

Предложите возможное объяснение этого экспериментального факта.

2.3. Степень ионности связи приближенно характеризуется следующим эмпирическим соотношением:

степень ионности, % =  $16(X_A - X_B) + 3,5(X_A - X_B)^2$ , где  $X_A$  и  $X_B$  соответственно электроотрицательности элементов А и В.

а) Пользуясь табл. 5 прил., вычислите степень ионности связей в гидридах и фторидах элементов второго периода. Дайте объяснение полученным результатам.

б) То же — для гидридов и фторидов s- и p-элементов, принадлежащих к одной и той же группе.

2.4. Правило числа соседей Юм-Розери, связывающее состав молекул элементов с их положением в периодической системе, гласит: число соседей у атома неметалла в молекуле равно разности  $(8 - N)$ , где N — номер группы в системе. Под «соседями» подразумеваются соседние атомы, с которыми может быть связан любой атом молекулы ординарными ковалентными связями.

На основании этого правила ответьте на следующие вопросы:

- Почему молекулы инертных газов одноатомны?
- Почему молекулы галогенов двухатомны?
- Почему молекула фосфора имеет пирамидальное строение?
- Почему многоатомные молекулы серы имеют кольцеобразное строение?

2.5. Согласно модели локализованных электронных пар (метод Гиллеспи), все дигалогениды s-элементов второй группы должны быть линейными. Между тем примерно половина этих соединений имеют нелинейную конфигурацию, что отражено в табл. 9.

Таблица 9

Элемент	F	Cl	Br	I
Be	л	л	л	л
Mg	н	л	л	л
Ca	н	л	л	л
Sr	н	н	л	л
Ba	н	н	н	н

Здесь: л — линейная молекула; н — нелинейная молекула.

## 2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И НЕКОТОРЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Периодичность проявляется не только в изменении свойств изолированных атомов, простых веществ или химических соединений, но сопровождается практически любое химическое явление, если это явление представить как функцию порядкового номера элемента. Поэтому при изучении любых разделов современной химии можно выявить часто весьма сложные периодические зависимости, многие из которых еще не получили убедительного объяснения.

Интерпретация таких зависимостей осложняется наложением друг на друга отдельных факторов или стадий, из которых складывается рассматриваемое явление.

В данном разделе рассматриваются некоторые аспекты проявления периодичности при образовании химических связей и в комплексообразовании.

### Химическая связь

2.1. Энергия диссоциации двухатомных гомонуклеарных молекул  $\text{Э}_2$  и длины связей в них для элементов второго периода имеют следующие значения:

Молекула	$\text{Be}_2$	$\text{B}_2$	$\text{C}_2$	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{F}_2$	$\text{Ne}_2$
Энергия диссоциации, кДж/моль	0	274	602	941	493	155	0
Длина связи, нм	—	0,160	0,120	0,110	0,120	0,140	—

На основании метода молекулярных орбиталей объясните изменение прочности связи в молекуле по периоду, а также изменение длины связей.

2.2. Экспериментально установлено, что элементы второго периода образуют намного более прочные  $\pi$ -связи, чем элементы других периодов.

а) Какие возможные причины отклонения от модели локализованных электронных пар Вы могли бы указать?

б) Как и почему влияет величина орбитальных радиусов катиона и аниона на геометрию молекул на примере дигалогенидов s-элементов второй группы?

2.6. Вероятность гибридизации определяется по меньшей мере двумя факторами: 1) энергетической близостью гибридизирующихся орбиталей; 2) энергетическим эффектом образования гибридных связей.

а) Расчетным путем оцените значение первого фактора. Для этого найдите разность между потенциалом ионизации последнего p-электрона и первого s-электрона для различных p-элементов.

б) На основании проведенного расчета подтвердите или опровергните утверждение о том, что в пределах каждого периода вероятность sp-гибридизации быстро уменьшается с увеличением атомного номера; с увеличением же номера периода она увеличивается.

в) Энергетический эффект образования связи в первом, грубом приближении можно считать пропорциональным силовым характеристикам атомов или ионов, представляющим собой следующие отношения:

$$\gamma_a = F/r_a, \quad \gamma_k = I_n/r_{n+},$$

где  $r_a$  — орбитальный радиус атома;  $r_{n+}$  — орбитальный радиус иона с зарядом  $n$ ;  $F$  — сродство к электрону атома;  $I_n$  —  $n$ -й потенциал ионизации атома;  $\gamma_a$  — силовая характеристика атома;  $\gamma_k$  — силовая характеристика катиона.

