东方杰创®
DONGFANG JIECHUANG
让 学习更快乐，人生更精彩

骄子之路®
the Road to Pride
主　编：邓保沧

45分钟

课时作业与单元测试

活页
可拆开使用

教辅资料站
电子教辅　试卷练习
知识总结　备课资源
扫码关注获取更多学习资料

提升＝基础＋能力＋方法
课时作业　基础自测·知能提升
阶段检测　梯度练习·评估达标
答案与解析　全解全析·点拨精准

化学

选修3·物质结构与性质 RJ

河北人民出版社

东方杰创®
DONGFANG JIECHUANG
让 学习更快乐，人生更精彩

骄子之路®
the Road to Pride
主　编：邓保沧

45分钟

课时作业与单元测试

活页
可拆开使用

提升＝基础＋能力＋方法
课时作业　基础自测·知能提升
阶段检测　梯度练习·评估达标
答案与解析　全解全析·点拨精准

化学

选修3·物质结构与性质 RJ

河北人民出版社
石家庄

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

图书在版编目（CIP）数据

45分钟课时作业与单元测试．化学．3．物质结构与性质：选修／邓保沧主编．－石家庄：河北人民出版社，2013.8（2019.10重印）

ISBN 978-7-202-07988-1

Ⅰ．①4… Ⅱ．①邓… Ⅲ．①中学化学课－高中－习题集 Ⅳ．①G634

中国版本图书馆CIP数据核字（2013）第194731号

编　委：王春一　乔艳梅　翟洪斌
张小凡　孙　阳　赵庆伟

书　名　45分钟课时作业与单元测试　化学　选修3　物质结构与性质
主　编　邓保沧

责任编辑　张艳茹　周建图
美术编辑　李　欣
封面设计　欣　羽

出版发行　河北人民出版社（石家庄市友谊北大街330号）
印　刷　河北伦洋印业有限公司
开　本　880毫米×1230毫米　1/16
印　张　7.5
字　数　240 000
版　次　2013年8月第1版　2019年10月第5次印刷
书　号　ISBN 978-7-202-07988-1
定　价　35.00元

版权所有　翻印必究

微信公众号
教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料



目录 CONTENTS

第一部分　课时作业

第一章　原子结构与性质 …… 1

第一节　原子结构 …… 1

第 1 课时　能层与能级　构造原理 …… 1

第 2 课时　基态原子的核外电子排布　原子轨道 …… 4

第二节　原子结构与元素的性质 …… 8

第 1 课时　原子结构与元素周期表 …… 8

第 2 课时　元素周期律 …… 12

第二章　分子结构与性质 …… 15

第一节　共价键 …… 15

第二节　分子的立体构型 …… 19

第 1 课时　价层电子对互斥理论 …… 19

第 2 课时　杂化轨道理论简介　配合物理论简介 …… 23

第三节　分子的性质 …… 26

微信公众号
教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料



目录 CONTENTS

第三章　晶体结构与性质 …… 30

第一节　晶体的常识 …… 30

第二节　分子晶体与原子晶体 …… 34

第三节　金属晶体 …… 37

第四节　离子晶体 …… 41

第二部分　阶段检测

章末质量评估卷(一)(第一章　原子结构与性质) …… 45

章末质量评估卷(二)(第二章　分子结构与性质) …… 53

章末质量评估卷(三)(第三章　晶体结构与性质) …… 61

第三部分　答案与解析

答案与解析 …… 70～116

提示：全书包括课时作业、阶段检测、答案与解析三部分，共计 120 页。

（根据教师教学情况不同，课时作业部分可在书中作答，也可撕下使用。）

微信公众号
教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第一章　原子结构与性质

第一节　原子结构

第1课时　能层与能级　构造原理

1. 知道原子的诞生及人类认识原子结构的演变过程。
2. 熟知核外电子能级的分布。
3. 能根据构造原理写出1～36号元素的核外电子排布。

［晨背重点语句］

1. 一至七能层的符号分别为：K、L、M、N、O、P、Q，各能层容纳的电子数最多为 $2n^2$。
2. s、p、d、f 能级中最多容纳的电子数分别为 2、6、10、14。
3. 能级数等于能层序数，英文字母相同的不同能级中所能容纳的最多电子数相同。
4. 构造原理：电子进入能级的排布顺序为：1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一　能层与能级

知识梳理

多电子原子的核外电子的能量状态可以用能层和能级反映。

(1)能层：能层用 n 表示，n 值越大，能量越高。

(2)能级：能级用能层序数和字母 s、p、d、f 组合在一起来表示，如 n 能层的能级按能量由低到高的顺序排列为 ns、np、nd、nf 等。

能层(n)	符号	能级	最多容纳电子数	
一	1____	2____	3____	4____
二	5____	6____	8____	10____
		7____	9____	
三	11____	12____	15____	18____
		13____	16____	
		14____	17____	
四	19____	20____	24____	28____
		21____	25____	
		22____	26____	
		23____	27____	
五	29____	5s	30____	…
		…	…	
六	31____	…	…	…
七	32____	…	…	…
…	…	…	…	$2n^2$

由上表可推知：

a. 能层序数33_____该能层所包含的能级数，如第三能层有能级34_____。

b. s、p、d、f 各能级可容纳的最多电子数分别为35_____、36_____、37_____、38_____的2倍。

对点训练

1. 下列说法正确的是（　　）
   A. 同一原子中，1s、2s、3s 电子的能量逐渐减小
   B. 同一原子中，2p、3p、4p 能级的轨道数依次增多
   C. 能量高的电子在离核近的区域运动，能量低的电子在离核远的区域运动
   D. 各能层含有的能级数为 n（n 为能层序数）
2. 下列各能层中不包含 p 能级的是（　　）
   A. N　　B. M
   C. L　　D. K
3. 第 N 能层所含能级数、原子轨道数分别为（　　）
   A. 3、9　　B. 4、12
   C. 5、16　　D. 4、16

［归纳总结］

熟记三规律

(1)能级数目＝能层序数(n)。

(2)原子轨道数目＝能层序数的平方(n^2)。

(3)最多容纳的电子数＝能层序数的平方的2倍($2n^2$)。

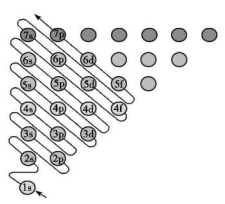
关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二 构造原理与电子排布式

知识梳理

1. 构造原理

随着原子[39]_____的递增，绝大多数元素的原子核外电子的排布将遵循下图的排布顺序，其称为构造原理。



ns	(n−2)f	(n−1)d	np
7s	5f	6d	7p
6s	4f	5d	6p
5s		4d	5p
4s		3d	4p
3s			3p
2s			2p
1s			

即电子所排的能级顺序：1s、2s、2p、3s、3p、4s、3d、4p、5s、4d、5p、6s、4f、5d、6p、7s……

2. 电子排布式的书写方法

(1)原子

先按构造原理从低到高排列，然后将同能层的能级移到一起。如$_{26}Fe$先排列为：$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$，然后将同一能层的能级排到一起，即该原子的电子排布式为：$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$。

注意：当 p、d、f 能级处于全空、全充满或半充满状态时，能量相对较低，原子结构较稳定。如$_{24}Cr$：$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$。

(2)离子

①判断该原子变成离子时会得到或失去多少个电子。

②原子失去电子时，总是从能量高的能级失去电子。一般来说，主族元素只失去它们的最外层电子，而副族和第Ⅷ族元素可能还会进一步向里失去内层电子。

③原子得到电子而形成阴离子，则得到的电子填充在最外一个能层的某一个能级上。

(3)简化电子排布式

如 K 的简化电子排布式为[Ar]$4s^1$，[Ar]代表的核外电子排布式，即$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$。

对点训练

4. 按能量由低到高的顺序，下列排列正确的是 ( )

A. 1s、2p、3d、4s　　B. 1s、2s、3s、2p

C. 2s、2p、3s、3p　　D. 4p、3d、4s、3p

5. 电子在一个原子的下列能级中排布时，最后一个排布的是 ( )

A. ns　　B. np

C. (n−1)d　　D. (n−2)f

6. 主族元素原子失去最外层电子形成阳离子，主族元素原子得到电子填充在最外层形成阴离子。下列各原子或离子的电子排布式错误的是 ( )

A. Ca^{2+}　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

B. O^{2-}　$1s^2 2s^2 3p^4$

C. Fe　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

D. Fe^{2+}　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG_JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 在物质结构研究的历史上，首先提出原子内有原子核的科学家是 ( )


汤姆生
A


道尔顿
B


卢瑟福
C


玻尔
D

2. 下列是关于多电子原子核外电子运动规律的叙述，其中正确的是 ( )

A. 核外电子是分层运动的

B. 所有电子在同一区域里运动

C. 能量高的电子在离核近的区域运动

D. 同一能层的电子能量相同

3. 下列关于能层与能级的说法中正确的是 ( )

A. 同一原子中，符号相同的能级，其上电子能量不一定相同

B. 任一能层的能级总是从 s 能级开始，而且能级数不一定等于该能层序数

C. 同是 s 能级，在不同的能层中所能容纳的最多电子数是不相同的

D. 多电子原子中，每个能层上电子的能量一定不同

4. 下列有关构造原理的说法错误的是 ( )

A. 原子核外电子填充 3p、3d、4s 能级的顺序为 3p→4s→3d

B. 某基态原子部分核外电子的排布为 $3s^2 4s^2$

C. 不是所有基态原子的核外电子排布均符合构造原理

D. 构造原理中的电子填入能级的顺序，实质是各能级能量由低到高的顺序

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

5. 下列能级表示正确(实际存在的)且最多容纳的电子数按照从少到多的顺序排列的是　(　)

A. 1s、2p、3d　　B. 1s、2s、3s

C. 2s、2p、2d　　D. 3p、3d、3f

6. “鸟巢”运用了高强度、高性能的钒氮合金高新钢,钒元素的原子序数为23,则钒原子的价电子排布式正确的是　(　)

A. $3s^23p^6$　　B. $3d^34s^2$

C. $3d^64s^2$　　D. $4s^2$

7. 根据下列叙述,写出元素名称及核外电子排布式。

(1)A元素原子核外M层电子数是L层电子数的一半:_____。

(2)B元素原子的最外层电子数是次外层电子数的1.5倍:_____。

(3)C元素单质在常温下可与水剧烈反应,产生的气体能使带火星的木条复燃:_____。

(4)D元素原子的次外层电子数是最外层电子数的$\frac{1}{4}$:_____。

8. 按要求填空:

(1)基态C原子的电子排布式为_____。

(2)基态N原子的价电子排布式为_____。

(3)Se原子序数为_____,其核外M层电子的排布式为_____。

(4)Li_3N晶体中氮以N^{3-}存在,基态N^{3-}的电子排布式为_____。

(5)写出基态镓(Ga)原子的电子排布式_____。

层级二　应试提能练

9. 支撑“宇宙爆炸”理论的重要事实之一是　(　)

A. 宇宙原子总数的88.6%是氢

B. 地球上的元素绝大多数是金属

C. 普鲁特“氢是元素之母”的预言

D. 宇宙中存在极少量稀有气体分子

10. 下列关于能层与能级的说法中正确的是　(　)

A. 原子核外每一个能层最多可容纳的电子数为n^2

B. 任一能层的能级总是从s能级开始,而且能级数等于该能层序数

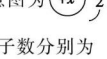
C. 不同能层中s电子的原子轨道半径相同

D. 不同能层中p电子的原子轨道能量相同

11. 某元素原子的M层有4个p电子,下列叙述错误的是　(　)

A. N层不含电子　　B. 该元素是硫元素

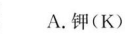
C. L层一定有8个电子　　D. 原子最外层电子数为4

12. A原子的结构示意图为。则x、y及该原子3p能级上的电子数分别为　(　)

A. 18、6、4　　B. 20、8、6

C. 18、8、6　　D. 15～20、3～8、1～6

13. 下列说法不正确的是　(　)

A. 钾(K)原子基态的原子结构示意图为

B. H_2O电子式为$H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H$

C. Mg的基态原子电子排布式为$1s^22s^22p^63s^2$

D. Ca^{2+}基态电子排布式为$1s^22s^22p^63s^23p^6$

14. X、Y两元素可形成X_2Y_3型化合物,则X、Y原子最外层的电子排布可能是　(　)

A. X:$3s^23p^1$　　Y:$3s^23p^5$

B. X:$2s^22p^2$　　Y:$2s^22p^4$

C. X:$3s^23p^1$　　Y:$3s^23p^4$

D. X:$3s^2$　　Y:$2s^22p^3$

15. 按下列要求填空。

(1)(**2019·全国卷Ⅱ**)Fe成为阳离子时首先失去_____轨道电子,Sm的价电子排布式为$4f^66s^2$,Sm^{3+}的价层电子排布式为_____。

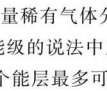
(2)(**2018·全国卷Ⅲ**)Zn原子核外电子排布式为_____。

(3)(**2017·全国卷Ⅲ**)Co基态原子核外电子排布式为_____。

(4)(**2016·全国卷Ⅰ**)基态Ge原子的核外电子排布式为[Ar]_____。

(5)(**2016·全国卷Ⅱ**)镍元素基态原子的电子排布式为_____。

(6)(**2016·全国卷Ⅲ**)写出基态As原子的核外电子排布式:_____。

16. A、B、C、D是四种短周期元素,E是过渡元素。A、B、C同周期,C、D同主族,A的原子结构示意图为,B是同周期除稀有气体外半径最大的元素,C的最外层有三个未成对电子,E的价电子排布式为$3d^64s^2$。回答下列问题:

A为_____(写出元素符号,下同),电子排布式是_____;

B为_____,简化电子排布式是_____;

C为_____,价电子排布式是_____;

D为_____,电子排布式是_____;

E为_____,原子结构示意图是_____。

微信公众号
教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第 2 课时 基态原子的核外电子排布 原子轨道

1. 知道原子的基态和激发态的含义。
2. 初步知道原子核外电子的跃迁、吸收和发射光谱，了解其简单应用。
3. 了解核外电子运动、电子云轮廓图和核外电子运动的状态。

[晨背重点语句]

1. 能量最低原理：原子的电子排布遵循构造原理能使整个原子的能量处于最低状态。处于最低能量的原子叫做基态原子。
2. 泡利原理：在一个原子轨道里，最多只能容纳 2 个电子，而且它们的自旋状态相反。
3. 洪特规则：当电子排布在同一能级的不同轨道时，基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道，而且自旋状态相同。
4. 电子云是处于一定空间运动状态的电子在原子核外空间的概率密度分布的形象化描述。电子云中，小黑点越密，表示电子出现的概率密度越大。
5. 电子在原子核外的一个空间运动状态称为一个原子轨道，s 能级只有一个原子轨道，p 能级有三个原子轨道：p_x、p_y、p_z。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一 基态与激发态、光谱

知识梳理

1. 基态与激发态：处于[1]_____能量状态的原子称为基态原子，稳定；处于[2]_____能量状态的原子称为激发态原子，不稳定。

2. 电子跃迁和原子光谱：电子跃迁是指电子在基态和激发态、激发态和激发态之间发生跃迁，跃迁过程中伴随着能量变化，同时产生原子光谱。

	吸收光谱	发射光谱
跃迁类型	基态→激发态	激发态→基态
能量变化	吸收能量	放出能量
实例	日常生活中的可见光(灯光、霓虹灯光、激光、焰色等)	

对点训练

1. 生活中的下列现象与原子核外电子发生跃迁有关的是（ ）
   A. 钢铁长期使用后生锈　B. 节日里燃放的焰火
   C. 金属导线可以导电　D. 卫生丸久置后消失
2. 下列关于同一原子中的基态和激发态说法中，正确的是（ ）
   A. 基态时的能量比激发态时高
   B. 激发态时比较稳定
   C. 由基态转化为激发态过程中吸收能量
   D. 电子仅在激发态跃迁到基态时才会产生原子光谱
3. 下列有关光谱的说法中不正确的是（ ）
   A. 原子中的电子在跃迁时会发生能量的变化，能量的表现形式之一是光(辐射)
   B. 原子光谱只有发射光谱
   C. 通过原子光谱可以发现新的元素
   D. 通过光谱分析可以鉴定某些元素

微信公众号 教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二　电子云与原子轨道　核外电子排布规则

知识梳理

1. 电子云：核外电子运动的形象描述，电子云中的小黑点表示电子在原子核外出现的③_____分布。离核越近，电子出现的概率越大，电子云越密集。

(1)小黑点不表示电子，而是表示电子在核外空间出现的概率；

(2)小黑点的疏密不是表示电子的多少，而是表示电子在核外空间出现的概率的大小。点疏的地方电子出现的概率小，点密的地方电子出现的概率大。

2. 原子轨道：电子在原子核外的④_____。s 电子的原子轨道呈球形；p 电子的原子轨道呈纺锤形(或哑铃形)。各能层包含的原子轨道和可容纳的电子数目如下：

能层	原子轨道类型	原子轨道数目	可容纳电子数目
K(1)	1s	1	2
L(2)	2s、2p	4	8
M(3)	3s、3p、3d	9	18
N(4)	4s、4p、4d、4f	16	32
(n)	ns、np、nd、nf……	n^2	$2n^2$

3. 核外电子的排布

(1)核外电子排布遵循的三原理

①能量最低原理：原子的电子排布遵循构造原理，能使整个原子的能量处于最低状态。

②泡利原理：在一个原子轨道里，最多只能容纳⑤_____个电子，而且它们的自旋状态⑥_____。

③洪特规则：当电子排布在⑦_____能级的⑧_____轨道时，基态原子中的电子总是优先⑨_____，而且自旋状态⑩_____。

(2)电子排布图：用方框表示原子轨道，用不同方向的箭头表示自旋状态不同的电子的式子。

如 C：⑪_____；N：⑫_____。

对点训练

4. 判断正误(正确的打“√”，错误的打“×”)。

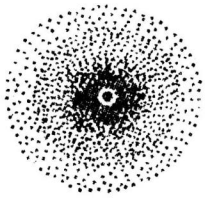
(1)电子云中的小黑点表示电子的多少。　(　　)

(2)p 能级中有 3 个相互垂直的原子轨道。　(　　)

(3)基态氮原子的电子排布图为 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ ↑ □。　(　　)

(4)基态铁原子的简化电子排布式为$[Ar]3d^64s^2$。　(　　)

5. 观察 1s 轨道电子云示意图，判断下列说法正确的是(　　)



A. 一个小黑点表示 1 个自由运动的电子

B. 1s 轨道的电子云形状为圆形的面

C. 电子在 1s 轨道上运动像地球围绕太阳旋转

D. 1s 轨道电子云的点的疏密表示电子在某一位置出现机会的多少

6. 下列基态原子的电子排布图中正确的是(　　)

A. 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ ↑ □ 3s □　B. 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑ □ 3s □

C. 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ ↑ ↑ 3s ↑　D. 1s ↑↓ 2s ↑ 2p □ □ 3s □

[归纳总结]

书写电子排布图时的“五”注意

(1)一个方框表示一个原子轨道，一个箭头表示一个电子。

(2)不同能级中的□要相互分开，同一能级中的□要相互连接。

(3)整个电子排布图中各能级的排列顺序要与相应的电子排布式一致。

(4)当□中有 2 个电子时，它们的自旋状态必须相反。

(5)基态原子的电子排布遵循能量最低原理、泡利原理和洪特规则。

微信公众号 教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG_JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 充有氖气的霓虹灯管通电会发出红色光，产生该现象的主要原因是 ( )

A. 电子由激发态向基态跃迁时以光的形式释放能量

B. 电子由基态向激发态跃迁时吸收除红光以外的光线

C. 氖原子获得电子后转变成发出红光的物质

D. 在电流的作用下，氖原子与构成灯管的物质发生反应

2. 下列说法中正确的是 ( )

A. 处于最低能量的原子叫做基态原子

B. 原子由基态变为激发态要产生发射光谱

C. 同一原子中，2p 能级比 3p 能级的轨道数少

D. 3d 轨道能量小于 4s

3. 下列对核外电子运动状态的描述正确的是 ( )

A. 电子的运动与行星相似，围绕原子核在固定的轨道上高速旋转

B. 能量低的电子只能在 s 轨道上运动，能量高的电子总是在 f 轨道上运动

C. 能层序数越大，s 原子轨道的半径越大

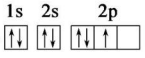
D. 在同一能级上运动的电子，其运动状态肯定相同

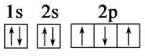
4. 下列元素中，基态原子的外围电子(或价电子)排布式不正确的是 ( )

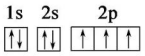
A. As $4s^24p^3$　　B. Cr $3d^44s^2$

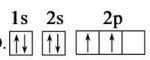
C. Ga $4s^24p^1$　　D. Ni $3d^84s^2$

5. 下列电子排布图能表示基态氮原子的核外电子排布的是 ( )

A. 

B. 

C. 

D. 

6. 某原子核外电子排布为 ns^2np^7，它违背了 ( )

A. 泡利原理　　B. 能量最低原理

C. 洪特规则　　D. 洪特规则特例

7. 按要求完成下列填空：

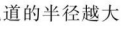
(1)(**2018·全国卷Ⅱ**)基态 S 原子电子占据最高能级的电子云轮廓图为_____形。

(2)(**2017·全国卷Ⅰ**)基态 K 原子中，核外电子所占据的最高能层的符号是_____，占据该能层电子的电子云轮廓图形状为_____。

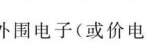
(3)(**2015·全国卷Ⅰ**)处于一定空间运动状态的电子在原子核外出现的概率密度分布可用_____形象化描述。在基态 ^{14}C 原子中，核外存在_____对自旋相反的电子。

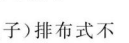
8. 按要求完成下列填空：

(1)(**2018·全国卷Ⅰ**)下列 Li 原子电子排布图表示的状态中，能量最低和最高的分别为_____、_____(填标号)。

A. 

B.

C. 

D. 

(2)(**2018·全国卷Ⅱ**)基态 Fe 原子价层电子的电子排布图(轨道表达式)为_____。

(3)(**2017·全国卷Ⅱ**)氮原子价层电子的轨道表达式(电子排布图)为_____。

层级二 应试提能练

9. 下列说法正确的是 ( )

A. s 电子云是在空间各个方向上伸展程度相同的对称形状

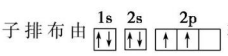
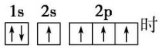
B. p 电子云是平面“8”字形的

C. 2p 能级有一个未成对电子的基态原子的电子排布式一定为 $1s^22s^22p^5$

D. 2d 能级包含 5 个原子轨道，最多容纳 10 个电子

微信公众号 教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

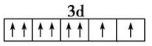
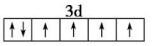
10. 当碳原子的核外电子排布由  转变为  时，下列说法中正确的组合是（　　）

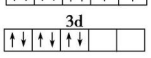
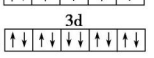
①碳原子由基态变为激发态　②碳原子由激发态变为基态　③碳原子要从外界环境中吸收能量　④碳原子要向外界环境中释放能量

A. ①③　　B. ②③

C. ①④　　D. ②④

11. 下列 3d 能级的电子排布图正确的是（　　）

A. 　　B. 

C. 　　D. 

12. 下列有关核外电子的运动状态的说法中错误的是（　　）

A. 电子亚层（能级）是描述电子运动的电子云状态

B. 只有在电子层（能层）、电子亚层（能级）、电子云的伸展方向及电子的自旋都确定时，电子的运动状态才能确定下来

C. 必须在 B 项所述四个方面都确定时，才能决定组成每一能层的最多轨道数

D. 电子云伸展方向与能量大小是无关的

13. 人们常将在同一原子轨道上运动的，自旋状态相反的 2 个电子，称为“电子对”；将在同一原子轨道上运动的单个电子，称为“未成对电子”。以下有关主族元素原子的“未成对电子”的说法，正确的是（　　）

A. 核外电子数为奇数的基态原子，其原子轨道中一定含有“未成对电子”

B. 核外电子数为偶数的基态原子，其原子轨道中一定不含“未成对电子”

C. 核外电子数为偶数的基态原子，其原子轨道中一定含有“未成对电子”

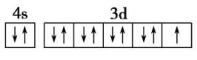
D. 核外电子数为奇数的基态原子，其原子轨道中可能不含“未成对电子”

14. 下列说法正确的是（　　）

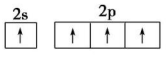
A. 原子核外电子排布式为 $1s^2$ 的原子与原子核外电子排布式为 $1s^22s^2$ 的原子化学性质相似

B. Fe^{3+} 的最外层电子排布式为 $3s^23p^63d^5$

C. 基态铜原子最外层电子排布图为



D. 基态碳原子最外层的电子排布图为



15. 按要求填空。

(1)基态铝原子核外电子云有_____种不同的伸展方向，共有_____种不同能级的电子，有_____种不同运动状态的电子。

(2)S 的基态原子核外有_____个未成对电子，Si 的基态原子核外电子排布式为_____。基态 Si 原子中，电子占据的最高能层符号为_____，该能层具有的原子轨道数为_____，电子数为_____。

(3)表示的原子轨道正确是_____（填序号）。

A. 2s　　B. 2d

C. 3p　　D. 3f

(4)基态 Fe 原子有_____个未成对电子，Fe^{3+} 的电子排布式为_____；Cu^+ 基态核外电子排布式为_____。

(5)某元素的原子最外层电子排布式为 ns^np^{n+2}，则 $n=$_____；原子中能量最高的是_____能级电子。

(6)第四周期中最外层仅有 1 个电子的所有基态原子的电子排布式_____，第四周期中，3d 轨道半充满的元素符号是_____。

16. 已知 A 原子中只含 1 个电子；B 原子的 3p 轨道上得到 1 个电子后不能容纳外来电子；C 原子的 2p 轨道上有 1 个电子的自旋方向与其他电子的自旋方向相反；D 原子的第三能层上有 8 个电子，第四能层上只有 1 个电子；E 原子的价电子排布式为 $3s^23p^6$。

(1)按要求书写下列图式。

①B 原子的结构示意图：_____；

②C 原子的电子排布图：_____；

③D 原子的核外电子排布式：_____；

④B 离子的电子式：_____。

(2)写出 E 的元素符号：_____，要证明太阳光中含有 E 元素，可采用的方法是_____

_____。

微信公众号 教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第二节 原子结构与元素的性质

第 1 课时 原子结构与元素周期表

1. 熟知原子结构与元素周期表的关系，进一步熟悉元素周期表的结构。
2. 能够从原子结构的角度认识元素周期表中区的划分。

[晨背重点语句]

1. 每一周期(第一周期除外)都是从碱金属元素开始到稀有气体元素结束，外围电子排布从 ns^1 递增到 ns^2np^6。
2. 各区元素原子的外围电子排布。s 区：$ns^{1\sim2}$；p 区：$ns^2np^{1\sim6}$；d 区：$(n-1)d^{1\sim9}ns^{1\sim2}$；ds 区：$(n-1)d^{10}ns^{1\sim2}$；f 区：$(n-2)f^{0\sim14}(n-1)d^{0\sim2}ns^2$。
3. 原子的电子层数＝能级中最高能层序数＝周期序数，主族元素原子的外围电子数＝该元素在周期表中的主族序数，主族元素的最高正价＝主族序数(O、F 除外)，ⅢB～ⅦB 族元素的最高正价＝副族序数。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一 元素周期系

