

Рис. 2. Диаграмма относительных количественных показателей НИРС (%)

Вместе с тем были выявлены ряд причин внутреннего и внешнего характера, препятствующих или ограничивающих участие студентов в НИРС. В разряд таких ситуаций вошли сложность и проблематичность научной работы; связанные с этим большие затраты личного времени; несоответствие интересам и склонностям.

Согласно анкетированию, сведения и основную информацию о формах и возможностях НИРС студенты получают от студенческого научного общества факультета (СНО) - 41% и при непосредственном общении с преподавателями - 35%, что и определяет мотивы и цели участия в исследовательской деятельности. Полученные результаты свидетельствуют об активной роли студенческого научного общества и профессорско-преподавательского состава в реализуемой системе НИРС. Развитие студенческого самоуправления в НИРС, на наш взгляд, является одним из резервов повышения эффективности формирования ценностных мотивов к участию в научной деятельности, поскольку позволяет перейти от системы учебных воздействий к саморегулирующейся системе.

Анализ результатов и особенностей реализации системы НИРС позволил сделать вывод, что эффективность процесса зависит от слаженного взаимодействия всех составляющих его элементов. Полученные результаты могут быть использованы для организации исследовательской деятельности студенческого научного общества, при планировании форм НИРС на факультете, для совершенствования системы НИРС, при определении перспективности научных направлений студенческих исследований и др. Перспективным является поиск новых путей и средств вовлечения в научную деятельность и составляющих её компонентов студентов младших курсов. Эффективная организация системы НИРС будет способствовать повышению качества образования студентов и повышению их конкурентоспособности на рынке труда после окончания вуза, их профессионализма и квалификации.

ЛИТЕРАТУРА

1. Сластенин В.А., Каширин В.П. Психология и педагогика — М., 2001. Д185С.
2. Ануфриев А.Н. Научное исследование. Курсовые, дипломные и диссертационные работы. - М., 2002.
3. Сысоева М.Е. Организация научно-исследовательской работы студентов: учебно-методическое пособие / М.Е. Сысоева. - М.: ДАЕ, 2000. - 120 с.
4. Лазарев В.С., Ставринова Н.Н. Подготовка будущих педагогов к исследовательской деятельности: монография. - Сургут РИО СурГПУ, 2007. - 171 с.
5. Турина Е.В., Алексеев Ю.Г., Кузура О.В. Методы оценки деятельности вуза по организации научно-исследовательской работы студентов // Научные социальные и культурные проблемы студенческой молодежи: Опыт и проблемы организации науч.-исслед. работы студентов. // Тез. док. 11-й междунар. науч.-практ. конф. и IX респ. науч.-метод. семинара, Минск, 12-15 окт. 1999 г. /МО Респ. Беларусь, Бел. гос. ун-т; Отв. за вып. В.И. Миколович. - Минск, 1999. - С. 167.

От размеров радиусов атомов и ионов зависят многие физические и химические свойства элементов, поэтому определение радиусов принципиально важно. Электронные облака не имеют резко очерченных фаниц. Поэтому понятие о размере атома не является строгим и зависит от способа определения. Но, как правило, различные способы определения дают близкие друг другу результаты, во всяком случае - коррелируют друг с другом.

Атомы и ионы обладают сферической симметричной электронной конфигурацией и в первом приближении их можно считать шарами¹. Конечно, их нельзя считать «бильiardными шарами», скорее их можно представить «резиновыми мячиками», в определенных условиях меняющих свой размер [1].

С точки зрения квантовой механики невозможно определить абсолютные размеры атомов, так как электронная плотность теоретически обращается в нуль лишь на бесконечном удалении электрона от ядра В то же время электронное облако сильно размывается уже на отрезке в несколько десятков нанометров² от ядра. Поэтому радиусы атомов и ионов рассматривают как *эффективные*, зависящие от того в каком химическом соединении они определены. Т.е. должны учитываться такие факторы как структура вещества, характер связи, степень окисления элементов и т.д. Из-за различного состояния атомов в молекуле или кристалле не может быть единого типа атомных радиусов, и, следовательно, надо определить несколько видов радиусов и в дальнейшем оперировать ими.

Существует понятие о радиусах несвязанных и связанных атомов, а среди последних - о радиусах ван-дер-ваальсовых, ковалентных, ионных, металлических.

