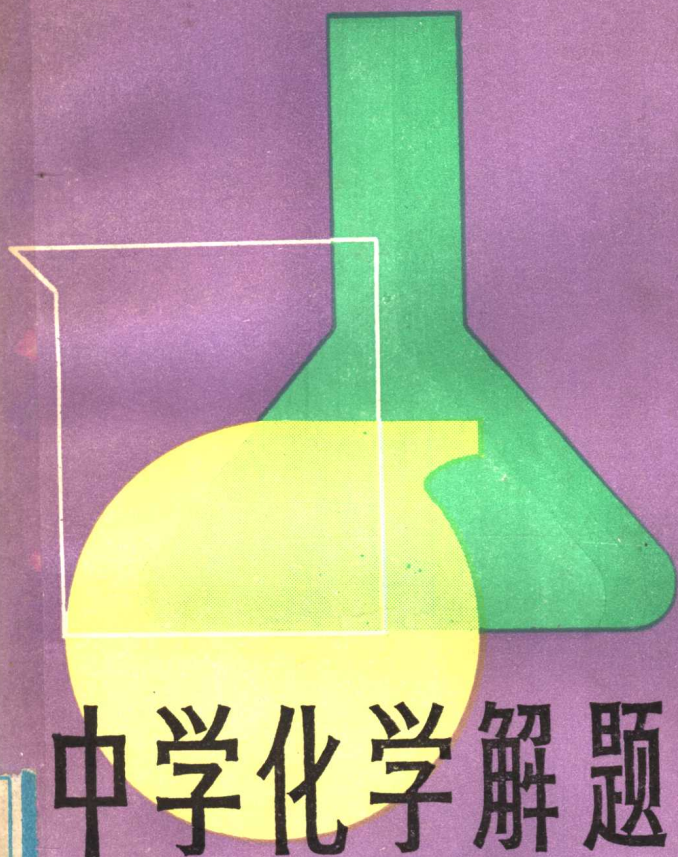


ZHONGXUE HAXUE
JIETI TUJING



中学化学解题途径

华东师范大学出版社

中学化学解题途径

华东师范大学
第一附属中学化学教研组 编

华东师范大学出版社

中学化学解题途径

华东师范大学^{*} 编
第一附属中学化学教研组

华东师范大学出版社出版
(上海中山北路 3663 号)

新华书店上海发行所发行 江苏盱眙印刷厂印刷

开本: 787×1092 1/32 印张: 11.75 字数: 270 千字

1985 年 6 月第一版 1985 年 6 月第一次印刷

印数: 00,001-100,000 本

统一书号: 7135·135 定价: 1.40 元

前 言

本书以现行新编化学教材、全日制《中学化学教学大纲》为依据,以培养、提高学生的解题能力和发展智力为中心,内容分为基本概念和基本理论、元素和化合物、有机化学、化学计算和化学实验等五个部分。根据教材的重点和学生学习中的难点,针对中学化学教学的基本要求,进行一定的综合和加深。通过分类的典型题目的审题、析题和解题的示范,有利于学生掌握解题方法,开拓解题思路,提高解题技巧,找出解题规律,从而对高中化学的学习打下扎实的基础,以适应生产建设和升学高考的需要。

本书每一节的前面有《内容概要》和《例题解析》,结尾有精选的典型和代表性的《习题》,以便读者自己练习、整理和巩固知识,对难度较大的习题注有提示,以供读者自学时参考。

本书由丁明远、李厚基、钱玲英、蔡爱莉、汤永容和方武勇等同志参加编写,由于水平所限,如有错误和不足之处,恳请读者批评指正。

编者

目 录

第一章 基本概念和基本理论	(1)
第一节 物质结构	(1)
第二节 元素周期律	(29)
第三节 电解质溶液	(56)
第四节 化学反应速度和化学平衡	(84)
第五节 氧化还原反应	(105)
第二章 元素和化合物	(127)
第一节 非金属元素	(127)
第二节 金属元素	(154)
第三章 有机化学	(172)
第一节 同系物与同分异构体	(172)
第二节 有机物的结构和性质	(184)
第三节 有机化学反应的基本类型	(194)
第四节 关于求有机物分子式的计算	(207)
附表 一、烃的类别及代表物的性质、制 法	(224)
二、烃的衍生物的类别及代表物的性 质、制法	(230)
第四章 化学计算	(238)
第一节 从方法上探讨解题思路	(239)
第二节 从化学概念上探讨解题思路	(254)
第三节 化学综合计算	(295)