На основании приведенных формул, энергетический эффект образования связи должен расти с увеличением атомного номера в пределах периода и уменьшаться с увеличением номера периода.

Проверьте и это утверждение расчетом.

г) Два указанных фактора имеют противоположные знаки. Какова их относительная роль в образовании линейных молекул  $MSl_2$ , где  $M$  — двухзарядные ионы Be, Mg, Sr, Ba?

2.7. Как известно, простые вещества — хотя и достаточно условно — делятся на металлы и неметаллы. Характерной чертой металлов является наличие в них металлической связи, в то время как неметаллы представляют собой вещества, структурные единицы которых связаны между собой преимущественно ковалентной связью. Переходными свойствами обладают так называемые полуметаллы. Граница между металлами и неметаллами более четко проявляется на диаграм-

мах зависимостей обратных орбитальных радиусов от атомного номера, а также энергии сродства к электрону от орбитальных радиусов.

а) Постройте обе указанные диаграммы. Прямыми линиями разбейте совокупность полученных точек на два поля, одно из которых принадлежит металлам, а другое — неметаллам. Где находятся точки, принадлежащие мышьяку, сурьме, висмуту, теллуру, полонию — элементам, которые можно отнести к полуметаллам? К металлам или неметаллам следует отнести астат?

б) Примечательно, что из всех известных элементов лишь два оказываются на первой диаграмме не на своем поле — бериллий и магний, которые, образуя металлические простые вещества, попадают в поле неметаллов. Случайно ли это? На второй диаграмме в поле неметаллов попадает также палладий, для которого, по-видимому, неверно найден орбитальный радиус.

## Комплексообразование

2.8. Обобщение экспериментальных данных о способности атомов к комплексообразованию приводит к следующим выводам:

А. Минимум способности к комплексообразованию приходится на элементы нулевой группы (инертные газы) и непосредственно примыкающие к ней главные подгруппы седьмой и первой групп.

Б. Максимум способности к комплексообразованию совпадает с нахождением элемента в восьмой группе. То же наблюдается у элементов побочных подгрупп, примыкающих к восьмой группе.

В. В больших периодах способность к комплексообразованию оказывается наименьшей по краям и примерно максимальной в центре. Такое же положение в основном характерно и для малых периодов.

Г. В пределах главных подгрупп способность к комплексообразованию связана с некоторой оптимальной областью значений силы ионного поля, приближенно характеризующейся отношением  $e/r^2$  (где  $e$  — заряд иона-комплексообразователя, а  $r$  — его радиус). Очень малые значения этой величины ( $e/r^4 < 1$ ) резко снижают тенденцию к комплексообразованию, а очень большие ( $e/r^4 > 10-15$ ) способствуют уве-

личению прочности комплексов с некоторыми определенными лигандами, но зато снижают разнообразие возможных лигандов.

а) Дайте объяснение каждой из указанных закономерностей.

б) Проиллюстрируйте отмеченные закономерности как можно большим количеством примеров с привлечением справочного и фактического материала.

2.9. При образовании комплексного соединения формируются молекулярные орбитали из атомных орбиталей центрального атома и лигандов. Последние образуют связи с центральным атомом металла по  $\sigma$ -донорному типу ( $s$ - и  $p$ -орбитали атомов лигандов) или по  $\pi$ -донорному типу ( $p$ - и  $d$ -орбитали атомов лигандов). В последнем случае используется одна из двух возможностей: лиганд выступает в качестве донора электронов (прямые  $\pi$ -донорные связи) или в качестве акцептора  $d$ -электронов (а может быть и  $f$ -электронов) центрального атома (обратные  $\pi$ -донорные или дативные связи). Донорные свойства лиганда реализуются за счет его  $s$ - и  $p$ -атомных орбиталей, а  $\pi$ -акцепторные свойства — за счет вакантных  $p$ - и  $d$ -орбиталей.

