

«Московский государственный технический университет имени Н.Э. Баумана»

Кафедра РЛ1 «Радиоэлектронные системы и устройства»



Радиоматериалы и радиокомпоненты

Физические основы микроэлектроники

Преподаватель: ***Литун Яна Борисовна***

+7 916 938 37 16

LitunY@yandex.ru

Радиоматериалы и радиокомпоненты (РМ и РК)

Контрольные мероприятия:

РК №1	РК №2	РК №3
24 сентября	5 ноября	17 декабря

Основная литература:

1. Пасынков В. В., Сорокин В. С. «Материалы электронной техники»: Учеб. для студ. вузов по спец. электронной техники. 3-е изд. — СПб.: Издательство «Лань», 2001. — 368 с, ил.
2. Сорокин В.С., Антипов Б.Л., Лазарева Н.П. Материалы и элементы электронной техники. В 2-х томах. Том 1 М: Издательство «Лань», 2015 - 448с.
3. Сорокин В.С., Антипов Б.Л., Лазарева Н.П. Материалы и элементы электронной техники. В 2-х томах. Том 2 М.: Издательство «Лань», 2015 – 384с.
4. Петров К.С. Радиоматериалы, радиокомпоненты и электроника: Учебное пособие. – СПб.: Питер, 2006. - 522 с.

Физические основы микроэлектроники (ФОМ)

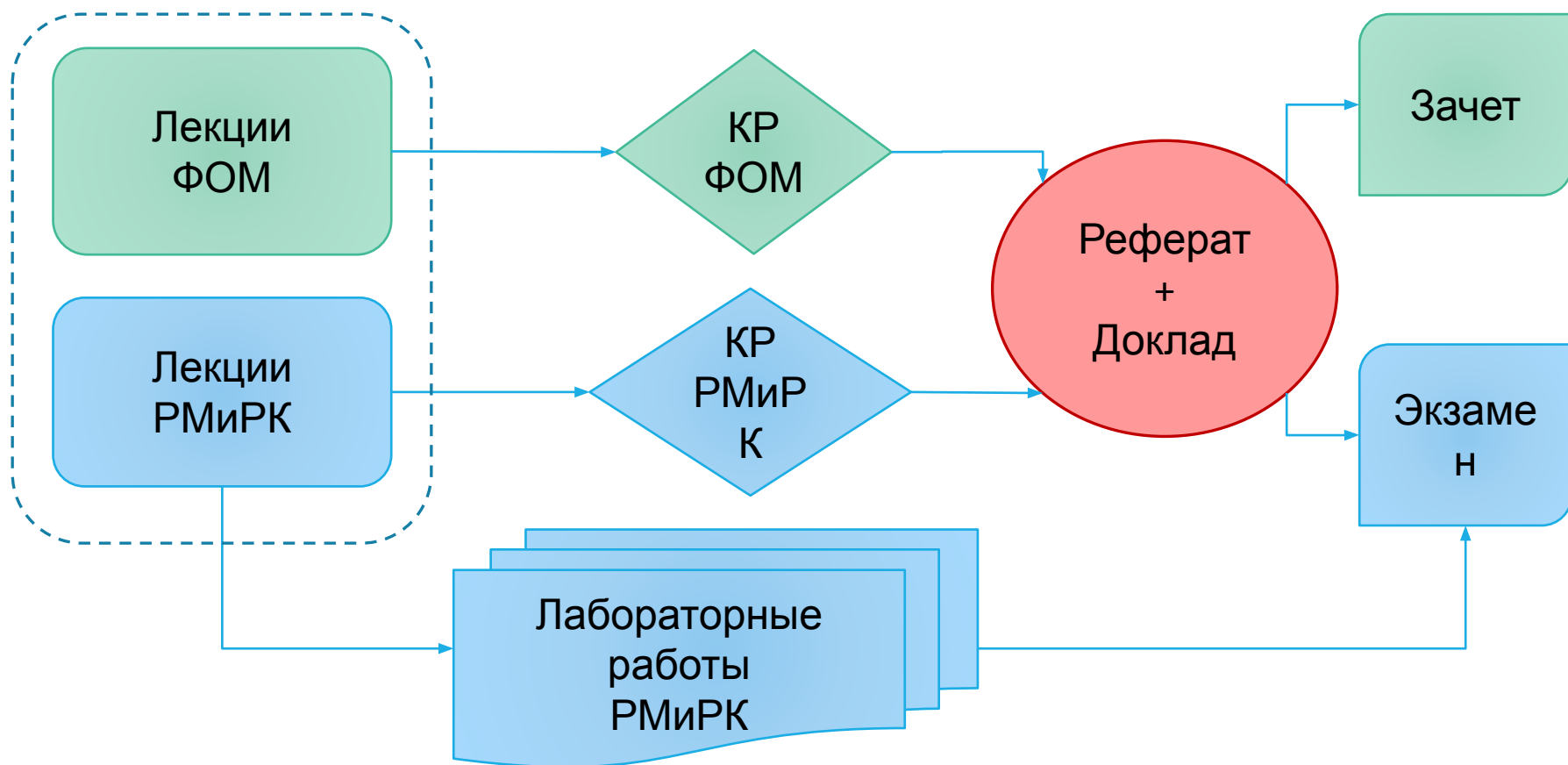
Контрольные мероприятия:

РК №1	РК №2	РК №3
1 октября	5 ноября	10 декабря

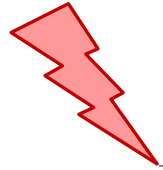
Основная литература:

1. Епифанов Г.И. Физические основы микроэлектроники, М.: Советское радио, 1971. — 376 с
2. Гуртов В.А. Твердотельная электроника М.: Техносфера, 2008. - 512 с. – ISBN: 978-5-94836-187-1 (3-е изд., доп.)
3. Мартинес-Дуарт Дж. М., Мартин-Палма Р.Дж., Агулло-Руеда Ф. «Нанотехнологии для микро и оптоэлектроники». М.: Техносфера, 2007. -368с.
4. Марголин В.И., Жабреев В.А., Турик В.А. Физические основы микроэлектроники, Учебник - М.: Издательский центр «Академия», 2008 – 400 с.
5. Ефимов Е.И., Козырь И.Я. Основы микроэлектроники. Учебное пособие для вузов. Спб: Издательство «Лань», 2008 – 384 с.

Структура



Реферат



Выбрать
тему?

Структура реферата:

Титульный лист
Аннотация (на двух языках)
Содержание
Введение

1 Общие сведения о материале

- 1.1 Структура и строение материала
- 1.2 Свойства
- 1.3 Особенности

2 Применение материала в

- 2.1 Общие сведения
- 2.2 Конкретизация

3 Управление качеством изделия из этого материала

Заключение

Список используемых источников

(... должны присутствовать источники литературы выпущенные в ближайшие 10 лет)

Оформление реферата

Оформление текста по ГОСТ 7.32-2001

Страницы текста должны соответствовать формату А4

Текст должен быть выполнен на одной стороне листа белой бумаги, с соблюдением следующих размеров полей:

правое 10 мм; верхнее, и нижнее – 20 мм; левое – 30 мм.

Высота шрифта: $A = 12$ пт;

Высота букв в заголовках разделов: $A + 2$ пт = 14 пт;

Красная строка (абзац): 1,25;

Межстрочный интервал: Полуторный;

Расстояние между заголовками и текстом: Пропустить строку;

Расстояние между **таблицей и основным текстом** (до и после таблицы): Пропустить строку;

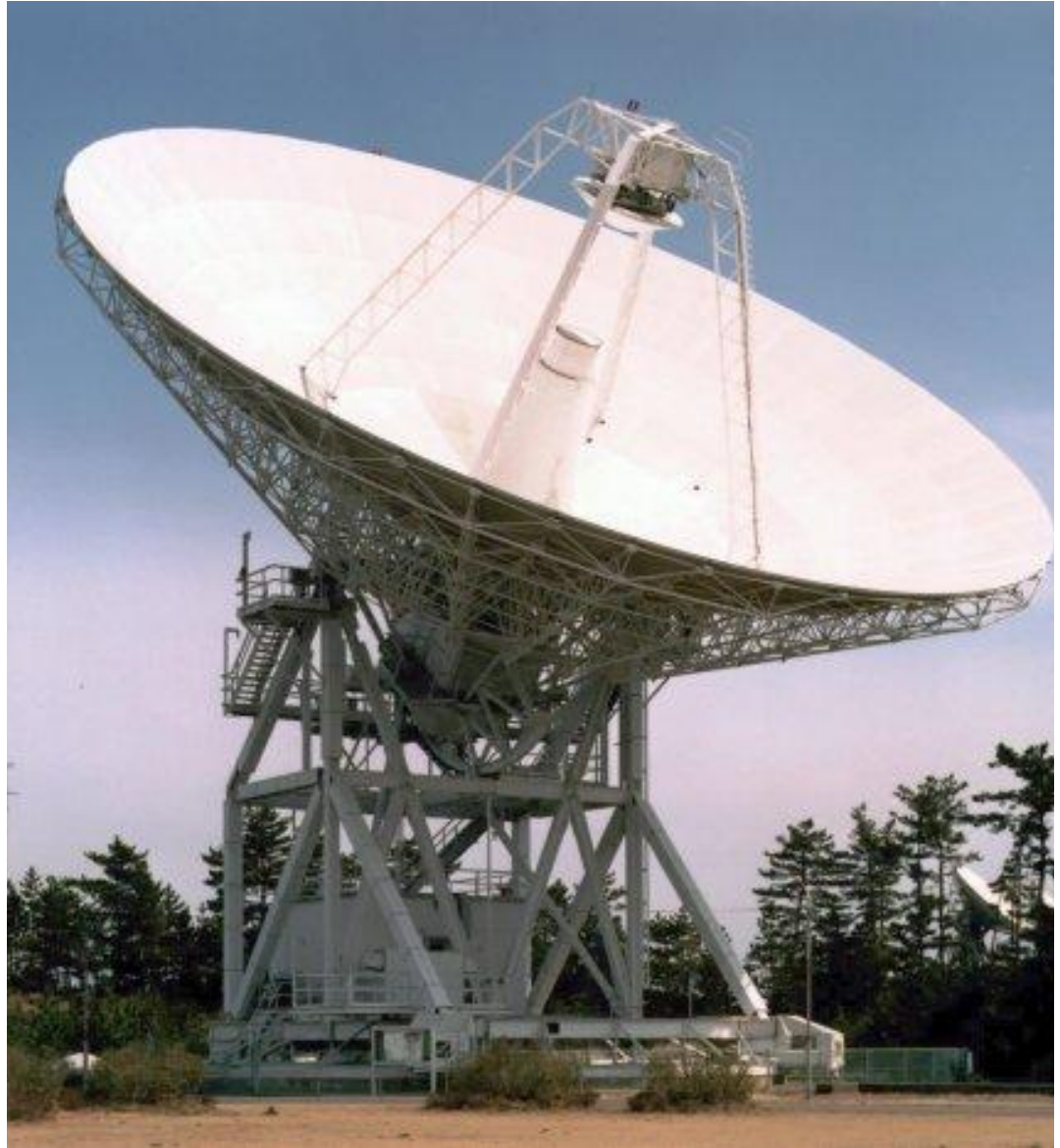
Расстояние между **рисунком и основным текстом** (до и после рисунка): Пропустить строку;

Расстояние между **формулой и основным текстом** (до и после формулы, уравнения): Пропустить строку;