知识梳理

1. 元素周期系的形成

(1)随着元素原子核电荷数的递增，每一周期(第一周期除外)从[1]_____元素开始到[2]_____元素结束，外围电子排布从[3]_____递增到[4]_____，但元素周期系的周期不是单调的，每一周期里元素的数目不总是一样多。

(2)元素形成周期系的根本原因是[5]_____发生周期性的重复。

2. 周期、能级组和元素数目的对应关系

周期	对应能级组	对应能级组电子最大容量	周期中所含元素的数目
一	1s	[6]_____	[7]_____
二	2s、2p	[8]_____	[9]_____
三	3s、3p	[10]_____	[11]_____
四	4s、3d、4p	[12]_____	[13]_____
五	5s、4d、5p	[14]_____	[15]_____
六	6s、4f、5d、6p	[16]_____	[17]_____
七	7s、5f、6d、7p	[18]_____	[19]_____

3. 核外电子排布与族的划分

(1)对主族元素，同主族元素原子的价层电子排布完全相同，价电子全部排布在 ns 或 ns、np 轨道上(见下表)。价电子数与族序数相同。

族序数	ⅠA	ⅡA	ⅢA	ⅣA	ⅤA	ⅥA	ⅦA
价电子排布	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5

(2)稀有气体元素的价电子排布为 $1s^2$ 或 ns^2np^6。

(3)过渡元素(副族和Ⅷ族)同一纵列原子的价层电子排布基本相同，价电子排布为 $(n-1)d^{1\sim10}ns^{1\sim2}$。第ⅢB～ⅦB 族的价电子数与族序数相同，第ⅠB 族、ⅡB 族和第Ⅷ族价电子数与族序数不相同。

对点训练

1. 外围电子排布为 $5s^25p^1$ 的元素，在周期表中的位置是(　　)

A. 第四周期第ⅤA 族

B. 第五周期第ⅢA 族

C. 第五周期第ⅠA 族

D. 第四周期第ⅢA 族

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

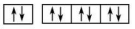
2. 已知某元素+2价离子的电子排布式为$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$，该元素在周期表中属于（　　）

A. ⅤB族　　B. ⅡB族

C. Ⅷ族　　D. ⅡA族

3. 已知某元素原子的下列结构或性质，能确定其在周期表中位置的是（　　）

A. 该元素原子的第二电子层电子排布图为



B. 该元素在某种化合物中的化合价为+4

C. 该元素的原子最外层上电子数为6

D. 该元素的外围电子排布式为$5s^2 5p^1$

［归纳总结］

外围电子排布与元素的最高正价数的关系

(1)当主族元素失去全部价电子后，表现出该元素的最高化合价。最高正价＝主族序数(O、F除外)。

(2)ⅢB～ⅦB族可失去ns^2和$(n-1)$d轨道上的全部电子，所以，最高正价数＝族序数。

(3)Ⅷ族可失去最外层的s电子和次外层的部分$(n-1)$d电子，所以最高正价低于族序数(8)，只有Ru和Os可表现8价。

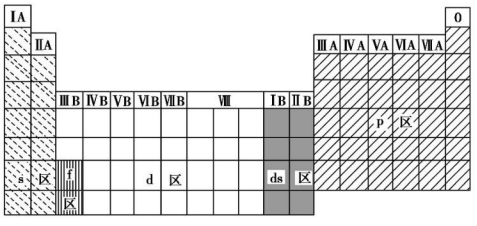
(4)ⅠB族可失去ns^1电子和部分$(n-1)$d电子，所以ⅠB的族数＜最高正价，ⅡB只失去ns^2电子，ⅡB的族序数＝最高正价。

知识点二　元素周期表的分区

知识梳理

1. 元素周期表的分区

按电子排布，可把周期表里的元素划分成5个区。除ds区外，区的名称来自按构造原理最后填入电子的能级符号。



2. 各区外围电子排布特点

分区	外围电子排布
s区	[20]_____
p区	[21]_____(除He外)
d区	$(n-1)d^{1\sim9}ns^{1\sim2}$(除钯外)
ds区	$(n-1)d^{10}ns^{1\sim2}$
f区	$(n-2)f^{0\sim14}(n-1)d^{0\sim2}ns^2$

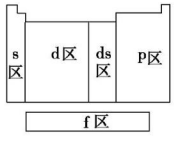
对点训练

4. 按电子排布，可把周期表里的元素划分成5个区，以下元素属于s区的是（　　）

A. Fe　　B. Mg

C. Al　　D. La

5. 元素周期表中，非金属元素存在的区域为（　　）



A. 只有s区　　B. 只有p区

C. s区、d区和ds区　　D. s区和p区

6. 已知某元素+3价离子的电子排布式为$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$，该元素在周期表中的位置是（　　）

A. 第三周期第Ⅷ族，p区

B. 第三周期第ⅤB族，ds区

C. 第四周期第Ⅷ族，d区

D. 第四周期第ⅤB族，f区

微信公众号
教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG_JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 闪烁着银白色光泽的金属钛($_{22}$Ti)因具有密度小、强度大、无磁性等优良的机械性能，被广泛地应用于军事、医学等领域，号称“崛起的第三金属”。已知钛有^{48}Ti、^{49}Ti、^{50}Ti 等核素，下列关于金属钛的叙述中不正确的是 ( )

A. 上述钛原子中，中子数不可能为 22

B. 钛元素在周期表中处于第四周期

C. 钛的不同核素在周期表中处于不同的位置

D. 钛元素是 d 区的过渡元素

2. 下列各组元素属于 p 区的是 ( )

A. 原子序数为 1，2，7 的元素

B. O，S，P

C. Fe，Ar，Cl

D. Na，Li，Mg

3. 若某基态原子的外围电子排布为 $4d^15s^2$，则下列说法正确的是 ( )

A. 该元素基态原子中共有 3 个电子

B. 该元素原子核外有 5 个电子层

C. 该元素原子最外层共有 3 个电子

D. 该元素原子 M 能层共有 8 个电子

4. 下列说法中，正确的是 ( )

A. s 区都是金属元素

B. s 区都是主族元素

C. 稀有气体在 ds 区

D. 所有非金属元素都在 p 区

5. 具有以下结构的原子，一定属于主族元素原子的是 ( )

①最外层有 3 个电子的原子 ②最外层电子排布为 ns^2 的原子 ③最外层有 3 个未成对电子的原子 ④次外层无未成对电子的原子

A. ①③ B. ②③

C. ①④ D. ②④

6. 元素周期表长周期共有 18 个纵行，从左到右排为 18 列，即碱金属是第 1 列，稀有气体是第 18 列。按这种规定，下列说法正确的是 ( )

A. 第 9 列元素中没有非金属

B. 第 15 列元素的原子最外层的电子排布是 ns^2np^5

C. 最外层电子排布为 ns^2 的元素一定在第 2 列

D. 第 11、12 列为 d 区的元素

7. 某元素原子共有三个价电子，其中一个价电子位于第三能层 d 能级。

(1)该原子的电子排布式为_____

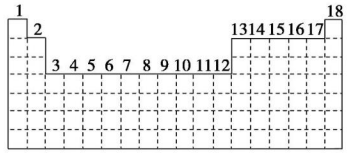
_____

_____

_____。

(2)该元素的原子序数为_____，在周期表中处于第_____周期第_____族，属于_____区。该元素为_____(填“金属”或“非金属”)元素，其最高化合价为_____。

8. 已知元素周期表中共有 18 个纵行，下图实线表示元素周期表的边界。按电子排布，可把周期表里的元素划分为几个区：s 区、p 区、d 区、ds 区等。除 ds 区外，其他区的名称来自按构造原理最后填入电子的能级符号。



(1)请在表中用实线画出 s 区、p 区、ds 区的边界线，并分别用阴影▨和▧表示 d 区和 ds 区。

(2)有的同学受这种划分的启发，认为 d 区内第 6、7 纵行的部分元素可以排在另一区，你认为应排在_____区。

(3)请在元素周期表中用元素符号标出 4s 轨道处于半充满状态的元素。

层级二 应试提能练

9. 下列说法不正确的是 ( )

A. 元素原子的核外电子排布呈现周期性变化是形成元素周期表的根本原因

B. 周期序号越大，该周期所含金属元素越多

C. 所有区的名称均来自按构造原理最后填入电子的能级符号

D. 周期表共 18 个纵列，可分为 7 个主族、7 个副族、1 个Ⅷ族、1 个零族

10. 下列说法中正确的是 ( )

A. 所有金属元素都分布在 d 区和 ds 区

B. 最外层电子数为 2 的元素都分布在 s 区

C. 元素周期表中ⅢB 族到ⅡB 族 10 个纵行的元素都是金属元素

D. s 区均为金属元素

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

11. 我国的纳米基础研究能力已跻身于世界的前列，例如曾被选为我国年度十大科技成果之一的一项成果就是合成一种一维的纳米材料，其化学式为 RN。已知该化合物里与氮微粒结合的 R^{n+} 核外有 28 个电子，则 R 位于元素周期表的（　　）

A. 第三周期第ⅤA族　　B. 第四周期第ⅢA族

C. 第五周期第ⅢA族　　D. 第四周期第ⅤA族

12. 元素 X、Y、Z 在周期表中的相对位置如下图所示。已知 Y 元素原子的外围电子排布为 $ns^{(n-1)}np^{(n+1)}$，则下列说法不正确的是（　　）

		X
	Y	
Z		

A. Y 元素原子的外围电子排布为 $4s^24p^4$

B. Y 元素在周期表的第三周期第ⅥA族

C. X 元素所在周期中所含非金属元素最多

D. Z 元素原子的核外电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^3$

13. 某化学学习小组在学习元素周期表和周期的划分时提出了以下观点：①周期表的形成是由原子的结构决定的；②元素周期表中ⅠA族元素统称为碱金属元素；③每一周期的元素原子外围电子排布均是从 ns^1 开始至 ns^2np^6 结束；④元素周期表的每一周期元素的种类均相等；⑤基态原子核外电子排布为 $1s^22s^22p^3$ 和 $1s^22s^22p^63s^23p^3$ 的两元素的原子位于同一周期；⑥周期序号越大，该周期所含金属元素一般越多。你认为正确的是（　　）

A. ①⑥　　B. ①②③⑤⑥

C. ①④⑥　　D. ②③⑤

14. 下列各组中的 X 和 Y 两种原子，在周期表中一定位于同一族的是（　　）

A. X 原子和 Y 原子最外层都只有一个电子

B. X 原子的核外电子排布式为 $1s^2$，Y 原子的核外电子排布式为 $1s^22s^2$

C. X 原子 2p 能级上有三个电子，Y 原子的 3p 能级上有三个电子

D. X 原子核外 M 层上仅有两个电子，Y 原子核外 N 层上也仅有两个电子

15. 金、银、铜、铁、铝和钛均是人类大量生产和使用的金属。试回答与上述金属原子结构有关的问题：

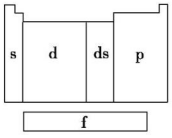
(1)上述金属中属于主族元素的有_____。

(2)钛被称为继铁、铝之后的第三金属。基态钛原子外围电子的电子排布图为_____。

(3)基态金原子的外围电子排布式为 $5d^{10}6s^1$，试判断金在元素周期表中位于第_____周期第_____族。

(4)已知 Ag 与 Cu 位于同一族，则 Ag 在元素周期表中位于_____（填“s”“p”“d”“f”或“ds”）区。

16. 在研究原子核外电子排布与元素周期表的关系时，人们发现价电子排布相似的元素集中在一起。据此，人们将元素周期表分为五个区，并以最后填入电子的轨道能级符号作为该区的符号，如下图所示。



(1)在 s 区中，族序数最大、原子序数最小的元素，原子的价电子的电子云形状为_____。

(2)在 d 区中，族序数最大、原子序数最小的元素，常见离子的电子排布式为_____，其中较稳定的是_____。

(3)在 ds 区中，族序数最大、原子序数最小的元素，原子的价电子排布式为_____。

(4)在 p 区中，第二周期第ⅤA族元素原子的价电子排布图为_____。

(5)当今常用于核能开发的元素是铀和钚，它们在_____区中。

微信公众号
教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第 2 课时 元素周期律

1. 能说出元素电离能、电负性的涵义。
2. 掌握元素原子半径、电离能、电负性的周期性变化规律。
3. 能应用元素的电离能、电负性说明元素的某些性质。

[晨背重点语句]

1. 随着核电荷数的递增，同周期从左向右原子半径逐渐减小，同主族从上到下原子半径逐渐增大。
2. 气态电中性基态原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的最低能量叫做第一电离能。同族元素从上到下第一电离能变小，同周期元素从左向右第一电离能呈增大趋势，但ⅡA与ⅢA、ⅤA与ⅥA之间出现反常。
3. 电负性是用来描述不同元素的原子对键合电子吸引力的大小的。同周期从左到右，元素的电负性逐渐变大；同主族从上到下，元素的电负性逐渐变小。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一 原子半径

知识梳理

1. 影响原子半径大小的因素

(1)电子的能层数：电子的能层越多，电子之间的[1]____使原子半径增大。

(2)核电荷数：核电荷数越大，核对电子的引力就越大，使原子半径[2]____。

2. 粒子半径大小的比较方法

(1)一看电子层数：最外层电子数相同时，电子层数越多，半径越大。

(2)二看核电荷数：当电子层结构相同时，核电荷数越大，半径越小。

(3)三看核外电子数：当电子层数和核电荷数均相同时，核外电子数越多，半径越大。

对点训练

1. 下列各组元素中，原子半径依次减小的是 ( )

A. Mg、Ca、Ba　　B. I、Br、Cl

C. O、S、Na　　D. C、N、B

2. 下列各组粒子半径大小的比较中，错误的是 ( )

A. K>Na>Li　　B. $Na^+>Mg^{2+}>Al^{3+}$

C. $Mg^{2+}>Na^+>F^-$　　D. $Cl^->F^->F$

知识点二 电离能

知识梳理

1. 概念：[3]_____原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的[4]_____，称为第一电离能，通常用 I_1 表示。

2. 递变规律

(1)同一元素，逐级电离能：$I_1<I_2<I_3$，因为电子离核越近，越难失去。

(2)同一周期，元素随着原子序数的递增，原子的第一电离能呈逐渐增大的趋势；但第ⅡA族、第ⅤA族元素的第一电离能反常，分别大于同周期第ⅢA族、第ⅥA族元素的第一电离能。

(3)同一主族，随着电子层数的增加，元素的第一电离能逐渐减小。

3. 应用

(1)根据逐级电离能数据，分析判断元素的核外电子排布，以及元素在化合物中的化合价。

(2)根据第一电离能数据，分析判断元素的金属性、非金属性强弱。I_1 越大，非金属性越强，金属性越弱。

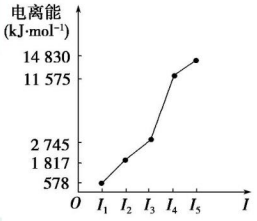
对点训练

3. 下列各项中元素的第一电离能依次减小的是 ( )

A. H、Li、Na、K　　B. I、Br、Cl、F

C. Na、Mg、Al、Si　　D. Si、Al、Mg、Na

4. 某元素 X 的逐级电离能如图所示，下列说法正确的是 ( )



A. X 元素可能为+4 价

B. X 可能为非金属

C. X 为第五周期元素

D. X 与氯反应时最可能生成的阳离子为 X^{3+}

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点三　电负性

知识梳理

1. 概念：用来描述不同元素的原子对[5]_____吸引力的大小。电负性越大的原子，对键合电子的吸引力[6]_____。

2. 递变规律：同一周期，从左到右元素的电负性逐渐[7]_____；同一主族，从上到下元素的电负性逐渐[8]_____。

3. 应用

(1)判断金属性或非金属性的强弱：金属元素的电负性小于非金属元素的电负性(一般将 1.8 作为金属元素和非金属元素电负性的分界点)。

(2)判断元素的化合价：化合物中显正化合价元素的电负性小于显负化合价元素的电负性。

(3)判断化学键的类型：一般情况下，组成化合物的两种元素电负性差值大于 1.7 时，形成离子键；差值小于 1.7 时，形成共价键。差值越小，键的极性越弱。

(4)解释对角线规则：在元素周期表中，某些主族元素与[9]_____的主族元素的电负性接近，性质相似，被称为“对角线规则”。如：

Li	Be	B	
	Mg	Al	Si

。

对点训练

5. 电负性的大小也可以作为判断元素金属性和非金属性强弱的尺度。下列关于电负性的变化规律正确的是(　　)

A. 周期表从左到右，元素的电负性逐渐变大

B. 周期表从上到下，元素的电负性逐渐变大

C. 电负性越大，金属性越强

D. 电负性越小，非金属性越强

6. 下列各组元素按电负性大小排列正确的是(　　)

A. F>N>O　　B. O>Cl>F

C. As>P>N　　D. Cl>S>As

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN ——学业达标提能力、练知能

层级一　学业达标练

1. 元素性质呈现周期性变化的根本原因是(　　)

A. 元素的电负性呈周期性变化

B. 元素的第一电离能呈周期性变化

C. 元素原子的核外电子排布呈周期性变化

D. 元素的金属性、非金属性呈周期性变化

2. 下列各组微粒不是按半径逐渐增大的顺序排列的是(　　)

A. Na、K、Rb　　B. F、Cl、Br

C. Mg^{2+}、Al^{3+}、Zn^{2+}　　D. Cl^-、Br^-、I^-

3. 下列各组原子中，第一电离能前者大于后者的是(　　)

A. S 和 P　　B. Mg 和 Al

C. Na 和 Mg　　D. Ne 和 He

4. 元素 A 的各级电离能数据如下表所示：

	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6
I/(kJ/mol)	578	1 817	2 745	11 575	14 830	18 376

则 A 元素的常见价态为(　　)

A. +1　　B. +2

C. +3　　D. +4

5. 下列是几种原子的基态电子排布式，电负性最大的原子是(　　)

A. $1s^22s^22p^4$　　B. $1s^22s^22p^63s^23p^3$

C. $1s^22s^22p^63s^23p^2$　　D. $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$

6. 已知 X、Y 元素同周期，且电负性 X>Y，下列说法错误的是(　　)

A. X 与 Y 形成化合物中 X 可以显负价，Y 显正价

B. 第一电离能可能 Y 小于 X

C. 最高价含氧酸的酸性：X 对应的酸的酸性弱于 Y 对应的

D. 气态氢化物的稳定性：H_mY 小于 H_nX

7. N、O、Al、Si、Cu 是常见的五种元素。

(1)Si 位于元素周期表第_____周期第_____族。

(2)N 的基态原子核外电子排布式为_____；Cu 的基态原子最外层有_____个电子。

(3)原子半径：Al ____ Si；电负性：N ____ O(用“>”或“<”填空)。

8. 按下列要求填空。

(1)(**2019·全国卷Ⅲ**)$NH_4H_2PO_4$ 中，电负性最高的元素是_____。

(2)(**2018·全国卷Ⅲ**)黄铜是人类最早使用的合金之一，主要由 Zn 和 Cu 组成。第一电离能 I_1(Zn)_____ I_1(Cu)(填“大于”或“小于”)。原因是_____。

(3)(**2017·全国卷Ⅲ**)元素 Mn 与 O 中，第一电离能较大的是_____，基态原子核外未成对电子数较多的是_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(4)(**2016·全国卷Ⅰ**)光催化还原CO_2制备CH_4反应中,带状纳米Zn_2GeO_4是该反应的良好催化剂。Zn、Ge、O电负性由大至小的顺序是_____。

(5)(**2016·全国卷Ⅲ**)根据元素周期律,原子半径Ga _____As,第一电离能Ga _____As。(填"大于"或"小于")

层级二 应试提能练

9. 下列关于微观粒子半径的说法正确的是 ( )

A. 电子层数少的元素的原子半径一定小于电子层数多的元素的原子半径

B. 核外电子层结构相同的单核粒子,半径相同

C. 质子数相同的不同单核粒子,电子数越多半径越大

D. 原子序数越大,原子半径越大

10. 下列有关微粒性质的排列顺序中,错误的是 ( )

A. 原子半径:Na>S>O

B. 稳定性:$PH_3<H_2S<H_2O$

C. 离子半径:$Al^{3+}>Mg^{2+}>Na^+$

D. 第一电离能:O<F<Ne

11. 下列有关电离能的说法中,正确的是 ( )

A. 第一电离能越大的原子失电子的能力越强

B. 第一电离能是元素的原子失去核外第一个电子需要的能量

C. 同一周期中,主族元素原子第一电离能从左到右越来越大

D. 可通过一种元素各级电离能的数值,判断元素可能的化合价

12. X和Y是原子序数大于4的短周期元素,X^{m+}和Y^{n-}两种离子的核外电子排布相同,下列说法中,正确的是 ( )

A. X的原子半径比Y小

B. X和Y的核电荷数之差为$m-n$

C. 电负性:X>Y

D. 第一电离能:X<Y

13. 下列各组元素性质的递变情况错误的是 ( )

A. Na、Mg、Al原子最外层电子数依次增多

B. P、S、Cl元素最高正价依次升高

C. N、O、F第一电离能依次增大

D. Na、K、Rb电负性逐渐减小

14. 已知短周期元素的离子$_aA^{2+}$、$_bB^+$、$_cC^{3-}$、$_dD^-$具有相同的电子层结构,则下列叙述正确的是 ( )

A. 原子半径:A>B>C>D

B. 原子序数:$d>c>b>a$

C. 离子半径:$C^{3-}>D^->B^+>A^{2+}$

D. 元素的第一电离能:A>B>D>C

15. 今有A、B、C、D四种元素,已知A元素是地壳中含量最多的元素;B元素为金属元素,它的原子核外K、L层上电子数之和等于M、N层电子数之和;C元素是第3周期第一电离能最小的元素;D元素在第3周期中电负性最大。

(1)试推断A、B、C、D四种元素的符号:A _____、B _____、C _____、D _____。

(2)写出A元素原子的核外电子排布式_____;写出B元素原子核外电子排布的价电子构型_____;用电子排布图表示C原子的核外电子排布情况_____。

(3)比较四种元素的第一电离能和电负性的大小:

第一电离能_____;

电负性_____。

16. 某班学生对$BeCl_2$是离子化合物还是共价化合物进行集体探究,从经验看铍是金属元素,易失去电子,氯元素易得到电子,请回答下列问题。

(1)查表得知,Be的电负性是1.5,Cl的电负性是3.0,则$BeCl_2$应为_____化合物。

(2)工业上制取$BeCl_2$的方法是将得到的$BeCl_2$溶液在HCl气流中蒸干灼烧,防止$BeCl_2$水解,请写出$BeCl_2$水解的化学方程式:_____。

(3)经实验验证,熔融的$BeCl_2$不能导电,说明它是_____化合物;$BeCl_2$能溶于水,水溶液能导电,是因为它在溶液中能电离,写出它的电离方程式_____。

(4)在周期表中,铍元素和铝元素恰好处于对角线位置,根据对角线法则,$BeCl_2$应与_____(填"$MgCl_2$"或"$AlCl_3$")化学性质更相似。

(5)0.1 mol氢氧化铍恰好能和100 mL 0.2 mol·L^{-1}的氢氧化钠溶液发生反应,写出反应的化学方程式_____。

微信公众号 教辅资料站

关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

第二章　分子结构与性质

第一节　共价键

1. 知道共价键的主要类型，了解σ键和π键的形成特点及其本质。
2. 能用键能、键长、键角等说明简单分子的某些性质。

[晨背重点语句]

1. σ键的特征是轴对称，键的强度较大；π键的特征为镜像对称，一般不如σ键牢固，比较容易断裂。
2. 共价单键是σ键；共价双键有一个σ键，一个π键；共价三键由一个σ键和两个π键组成。
3. 键长越短，键能越大，共价键越牢固，含有该共价键的分子越稳定，键角决定分子的立体构型，共价键具有方向性。
4. 原子总数相同，价电子总数相同的等电子体，具有相似的化学键特征和相近的化学性质。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一　共价键

知识梳理

1. 本质：在原子之间形成[1]_____（或[2]_____相互重叠）。

2. 特征：具有[3]_____（决定分子的组成）和[4]_____（决定分子的立体构型）。

3. 成键方式

（1）σ键：电子云呈[5]_____，有s-sσ键、s-pσ键、p-pσ键等，可旋转，较稳定。

（2）π键：电子云呈[6]_____对称，如p-pπ键等，不可旋转，较σ键易断裂。

4. 一般规律：共价单键是σ键；共价双键中有一个σ键，另一个是π键；共价三键由一个σ键和两个π键组成。

对点训练

1. 判断正误（正确的打“√”，错误的打“×”）。

（1）原子轨道在空间都具有方向性。（　　）

（2）σ键是轴对称而π键是镜像对称。（　　）

（3）一般来说，σ键比π键强度大，更稳定。（　　）

（4）N_2分子中σ键与π键的个数比是2∶1。（　　）

2. 关于乙醇分子的说法正确的是（　　）

A. 分子中共含有8个极性键

B. 分子中不含非极性键

C. 分子中只含σ键

D. 分子中含有1个π键

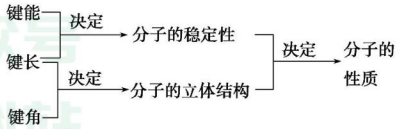
知识点二　键参数——键能、键长与键角

知识梳理

1. 概念和特点

键参数	概念	特点
键能	气态基态原子形成1 mol化学键[7]_____的[8]_____	键能越大，键越[9]_____，越不易[10]_____
键长	形成共价键的两个原子之间的[11]_____	键长越短，键能[12]_____，键越[13]_____
键角	两个共价键之间的夹角	表明共价键有[14]_____，决定了分子的立体结构

2. 对分子性质的影响



微信公众号 教辅资料站

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

对点训练

3. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

(1)键角是描述分子立体结构的重要参数。 ( )

(2)键长的大小与成键原子的半径和成键数目有关。 ( )

(3)键能越大,键长越长,共价化合物越稳定。 ( )

(4)键角的大小与键长、键能的大小无关。 ( )

4. 下列说法正确的是 ( )