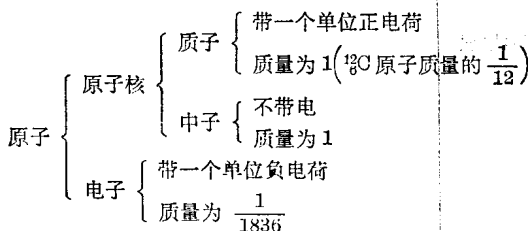
第五章 化学实验	(306)
第一节 常用化学仪器和基本实验操作	(306)
第二节 物质的制备及实验装置	(315)
第三节 物质的检验	(330)
第四节 物质的分离和提纯	(348)
第五节 定量实验和综合实验装置的设计	(350)
附 录: 部分习题答案	(361)

第一章 基本概念和基本理论

第一节 物质结构

内 容 概 要

一、原子的组成



原子序数 = 核电荷数 = 质子数 = 核外电子数^①

原子质量数 = 质子数 + 中子数

二、核外电子运动状态

电子运动状态描述	特 征
电 子 层	根据电子的能量差异, 将核外电子分成不同的电子层(即 K 、 L 、 M 、 N 等电子层)。
电 子 亚 层	在同一电子层中, 电子的能量还稍有差别, 电子云的形状也不相同。根据这个差别, 把一个电子层分成一个或几个亚层(即 s 、 p 、 d 、 f 亚层)。
电子云在空间伸展的方向	电子云不仅有确定的形状, 而且有一定的伸展方向(如 p 电子云在空间有三种相互垂直的伸展方向)。
电子的自旋	电子在核外空间不仅高速不停地运动而且还作自旋运动。

① 对中性原子来说, 这四个数是相等的; 对离子来说, 前三个数与核外电子数不等。

三、核外电子排布规律

核外电子的排布应遵循保里不相容原理，能量最低原理和洪特规则。

电子排布规律	主要内容	示例
保里不相容原理	在同一原子中，不可能有运动状态完全相同的两个电子存在。	正确: $_{18}\text{Ar}$ <pre> 1s 2s 2p [↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] 3s 3p [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] </pre> 错误: <pre> 1s 2s 2p [↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] 3s 3p [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↑] </pre>
能量最低原理	在通常情况下，电子总是尽先占有能量最低的轨道，只有这些轨道占满后，电子才依次进入能量较高的轨道。	正确: $_{37}\text{Rb}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^{10} 4s^2 4p^5 5s^1$ 错误: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^1$
洪特规则及洪特规则特例	电子的排布将尽可能分占不同轨道，而且自旋方向相同。 对同一电子亚层，当电子排布为全充满、半充满或全空时，是比较稳定的。	$_{7}\text{N}$: 正确 <pre> 1s 2s 2p [↑↓] [↑↓] [↑][↑][↑] </pre> 错误 <pre> [↑↓] [↑↓] [↑↓][↑][] </pre> $_{24}\text{Cr}$ 正确 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ 错误 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

四、物质结构和四种化学键

化学键	定 义			特 征	示 例
离子键	阴、阳离子通过静电作用所形成的化学键。			没有方向性和饱和性	$K^+[\ddot{Br}:]^-$
共价键	原子间通过共用电子对(电子云重叠)所形成的化学键。	极性键	共用电子对有偏移	有方向性和饱和性	$H:\overset{\times}{\underset{\times}{S}}:H$
		非极性键	共用电子对没有偏移		$\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{Cl}}:\overset{\times\times}{\underset{\times\times}{Cl}}:$
配位键	原子间的共用电子对, 由一个原子单方供给, 而跟另一个原子共用, 这样形成的特殊共价键叫配位键(原子的一方有孤对电子, 另一方要有空轨道)。			有方向性和饱和性	$\left[\begin{array}{c} H \\ \times \\ H:\overset{\times}{N}:\times H \\ \times \\ H \end{array} \right]^+$ NH ₃ 分子和 H ⁺ 以配位键相结合。
金属键	在金属晶体里, 金属离子和自由电子之间存在着强烈的作用, 因而使金属离子相互结合在一起, 通过这种方式结合的作用叫金属键。			没有方向性和饱和性	$\begin{array}{ccccc} \oplus & \cdot & \oplus & \cdot & \oplus \\ \oplus & \cdot & \oplus & \cdot & \oplus \\ \oplus & \cdot & \oplus & \cdot & \oplus \end{array}$