Центральный атом предоставляет для комплексообразования  $s$ -орбитали (только  $\sigma$ -связи),  $p$ -орбитали ( $\sigma$ - и  $\pi$ -связи),  $d$ -орбитали ( $\sigma$ - и  $\pi$ -связи),  $f$ -орбитали  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи). При наличии частично заполненных  $d$ - и  $f$ -орбиталей центрального атома могут возникнуть обратные  $\pi$ -связи (в этом случае атом металла является донором электронов) и связи типа металл-металл  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -типа), а также кластерные комплексные соединения.

Возможность участия тех или иных орбиталей центрального атома в комплексообразовании меняется от периода к периоду (табл. 10).

Как видно из этой таблицы, способность к комплексообразованию от периода к периоду у атомных орбиталей увеличивается. В первом периоде комплексообразование может идти только за счет  $1s$ -орбитали, во втором — участвуют одна  $s$ - и три  $p$ -орбитали. В третьем к ним присоединяются  $3d$ -орбитали, способные принимать электроны от донорных атомов лигандов; в четвертом — впервые появляется возможность образования дативных  $\pi$ -связей. Наконец, в шестом и седьмом периодах возникает возможность участия в комплексообразовании  $f$ -орбиталей.

Таким образом, в каждом новом периоде сохраняются возможности координации предыдущего и появляются новые возможности.

Таблица 10

Периоды		Атомные орбитали				
		s	p	d (акцепторные)	d (донорные)	f
1	H—He	+	—	—	—	—
2	Li—Ne	+	+	—	—	—
3	Na—Ar	+	+	+	—	—
4	K—Kr	+	+	+	+	—
5	Rb—Xe	+	+	+	+	—
6	Cs—Rn	+	+	+	+	+
7	Fr—Ku	+	+	+	+	+

Приведите как можно больше примеров комплексных соединений, в состав которых входят элементы различных периодов системы, иллюстрирующих табл. 10.

2.10. В табл. 11 показаны типы химических связей комплексообразователей с лигандами различного типа.

Данные этой таблицы непосредственно вытекают из табл. 10. и до известной степени ее повторяют. Они показывают увеличение разнообразия и типов связей от периода к периоду.

Проанализируйте на примерах, подобранных Вами к предыдущей задаче, какие типы химических связей встречаются в комплексных соединениях.

Таблица 11

Периоды		Химические связи				
		$\sigma$ -до- ворные	$\pi$ -до- ворные	$\pi$ -акцеп- торные	Металл— металл	Кластерные соединения
1	H—He	+	—	—	—	—
2	Li—Ne	+	+	—	—	—
3	Na—Ar	+	+	—	—	—
4	K—Kr	+	+	+	+	—
5	Rb—Xe	+	+	+	+	+
6	Cs—Rn	+	+	+	+	+
7	Fr—Ku	+	+	+	+	+

**Примечание.** Во всех случаях термины «донорный» и «акцепторный» относятся к атомам лигандов.

2.11. Усложнение типа химических связей ведет и к усложнению типа координации. В первом периоде реализуется только координационное число 2 (например, в  $\text{FHF}^-$ ), хотя при наличии водородной связи о координации можно говорить только при равноценности обеих связей в группе ХХХ. Координационные числа и геометрия комплексных соединений для других периодов приводятся в табл. 12.

Описанные ранее тенденции к усложнению координации в каждом новом периоде отчетливо видны здесь: сохранение типов, свойственных предыдущему периоду, и появление новых, как правило, более сложных. При переходе от одного периода к другому увеличивается координационное число. В первом его предельное значение равно 2, во втором — 4 (одна s- и три p-орбитали). В третьем периоде у центральных атомов появляются 3d-орбитали, и в связи с этим координационное число может достигнуть 6 (s-, p-, d-орбитали).

В четвертом периоде в координации могут участвовать частично заполненные 3d-орбитали. Это ведет к новой геометрии (квадратные комплексы), а также к новым, более высоким, координационным числам (7 и 8). В пятом и последующих периодах появляются комплексные числа с координационным числом 9.

Таблица 12

Периоды		Координационные числа								
		2	3	4 тетра- эдр	5	6	4 квад- рат	7	8	9
1	H—He	+	—	—	—	—	—	—	—	—
2	Li—Ne	+	+	+	—	—	—	—	—	—
3	Na—Ar	+	+	+	+	+	—	—	—	—
4	K—Kr	+	+	+	+	+	+	+	+	—
5	Rb—Xe	+	+	+	+	+	+	+	+	+
6	Cs—Rn	+	+	+	+	+	+	+	+	+
7	Fr—Ku	+	+	+	+	+	+	+	+	+

а) Приведите примеры комплексных (координационных) соединений со всеми координационными числами, указанными в табл. 12. Какие атомные орбитали комплексообразователя принимают участие в формировании координационных полиэдров?