A. 键能越大,表示该分子越容易受热分解

B. 共价键都具有方向性

C. 在分子中,两个成键的原子间的距离叫键长

D. H—Cl 键的键能为 431.8 kJ·mol^{-1},H—Br 键的键能为 366 kJ·mol^{-1},这可以说明 HCl 比 HBr 分子稳定

知识点三 等电子原理

知识梳理

1. 等电子原理:15 _____ 相同、16 _____ 相同的分子具有相似的17 _____,它们的许多性质是相近的。

2. 等电子体:满足等电子原理的分子称为等电子体。如 CO 和 N_2 具有相同的原子总数和相同的价电子总数,属于等电子体,它们的许多性质相似。

3. 常见的等电子体

类型	实例
二原子 10 价电子的等电子体	N_2、CO、NO^+、C_2^{2-}、CN^-
三原子 16 价电子的等电子体	CO_2、CS_2、N_2O、NO_2^+、N_3^-、$BeCl_2$(g)
三原子 18 价电子的等电子体	NO_2^-、O_3、SO_2
四原子 24 价电子的等电子体	NO_3^-、CO_3^{2-}、BO_3^{3-}、BF_3、SO_3(g)
五原子 32 价电子的等电子体	SiF_4、CCl_4、BF_4^-、SO_4^{2-}、PO_4^{3-}

对点训练

5. 下列分子或离子之间互为等电子体的是 ( )

A. CS_2 和 NO_2　　B. N_2 和 CO

C. CO_2 和 SO_2　　D. NH_3 和 NH_4^+

6. 已知原子总数和价电子总数相同的离子或分子结构相似,如 SO_3、NO_3^- 都是平面三角形。那么下列分子或离子中与 SO_4^{2-} 有相似结构的是 ( )

A. PCl_5　　B. CCl_4

C. NF_3　　D. N_3^-

[归纳总结]

等电子体的寻找方法

(1)将粒子中的两个原子换成原子序数分别增加 n 和减少 n(n=1,2 等)的原子,如 N_2 与 CO、N_3^- 和 CNO^- 均互为等电子体。

(2)将粒子中一个或几个原子换成原子序数增加(或减少)n 的元素的带 n 个单位电荷的阳离子(或阴离子),如 N_2O 和 N_3^- 互为等电子体。

(3)同主族元素最外层电子数相等,故可将粒子中原子换成同主族元素原子,如 O_3 和 SO_2 互为等电子体。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG_JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一　学业达标练

1. 下列分子中的σ键是由一个原子的s轨道和另一个原子的p轨道以“头碰头”方式重叠构建而成的是　　(　　)

A. H_2　　B. HCl

C. Cl_2　　D. N_2

2. 下列说法中,不正确的是　　(　　)

A. σ键比π键的重叠程度大,形成的共价键强度大

B. 两个原子之间形成共价键时,最多有一个σ键

C. 气体单质中,一定有σ键,可能有π键

D. N_2 分子中有一个σ键、2个π键

3. N—H键键能的含义是　　(　　)

A. 由N和H形成1 mol NH_3 所放出的能量

B. 把1 mol NH_3 中的共价键全部拆开所吸收的能量

C. 拆开约6.02×10^{23}个N—H键所吸收的能量

D. 形成约1个N—H键所放出的能量

4. 已知通常分子中所含的键能越大,分子越稳定。参考下表中化学键的键能数据,判断下列分子中,受热时最不稳定的是　　(　　)

化学键	H—H	H—Cl	H—Br	H—I
键能/(kJ·mol^{-1})	436.0	431.8	366	298.7

A. 氢气　　B. 氯化氢

C. 溴化氢　　D. 碘化氢

5. 下列各组物质化学性质不相似的是　　(　　)

A. HF和H_2O　　B. NH_3 和 PH_3

C. CO和N_2　　D. H_3O^+ 和 NH_3

6. 已知具有相同价电子数和相同原子数的分子或离子具有相同的结构,这一原理称为“等电子原理”。根据等电子原理,下列各组粒子结构不相似的是　　(　　)

A. BCl_3 和 PH_3　　B. NH_4^+ 和 CH_4

C. NO_3^- 和 CO_3^{2-}　　D. CO_2 和 N_2O

7. 在下列分子中:①HF　②Br_2　③H_2O　④N_2　⑤CO_2　⑥H_2　⑦H_2O_2　⑧HCN

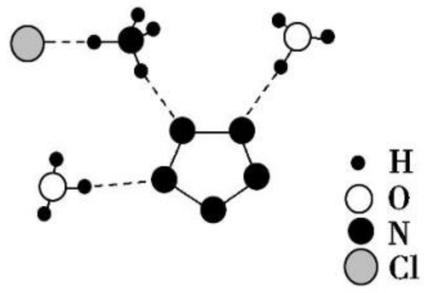
分子中只有σ键的是_____,分子中含有π键的是_____,分子中所有原子都满足最外层8电子结构的是_____,分子中含有由两个原子的s轨道重叠形成σ键的是_____,分子中含有由一个原子的s轨道与另一个原子的p轨道重叠形成的σ键的是_____,分子中含有由一个原子的p轨道与另一个原子的p轨道重叠形成的σ键的是_____。

8. (1)(**2018·全国卷Ⅰ**)$LiAlH_4$ 中存在_____(填标号)。

A. 离子键　　B. σ键

C. π键　　D. 氢键

(2)(**2017·全国卷Ⅱ**)我国科学家最近成功合成了世界上首个五氮阴离子盐$(N_5)_6(H_3O)_3(NH_4)_4Cl$(用R代表)。经X-射线衍射测得化合物R的晶体结构,其局部结构如下图所示。R中阴离子 N_5^- 中的σ键总数为____个。分子中的大π键可用符号 Π_m^n 表示,其中m代表参与形成大π键的原子数,n代表参与形成大π键的电子数(如苯分子中的大π键可表示为 Π_6^6),则 N_5^- 中的大π键应表示为_____。



(3)(**2017·全国卷Ⅲ**)硝酸锰是制备上述反应催化剂的原料,$Mn(NO_3)_2$ 中的化学键除了σ键外,还存在_____。

(4)(**2016·全国卷Ⅰ**)Ge与C是同族元素,C原子之间可以形成双键、三键,但Ge原子之间难以形成双键或三键。从原子结构角度分析,原因是_____。

(5)(**2016·全国卷Ⅱ**)在$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ 中 Ni^{2+} 与 NH_3 之间形成的化学键称为_____,提供孤电子对的成键原子是_____。

层级二　应试提能练

9. 对σ键的认识不正确的是　　(　　)

A. σ键不属于共价键,是另一种化学键

B. s-s σ键与s-p σ键的对称性相同

C. 分子中含有共价键,则至少含有一个σ键

D. 含有π键的化合物与只含σ键的化合物的化学性质不同

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

10. 下列说法正确的是 ( )

A. π 键是由两个 p 电子“头碰头”重叠形成的

B. σ 键是镜像对称，而 π 键是轴对称

C. 乙烷分子中的键全为 σ 键而乙烯分子中含有 σ 键和 π 键

D. H_2 分子中含 σ 键，而 Cl_2 分子中除 σ 键外还含有 π 键

11. 下列说法中正确的是 ( )

A. 双原子分子中化学键键能越大，分子越稳定

B. 双原子分子中化学键键长越长，分子越稳定

C. 双原子分子中化学键键角越大，分子越稳定

D. 在双键中，σ 键的键能要小于 π 键

12. 下列说法中正确的是 ( )

A. 分子的结构是由键角决定的

B. 共价键的键能越大，共价键越牢固，由该键形成的分子越稳定

C. CF_4、CCl_4、CBr_4、CI_4 中 C—X 键的键长、键角均相等

D. H_2O 分子中两个 O—H 键的键角为 180°

13. N_2 的结构可以表示为 :N—N: ，CO 的结构可以表示为 :C—O: ，其中椭圆框表示 π 键，下列说法中不正确的是 ( )

A. N_2 分子与 CO 分子中都含有三键

B. CO 分子与 N_2 分子中的 π 键并不完全相同

C. N_2 与 CO 互为等电子体

D. N_2 与 CO 的化学性质相同

14. $B_3N_3H_6$ 与 C_6H_6 是等电子体，则下列说法不正确的是 ( )

A. $B_3N_3H_6$ 能发生加成反应和取代反应

B. $B_3N_3H_6$ 具有碱性

C. $B_3N_3H_6$ 各原子在同一平面上

D. $B_3N_3H_6$ 不能使酸性高锰酸钾溶液褪色

15. 某些共价键的键能数据如下表(单位：$kJ \cdot mol^{-1}$)：

共价键	H—H	Cl—Cl	Br—Br	H—Cl	H—I	I—I	N≡N	H—O	H—N
键能	436	243	193	432	298	151	946	463	393

(1)把 1 mol Cl_2 分解为气态原子时，需要_____(填“吸收”或“放出”)_____kJ 能量。

(2)由表中所列化学键形成的单质分子中，最稳定的是_____，最不稳定的是_____；形成的化合物分子中最稳定的是_____。

(3)试通过键能数据估算下列反应的反应热：$H_2(g)+Cl_2(g)=\!=\!=2HCl(g)$ $\Delta H=$_____。

16. 氮可以形成多种离子，如 NO_3^-、NH_2^-、N_3^-、NH_4^+、$N_2H_5^+$、$N_2H_6^{2+}$ 等，已知 $N_2H_5^+$ 与 $N_2H_6^{2+}$ 是由中性分子结合质子形成的，类似于 NH_4^+，因此有类似于 NH_4^+ 的性质。

(1)写出 $N_2H_6^{2+}$ 与碱溶液反应的离子方程式_____。

(2)NH_2^- 的电子式为_____。

(3)N_3^- 有_____个电子。

(4)写出与 N_3^- 是等电子体的物质的化学式_____(两种)。

(5)据报道，美国科学家卡尔·克里斯特于 1998 年 11 月合成了一种名为“N_5”的物质，由于其具有极强的爆炸性，又称为“盐粒炸弹”。迄今为止，人们对它的结构尚不清楚，只知道“N_5”实际上是带正电荷的分子碎片，其结构是对称的，5 个 N 排成 V 形。如果 5 个 N 结合后都达到 8 电子结构，且含有 2 个 N≡N，则“N_5”分子碎片所带电荷是_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第二节　分子的立体构型

第 1 课时　价层电子对互斥理论

1. 认识共价分子结构的多样性和复杂性。
2. 能根据价层电子对互斥理论判断简单分子或离子的构型。

[晨背重点语句]

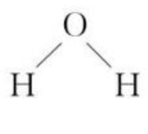
1. 常见分子的立体构型：CO_2 呈直线形，H_2O 呈 V 形，HCHO 呈平面三角形，NH_3 呈三角锥形，CH_4 呈正四面体形。
2. 价层电子对是指中心原子上的电子对，包括 σ 键电子对和中心原子上的孤电子对。中心原子形成几个 σ 键就有几对 σ 键电子对，而中心原子上的孤电子对数可由下式计算：$\frac{1}{2}(a-xb)$，其中 a 表示中心原子的价电子数，x 表示与中心原子结合的原子数，b 表示与中心原子结合的原子最多能接受的电子数。
3. 价层电子对为 2 时，VSEPR 模型为直线形；价层电子对为 3 时，呈平面三角形；价层电子对为 4 时，呈四面体形，由此可推测分子的立体构型。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN ——精梳细理点对点、练基础

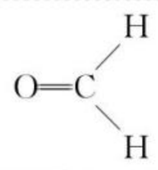
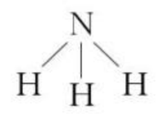
知识点一　形形色色的分子

知识梳理

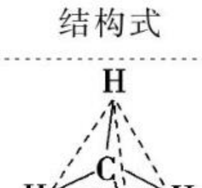
1. 三原子分子的立体构型有[1]_____形和[2]_____形两种。

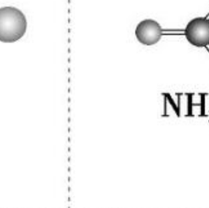
化学式	电子式	结构式	键角	立体构型
CO_2	$\ddot{O}::C::\ddot{O}$	O═C═O	[3]_____	[4]_____
H_2O	$H:\ddot{O}:H$		[5]_____	[6]_____

2. 四原子分子大多数采取[7]_____形和[8]_____形两种立体构型。

化学式	电子式	结构式	键角	立体构型
CH_2O	$H:C::\ddot{O}:$（H 在 C 上）		约[9]_____	[10]_____
NH_3	$H:\ddot{N}:H$（H 在 N 下）		[11]_____	[12]_____

3. 五原子分子的可能立体构型更多，最常见的是[13]_____。

化学式	电子式	结构式	键角	立体构型
CH_4	$H:C:H$（H 在 C 下）		[14]_____	[15]_____

CCl_4	$:\ddot{Cl}:$ 上；$:\ddot{Cl}:C:\ddot{Cl}:$；$:\ddot{Cl}:$ 下		[16]_____	[17]_____

对点训练

1. 下列分子中，所有原子不可能共处在同一平面上的是（　　）

A. C_2H_2　　B. CS_2

C. NH_3　　D. C_6H_6

2. 下列分子的立体结构模型正确的是（　　）

A	B	C	D
CO_2	H_2O	NH_3	CH_4

3. 硫化氢（H_2S）分子中，两个 H—S 键的夹角接近 90°，说明 H_2S 分子的立体构型为_____；二氧化碳（CO_2）分子中，两个 C═O 键的夹角是 180°，说明 CO_2 分子的立体构型为_____；甲烷（CH_4）分子中，任意两个 C—H 键的夹角都是 109°28′，说明 CH_4 分子的立体构型为_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二 价层电子对互斥理论

知识梳理

1. 价层电子对互斥理论(VSEPR)

(1)分子中中心原子的价层电子对[包括成键电子对(bp)和⑱_____(lp)],由于相互排斥作用,尽可能趋于向彼此远离,以使之彼此之间斥力最小,体系能量最低,最稳定。

(2)当中心原子的价电子全部成键时,为使价电子对之间斥力最小,就要求尽可能采用对称结构。如 CO_2 为直线形,SO_3 为正三角形,CH_4 为正四面体形。

(3)当中心原子的价电子部分参与成键时,不同电子对之间的斥力 lp－lp＞lp－bp＞bp－bp,电子对之间的斥力越大,形成共价键的键角越小。

(4)价层电子对互斥(VSEPR)模型去掉孤电子对的位置,即为微粒的立体构型。

2. 价层电子对数的确定方法

价层电子对 → σ 键电子对数 → 每个 σ 键有 1 个电子对

价层电子对 → 中心原子孤电子对数 → $\frac{1}{2}(a-xb)$

(1)a 表示中心原子的价电子数。

对主族元素:a=⑲_____;

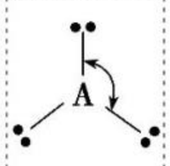
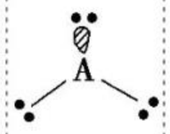
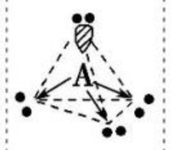
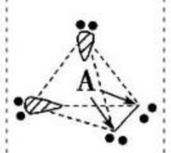
对于阳离子:a=⑳_____－㉑_____;

对于阴离子:a=㉒_____＋㉓_____。

(2)x 表示㉔_____。

(3)b 表示与中心原子结合的原子㉕_____,氢为㉖_____,其他原子=㉗_____。

3. VSEPR 模型与微粒立体构型

σ 键电子对数	孤电子对数	价层电子对数	电子对的排列方式	VSEPR 模型	分子或离子的立体构型	实例
2	0	2	:—A—:	直线形	直线形	$BeCl_2$、CO_2
3	0	3		三角形	平面三角形	BF_3、BCl_3
2	1				V 形	$SnBr_2$、$PbCl_2$
4	0	4		四面体形	正四面体形	CH_4、CCl_4
3	1				三角锥形	NH_3、NF_3
2	2				V 形	H_2O

对点训练

4. 下列分子或离子的中心原子,带有一对孤电子对的是(　　)

A. H_2O　　B. $BeCl_2$

C. CH_4　　D. PCl_3

5. 用价层电子对互斥理论判断 SO_3 分子的立体构型为(　　)

A. 正四面体形　　B. V 形

C. 三角锥形　　D. 平面三角形

6. 下列关于价层电子对互斥模型(VSEPR 模型)的叙述中不正确的是(　　)

A. VSEPR 模型可用来预测分子的立体结构

B. 分子中价电子对相互排斥决定了分子的空间结构

C. 分子中键角越大,价电子对相互排斥力越小,分子越稳定

D. 中心原子上的孤电子对不参与互相排斥

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG_JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一　学业达标练

1. 下列关于 H_2O 的说法不正确的是（　　）

A. 立体构型为直线形

B. 立体构型为 V 形

C. 分子内氧原子有两对未成键电子对

D. 分子内只存在 σ 键

2. 下列分子或离子中，不含有孤电子对的是（　　）

A. H_2O　　B. H_3O^+

C. NH_3　　D. NH_4^+

3. 用 VSEPR 模型预测下列分子或离子的立体结构，其中正确的是（　　）

A. NH_4^+ 为正四面体形　　B. CS_2 为 V 形

C. HCN 为 V 形　　D. PCl_3 为平面三角形

4. 以下分子或离子的结构为正四面体且键与键夹角为 109°28′的是（　　）

①CH_4　②NH_4^+　③CH_3Cl　④P_4　⑤SO_4^{2-}

A. ①②④　　B. ①②③④⑤

C. ①②　　D. ①②⑤

5. 说明 NH_3 分子的立体构型是三角锥形结构，而不是平面正三角形结构的充分理由是（　　）

A. NH_3 分子是极性分子

B. NH_3 分子内 3 个共价键的键角、键长相等

C. NH_3 分子内 3 个共价键的键长相等，3 个键角都等于 107°

D. NH_3 分子内 3 个共价键的键长相等，3 个键角都等于 120°

6. 若 AB_n 的中心原子 A 上没有未用于形成共价键的孤电子对，根据价层电子对互斥理论，下列说法正确的是（　　）

A. 若 $n=2$，则分子的立体构型为 V 形

B. 若 $n=3$，则分子的立体构型为三角锥形

C. 若 $n=4$，则分子的立体构型为正四面体形

D. 以上说法都不正确

7. 有下列分子或离子：①CS_2，②PCl_3，③H_2S，④CH_2O，⑤H_3O^+，⑥NH_4^+，⑦BF_3，⑧SO_2。

粒子的立体构型为直线形的有_____；粒子的立体构型为 V 形的有_____；粒子的立体构型为平面三角形的有_____；粒子的立体构型为三角锥形的有_____；粒子的立体构型为正四面体形的有_____。

8. 试回答下列问题：

(1)利用价层电子对互斥理论推断下列分子或离子的立体构型：

SeO_3 _____；SCl_2 _____；NO_2^+ _____；

NO_2^- _____；HCHO _____；HCN _____。

(2)利用价电子对互斥理论推断键角的大小：

①甲醛中 H—C—H 的键角_____120°（填“＞”“＜”或“＝”，下同）；

②$SnBr_2$ 分子中 Br—Sn—Br 的键角_____120°；

③PCl_3 分子中，Cl—P—Cl 的键角_____109.5°。

层级二　应试提能练

9. 用价层电子对互斥理论预测 H_2S 和 BF_3 的立体结构，两个结论都正确的是（　　）

A. 直线形；三角锥形　　B. V 形；三角锥形

C. 直线形；平面三角形　　D. V 形；平面三角形

10. 下列说法中，正确的是（　　）

A. 由分子构成的物质中一定含有共价键

B. 形成共价键的元素不一定是非金属元素

C. 正四面体结构的分子中的键角一定是 109°28′

D. CO_2 和 SiO_2 都是直线形分子

11. 多核离子所带电荷可以认为是中心原子得到或失去电子导致，根据 VSEPR 模型，下列离子中所有原子都在同一平面的一组是（　　）

A. NO_2^- 和 NH_2^-　　B. H_3O^+ 和 ClO_3^-

C. NO_3^- 和 CH_3^-　　D. PO_4^{3-} 和 SO_4^{2-}

12. 已知在 CH_4 中，C—H 键间的键角为 109°28′，NH_3 中，N—H 键间的键角为 107°，H_2O 中O—H 键间的键角为 105°，则下列说法中正确的是（　　）

A. 孤电子对与成键电子对间的斥力大于成键电子对与成键电子对间的斥力

B. 孤电子对与成键电子对间的斥力小于成键电子对与成键电子对间的斥力

C. 孤电子对与成键电子对间的斥力等于成键电子对与成键电子对间的斥力

D. 题干中的数据不能说明孤电子对与成键电子对间的斥力与成键电子对与成键电子对间的斥力之间的大小关系

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

13. 用价层电子对互斥理论(VSEPR)可以预测许多分子或离子的立体构型,有时也能用来推测键角大小。下列判断正确的是 ( )

A. SO_2、CS_2、HI 都是直线形的分子

B. BF_3 键角为 120°,$SnBr_2$ 键角大于 120°

C. $COCl_2$、BF_3、SO_3 都是平面三角形的分子

D. PCl_3、NH_3、PCl_5 都是三角锥形的分子

14. 下列对应关系不正确的是 ( )

选项	A	B	C	D
中心原子所在族	ⅣA	ⅤA	ⅣA	ⅥA
分子通式	AB_4	AB_3	AB_2	AB_2
立体构型	正四面体形	平面三角形	直线形	V 形

15. (1)(**2019·全国卷Ⅱ**)元素 As 与 N 同族。预测 As 的氢化物分子的立体结构为_____。

(2)(**2018·全国卷Ⅰ**)$LiAlH_4$ 中的阴离子空间构型是_____。

(3)(**2018·全国卷Ⅱ**)根据价层电子对互斥理论,H_2S、SO_2、SO_3 的气态分子中,中心原子价层电子对数不同于其他分子的是_____。

(4)(**2018·全国卷Ⅲ**)《中华本草》等中医典籍中,记载了炉甘石($ZnCO_3$)入药,可用于治疗皮肤炎症或表面创伤。$ZnCO_3$ 中,阴离子空间构型为_____。

(5)(**2017·全国卷Ⅰ**)X-射线衍射测定等发现,I_3AsF_6 中存在 I_3^+ 离子。I_3^+ 离子的几何构型为_____。

(6)(**2016·全国卷Ⅱ**)$[Ni(NH_3)_6]SO_4$ 中阴离子的立体构型是_____。

16. 20 世纪 50 年代科学家提出价层电子对互斥模型(简称 VSEPR 模型),用于预测简单分子的立体结构。其要点可以概括为:

Ⅰ. 用 AX_nE_m 表示只含一个中心原子的分子组成,A 为中心原子,X 为与中心原子相结合的原子,E 为中心原子最外层未参与成键的电子对(称为孤电子对),$(n+m)$称为价层电子对数。分子中的价层电子对总是互相排斥,均匀地分布在中心原子周围的空间。

Ⅱ. 分子的立体构型是指分子中的原子在空间的排布,不包括中心原子未成键的孤电子对。

Ⅲ. 分子中价层电子对之间的斥力的主要顺序为:

ⅰ. 孤电子对之间的斥力>孤电子对与共用电子对之间的斥力>共用电子对之间的斥力;

ⅱ. 双键与双键之间的斥力>双键与单键之间的斥力>单键与单键之间的斥力;

ⅲ. X 原子得电子能力越弱,A—X 形成的共用电子对之间的斥力越强;

ⅳ. 其他。

请仔细阅读上述材料,回答下列问题:

(1)画出 AX_nE_m 的 VSEPR 理想模型,请填写下表:

$n+m$	2	
VSEPR 理想模型		正四面体形
价层电子对之间的理想键角		109°28′

(2)请用 VSEPR 模型解释 CO_2 为直线形分子的原因

_____。

(3)H_2O 分子的立体构型为_____,请你预测水分子中∠H—O—H 的大小范围并解释原因_____

_____。

(4)SO_2Cl_2 和 SO_2F_2 都属于 AX_4E_0 型分子,S═O 之间以双键结合,S—Cl、S—F 之间以单键结合。请你预测 SO_2Cl_2 和 SO_2F_2 分子的立体构型:_____。SO_2Cl_2 分子中∠Cl—S—Cl _____(填“<”“>”或“=”)SO_2F_2 分子中∠F—S—F。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第 2 课时　杂化轨道理论简介　配合物理论简介

1. 了解杂化轨道理论及常见的杂化轨道类型(sp,sp^2,sp^3),并能根据杂化轨道理论判断简单分子或者离子的构型。
2. 能说明简单配合物的成键情况。

[晨背重点语句]

1. 杂化轨道理论是为了解释分子的立体构型提出的一种价键理论。常见的杂化类型有 sp 杂化、sp^2 杂化、sp^3 杂化。
2. 价层电子对数为 2、3、4 时,中心原子分别是 sp、sp^2、sp^3 杂化。
3. sp 杂化得到夹角为 180°的直线形杂化轨道,sp^2 杂化得到三个夹角为 120°的平面三角形杂化轨道,sp^3 杂化得到 4 个夹角为 109°28′的四面体形杂化轨道。
4. 由一个原子单方面提供孤电子对而另一个原子接受孤电子对形成的共价键为配位键,金属离子或原子与某些分子或离子,通过配位键形成配位化合物。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一　杂化轨道理论简介

知识梳理

1. 轨道的杂化与杂化轨道

(1)概念

①轨道的杂化:原子内部[1]_____的原子轨道重新组合形成与原轨道数[2]_____的一组新轨道的过程。

②杂化轨道:杂化后形成的新的能量相同的一组原子轨道。

(2)杂化轨道类型

杂化类型	sp	sp^2	sp^3
参与杂化的原子轨道及数目	1 个 s 轨道和 1 个 p 轨道	1 个 s 轨道和 2 个 p 轨道	1 个 s 轨道和 3 个 p 轨道
杂化轨道的数目	[3]_____	[4]_____	[5]_____

2. 杂化轨道类型与分子立体构型的关系

杂化类型	sp	sp^2	sp^3
杂化轨道间的夹角	[6]_____	[7]_____	[8]_____
立体构型名称	[9]_____	[10]_____	[11]_____
实例	[12]_____	[13]_____	[14]_____

对点训练

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

(1)sp^3 杂化轨道是由任意的 1 个 s 轨道和 3 个 p 轨道混合形成的 4 个 sp^3 杂化轨道。(　　)

(2)中心原子采取 sp^3 杂化的分子,其立体构型可能是四面体形、三角锥形或 V 形。(　　)

(3)PCl_3 分子呈三角锥形,这是磷原子采取 sp^2 杂化的结果。(　　)

(4)同一原子中能量相近的原子轨道参与杂化。(　　)

(5)杂化轨道能量集中,有利于牢固成键。(　　)

2. 根据价层电子对互斥理论及原子的轨道杂化理论判断 NF_3 分子的立体构型和中心原子的杂化方式为(　　)

A. 直线形　sp 杂化　　B. 三角形　sp^2 杂化

C. 三角锥形　sp^2 杂化　　D. 三角锥形　sp^3 杂化

3. 下列分子中,中心原子的杂化轨道类型相同的是(　　)

A. CO_2 与 SO_2　　B. CH_4 与 NH_3

C. $BeCl_2$ 与 BF_3　　D. C_2H_4 与 C_2H_2

[易错提醒]