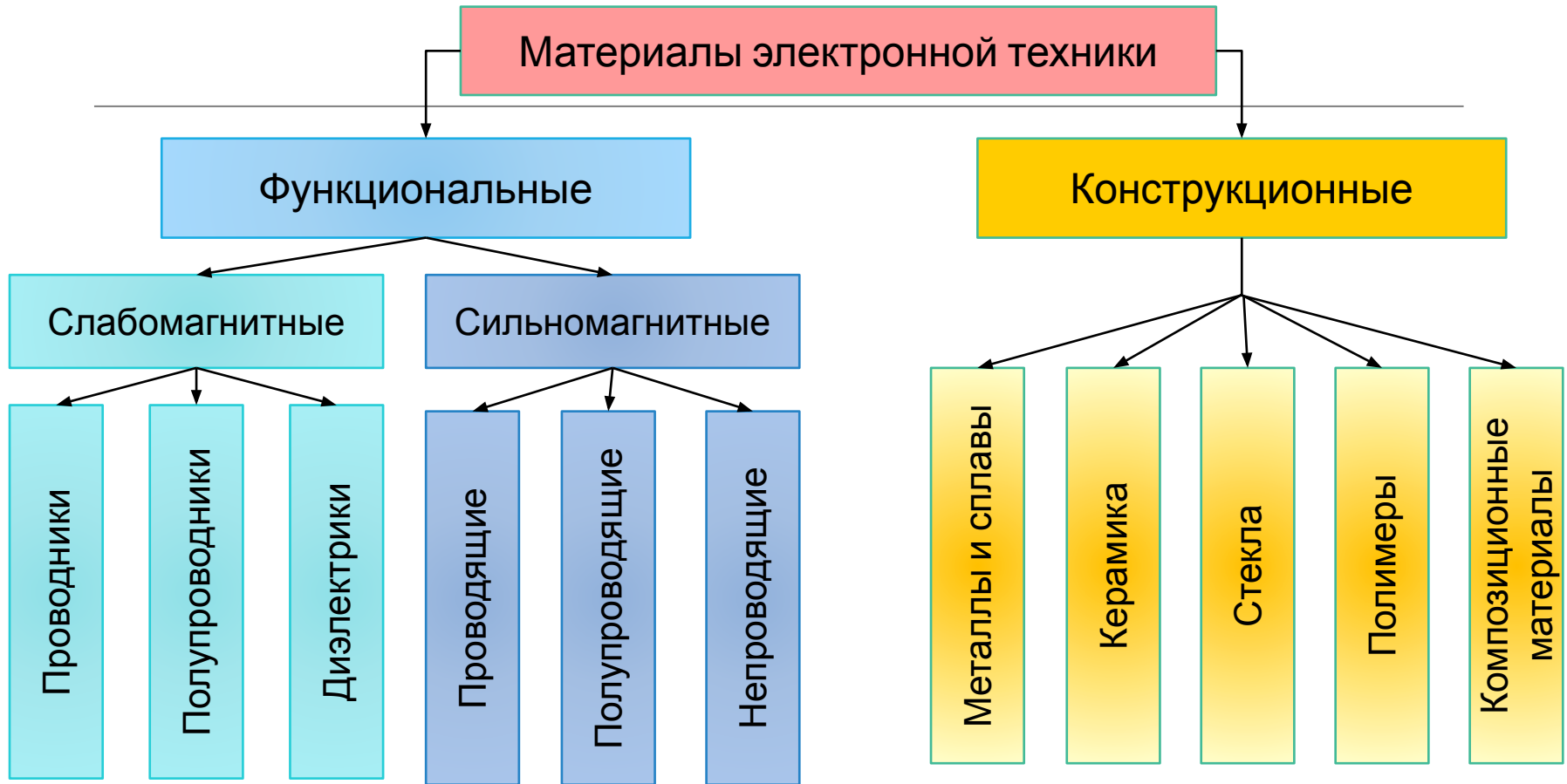
В тексте **не допускается применять подчеркивание**.

Лекция №1

Введение



Классификация материалов электронной техники



Функциональные МЭТ

Под **функциональными МЭТ** следует понимать материалы, которые обеспечивают реализацию определенных функций в элементах электронной аппаратуры. При использовании таких материалов в приборах и устройствах электроники, в первую очередь, принимаются во внимание их **электрические свойства**.

В качестве примеров функциональных МЭТ можно назвать резистивные, конденсаторные и электроизоляционные материалы, высокопроводящие и сверхпроводящие вещества, материалы для хранения и записи информации, материалы с нелинейными электрическими свойствами, материалы для активных элементов полупроводниковой электроники, таких как диоды, транзисторы, лазеры, фотодетекторы и др.

По реакции на внешнее электрическое поле функциональные МЭТ принято подразделять на **проводники, полупроводники и диэлектрики**.

Объективным критерием, по которому определяют принадлежность материала к той или иной группе, является **удельное электрическое сопротивление ρ** в нормальных условиях эксплуатации.

Формально к проводникам относятся материалы с удельным электрическим сопротивлением $\rho < 10^{-5}$ Ом·м, а к диэлектрикам — материалы, у которых $\rho > 10^8$ Ом·м.

При этом важно иметь в виду, что удельное сопротивление хороших проводников электрического тока может составлять всего лишь 10^{-8} Ом·м, а у лучших диэлектриков оно превосходит значения 10^{16} Ом·м. Удельное сопротивление полупроводников в зависимости от строения и состава материалов, а также от условий их эксплуатации может изменяться в очень широких пределах — от 10^{-5} до 10^8 Ом·м.



Качественное различие между материалами состоит в том, что для металлов проводящее состояние является основным, а для полупроводников и диэлектриков — возбужденным.

Развитие радиотехники потребовало создания диэлектриков, в которых **специфические высокочастотные свойства сочетаются с необходимыми теплофизическими и физико-механическими характеристиками**, а также с высоким удельным сопротивлением. Такие материалы получили название **высокочастотных диэлектриков**. Кроме того, в зависимости от функций, выполняемых диэлектриками в электронной аппаратуре, они подразделяются на активные и пассивные материалы. С помощью активных диэлектриков осуществляется преобразование различных сигналов и управление параметрами электрических цепей.

К пассивным относятся электроизоляционные и конденсаторные материалы.

Конструкционные МЭТ

Конструкционными называются материалы, предназначенные для изготовления корпусов и деталей различных приборов и устройств электронной техники. Как правило, эти материалы выполняют **вспомогательные функции**, причем корпуса приборов и детали конструкций характеризуются большим разнообразием форм и размеров.

К ним предъявляются прежде всего жесткие эксплуатационные, технологические и экономические требования.

Конструкционные материалы принято подразделять на:

- материалы общего назначения (универсальные) и
- конструкционные материалы со специальными свойствами (специализированные).

Основные эксплуатационные требования к конструкционным материалам сводятся к достижению **высокой конструкционной прочности** изготавливаемых деталей и узлов, а также обеспечению устойчивого «иммунитета» к воздействию внешней среды.

Под конструкционной прочностью понимают комплекс механических свойств, гарантирующих надежную и длительную эксплуатацию материала в заданных условиях.

Общие сведения о строении вещества

Атомы любого вещества состоят из положительно заряженного ядра и окружающих его электронов. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Нейтроны являются нейтральными частицами, поэтому заряд ядра определяется числом содержащихся в нем протонов.

Масса электрона в 1 836 раз меньше массы протона и нейтрона

Это означает, что практически вся масса атома сосредоточена в ядре. Вместе с тем размер ядра очень мал и сопоставим с размером электрона. Если ядро представить в виде шарика, то его радиус, м, можно довольно точно оценить по формуле:

$$r = 1,3 \cdot 10^{-15} A^{1/3}$$

A - массовое число элемента, т. е. суммарное число нуклонов в ядре.

В простейшей планетарной модели атома, предложенной Резерфордом, электроны вращаются по круговым орбитам относительно ядра. Условию сохранения радиуса орбиты отвечает равновесие между центробежной силой, отбрасывающей электрон от ядра, и силой кулоновского притяжения

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

где m — масса электрона; v — скорость движения электрона по орбите; Z — атомный номер;

e_0 — заряд электрона; Ze — заряд ядра $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$

ϵ_0 — электрическая постоянная,

Полная энергия электрона \mathcal{E} в атоме складывается из кинетической энергии движения по орбите \mathcal{E}_k и потенциальной энергии \mathcal{E}_p , обусловленной полем протонов:

$$\mathcal{E} = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{Z e^2}{4 \pi \epsilon_0 r}$$

Основной недостаток планетарной модели Резерфорда заключается в ее противоречивости. С ее помощью не удалось объяснить стабильность атомной структуры. Согласно законам классической электродинамики периодическое движение электрона с центростремительным ускорением должно сопровождаться излучением электромагнитных волн, причем частота этого монохроматического излучения должна соответствовать частоте вращения. Результатом излучения должно быть уменьшение энергии электрона и превращение круговой траектории движения в спираль. Конечным итогом такого процесса является падение электрона на ядро.

Чтобы устранить противоречия планетарной модели, Н. Бор постулировал квантовые условия для движения электронов в атоме. В соответствии с постулатом Бора стабильны только такие круговые орбиты, для которых момент количества движения оказывается кратным постоянной Планка:

$$m v r = n \hbar$$

где n — главное квантовое число, $n = 1, 2, 3, \dots$;

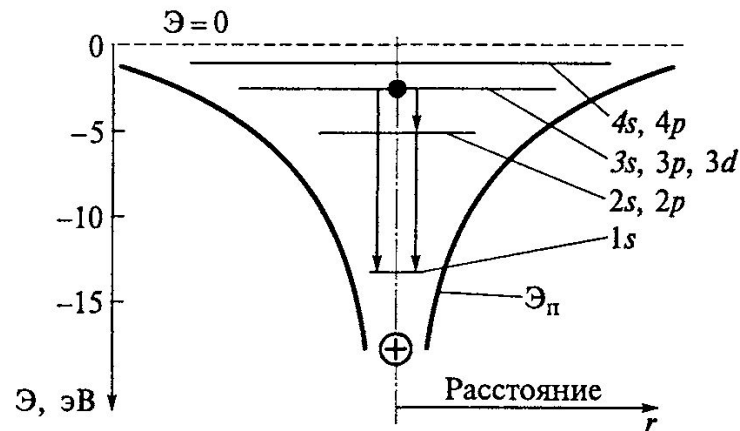
$\hbar = h/2\pi$ — постоянная Планка; $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж \cdot с.

Энергетические уровни и радиусы стационарных орбит, которые может иметь электрон в атоме:

$$\mathcal{E} = \frac{m Z^2 e^4}{8 \pi \epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2} \qquad r_n = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m Z e^2} n^2$$

Схема энергетических уровней атома водорода

Энергия электронов в атомах должна быть **квантованной**, т.е. электроны могут занимать лишь вполне определенные энергетические уровни, находясь на которых они не излучают и не поглощают энергии. Все процессы излучения и поглощения энергии атомом связаны с переходами электронов с одного разрешенного уровня на другой, с одной стационарной орбиты на другую.

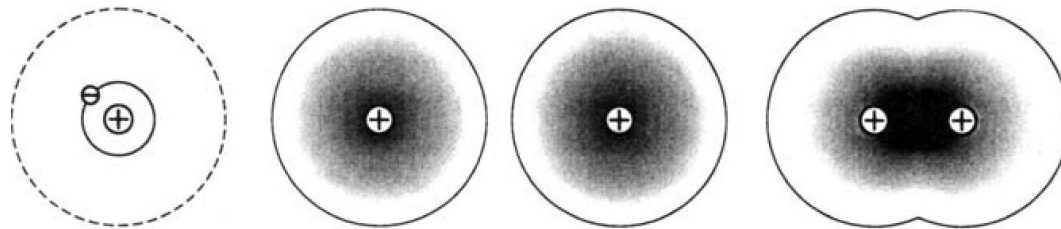


По мере возрастания главного квантового числа n увеличивается плотность расположения уровней на энергетической шкале. Соответственно уменьшается дискретность энергии и поведение электрона приближается к классическому. Значение $n = \infty$ определяет границу между сплошными и дискретными состояниями. Переход электрона в область состояний со сплошным энергетическим спектром означает его отрыв от атома с некоторой кинетической энергией, т.е. ионизацию атома. Энергия ионизации определяется глубиной залегания основного состояния относительно сплошного спектра.

Для атома водорода $\mathcal{E}_n = -13,6$ эВ. Этому состоянию соответствует радиус электронной орбиты $a_0 = 0,53 \cdot 10^{-10}$ м, который в физике принято называть **боровским радиусом**.

Квантово-механическая модель электронной структуры

Открытие волновых свойств у элементарных частиц и создание квантовой механики повлекли за собой изменение представлений о движении электронов. При квантово-механическом описании поведения электрона в атоме оперируют с отрицательным зарядом, диффузно распределенным в пространстве, т.е. «размазанным» вокруг ядра



Учитывая волновые свойства частиц при оценке стабильности электронных состояний в атомах, постулат Бора можно переформулировать следующим образом: *в атоме разрешенными являются лишь те электронные орбиты, на длине которых укладывается целое число длин волн де Бройля.*

$$\lambda = h / (mv)$$

Заселение электронных состояний в атомах начинается с самых низких энергетических уровней, затем заполняются более высокие, а верхние уровни остаются свободными и соответствуют возбужденному состоянию атома.