б) Известно, что центральный атом не всегда в полной мере использует свои потенциальные возможности комплексообразования, и его координационное число может и не достигать своих предельных значений. Обсудите возможные причины этого явления.

2.12. Специфика образования определенных типов химических связей в различных периодах лежит в основе приведенной ниже классификации (табл. 13).

Таблица 13

Группы лигандов	Лиганды	Примеры	Свойства		
			$\sigma$ -донорные	$\pi$ -донорные	$\pi$ -акцепторные
1	$\sigma$ -донорные	$\text{NH}_3, \text{NR}_3$	+	—	—
2	$\sigma$ -, $\pi$ -донорные	$\text{F}^-, \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O}, \text{ROH}, \text{аминокислоты}, \text{комплексоны}$	+	+	—
3	$\sigma$ -, $\pi$ -донорные со слабыми $\pi$ -акцепторными свойствами	$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}, \text{SeH}^-, \text{R}_2\text{S}, \text{R}_2\text{Se}, \text{R}_3\text{PO}$	+	+	+
4	$\sigma$ -донорные $\pi$ -акцепторные	$\text{CN}^-, \text{CO}, \text{NO}, \text{PR}_3$	+	—	+
5	$\pi$ -донорные $\pi$ -акцепторные	$\text{C}_2\text{H}_5^-, \text{C}_2\text{H}_4, \text{C}_6\text{H}_6$	—	+	+

Лиганды третьей группы особенно характерны для металлов побочных подгрупп (IB, IIB, IIIB), четвертая и пятая группы образуют комплексы с неметаллами, имеющими во внешней оболочке частично или полностью заполненные d-орбитали.

Здесь проявляется известная классификация ионов на две подгруппы А и В; ионы подгруппы А образуют комплексы с первыми двумя группами лигандов (особенно со второй), подгруппы В — с третьей и четвертой группами лигандов.

При движении вдоль периода можно наблюдать две тенденции, изменяющиеся в противоположных направлениях:

— уменьшение числа вакантных орбиталей (появление несвязывающих и антисвязывающих орбиталей), что приводит к уменьшению максимально возможного координационного числа и некоторому ограничению возможностей координации;

— понижение энергии валентных орбиталей (углубление энергетических уровней), приближение ее к энергии орбиталей лигандов, что увеличивает эффект связывания, а следовательно, ведет к увеличению прочности связи.

Покажите на примерах, что эти две тенденции приводят к тому, что оптимальные условия для комплексообразования

реализуются примерно в середине периода. Так, в частности, наиболее стабильные соединения с координационным числом 6 образуются при электронной конфигурации  $d^6$ . Как в этом можно убедиться?

2.13. В химии координационных соединений установлена интересная особенность: повышенная стабильность комплексов, содержащих катион с электронной оболочкой, заполненной наполовину. Это приводит к появлению своеобразной двойной периодичности и к повторению некоторых свойств ионов в парах  $d^5-d^{5+s}$  ( $S=0-5$ ) (здесь S — число электронов на подуровне d, изменяющееся от 0 до 5). Так, например, в комплексах типа  $\text{MeL}_6$  со структурами  $d^3$  и  $d^8$  (так же, как и в  $\text{MeL}_4$  с конфигурациями  $d^2$  и  $d^7$ ) много общего: правильное октаэдрическое строение (тетраэдрическое — в структурах  $d^2$  и  $d^7$ ), повышенная стабильность по сравнению с соседними ионами, замедленность реакций замещения и т. д. Наблюдается сходство между октаэдрическими комплексами со структурой  $d^3$  и низкоспиновыми октаэдрическими комплексами со структурой  $d^6$ : в первом случае орбитали  $t_{2g}$  заполнены наполовину, во втором — полностью (сравните, например, комплексы типа  $[\text{Cr}^{III}\text{L}_6]$  и  $[\text{Co}^{III}\text{L}_6]$ ).

Используя справочный материал, расширьте перечень примеров, подтверждающих приведенную закономерность. Если Вам удалось найти убедительные доказательства ограниченности указанной особенности химии координационных соединений (что является особенно ценным результатом), подумайте над возможными причинами этих отклонений.