五、范德华力和氢键

范 德 华 力	氢 键
范德华力是分子间一种较弱的电性引力, 它比化学键弱得多。通常化学键的键能在 30~200 千卡/摩尔, 而范德华力一般为几个千卡/摩尔。范德华力的大小对物质的熔点、沸点、溶解度等都有较大的影响。	化合物分子中, 凡是和电负性较大的原子相连的氢原子都有可能和同一分子或另一分子内的另一电负性较大的原子相连接形成一种氢键。氢键的键能为 10 千卡/摩尔, 因此它比化学键的键能小得多, 比范德华力稍大些。氢键有饱和性和方向性。氢键的强弱一般对化合物的性质有显著的影响, 如提高熔点、沸点, 增大溶解度等。

六、两种分子和四种晶体

1. 极性分子和非极性分子

极 性 分 子			非 极 性 分 子		
以极性键结合而成的分子，如果电荷的空间分布是不对称的，就形成极性分子			以非极性键结合而成的分子是非极性分子；以极性键结合而成的分子，如果电荷的空间分布是对称的，就形成非极性分子。		
实 例	键的极性	分子构型	实 例	键的极性	分子构型
HF	H—F 极性键	直线型	N ₂	N≡N 非极性键	直线型
H ₂ S	H—S 极性键	三角型	CS ₂	C=S 极性键	直线型
SO ₂	S—O 极性键	三角型	BF ₃	B—F 极性键	平面三角型
NH ₃	N—H 极性键	三角锥型	CCl ₄	C—Cl 极性键	正四面体

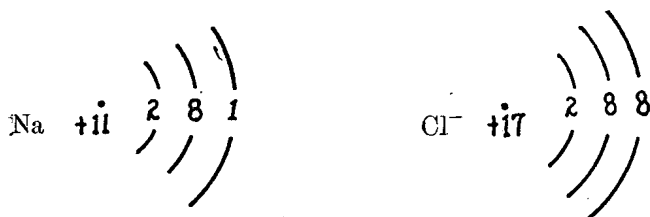
2. 离子晶体、原子晶体、分子晶体和金属晶体

晶体类型	实 例	晶体内的结构粒子	结合力	晶 体 的 特 性
离子晶体	CsCl KF BaO	阳离子和阴离子	离子键	硬度很大，熔点高、密度大。大多数能溶于极性溶剂中，熔融时或其水溶液都能导电。
原子晶体	SiC C (金刚石)	原 子	共价键	硬度很大，熔点、沸点很高，在大多数溶剂中不能溶解，导电性、传热性差
分子晶体	HCl NH ₃	极性分子	范德华力(较弱)，氢键	硬度小，熔点、沸点低，能溶于极性溶剂中，水溶液能导电。
	O ₂ CO ₂	非极性分子	范德华力(很弱)	硬度小，熔点、沸点很低，易升华，能溶于极性或非极性溶剂中。
金属晶体	Mg W	金属离子和自由电子	金属键	有金属光泽，易导电、传热，具有延展性，熔点、沸点较高。

七、两种微粒结构简图和四种表示式

1. 原子结构简图和离子结构简图

如钠原子和氯离子的结构简图分别是



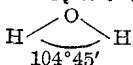
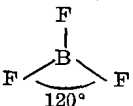
2. 电子排布式、轨道表示式、电子式和结构式