В квантовой теории атома каждое электронное состояние описывается набором **четырёх квантовых чисел**.

Главное квантовое число n определяет энергию электрона. Совокупность электронов, обладающих одинаковым значением главного квантового числа, называют электронной оболочкой.

Состояниям с квантовыми числами $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ присвоены буквенные обозначения K, L, M, N, O, P, Q . В свою очередь, оболочки подразделяются на подоболочки, отличающиеся значением *азимутального квантового числа* l . Последнее определяет орбитальный (вращательный) момент количества движения электрона в соответствии с формулой

$$L = \hbar \sqrt{l(l+1)}$$

Квантовое число l может принимать одно из следующих значений: $l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1)$.

l	0	1	2	3	4	5
Состояние	s	p	d	f	g	h

Поскольку азимутальное число l всегда меньше n , возможна следующая последовательность состояний электронов:

$$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f \text{ и т.д.}$$

Если атом находится в магнитном поле, направление которого совпадает с осью Z , то проекция момента количества движения на эту ось L_Z тоже принимает дискретные значения, характеризуемые магнитным квантовым числом m :

$$L_Z = \hbar m$$

Поскольку проекция не может быть больше величины самого момента L , должно выполняться условие $|m| \leq l$, т. е. магнитное квантовое число может принимать значения $0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$.

Наряду с азимутальным вращением электрон вращается вокруг собственной оси. Представление электрона в виде волчка безусловно является огрубленным, но оно позволяет наиболее доступным способом интерпретировать смысл четвертого квантового числа. *Собственный момент количества движения электрона L_s и его проекция L_{sz} на заданное направление Z* также оказываются квантованными величинами. Проекция спина может принимать значения, отличающиеся друг от друга на величину постоянной Планка:

$$L_{sz} = \hbar s$$

где s — спиновое квантовое число, $s = \pm 1/2$.

Число электронов z в каждой полностью заполненной оболочке определяется выражением

$$z = \sum_{l=0}^{l=n-1} 2(2l+1) = 2n^2$$

Для полностью заполненной оболочки характерно равенство суммарного орбитального и суммарного спинового моментов.

Поведение частиц с полуцелым спиновым квантовым числом, какими являются электроны, подчиняется **принципу Паули (правило запрета)**. Согласно этому принципу в атоме (или в какой-либо другой квантовой системе) не может быть даже двух электронов, обладающих одинаковой совокупностью четырех квантовых чисел.

В одном энергетическом состоянии может находиться только один электрон. В общем случае на энергетическом уровне могут находиться два электрона, но эти электроны будут различаться направлением проекции спинового момента.

Принцип Паули дает объяснение периодической повторяемости свойств атомов, относящихся к различным химическим элементам. Химические свойства атомов определяются в первую очередь числом электронов внешней оболочки и энергией их связи с атомом. Электроны, находящиеся во внешней оболочке, называются валентными.

Основные виды химической связи

Если при уменьшении расстояния между атомами энергия системы понижается по сравнению с суммарной энергией изолированных атомов, то между атомами возникает сила притяжения.

Устойчивая структура образуется в том случае, когда силы притяжения уравновешиваются силами отталкивания. При этом силы притяжения препятствуют удалению частиц друг от друга, а силы отталкивания противодействуют их слиянию. Притяжение между частицами сопровождается уменьшением потенциальной энергии притяжения системы $\Delta E_{пр}$. При малых расстояниях преобладают силы отталкивания между одноименными зарядами соседних атомов. Силы отталкивания, обусловленные взаимодействием ядер, играют основную роль при сближении легких атомов, ядра которых сравнительно слабо экранированы электронными оболочками. Во всех других случаях преобладает отталкивание электронов соседних атомов, причем природа этого отталкивания связана не столько с кулоновским взаимодействием, сколько с принципом запрета Паули.

Действительно, перекрытие электронных облаков двух близко расположенных атомов приведет к тому, что число электронов в каждой из взаимодействующих оболочек превысит допустимую квоту, определяемую принципом Паули. Поэтому такой процесс может происходить в том случае, если избыточные электроны займут свободные состояния с более высокой энергией. В результате увеличивается полная энергия системы, что эквивалентно появлению сил отталкивания.

За нулевой уровень отсчета потенциальной энергии принимают уединенное состояние атомов, когда они бесконечно удалены друг от друга. В этом случае при сближении атомов потенциальная энергия отталкивания $\mathcal{E}_{от}$ оказывается положительной.

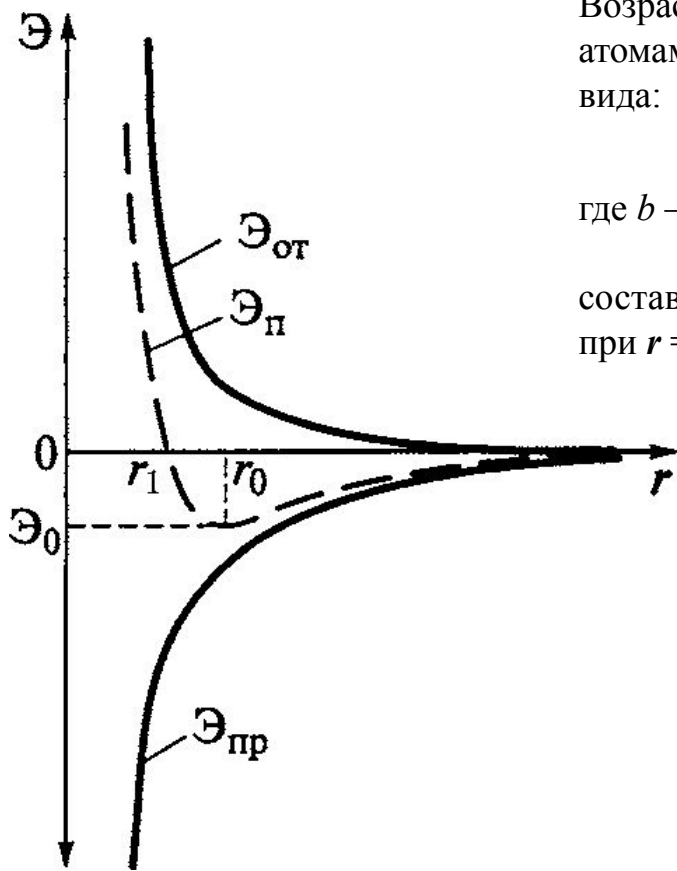
Возрастание энергии отталкивания при уменьшении расстояния между атомами приближенно можно описать степенной функцией следующего вида:

$$\mathcal{E}_{от} = b/r^m$$

где b — некоторая константа; $6 < m < 12$.

Результирующая функция $\mathcal{E}(r)$, определяемая суммой обеих составляющих потенциальной энергии, проявляет отчетливый минимум при $r = r_0$, который соответствует устойчивой атомной конфигурации.

Глубина этого минимума \mathcal{E}_0 характеризует энергию связи взаимодействующих атомов. В точке $r = r_1$ равнодействующая всех сил равна нулю.

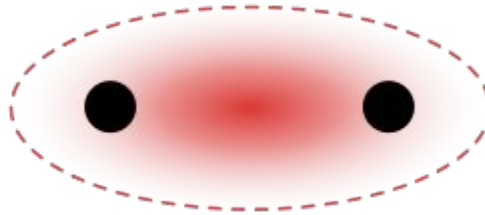


Характер изменения потенциальной энергии при сближении двух взаимодействующих атомов.

Энергия и тип химической связи зависят от строения валентных оболочек, полноты заселенности их валентными электронами. В общем случае валентными могут быть электроны не только внешней, но и предшествующей оболочки. Вместе с тем электроны внутренних полностью заполненных оболочек прочно связаны с ядром и в образовании химических связей не участвуют. В элементарных веществах различают три основных вида химической связи: **ковалентную (гомополярную), металлическую и молекулярную (связь Ван-дер-Ваальса)**. В химических соединениях и растворах (жидких и твердых) часто реализуется **ионная (гетерополярная) связь**.

Ковалентная связь

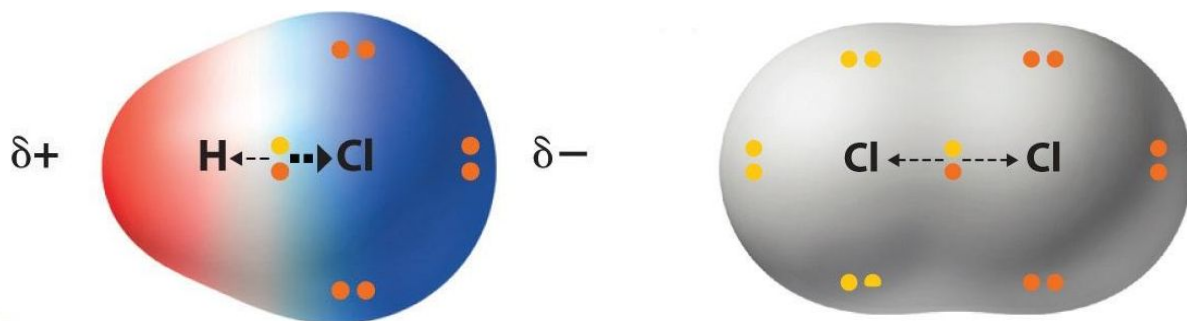
Ковалентная связь. Эта связь образуется путем спаривания валентных электронов соседних атомов при перекрытии электронных оболочек. Обобществленные электроны заполняют внешнюю электронную оболочку каждого из взаимодействующих атомов с образованием устойчивой электронной конфигурации, которая подобна электронной структуре атомов инертных газов. Поэтому число связей, образуемых каждым атомом, определяется дефицитом электронов во внешней оболочке, необходимых для ее полного заселения. Наиболее ярким примером ковалентной связи является объединение в молекулу двух атомов водорода.



В основе ковалентной связи лежит обменное электронное взаимодействие, которое имеет чисто квантовую природу. Чем больше степень перекрытия электронных оболочек, тем больше энергия обменного взаимодействия, тем сильнее химическая связь. Характер обменного взаимодействия существенно зависит от направления спинов электронов, участвующих в образовании связи между атомами. Устойчивое состояние системы реализуется лишь при антипараллельной ориентации спинов спариваемых электронов.

Ковалентная связь возникает не только между одинаковыми атомами, но и между атомами различных элементов.

Молекулы с ковалентными связями подразделяются на **полярные** и **неполярные**, которые по-разному ведут себя в электрическом поле.