2.14. С помощью данных, приведенных в табл. 14, постройте кривые зависимости теплоты образования комплексных ионов от порядкового номера металла-комплексобразователя.

а) Сделайте оценку неизвестных теплот образования.

б) Объясните появление «горбов» на этой кривой в рамках теории поля лигандов.

2.15. Проанализируйте термодинамические характеристики некоторых реакций комплексообразования в связи с положением элементов-комплексобразователей в периодической системе. Для сопоставления термодинамических характеристик можно выбрать универсальный лиганд второй группы — этилендиаминтетраацетат. В табл. 15 и 16 приведены значения логарифмов констант устойчивости ( $\lg K$ ) комплексов с этилендиаминтетраацетатом. Экспери-

ментальные данные, приведенные в табл. 15 и 16, в большинстве своем точны, хотя некоторые из них вызывают сомнение. По-видимому, завышенное значение получено для  $\text{ScEdta}^-$ . Несколько завышено, вероятно, и значение  $\lg K_1$  для индия — оно значительно больше соответствующих значений  $\lg K_1$  для элементов IIIA и IIIB групп.

Таблица 14

Металл	Теплота образования газообразных комплексов, кДж/моль		Металл	Теплота образования газообразных комплексов, кДж/моль	
	$\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	$\text{Me}(\text{NH}_3)_6^{2+}$		$\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	$\text{Me}(\text{NH}_3)_6^{2+}$
$\text{Ca}^{2+}$	1219,3	1143,9	$\text{Co}^{2+}$	1554,5	1684,4
$\text{Cr}^{2+}$	—	1508,4	$\text{Ni}^{2+}$	1562,9	1717,9
$\text{Mn}^{2+}$	1290,5	1420,4	$\text{Cu}^{2+}$	1567,1	1717,9
$\text{Fe}^{2+}$	—	1546,1	$\text{Zn}^{2+}$	1504,2	1650,9

Таблица 15

IA	IV	IIA	IIB	IIIA	IIIB
Li 2,8		Be —		Al 16,1	
Na 1,7		Mg 8,7		Sc 23,1	
K —		Ca 10,6		Y 17,4	
Rb —	Cu 7,3	Sr 8,6	Zn 16,6	La—Lu 14,7—19,1	Ga 20,3
Cs —	Ag 7,3	Ba 7,8	Cd 16,5		In 24,9
			Hg 22,1		Tl 22,5

2.16. Для инертных газов давно известны кристаллогидраты типа  $\text{X} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , которые можно рассматривать как комплексные соединения этих элементов в их нулевой степени окисления,

$d^0$	$d^1$	$d^2$	$d^3$	$d^4$	$d^5$	$d^6$	$d^7$	$d^8$	$d^9$	$d^{10}$
$\text{Ca}^{2+}$ 10,6	$\text{Sc}^{2+}$ —	$\text{Ti}^{2+}$ —	$\text{V}^{2+}$ 12,7	$\text{Cr}^{2+}$ —	$\text{Mn}^{2+}$ 13,5	$\text{Fe}^{2+}$ 14,4	$\text{Co}^{2+}$ 16,1	$\text{Ni}^{2+}$ 18,5	$\text{Cu}^{2+}$ 18,9	$\text{Zn}^{2+}$ 16,6
$\text{Sc}^{3+}$ 23,1	$\text{Ti}^{3+}$ 21,3	$\text{V}^{3+}$ 25,9	$\text{Cr}^{3+}$ —	$\text{Mn}^{3+}$ —	$\text{Fe}^{3+}$ 25,1	$\text{Co}^{3+}$ 36	$\text{Ni}^{3+}$ —	$\text{Cu}^{3+}$ —	$\text{Zn}^{3+}$ —	—

Связь атомов инертных газов с молекулами воды в таких кристаллогидратах осуществляется за счет сил межмолекулярного взаимодействия, которые состоят из: 1) ориентационных сил притяжения постоянных диполей; 2) индукционных сил притяжения индуцированных диполей; 3) дисперсионных сил притяжения временных диполей, возникающих за счет временного смещения электронных оболочек относительно ядра.

