятся энтропия  $S$ , объем  $V$ , количество молей  $n_i$   $i$ -го компонента и т. п. В соответствии с первым и вторым законами термодинамики изменение внутренней энергии  $dU$  описывается вы-

ражением  $dU = TdS - pdV + \sum_i^k \mu_i \cdot dn_i$ , где  $S$  — энтропия,  $p$  — давле-

ние,  $V$  — объем,  $n_i$  — число молей и  $\mu_i$  — химический потенциал  $i$ -го компонента,  $k$  — число компонентов. Так как  $\delta W_{\text{тепл}} = TdS$ ,  $\delta W_{\text{мех}} = -pdV$ ,  $\delta W_{\text{хим}} = \mu_i dn_i$ , то изменение  $dU$  можно определить, измеряя работу  $\delta W_i$ , производимую системой над окружением. При отсутствии электрического и магнитного полей и без учета изменения поверхностной энергии она будет равна сумме тепловой  $W_{\text{тепл}}$ , механической  $W_{\text{мех}}$  и «химической»  $W_{\text{хим}}$  работ [5]. Кавычки указывают на некоторую условность понятия, так как перенос массы вещества дает также вклад в «тепловую» и механическую работу.

**Равновесие (равновесное состояние)** — состояние, в которое приходит термодинамическая система при постоянных внешних условиях. Оно характеризуется неизменностью термодинамических характеристик и отсутствием потоков вещества и энергии.

**Радикальные реакции** — реакции, которые протекают при участии радикалов — активных частиц, имеющих неспаренные электроны. Включают стадии образования свободных радикалов и их гибели. Многие радикальные реакции протекают по цепному механизму (см. **Цепные реакции**). Примерами радикальных реакций являются реакции взаимодействия водорода с кислородом, галогенами, реакции горения.

**Радиохимия** — раздел химии, изучающий свойства и превращения радиоактивных веществ, разрабатывающий научные основы методов получения радиоактивных материалов, переработки ядерного горючего, обнаружения и устранения (дезактивации) радиоактивных загрязнений.

**Размер частиц** — линейные (геометрические) размеры частиц, образующих вещество. Размер влияет на поверхностную и объемную энергии частиц. В нанометровом диапазоне (10–100 нм) эти величины оказываются соизмеримыми, что приводит к появлению новых физических и химических свойств вещества.

**Расплав** — жидкое состояние веществ, находящихся при температурах между температурами плавления и кипения.



**Раствор** — гомогенная фаза, состоящая из двух или более компонентов. Компонент, который сохраняет свое агрегатное состояние при образовании раствора, называют растворителем, остальные компоненты — растворенными веществами. Если все компоненты сохраняют свое агрегатное состояние, то растворителем называют компонент с наибольшей концентрацией.

**Раствор насыщенный** — раствор, находящийся при заданных условиях ( $p$ ,  $T$ ) в равновесии с избытком растворяемого вещества. Концентрация насыщенного раствора называется растворимостью вещества.

**Реакции нуклеофильного и электрофильного замещения** — реакции, в которых участвуют нуклеофильные и электрофильные реагенты, вытесняющие из молекул уходящие группы. Нуклеофильные реагенты, или нуклеофилы, предоставляют свою пару электронов на образование новой связи и вытесняют уходящую группу с парой электронов, образовывавшей старую связь. К нуклеофилам относятся отрицательно заряженные ионы и нейтральные молекулы, имеющие неподеленную электронную пару. Примером реакции нуклеофильного замещения является превращение алкилгалогенида в спирт под действием раствора щелочи (нуклеофил — ион  $\text{OH}^-$ , уходящая группа — галогенид-ион). Электрофильные реагенты, или электрофилы, при образовании новой связи являются акцепторами пары электронов и вытесняют уходящую группу в виде положительно заряженной частицы. К электрофилам относятся положительно заряженные ионы и нейтральные молекулы с вакантными электронными орбиталями. Примером реакции электрофильного замещения является нитрование ароматических соединений концентрированной азотной кислотой (электрофил — катион нитрония  $\text{NO}_2^+$ , уходящая группа — ион  $\text{H}^+$ ).

**Реакционная способность** — способность вещества вступать в различные реакции. Количественной мерой реакционной способности является константа скорости реакции (для необратимых процессов) или константа равновесия соответствующей реакции (для обратимых процессов).

**Сила** — векторная (зависящая от направления) величина, являющаяся мерой воздействия на данную систему других систем, а также полей. Приложение силы обуславливает изменение параметров состояния системы (см. **Работа (обобщенная)**).