(1)在形成多原子分子时,中心原子价电子层上的某些能量相近的原子轨道(ns,np)发生杂化,双原子分子中,不存在杂化过程。

(2)杂化过程中,原子轨道总数不变,即杂化轨道的数目与参与杂化的原子轨道数目相等。

(3)杂化过程中,轨道的形状发生变化,但杂化轨道的形状相同,能量相等。

(4)杂化轨道只用于形成 σ 键或用来容纳未参与成键的孤电子对,且杂化轨道之间要满足最小排斥原理。

(5)当杂化轨道中有未参与成键的孤电子对时,由于孤电子对参与互相排斥,会使分子的构型与杂化轨道的形状有所区别。如水分子中氧原子的 sp^3 杂化轨道有 2 个是由孤电子对占据的,其分子不呈正四面体构型,而呈 V 形。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二 配合物理论简介

知识梳理

1. 配位键：由一个原子单方面提供⑮_____，而另一个原子提供⑯_____接受⑰_____形成的共价键，即“电子对给予—接受键”，是一类特殊的共价键。

2. 配位化合物

(1)概念：⑱_____与某些分子或离子(称为⑲_____)以⑳_____结合形成的化合物，简称配合物。

(2)形成条件：①配体有孤电子对；②中心原子有空轨道。

对点训练

4. 判断正误(正确的打“√”，错误的打“×”)。

(1)形成配位键的条件是一方有空轨道，一方有孤电子对。 (　　)

(2)配位键是一种特殊的共价键。 (　　)

(3)配位化合物中的配体可以是分子也可以是阴离子。 (　　)

(4)共价键的形成条件是成键原子必须有未成对电子。 (　　)

5. 下列关于配位化合物的叙述中，不正确的是 (　　)

A. 配位化合物中必定存在配位键

B. 配位化合物中只有配位键

C. $[Fe(SCN)_6]^{3-}$ 中的 Fe^{3+} 提供空轨道，SCN^- 中的硫原子提供孤电子对形成配位键

D. 许多过渡元素的离子(如 Cu^{2+}、Ag^+ 等)和某些主族元素的离子或分子(如 NH_3 等)都能形成配合物

6. 下列过程与配合物的形成无关的是 (　　)

A. 除去 Fe 粉中的 SiO_2 可用强碱溶液

B. 向一定量的 $AgNO_3$ 溶液中加入氨水至沉淀消失

C. 向 $FeCl_3$ 溶液中加入 KSCN 溶液

D. 向一定量的 $CuSO_4$ 溶液中加入氨水至沉淀消失

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 以下关于杂化轨道的说法中，错误的是 (　　)

A. ⅠA 族元素成键时不可能有杂化轨道

B. 杂化轨道既可能形成 σ 键，也可能形成 π 键

C. 孤电子对有可能参加杂化

D. s 轨道和 p 轨道杂化不可能有 sp^4 出现

2. 下列对 sp^3、sp^2、sp 杂化轨道的夹角的比较，得出结论正确的是 (　　)

A. sp 杂化轨道的夹角最大

B. sp^2 杂化轨道的夹角最大

C. sp^3 杂化轨道的夹角最大

D. sp^3、sp^2、sp 杂化轨道的夹角相等

3. 次氯酸具有很强的氧化性，下列有关说法正确的是 (　　)

A. 该分子的电子式是 H∶O∶Cl

B. 氧原子与 H、Cl 都形成 π 键

C. 氧原子发生 sp 杂化

D. 该分子为 V 形分子

4. 下列微粒中含配位键的是 (　　)

①$N_2H_5^+$　②CH_4　③OH^-　④NH_4^+　⑤$Fe(CO)_3$

⑥$Fe(SCN)_3$　⑦H_3O^+　⑧$Ag(NH_3)_2OH$

A. ①②④⑦⑧　　B. ③④⑤⑥⑦

C. ①④⑤⑥⑦⑧　　D. 全部

5. 向下列配合物的水溶液中加入 $AgNO_3$ 溶液不能生成 AgCl 沉淀的是 (　　)

A. $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$　　B. $[Co(NH_3)_3Cl_3]$

C. $[Co(NH_3)_6]Cl_3$　　D. $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$

6. 下列组合中，中心离子的电荷数和配位数均相同的是(　　)

①$K[Ag(CN)_2]$、$[Cu(NH_3)_4]SO_4$　②$[Ni(NH_3)_4]Cl_2$、$[Cu(NH_3)_4]SO_4$　③$[Ag(NH_3)_2]Cl$、$K[Ag(CN)_2]$　④$[Ni(NH_3)_4]Cl_2$、$[Ag(NH_3)_2]Cl$

A. ①②　　B. ②③

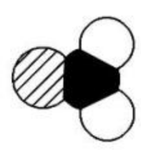
C. ③④　　D. ①④

7. 碳及其化合物广泛存在于自然界中。回答下列问题：

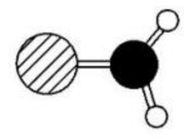
(1)碳在形成化合物时，其键型以共价键为主，原因是_____。

(2)CS_2 分子中，共价键的类型有_____，C 原子的杂化轨道类型是_____，写出两个与 CS_2 具有相同立体构型和键合形式的分子或离子_____。

8. 下图是甲醛分子的模型。根据该图和所学化学键知识回答下列问题：



甲醛分子的比例模型



甲醛分子的球棍模型

(1)甲醛分子中碳原子的杂化方式是_____，作出该判断的主要理由是_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(2)下列是对甲醛分子中碳氧键的判断,其中正确的是_____(填序号)。

①单键　②双键　③σ键　④π键　⑤σ键和π键

(3)甲醛分子中C—H键与C—H键间的夹角_____(填"="">"或"<")120°,出现该现象的主要原因是_____。

层级二　应试提能练

9. 下列描述中正确的是　(　)

A. CS_2 的分子为V形

B. ClO_3^- 的立体构型为平面三角形

C. SF_6 中有6对完全相同的成键电子对

D. BF_3 和 SO_3^{2-} 的中心原子均为 sp^2 杂化

10. 在 $CH_3—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—CH_3$ 中,中间的碳原子和两边的碳原子分别采用的杂化方式是　(　)

A. sp^2、sp^2　　B. sp^3、sp^3

C. sp^2、sp^3　　D. sp^1、sp^3

11. 氨气分子的立体构型是三角锥形,而甲烷是正四面体形,这是因为　(　)

A. 两种分子的中心原子的杂化轨道类型不同,NH_3 为 sp^2 杂化,而 CH_4 是 sp^3 杂化

B. NH_3 分子中氮原子形成3个杂化轨道,CH_4 分子中碳原子形成4个杂化轨道

C. NH_3 分子中有一对未成键的孤电子对,它对成键电子的排斥作用较强

D. 氨气分子是四原子化合物,甲烷为五原子化合物

12. 具有6个配体的 Co^{3+} 的配合物 $CoCl_m \cdot nNH_3$,若1 mol配合物与 $AgNO_3$ 作用生成1 mol AgCl沉淀,则 m、n 的值是　(　)

A. $m=1$,$n=5$　　B. $m=3$,$n=4$

C. $m=5$,$n=1$　　D. $m=4$,$n=5$

13. 在乙烯分子中有5个σ键、1个π键,它们分别是(　)

A. sp^2 杂化轨道形成σ键,未杂化的2p轨道形成π键

B. sp^2 杂化轨道形成π键,未杂化的2p轨道形成σ键

C. C—H之间是 sp^2 形成的σ键,C—C之间是未参加杂化的2p轨道形成的σ键

D. C—C之间是 sp^2 形成的σ键,C—H之间是未参加杂化的2p轨道形成的π键

14. 向盛有硫酸铜水溶液的试管里加入氨水,首先形成难溶物,继续添加氨水,难溶物溶解得到深蓝色的透明溶液。下列对此现象说法正确的是　(　)

A. 反应后溶液中不存在任何沉淀,所以反应前后 Cu^{2+} 的浓度不变

B. 沉淀溶解后,将生成深蓝色的配合离子 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$

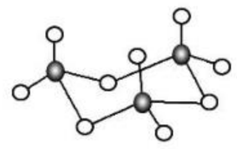
C. 向反应后的溶液加入乙醇,溶液将会没有任何变化,因为 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 不会与乙醇发生反应

D. 在 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 离子中,Cu^{2+} 给出孤电子对,NH_3 提供空轨道

15. (1)(**2019·全国卷Ⅰ**)乙二胺($H_2NCH_2CH_2NH_2$)是一种有机化合物,分子中氮、碳的杂化类型分别是_____、_____。

(2)(**2018·全国卷Ⅰ**)$LiAlH_4$ 中阴离子中心原子的杂化形式为_____。

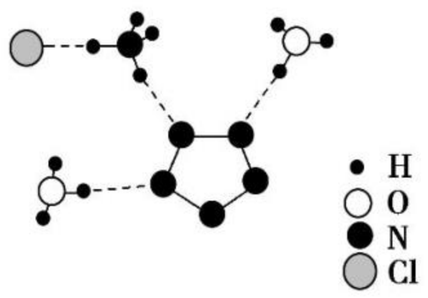
(3)(**2018·全国卷Ⅱ**)气态三氧化硫以单分子形式存在,其分子的立体构型为_____形,其中共价键的类型有_____种;固体三氧化硫中存在如图所示的三聚分子,该分子中S原子的杂化轨道类型为_____。



(4)(**2018·全国卷Ⅲ**)$ZnCO_3$ 阴离子中,C原子的杂化形式为_____。

(5)(**2017·全国卷Ⅰ**)X射线衍射测定等发现,I_3AsF_6 中存在 I_3^+ 离子。I_3^+ 离子中心原子的杂化形式为_____。

(6)(**2017·全国卷Ⅱ**)我国科学家最近成功合成了世界上首个五氮阴离子盐 $(N_5)_6(H_3O)_3(NH_4)_4Cl$(用R代表)。经X射线衍射测得化合物R的晶体结构,其局部结构如图所示。从结构角度分析,R中两种阳离子的相同之处为_____,不同之处为_____。(填标号)



A. 中心原子的杂化轨道类型

B. 中心原子的价层电子对数

C. 立体结构

D. 共价键类型

(7)(**2017·全国卷Ⅲ**)CO_2 和 CH_3OH 分子中C原子的杂化形式分别为_____和_____。

16. (1)在 BF_3 分子中,F—B—F的键角是_____,硼原子的杂化轨道类型为_____,BF_3 和过量NaF作用可生成 $NaBF_4$,BF_4^- 的立体构型为_____。

(2)肼(N_2H_4)分子可视为 NH_3 分子中的一个氢原子被 $—NH_2$(氨基)取代形成的另一种氮的氢化物。NH_3 分子的立体构型是_____;N_2H_4 分子中氮原子轨道的杂化类型是_____。

(3)H^+ 可与 H_2O 形成 H_3O^+,H_3O^+ 中氧原子采用_____杂化。H_3O^+ 中H—O—H键角比 H_2O 中H—O—H键角大,原因为_____。

(4)SO_4^{2-} 的立体构型是_____,其中硫原子的杂化轨道类型是_____。

关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

第三节 分子的性质

1. 结合实例说明化学键和分子间作用力的区别。
2. 列举含有氢键的物质，知道氢键的存在对物质性质的影响。
3. 了解“手性分子”在生命科学等方面的应用。
4. 举例说明分子间作用力对物质的状态等方面的影响。

[晨背重点语句]

1. 极性分子中一定有极性键，含极性键的分子不一定是极性分子。非极性分子中可能有极性键，也可能含有非极性键。
2. 分子的相对分子质量越大，范德华力越大，其熔、沸点越高。
3. 分子之间存在氢键，使物质的熔、沸点升高。
4. 非极性溶质一般能溶于非极性溶剂，极性溶质一般能溶于极性溶剂；溶质和溶剂之间形成氢键，可增大其溶解度。
5. 无机含氧酸的通式 $(HO)_mRO_n$，若成酸元素 R 相同，n 值越大，酸性越强。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一 键的极性和分子的极性

知识梳理

1. 键的极性

共价键
- 极性键：由不同原子形成，电子对 [1] _____
- 非极性键：由相同原子形成，电子对 [2] _____

2. 分子的极性

分子
- 极性分子：正电中心和负电中心 [3] _____
- 非极性分子：正电中心和负电中心 [4] _____

3. 键的极性和分子的极性的关系

极性键 —空间结构不对称→ 极性分子
- 双原子分子，如 HCl、NO、HBr 等
- V 形分子，如 H_2O、H_2S、SO_2 等
- 三角锥形分子，如 NH_3、PH_3 等
- 非正四面体形分子，如 $CHCl_3$、CH_2Cl_2、CH_3Cl 等

极性键 —空间结构对称→ 非极性分子
- 单质分子，如 Cl_2、N_2、P_4、I_2 等
- 直线形分子，如 CO_2、CS_2、C_2H_2 等
- 平面三角形分子，如 BF_3、BCl_3 等
- 正四面体形分子，如 CH_4、CCl_4、CF_4 等

对点训练

1. 判断正误（正确的打“√”，错误的打“×”）。
   (1)极性分子中不可能含有非极性键。 ( )
   (2)离子化合物中不可能含有非极性键。 ( )
   (3)非极性分子中不可能含有极性键。 ( )
   (4)极性分子中一定含有极性键。 ( )
   (5)H_2O、CO_2、CH_4 都是非极性分子。 ( )

2. 下列叙述中正确的是 ( )
   A. 以非极性键结合起来的双原子分子一定是非极性分子
   B. 以极性键结合起来的分子一定是极性分子
   C. 非极性分子只能是双原子单质分子
   D. 非极性分子中，一定含有非极性共价键

3. 下列各组物质中，都是由极性键构成极性分子的一组是 ( )
   A. CH_4 和 Br_2　　B. NH_3 和 H_2O
   C. H_2S 和 CCl_4　　D. CO_2 和 HCl

[归纳总结]

分子极性的判断方法

1. 化合价法判断
   AB_n 型分子中，若中心原子 A 的化合价的绝对值等于该元素所在的主族序数，则为非极性分子，否则为极性分子。
2. 根据键的极性、分子立体构型判断

类型	实例	键的极性	立体构型	分子极性
X_2	H_2、N_2	非极性键	直线形	非极性分子
XY	HCl、NO	极性键	直线形	极性分子
XY_2 (X_2Y)	CO_2、CS_2	极性键	直线形	非极性分子
	SO_2	极性键	V 形	极性分子
	H_2O、H_2S	极性键	V 形	极性分子
XY_3	BF_3	极性键	平面正三角形	非极性分子
	NH_3	极性键	三角锥形	极性分子
XY_4	CH_4、CCl_4	极性键	正四面体形	非极性分子

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二　分子间作用力及其对物质性质的影响

知识梳理

1. 范德华力与物质性质

实质	范德华力的实质是电性作用，无[5]_____和[6]_____
影响因素	①一般来说，组成和结构相似的物质，随着[7]_____的增大，范德华力逐渐增强；②相对分子质量相近的分子，分子的极性越大，范德华力[8]_____
范德华力与物质性质	主要影响物质的熔、沸点，硬度等物理性质。范德华力越强，物质的熔、沸点越高，硬度越大

2. 氢键与物质性质

形成	由已经与[9]_____的原子形成共价键的[10]_____与另一个电负性很强的原子之间形成的作用力
表示方法	A—H…B ①A、B为电负性很强的原子，一般为N、O、F三种元素的原子。 ②A、B可以相同，也可以不同
特征	具有一定的[11]_____性和[12]_____性
分类	[13]_____氢键和[14]_____氢键
物质性质	分子间氢键使物质的熔、沸点[15]_____，对电离和溶解度等产生影响

对点训练

4. 下列关于范德华力的叙述中，正确的是（　　）
   A. 范德华力的实质是一种静电作用，所以范德华力是一种特殊的化学键
   B. 范德华力与化学键的区别之一是作用力的强弱
   C. 任何分子间在任意情况下都会产生范德华力
   D. 范德华力非常微弱，故破坏范德华力不需要消耗能量

5. 下列说法正确的是（　　）
   A. 氢键是一种化学键
   B. 氢键使物质具有较高的熔、沸点
   C. 能与水分子形成氢键的物质易溶于水
   D. 水结成冰，体积膨胀与氢键无关

6. 下列叙述正确的是（　　）
   A. F_2、Cl_2、Br_2、I_2单质的熔点依次升高，与分子间作用力大小有关
   B. H_2S的相对分子质量比H_2O的大，其沸点比水的高
   C. 稀有气体的化学性质比较稳定，是因为其键能很大
   D. 干冰汽化时破坏了共价键

知识点三　物质的溶解性、手性和无机含氧酸的酸性

知识梳理

1. 溶解性——相似相溶规律

非极性溶质一般能溶于[16]_____溶剂，极性溶质一般能溶于[17]_____溶剂。如蔗糖和氨[18]_____溶于水，[19]_____溶于四氯化碳。萘和碘[20]_____溶于四氯化碳，[21]_____溶于水。

2. 手性

(1)手性异构体：具有完全相同的[22]_____和[23]_____的一对分子，如同左手和右手一样互为[24]_____，却在三维空间里不能[25]_____，互称手性异构体。

(2)手性分子：有[26]_____的分子。

(3)手性碳原子：连接四个互不相同的原子或基团的碳原子称为手性碳原子。用$^*C$来标记。具有手性的有机物，是因为其含有手性碳原子。

3. 无机含氧酸的酸性

(1)对于同一种元素的含氧酸来说，该元素的化合价越高，其含氧酸的酸性[27]_____。如酸性：HClO[28]_____$HClO_2$[29]_____$HClO_3$[30]_____$HClO_4$（填“>”或“<”）。

(2)含氧酸的通式可写成$(HO)_mRO_n$，若成酸元素R相同，则n值越大，酸性[31]_____。如酸性：H_2SO_4[32]_____（填“>”或“<”）H_2SO_3。

对点训练

7. 根据“相似相溶”规律，你认为下列物质在水中溶解度较大的是（　　）
   A. 乙烯　　B. 二氧化碳
   C. 氨气　　D. 氢气

8. 下列分子为手性分子的是（　　）
   A. CH_2Cl_2
   B. $CH_3-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-COOH$
   C. $H-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-Cl$
   D. $CH_3CH_2COOCH_2CH_3$

9. 下列无机含氧酸分子中，酸性最强的是（　　）
   A. HNO_2　　B. H_2SO_3
   C. $HClO_3$　　D. $HClO_4$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 下列物质的分子中，都属于含极性键的非极性分子的是（ ）

A. CO_2、H_2S　　B. C_2H_4、CH_4

C. Cl_2、C_2H_2　　D. NH_3、HCl

2. 常温下三氯化氮(NCl_3)是一种淡黄色液体，其分子结构呈三角锥形。以下关于三氯化氮的说法中正确的是（ ）

A. 分子中 N—Cl 键是非极性键

B. 分子中不存在孤电子对

C. NCl_3 分子是极性分子

D. 因 N—Cl 键的键能大，它的沸点高

3. 关于氢键，下列说法正确的是（ ）

A. 氢键比分子间作用力强，所以它属于化学键

B. 冰中存在氢键，水中不存在氢键

C. 分子间形成的氢键使物质的熔点和沸点升高

D. H_2O 是一种非常稳定的化合物，这是由于氢键所致

4. 下列叙述与范德华力无关的是（ ）

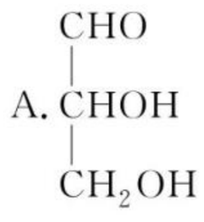
A. 气体物质加压或降温时能凝结或凝固

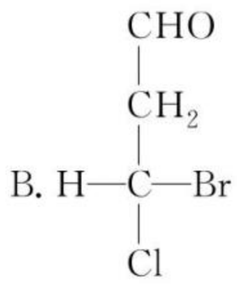
B. 通常状况下氯化氢为气体

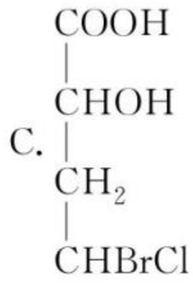
C. 氟、氯、溴、碘单质的熔、沸点依次升高

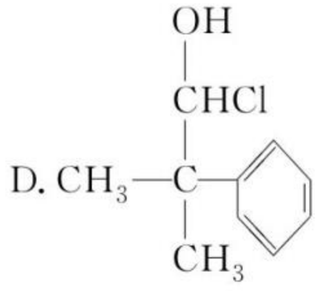
D. 氟、氯、溴、碘的气态氢化物的稳定性越来越弱

5. 当一个碳原子连接四个不同原子或原子团时，该碳原子叫“手性碳原子”。下列化合物中含有 2 个手性碳原子的是（ ）

A.


B.


C.


D.


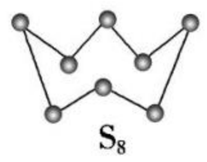
6. 已知含氧酸可用通式$(HO)_nXO_m$来表示，如 X 是 S，则 $m=2$，$n=2$，这个式子就表示 H_2SO_4。一般而言，该式中 m 大的是强酸，m 小的是弱酸。下列各含氧酸中酸性最强的是（ ）

A. $HClO_4$　　B. H_2SeO_3

C. H_3BO_3　　D. H_3PO_4

7. (1)(**2019·全国卷Ⅱ**)元素 As 与 N 同族。预测 As 的氢化物的沸点比 NH_3 的_____(填“高”或“低”)，其判断理由是_____。

(2)(**2018·全国卷Ⅱ**)S_8 的结构如图，其熔点和沸点要比二氧化硫的熔点和沸点高很多，主要原因为_____。


S_8

(3)(**2017·全国卷Ⅲ**)研究发现，CO_2 低压合成甲醇的反应为：$CO_2+3H_2 \xlongequal{} CH_3OH+H_2O$，反应所涉及的 4 种物质中，沸点从高到低的顺序为_____，原因是_____。

(4)(**2016·全国卷Ⅱ**)氨的沸点_____(填“高于”或“低于”)膦(PH_3)，原因是_____。

8. 数十亿年来，地球上的物质不断变化，大气的成分也发生了很大的变化。下表是原始大气和目前空气的主要成分：

空气的成分	N_2、O_2、CO_2、水蒸气及稀有气体(如 He、Ne 等)
原始大气的主要成分	CH_4、NH_3、CO、CO_2 等

用上表所涉及的分子填写下列空白：

(1)含有 10 个电子的分子有_____(填化学式，下同)；

(2)由极性键构成的非极性分子有_____；

(3)与 H^+ 可直接形成配位键的分子有_____；

(4)沸点最高的物质是_____，用所学的知识解释其沸点最高的原因_____；

(5)分子中不含孤电子对的分子(稀有气体除外)有_____，它的立体构型为_____；

(6)CO 的结构可表示为 $O \xrightarrow{} C$，与 CO 结构最相似的分子是_____，这两种结构相似的分子的极性_____(填“相同”或“不相同”)，CO 分子中有一个键的形成与另外两个键不同，它叫_____。

层级二 应试提能练

9. 下列化合物中，化学键的极性和分子的极性(极性或非极性)皆相同的是（ ）

A. CO_2 和 SO_2　　B. CH_4 和 H_2O

C. BF_3 和 NH_3　　D. HCl 和 HI

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

10. 下列物质变化，只与范德华力有关的是　　（　　）

A. 碘溶于四氯化碳　　B. 乙酸汽化

C. 乙醇与丙酮混溶　　D. $HCON(CH_3)_2$ 溶于水

11. 下列事实与氢键无关的是　　（　　）

A. 水和乙醇可以以任意比例互溶

B. 氨容易液化

C. 液态氟化氢的化学式有时写成$(HF)_n$的形式

D. 甲烷难溶于水而易溶于四氯化碳

12. 关于CS_2、SO_2、NH_3三种物质的说法中正确的是　　（　　）

A. CS_2在水中的溶解度很小，是由于其属于极性分子

B. SO_2和NH_3均易溶于水，原因之一是它们都是极性分子

C. CS_2为非极性分子，所以在三种物质中熔、沸点最低

D. NH_3在水中溶解度很大只是由于NH_3分子有极性

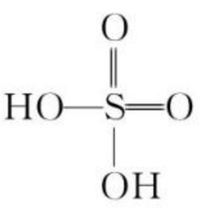
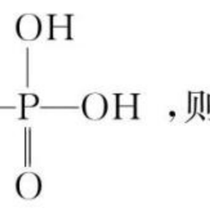
13. 碘单质在水中的溶解度很小，但在CCl_4中的溶解度很大，这是因为　　（　　）

A. CCl_4与I_2相对分子质量相差较小，而H_2O与I_2相对分子质量相差较大

B. CCl_4与I_2都是直线形分子，而H_2O不是直线形分子

C. CCl_4和I_2都不含氢元素，而H_2O中含有氢元素

D. CCl_4和I_2都是非极性分子，而H_2O是极性分子

14. 无机含氧酸的化学式可以用$XO_n(OH)_m$来表示（X代表成酸元素，n代表XO基中的氧原子数，m代表OH数），则n值越大，m值越小，该酸的酸性就越强。硫酸、磷酸的结构为  ， ，则它们的酸性　　（　　）

A. 硫酸和磷酸都是强酸

B. 硫酸是强酸，但是酸性比磷酸弱

C. 硫酸是强酸，且酸性比磷酸强

D. 磷酸和硫酸都是弱酸

15. 短周期的5种非金属元素，其中A、B、C的特征电子排布可表示为：A：as^a，B：bs^bbp^b，C：cs^ccp^{2c}；A与B在不同周期，D与B同主族，E在C的下一周期，且是同周期元素中电负性最大的元素。回答下列问题：

（1）由A、B、C、E四种元素中的两种元素可形成多种分子，下列分子：①BC_2　②BA_4　③A_2C_2　④BE_4，其中属于极性分子的是_____（填序号）。

（2）C的氢化物比下一周期同族元素的氢化物沸点还要高，其原因是_____

_____。

（3）B、C两元素都能和A元素组成两种常见的溶剂，其化学式分别为_____、_____。DE_4在前者中的溶解性_____（填“大于”或“小于”）在后者中的溶解性。

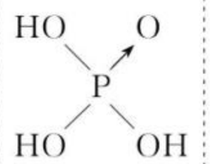
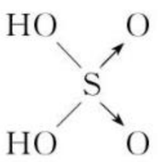
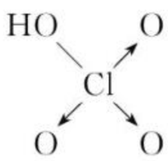
（4）BA_4、BE_4和DE_4的沸点从高到低的顺序为_____

_____（填化学式）。

（5）A、C、E三种元素可形成多种含氧酸，如AEC、AEC_2、AEC_3、AEC_4等，以上列举的四种酸其酸性由强到弱的顺序为：_____（填化学式）。

16. 判断含氧酸酸性强弱的一条经验规律：含氧酸分子结构中含非羟基氧原子数越多，该含氧酸的酸性越强。如下表所示。

含氧酸酸性强弱与非羟基氧原子数的关系：

含氧酸	次氯酸	磷酸	硫酸	高氯酸
结构	Cl—OH			
非羟基氧原子数	0	1	2	3
酸性	弱酸	中强酸	强酸	最强酸

（1）亚磷酸H_3PO_3和亚砷酸H_3AsO_3分子式相似，但它们的酸性差别很大，H_3PO_3是中强酸，H_3AsO_3既有弱酸性又有弱碱性。由此可推出它们的结构分别为：