Ван-дер-ваальсовы радиусы. Если два атома некоторого благородного газа с нулевой кинетической энергией подвести друг к другу, то они «слипнутся». Сила, удерживающая их вместе, - это слабое дисперсионное притяжение, точно уравновешенное силой отталкивания заполненных энергетических уровней. В этом случае половина межъядерного расстояния может быть приписана каждому из атомов; она определяет радиус валентно-несвязанного атома, или ван-дер-ваальсов радиус.

Значение ван-дер-ваальсова радиуса атома данного элемента зависит от природы вещества и может изменяться под воздействием внешних воздействий (например, сжатия вещества). Несмотря на то, что ван-дер-ваальсовы радиусы не являются постоянными и зависят от окружения атома, их значения могут быть использованы для расчета межъядерных расстояний между валентно-несвязанными атомами [2].

Ионные радиусы. Принципиальное различие между ионными и ван-дер-ваальсовыми радиусами обусловлено неодинаковыми силами притяжения между ионами и несвязанными атомами при одинаковых силах отталкивания.

В твердом состоянии³ ионы упакованы так плотно, что каждый из них окружен возможно большим числом ионов противоположного заряда Это число ионов, окружающих данный ион, называют *координационным числом* этого иона Межионное расстояние r в кристалле КА можно рассматривать как сумму радиуса катиона K^+ (r_K) и радиуса аниона А⁻ (r_A), предполагая, что эти *ионные радиусы* постоянны, независимо от окружения иона Это предположение справедливо только в случае, если ионы действительно несжимаемы. Экспериментальные определения дают только межионное расстояние r , и его необходимо распределить между этими двумя ионами. Для этого применяют различные методы. Например, в кристалле, где анионы велики, а катионы малы, анионы могут соприкасаться друг с другом (катионы занимают места между анионами), межионное расстояние определяется анионами. Радиусы анионов равны половине межатомного расстояния.

Ионы в большей степени можно считать жесткими несжимающимися заряженными шарами.

¹ 1 нм (нанометр) = 10⁻⁹ м. 1 А (ангстрем) = 10⁻¹⁰ м. 1 А = 0,1 нм. 1 пм (пикометр) = 10⁻¹² м.

Непосредственное измерение радиусов изолированных атомов или ионов невозможно, обычно измеряют межъядерные расстояния либо в кристаллах, либо в газовых молекулах.

Современные методы исследования структур позволяют получить экспериментальные контурные диаграммы электронной плотности в ионных кристаллах. Если на такой диаграмме межъядерное расстояние разделить на два отрезка в том месте, где электронная плотность между ионами минимальна, то можно вычислить радиусы ионов. (Надо сказать, карты распределения электронной плотности имеются лишь для небольшого числа ионных кристаллов.)

Если такими способами получены надежные значения для нескольких ионов, остальные легко вычислить, предположив аддитивность их величин. В действительности экспериментальные результаты показывают, что ионные радиусы не постоянны, а изменяются с изменением координационного⁴ числа. Обычно приводят значения для координационного числа 6 и эти значения известны как *кристаллические радиусы* (могут приводиться данные и для иных координационных чисел, что обязательно указывается).

Для катионов одного элемента повышение заряда ведет к сжатию не только потому, что он становится меньше из-за потери электронной плотности, но и потому, что с повышением заряда катион в большей степени притягивает анионы.

Как для катионов, так и для анионов кристаллические радиусы увеличиваются с возрастанием координационного числа. При повышении координационного числа сила отталкивания между противоионами возрастает и заставляет их немного раздвигаться [2].

Потеря атомом электронов приводит к уменьшению его эффективных размеров, а присоединение - к увеличению. Поэтому радиус положительно заряженного иона (катиона) всегда меньше, а радиус отрицательно заряженного иона (аниона) всегда больше радиуса соответствующего электронейтрального атома: $r_{\text{аниона}} > r_{\text{атома}} > r_{\text{катиона}}$.

Отмечены следующие тенденции: у элементов принадлежащих к одному периоду атомные и ионные радиусы по мере увеличения заряда ядра в общем уменьшаются. Наибольшее уменьшение радиусов наблюдается у *s*- и *p*-элементов малых периодов, так как у них происходит заполнение внешнего электронного слоя. Прибавляющиеся электроны описываются орбиталями с почти равными характеристиками (главное квантовое число электронов внешней оболочки *n* постоянно). Поэтому увеличивающийся по периоду заряд ядра притягивает электроны с большей силой, что уменьшает радиус. В больших же периодах в пределах семейств *d*- и *f*-элементов наблюдается более плавное уменьшение радиусов, так как происходит заполнение глубинных подоболочек. Это уменьшение называется соответственно *d*- и *f*-сжатием. (Такое закономерное, хоть и малое, уменьшение радиусов в ряду лантаноидов получило название лантаноидного сжатия.)