**Симметрия** — в широком смысле — соответствие, неизменность (инвариантность), проявляемые при каких-либо изменениях, преобразованиях (например, положения, энергии и др.). Например, сферическая симметрия тела означает, что тело совпадает с самим



собой при любом повороте относительно его центра. Двусторонняя (зеркальная) симметрия означает, что правая и левая сторона относительно какой-либо плоскости выглядят одинаково. В химии, в частности, рассматривается геометрическая симметрия молекул и кристаллических твердых тел, орбитальная симметрия, симметрия электронных состояний частиц (атомов, молекул).

**Синтез химический** — процесс превращения исходных веществ в конечные продукты (см. **Вещество (химическое)**, **Превращение вещества**).

**Система конденсированная** — система, в которой присутствуют только конденсированные (твердые и жидкие) фазы.

**Система термодинамическая** — совокупность взаимодействующих частиц, отделенная от внешней (окружающей) среды с помощью реальной или воображаемой граничной поверхности. Термодинамическая система состоит из столь большого числа атомов и молекул, что ее состояние можно характеризовать макроскопическими параметрами: температурой, давлением, плотностью вещества и т. д. Термодинамическая система — модель реальных объектов исследования, которая отражает их существенные признаки. В термодинамике рассматривают изолированные, закрытые и открытые системы. Изолированные системы не обмениваются с окружающей средой ни веществом, ни энергией. Закрытые системы могут обмениваться с окружающей средой энергией, но не веществом. Открытые системы могут обмениваться с окружающей средой как энергией, так и веществом.

**Соединение химическое** (сложное вещество) — вещество, состоящее из химически связанных атомов нескольких различных химических элементов.

**Сольватация** — процесс соединения частиц растворенного вещества с молекулами растворителя, частным случаем сольватации является процесс гидратации. Взаимодействия между частицами растворенного вещества и растворителя могут быть слабыми и сильными. Из молекулярных растворов, например, раствора иода в сероуглероде со слабым ван-дер-ваальсовским сольватационным взаимодействием, растворитель легко удаляется при нагревании, а растворенное вещество (иод) остается в химически неизменном виде. В случае сильных сольватационных взаимодействий, например, при взаимодействии трихлорида железа с водой, образуются прочные аквакомплексы (гидратированные ионы)  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ . Если из этого раствора удалять воду, то будет выделяться не безводный хлорид железа, а кристаллогидрат  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , или, точнее,  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ . Удалить из



него воду и получить безводный хлорид железа невозможно, так как при нагревании он распадается с образованием оксида железа и газообразного HCl:  $6[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 = 3\text{Fe}_2\text{O}_3 + 18\text{HCl} + 27\text{H}_2\text{O}$ .

**Состав вещества** — см. **Вещества состав**.

**Состояние системы** — совокупность термодинамических параметров, определяющих состав и свойства системы. Различают равновесные и неравновесные состояния. Первое из них характеризуется постоянством термодинамических параметров и отсутствием потоков вещества и энергии. Второй случай характеризуется тем, что бесконечно малое воздействие вызывает конечное изменение состояния системы. Для равновесных состояний различают стабильные (устойчивые) и метастабильные (неустойчивые) состояния. Они различаются тем, что при внешнем воздействии в первом случае система возвращается в исходное состояние, а во втором происходит конечное изменение состояния системы. Поскольку состояния с наименьшей энергией достоверно неизвестны, то на практике не всегда можно определить, находится ли система в метастабильном или стабильном состоянии (см. **Параметры состояния системы**, **Термодинамическая устойчивость (стабильность) равновесия**).

**Спектрохимический ряд** — последовательность лигандов, расположенных в порядке возрастания вызываемой ими энергии расщепления  $d$ -орбиталей металлов в координационных (комплексных) соединениях. Получен на основе экспериментальных данных.