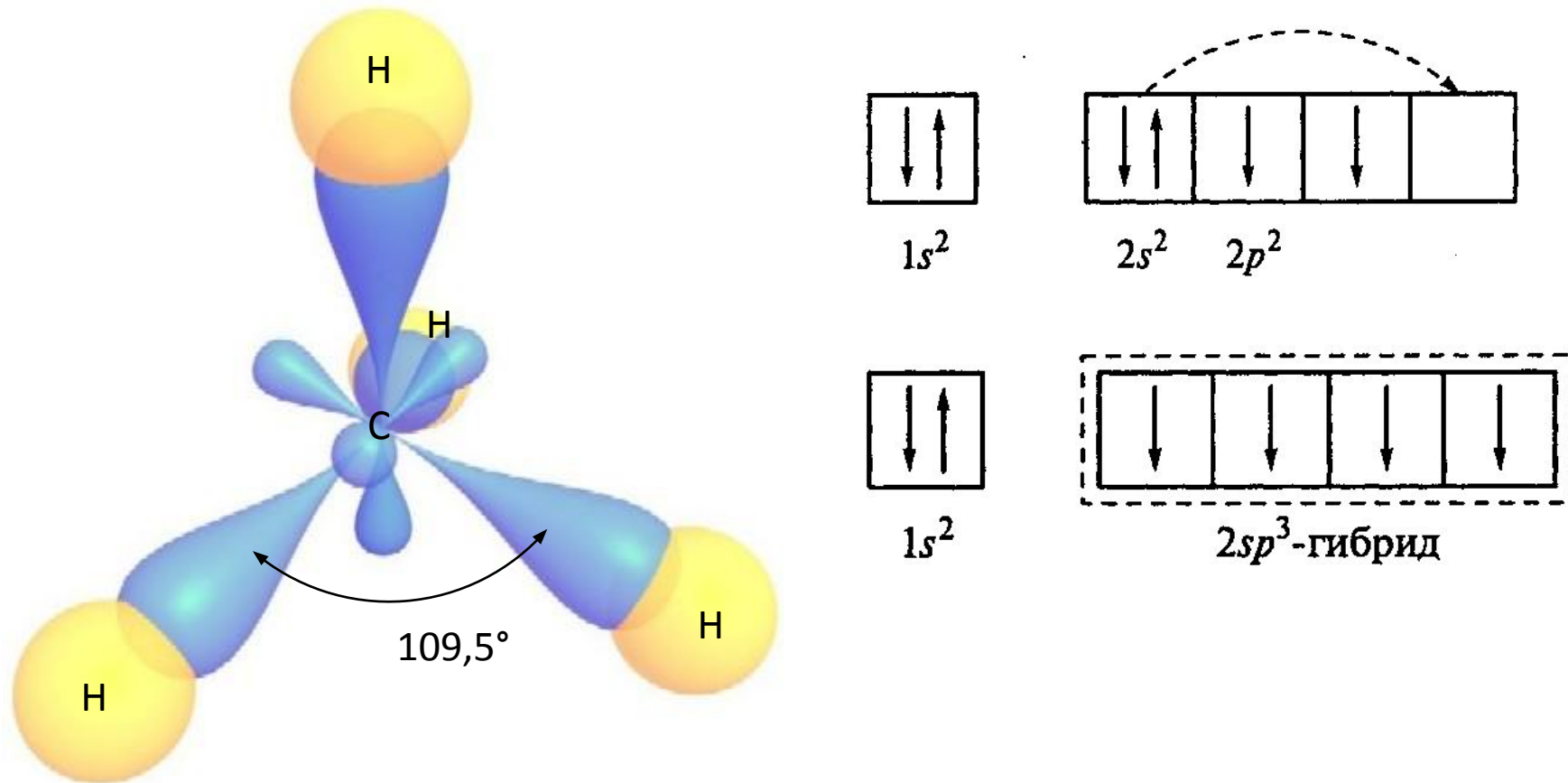
В общем случае следует отличать полярность молекулы в целом от полярности содержащихся в ней связей. Для двухатомных молекул эти понятия совпадают, причем при взаимодействии двух атомов различной природы ковалентные связи практически всегда полярны. В этом случае максимум плотности электронного заряда смещается в сторону более металлоидного атома.

Неполярные молекулы обладают центром симметрии, и благодаря симметричному распределению зарядов у них отсутствует электрический момент при отсутствии внешнего поля. При этом неполярная молекула может быть построена исключительно с помощью полярных связей. В полярных молекулах, называемых **диполями**, центры противоположных по знаку зарядов находятся на некотором расстоянии l друг от друга. Это расстояние называют плечом диполя. Важнейшей характеристикой полярной молекулы является **дипольный (электрический) момент**, под которым понимают произведение заряда на плечо:

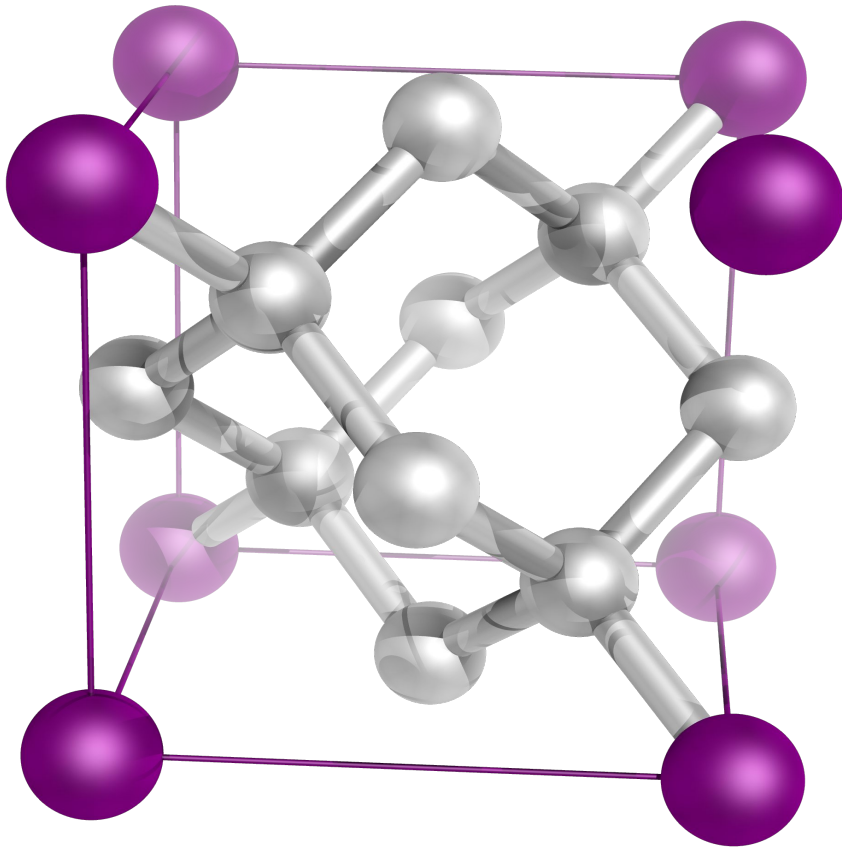
$$p = ql$$

В типичных случаях дипольный момент молекул имеет значение $10^{-30} \dots 2 \cdot 10^{-29}$ Кл·м.

Если в образовании ковалентной связи участвуют только электроны в s -состоянии, то все направления связи оказываются равноценными вследствие сферической симметрии электронных облаков. Однако ситуация изменяется, когда связи образуются с помощью электронов p - или d -состояний. В этом случае распределение электронной плотности имеет вид **вытянутых орбиталей гантелевидной формы**, т.е. сильно зависит от направления. Яркую выраженную направленность приобретают и ковалентные связи. Они реализуются в тех направлениях, которые обеспечивают наибольшее перекрытие электронных облаков.



Гибридизация валентных электронов углеродного атома сопровождается искажением их электронных облаков. Вместо конфигураций, свойственных s - и p -состояниям, облака каждого электрона при sp^3 -гибридизации приобретают резко асимметричную форму, вытянутую в одну сторону от ядра атома и одинаковую для всех четырех электронов. Аналогичная картина наблюдается в кристаллических веществах с тетраэдрической координацией атомов. К их числу относятся алмаз, кремний, германий и карбид кремния SiC.



Ковалентная связь характерна для многих органических полимеров, основу которых составляют цепочки из атомов углерода.

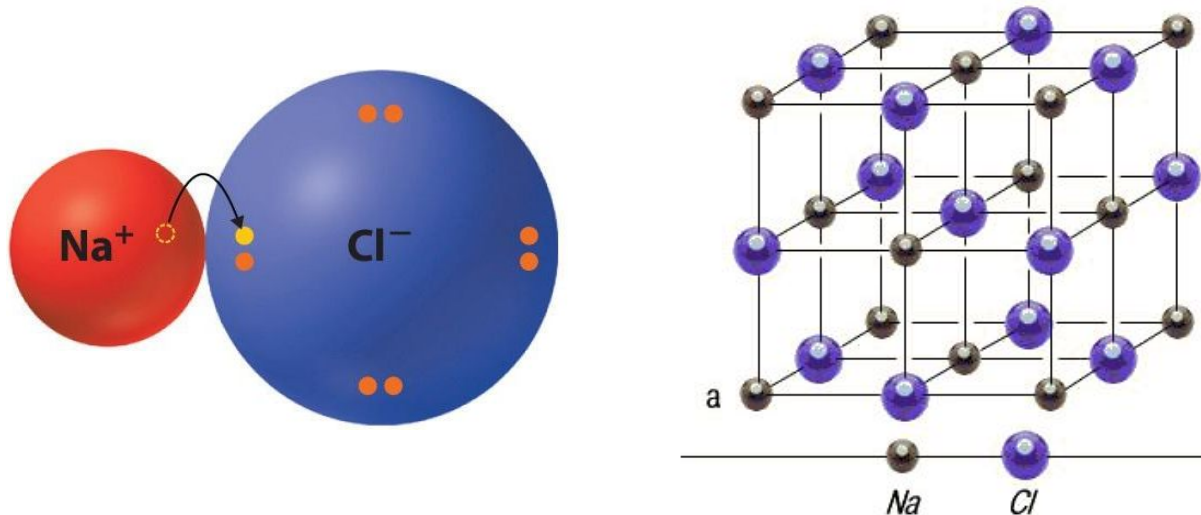
Ковалентная связь характеризуется высокой прочностью, что подтверждается высокой твердостью и высокой температурой плавления таких веществ, как алмаз и карбид кремния. Внутримолекулярные связи в органических молекулах также достаточно прочны, а низкие температуры плавления и низкая механическая прочность органических полимеров являются следствием межмолекулярных сил, которые не являются ковалентными.

Ковалентная связь

Название вещества	Тип кристаллической структуры	Межатомное расстояние, Å	Энергия связи		Температура плавления, К
			кДж/моль	эВ/атом	
Алмаз	Кубическая	1,544	711,0	7,38	4300
Кремний	Тип алмаз	2,352	445,6	4,64	1687
SiC	Гексагональная	1,888	1184,0	12,33	4320
германий	Тип алмаз	2,450	371,5	3,87	1209

Ионная связь

Ионная связь. Эта связь возникает вследствие перехода валентных электронов от металлического атома к металлоидному и электростатического притяжения разноименно заряженных ионов друг к другу. Этот вид химической связи наиболее характерен для ионных кристаллов. В ионном кристалле комбинации противоположно заряженных ионов нельзя отождествлять с индивидуальными молекулами вследствие регулярного чередования в узлах решетки ионов различного сорта. Правильнее рассматривать весь монокристалл ионного соединения как одну гигантскую молекулу, в которой каждый ион испытывает сильное воздействие со стороны всех соседних ионов.



Способность атомов захватывать или отдавать электрон при образовании химических связей характеризуется их *электроотрицательностью*. За приближенную меру электроотрицательности атома χ принимают полусумму энергии ионизации \mathcal{E}_i и энергии сродства к электрону \mathcal{E}_c , т.е.

$$\chi = (\mathcal{E}_i + \mathcal{E}_c) / 2$$

При этом **энергией сродства** к электрону называют то количество энергии, которое выделяется в случае **присоединения электрона к нейтральному атому**.

Наименьшей электроотрицательностью характеризуются атомы **щелочных металлов**, которые легко отдают электрон (малая $Eи$) и в то же время имеют малое электронное сродство. Наоборот, **наибольшей χ** обладают атомы галогенов, которые легко принимают электрон для завершения внешней оболочки. Чем больше разность электроотрицательностей атомов, участвующих в образовании химической связи, тем больше степень *ионности соединения*.

Атомы инертных газов имеют замкнутые электронные оболочки и распределение заряда в них характеризуется сферической симметрией. Поэтому **катионы и анионы** тоже можно рассматривать как правильные сферы разных размеров, причем **катионы, отдающие электроны**, как правило, обладают меньшими размерами и располагаются в междоузлиях, образованных при плотной упаковке более крупных шаров — анионов. Сферическая симметрия электростатического поля обуславливает отсутствие направленности ионной связи.

Число ближайших соседей, окружающих данный ион в кристаллической решетке, называют координационным числом **K** .

В случае кулоновского взаимодействия каждый **катион** стремится окружить себя максимальным числом **анионов**, т.е. **образовать структуру с возможно более высоким координационным числом**. В этом проявляется ненасыщенность ионной связи и ее принципиальное отличие от ковалентной. Структура ионных кристаллов, а следовательно, и значения координационных чисел зависят от соотношения размеров катиона r_k и аниона r_a . Условию устойчивости структуры соответствует такое соотношение радиусов частиц r_k/r_a , при котором каждый ион соприкасается с ионами противоположного знака. Координационное число **K** возрастает с увеличением размера катиона, т.е. по мере приближения соотношения r_k/r_a к единице.

Для кристаллических структур с определенным значением K существуют пределы устойчивости, определяемые геометрическим фактором. Предельным является такое соотношение ионных радиусов, при котором соприкасаются между собой не только разноименные ионы, но и ионы с одинаковым зарядом. Далее указаны допустимые диапазоны изменения отношения r_k/r_a для ионных кристаллов с различным координационным числом:

K	4	6	8	12
r_k/r_a	0,225...0,414	0,414...0,732	0,732... 1,0	1,0

При одинаковых размерах ионов координационное число может достигать 12, как это имеет место у металлов, кристаллизующихся в структурах плотной кубической или гексагональной упаковки.