名 称	含 义	示 例
电子排布式	用 s, p, d, f 等符号及数字表示核外电子排布的式子。式中右上角数字表示轨道中的电子数。	$\text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ $\text{Fe}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
轨道表示式	用一个箭头表示一个电子，一个方框表示一个轨道的式子。	$\text{N} \quad \begin{array}{ccc} 1s & 2s & 2p \\ \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\uparrow\uparrow} \end{array}$ $\text{Al}^{3+} \quad \begin{array}{ccc} 1s & 2s & 2p \\ \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow} \end{array}$
电子式	在元素符号周围用小黑点(或其它符号)表示原子最外层电子数的式子。	$\text{Cl 原子 } :\ddot{\text{Cl}}\cdot, \text{S}^{2-} \text{ 离子 } [\times\ddot{\text{S}}:]^{2-}$ $\text{N}_2 \text{ 分子 } \cdot\ddot{\text{N}}:\times\ddot{\text{N}}\cdot$ $\text{MgBr}_2 \text{ 分子 } [:\ddot{\text{Br}}:]^- \text{Mg}^{2+} [\times\ddot{\text{Br}}:]^-$
结构式	在分子结构中,用一根短线表示一对共用电子的式子。	$\text{Cl}_2 \quad \text{Cl}-\text{Cl}$ $\text{CO}_2 \quad \text{O}=\text{C}=\text{O}$ $\text{C}_2\text{H}_2 \quad \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

八、电离能和电负性

电 离 能	电 负 性
从元素的一个气态原子中去掉电子, 变成气态阳离子所消耗的能量称该元素的电离能, 元素的电离能越小, 表示越易失去电子, 该元素的金属性也越强。	分子内原子吸引共用电子对的能力称元素的电负性, 元素的电负性越大, 表示成键原子吸引共用电子对能力越大, 该元素的非金属性也越强。 根据元素电负性的数值可以估计化学键的类型和键的极性强弱。一般电负性的差值大于1.7可形成离子键, 小于1.7形成共价键。如两种元素的电负性差值越大, 键的极性越强, 差值越小, 则键的极性就越弱。
如 Na 的第一电离能为 5.138, Mg 的第一电离能为 7.644, 所以 Na 比 Mg 容易失去电子, 即钠的金属性比镁强。	如 F 的电负性为 4.0, N 为 3.0, H 为 2.1, 所以氟的非金属性比氮强, 氮的非金属性比氢强。氟和氢之间的键的极性比氮和氢间的键的极性要大。

九、键能、键角和键长

键 能	键 角	键 长
拆开 1 摩尔某化学键所需吸收的热量叫键能, 键能越大, 表示化学键越牢固, 含有该键的分子越稳定。	在分子中键和键间的夹角叫键角。	在分子中两个成键原子的核间的平均距离叫键长。一般来说, 键长越短, 键能就越大, 键就越强、越牢固。
如 H—H 的键能为 104.2 千卡/摩尔, Br—Br 为 46.3 千卡/摩尔, 因此 H₂ 比 Br₂ 稳定。	如 H₂O 分子中  CO₂ 分子中  BF₃ 分子中 	如 H—H 的键长为 0.74×10^{-10} 米, Cl—Cl 的键长为 1.98×10^{-10} 米, 因此 H₂ 比 Cl₂ 稳定。

十、原子半径与离子半径

关于原子和离子的绝对大小,是无法直接测定的,因原子核外的电子并不是在固定的轨道上运动。一般原子或离子半径是通过实验仪器、结构分析推算出来的,因此原子或离子半径只是近似地反映原子或离子的大小。

影响原子或离子大小的因素主要是电子层数和核电荷数两个方面。一般电子层数越多,原子或离子半径就越大,电子层数越少,原子或离子半径就越小;若电子层数相同时,一般核电荷数越大,原子或离子半径越小,核电荷数越小,原子或离子半径就越大。

1. 阳离子半径比相应的原子半径小。

如: $\text{Ca}^{2+} < \text{Ca}$ (单位是 10^{-10} 米)
1.74 1.974

阴离子半径比相应的原子半径大。

如: $\text{S}^{2-} > \text{S}$
1.84 1.03

2. 同主族元素的原子或离子半径随核电荷数的递增而增大。

如: $\text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$; $\text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$
2.272 2.475 2.655 1.81 1.96 2.20

3. 同周期元素的原子半径随核电荷数的递增而减小。

如: $\text{Al} > \text{Si} > \text{P}$
1.432 1.176 1.105

4. 同周期元素的阳离子半径, 随核电荷数的递增而减小。

如: $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$
0.97 0.63 0.51

5. 不同周期和不同主族元素的原子或离子的大小,要看电子层数和核电荷数的影响程度的相对大小而定。例如:

(1) F^- 和 Na^+ : 它们所含的电子层数相同, 但 Na^+ 的核电荷数比 F^- 要大, 因此离子半径 $F^- > Na^+$.

1.33 0.97

(2) O 和 Br: 因这两种原子内的电子层数不同, Br 的电子层数比 O 多两层, 因此原子半径 $Br > O$.

1.14 0.74

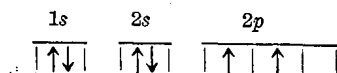
(3) S^{2-} 和 Rb^+ : 虽然 Rb 的电子层比 S 多一层, 但由于 Rb 的核电荷数比 S 要大得多, 因此离子半径 $S^{2-} > Rb^+$.

1.84 1.47

十一、 sp^3 、 sp^2 和 sp 杂化

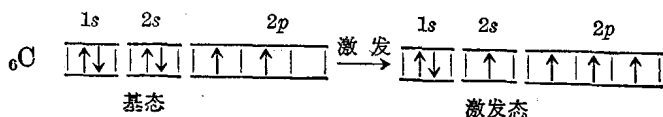
不同元素的原子相互作用时, 在参与成键的过程中, 同一原子中能量相近的各个轨道之间, 由于原子间的相互作用及受外界的影响, 会改变原有的状态, 重新分布组成一系列新的轨道, 这个过程称杂化, 组成的新轨道称为杂化轨道。

如碳原子的核外电子排布是:

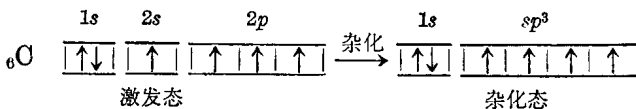


在碳原子与其它原子相结合时, 其 2s 轨道上的一个电子能激发到 2p 轨道上去, 然后碳原子中的一个 2s 轨道和三个 2p 轨道进行杂化, 形成四个等同的 sp^3 轨道, 这个过程称 sp^3 杂化; 如碳原子中的一个 2s 轨道和两个 2p 轨道杂化而形成三个新的能量等同的 sp^2 轨道, 这个过程称 sp^2 杂化; 如碳原子中的一个 2s 轨道和一个 2p 轨道杂化而形成两个能量等同的轨道, 这个过程称 sp 杂化。

杂化过程可用下式表示:

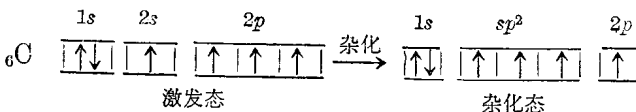


1. sp^3 杂化:



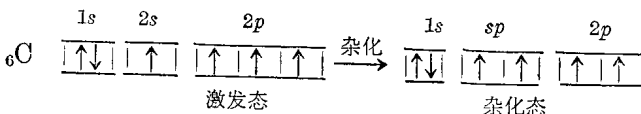
在 CH_4 分子里,就是以这种杂化方式形成四个等同的新轨道,使碳原子与氢原子成键形成分子。

2. sp^2 杂化:



在 C_2H_4 分子里,碳原子以这种 sp^2 杂化形成三个等同的新轨道,然后与氢原子成键形成分子。

3. sp 杂化:



在 C_2H_2 分子里,碳原子以这种 sp 杂化方式形成两个等同的新轨道,然后与氢原子成键形成分子。

例题解析

[例 1] 下列组成的微粒中, () 是原子, () 是阳离子, () 是阴离子, () 互为同位素。

(p 表示质子, n 表示中子, e 表示电子)

