

трооптич. и фотоупругих сред. Для т. н. «пассивного» управления добротностью применяют метод, основанный на введении в резонатор элементов (растворов, стёкол), прозрачность к-рых изменяется под действием светового излучения. Такой вид модуляции (а в т о м о д у л я ц и и) широко используется для генерирования импульсов когерентного излучения нано- и пикосекундного диапазонов.

Интересным случаем внутр. М. с. является режим синхронизации мод, к-рый осуществляется при модуляции добротности (длины резонатора) с частотой, близкой к частоте межмодовых биений лазера. При синхронизации мод лазер генерирует короткие и мощные импульсы, следующие друг за другом с частотой внеш. модуляции.

Лит. см. при ст. *Модуляторы света*. А. Н. Капорский. **МОДЫ** (от лат. *modus* — мера, образ, способ, вид) — типы колебаний (*нормальные колебания*) в распределённых колебат. системах (см. *Объёмный резонатор*, *Оптический резонатор*) или типы волны (нормальные волны) в волноводных системах и волновых пучках (см. *Волновод*, *Квазиоптика*). Термин «М.» стал употребляться также для любого волнового поля (вне его источников), обладающего определ. пространственной структурой (симметрией). Так появились понятия М. излучения лазера, «утекающая» М., поверхностная М., «шепчущей галереи», экспоненциально спадающая М., селекция М. и т. д.

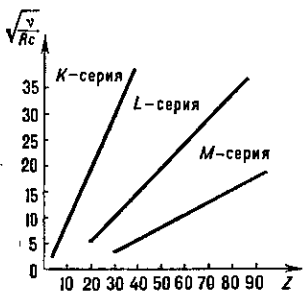
Лит. см. при ст. *Нормальные колебания*, *Нормальные волны*, *Лазер*. М. А. Миллер, Г. В. Пермиттин.

МОЗАЙЧНОСТЬ КРИСТАЛЛОВ — несовершенство кристаллич. структуры, состоящее в том, что монокристаллы как бы состоят из блоков, несколько разориентированных (до неск. мин.) друг относительно друга. Большинство реальных монокристаллов состоит из блоков размером $\sim 10^{-4}$ см. М. к. обусловлена *дислокациями* на границах блоков.

МОЗЛИ ЗАКОН — утверждает, что корень квадратный из частоты ν характеристич. рентг. излучения атома хим. элемента и его ат. номер Z связаны линейной зависимостью:

$$\sqrt{\frac{\nu}{R_c}} = \frac{Z - S_n}{n}$$

(R_c — Ридберга постоянная, S_n — постоянная экранирования, учитывающая влияние на отд. электрон всех остальных электронов атома, n — гл. квантовое число). М. з. установлен экспериментально в 1913 Г. Мозли (Н. Moseley). Графически зависимость $\sqrt{\nu}$ от Z представляет собой ряд прямых (K-, L-, M- и т. д. серии, соответствующие $n = 1, 2, 3, \dots$; рис.). М. з. окончательно подтвердил, что Z определяется не массой атомного ядра, а его зарядом. Мозли закон — основа рентг. спектрального анализа.



Лит. см. при ст. *Мозли закон*. А. В. Колпаков. **МОЛЕКУЛА** (от новолат. *molecula*, уменьшит. от лат. *mole* — масса) — наименьшая устойчивая частица вещества, обладающая его осн. хим. и физ. свойствами. Состоит из атомных ядер и электронов, связанных между собой эл.-магн. силами; можно также считать М. системой атомов, связанных друг с другом разл. связями (см. *Межатомное взаимодействие*).

Представление о М. возникло в 18 в. и с развитием в 19 в. кинетич. теории газов и становлением термодинамики получило широкое распространение. Прямое эксперим. подтверждение существования М. провёл Ж. Перрен (J. Perrin) при изучении броуновского движения (1906).