Название вещества	Тип кристаллической структуры	Межатомное расстояние, Å	Энергия связи		Температура плавления, К
			кДж/моль	эВ/атом	
NaCl	Кубическая	2,820	758,6	7,90	1074
KCl	Кубическая	3,147	693,7	7,22	1044
AgBr	Кубическая	2,88	518,5	5,4	697
BaF ₂	Флюрит	2,69	1628,6	17,3	1563

Металлическая связь

Металлическая связь. Эта связь существует в системах, построенных из положительных атомных остовов, находящихся в среде свободных коллективизированных электронов. Притяжение между положительными атомными остовами и электронами обуславливает целостность металла.

Металлическую связь можно рассматривать до некоторой степени как ковалентную связь, поскольку в основе этих связей лежит обобществление внешних валентных электронов. Специфика металлической связи состоит в том, что в обобществлении электронов участвуют все атомы кристалла и обобществленные электроны не локализуются вблизи своих атомов, а свободно перемещаются внутри всей решетки, образуя электронное облако. Последнее оказывает «цементирующее» действие на кристалл, объединяя в единую систему всю совокупность одноименно заряженных ионов.

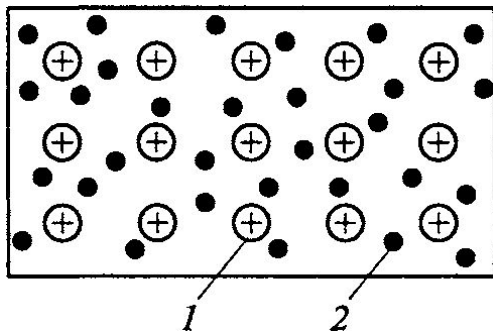


Схема внутреннего строения металлов:
1 — атомные остовы;
2 — свободные электроны

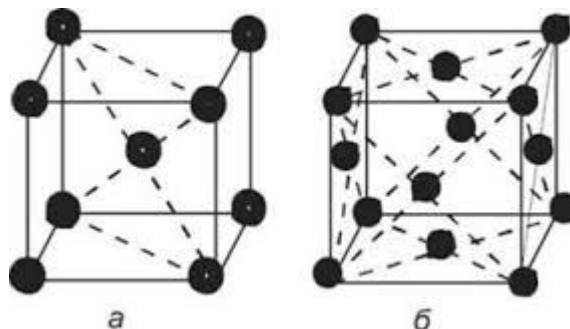
Под влиянием двух противоположных сил: «стягивающего» действия коллективизированных электронов и сил отталкивания между ионами — последние фиксируются на некотором равновесном расстоянии друг от друга, соответствующем минимуму потенциальной энергии системы.

Металлические связи являются ненасыщенными и ненаправленными. Отсутствие направленности связей экспериментально подтверждается равномерным распределением заряда валентных электронов по объему металлических кристаллов.

Металлическая связь

Об отсутствии насыщения связей в металле свидетельствует тот факт, что число связей у каждого атома существенно превышает число валентных электронов. Кроме того, атомы металлов обладают способностью образовывать твердые растворы большой концентрации с элементами самой различной валентности.

В системах с ненасыщенными связями проявляется тенденция к формированию структур с максимально высокими координационными числами. Действительно, большинство чистых металлов имеют структуру, соответствующую наиболее плотной шаровой упаковке кубического или гексагонального типа ($K=12$), либо ближайшую к ним по плотности структуру объемно-центрированного куба ($K=8$).



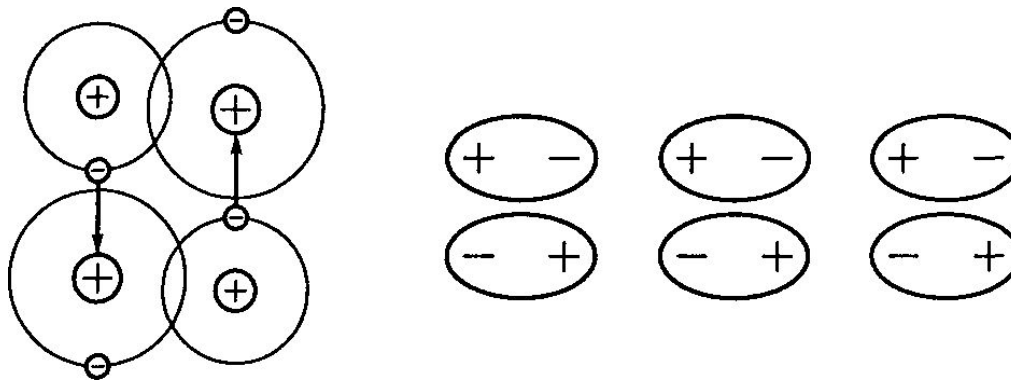
Из-за больших межатомных расстояний металлическая связь характеризуется меньшей энергией в сравнении с ковалентной и ионной связями. Не имея локализованных связей, металлические кристаллы не разрушаются при изменении положений атомов, т.е. им свойственна пластичность (ковкость) при деформациях. Благодаря наличию свободных электронов металлы обладают высокой электро- и теплопроводностью.

Металлическая связь

Название вещества	Тип кристаллической структуры	Межатомное расстояние, Å	Энергия связи		Температура плавления, К
			кДж/моль	эВ/атом	
Алюминий	ГЦК	2,863	320,7	3,34	933
Железо	ОЦК	2,482	411,9	4,29	1813
Медь	ГЦК	2,556	337,1	3,50	1356
Натрий	ОЦК	3,716	108,8	1,13	371
Серебро	ГЦК	2,890	285,1	2,96	1234

Молекулярная связь

Молекулярная связь (связь Ван-дер-Ваальса). Эта связь наблюдается у ряда веществ между молекулами с ковалентным характером внутримолекулярного взаимодействия. Существование межмолекулярного притяжения в этом случае объясняется согласованным движением валентных электронов в соседних молекулах, благодаря которому возникает упорядоченная система мгновенных электрических моментов (диполей). Взаимодействие между ними способствует понижению потенциальной энергии молекул. В любой момент времени электроны должны быть максимально удалены друг от друга и максимально приближены к положительным зарядам (ядрам). Тогда силы притяжения валентных электронов ядром соседней молекулы оказываются сильнее взаимного отталкивания электронных оболочек этих молекул.



Подобное притяжение между флуктуирующими диполями получило название *дисперсионного взаимодействия*.

Если молекулы обладают постоянным электрическим моментом, т. е. являются диполями от природы, то между ними возникает электростатическое взаимодействие, стремящееся расположить молекулы в строгом порядке, которому соответствует минимум потенциальной энергии системы. Такой тип взаимодействия полярных молекул, зависящий от их ориентации, называют *ориентационным*.

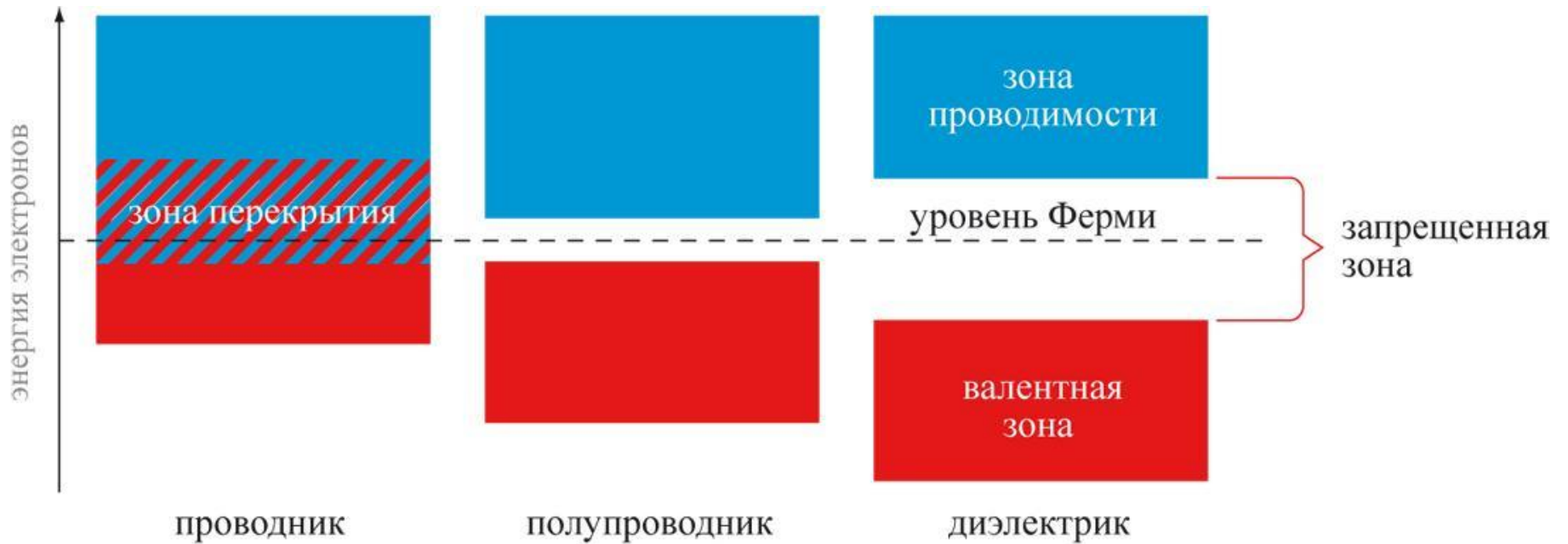
Связь Ван-дер-Ваальса является наиболее универсальной среди всех видов связей. Она возникает между любыми частицами, но это наиболее слабая связь, ее энергия примерно на два порядка меньше энергии ионной и ковалентной связей. В подавляющем большинстве случаев на молекулярную связь накладываются другие, более сильные виды взаимодействия частиц.

В явном виде связь Ван-дер-Ваальса обнаруживается в молекулярных кристаллах, образуемых молекулами с насыщенными связями. Примерами таких веществ могут служить кристаллы предельных углеводородов (CH_4 , C_2H_6 , $\text{C}_{19}\text{H}_{40}$ и т. п.). Молекулярная связь легко разрушается тепловым движением частиц. Поэтому молекулярные кристаллы обладают низкими температурами плавления (например, у парафина состава $\text{C}_{19}\text{H}_{40}$ температура плавления $T_{\text{пл}} = 50^\circ\text{C}$).

При дисперсионном взаимодействии отсутствуют какие-либо ограничения на направления связей. Для молекулярных кристаллов с таким видом связей характерны плотноупакованные структуры с максимально возможным числом ближайших соседей ($z = 12$) вокруг каждой структурной единицы (атома или молекулы). Наиболее яркими примерами веществ, в которых дисперсионное взаимодействие оказывается определяющим, являются кристаллы инертных газов (Ne , Ar , Kr , Xe и др.). Для атомов с целиком заполненными электронными оболочками исключается сама возможность существования других механизмов связи.