①_____，②_____。

（2）H_3PO_3和H_3AsO_3与过量的NaOH溶液反应的化学方程式分别是：

①_____，

②_____。

（3）在H_3PO_3和H_3AsO_3中分别加入浓盐酸，分析反应情况_____

_____，写出化学方程式：_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第三章　晶体结构与性质

第一节　晶体的常识

1. 了解晶体的初步知识，知道晶体与非晶体的本质差异。
2. 学会识别晶体与非晶体的结构示意图。
3. 掌握晶胞的定义以及晶胞中原子个数的计算方法。

[晨背重点语句]

1. 晶体具有自范性、各向异性和固定的熔点。
2. 习惯采用的晶胞都是平行六面体，相邻晶胞之间没有空隙，所有晶胞平行排列，取向相同。
3. 立方晶胞顶点上的粒子为 8 个晶胞共有，棱上的粒子为 4 个晶胞共有，面上的粒子为 2 个晶胞共有。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一　晶体与非晶体

知识梳理

		晶体	非晶体
结构特征(本质区别)		[1] _____ _____	[2] _____ _____
性质特征	自范性	[3] _____	[4] _____
	熔、沸点	[5] _____	[6] _____
	某些物理性质	[7] _____	[8] _____
二者区别方法	间接方法	[9] _____	
	科学方法	[10] _____	

对点训练

1. 下列叙述中，不正确的是　(　　)

A. 晶体有固定的熔点

B. 具有规则几何外形的固体不一定是晶体

C. 晶体与非晶体的根本区别在于是否具有规则的几何外形

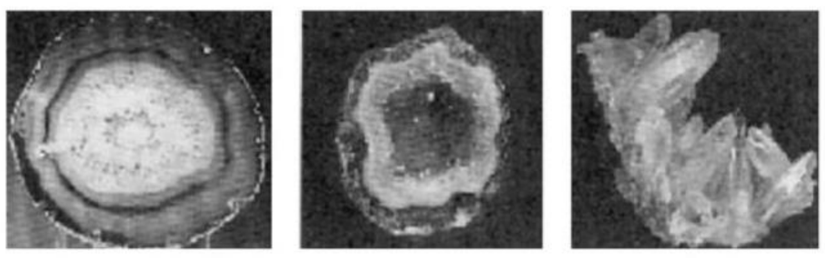
D. 具有各向异性的固体一定是晶体

2. 下列物质中不属于晶体的是　(　　)

A. 玻璃　　B. 食盐

C. 碳酸钠固体　　D. 硫磺

3. 下图是天然水晶球里的玛瑙和水晶，两者的根本区别在于　(　　)



A. 外形不一样，构成两者的原子不同

B. 构成玛瑙的基本粒子无规则排列，构成水晶的基本粒子按一定的规律周期性重复排列

C. 水晶有固定的熔、沸点，而玛瑙无固定熔、沸点

D. 水晶可用于能量转换，玛瑙可用于装饰品

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二　晶　胞

知识梳理

1. 晶胞的结构

(1)晶胞一般都是⑪_____体，晶体是由无数晶胞“⑫_____”而成。

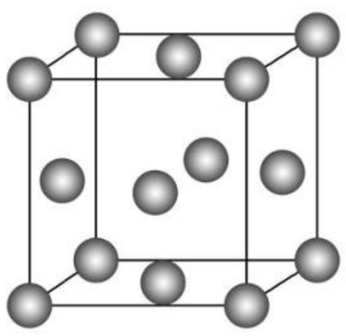
①“无隙”：相邻晶胞之间无任何⑬_____。

②“并置”：所有晶胞都是⑭_____排列的，取向⑮_____。

(2)一种晶体所有晶胞的⑯_____及其内部的⑰_____、⑱_____及⑲_____是完全相同的。

2. 晶胞中原子个数的计算(以铜晶胞为例)

(1)晶胞的顶角原子是⑳_____个晶胞共用的，晶胞棱上的原子是㉑_____个晶胞共用的，晶胞面上的原子是㉒_____个晶胞共用的。



铜晶胞

(2)金属铜的一个晶胞的原子数为 $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$。

对点训练

4. 判断正误(正确的打“√”，错误的打“×”)。

(1)晶胞是晶体的最小的结构重复单元。　(　　)

(2)不同的晶体中晶胞的大小和形状都相同。　(　　)

(3)晶胞中的任何一个粒子都属于该晶胞。　(　　)

(4)已知晶胞的组成就可推知晶体的组成。　(　　)

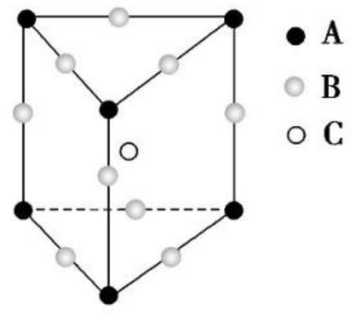
5. 某离子化合物的晶胞如图所示。阳离子位于晶胞的中心，阴离子位于晶胞的 8 个顶点上，则该离子化合物中阴、阳离子的个数比为　(　　)



A. 1∶8　　B. 1∶4

C. 1∶2　　D. 1∶1

6. 某晶体的一部分如图所示，这种晶体中 A、B、C 三种粒子数之比是　(　　)



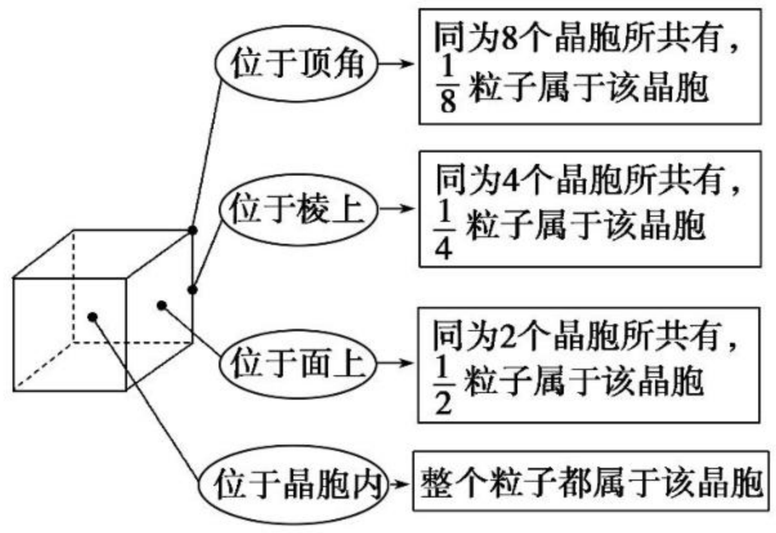
A. 3∶9∶4　　B. 1∶4∶2

C. 2∶9∶4　　D. 3∶8∶4

[归纳总结]

晶胞中粒子数的计算

(1)平行六面体晶胞中不同位置的粒子数计算(均摊法)



(2)立方晶胞中的计算关系

①棱长 a 与面对角线的关系：面对角线$=\sqrt{2}a$；

②棱长 a 与体对角线的关系：体对角线$=\sqrt{3}a$；

③密度 ρ 与晶胞内微粒数 x 之间的关系：

$$a^3\cdot\rho=\frac{x}{N_A}\cdot M。$$

(3)非平行六面体晶胞中粒子视具体情况而定，如石墨晶胞每一层内碳原子排成六边形，其顶点(1 个碳原子)被三个六边形共有，每个六边形占该粒子的$\frac{1}{3}$。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 下列关于晶体的叙述不正确的是 ( )

A. 晶体有自范性

B. 晶体内部粒子的排列高度有序

C. 晶体的某些物理性质常会表现出各向异性

D. 粉末状固体一定不是晶体

2. 下列物质中属于晶体的是 ( )

A. 橡胶　　B. 玻璃块

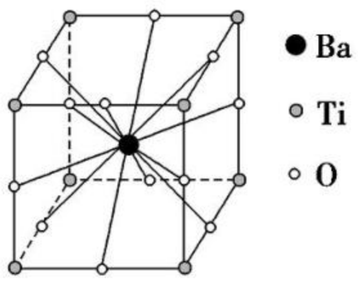
C. 水晶　　D. 淀粉

3. 下列哪些性质不能区别晶体与玻璃体 ( )

A. 各向异性　　B. X-射线衍射

C. 导电性　　D. 有无固定的熔点

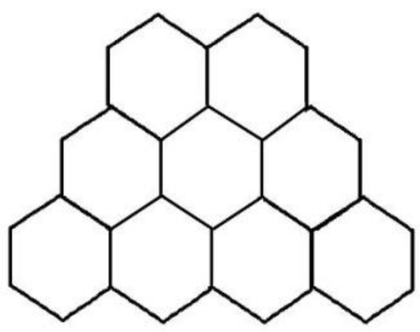
4. 钛酸钡的热稳定性好，介电常数高，在小型变压器、话筒和扩音器中都有应用。钛酸钡晶体结构示意图如图所示，它的化学式是 ( )



A. $BaTi_8O_{12}$　　B. $BaTi_4O_5$

C. $BaTi_2O_4$　　D. $BaTiO_3$

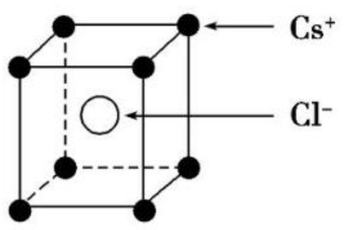
5. 石墨晶体是层状结构，在每一层内，每个碳原子都跟其他 3 个碳原子相结合。据图分析，石墨晶体中碳原子数与共价键数之比为 ( )



A. 2∶3　　B. 2∶1

C. 1∶3　　D. 3∶2

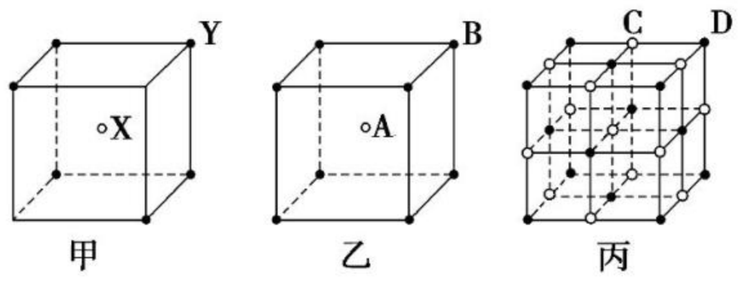
6. 如图是 CsCl 晶体的一个晶胞，相邻的两个 Cs^+ 的核间距为 a cm，N_A 为阿伏加德罗常数，CsCl 的相对分子质量用 M 表示，则 CsCl 晶体的密度为 ( )



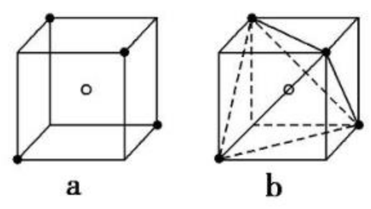
A. $\frac{8M}{N_A \cdot a^3}$　　B. $\frac{6M}{N_A \cdot a^3}$

C. $\frac{4M}{N_A \cdot a^3}$　　D. $\frac{M}{N_A \cdot a^3}$

7. 现有甲、乙、丙(如图所示)三种晶体的晶胞(甲中 X 处于晶胞的中心，乙中 A 处于晶胞的中心)，可推知：甲晶体中 X 与 Y 的个数比是_____，乙中 A 与 B 的个数比是_____，丙晶胞中有_____个 C 离子，有_____个 D 离子。



8. 某离子晶体的晶胞结构如图中 a 所示。•表示 X 位于立方体顶点，◦表示 Y 位于立方体中心。试分析：



(1)晶体中每一个 Y 同时吸引着_____个 X，每个 X 同时吸引着_____个 Y，该晶体的化学式是_____。

(2)晶体中在每个 X 周围与它最接近且距离相等的 X 共有_____个。

(3)晶体中距离最近的 2 个 X 与 1 个 Y 形成的夹角∠XYX 为_____。

层级二 应试提能练

9. 下列有关晶体和非晶体的说法中正确的是 ( )

A. 具有规则几何外形的固体均为晶体

B. 晶体具有自范性，非晶体没有自范性

C. 晶体研碎后即变为非晶体

D. 将玻璃加工成规则的固体即变成晶体

10. 下列有关获得晶体的途径，错误的是 ( )

A. 从熔融态结晶出来的硫

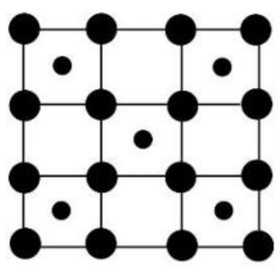
B. 熔融态物质急速冷却

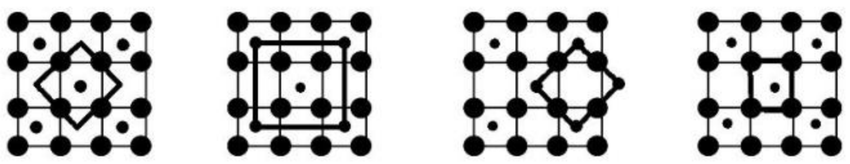
C. 凝华得到的碘

D. 从硫酸铜饱和溶液中析出的硫酸铜

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

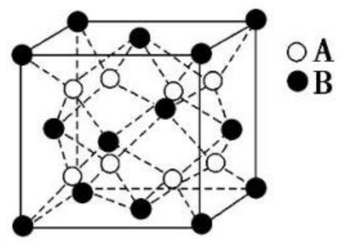
11. 国家实验室一个研究小组发现首例带结晶水的晶体在5 K下呈现超导性。据报道，该晶体中含有最简式为CoO_2的层状结构，结构如下图(小球表示Co原子，大球表示O原子)。下列用粗线画出的CoO_2层状结构的晶胞(晶胞是在晶体中具有代表性的最小重复单元)示意图不符合化学式的是　　(　　)





A　　B　　C　　D

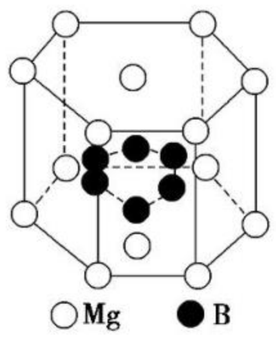
12. 某晶体的晶体结构中最小重复单元如图所示：A为阴离子，在正方体内，B为阳离子，分别在顶点和面心，则该晶体的化学式为　　(　　)



A. B_2A　　B. BA_2

C. B_7A_4　　D. B_4A_7

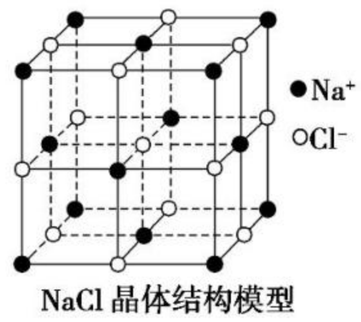
13. 如图所示是硼和镁形成的化合物的晶体结构单元，镁原子间形成正六棱柱，且棱柱的上下底面各有一个镁原子，6个硼原子位于棱柱内。则该化合物的化学式可表示为　　(　　)



A. MgB　　B. MgB_2

C. Mg_2B　　D. Mg_3B_2

14. 食盐晶体是由钠离子(图中的“●”)和氯离子(图中的“○”)组成的，且均为等距离的交错排列。已知食盐的密度是2.2 g·cm^{-3}，阿伏加德罗常数为6.02×10^{23} mol^{-1}。在食盐晶体中两个距离最近的钠离子中心间的距离最接近于　　(　　)

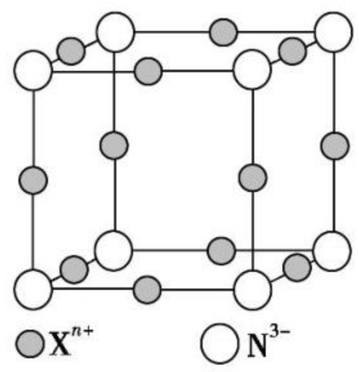


NaCl晶体结构模型

A. 3.0×10^{-8} cm　　B. 3.5×10^{-8} cm

C. 4.0×10^{-8} cm　　D. 5.0×10^{-8} cm

15. 元素X的某价态离子X^{n+}中所有电子正好充满K、L、M三个能层，它与N^{3-}形成的晶体结构如图所示。



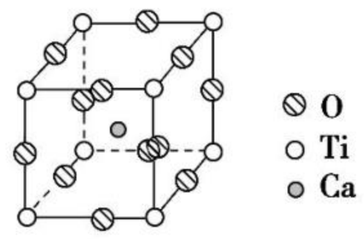
(1)该晶体的阳离子与阴离子个数比为_____。

(2)该晶体中离子X^{n+}的n=_____。

(3)X元素的原子序数是_____。

(4)晶体中每个N^{3-}被_____个等距离的X^{n+}包围。

16. 如图是超导化合物——钙钛矿晶体中最小重复单元(晶胞)的结构。请回答：



(1)该化合物的化学式为_____。

(2)在该化合物晶体中，与某个钛原子距离最近且相等的其他钛原子共有_____个。

(3)设该化合物的相对分子质量为M，密度为a g/cm^3，阿伏加德罗常数为N_A，则晶体中钙原子与钛原子之间的最短距离为_____。

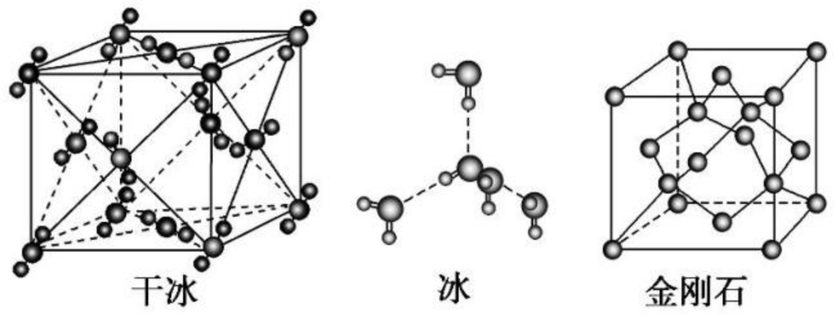
关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第二节 分子晶体与原子晶体

1. 知道分子晶体的结构微粒、微粒间作用力以及与其他晶体的区别。
2. 了解原子晶体的特征，能描述金刚石、二氧化硅等原子晶体的结构与性质的关系。

[晨背重点语句]

1. 在分子晶体中，分子内的原子间以共价键相结合，分子间以分子间作用力相吸引，因此分子晶体熔点较低。
2. 在原子晶体里，所有原子都以共价键相结合，形成三维的网状结构，因此原子晶体熔点高、硬度大。
3. 干冰、冰、金刚石的晶体结构图示。



1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN ——精梳细理点对点、练基础

知识点一 分子晶体

知识梳理

1. 概念：分子间以[1]_____相结合的晶体（分子内原子之间以[2]_____结合）。

2. 常见的分子晶体

（1）所有[3]_____，如水、硫化氢、氨、甲烷等。

（2）部分[4]_____，如卤素（X_2）、氧（O_2）、硫（S_8）、氮（N_2）、白磷（P_4）、C_{60}等。

（3）部分[5]_____氧化物，如 CO_2、SO_2、SO_3、P_4O_6、P_4O_{10}等。

（4）几乎所有的[6]_____，如 H_2SO_4、HNO_3、H_3PO_4、H_2SiO_3 等。

（5）绝大多数[7]_____的晶体，如苯、乙醇、乙酸、葡萄糖等。

3. 物理性质：一般来说，分子晶体熔、沸点较[8]_____，硬度较[9]_____。

4. 结构特征

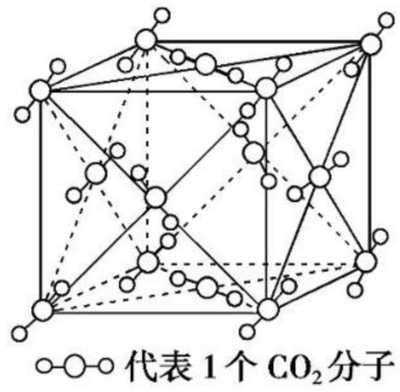
（1）晶体中分子堆积方式为[10]_____，即以一个分子为中心，其周围通常可以有[11]_____个紧邻的分子。

（2）分子间的其他作用力：水分子之间的主要作用力是[12]_____，在冰的每个水分子周围只有[13]_____个紧邻的水分子。

对点训练

1. 下列有关分子晶体的说法中正确的是 （ ）
   A. 分子内均存在共价键
   B. 分子晶体中一定存在范德华力
   C. 分子间一定存在氢键
   D. 其结构一定不能由原子直接构成

2. 干冰晶体是一种面心立方结构，如图所示，即每 8 个 CO_2 构成立方体，且在 6 个面的中心又各有 1 个 CO_2 分子，在每个 CO_2 周围距离为 $\frac{\sqrt{2}}{2}a$（其中 a 为立方体棱长）的 CO_2 有 （ ）



   A. 4 个　　B. 8 个
   C. 12 个　　D. 6 个

3. 下列有关分子晶体熔点高低的叙述中，正确的是 （ ）
   A. 氯气＞碘单质　　B. 四氯化硅＞四氟化硅
   C. NH_3＜PH_3　　D. 异戊烷＞正戊烷

[归纳总结]

分子晶体熔、沸点的比较方法

（1）结构相似，分子之间不含氢键而利用范德华力形成的分子晶体，随着相对分子质量的增大，物质的熔点逐渐升高。例如，常温下 Cl_2 为气态，Br_2 为液态，而 I_2 为固态；CO_2 为气态，CS_2 为液态。

（2）相对分子质量相等或相近的极性分子构成的分子晶体，其熔点一般比非极性分子构成的分子晶体的熔点高，如 CO 的熔点比 N_2 的熔点高。

（3）组成和结构相似且不存在氢键的同分异构体所形成的分子晶体，相对分子质量相同，一般支链越多，分子间相互作用越弱，熔、沸点越低，如熔、沸点：正戊烷＞异戊烷＞新戊烷。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点二　原子晶体

知识梳理

1. 概念：相邻原子间以共价键相结合而形成的空间网状结构的晶体。

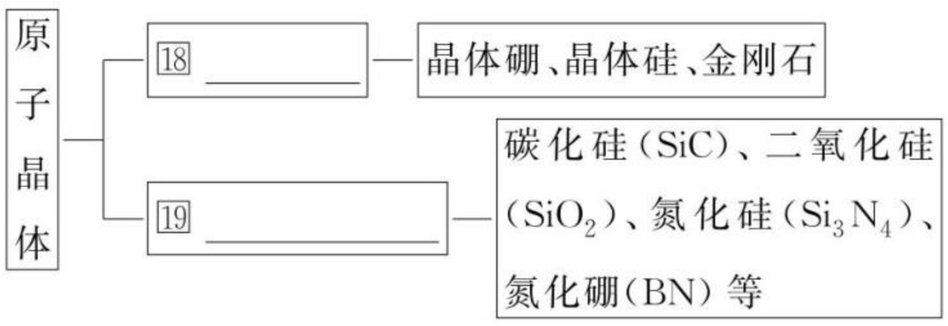
(1)构成微粒：原子；微粒间作用：共价键。

(2)物理性质

①原子晶体一般熔点[14]_____，硬度[15]_____。

②结构相似的原子晶体，原子半径[16]_____，键长[17]_____，键能越大，晶体的熔点越高。

2. 常见的原子晶体



对点训练

4. 判断正误(正确的打“√”，错误的打“×”)。

(1)晶体中分子间氢键越强，分子越稳定。　(　　)

(2)原子晶体中共价键越弱，熔点越低。　(　　)

(3)冰融化时水分子中共价键发生断裂。　(　　)

(4)原子晶体中只存在极性共价键，不可能存在其他类型的化学键。　(　　)

5. 下列关于原子晶体和分子晶体说法不正确的是　(　　)

A. 原子晶体硬度通常比分子晶体大

B. 原子晶体的熔、沸点较高

C. 有些分子晶体的水溶液能导电

D. 金刚石、水晶和干冰属于原子晶体

6. 下列各组物质属于分子晶体的是　(　　)

A. SO_2，SiO_2 晶体，P_2O_5

B. PCl_3，CO_2，H_2SO_4

C. SiC，H_2O，NH_3

D. HF，CO_2，Si

[归纳总结]

判断原子晶体和分子晶体类型的方法

(1)依据构成晶体的粒子和粒子间的作用力判断

构成原子晶体的粒子是原子，粒子间的作用力是共价键；构成分子晶体的粒子是分子，粒子间的作用力是分子间作用力。

(2)依据晶体的熔点判断

原子晶体的熔点高，常在1 000 ℃以上；而分子晶体熔点低，常在数百度以下甚至温度更低。

(3)依据晶体的导电性判断

分子晶体为非导体，但部分分子晶体溶于水后能导电，如HCl。原子晶体多数为非导体，但晶体Si、晶体Ge为半导体。

(4)依据晶体的硬度和机械性能判断

原子晶体硬度大；分子晶体硬度小且较脆。

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一　学业达标练

1. 分子晶体具有的本质特征是　(　　)

A. 组成晶体的基本构成微粒是分子

B. 熔融时不导电

C. 晶体内微粒间以分子间作用力相结合

D. 熔点一般比较低

2. 金刚石是典型的原子晶体。下列关于金刚石的说法中，错误的是　(　　)

A. 晶体中不存在独立的“分子”

B. 碳原子间以共价键相结合

C. 是硬度最大的物质之一

D. 化学性质稳定，即使在高温下也不会与氧气发生反应

3. $SiCl_4$ 的分子结构与 CCl_4 相似，对其进行下列推测，不正确的是　(　　)

A. $SiCl_4$ 晶体是分子晶体

B. 常温、常压下 $SiCl_4$ 是气体

C. $SiCl_4$ 的分子是由极性键形成的非极性分子

D. $SiCl_4$ 的熔点高于 CCl_4

4. 下列物质，按沸点降低顺序排列的一组是　(　　)

A. HF、HCl、HBr、HI　　B. F_2、Cl_2、Br_2、I_2

C. H_2O、H_2S、H_2Se、H_2Te　　D. CI_4、CBr_4、CCl_4、CF_4

5. 据报道：用激光可将置于铁室中的石墨靶上的碳原子“炸松”，再用一个射频电火花喷射出氮气，可使碳、氮原子结合成碳氮化合物的薄膜，该碳氮化合物的硬度比金刚石更坚硬，则下列分析正确的是　(　　)

A. 该碳氮化合物呈片层状结构

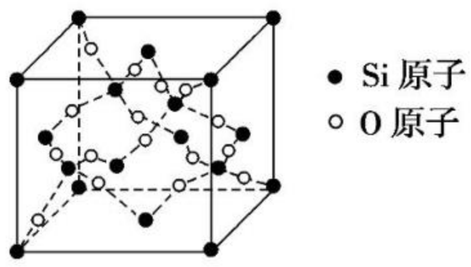
B. 该碳氮化合物呈立体网状结构

C. 该碳氮化合物中C—N键长比金刚石的C—C键长长

D. 相邻主族非金属元素形成的化合物的硬度比单质小

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

6. 二氧化硅有晶体和无定形两种形态，晶态二氧化硅主要存在于石英矿中。除石英外，SiO_2 还有磷石英和方英石等多种变体。方英石结构和金刚石相似，其结构单元如图。下列有关说法正确的是 （ ）