В подгруппах элементов радиусы атомов и однотипных ионов, в общем увеличиваются. Однако увеличение радиусов при одинаковом возрастании заряда ядра в подгруппах *s*- и *p*-элементов больше такового в подгруппах *d*-элементов. Для *d*-элементов характерна особенность - увеличение атомных и ионных радиусов в основном отвечает переходу от элементов 4-го к элементам 5-го периода. Радиусы же *d*-элементов 5-го и 6-го периодов одной подгруппы примерно одинаковы. Объясняется это тем, что увеличение радиусов за счет возрастания числа электронных слоев при переходе от 5-го к 6-му периоду компенсируется *f*-сжатием, вызванным заполнением *4f*-подслоя у *f*-элементов 6 периода [3].

Ковалентные радиусы. За ковалентный радиус атома (при одинарной связи) принимают половину расстояния (*l*) между ядрами двух одинаковых атомов. Ковалентная связь зависит от перекрывания зарядов не полностью заполненных внешних орбиталей связанных атомов. Перекрывание будет наибольшим, если максимумы плотности зарядов валентных электронов у обоих атомов совпадают. Иначе говоря, ковалентное связывание осуществляется, если атомы приближаются друг к другу на расстояние, когда каждый атомный радиус примерно равен радиусу максимума радиальной плотности заряда.

Известно, что длина связи C-C в алмазе и у большого числа органических соединений равна 154 ± 1 пм, откуда ковалентный радиус равен 77 пм. Аналогично ковалентный радиус атома Si равен

⁴ Координационное число (к.ч.) - число ближайших соседей, находящихся в молекуле или кристалле на одинаковых расстояниях от данного атома.

117 пм. Вычисленная на основании этих значений длина одинарной связи C-Si равна 194 пм, что хорошо совпадает с экспериментально найденным значениям длины C-Si в SiC и $(\text{CH}_3)_4\text{Si}$.

Поскольку при образовании ковалентных гомоатомных молекул происходит перекрывание внешних электронных оболочек, ковалентные радиусы атомов зависят, главным образом, от размеров внутренней электронной оболочки [3].

Во многих случаях измерить длину одинарной гомоатомной связи невозможно, поэтому значение ковалентного радиуса атома элемента В можно получить вычитанием ковалентного радиуса атома элемента А из длины гетероатомной связи А-В ($l_{AB} = r_A + r_B$).

В молекулах с несколькими крупными атомами-заместителями вокруг небольшого центрального атома (СВг₄, СI₄) взаимное отталкивание заместителей приводит к удлинению связи.

Эффективный заряд на многовалентном атоме всегда увеличивается при введении в молекулу дополнительных заместителей с высокой электроотрицательностью. Так эффективный заряд на атоме углерода в молекуле CF₄ значительно выше, чем в молекуле CH₃F, и поэтому наблюдается последовательное увеличение длины связи C-F по ряду CF₄ (132,3 пм), CHF₃ (133,2 пм), CH₂F₂ (135,8 пм), CH₃F (139,1 пм).

Особо значительно отклонение от аддитивности для атома водорода. Например, длины связей H-H и F-F равны соответственно 74 и 142 пм, а ковалентные радиусы атомов H и F 37 и 71 пм. Однако длина связи в молекуле HF не $37+71=108$ пм, а 92 пм. Если принять, что радиус атома постоянен, то радиус атома H в HF составляет всего лишь $92-71=21$ пм вместо 37 пм. С другой стороны, маловероятно предположение, что размеры атома F в молекуле HF меньше, чем в молекуле F₂. Для атома водорода возможно объяснение его «особого» поведения - он не имеет внутренней отталкивающей электронной оболочки, определявшей бы его ковалентный радиус. При образовании связи протон частично проникает в электронное облако другого атома, поэтому длина связи будет определяться соотношением сил притяжения электрон - ядро и отталкивания ядро - ядро.

Приближение правила аддитивности становится неудовлетворительным, когда изменяется (увеличивается) кратность связи и когда велико различие в электроотрицательности химически связанных атомов (т.е. при увеличении ионности связи). Зависимость от электроотрицательности атомов может быть выражена эмпирическим соотношением, предложенным Шамакером и Стивенсоном:

$$r_{AB} = r_A + r_B - 0,9(\chi_A - \chi_B)$$

где χ_A и χ_B - электроотрицательности элементов А и В по Полингу [4].