Название вещества	Тип кристаллической структуры	Межатомное расстояние, Å	Энергия связи		Температура плавления, К
			кДж/моль	эВ/атом	
Неон	ГЦК	3,13	1,88	0,02	24
Аргон	ГЦК	3,76	7,74	0,08	84
Ксенон		4,35	16,0	0,166	161
Хлор	Тетрагональная	4,34	28,9	0,3	171
Метан	ГЦК		10,8	0,11	90

Элементы зонной теории

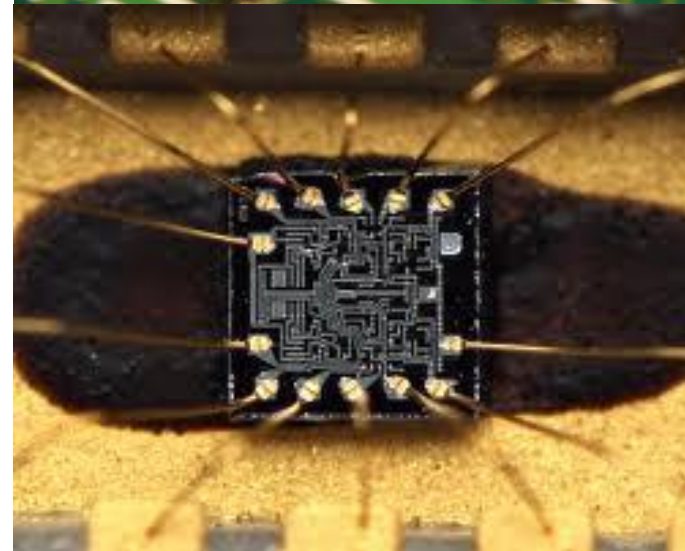
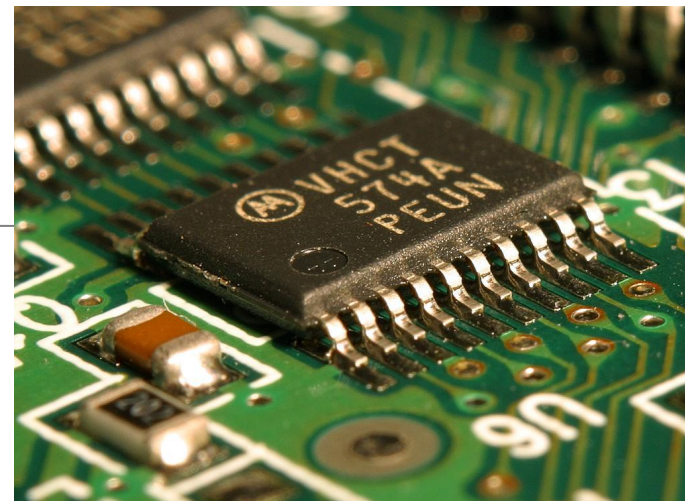


Микроэлектроника

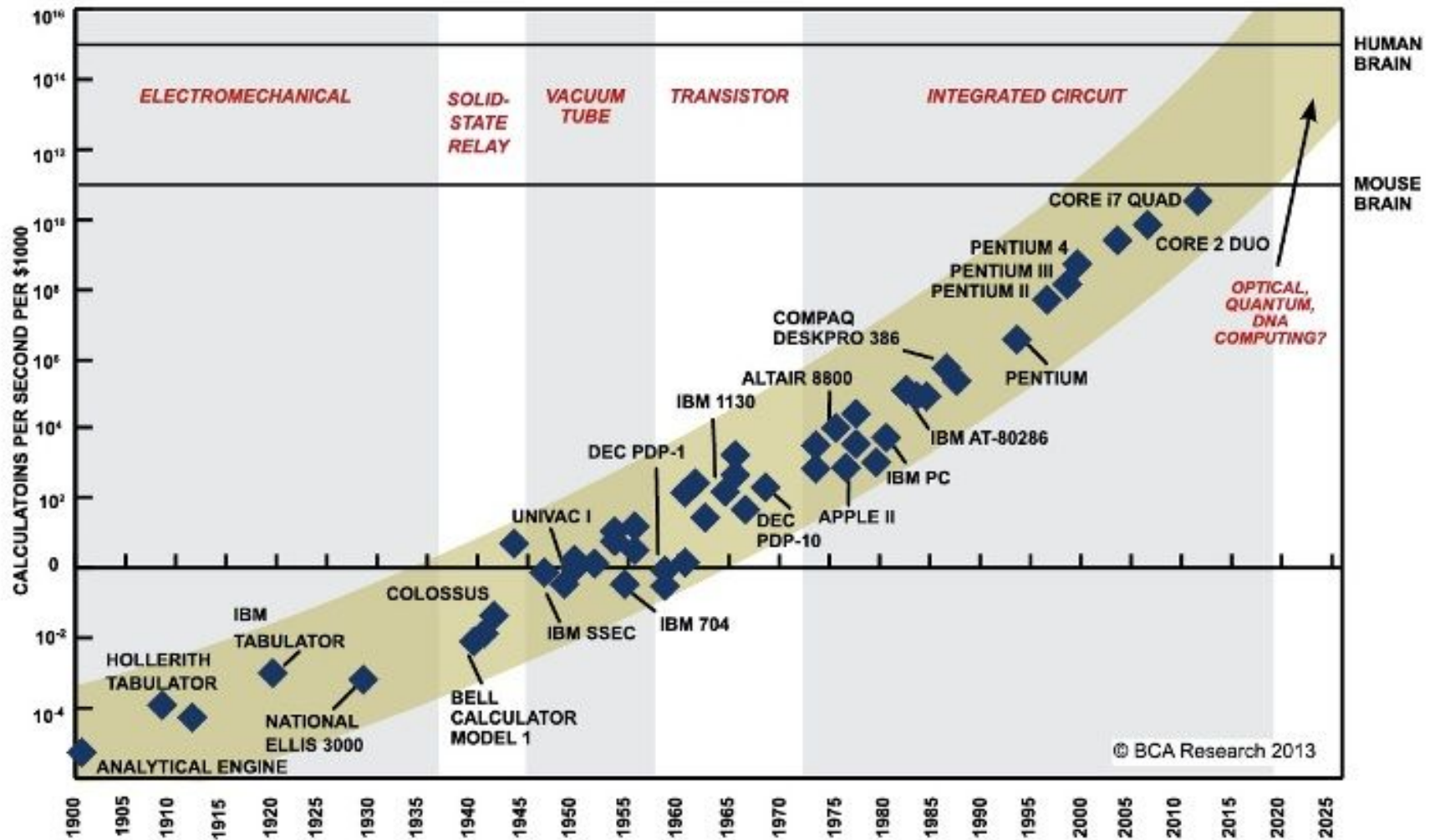
Микроэлектроника — подраздел электроники, связанный с изучением и производством электронных компонентов с геометрическими размерами характерных элементов порядка нескольких микрометров и меньше.

Основная задача которого — создание высоконадежных экономичных микроминиатюрных электронных схем и устройств, которые могут иметь сложную функциональную структуру.

Большинство компонентов обычной электроники: резисторы, конденсаторы, катушки индуктивности, диоды, транзисторы, изоляторы и проводник — также применяются и в микроэлектронике, но уже в виде миниатюрных устройств в интегральном исполнении.



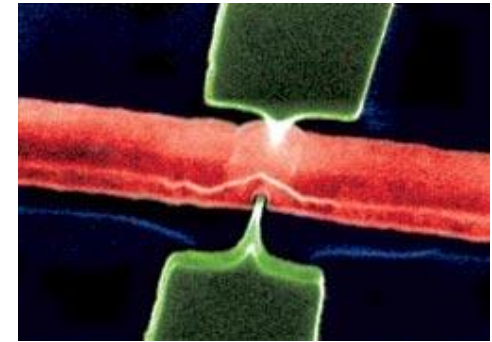
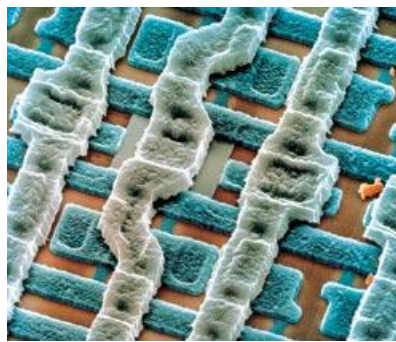
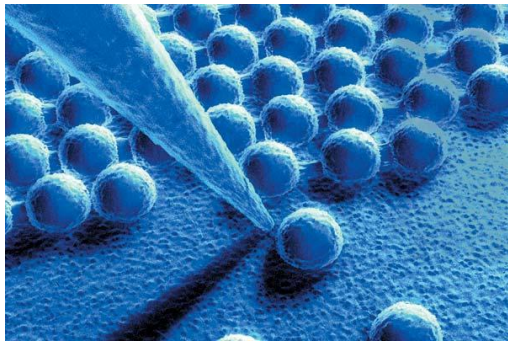
Закон Мура



SOURCE: RAY KURZWEIL, "THE SINGULARITY IS NEAR: WHEN HUMANS TRANSCEND BIOLOGY", P.67, THE VIKING PRESS, 2006. DATAPOINTS BETWEEN 2000 AND 2012 REPRESENT BCA ESTIMATES.

Микро- и нано- электроника

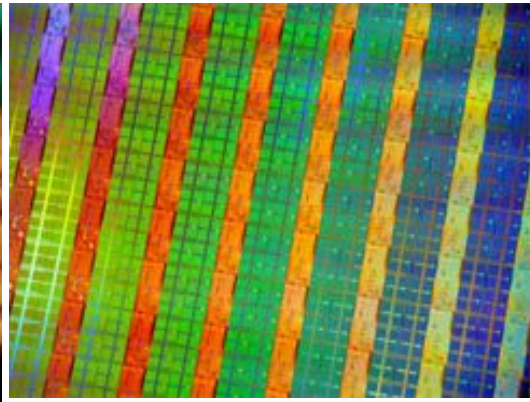
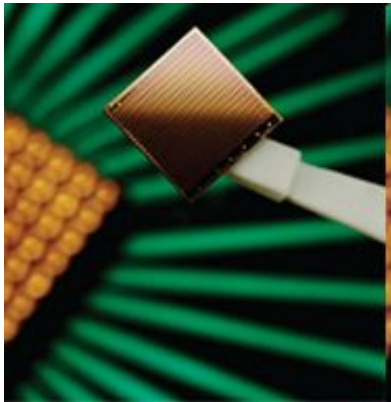
Нанотехнологии "совокупность приёмов и способов получения, обработки или переработки сырья, материалов, характерные размеры, либо точности изготовления которых составляют величины на уровне или ниже 100 нм.



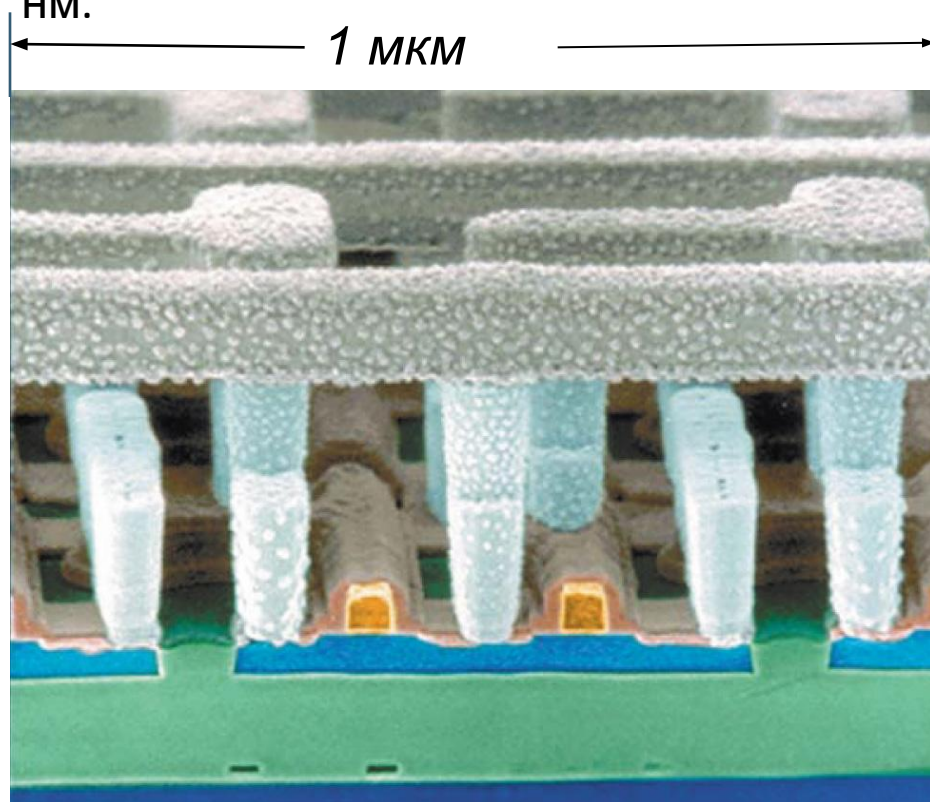
В Техническом комитете [ISO/ТК 229](#) под нанотехнологиями подразумевается следующее:

- знание и управление процессами, как правило, в масштабе 1 [нм](#), но не исключаящее масштаб менее 100 нм в одном или более измерениях, когда ввод в действие размерного эффекта (явления) приводит к возможности новых применений;
- использование свойств объектов и материалов в нанометровом масштабе, которые отличаются от свойств свободных атомов или молекул, а также от объемных свойств вещества, состоящего из этих атомов или молекул, для создания более совершенных материалов, приборов, систем, реализующих эти свойства.

Современные микросхемы



Технологии позволяют изготовить микросхемы, в которых характеристическая величина, минимального элемента составляет 14 нм.



Тенденций развития ИС - миниатюризация функциональных устройств или внедрение новых материалов.

При размере в 2 нанометра один транзистор будет состоять всего из 10 атомов, что весьма спорно отразиться на надежности его работы.

Полумера, обеспечивающая увеличение мощности, но не быстроедействие это многоядерные процессоры.