A. 方英石晶体中存在着 SiO_4 结构单元

B. 1 mol Si 形成 2 mol Si—O 键

C. 图示结构单元中实际占有 18 个硅原子

D. 方英石晶体中，Si—O 键之间的夹角为 90°

7. 有下列几种晶体：A. 水晶，B. 冰醋酸，C. 白磷，D. 金刚石，E. 晶体氩，F. 干冰。

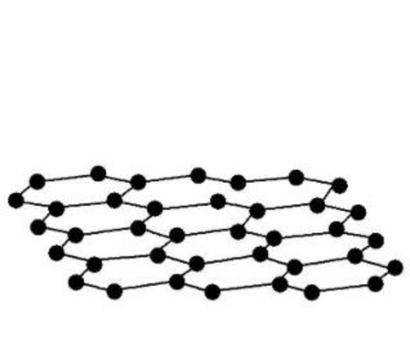
(1)属于分子晶体的是_____（填字母，下同），直接由原子构成的分子晶体是_____。

(2)属于原子晶体的化合物是_____。

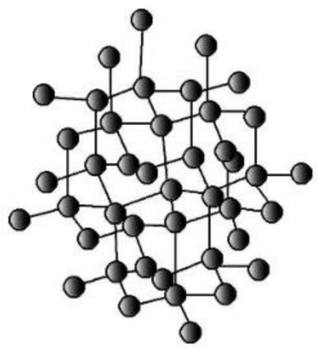
(3)直接由原子构成的晶体是_____。

(4)受热熔化时，化学键不发生变化的是_____，需克服共价键的是_____。

8. 碳有多种同素异形体，其中石墨烯与金刚石的晶体结构如图所示：



石墨烯晶体



金刚石晶体

(1)在石墨烯晶体中，每个 C 原子连接_____个六元环，每个六元环占有_____个 C 原子。

(2)在金刚石晶体中，C 原子所连接的最小环也为六元环，每个 C 原子连接_____个六元环，六元环中最多有_____个 C 原子在同一平面。

层级二 应试提能练

9. 下列有关冰和干冰的叙述不正确的是 （ ）

A. 干冰和冰都是由分子密堆积形成的晶体

B. 冰是由氢键形成的晶体，每个水分子周围有 4 个紧邻的水分子

C. 干冰比冰的熔点低得多，常压下易升华

D. 干冰中只存在范德华力不存在氢键，一个分子周围有 12 个紧邻的分子

10. 下列性质符合分子晶体的是 （ ）

A. 熔点 1 070 ℃，易溶于水，水溶液能导电

B. 熔点 10.31 ℃，液体不导电，水溶液能导电

C. 熔点 97.81 ℃，质软，能导电，密度是 0.97 g/cm^3

D. 熔点 63.65 ℃，熔化时能导电，水溶液也能导电

11. 干冰和二氧化硅晶体同属第ⅣA 族元素的最高价氧化物，它们的熔、沸点差别很大的原因是 （ ）

A. 二氧化硅的相对分子质量大于二氧化碳的相对分子质量

B. C═O 键键能比 Si—O 键键能小

C. 干冰为分子晶体，二氧化硅为原子晶体

D. 干冰易升华，二氧化硅不能

12. 氮化硼是一种新合成的无机材料，它是一种超硬耐磨、耐高温、抗腐蚀的物质。下列各组物质熔化时所克服的粒子间的作用力与氮化硼熔化时所克服的粒子间的作用力类型相同的是 （ ）

A. 硫酸钠和金刚石　　B. 冰和干冰

C. 晶体硅和水晶　　D. 苯和四氯化碳

13. 下列晶体性质的比较中，正确的是 （ ）

A. 熔点：单质硫＞磷＞晶体硅

B. 沸点：NH_3＞H_2O＞HF

C. 硬度：白磷＞冰＞二氧化硅

D. 熔点：SiI_4＞$SiBr_4$＞$SiCl_4$

14. 下列叙述中，结论(事实)和对应的解释(事实)均不正确的是 （ ）

A. 金刚石的熔、沸点高于晶体硅，因为 C—C 键的键能大于 Si—Si 键的键能

B. 二氧化硅晶体中不存在 SiO_2 分子，因为它含有硅氧四面体的空间网状结构

C. 稀有气体的晶体属于原子晶体，因为其组成微粒是原子，不存在分子间作用力

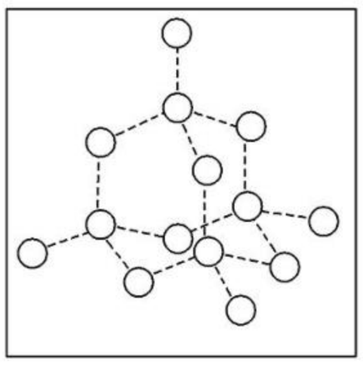
D. 立体构型为正四面体结构的分子中，化学键的键角不一定是 109°28′，有可能为 60°

15. 硅是一种重要的非金属单质，硅及其化合物的用途非常广泛。根据所学知识回答硅及其化合物的相关问题。

(1)基态硅原子的核外电子排布式为_____。

(2)晶体硅的微观结构与金刚石相似，晶体硅中 Si—Si 键之间的夹角大小约为_____。

(3)请在下框图中补充完成 SiO_2 晶体的结构示意图(部分原子已画出)，并进行必要的标注。



(4)下表列有三种物质(晶体)的熔点：

物质	SiO_2	$SiCl_4$	SiF_4
熔点/℃	1 710	−70.5	−90.2

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

简要解释熔点产生差异的原因：

①SiO_2 和 $SiCl_4$：_____；

②$SiCl_4$ 和 SiF_4：_____。

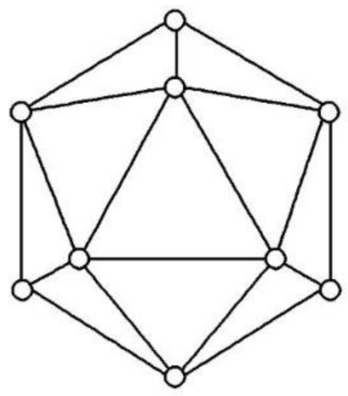
16.（1）BN 是一种新型的无机材料，由于碳单质与 BN 属于等电子体，其结构和性质具有极大的相似性，故可推知，BN 是一种类似于_____的空间网状结构的晶体，可用作耐磨材料。

（2）单质硼有无定形体和晶体两种，参考下表数据：

	金刚石	晶体硅	晶体硼
熔点/K	＞3 550	1 410	2 573
沸点/K	4 827	2 628	2 823
摩氏硬度	10	6.5	9.5

①晶体硼的晶体类型属于_____晶体，理由是_____。

②已知晶体硼的基本结构单元是由硼原子组成的正二十面体（如下图所示），其中有 20 个等边三角形的面和一定数目的顶点，每个顶点上各有一个硼原子。通过观察图形及推算，此基本结构单元由_____个硼原子构成，其中 B—B 键的键角为_____。



（3）假设将晶体硼的结构单元中每个顶点均削去，余下部分的结构与 C_{60} 相同，则 C_{60} 由_____个正五边形_____个正六边形构成。

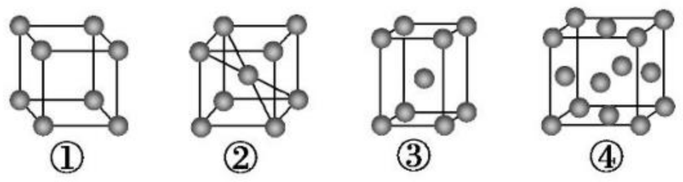
第三节　金属晶体

1. 知道金属键的含义，能用金属键理论解释金属的一些物理性质。
2. 能列举金属晶体的基本堆积模型。
3. 知道金属晶体的结构微粒、微粒间作用力以及与其他晶体的区别。

［晨背重点语句］

1. 金属键是指金属原子脱落下来的价电子形成遍布整块晶体的“电子气”，被所有原子所共用，从而把所有的金属原子维系在一起。
2. 金属晶体中，原子之间以金属键相结合，金属键的强弱决定金属晶体的熔点和硬度。
3. 金属原子在二维空间里有两种放置方式：密置层和非密置层。
4. 金属原子在三维空间里有四种堆积方式

①简单立方堆积，②体心立方堆积，③六方最密堆积，④面心立方最密堆积。



1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN——精梳细理点对点、练基础

知识点一　金属键与金属晶体

知识梳理

1. 金属键

（1）概念：金属原子脱落下来的[1]_____形成遍布整块晶体的“[2]_____”，被所有原子共用，从而把所有[3]_____维系在一起。

（2）成键粒子是[4]_____和[5]_____。

（3）金属键的强弱和对金属性质的影响

①金属键的强弱主要决定于金属元素的原子半径和价电子数，原子半径越大，价电子数越少，金属键越弱；反之，金属键越强。

②金属键越强，金属的熔、沸点越高，硬度越大。

2. 金属晶体

（1）金属晶体的性质：优良的[6]_____、[7]_____和[8]_____。

（2）用电子气理论解释金属的性质

延展性：当金属受到外力作用时，晶体中的各原子层就会发生[9]_____，但[10]_____不变，金属离子与自由电子形成的电子气没有破坏，所以金属有良好的延展性。

导电性：在外加电场的作用下，金属晶体中的[11]_____做[12]_____而形成电流，呈现良好的导电性。

导热性：电子气中的自由电子在运动时经常与金属离子碰撞，从而引起两者能量的交换。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

对点训练

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

(1)常温下,金属单质都以金属晶体的形式存在。( )

(2)金属阳离子与自由电子之间的强烈作用,在一定外力作用下,不因形变而消失。( )

(3)钙的熔、沸点低于钾。( )

(4)温度越高,金属的导电性越好。( )

2. 金属键的实质是 ( )

A. 自由电子与金属阳离子之间的相互作用

B. 金属原子与金属原子间的相互作用

C. 金属阳离子与阴离子的吸引力

D. 自由电子与金属原子之间的相互作用

3. 金属的下列性质中和金属晶体的结构无关的是 ( )

A. 良好的导电性　　B. 反应中易失电子

C. 良好的延展性　　D. 良好的导热性

知识点二　金属晶体的原子堆积模型

知识梳理

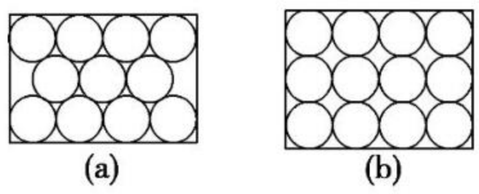
	晶胞	配位数	原子半径(r)和晶胞边长(a)的关系	一个晶胞内原子数目	原子空间利用率
简单立方堆积		6	$2r=a$	1	52%
体心立方堆积		8	$2r=\frac{\sqrt{3}a}{2}$	2	68%
六方最密堆积		12	—	2	13 _____
面心立方最密堆积		12	$2r=\frac{\sqrt{2}a}{2}$	4	14 _____

对点训练

4. 连线题。

金属	晶胞类型
A. 铜	①简单立方
B. 钋	②体心立方
C. 钾	③六方
D. 镁	④面心立方

5. 金属原子在二维空间里的放置有下图所示的两种方式,下列说法中正确的是 ( )



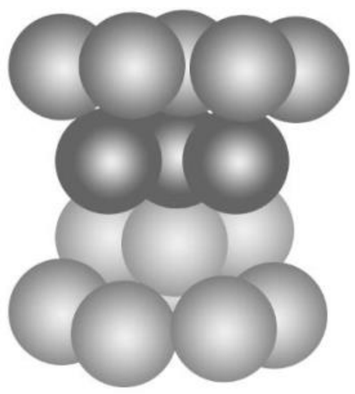
A. 图(a)为非密置层,配位数为6

B. 图(b)为密置层,配位数为4

C. 图(a)在三维空间里堆积可得六方最密堆积和面心立方最密堆积

D. 图(b)在三维空间里堆积仅得简单立方堆积

6. 关于下图不正确的说法是 ( )



A. 此种最密堆积为面心立方最密堆积

B. 铜晶体采用该种堆积方式

C. 该种堆积方式可用符号…ABCABC…表示

D. 镁晶体采用该种堆积方式

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知识点三　石墨—混合晶体

知识梳理

1. 石墨的结构特点

(1)同层内,碳原子采用[15]_____杂化,以[16]_____相结合形成[17]_____平面网状结构。所有碳原子的 p 轨道平行且相互重叠,p 电子可在整个平面中运动。

(2)层与层之间以[18]_____相结合。

2. 石墨的晶体类型

石墨晶体中,既有[19]　　,又有[20]　　和[21]_____,属于[22]_____。

对点训练

7. 下列有关石墨晶体的说法正确的是　　(　　)

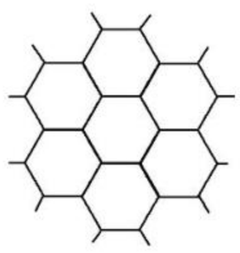
A. 由于石墨晶体导电,所以它是金属晶体

B. 由于石墨的熔点很高,所以它是原子晶体

C. 由于石墨质软,所以它是分子晶体

D. 石墨晶体是一种混合晶体

8. 石墨的片层结构如图所示,试回答:



(1)片层中平均每个正六边形含有_____个碳原子。

(2)在片层结构中,碳原子数、C—C 键、六元环数之比为_____。

(3)n g 碳原子可构成_____个正六边形。

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一　学业达标练

1. 下列有关金属键的叙述中,错误的是　　(　　)

A. 金属键没有饱和性和方向性

B. 金属键是金属阳离子和自由电子之间存在的强烈的静电吸引作用

C. 金属键中的电子属于整块金属

D. 金属的性质和金属固体的形成都与金属键有关

2. 下列有关金属晶体的说法中不正确的是　　(　　)

A. 金属晶体是一种“巨分子”

B. “电子气”为所有原子所共有

C. 简单立方堆积的空间利用率最低

D. 体心立方堆积的空间利用率最高

3. 下列晶体中,金属阳离子与自由电子间的作用最强的是　　(　　)

A. Na　　B. Mg

C. Al　　D. K

4. 金属能导电的原因是　　(　　)

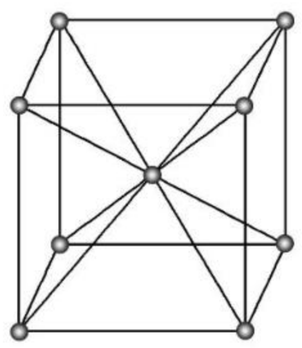
A. 金属晶体中的金属阳离子与自由电子间的作用较弱

B. 金属晶体中的自由电子在外加电场作用下可发生定向移动

C. 金属晶体中的金属阳离子在外加电场作用下可发生定向移动

D. 金属晶体在外加电场作用下可失去电子

5. 关于体心立方堆积型晶体(如图)的结构的叙述中正确的是　　(　　)



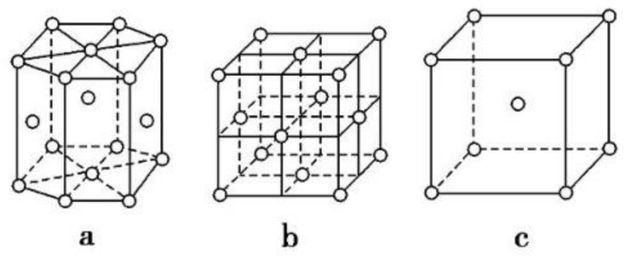
A. 是密置层的一种堆积方式

B. 晶胞是六棱柱

C. 每个晶胞内含 2 个原子

D. 每个晶胞内含 6 个原子

6. 金属晶体中金属原子有三种常见的堆积方式,六方最密堆积、面心立方堆积和体心立方堆积,如图 a、b、c 分别代表这三种晶胞的结构,其晶胞内金属原子个数比为　　(　　)



a　　b　　c

A. 3∶2∶1　　B. 11∶8∶4

C. 9∶8∶4　　D. 21∶14∶9

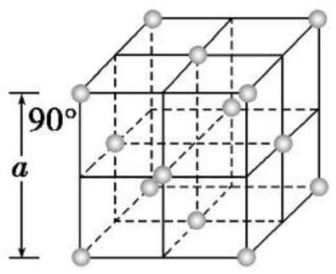
7. (1)如图所示的是二维平面晶体示意图,所表示的化学式为 AX_3 的是_____。



a　　b

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(2)下图为一个金属铜的晶胞,请完成以下各题。



①该晶胞“实际”拥有的铜原子数是_____个。

②该晶胞称为_____(填字母)。

A. 六方晶胞　　B. 体心立方晶胞　　C. 面心立方晶胞

③此晶胞立方体的边长为 a cm,Cu 的相对原子质量为 64,金属铜的密度为 ρ g/cm^3,则阿伏加德罗常数为_____(用 a、ρ 表示)。

8. 早期发现的一种天然二十面体准晶颗粒由 Al、Cu、Fe 三种金属元素组成。回答下列问题:

(1)准晶是一种无平移周期序,但有严格准周期位置序的独特晶体,可通过_____方法区分晶体、准晶体和非晶体。

(2)Cu_2O 为半导体材料,在其立方晶胞内部有 4 个氧原子,其余氧原子位于面心和顶点,则该晶胞中有_____个铜原子。

(3)Al 单质为面心立方晶体,其晶胞参数 $a=0.405$ nm,晶胞中铝原子的配位数为_____。列式表示 Al 单质的密度_____ g·cm^{-3}(不必计算出结果)。

层级二　应试提能练

9. 关于金属性质和原因的描述不正确的是　　(　　)

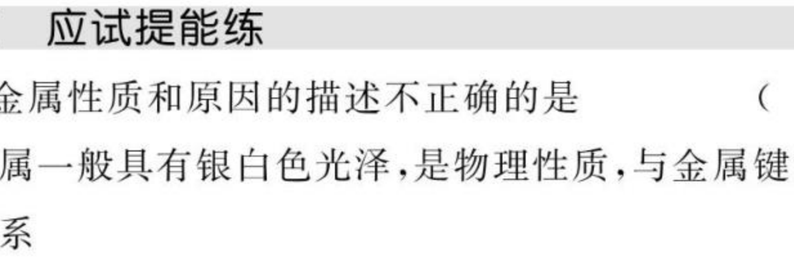
A. 金属一般具有银白色光泽,是物理性质,与金属键没有关系

B. 金属具有良好的导电性,是因为在金属晶体中共享了金属原子的价电子,形成了“电子气”,在外加电场的作用下自由电子定向移动便形成了电流,所以金属易导电

C. 金属具有良好的导热性能,是因为自由电子在受热后,加快了运动速率,自由电子通过与金属离子发生碰撞,传递了能量

D. 金属晶体具有良好的延展性,是因为金属晶体中的原子层可以滑动而不破坏金属键

10. 几种晶体的晶胞如图所示:



所示晶胞从左到右分别表示的物质正确的排序是　　(　　)

A. 碘、锌、钠、金刚石　　B. 金刚石、锌、碘、钠

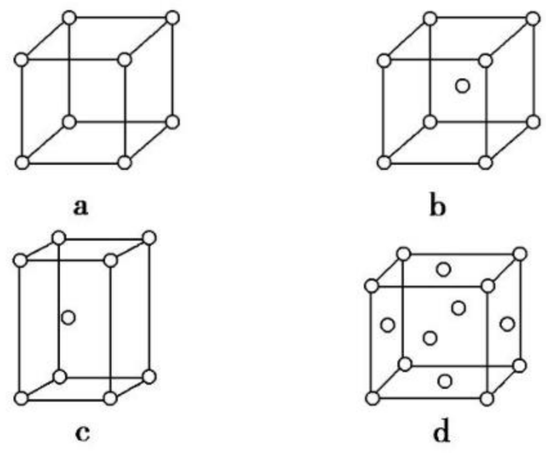
C. 钠、锌、碘、金刚石　　D. 锌、钠、碘、金刚石

11. 金属键的强弱与金属价电子数多少有关,价电子数越多金属键越强,与金属阳离子的半径大小也有关,半径越大,金属键越弱。据此判断下列金属熔点逐渐升高的是　　(　　)

A. Li　Na　K　　B. Na　Mg　Al

C. Li　Be　Mg　　D. Li　Na　Mg

12. 有四种不同堆积方式的金属晶体的晶胞如图所示,有关说法正确的是　　(　　)



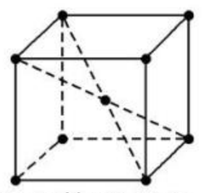
A. a 为简单立方堆积,b 为六方最密堆积,c 为体心立方堆积,d 为面心立方最密堆积

B. 每个晶胞含有的原子数分别为 a:1 个,b:2 个,c:2 个,d:4 个

C. 晶胞中原子的配位数分别为 a:6,b:8,c:8,d:12

D. 空间利用率的大小关系为 a<b<c<d

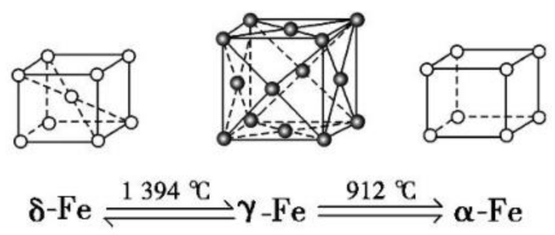
13. 金属钠晶体为体心立方晶胞(如图),实验测得钠的密度为 ρ g·cm^{-3}。已知钠的相对原子质量为 a,阿伏加德罗常数为 N_A mol^{-1},假定金属钠原子为等径的钢性球且处于体对角线上的三个球相切。则钠原子的半径 r 为　　(　　)


钠晶体的晶胞

A. $\sqrt[3]{\frac{2a}{N_A\rho}}$ cm　　B. $\sqrt{3}\cdot\sqrt[3]{\frac{2a}{N_A\rho}}$ cm

C. $\frac{\sqrt{3}}{4}\cdot\sqrt[3]{\frac{2a}{N_A\rho}}$ cm　　D. $\frac{1}{2}\cdot\sqrt[3]{\frac{2a}{N_A\rho}}$ cm

14. 如图,铁有 δ、γ、α 三种同素异形体,三种晶体在不同温度下能发生转化。下列说法不正确的是　　(　　)



A. δ-Fe 晶体中与每个铁原子等距离且最近的铁原子有 8 个

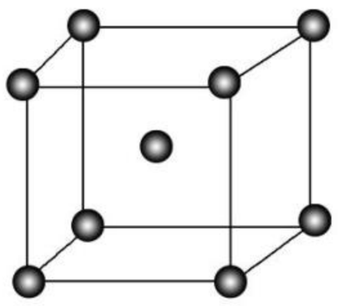
B. α-Fe 晶体中与每个铁原子等距离且最近的铁原子有 6 个

C. 若 δ-Fe 晶胞边长为 a cm,α-Fe 晶胞边长为 b cm,则两种晶体密度比为 $2b^3:a^3$

D. 将铁加热到 1 500 ℃分别急速冷却和缓慢冷却,得到的晶体类型相同

15. 金属钨晶体中晶胞的结构模型如图所示。它是一种体心立方结构。实际测得金属钨的密度为 ρ,钨的相对原子质量为 M,假定钨原子为等直径的刚性球,请回答下列问题:

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料



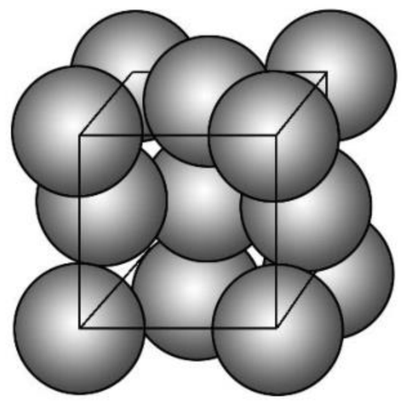
(1)每一个晶胞分摊到_____个钨原子。

(2)晶胞的边长 a 为_____。

(3)钨的原子半径 r 为_____(只有体对角线上的各个球才是彼此接触的)。

(4)金属钨原子形成的体心立体结构的空间利用率为_____。

16. 金晶体的最小重复单元(也称晶胞)是面心立方体,如图所示,即在立方体的 8 个顶点各有一个金原子,各个面的中心有一个金原子,每个金原子被相邻的晶胞所共有。金原子的直径为 d,用 N_A 表示阿伏加德罗常数,M 表示金的摩尔质量。



(1)金晶体每个晶胞中含有_____个金原子。

(2)欲计算一个晶胞的体积,除假定金原子是刚性小球外,还应假定_____。

(3)一个晶胞的体积是_____。

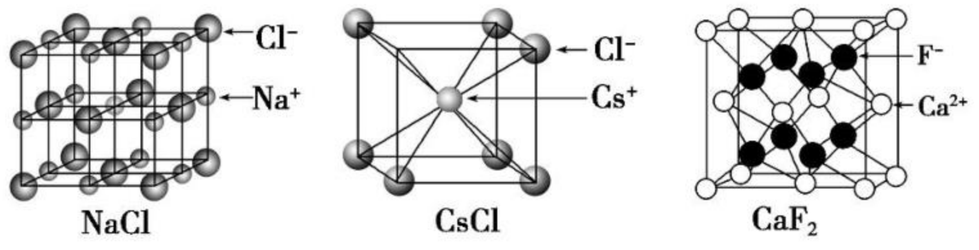
(4)金晶体的密度是_____。

第四节　离子晶体

1. 能说明离子键的形成,能根据离子化合物的结构特征解释其物理性质。
2. 了解晶格能的应用,知道晶格能的大小可以衡量离子晶体中离子键的强弱。
3. 知道离子晶体的构成微粒、微粒间作用力以及与其他晶体的区别。

[晨背重点语句]

1. 离子晶体是由阴、阳离子通过离子键结合而成的晶体。决定离子晶体结构的重要因素有:几何因素(正负离子的半径比),电荷因素(正负离子的电荷比),键性因素(离子键的纯粹程度)。
2. 离子晶体硬度较大,难于压缩,具有较高的熔点和沸点,固体不导电,溶于水或在熔融状态下可以导电。
3. 常见的三种离子晶体的晶胞:



4. 离子晶体的晶格能是指气态离子形成 1 摩尔离子晶体释放的能量,晶格能越大,形成的离子晶体越稳定,熔点越高,硬度越大。

1 知识梳理·对点练 ZHISHISHULIDUIDIANLIAN ——精梳细理点对点、练基础

知识点一　离子晶体

知识梳理

1. 离子晶体的结构特点

(1)构成粒子:[1]_____和[2]_____。

(2)作用力:[3]_____。

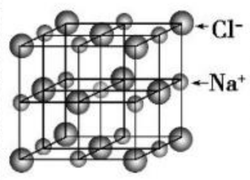
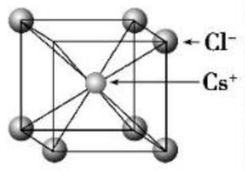
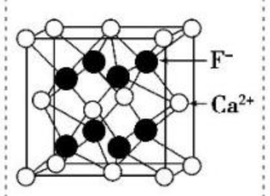
(3)配位数:一个离子周围[4]_____的[5]_____离子的数目。