Учитывая указанные типы межмолекулярных взаимодействий, объясните известный факт уменьшения устойчивости кристаллогидратов инертных газов в направлении  $\text{Rn} \rightarrow \text{He}$ . Какая из составляющих межмолекулярного взаимодействия имеет при этом решающее значение? При каких условиях могут существовать эти кристаллогидраты?

2.17. Для катионов s-элементов первой группы периодической системы комплексообразование мало характерно. Эти катионы способны образовывать немногочисленные комплексы, имеющие невысокую устойчивость, главным образом, за счет ионного или ионно-дипольного взаимодействия. Сила поля, создаваемого этими ионами, способствующая образованию комплексов, приблизительно характеризуется отношением  $e/r^2$  (где  $e$  — заряд, а  $r$  — радиус иона).

а) Как и почему изменяется способность ионов s-элементов первой группы образовывать кристаллогидраты? Приведите примеры таких кристаллогидратов.

б) Только для иона лития установлено существование комплексных аммиакатов в водных растворах, концентрированных по отношению к аммиаку. Почему другие ионы этой группы не образуют аммиакатов?

2.18. Что можно сказать о способности к комплексообразованию ионов s-элементов второй группы по сравнению с ионами s-элементов первой группы? Какой из ионов s-элементов второй группы должен давать наиболее прочные и разнообразные комплексные соединения и почему?

Как должна изменяться способность к комплексообразованию в ряду щелочноземельных элементов от кальция до радия?

Приведите известные Вам примеры комплексных соединений рассматриваемых элементов и охарактеризуйте их свойства, пользуясь справочным материалом.

2.19. Ионы лития и магния в присутствии избытка аммиака способны образовывать в водном растворе довольно устойчивые комплексные аммиакаты. Ион бериллия вследствие своего малого размера создает вокруг себя поле высокой напряженности, и следовало бы ожидать, что и он тоже должен давать аммиакаты, устойчивые в водном растворе, однако такие комплексы для него не обнаружены.

*Объясните возможную причину такого «аномального» поведения иона бериллия.*

2.20. Для трехзарядных ионов р-элементов III группы вычислите отношение  $e/r^2$ , характеризующее силу электростатического поля, создаваемого ионом. В качестве r возьмите орбитальные радиусы соответствующих ионов из приложения (табл. 2).

Рассчитайте, во сколько раз отношение  $(e/r^2)$  В больше, чем  $(e/r^2)_{Al}$ ; аналогично сопоставьте  $(e/r^2)_{Ga}$  и т. д.

Сравнение полученных величин выявляет особенности иона  $V^{3+}$ , которые проявляются в следующих экспериментально установленных фактах:

1) для бора не характерны аквакомплексы типа  $[B(H_2O)_n]^{3+}$ , вместо которых в водных растворах образуются гидроксо- и даже оксо-группы;

2) бор никогда не образует не только кристаллогидраты, но и вообще катионные комплексы;

3) наиболее характерны для бора анионные комплексы (в частности, фторидные), где он проявляет координационное число, равное 4.

*а) Объясните приведенные экспериментальные факты, характеризующие особенности комплексных соединений, образуемых бором. Почему для него наиболее характерно координационное число, равное 4? Какова геометрическая форма комплексного иона  $[BF_4]^-$ ?*

*б) Почему, в отличие от бора, алюминий склонен к образованию аквакомплексов и солей, содержащих кристаллизационную воду? Приведите примеры таких соединений алюминия. Почему для алюминия характерно координационное число, равное 6, что никогда не реализуется для бора?*

*в) Константы нестойкости комплексных фторидов типа  $ZF^{2+}$  возрастают в ряду  $Al < Ga < In < Tl$ . Как объяснить такую последовательность, если принять, что в данном случае преобладающая роль принадлежит электростатическому взаимодействию между комплексообразователем и лигандом?*

2.21. Несмотря на весьма различные химические свойства ионов щелочных металлов, ионов галогенов и инертных газов, с точки зрения способности к комплексообразованию эти три группы веществ проявляют явное сходство: все они характеризуются слабо выраженными комплексообразующими свойствами и, кроме малочисленных и непрочных комплексных ионов, образующихся за счет координации молекул воды, других комплексных соединений, как правило, не дают.

*а) Чем можно объяснить это сходство в отношении комплексообразования у указанных групп веществ?*

*б) Какую закономерность в изменении устойчивости аквакомплексов можно ожидать в ряду галогенид-ионов от фтора до иода?*