Классификация ИС по степени интеграции

В зависимости от степени интеграции применяются следующие названия интегральных схем:

- малая интегральная схема (МИС) — до 100 элементов в кристалле,
- средняя интегральная схема (СИС) — до 1000 элементов в кристалле,
- большая интегральная схема (БИС) — до 10 тыс. элементов в кристалле,
- сверхбольшая интегральная схема (СБИС) — более 10 тыс. элементов в кристалле.

Ранее использовались также теперь устаревшие названия: ультрабольшая интегральная схема (УБИС) — от 1-10 млн. до 1 млрд. элементов в кристалле и, иногда, гигабольшая интегральная схема (ГБИС) — более 1 млрд. элементов в кристалле.

В настоящее время, в 2010-х, названия «УБИС» и «ГБИС» практически не используются, и все микросхемы с числом элементов более 10 тыс. относят к классу СБИС.

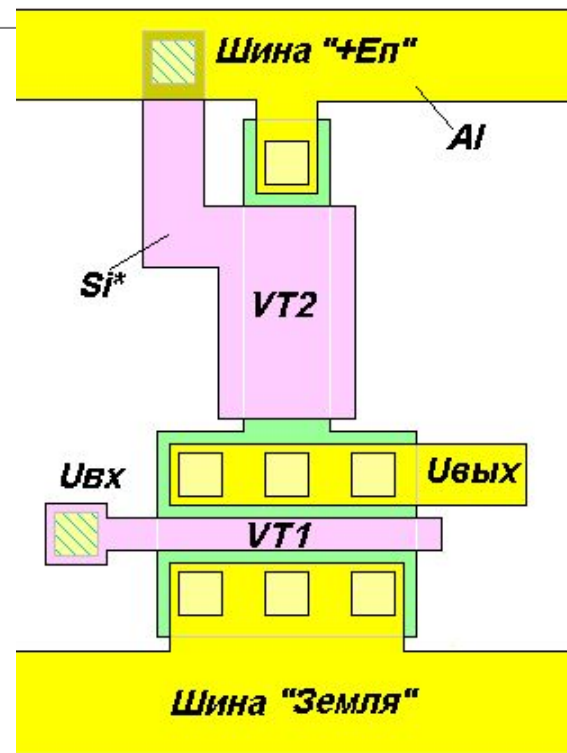
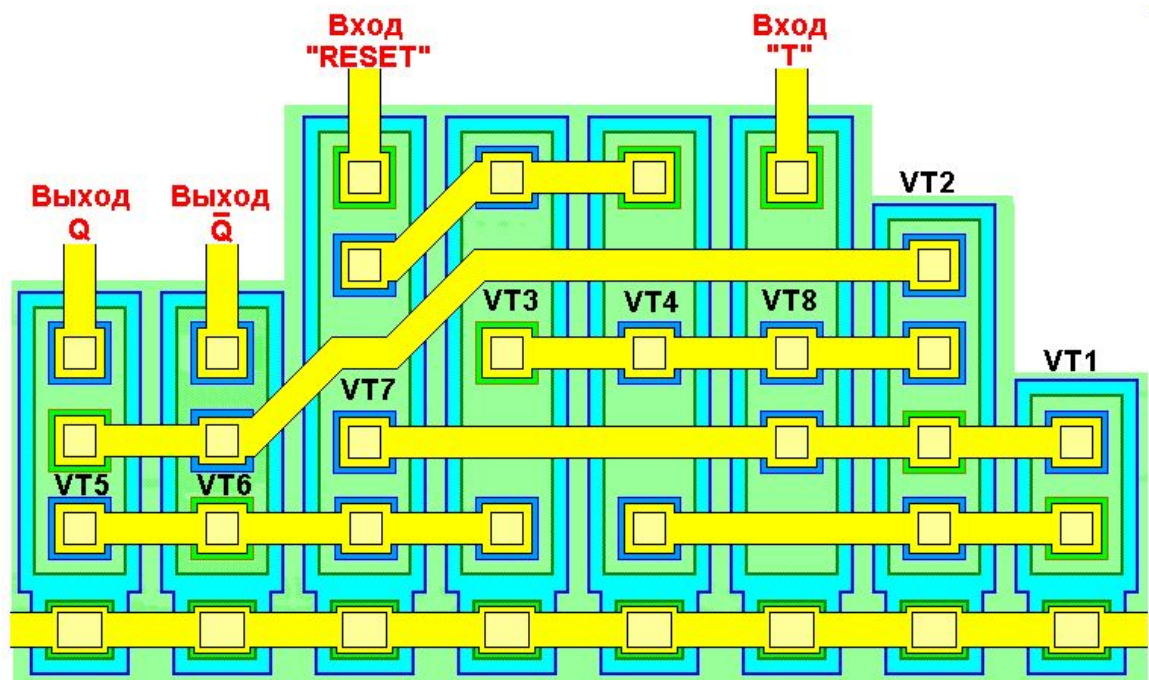
Топология ИМС

Это чертеж, определяющий форму, размеры и взаимное расположение элементов и соединений ИМС в плоскости, параллельной плоскости кристалла.

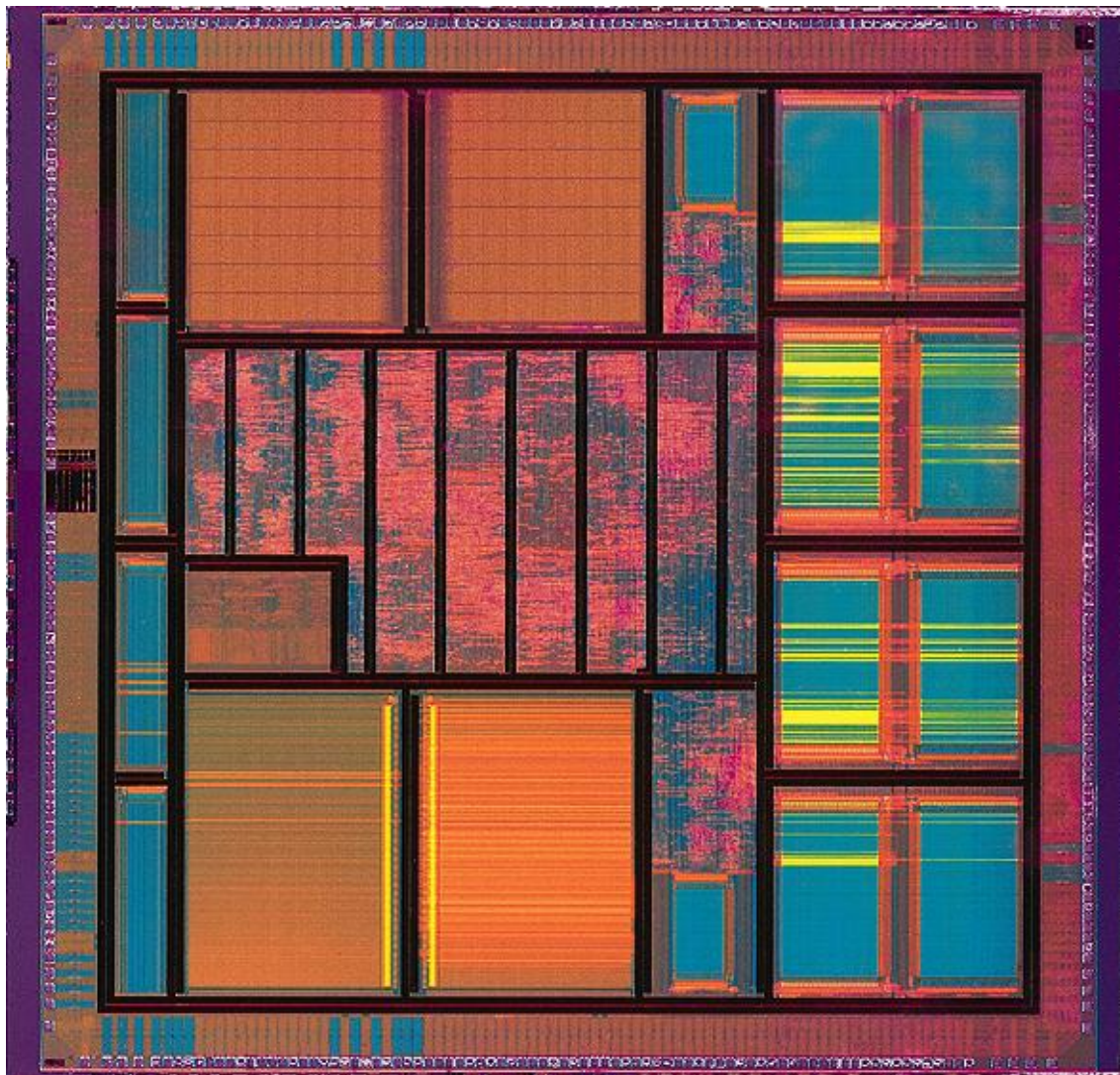
Виды топологии:

- Общая (совмещенная) – все слои на одном чертеже разным цветом.
- Послойная – на каждом чертеже только один слой.