**Сродство к электрону** — энергия, выделяющаяся в результате присоединения электрона к атому с образованием аниона.

**Стандартное состояние** — уровень отсчета (сравнения) термодинамических свойств веществ. Для индивидуальных кристаллических и жидких веществ в качестве стандартного выбирают их состояние при заданной температуре и давлении 1 бар, указывая не только формулы, но и их агрегатное состояние или кристаллические модификации. Для индивидуальных газов в качестве стандартного принимают их состояние, возникающее при изотермическом расширении реального газа до бесконечно малого давления с последующим сжатием до 1 бар по изотерме идеального газа. Для растворов неэлектролитов и твердых растворов известны две системы выбора уровня отсчета. В первой из них, так называемой симметричной, в качестве стандартного состояния принимается чистый компонент, т. е. что  $\gamma_i \rightarrow 1$  при  $x_i \rightarrow 1$  в выражении для химического потенциала  $\mu_i(T, p, x_i)$  компонента раствора  $\mu_i(T, p, x_i) = \mu_i^\circ(T, p) + RT \ln x_i + RT \ln \gamma_i$ , где  $\mu_i^\circ(T, p)$  — химический потенциал компонента при давлении  $p$  и тем-



температуре  $T$ ,  $R$  — универсальная газовая постоянная,  $T$  — абсолютная температура,  $x_i$  — мольная доля, а  $\gamma_i$  — коэффициент активности  $i$ -го компонента, зависящий от температуры, давления, состава и выбора отчетного состояния. Во втором способе для одного из компонентов в качестве стандартного состояния принимается чистый компонент, а для другого (других) считается, что его коэффициент активности равен единице в его бесконечно разбавленном растворе в первом компоненте, т. е. что  $\gamma_i \rightarrow 1$  при  $x_i \rightarrow 0$ . Второй способ широко применяется при термодинамическом описании разбавленных растворов. На молекулярном уровне выбранные стандартные состояния отличаются тем, что в первом случае каждая молекула окружена себе подобными, а во втором — только молекулами второго компонента (см. **Активность компонента**).

**Стандартный водородный электрод (ВЭ)** — пластинка или проволока из металла (обычно платина или палладий), насыщенная водородом при давлении 1 бар и температуре 298 К и погруженная в водный раствор с активностью ионов водорода  $a_{\text{H}^+} = 1$ . Потенциал ВЭ  $E^\circ(2\text{H}^+/\text{H}_2)$  принимают равным 0 В и называют стандартным. Стандартный водородный электрод является эталоном, относительно которого ведется отсчет электродных потенциалов обратимых окислительно-восстановительных реакций.

**Стандартный электродный потенциал ( $E^\circ$ )** — потенциал электрода с единичными активностями всех участников процесса, измеренный относительно стандартного водородного электрода. Значения ряда стандартных электродных потенциалов приводятся в справочниках [6–10] и используются для расчета стандартных энергий Гиббса  $\Delta_r G^\circ$  реакций, протекающих на электроде:  $\Delta_r G^\circ = -nFE^\circ$ .

**Степень окисления** — условный заряд атома в химическом веществе, рассчитанный в предположении, что все полярные химические связи превратились в ионные, т. е. что электронные пары этих связей полностью перешли к более электроотрицательным атомам. Сумма степеней окисления всех атомов в нейтральной молекуле равна нулю. В названиях и формулах степень окисления обычно обозначается римскими цифрами, например, сульфат железа (II).

**Структура** — размещение в пространстве частиц, образующих вещество (см. **Изоморфизм**, **Полиморфизм**).

**Супрамолекулярная химия** — междисциплинарная область науки, включающая химические, физические и биологические аспекты более сложных, чем молекулы, химических систем, связанных в единое целое посредством межмолекулярных (нековалентных) взаи-



модействий. Объекты супрамолекулярной химии — супрамолекулярные ансамбли, которые образуются из комплементарных фрагментов (молекул, атомных и молекулярных ионов) — «строительных блоков», имеющих геометрическое и химическое соответствие, подобно самопроизвольной сборке сложнейших пространственных структур в живой клетке. Супрамолекулярные образования характеризуются пространственным расположением своих компонентов, их архитектурой, «супраструктурой», а также типами межмолекулярных взаимодействий, удерживающих компоненты вместе.

**Суспензия** — система, в которой твердая фаза диспергирована в жидкой среде. Примером суспензии является гидрозоль гидроксида железа (III), образующийся в результате гидролиза солей железа в горячей воде (см. **Дисперсные системы**).

**Температура** — параметр, характеризующий тепловое равновесие, может определять направление перехода теплоты. С точки зрения молекулярно-кинетической теории температура является мерой средней кинетической энергии частиц, из которых состоит вещество.

**Тепловой эффект химической реакции** — теплота, выделяемая или поглощаемая в результате протекания химической реакции. В отсутствие других работ, кроме работы расширения, при постоянном объеме теплота равна изменению внутренней энергии:  $Q_V = \Delta U$ , а при постоянном давлении — изменению энтальпии:  $Q_p = \Delta H$  (см. **Гесса закон, Теплота**).