Молекулярные вещества в газовой и жидкой фазах и в молекулярных кристаллах сохраняют индивидуаль-

ность. В расплавах и ионных кристаллах М., как правило, утрачивают индивидуальность, т. к. каждый атом в них связан с большим числом окружающих его атомов.

Хим. формула М. — брутто формула — указывает все входящие в неё атомы хим. символами элементов, а также число одинаковых атомов. Порядок расположения атомов в молекуле и характер связи между ними отражает структурная ф-ла М.

М. образуется из атомов при их сближении, если энергия связанного состояния меньше суммы энергий свободных атомов. Выделяемая при образовании М. энергия может передаваться др. частицам (переходить в тепло) или испускаться в виде кванта света (*флуоресценция*, *люминесценция*). Соответственно, для отрыва от молекулы отд. атомов или атомных групп необходимо сообщить М. определ. энергию (энергию диссоциации). Число атомов в М. составляет от двух (H_2 , O_2 , HCl , CO) до сотен и тысяч (нек-рые витамины, гормоны, белки).

Энергия отдельных хим. связей в М. составляет неск. эВ. Связь между атомами в М. осуществляется электронами незамкнутых оболочек (валентными электронами) так, чтобы система была электронейтральной, а электронная оболочка — замкнутой. Атомы с замкнутыми в основном состоянии оболочками могут образовывать хим. связи, если их перевести в возбуждённое состояние. Образующиеся при этом М. (напр., He_2^*) являются метастабильными и наз. эксимерными.

М. с открытыми (незамкнутыми) электронными оболочками (напр., OH , CH_3 , NH_2) наз. радикалами (свободными радикалами). М. и радикалы с нескомпенсированным электрич. зарядом, получающиеся при отрыве или присоединении электронов к нейтральной М. (напр., H_2^+ , H_2^-), наз. молекулярными (радикальными) ионами. Радикалы и ионы образуются как промежуточные продукты хим. реакций, при разл. воздействиях на М. и в обычных условиях неустойчивы, но в ионизированном состоянии (напр., в космич. пространстве) могут существовать долго.

Близкими к М. образованиями являются ван-дер-ваальсовские комплексы ($HCl \cdot Ag$), молекулярные ассоциаты, ионные кластеры, *ван-дер-ваальсовы молекулы* и т. д., связанные между собой более слабыми, чем химические, связями — водородными или ван-дер-ваальсовыми. Комплексы могут состоять из двух, трёх и т. д. М. [$(H_2O)_2$, $(NaCl)_4$], их называют димерами, тримерами и т. д. Ионные кластеры образуются из иона H_3^+ и молекул H_2 [напр., $H_3^+ \cdot H_2$, $H_3^+ \cdot (H_2)_2, \dots, H_3^+ (H_2)_4$]. Такие системы неустойчивы и распадаются под внеш. воздействием.

В М. между валентными электронами в основном состоянии преобладает обменное взаимодействие, к-рое выстраивает спины электронов антипараллельно, поэтому осн. электронное состояние большинства М. синглетное, М. диамагнитна. Свободные радикалы обычно парамагнитны.

Структура М. В зависимости от числа валентных электронов, принимающих участие в хим. связи, последние наз. одинарными, двойными и тройными. Напр., атомы С в М. этана C_2H_6 связаны одинарной связью $C - C$, в М. этилена C_2H_4 — двойной связью $C = C$, а в М. ацетилена C_2H_2 — тройной связью $C \equiv C$. Одинарная связь образуется двумя валентными электронами (σ -электроны), двойная связь — четырьмя электронами (σ -электроны), а тройная связь — шестью электронами (также π -электроны). Электроны внутр. замкнутых оболочек атомов практически не участвуют в хим. связи. Такая классификация хим. связей условна и не всегда приемлема. Она лучше всего подходит для классификации связей в разветвлённых (насыщенных) углеводородах и неприменима к циклич. угле-