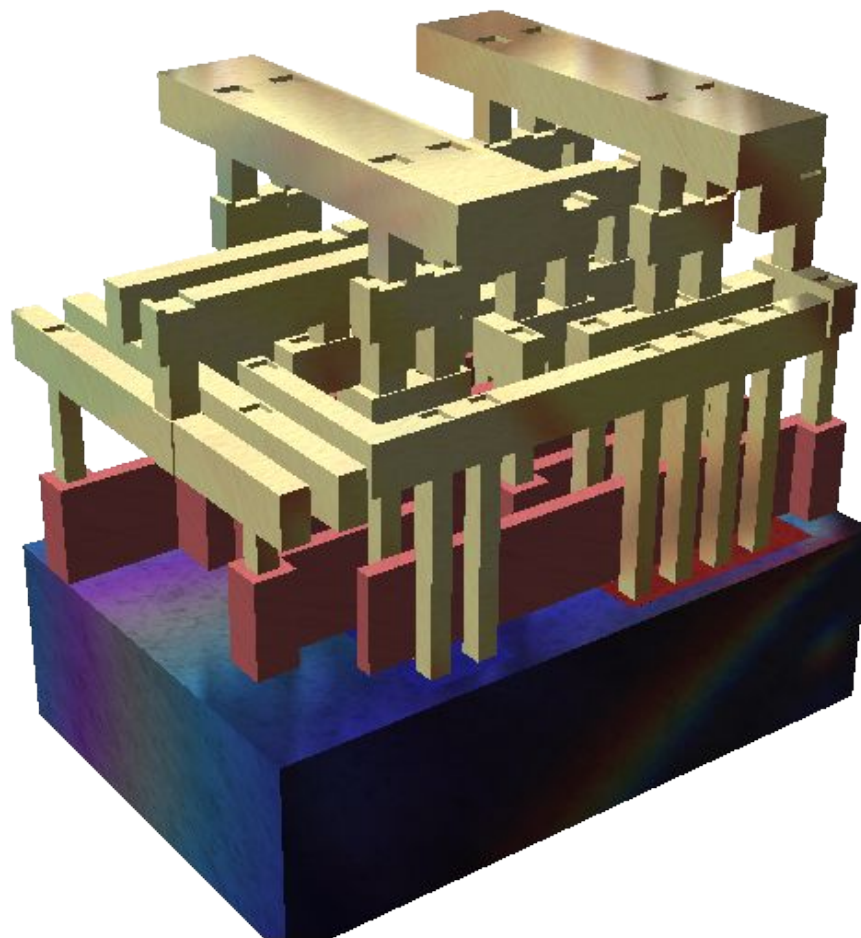
Общая топология



Общая топология БИС и СБИС

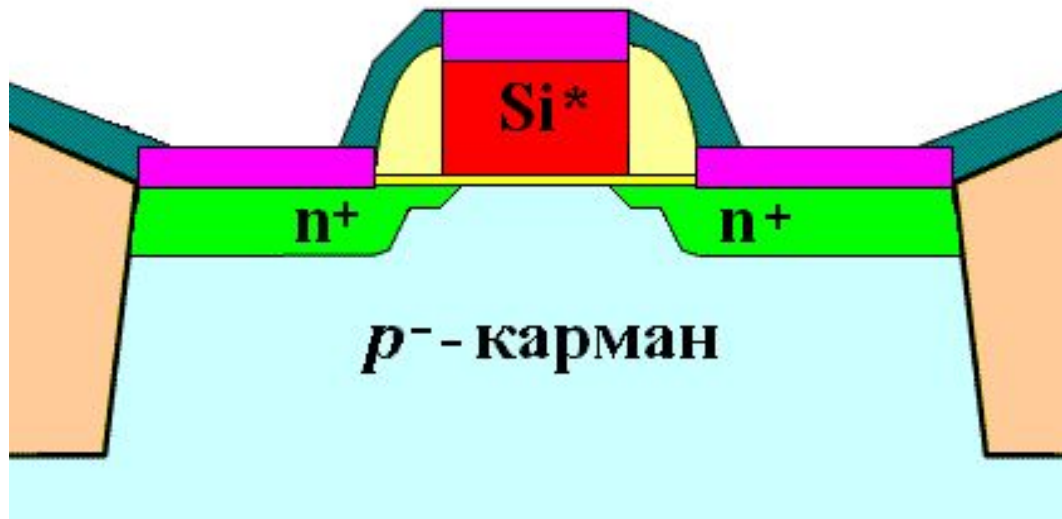


3D-модель кристалла ИМС

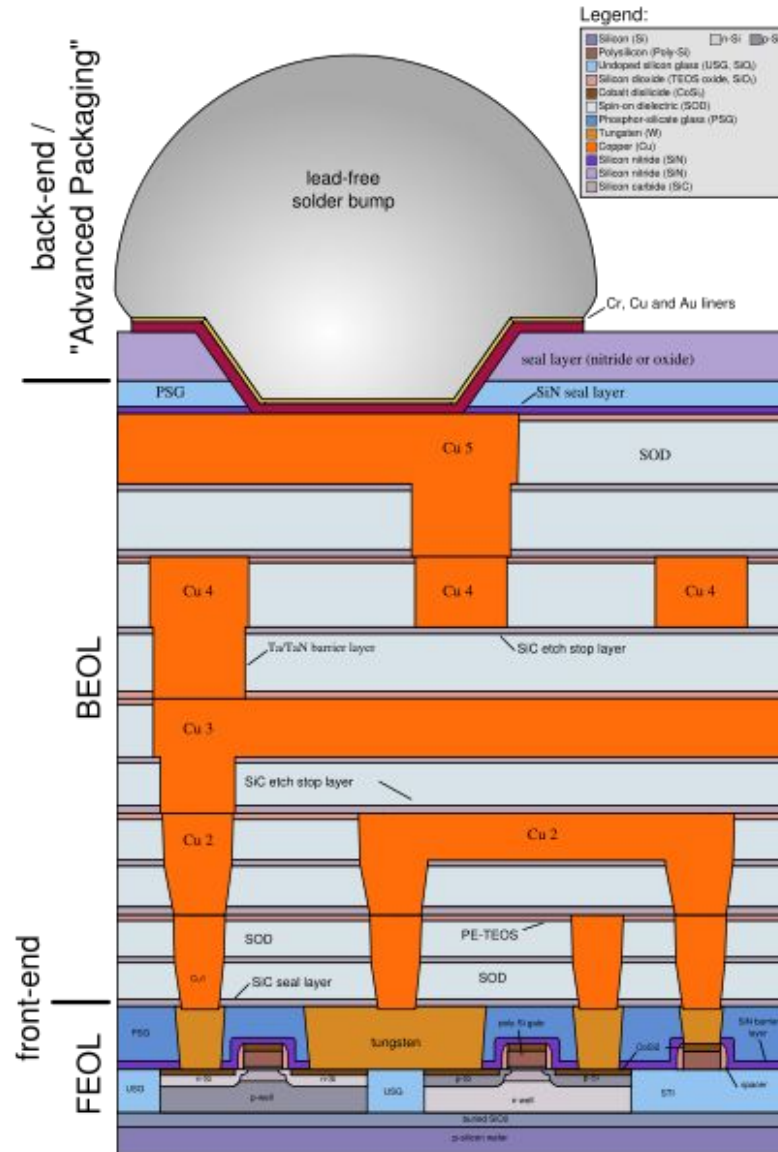


Структура ИМС

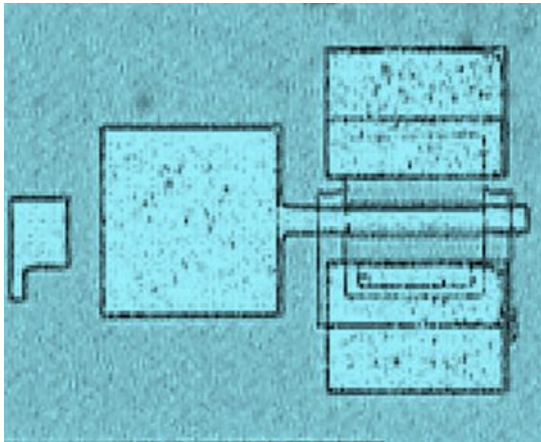
Это последовательность слоев в составе микросхемы по нормали к поверхности кристалла, различающихся материалом, толщиной и электрофизическими свойствами.



Структура БИС и СБИС



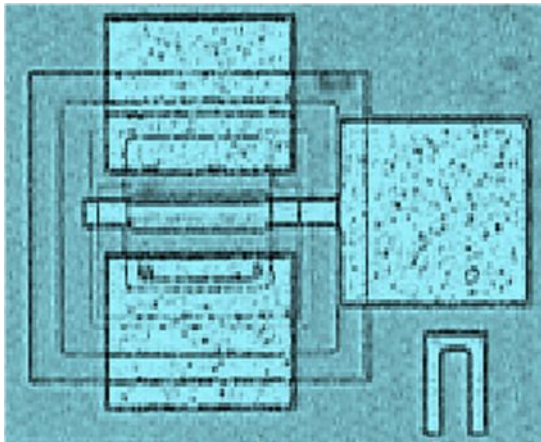
Топология транзистора



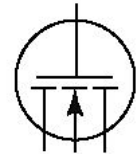
Микрофотография полевого p – канального транзистора (x10)



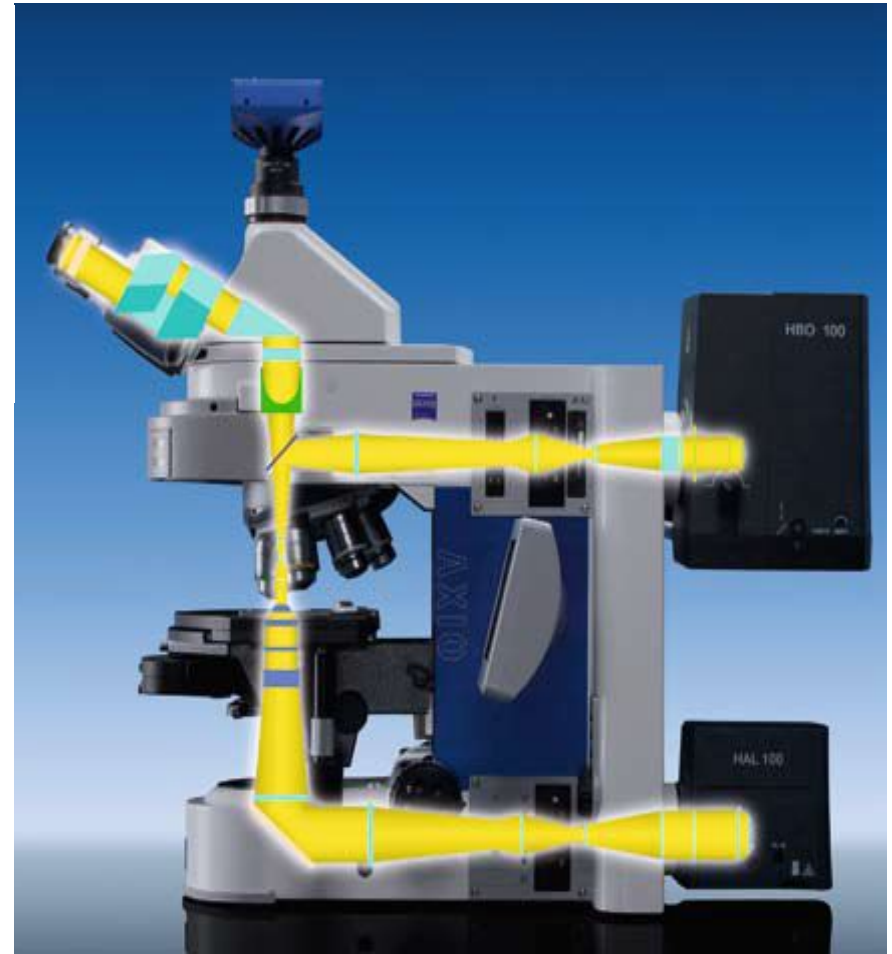
p -канальный
с индуцированным
каналом



Микрофотография полевого n – канального транзистора (x10)



n -канальный
с индуцированным
каналом

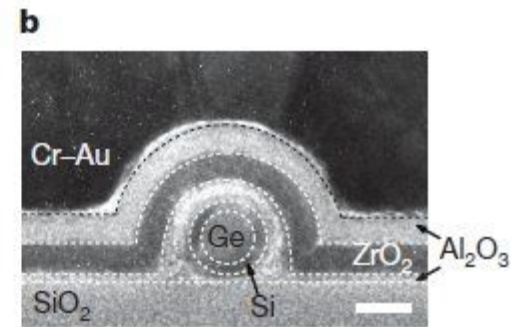
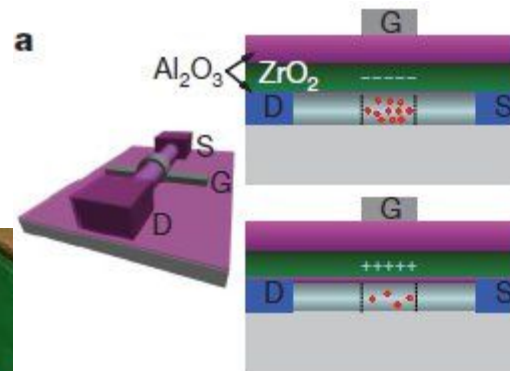
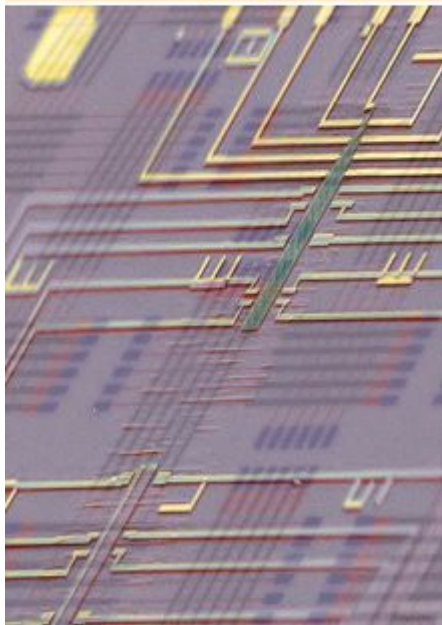
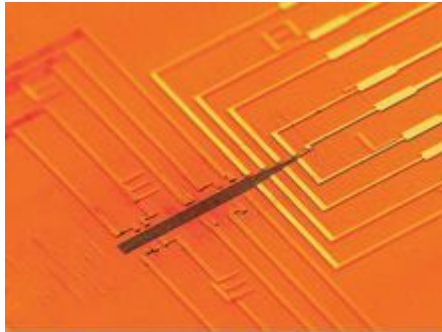


Микросхемы будущего

Микросхемы из углеродных нано материалах в разы энергоэффективнее.

Одной из причин является повеления квантовых эффектов , которые не позволяют току рассеиваться, как случается с обычными транзисторами.

Другая причина – быстроедействие



Структура полевого транзистора, соединенного нанопроводами.

Варианты исполнения

Корпусные ИМС

Бескорпусные ИМС

- Полупроводниковый кристалл, предназначенный для монтажа в гибридную микросхему или микросборку.

Корпус ИМС

Это часть конструкции микросхемы, предназначенная для защиты от внешних воздействий и для соединения с внешними электрическими цепями посредством выводов.

Шаг выводов корпусов ИМС

Российские

- 2,5 мм
- 1,25 мм

Импортные

- 1/10 дюйма (2,54 мм)
- 1/20 дюйма (1,28 мм)

В корпусах до 16 выводов эта разница не значительна, а при больших размерах идентичные корпуса уже несовместимы.

Корпуса для поверхностного монтажа

- 0,8 мм
- 0,65 мм

Классификация корпусов по материалам

Металлические.

Керамические.

Пластмассовые.