**Теплоемкость** — количество теплоты, которое надо сообщить системе, чтобы нагреть ее на один градус. В зависимости от условий нагревания различают теплоемкости при постоянном давлении  $C_p$  и при постоянном объеме  $C_V$ .

**Теплота ( $Q$ )** — форма переноса энергии, обусловленная разницей температур и не связанная с изменением внешних параметров. Если считать температуру ( $T$ ) движущей силой, энтропию ( $S$ ) координатой, то  $\delta Q = TdS$  можно рассматривать как «тепловую работу» [5] (см. **Параметры состояния внешние**).

**Термический анализ** — метод исследования физико-химических процессов, происходящих в системе. Позволяет оценивать температуры, а также тепловые эффекты химических реакций и фазовых превращений.

**Термодинамика** — наука о способах передачи энергии в виде совершения различного рода работ в макроскопических (состоящих из большого числа частиц) системах (см. **Внутренняя энергия, Энергия, Работа (обобщенная)**).



**Термодинамическая устойчивость (стабильность) равновесия** — способность системы сохранять состояние относительно бесконечно малых изменений условий. Если в качестве параметров состояния выбрать температуру  $T$ , давление  $p$  и число молей компонентов  $n_i$ , то условием устойчивого равновесия системы является минимум энергии Гиббса:  $dG = 0$  и  $d^2G > 0$ .

**Термохимия** — раздел химии, посвященный изучению тепловых эффектов химических реакций.

**Топливные элементы** — химические источники тока, в которых к электродам непрерывно подводятся реагенты, поэтому топливные элементы могут работать в течение длительного времени. В качестве окислителя обычно используют кислород или воздух, а как топливо (восстановитель) — водород, метанол, углеводороды и т. д. Окислительно-восстановительные реакции в них протекают на пористых угольных электродах с нанесенным катализатором (платина). Electrodes разделены твердым (полимерная мембрана, пористая керамика из оксидов металлов) или жидким (расплавы фосфорной кислоты, карбонатов натрия и калия и т. д.) электролитом. Коэффициент полезного действия (КПД) топливных элементов может достигать 80–90%. Топливные элементы применяются как автономные источники энергии в автомобилях, беспилотных транспортных средствах, для тепло- и электроснабжения зданий и т. д.

**Углеводы** — органические соединения, полиатомные альдегидо- или кетоспирты, которые подразделяются в зависимости от количества мономеров на моно-, олиго- и полисахариды. Название «углеводы» связано с тем, что первые открытые представители этого класса соединений содержали водород и кислород в соотношении 2:1, как в воде. Углеводы составляют основу растительных продуктов питания.

**Уравнение состояния фазы** — уравнение, связывающее между собой внутренние и внешние переменные (давление, температуру, состав, объем, энергию, энтропию и т. д.) фазы (см. **Фаза (вещества)**). Если в качестве параметров состояния выбрать температуру  $T$ , давление  $p$  и число молей  $i$ -го компонента  $n_i$ , то при отсутствии других полей (электрических, магнитных и т. д.) уравнение состояния фазы можно записать в виде:

$$dG = -SdT + Vdp + \sum_{i=1}^k \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p,T,n_{i \neq j}} \cdot dn_i,$$



где  $G$  — энергия Гиббса,  $S$  — энтропия,  $V$  — объем фазы,  $n_i$  — число молей  $i$ -го компонента,  $k$  — число компонентов. Индекс  $n_{i \neq j}$  означает постоянство молей  $j$ -х компонентов, кроме  $i$ -х компонентов. Наличие уравнений состояния приводит к тому, что для определения состояния фазы оказывается достаточным знания только нескольких независимых свойств, тогда как остальные могут быть рассчитаны. Например, по известным значениям температуры  $T$ , давления  $p$  и числа молей компонентов  $n_i$  с помощью уравнения состояния фазы может быть рассчитана энергия Гиббса. И наоборот, по известному значению энергии Гиббса может быть найдена температура или давление.