Металлический радиус. Металлический радиус также (как и ковалентный в молекулах или кристаллах соответствующих простых веществ) равен половине расстояния между центрами двух соседних атомов в кристаллической решетке металла, и так же как и ионные радиусы, зависит от координационного числа [5].

Относительность и субъективность эффективных радиусов видны хотя бы из того факта, что для атома кислорода он определен по Бретту - 66 пм, по Гольдшмидту - 132 пм, по Полингу - 140 пм, по Слэтеру - 60 пм [6].

За последние десятилетия (начиная с середины шестидесятых годов) в связи с бурным развитием электронно-вычислительной техники получило определенное распространение понятие об *орбитальных радиусах атомов* (радиусы Слэтера). **Орбитальные радиусы** - это расстояния от ядра до наиболее удаленного от него максимума функции радиального распределения электронной плотности (рис. 1). Для любого атома может быть только один орбитальный радиус в нормальном состоянии и сколько угодно значений орбитального радиуса в возбужденных состояниях [6, 7].

Из самого понятия орбитального радиуса следует, что он ближе к истинному размеру атома, чем эффективный радиус. В отличие от эффективного орбитальный радиус является характеристикой свободного атома или иона и не зависит от природы химической связи и других факторов.

Для предсказания межатомных расстояний в молекулах и кристаллах необходимо знание орбитальных радиусов атомов не только в нормальном, но и в возбужденных состояниях. Однако проблема их вычисления пока не решена.

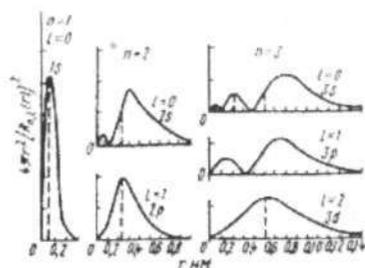


Рис. 1. Функции радиального распределения передельные вероятности нахождения электрона на расстоянии r от ядра.

По сравнению с возбужденными состояниями достаточно легко рассчитать орбитальный радиус иона, который определяется расстоянием от ядра до максимума электронной плотности соответствующей орбитали. Например, для катиона натрия этот будет расстояние от ядра до максимума электронной плотности $2p$ -электронов. Но характер изменения размеров ионов различен. Переход нейтрального атома в катион (например, $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$, связан с упразднением внешнего электронного слоя, что сопровождается резким уменьшением орбитального радиуса. А анионизация фтора ($\text{F} \rightarrow \text{F}^-$) ведет всего лишь к заполнению уже существующей $2p$ -орбитали на которой уже было пять электронов и почти не изменяет орбитального радиуса нейтрального атома. (Образование анионов, как правило, не связано с возникновением новых электронных слоев и оболочек.)

Таблица 1. Орбитальные и эффективные радиусы некоторых атомов и ионов.

Атом	$r_{\text{орб}}$, пм	Катион	$r_{\text{орб}}$, пм	$r_{\text{эфф}}$, пм	Атом	$r_{\text{орб}}$, пм	Анион	$r_{\text{орб}}$, пм	$r_{\text{эфф}}$, пм
Li	157	Li^+	19	68	F	39	F^-	40	133
Na	180	Na^+	28	98	Cl	73	Cl^-	74	181
K	216	K^+	59	133	Br	87	Br^-	89	196
Rb	229	Rb^+	73	149	I	107	I^-	109	220

Радиус иона тем сильнее отличается от радиуса атома, чем больше заряд иона. Например, орбитальные радиусы атома хрома, ионов Cr^{2+} и Cr^{3+} соответственно равны 43, 41 и 40 пм.

Для металлических элементов характерно удовлетворительное совпадение значений эффективных и орбитальных радиусов, что нельзя сказать относительно значений радиусов неметаллов [6].

Таблица 2. Сравнение эффективных и орбитальных радиусов.

Элемент	Li	Na	K	Ti	Zr	Hf	O	S	Se
$r_{\text{эфф}}$, пм	155	189	236	146	160	159	66	102	116
$r_{\text{орб}}$, пм	157	180	216	148	159	158	45	85	92

На наш взгляд, орбитальные радиусы наиболее применимы для соединений с металлической и ковалентной связью (последние по существу имеют одну и ту же природу).