2. 离子晶体的性质

熔、沸点	熔、沸点[6]_____,难挥发
硬度	硬度[7]_____,难以压缩
溶解性	一般在水中[8]_____,在非极性溶剂中[9]_____
导电性	固态时[10]_____,熔融状态或在水溶液中[11]_____

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

3. 常见的离子晶体

晶体类型	NaCl	CsCl	CaF_2
晶胞			
阳离子的配位数	12 _____	13 _____	14 _____
阴离子的配位数	15 _____	16 _____	17 _____

对点训练

1. 下列说法正确的是 ( )

A. 离子键就是使阴、阳离子结合成化合物的静电引力

B. 所有金属与所有非金属原子之间都能形成离子键

C. 在 $AlCl_3$ 中 Al^{3+} 与 Cl^- 间存在离子键，三个氯离子间不存在离子键

D. 含有离子键的化合物一定是离子化合物

2. 离子晶体一般不具有的特征是 ( )

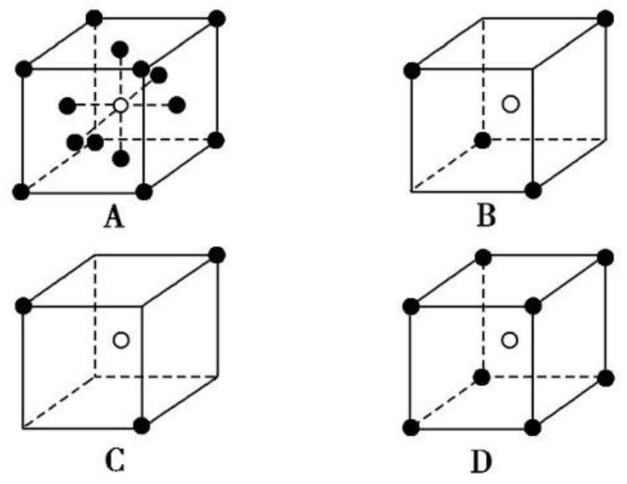
A. 熔点较高，硬度较大

B. 易溶于水而难溶于有机溶剂

C. 固体时不能导电

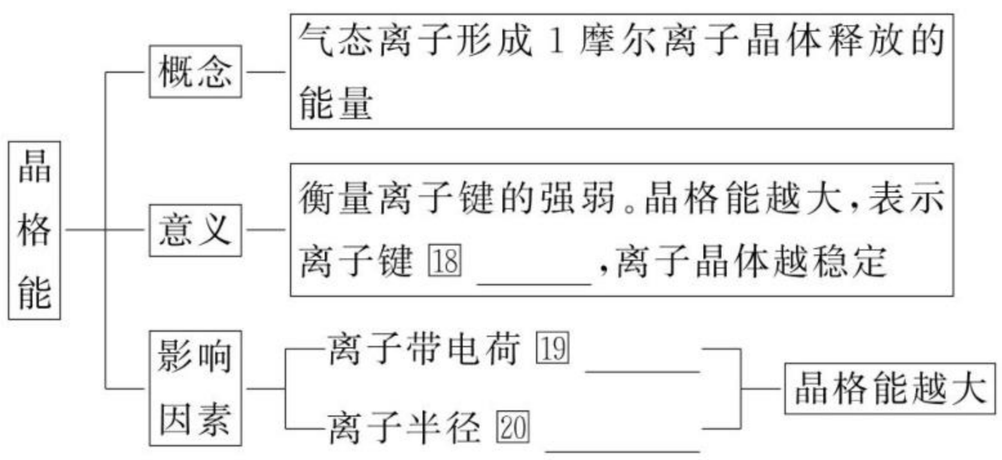
D. 离子间距离较大，其密度较小

3. 有下列离子晶体空间结构示意图，● 为阳离子，○ 为阴离子。以 M 代表阳离子，N 代表阴离子，化学式为 MN_2 的晶体结构为 ( )



知识点二 晶格能

知识梳理



对点训练

4. 判断正误（正确的打“√”，错误的打“×”）。

(1)晶格能指形成 1 mol 离子键所放出的能量。 ( )

(2)晶格能指破坏 1 mol 离子键所吸收的能量。 ( )

(3)晶格能指 1 mol 离子化合物中的阴、阳离子由相互远离的气态离子结合成离子晶体时所放出的能量。 ( )

(4)晶格能的大小与晶体的熔点、硬度都无关。 ( )

5. 下列有关晶格能的叙述正确的是 ( )

A. 晶格能是气态离子形成 1 mol 离子晶体吸收的能量

B. 晶格能通常取正值，但是有时也取负值

C. 晶格能越大，形成的离子晶体越稳定

D. 晶格能越大，物质的硬度反而越小

6. 下列热化学方程式中，能直接表示出氯化钠晶格能的是 ( )

A. $Na^+(g)+Cl^-(g)\longrightarrow NaCl(s)\quad \Delta H_1$

B. $Na(s)+Cl(g)\longrightarrow NaCl(s)\quad \Delta H_2$

C. $2Na^+(g)+2Cl^-(g)\longrightarrow 2NaCl(s)\quad \Delta H_3$

D. $Na(g)+Cl(g)\longrightarrow NaCl(s)\quad \Delta H_4$

2 课后提能·层级练 KEHOUTINENGCENG JILIAN——学业达标提能力、练知能

层级一 学业达标练

1. 下列有关晶体的叙述错误的是 ( )

A. 离子晶体中，一定存在离子键

B. 原子晶体中，只存在共价键

C. 金属晶体的熔、沸点均很高

D. 稀有气体的原子能形成分子晶体

2. 下列大小关系正确的是 ( )

A. 晶格能：NaCl＜NaBr　　B. 硬度：MgO＞CaO

C. 熔点：NaI＞NaBr　　D. 熔、沸点：CO_2＞NaCl

3. 氧化钙在 2 973 K 时熔化，而氯化钠在 1 074 K 时熔化，两者的离子间距离和晶体结构类似，下列有关它们熔点差别较大的原因的叙述中不正确的是 ( )

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

A. 氧化钙晶体中阴、阳离子所带的电荷数多

B. 氧化钙的晶格能比氯化钠的晶格能大

C. 氧化钙晶体的结构类型与氯化钠晶体的结构类型不同

D. 在氧化钙与氯化钠的离子间距离类似的情况下，晶格能主要由阴、阳离子所带电荷的多少决定

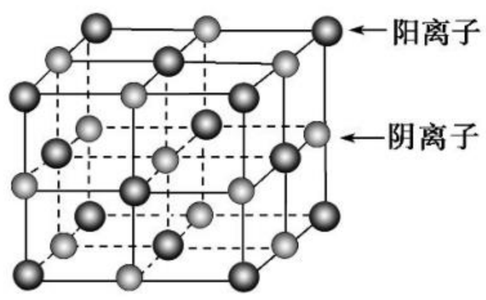
4. NaF、NaI、MgO 晶体均为离子晶体，根据表中数据判断这三种晶体的熔点高低顺序是（　　）

物质	NaF	NaI	MgO
离子电荷数	1	1	2
离子间距离	2.31	3.18	2.10

A. NaF＞NaI＞MgO　　B. MgO＞NaF＞NaI

C. MgO＞NaI＞NaF　　D. NaI＞NaF＞MgO

5. 已知某离子晶体晶胞如图所示，其摩尔质量为 M，阿伏加德罗常数为 N_A，晶体的密度为 d g/cm^3。下列说法中正确的是（　　）



A. 晶体晶胞中阴、阳离子的个数都为 1

B. 晶体中阴、阳离子的配位数都是 4

C. 该晶胞可能是 NaCl 的晶胞

D. 该晶体中两个距离最近的阳离子的核间距为 $\sqrt[3]{\frac{4M}{N_A \cdot d}}$ cm

6. 下列有关晶体的叙述中，不正确的是（　　）

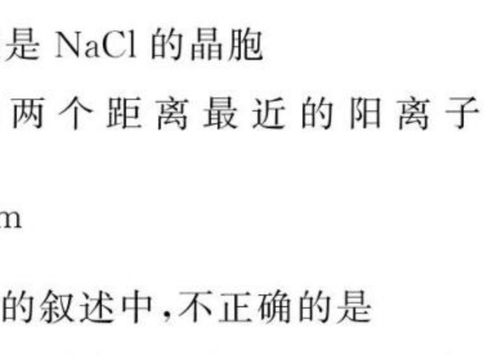
A. 金刚石为网状结构，由共价键形成的碳原子环中，最小的环上有 6 个碳原子

B. 氯化钠晶体中，每个 Na^+ 周围紧邻且距离相等的 Na^+ 共有 6 个

C. 氯化铯晶体中，每个 Cs^+ 周围紧邻 8 个 Cl^-

D. 干冰晶体中，每个 CO_2 分子周围紧邻 12 个 CO_2 分子

7. NaCl 晶体模型如下图所示：



(1)在 NaCl 晶体中，每个 Na^+ 周围同时吸引_____个 Cl^-，每个 Cl^- 周围也同时吸引着_____个 Na^+；在 NaCl 晶胞中含有_____个 Na^+、_____个 Cl^-，晶体中每个 Na^+ 周围与它距离最近且相等的 Na^+ 共有_____个。

(2)对于氯化钠晶体，下列描述正确的是_____。

A. 它是六方紧密堆积

B. 相邻的正负离子核间距等于正负离子半径之和

C. 与氯化铯晶体结构相同

D. 每个 Na^+ 与 6 个 Cl^- 作为近邻

8. 离子晶体溴化钠、氯化钠和氧化镁的核间距和晶格能（部分）如下表所示。

	NaBr	NaCl	MgO
离子的核间距/pm	290	276	205
晶格能/kJ·mol^{-1}		787	3 890

(1)溴化钠晶体比氯化钠晶体晶格能_____（填“大”或“小”），主要原因是_____

_____

_____。

(2)氧化镁晶体比氯化钠晶体晶格能大，主要原因是_____

_____

_____。

(3)溴化钠、氯化钠和氧化镁晶体中，硬度最大的是_____。工业制取单质镁时，往往电解的是氯化镁而不是氧化镁，主要原因是_____

_____

_____。

层级二　应试提能练

9. 下列晶体分类中正确的一组是（　　）

	离子晶体	原子晶体	分子晶体
A	NaOH	Ar	SO_2
B	H_2SO_4	石墨	S
C	CH_3COONa	水晶	I_2
D	$Ba(OH)_2$	金刚石	玻璃

10. 根据你学过的知识，判断 KCl、NaCl、CaO、BaO 四种晶体熔点的高低顺序可能是（　　）

A. KCl＞NaCl＞BaO＞CaO

B. NaCl＞KCl＞CaO＞BaO

C. CaO＞BaO＞NaCl＞KCl

D. CaO＞BaO＞KCl＞NaCl

11. AB、CD、EF 均为 1∶1 型离子化合物，根据下列数据判断它们的熔点由高至低的顺序是（　　）

	AB	CD	EF
离子电荷数	1	1	2
键长(10^{-10} m)	2.31	3.18	2.10

A. CD＞AB＞EF　　B. AB＞EF＞CD

C. AB＞CD＞EF　　D. EF＞AB＞CD

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

12. 碱金属卤化物是典型的离子晶体，它的晶格能与$\frac{1}{d_0}$成正比（d_0 是晶体中最邻近的异电性离子的核间距）。下面说法错误的是（　　）

	晶格能/kJ·mol^{-1}				离子半径/pm			
①	LiF	LiCl	LiBr	LiI	Li^+	Na^+	K^+	
	1 031	845	807	752	60	95	133	
②	NaF	NaCl	NaBr	NaI	F^-	Cl^-	Br^-	I^-
	915	777	740	693	136	181	195	216
③	KF	KCl	KBr	KI				
	812	708	676	641				

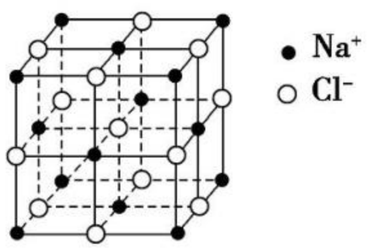
A. 晶格能的大小与离子半径成反比

B. 阳离子相同阴离子不同的离子晶体，阴离子半径越大，晶格能越小

C. 阳离子不同阴离子相同的离子晶体，阳离子半径越小，晶格能越大

D. 金属卤化物晶体中，晶格能越小，氧化性越强

13. 食盐晶体的结构示意图如图所示。已知食盐的密度为 ρ g/cm^3，摩尔质量为 M g/mol，阿伏加德罗常数为 N_A，则在食盐晶体中 Na^+ 和 Cl^- 的间距大约是（　　）



A. $\sqrt[3]{\frac{2M}{\rho N_A}}$ cm　　B. $\sqrt[3]{\frac{M}{2\rho N_A}}$ cm

C. $\sqrt[3]{\frac{2N_A}{\rho M}}$ cm　　D. $\sqrt[3]{\frac{M}{8\rho N_A}}$ cm

14. 下表给出几种氯化物的熔点和沸点。

物质	NaCl	$MgCl_2$	$AlCl_3$	CCl_4
熔点/℃	801	712	190	−68
沸点/℃	1 465	1 418	183	57

关于表中 4 种氯化物有下列说法：

①$AlCl_3$ 在加热时可升华　②CCl_4 属于分子晶体

③1 500 ℃时 NaCl 的分子组成可用 NaCl 表示

④$AlCl_3$ 是典型的离子晶体

其中与表中数据一致的是（　　）

A. 只有①和②　　B. 只有③

C. 只有①②③　　D. 全部一致

15. 现有几组物质的熔点（℃）数据：

A 组	B 组	C 组	D 组
金刚石：3 550	Li：181	HF：−83	NaCl：801
硅晶体：1 410	Na：98	HCl：−115	KCl：776
硼晶体：2 300	K：64	HBr：−89	RbCl：718
二氧化硅：1 723	Rb：39	HI：−51	CsCl：645

据此回答下列问题：

(1)A 组属于_____晶体，其熔化时克服的微粒间的作用力是_____。

(2)B 组晶体共同的物理性质是_____（填序号）。

①有金属光泽　②导电性　③导热性　④延展性

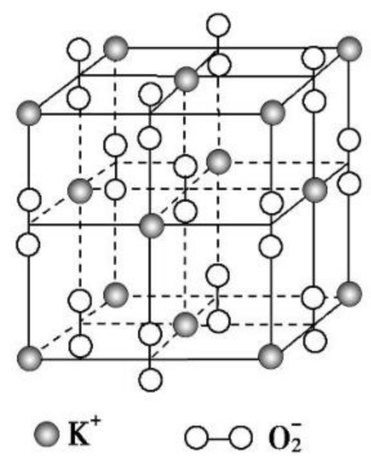
(3)C 组中 HF 熔点反常是由于_____。

(4)D 组晶体可能具有的性质是_____（填序号）。

①硬度小　②水溶液能导电　③固体能导电　④熔融状态能导电

(5)D 组晶体的熔点由高到低的顺序为：NaCl＞KCl＞RbCl＞CsCl，其原因为_____。

16. 下图所示是钾、氧两元素形成的一种晶体的一个晶胞（晶体中最小的重复单元）。晶体中氧的化合价可看作是部分为 0 价，部分为−2 价。



(1)该结构与_____的结构相似（填选项字母，下同）。

A. NaCl　　B. CsCl

C. 干冰　　D. SiO_2

(2)钾、氧两元素所形成化合物的化学式是_____。

A. K_2O　　B. K_2O_2

C. K_2O_3　　D. KO_2

(3)下列对此晶体结构的描述正确的是（　　）

A. 晶体中与每个 K^+ 距离最近的 K^+ 有 8 个

B. 晶体中每个 K^+ 周围有 8 个 O_2^-，每个 O_2^- 周围有 8 个 K^+

C. 每个 O_2^- 周围最近且等距离的 K^+ 所围成的立体构型为正八面体

D. 晶体中，0 价氧原子与−2 价氧原子的数目比为 3∶1

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

班级_____ 姓名_____ 考场号_____ 准考证号_____

密 封 线

章末质量评估卷(一)

第一章 原子结构与性质

(时间:60 分钟 满分:100 分)

一、选择题(本题包括 16 小题,每小题 3 分,共 48 分,每小题仅有一项符合题意)

1. 为揭示原子光谱是线状光谱这一事实,玻尔提出了核外电子的分层排布理论。下列说法中,不符合这一理论的是 ( )

A. 电子绕核运动具有特定的半径和能量

B. 电子在特定半径的轨道上运动时不辐射能量

C. 电子跃迁时,会吸收或放出特定的能量

D. 揭示了氢原子光谱存在多条谱线

2. 下列说法中正确的是 ( )

A. 任何一个能层最多只有 s、p、d、f 四个能级

B. 用 n 表示能层序数,则每一能层最多容纳电子数为 $2n^2$

C. 电子云中每一个小点代表一个电子

D. 电子的运动状态只能从能层、能级、轨道 3 个方面进行描述

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

3. 下列说法中正确的是 (　　)

A. s 电子绕核旋转，其轨道为一圆圈，而 p 电子是∞字形

B. 能层为 1 时，有自旋相反的两个轨道

C. 能层为 3 时，有 3s、3p、3d、4f 四个轨道

D. s 电子云是球形对称的，其疏密程度表示电子在该处出现的概率大小

4. 下列比较正确的是 (　　)

A. 第一电离能：$I_1(P) > I_1(S)$

B. 离子半径：$r(Al^{3+}) > r(O^{2-})$

C. 能量：$E(4s) > E(3d)$

D. 电负性：K 原子＞Na 原子

5. (**2019 · 全国卷Ⅰ**)下列状态的镁中，电离最外层一个电子所需能量最大的是 (　　)

A. $[Ne]\underset{3s}{\uparrow}$

B. $[Ne]\underset{3s}{\uparrow\downarrow}$

C. $[Ne]\underset{3s}{\uparrow}\ \underset{3p}{\uparrow}$

D. $[Ne]\underset{3p}{\uparrow}$

6. 下列各组原子中，彼此化学性质一定相似的是 (　　)

A. 原子核外电子排布式为 $1s^2$ 的 X 原子与原子核外电子排布式为 $1s^22s^2$ 的 Y 原子

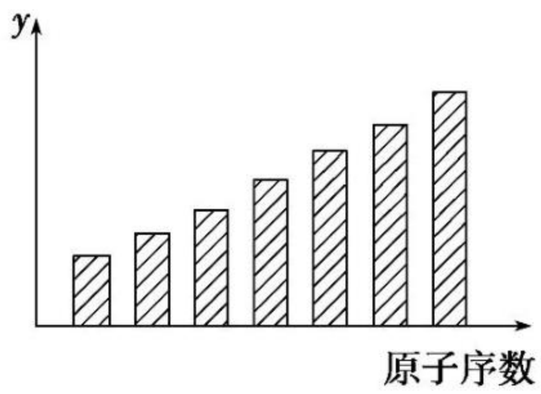
B. 原子核外 M 层上仅有两个电子的 X 原子与原子核外 N 层上仅有两个电子的 Y 原子

C. 2p 轨道上只有两个电子的 X 原子与 3p 轨道上只有两个电子的 Y 原子

D. 最外层都只有一个电子的 X、Y 原子

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

7. 如图是第三周期 11～17 号元素某些性质变化趋势的柱形图，下列有关说法中正确的是 （　　）



A. y 轴表示的可能是第一电离能　　B. y 轴表示的可能是电负性

C. y 轴表示的可能是原子半径　　D. y 轴表示的可能是形成简单离子转移的电子数

8. 下列元素相关粒子的电子排布式中，前者一定是金属元素，后者一定是非金属元素的是 （　　）

A. $[Ne]3s^1$　$[Ne]3s^2$　　B. $[Ar]4s^1$　$[Ne]3s^23p^4$

C. $[Ne]3s^2$　$[Ar]4s^2$　　D. $[He]2s^22p^4$　$[Ne]3s^23p^5$

9. 下列说法错误的是 （　　）

A. ns 电子的能量不一定高于 $(n-1)p$ 电子的能量

B. 如果 ${}_6C$ 的电子排布式为 $1s^22s^22p_x^2$，则违反了洪特规则

C. 如果 ${}_{21}Sc$ 电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^3$，则违反了能量最低原理

D. 如果 ${}_{22}Ti$ 电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^{10}$，则违反了泡利原理

10. 下列关于元素第一电离能的说法不正确的是 （　　）

A. 钾元素的第一电离能小于钠元素的第一电离能，故钾的活泼性强于钠

B. 因同周期元素的原子半径从左到右逐渐减小，故第一电离能必依次增大

C. 最外层电子排布为 ns^2np^6（当只有 K 层时为 $1s^2$）的原子，第一电离能较大

D. 对于同一元素而言，原子的电离能 $I_1<I_2<I_3$……

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

11. 锂和镁在元素周期表中有特殊“对角线”关系，它们的性质相似。下列有关锂及其化合物叙述正确的是 （ ）

A. Li_2SO_4 难溶于水　　B. Li 与 N_2 反应的产物是 Li_3N

C. LiOH 易溶于水　　D. LiOH 与 Li_2CO_3 受热都很难分解

12. 周期表中 27 号元素钴的方格中注明“$3d^74s^2$”，由此可以推断 （ ）

A. 它位于周期表的第四周期第ⅡA 族　　B. 它的基态核外电子排布式可简写为$[Ar]4s^2$

C. Co^{2+} 的核外价电子排布式为 $3d^54s^2$　　D. Co 位于周期表中第 9 列

13. 下表列出了某短周期元素 R 的各级电离能数据（用 I_1、I_2……表示，单位为 $kJ \cdot mol^{-1}$）。下列关于元素 R 的判断中一定正确的是 （ ）

I	I_1	I_2	I_3	I_4	……
R	740	1 500	7 700	10 500	

①R 的最高正价为+3 价　②R 元素位于元素周期表中第ⅡA 族　③R 元素第一电离能大于同周期相邻元素　④R 元素基态原子的电子排布式为 $1s^22s^2$

A. ①②　　B. ②③

C. ③④　　D. ①④

14. 下列有关说法正确的是 （ ）

A. C、N、O 三种元素第一电离能从大到小的顺序是 O>N>C

B. 根据同周期元素的第一电离能变化趋势，推出 Al 的第一电离能比 Mg 大

C. 根据主族元素最高正化合价与族序数的关系，推出卤族元素最高正价都是+7 价

D. Ni 原子的核外电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^84s^2$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

班级_____ 姓名_____ 考场号_____ 准考证号_____
密 封 线

15. X、Y、Z 为短周期元素，X 原子最外层只有一个电子，Y 原子的最外层电子数比内层电子总数少 4，Z 的最外层电子数是内层电子总数的 3 倍。下列有关叙述正确的是 （ ）

A. Y 的价层电子排布式为 $3s^2 3p^5$

B. 稳定性：Y 的氢化物＞Z 的氢化物

C. 第一电离能：Y＜Z

D. X、Y 两元素形成的化合物为离子化合物

16. 下表中是 A、B、C、D、E 五种短周期元素的某些性质，下列判断正确的是 （ ）

元素	A	B	C	D	E
最低化合价	−4	−2	−1	−2	−1
电负性	2.5	2.5	3.0	3.5	4.0

A. C、D、E 的氢化物的稳定性：C＞D＞E

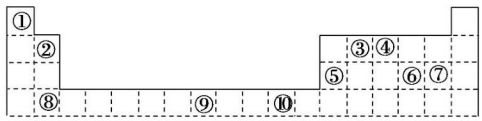
B. 元素 A 的原子最外层轨道中无自旋状态相同的电子

C. 元素 B、C 之间不可能形成化合物

D. 与元素 B 同周期且第一电离能最小的元素的单质能与 H_2O 发生置换反应

二、非选择题（本题包括 5 小题，共 52 分）

17.（10 分）下表为周期表的一部分，其中的编号代表对应的元素。



请回答下列问题：

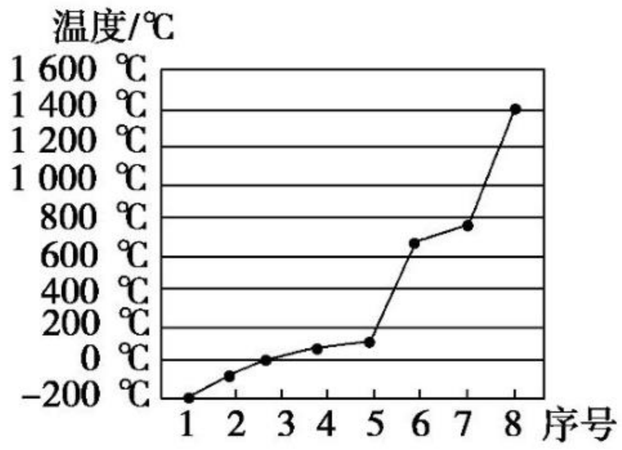
(1)表中属于 d 区的元素是_____（填编号）。

(2)写出元素⑨的基态原子的电子排布式_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

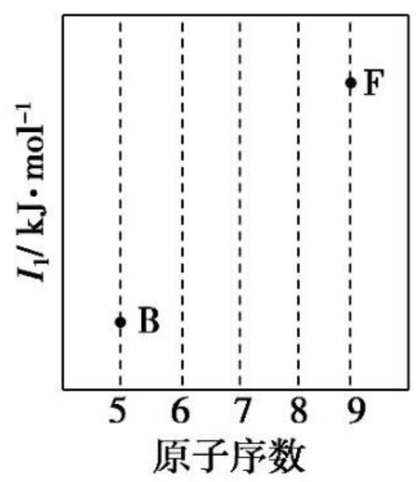
(3)某元素的特征电子排布式为 $ns^n np^{n+1}$，该元素原子的最外层电子的成对电子为_____对。

(4)第三周期 8 种元素按单质熔点高低的顺序如下图，其中序号“8”代表_____(填元素符号)；其中电负性最大的是_____(填图中的序号)。



18.(12 分)(1)基态 Si 原子中，电子占据的最高能层符号为_____，该能层具有的原子轨道数为_____、电子数为_____。

(2)依据第二周期元素第一电离能的变化规律，参照下图 B、F 元素的位置，用小黑点标出 C、N、O 三种元素的相对位置。



(3)①N、Al、Si、Zn 四种元素中，有一种元素的电离能数据如下表所示：

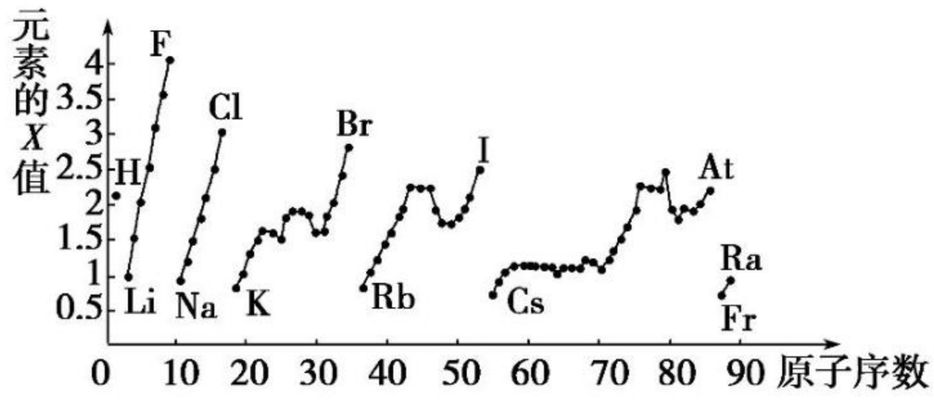
电离能	I_1	I_2	I_3	I_4	……
I_n/(kJ·mol^{-1})	578	1 817	2 745	11 578	……