(a) $26p \quad 30n \quad 24e$

(b) $17p \quad 18n \quad 18e$

(c) $35p \quad 46n \quad 35e$

(d) $26p \quad 30n \quad 26e$

(e) $16p \quad 16n \quad 16e$

(f) $16p \quad 20n \quad 16e$

(g) $19p \quad 20n \quad 18e$

(h) $14p \quad 14n \quad 14e$

(i) $35p \quad 44n \quad 35e$

(j) $8p \quad 8n \quad 10e$

〔解析〕 (c)、(d)、(e)、(f)、(h)、(i)是原子, (a)、(g)是阳离子, (b)、(j)是阴离子, (c)与(i)、(e)与(f)互为同位素。

在判断原子或离子时, 可以根据核内质子数和核外电子数是否相等, 如果核外电子数等于质子数的微粒是原子; 核外电子数不等于质子数的微粒是离子。

核外电子数 = 质子数 原子

核外电子数 > 质子数 阴离子

核外电子数 < 质子数 阳离子

质子数相同而中子数不同的原子互为同位素。

〔例2〕 由氧元素($^{16}_8\text{O}$)和重氢元素(^2_1D)组成的重水(D_2O)10克中含有的质子数是(), 中子数是()。

(用 N 表示阿佛加德罗常数)

① $2N$ ② $5N$ ③ $10N$ ④ $20N$

〔解析〕 在10克重水中含有的质子数和中子数都是 $5N$ 。

$\therefore \text{D}_2\text{O}$ 的分子量为 $2 \times 2 + 16 = 20$, D_2O 的摩尔质量为 20 克/摩尔; 10 克 D_2O 为 $\frac{10 \text{ 克}}{20 \text{ 克/摩尔}} = 0.5$ 摩尔。

又 $\therefore$ 在 1 个 D_2O 分子中含有的质子为 $2 \times 1 + 8 = 10$ 个, 含有的中子也为 $2 \times 1 + 8 = 10$ 个。

根据 1 摩尔 D_2O 中含有 N 个 D_2O 分子, 因此 0.5 摩尔 D_2O 中就含有 $0.5N$ 个 D_2O 分子。

$\therefore 0.5N$ 个 D_2O 分子中含有的质子为 $0.5N \times 10 = 5N$ 个, 含有的中子也为 $0.5N \times 10 = 5N$ 个。

〔例3〕 下列物质的沸点的高低次序是()。

① $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$ ② $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$

③ $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ ④ $\text{HI} > \text{HF} > \text{HBr} > \text{HCl}$

〔解析〕 这四种液态卤化氢的沸点次序是 $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ 。

根据同主族元素性质的递变规律，液态卤化氢的沸点从 HF 到 HI 随核电荷数的增大依次升高。 HF 的沸点应该最低，实际上，它的沸点却是最高，其主要原因是在液态 HF 中存在较强的氢键。在 HF 中的 F 原子电负性很大，半径又很小，因而在液态的 HF 中存在着较强的氢键， $\text{F}-\text{H}-\text{F}$ ，而 $\text{Cl}-\text{H}-\text{Cl}$ 中的氢键很弱，在 HBr 和 HI 中几乎没有氢键，所以液态 HF 在气化时不仅要破坏分子间的作用力，而且还要破坏分子间的氢键，这就要消耗较多的能量，因此具有很强氢键的液态 HF 的沸点比氢键很弱或没有氢键的 HCl 、 HBr 、 HI 要高。

〔例 4〕 下列各元素原子的核外电子排布，违背了哪个原理或规则？写出正确的电子排布式或轨道表示式。

(1) ${}_3\text{Li } 1s^1 2p^2$ ；违背了_____，正确的写法是_____。

(2) ${}_4\text{Be } 1s^3 3p^1$ ；违背了_____，正确的写法是_____。

(3) ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^7$ ；违背了_____，正确的写法是_____。

(4) ${}_{13}\text{Al}$

$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	$\uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow$

；违背了_____，正确的写法是_____。

(5) ${}_6\text{C}$

$1s$	$2s$	$2p$
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

；违背了_____，正确的写法是_____。