**Устойчивость координационных (комплексных) соединений** — их способность сохранять свой состав и строение в различных реакциях (образования, окисления — восстановления, замещения и т. д.) и при изменении внешних воздействий (температуры, давления, изменения состава и т. д.). Различают термодинамическую и кинетическую устойчивость К. С. Численными характеристиками термодинамической устойчивости К. С. являются энергии Гиббса ( $\Delta G$ ), ЭДС и константы равновесия соответствующих реакций. Если термодинамически неустойчивое К. С. способно существовать в растворе продолжительное время, говорят о его кинетической устойчивости. Численными характеристиками кинетической устойчивости являются константы скоростей и энергии активации соответствующих реакций, а также время полупревращения, в течение которого в реакцию вступает половина исходного вещества. К. С. считается *инертным*, если время его полупревращения превышает 1 мин. К. С., реагирующее с более высокой скоростью, называют *лабильным* (см. **Гиббса энергия, Координационные (комплексные) соединения**).

**Фаза (вещества)** — термодинамическое состояние вещества, для которого определена совокупность интенсивных термодинамических свойств (параметров состояния) и которое не зависит от размера и формы системы. Термин фаза вещества (ср. фаза колебания, фаза Луны) введен Дж. Гиббсом. В настоящее время термин фаза употребляется отдельно и обозначает совокупность частей системы, отличающихся по физико-химическим свойствам от других фаз и отделенных от них поверхностью раздела. Каждая фаза характеризуется собственным уравнением состояния (см. **Уравнение состояния фазы**).

**Фазовые переходы второго рода** — процессы, при которых первая производная химического потенциала по температуре непрерывна, а вторая изменяется скачком. Кривая теплоемкости при этом претерпевает разрыв, но, в отличие от фазовых переходов первого



рода, она не стремится к бесконечности. Примером фазовых переходов второго рода является переход металлов в сверхпроводящее состояние при низких температурах (см. **Вещество (химическое), Фаза (вещества), Превращение вещества**).

**Фазовые переходы первого рода** — процессы, при которых скачком изменяются такие термодинамические характеристики вещества, как молярные энтропия и объем, при этом выделяется или поглощается определенное количество теплоты, носящее название теплоты перехода. При фазовом переходе первого рода первая производная энергии Гиббса по температуре претерпевает разрыв. Это означает, что подводимая к системе теплота используется не для нагревания вещества, а для осуществления фазового перехода. Например, вода замерзает и кипит при постоянной температуре, несмотря на отвод или подвод теплоты.

**Фазовый переход** — процесс перехода вещества из одной фазы в другую. Различают фазовые переходы первого и второго рода.

**Фазовые реакции** — процессы в системе, при которых интенсивные параметры (температура, давление и состав фаз) остаются постоянными, но количества одних фаз увеличиваются за счет других фаз. Общее количество каждого компонента при этом сохраняется. Фазовые реакции обратимы и протекают в неэвтектических и перитектических точках.

**Ферменты (энзимы)** — молекулы белков или рибонуклеиновых кислот, ускоряющие (катализирующие) химические реакции в живых системах. Реагенты в реакции, катализируемой ферментами, называются субстратами, а получающиеся вещества — продуктами.

**Физико-химический анализ** — раздел химии, рассматривающий закономерности взаимосвязей «состав — структура — свойства» вещества.

**Физическая химия** — раздел химии об общих законах строения и превращений веществ, происходящих при различных внешних условиях. Включает три основных раздела: химическую термодинамику, химическую кинетику и квантовую химию (см. **Термодинамика, Кинетика химическая, Квантовая химия**).

**Фотохимические реакции** — химические реакции, которые протекают под воздействием электромагнитных волн, в частности, видимого света. Примерами фотохимических реакций являются: фотосинтез в растениях, распад бромида серебра в светочувствительном слое фотопластинки, превращение молекул кислорода в озон в верхних слоях атмосферы.



**Хелатные соединения (хелаты)** — координационные (комплексные) соединения, в которых полидентатные лиганды образуют несколько химических связей с комплексообразователем с участием различных донорных центров. Внутренняя сфера хелата построена из циклических группировок, включающих комплексообразователь.

**Хелатный эффект** — повышение термодинамической устойчивости координационных (комплексных) соединений в результате образования хелатов (хелатных циклов). Оно связано с возрастанием энтропии системы за счет увеличения числа частиц в результате того, что один координирующийся хелатный лиганд вытесняет два или более монодентатных лиганда из координационной сферы комплекса.

**Химическая связь** — взаимодействие частиц в веществе, которое обуславливает возникновение структуры — ближнего и дальнего порядка — в их пространственном распределении. Энергия взаимодействия ( $\Delta_r G$ ) частиц включает энтальпийную ( $\Delta_r H$ ) и энтропийную ( $\Delta_r S$ ) составляющие:  $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$ . Она обусловлена электростатическим взаимодействием электронов и ядер атомов. В зависимости от распределения электронной плотности различают ионный, ковалентный и металлический типы химической связи. Тип химической связи определяет энергию кристаллической решетки, физические и химические свойства вещества. Важная роль энтропийной составляющей отмечается для сложных циклических соединений «без» химической связи, например, катенанов, ротаксанов, молекулы которых состоят из двух или более циклов, продетых один сквозь другой подобно звеньям цепи. Особенности химических связей и межмолекулярных взаимодействий рассматриваются также в квантовой химии (см. **Квантовая химия**).

**Химические источники тока** — системы, в которых химическая энергия преобразуется в электрическую, т. е. они могут вырабатывать электрический ток. Как химические источники тока известны: гальванические элементы, аккумуляторы и топливные элементы (см. **Гальванический элемент**, **Аккумуляторы**, **Топливные элементы**).

**Химические реакции** — процессы превращения одних веществ в другие, отличающиеся от исходных составом, особенностями химической связи (энергией взаимодействия частиц) и (или) строением.

**Химический потенциал** — характеристика изменения энергии Гиббса при добавлении в систему  $i$ -го компонента при постоянных давлении  $p$ , температуре  $T$  и количествах молей остальных  $j$ -х компонентов. Химический потенциал  $\mu_i$  равен частной производной энер-



гии Гиббса по числу молей  $i$ -го компонента при фиксированных указанных переменных:  $\mu_i = \sum_i^k \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P,T,n_{i \neq j}}$ .

**Химический элемент** — совокупность атомов с определенным зарядом ядра и числом электронов. Понятие «химический элемент» не тождественно понятию «простое вещество»: в простом веществе атомы определенным образом соединены друг с другом. Поэтому один элемент может образовывать несколько простых веществ (например, углерод образует алмаз, графит, графен, фуллерены и т. д.).

**Химия** — наука о строении веществ и их превращениях, сопровождающихся изменением состава и (или) строения.

**Хиральность** — свойство молекулы не совмещаться со своим зеркальным отражением. Хиральностью обладают молекулы, в которых отсутствуют зеркально-поворотные оси симметрии, в частности, зеркальные плоскости и центр симметрии. Хиральные молекулы являются зеркальными отражениями друг друга. Такие зеркально-симметричные формы химических соединений называются энантиомерами.

**Хромофоры** — функциональные группы в молекуле химического соединения, которые придают молекуле способность поглощать электромагнитное излучение определенных длин волн в видимом, ближнем ультрафиолетовом или ближнем инфракрасном диапазоне. Примерами хромофоров являются азо-, нитро- и карбонильная группы.

**Цепные реакции** — реакции, в ходе которых исходные вещества вступают в цепь превращений с участием промежуточных активных частиц (интермедиатов), которые регенерируются в каждом элементарном акте реакции. Такие частицы обычно представляют собой свободные радикалы или возбужденные молекулы. Цепные реакции могут включать этапы инициирования, развития, разветвления, обрыва цепи. Примером цепной реакции является реакция водорода с кислородом.

**Шредингера уравнение** — одно из уравнений, позволяющее найти волновые функции  $\psi(x, y, z, t)$ , описывающие поведение частиц микромира. Наиболее общая форма уравнения Шредингера включает зависимость от времени:  $i\hbar \frac{\partial}{\partial t} \psi = \hat{H} \psi$ , где  $\hat{H}$  — оператор Гамильтона (оператор полной энергии). Для описания стационарных состояний, т. е. состояний, не изменяющихся с течением времени, таких как атомы и молекулы, используется стационарное уравнение Шредингера:



$E\psi = \hat{H}\psi$ . В результате решения стационарного уравнения Шредингера получают набор волновых функций  $\psi_i$  и соответствующих им собственных энергий  $E_i$ , отвечающих основному и возбужденным состояниям квантовой системы. Уравнение Шредингера не учитывает спин частиц и не описывает релятивистские эффекты, существенные при высоких скоростях, когда кинетическая энергия частиц сопоставима с энергией, эквивалентной их массе покоя.

**Эвтектика (эвтектическая смесь)** — жидкость (раствор или расплав), находящаяся при заданном давлении в равновесии с твердыми фазами, число которых равно числу компонентов системы. Кристаллизация такой системы (см. **Правило фаз**) происходит при постоянной температуре, как и кристаллизация чистых веществ. При этом образуется механическая смесь твердых фаз. Температура плавления эвтектики ниже температуры плавления смеси любого другого состава в данной системе.

**Электродный потенциал ( $E$ )** — разность электростатических потенциалов между исследуемым электродом и электролитом, в который он погружен. Возникновение электродного потенциала обусловлено пространственным разделением зарядов противоположного знака. В случае металлического электрода разделение зарядов связано с переносом ионов из металла в раствор и адсорбцией ионов из раствора на поверхности металла. Переходу ионов в раствор благоприятствует увеличение энтропии системы и гидратация образующихся ионов, а препятствует необходимость затраты энергии на разрушение кристаллической решетки металла. Если измеряется электродный потенциал процесса, в котором не участвует металл, то электрод из инертного металла (платины) служит лишь в качестве проводника электрического тока, а разность потенциалов между ним и раствором возникает в результате протекания на его поверхности процессов восстановления или окисления, например,  $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$ . Абсолютную величину электродного потенциала определить невозможно, однако можно измерить разность потенциалов (ЭДС) гальванического элемента, составленного из исследуемого электрода и стандартного электрода сравнения, например, стандартного водородного электрода, электродный потенциал которого условно принимают равным нулю. Электродный потенциал зависит от активностей участников

окисленной и восстановленной форм:  $E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{окисл}}}{a_{\text{восст}}}$ , где  $E^\circ$  — стандартная ЭДС гальванического элемента,  $a_{\text{окисл}}$  и  $a_{\text{восст}}$  — активности окисленной и восстановленной форм вещества,  $n$  — число элек-



тронов, участвующих в электродной реакции,  $R$  — универсальная газовая постоянная,  $T$  — температура.

**Электролиз** — совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих при прохождении электрического тока через электролит (раствор или расплав), находящийся между двумя электродами. На аноде происходят процессы окисления, на катоде — процессы восстановления. Внешнее напряжение, прилагаемое к электролизеру, должно быть достаточным для того, чтобы обеспечить протекание этих процессов. Химические превращения при электролизе могут протекать как на поверхности электродов, так и в объеме. В этом случае продукты катодного и анодного процессов являются промежуточными веществами. Электролиз применяется в промышленности для получения и рафинирования металлов (алюминия, меди, никеля), неметаллов (водорода, кислорода), различных химических соединений (диоксида марганца, пероксида водорода и т. д.), а также для фторирования органических веществ с помощью жидкой плавиковой кислоты. Электролиз находит применение при очистке сточных вод (процессы электрокоагуляции, электроэкстракции, электрофлотации), при нанесении металлических покрытий (гальваностегия), воспроизведении формы предметов (гальванопластика).

**Электронная пара** — связанное состояние двух взаимодействующих электронов, обладающее нулевым спином. По Льюису, химическая связь между атомами образуется за счет общей для них пары электронов. Такая пара называется связывающей (поделенной). Неподеленные (внешние) электронные пары принадлежат только одному атому и в образовании связи участия не принимают. В рамках модели МО ЛКАО электронную пару образуют электроны, занимающие одну и ту же молекулярную орбиталь.

**Электронная плотность** — плотность вероятности обнаружения электрона в данной точке пространства, пропорциональная квадрату волновой функции.

**Электронное возбуждение** — переход электрона в атоме, молекуле, твердом веществе на энергетический уровень (орбиталь) с большей энергией.

**Электроотрицательность** — количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары, или, другими словами, способность атомов удерживать свои электроны и оттягивать к себе электроны соседних атомов. Самой высокой электроотрицательностью обладают атомы, образующие простые вещества, являющиеся сильными окислителями (F, O, Cl), а самой низкой — активные металлы, например, щелочные. Суще-  
существу-



ет несколько шкал электроотрицательностей. Шкала Полинга основана на теплотах образования соединений, шкала Малликена — на потенциалах ионизации атомов и энергиях их сродства к электронам.

**Электрохимия** — раздел химии, в котором рассматриваются процессы с участием заряженных частиц (ионов и электронов).

**Эмульсия** — система, в которой дисперсная фаза и дисперсионная среда находятся в жидком состоянии. Примером эмульсии являются сливки (см. **Дисперсная система**).

**Энергия** — количественная мера движения и взаимодействия частиц в системе. Определяет способность системы совершать работу (см. **Внутренняя энергия, Работа (обобщенная)**).

**Энергия активации** — для элементарной реакции это разность энергий переходного состояния и реагентов, т. е. минимальное количество энергии, которое требуется сообщить частицам взаимодействующих веществ, чтобы они приобрели способность вступить в химическую реакцию; для сложных реакций эта величина — параметр уравнения Аррениуса, не имеющий непосредственного физического смысла (см. **Кинетика химическая, Переходное состояние**).

**Энтальпия ( $H$ )** — сумма внутренней энергии  $U$  и работы  $pV$ :  $H = U + pV$ . Аналогично внутренней энергии является функцией состояния, т. е. ее изменение не зависит от способа проведения процесса.

**Энтропия ( $S$ )** — свойство (функция состояния) термодинамической системы, изменение которого  $dS$  для бесконечно малого изменения состояния системы в обратимом процессе равно отношению количества поглощенной теплоты  $\delta Q$  к абсолютной температуре  $T$ :  $dS = \delta Q/T$ . Энтропия изолированной системы в самопроизвольных процессах не может убывать, а в необратимых процессах она возрастает. С точки зрения статистической термодинамики энтропия является мерой неупорядоченности термодинамической системы и вычисляется по формуле Больцмана  $S = k \ln W$ , где  $k$  — постоянная Больцмана, а  $W$  — термодинамическая вероятность системы. Согласно постулату Планка, энтропия идеального кристалла при температуре абсолютного нуля равна нулю. Используется как один из параметров (координат) состояния системы (см. **Внутренняя энергия, Работа (обобщенная)**).

**Энтропия активации** — разность энтропии переходного состояния элементарной реакции и энтропии исходного состояния реагентов.



## ЛИТЕРАТУРА

1. *Крестов, Г. А.* Основные понятия современной химии / Г. А. Крестов, Б. Д. Березин. — Иваново, 1986. — 104 с.
2. *Бусев, А. И.* Определения, понятия, термины в химии / А. И. Бусев, И. П. Ефимов. — М. : Просвещение, 1977. — 224 с.
3. Термодинамика. Основные понятия. Терминология. Буквенные обозначения величин: сборник определений, вып. 103. Комитет научно-технической терминологии АН СССР. — М. : Наука, 1984.
4. Химическая энциклопедия. Т. 1–5. — М. : Научное издательство «Большая российская энциклопедия», 1988–1998.
5. *Воронин, Г. Ф.* Основы термодинамики. — М. : МГУ, 1987. — 192 с.
6. *Эткинс, П.* Физическая химия / П. Эткинс, Дж. де Паула. — М. : Мир, 2007. — 494 с.
7. *Суворов, А. Б.* Общая химия / А. Б. Суворов, А. Б. Никольский. — СПб. : Химия, 1994. — 624 с.
8. Неорганическая химия : в 3 т. / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо [и др.] ; под ред. Ю. Д. Третьякова. — М. : Издат. центр «Академия», 2004–2008.
9. *Горшков, В. Г.* Основы физической химии / В. Г. Горшков, И. А. Кузнецов. — М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2006. — 407 с.
10. *Еремин, В. В.* Основы физической химии : учеб. пособие : в 2 ч. / В. В. Еремин, С. Н. Каргов, И. А. Успенская [и др.]. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. — 320 с.



*Владимир Павлович ЗЛОМАНОВ,  
Павел Евгеньевич КАЗИН,  
Александр Васильевич ЯЦЕНКО,  
Евгений Владимирович РУМЯНЦЕВ*

**ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ  
КРАТКИЙ СЛОВАРЬ**

*Учебное пособие*

*Издание второе, стереотипное*

Редакция  
естественнонаучной литературы

ЛР № 065466 от 21.10.97  
Гигиенический сертификат 78.01.10.953.П.1028  
от 14.04.2016 г., выдан ЦГСЭН в СПб

**Издательство «ЛАНЬ»**

lan@lanbook.ru; www.lanbook.com  
196105, Санкт-Петербург, пр. Юрия Гагарина, д. 1, лит. А  
Тел./факс: (812) 336-25-09, 412-92-72  
Бесплатный звонок по России: 8-800-700-40-71

Подписано в печать 21.06.21.  
Бумага офсетная. Гарнитура Школьная. Формат 84×108<sup>1/32</sup>.  
Печать офсетная. Усл. п. л. 2,73. Тираж 30 экз.

Заказ № 816-21.

Отпечатано в полном соответствии  
с качеством предоставленного оригинал-макета  
в АО «Т8 Издательские Технологии».  
109316, г. Москва, Волгоградский пр., д. 42, к. 5.