Эволюция понятия радиуса включает в себя несколько этапов: установление различных видов радиусов для описания различных кристаллов и типов связей и детализацию правил, устанавливающих связь одних видов радиусов с другими, для получения большего согласия с экспериментальными данными.

ЛИТЕРАТУРА

- Барнард А. Теоретические основы неорганической химии. М., Мир, 1968. С.72.
- Хьюн Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. М., Химия, 1987. С.174.

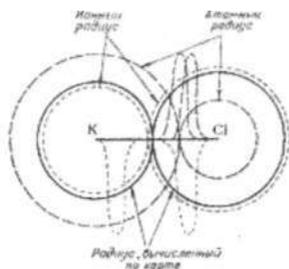


Рис. 2. Различные типы радиусов для КСl. (Окружности дают три типа радиусов: атомный (штрих), ионный (пунктир) и определенный по карте электронной плотности.) Экстремумы на рисунке — максимумы плотности радиального распределения заряда внешних электронов у атомов (штрих) и ионов (пунктир).

- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981. С.38.
- Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. М., Химия, 1976. С. 109.
- Шиманович И.Е., Павлович М.Л., Тикавий В.Ф., Малашко Г.М. Общая химия в формулах, определениях, схемах. М., Университетское, 1996. С.47.
- Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1997. С.53.
- Денисов В.В., Дровозолова Т.И., Лозановская И.Н., Лутанская И.А., Хоружий Б.И. Химия. М. – Ростов-на-Дону, изд. центр «МарТ», 2003. С.63.

УДК 37.1

ПРИМЕНЕНИЕ ТЕСТИРОВАНИЯ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ В КУРСЕ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Е. Н. МИЦКЕВИЧ, Е. Б. ОКАЕВ

ВВЕДЕНИЕ

Тестирование в последние годы приобрело популярность благодаря таким привлекательным свойствам, как объективность оценки, возможность тренинга, технологичность, оперативность обработки результатов, возможность автоматизации диагностики качества знаний, накопление статистических данных.

Анализ научной литературы [1-2, 4] показал, что вопросы требований, предъявляемых к формулировкам тестовых заданий, процедуры проведения тестирования в настоящее время активно разрабатываются, но до выработки единых исчерпывающих рекомендаций еще далеко. Вместе с тем тестологи [1, 4] отмечают, что в отечественной науке сравнительно мало изучены статистические аспекты теории тестов, методология тестового контроля в контексте конкретных учебных дисциплин. Большая часть публикаций относится к разработке, организации проведения и математической обработке результатов нормативно-ориентированных тестов, область применения которых ограничена (централизованное тестирование выпускников школ). Для текущего и тематического контроля знаний студентов следует использовать критериально-ориентированные тесты, позволяющие сравнивать успехи обучающихся с определенным эталоном, а не устанавливать их рейтинг по отношению друг к другу [4].

Целью данного исследования является анализ результатов выполнения студентами тестовых заданий в курсе общей химии.

ВХОДНОЕ ТЕСТИРОВАНИЕ

Назначением входных тестов готовности к обучению (претестов готовности [8]) является установление степени владения студентами базовыми навыками для изучения нового материала. Проверка базовых знаний и умений, необходимых для изучения университетской программы, анализ структуры знаний, планирование коррекции знаний, ликвидации пробелов особенно важны, когда имеешь дело с первокурсниками, которые в силу смены режима обучения нуждаются в повышенном внимании со стороны преподавателей, привитии навыков самостоятельной работы.

С этой целью составленный нами претест содержал 30 заданий, в том числе по математике, физике (20%) и химии (80%). Использовались только задания закрытой формы с выбором одного правильного из четырех возможных, что было обусловлено тем фактом, что на выполнение такого рода заданий, как правило, требуется минимальное время [2]. Кроме того, задания такой формы требуют меньших усилий при их проверке и обработке результатов.

В соответствии с рекомендациями тестологов [1, 2, 4] этот претест являлся критериально-ориентированным, и оценка за его выполнение, выраженная в баллах, зависела от того, на какое количество вопросов (в %) студент ответил.

Тестирование прошли 85 студентов первого курса специальности «Биология. Химия». Анализ результатов выполнения теста готовности к обучению показал, что количество правильных ответов в среднем составило 47,5%, с разбросом от 17 до 93%.

Наибольшие затруднения (<30% правильных ответов) у студентов вызвали следующие задания: