

К. ф. магнитных явлений основана на решении кинетич. ур-ния для магнов. Она позволяет вычислить динамич. восприимчивости магн. систем в перем. полях, изучить кинетику процессов намагничивания.

К. ф. явлений при прохождении быстрых частиц через вещество основана на решении системы кинетич. ур-ний для быстрых частиц и вторичных частиц, возникающих при столкновениях, напр. для  $\gamma$ -лучей (фотонов) с учётом разл. процессов в среде (фотоэффекта, комптоновского рассеяния, образования пар). В этом случае К. ф. позволяет вычислить коэф. поглощения и рассеяния быстрых частиц.

**Фазовые переходы.** К. ф. фазовых переходов первого рода, т. е. со скачком энтропии, связана с образованием и ростом зародышей новой фазы. Ф-ция распределения зародышей по их размерам (если зародыши считать макроскопич. образованиями, а процесс роста — медленным) удовлетворяет *Фоккера—Планка уравнению*:

$$\frac{\partial f}{\partial t} = \frac{\partial}{\partial a} \left( D \frac{\partial f}{\partial a} - A f \right),$$

где  $a$  — радиус зародыша,  $D$  — «коэф. диффузии зародышей по размерам»,  $A$  пропорционально мин. работе, к-рую нужно затратить на создание зародыша данного размера. К. ф. фазовых переходов 2-го рода в наиб. простом приближении основана на ур-нии релаксации параметра порядка  $\eta$ , характеризующего степень упорядоченности, возникающей при фазовом переходе:

$$\frac{d\eta}{dt} = -\gamma \frac{\partial \Omega}{\partial \eta},$$

где  $\gamma$  — постоянный коэф.,  $\Omega$  — термодинамич. потенциал в перемещенных  $T$  и  $\mu$  ( $\mu$  — хим. потенциал), вблизи точки фазового перехода зависящий от  $\eta$ . Для этой зависимости используется разложение по степеням  $\eta^2$  и  $T - T_c$ , где  $T_c$  — темп-ра фазового перехода. (См. также *Кинетика фазовых переходов*.)

**Явления переноса в жидкостях.** Теорию явлений переноса в жидкостях также можно отнести к К. ф., хотя для жидкостей метод кинетич. ур-ний непригоден, но для них возможен более общий подход, основанный также на иерархии времён релаксации. Для жидкости время установления равновесия в макроскопически малых (но содержащих ещё большое число молекул) элементарных объёмах значительно больше, чем время релаксации во всей системе, вследствие чего в малых элементах объёма приближённо устанавливается статистич. равновесие. Поэтому в качестве исходного приближения при решении *Лиувилля уравнения* можно привить локально равновесное *Гиббса распределение* с темп-рой  $T(x, t)$ , хим. потенциалом  $\mu(x, t)$  и гидродинамич. скоростью  $V(x, t)$ , соответствующими рассматриваемой точке жидкости. Напр., для однокомпонентной жидкости локально равновесная ф-ция распределения (или статистич. оператор) имеет вид

$$f = Z^{-1} \exp \left\{ - \int \beta(x, t) [H'(x) - \mu(x, t) n(x)] dx \right\},$$

где

$$\beta(x, t) = 1/kT(x, t);$$

$$H'(x) = H(x) - p(x) V(x, t) + mn(x) V^2(x, t)/2$$

— плотность энергии в системе координат, движущейся вместе с элементом жидкости,  $H(x)$  — плотность энергии в неподвижной системе координат,  $p(x)$  — плотность импульса,  $n(x)$  — плотность числа частиц, рассматриваемые как фазовые ф-ции, т. е. ф-ции от координат и импульсов всех частиц, напр.  $n(x) = \sum_{j=1}^N \delta(x - x_j)$ .

Приближённое решение ур-ния Лиувилля для состояний, близких к статистически равновесному, позволяет вывести ур-ния теплопроводности и Навье—Стокса

для жидкости и получить микроскопич. выражения для кинетич. коэф. теплопроводности и вязкости через пространственно-временные корреляц. ф-ции плотностей потоков энергии и импульсов всех частиц системы (*Грина—Кубо формулы*). Этот же подход возможен и для смеси жидкостей. Подобное решение ур-ния Лиувилля есть его частное решение, зависящее от времени лишь через параметры  $\beta(x, t)$ ,  $\mu(x, t)$ ,  $V(x, t)$ , соответствующие сокращённому гидродинамич. описанию неравновесного состояния системы, к-рое справедливо, когда все гидродинамич. параметры мало меняются на расстояниях порядка длины свободного пробега (для газов) или длины корреляций потоков энергии или импульса (для жидкостей). [В квантовом случае  $H(x)$ ,  $p(x)$ ,  $n(x)$  — операторы в представлении *вторичного квантования*.]

К задачам К. ф. относится также вычисление *обобщённой восприимчивости*, выражающей линейную реакцию физ. системы на включение внеш. поля. Её можно выразить через *Грина функции* с усреднением по состоянию, к-рое может быть и неравновесным.

В К. ф. исследуют также кинетич. свойства квантовых систем, что требует применения метода *матрицы плотности* (см., напр., *Кинетическое уравнение основное*).

*Лит.*: Гуревич Л. Э., Основы физической кинетики, Л.—М., 1940; Боголюбов Н. Н., Проблемы динамической теории в статистической физике, М.—Л., 1946; Чепмен С., Каулинг Т., Математическая теория неоднородных газов, пер. с англ., М., 1960; Зубарев Д. Н., Неравновесная статистическая термодинамика, М., 1971; Климонтович Ю. Л., Кинетическая теория неидеального газа и неидеальной плазмы, М., 1975; Фердигер Дж., Капер Г., Математическая теория процессов переноса в газах, пер. с англ., М., 1976; Балееску Р., Равновесная и неравновесная статистическая механика, пер. с англ., т. 2, М., 1978; Лишниц Е. М., Питаевский Л. П., Физическая кинетика, М., 1979. Д. Н. Зубарев.

**КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКАЯ** — область физ. химии, в к-рой изучают механизмы и скорости хим. реакций. К. х. включает три осн. задачи: изучение закономерностей протекания хим. реакций во времени и зависимость их скоростей от концентраций реагентов, темп-ры и др. факторов; теоретич. определение констант скоростей хим. реакций на основе молекулярного строения реагентов; исследование хим. реакций в условиях движения вещества, диффузии реагентов, наличия теплопередачи и т. д. (хим. макрокинетика).

**Основные понятия и законы К. х.** В процессе хим. реакции могут происходить как одностадийные элементарные акты (простые, одностадийные реакции, напр.  $H_2 + I_2 = 2HI$ ), так и элементарные акты разл. типа, число к-рых может достигать мн. десятков и сотен (сложные, многостадийные реакции, напр. образование молекул  $H_2O$  идёт через элементарные реакции типа  $H_2 + OH \rightarrow H_2O + H$ ;  $O + H_2 \rightarrow OH + H$ ,  $H + O_2 \rightarrow OH + O$ ). **Стехиометрич. ур-ние** сложной реакции, включающее только исходные и конечные вещества (напр.,  $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ ), не описывает механизма исходных процессов. При сложных реакциях в нек-рых стадиях возникают промежуточные, лабильные продукты (в рассмотренном примере —  $H$ ,  $O$  и  $OH$ ), концентрация к-рых обычно невелика, т. к. они быстро потребляются в др. стадиях. Под механизмом хим. реакции понимается совокупность элементарных стадий, составляющих процесс превращения исходных веществ в конечные продукты.

Скорость к.-л. стадии хим. реакции равна числу элементарных актов данного типа в единицу времени в единице объёма (для гомогенных реакций, протекающих в объёме одной фазы) или на единице поверхности (для гетерогенных реакций, протекающих на поверхности раздела фаз). Наиб. развита К. х. гомогенных реакций в газовой фазе, т. к. одна из её основ — хорошо разработанная *кинетическая теория газов*.

Скорость хим. реакции зависит от темп-ры и давления, а при заданных внеш. условиях является ф-цией концентраций реагирующих веществ. В идеальных