则该元素是_____(填写元素符号)。

②基态锗(Ge)原子的电子排布式是_____。Ge 的最高价氯化物的分子式是_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

19.(10 分)如图为周期表中部分元素的某种性质(*X* 值)随原子序数变化的关系。



(1)同主族内不同元素的 *X* 值变化的特点是_____,同周期内,随着原子序数的增大,*X* 值总体上呈现_____趋势。周期表中 *X* 值的这种变化特点体现了元素性质的_____变化规律。

(2)*X* 值较小的元素集中在元素周期表的_____。

a.左下角　　b.右上角　　c.金属与非金属分界线附近

(3)下列关于元素该性质的说法中正确的是_____(选填字母)。

a.*X* 值可反映元素最高正化合价的变化规律

b.*X* 值可反映原子在分子中吸引电子的能力

c.*X* 值大小可用来衡量元素金属性和非金属性的强弱

20.(10 分)W、X、Y、Z、N 是短周期元素,它们的核电荷数依次增大。

元素	元素性质或原子结构
W	原子核内无中子
X	原子核外 s 能级上的电子总数与 p 能级上的电子总数相等,且是非金属元素
Y	元素的离子半径在该周期中最小
Z	原子核外 p 能级上的电子总数比 s 能级上的电子总数多 2
N	最外层电子数比次外层电子数少 1

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(1)W 单质的化学式为_____，Z 元素原子核外有_____个原子轨道填充了电子。

(2)Y、Z 和 N 三种元素第一电离能由大到小的顺序为_____(填元素符号)。

(3)X 与 Z 两元素的电负性较大的是_____(填元素符号)。

(4)Z 元素原子共有_____种不同运动状态的电子。

21.(10 分)已知:A～F 都是周期表中前四周期的元素，它们的原子序数依次增大。其中 A、C 原子的 L 层有 2 个未成对电子。D 与 E 同主族，D 的二价阳离子与 C 的阴离子具有相同的电子层结构。F^{3+} 的 M 层 3d 轨道电子为半充满状态。请根据以上信息，回答下列问题：

(1)A、B、C 的电负性由小到大的顺序为_____(用元素符号表示)。

(2)D 元素的原子核外共有____种不同运动状态的电子、____种不同能级的电子。

(3)写出 E 的基态原子的电子排布式：_____。

(4)F 和 X(质子数为 25)两元素的部分电离能数据列于下表，比较两元素的 I_2、I_3 可知，X^{2+} 再失去一个电子比 F^{2+} 再失去一个电子难。对此，你的解释是_____。

元素		X	F
电离能/kJ·mol^{-1}	I_1	717	759
	I_2	1 509	1 561
	I_3	3 248	2 957

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

班级_____ 姓名_____ 考场号_____ 准考证号_____

密 封 线

章末质量评估卷(二)

第二章 分子结构与性质

(时间:60 分钟 满分:100 分)

一、选择题(本题包括 16 小题,每小题 3 分,共 48 分,每小题仅有一项符合题意)

1. 374 ℃、22.1 Mpa 以上的超临界水具有很强的溶解有机物的能力,并含有较多的 H^+ 和 OH^-,由此可知超临界水 ( )

A. 显中性,pH 等于 7

B. 表现出非极性溶剂的特性

C. 显酸性,pH 小于 7

D. 表现出极性溶剂的特性

2. 下列说法中正确的是 ( )

A. HCHO 分子中既含 σ 键又含 π 键

B. CO_2 分子中的化学键为非极性键

C. NH_3 分子中 N 原子的杂化轨道类型是 sp^2

D. 沸点:$PH_3 > NH_3 > H_2O$

3. 下列叙述中正确的是 ( )

A. NH_3、CO、CO_2 都是极性分子

B. CH_4、CCl_4 都是含有极性键的非极性分子

C. HF、HCl、HBr、HI 的稳定性依次增强

D. CS_2、H_2O、C_2H_2 都是直线形分子

4. 根据键能数据(H—Cl 431 kJ/mol,H—I 297 kJ/mol),可得出的结论是 ( )

A. 溶于水时,HI 比 HCl 更容易电离,所以氢碘酸是强酸

B. HI 比 HCl 熔、沸点高

C. HI 比 HCl 稳定

D. 拆开等物质的量的 HI 和 HCl,HI 消耗的能量多

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

5. PH_3 是一种无色剧毒气体，其分子结构和 NH_3 相似，但 P—H 键键能比 N—H 键键能低。下列判断错误的是 （　　）

A. PH_3 分子呈三角锥形

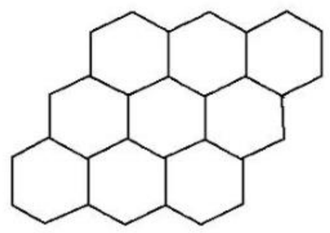
B. PH_3 分子是极性分子

C. PH_3 沸点低于 NH_3 沸点，因为 P—H 键键能低

D. PH_3 分子稳定性低于 NH_3 分子，因为 N—H 键键能高

6. 下列化合物中含有手性碳原子的是 （　　）

A. CCl_2F_2

B. 

C. CH_3CH_2OH

D. $CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}H—COOH$

7. 下列关于 SO_2 与 CO_2 的说法正确的是 （　　）

A. 都是直线形结构

B. 中心原子都采取 sp 杂化

C. S 原子和 C 原子上都没有孤电子对

D. SO_2 为 V 形结构，CO_2 为直线形结构

8. 氰气的化学式为 $(CN)_2$，结构式为 N≡C—C≡N，性质与卤素相似，下列叙述正确的是 （　　）

A. 分子中既有极性键，又有非极性键

B. 分子中 N≡C 键的键长大于 C—C 键的键长

C. 分子中含有 2 个 σ 键和 4 个 π 键

D. 不和氢氧化钠溶液发生反应

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

9. 下表是元素周期表的一部分。表中所列的字母分别代表某一种化学元素。



下列说法正确的是 （ ）

A. 沸点：$A_2D<A_2X$

B. CA_3 分子是非极性分子

C. C 形成的单质中 σ 键与 π 键个数之比为 1∶2

D. B、C、D 形成的气态氢化物互为等电子体

10. 某化合物的分子式为 AB_2，A 属ⅥA 族元素，B 属ⅦA 族元素，A 和 B 在同一周期，它们的电负性值分别为 3.44 和 3.98，已知 AB_2 分子的键角为 103.3°。下列推断不正确的是 （ ）

A. AB_2 分子的立体构型为“V”形

B. A—B 键为极性共价键，AB_2 分子为非极性分子

C. AB_2 与 H_2O 相比，AB_2 的熔点、沸点比 H_2O 的低

D. AB_2 分子中无氢原子，分子间不能形成氢键，而 H_2O 分子间能形成氢键

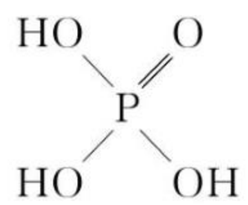
11. 下列对分子的性质的解释中，不正确的是 （ ）

A. 水很稳定（1 000 ℃以上才会部分分解）是因为水中含有大量的氢键所致

B. 乳酸（ $CH_3\underset{\underset{OH}{|}}{C}HCOOH$ ）有一对手性异构体，因为其分子中含有一个手性碳原子

C. 碘易溶于四氯化碳，甲烷难溶于水都可用相似相溶原理解释

D. 由图知酸性：$H_3PO_4>HClO$，因为 H_3PO_4 的非羟基氧原子数大于次氯酸的非羟基氧原子数

次氯酸	磷酸
Cl—OH	

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

12. 根据杂化轨道理论和价层电子对互斥模型，判断下列分子或者离子的立体构型正确的是（　　）

选项	分子式	中心原子杂化方式	价层电子对互斥模型	分子或离子的立体构型
A	SO_2	sp	直线形	直线形
B	HCHO	sp^2	平面三角形	三角锥形
C	NF_3	sp^2	四面体形	平面三角形
D	NH_4^+	sp^3	正四面体形	正四面体形

13. 氯化硼的熔点为－107 ℃，沸点为 12.5 ℃，在其分子中键与键之间的夹角为 120°，它能水解，有关叙述正确的是（　　）

A. 氯化硼分子间含有氢键　　B. 氯化硼中心原子采用 sp 杂化

C. 氯化硼分子呈正三角形，属极性分子　　D. 其分子空间结构类似 CH_2O

14. 关于原子轨道的说法正确的是（　　）

A. 凡是中心原子采取 sp^3 杂化轨道成键的分子其立体构型都是正四面体形

B. CH_4 分子中的 sp^3 杂化轨道是由 4 个 H 原子的 1s 轨道和 C 原子的 2p 轨道混合起来而形成的

C. sp^3 杂化轨道是由同一个原子中能量相近的 s 轨道和 p 轨道混合起来形成的一组能量相同的新轨道

D. 凡 AB_3 的共价化合物，其中心原子 A 均采用 sp^3 杂化轨道成键

班级＿＿＿＿　姓名＿＿＿＿　考场号＿＿＿＿　准考证号＿＿＿＿
密　封　线
化学 选修3 物质结构与性质 RJ

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

15. 从实验测得不同物质中氧氧之间的键长和键能的数据：

O—O 键数据	O_2^{2-}	O_2^-	O_2	O_2^+
键长/(10^{-12}m)	149	128	121	112
键能/(kJ·mol^{-1})	x	y	$z=494$	$w=628$

其中 x、y 的键能数据尚未测定，但可根据规律性推导键能的大小顺序为 $w>z>y>x$；该规律性是 （　　）

A. 成键的电子数越多，键能越大　　B. 键长越长，键能越小

C. 成键所用的电子数越少，键能越大　　D. 成键时电子对越偏移，键能越大

16. 某物质的实验式为 $PtCl_4 \cdot 2NH_3$，其水溶液不导电，加入 $AgNO_3$ 溶液反应也不产生沉淀，以强碱处理并没有 NH_3 放出，则关于此化合物的说法中正确的是 （　　）

A. 配合物中中心原子的电荷数和配位数均为 6　　B. 该配合物可能是平面正方形构型

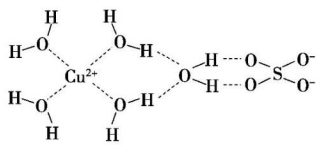
C. Cl^- 和 NH_3 分子均与 Pt^{4+} 配位　　D. 配合物中 Cl^- 与 Pt^{4+} 配位，而 NH_3 分子不配位

二、非选择题（本题包括 5 小题，共 52 分）

17. (10 分)第四周期的 Cr、Fe、Co、Ni、Cu、Zn 等许多金属能形成配合物。

(1)NH_3 是一种很好的配体，氨气分子是_____(填“极性”或“非极性”)分子，NH_3 的沸点_____(填“高于”“等于”或“低于”)AsH_3。

(2)科学家通过 X-射线测得胆矾结构示意图可简单表示如下：



图中虚线表示的作用力为_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(3)胆矾溶液与氨水在一定条件下可以生成 $Cu(NH_3)_4SO_4 \cdot H_2O$ 晶体。在 $Cu(NH_3)_4SO_4 \cdot H_2O$ 晶体中，含有的原子团或分子有：$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$、NH_3、SO_4^{2-}、H_2O，$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 为平面正方形结构，则呈正四面体结构的原子团或分子是_____，其中心原子的杂化轨道类型是_____。

(4)金属镍粉在 CO 气流中轻微加热，生成无色挥发性液态 $Ni(CO)_4$，呈正四面体构型。$Ni(CO)_4$ 易溶于_____(填标号)。

A. 水　　B. 四氯化碳

C. 苯　　D. 硫酸镍溶液

18.(10 分)配位键是一种特殊的共价键，即共用电子对由某原子单方面提供和另一缺电子的粒子结合。如 NH_4^+ 就是由 NH_3(氮原子提供电子对)和 H^+(缺电子)通过配位键形成的。据此，回答下列问题：

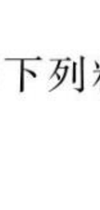
(1)下列粒子中可能存在配位键的是_____。

A. CO_2　　B. H_3O^+

C. CH_4　　D. H_2SO_4

(2)硼酸(H_3BO_3)溶液呈酸性，试写出其电离方程式：_____。

(3)科学家对 H_2O_2 结构的认识经历了较为漫长的过程，最初科学家提出了两种观点：

甲： →O、乙：H—O—O—H，式中 O→O 表示配位键，在化学反应中 O→O 键遇到还原剂时易断裂。

化学家 Baeyer 和 Villiyer 为研究 H_2O_2 的结构，设计并完成了下列实验：

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

a. 将 C_2H_5OH 与浓 H_2SO_4 反应生成 $(C_2H_5)_2SO_4$ 和水；

b. 将制得的 $(C_2H_5)_2SO_4$ 与 H_2O_2 反应，只生成 A 和 H_2SO_4；

c. 将生成的 A 与 H_2 反应（已知该反应中 H_2 作还原剂）。

①如果 H_2O_2 的结构如甲所示，实验 c 中化学反应方程式为（A 写结构简式）_____

_____。

②为了进一步确定 H_2O_2 的结构，还需要在实验 c 后添加一步实验 d，请设计 d 的实验方案：_____

_____。

19.（10 分）下列反应曾用于检测司机是否酒后驾驶：

$$2Cr_2O_7^{2-}+3CH_3CH_2OH+16H^++13H_2O\longrightarrow 4[Cr(H_2O)_6]^{3+}+3CH_3COOH$$

（1）Cr^{3+} 基态核外电子排布式为_____；配合物 $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ 中，与 Cr^{3+} 形成配位键的原子是

_____（填元素符号）。

（2）CH_3COOH 中 C 原子轨道杂化类型为_____；1 mol CH_3COOH 分子含有 σ 键的数目为_____。

（3）与 H_2O 互为等电子体的一种阳离子为_____（填化学式）；H_2O 与 CH_3CH_2OH 可以任意比

例互溶，除因为它们都是极性分子外，还因为_____。

20.（12 分）X、Y、Z、Q、E 五种元素中，X 原子核外的 M 层中只有两对成对电子，Y 原子核外的 L 层电子数是 K

层的两倍，Z 是地壳内含量（质量分数）最高的元素，Q 的核电荷数是 X 与 Z 的核电荷数之和，E 在元素周期

表的各元素中电负性最大。请回答下列问题：

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(1)X、Y 的元素符号依次为_____、_____。

(2)XZ_2 与 YZ_2 分子的立体构型分别是_____和_____，相同条件下两者在水中的溶解度较大的是_____(填分子式)，理由是_____。

(3)Q 的元素符号是_____，它的基态原子的核外电子排布式为_____，在形成化合物时它的最高化合价为_____。

(4)用氢键表示式写出 E 的氢化物溶液中存在的所有氢键：_____。

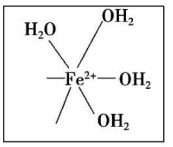
21.(10 分)(**2018·江苏卷**)臭氧(O_3)在$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$催化下能将烟气中的 SO_2、NO_x 分别氧化为 SO_4^{2-} 和 NO_3^-，NO_x 也可在其他条件下被还原为 N_2。

(1)SO_4^{2-} 中心原子轨道的杂化类型为_____；NO_3^- 的立体构型为_____(用文字描述)。

(2)与 O_3 分子互为等电子体的一种阴离子为_____(填化学式)。

(3)N_2 分子中 σ 键与 π 键的数目比 $n(\sigma):n(\pi)=$_____。

(4)$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$与 NO 反应生成的$[Fe(NO)(H_2O)_5]^{2+}$中，NO 以 N 原子与 Fe^{2+} 形成配位键。请在$[Fe(NO)(H_2O)_5]^{2+}$结构示意图的相应位置补填缺少的配体。



$[Fe(NO)(H_2O)_5]^{2+}$结构示意图

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

班级_____ 姓名_____ 考场号_____ 准考证号_____
密 封 线

章末质量评估卷(三)

第三章 晶体结构与性质

(时间:60 分钟 满分:100 分)

一、选择题(本题包括 16 小题,每小题 3 分,共 48 分,每小题仅有一项符合题意)

1. 东晋葛洪在《抱朴子》中写道"扶南生金刚,生水底石上,如钟乳状,体似紫石英,可以刻玉,人没水取之,虽铁椎之亦不能伤。"文中所述"金刚"可能为 ( )

A. 结晶氯化钠　　B. 金刚石

C. 碳酸钙　　D. 二氧化硅

2. 下列说法正确的是 ( )

A. 晶体在受热熔化过程中一定存在化学键的断裂

B. 原子晶体的原子间只存在共价键,而分子晶体内只存在范德华力

C. 区分晶体和非晶体最科学的方法是对固体进行 X-射线衍射实验

D. 非金属元素的原子间只形成共价键,金属元素的原子与非金属元素的原子间只形成离子键

3. 下表所列有关晶体的说法中,有错误的是 ( )

选项	A	B	C	D
晶体名称	碘化钾	干冰	石墨	碘
构成晶体粒子名称	阴、阳离子	分子	原子	分子
晶体内存在的作用力	离子键	范德华力	共价键	范德华力

4. 下列说法中正确的是 ( )

A. 离子晶体中每个离子周围均吸引着 6 个带相反电荷的离子

B. 金属导电的原因是在外加电场作用下金属产生自由电子,电子定向运动

C. 分子晶体的熔、沸点很低,常温下都呈液态或气态

D. 原子晶体中的各相邻原子以共价键相结合

5. 下列物质所属晶体类型分类正确的是 ( )

选项	A	B	C	D
原子晶体	石墨	生石灰	碳化硅	金刚石
分子晶体	冰	固态氨	氯化铯	干冰
离子晶体	氮化铝	食盐	明矾	芒硝
金属晶体	铜	汞	铝	铁

关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

6. 下列说法中，正确的是 （　　）

A. 冰融化时，分子中 H—O 键发生断裂

B. 原子晶体中，共价键越强，熔点越高

C. 分子晶体中，共价键键能越大，该分子晶体的熔、沸点一定越高

D. 分子晶体中，分子间作用力越大，该物质越稳定

7. 在解释下列物质性质的变化规律与物质结构间的因果关系时，与键能无关的变化规律是 （　　）

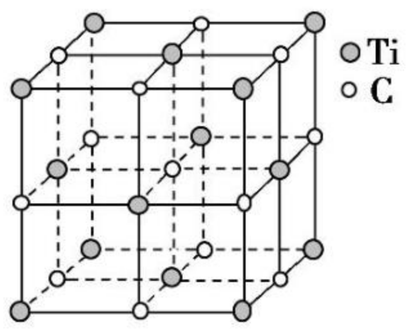
A. HF、HCl、HBr、HI 的热稳性依次减弱

B. 金刚石的硬度大于硅，其熔、沸点也高于硅

C. NaF、NaCl、NaBr、NaI 的熔点依次降低

D. F_2、Cl_2、Br_2、I_2 的熔、沸点逐渐升高

8. 最近发现一种钛原子和碳原子构成的气态团簇分子，如下图所示，顶角和面心的原子是钛原子，棱的中心和体心的原子是碳原子，它的化学式为 （　　）



A. $Ti_{14}C_{13}$

B. TiC

C. Ti_4C_4

D. Ti_4C_3

9. 下表中的数据是对应物质的熔点(℃)。

物质	NaCl	Na_2O	AlF_3	$AlCl_3$	BCl_3	CO_2	SiO_2
熔点/℃	801	920	1 291	190	−107	−57	1 723

据此作出的下列判断中，错误的是 （　　）

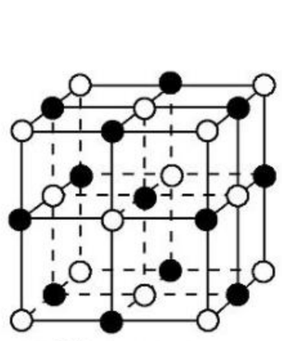
A. 铝的化合物的晶体中有离子晶体

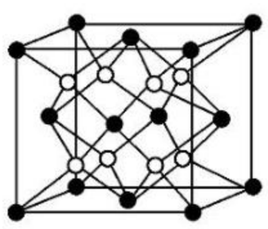
B. 同族元素中的氧化物可形成不同类型的晶体

C. 表中只有 BCl_3 和干冰是分子晶体

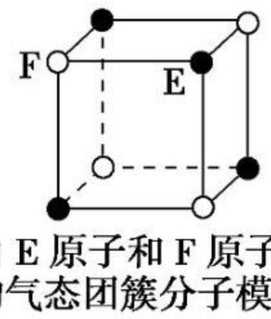
D. 不同元素的氯化物可形成相同类型的晶体

10. 有关晶体的结构如下图所示，下列说法中不正确的是 （　　）






金刚石



由 E 原子和 F 原子构成的气态团簇分子模型

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

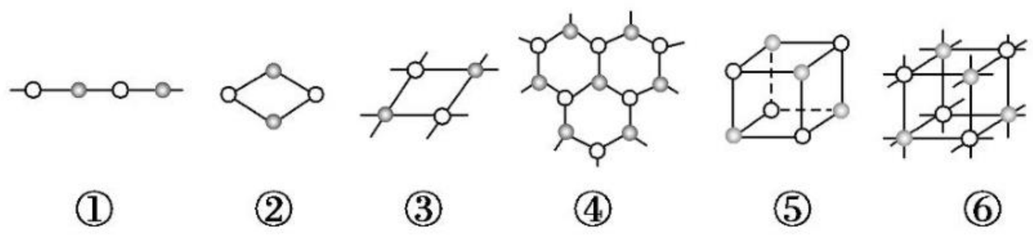
A. 在 NaCl 晶体中，距 Na^+ 最近的 Cl^- 形成正八面体

B. 在 CaF_2 晶体中，每个晶胞平均占有 4 个 Ca^{2+}

C. 在金刚石晶体中，碳原子与碳碳键个数的比为 1∶2

D. 该气态团簇分子的分子式为 EF 或 FE

11. AB 型的化学式形成的晶体结构情况多种多样。如图所示的几种结构中最有可能是分子晶体的是 （　　）



A. ①②③　　B. ③④⑥

C. ②⑤　　D. ①②

12. 氮氧化铝(AlON)属于原子晶体，是一种超强透明材料，下列描述错误的是 （　　）

A. AlON 和石英的化学键类型相同　　B. AlON 和石英晶体类型相同

C. AlON 和 Al_2O_3 的化学键类型不同　　D. AlON 和 Al_2O_3 晶体类型相同

13. 下列关于晶体的说法正确的组合是 （　　）

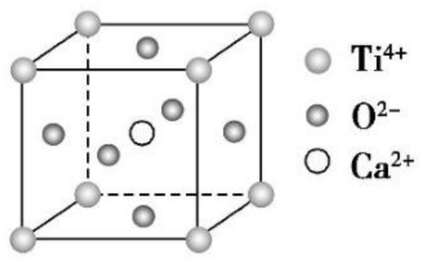
①分子晶体中都存在共价键

②在晶体中只要有阳离子就一定有阴离子

③金刚石、SiC、NaF、NaCl、H_2O、H_2S 晶体的熔点依次降低

④离子晶体中只有离子键没有共价键，分子晶体中肯定没有离子键

⑤$CaTiO_3$ 晶体中(晶胞结构如图所示)每个 Ti^{4+} 和 12 个 O^{2-} 相紧邻



⑥SiO_2 晶体中每个硅原子与两个氧原子以共价键相结合

⑦晶体中分子间作用力越大，分子越稳定

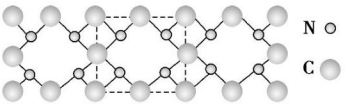
⑧氯化钠熔化时离子键被破坏

A. ①②③⑥　　B. ①②④

C. ③⑤⑦　　D. ③⑤⑧

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

14. 氮化碳结构如下图，其中β氮化碳硬度超过金刚石晶体，成为首屈一指的超硬新材料。下列有关氮化碳的说法错误的是 （ ）



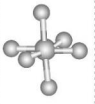
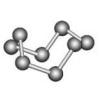
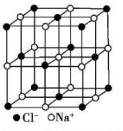
A. 氮化碳属于原子晶体

B. 氮化碳中碳显－4价，氮显＋3价

C. 氮化碳的化学式为 C_3N_4

D. 每个碳原子与四个氮原子相连，每个氮原子与三个碳原子相连

15. 观察下列模型并结合有关信息，判断有关说法正确的是 （ ）

	硼晶体的结构单元	SF_6 分子	S_8 分子	NaCl
结构模型示意图				
备注	熔点 1 873 K	—	易溶于 CS_2	—

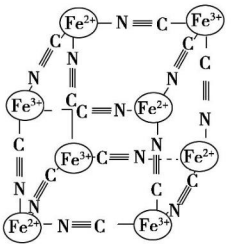
A. 单质硼属原子晶体，其结构单元 B_{12} 中含有 30 个 B—B 键，含 20 个正三角形

B. SF_6 是由极性键构成的极性分子

C. 固态硫 S_8 属于原子晶体

D. NaCl 晶体中每个 Na^+ 周围距离最近的 Na^+ 有 6 个

16. 分析化学中常用 X-射线研究晶体结构，有一种蓝色晶体可表示为：$M_xFe_y(CN)_z$，研究表明它的结构特征是 Fe^{2+}、Fe^{3+} 分别占据立方体的顶点，自身互不相邻，而 CN^- 位于立方体的棱上，其晶体中的阴离子结构如图示，下列说法正确的是 （ ）



关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

班级_____ 姓名_____ 考场号_____ 准考证号_____
密 封 线

A. 该晶体是原子晶体

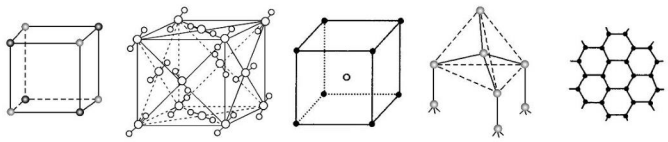
B. M 的离子位于上述立方体的面心，呈+2 价

C. M 的离子位于上述立方体的体心，呈+1 价，且 M^+ 空缺率（体心中没有 M^+ 的占总体心的百分比）为 50%

D. 晶体的化学式可表示为 $MFe_2(CN)_3$，且 M 为+1 价

二、非选择题（本题包括 5 小题，共 52 分）

17.（10 分）下图表示一些晶体中的某些结构，它们分别是 NaCl、CsCl、干冰、金刚石、石墨结构中的某一种的某一部分：



A　　B　　C　　D　　E

（1）代表金刚石的是（填编号字母，下同）_____，其中每个碳原子与_____个碳原子最接近且距离相等。

（2）代表石墨的是_____，每个正六边形占有的碳原子数平均为_____个。

（3）代表 NaCl 的是_____，每个 Na^+ 周围与它最接近且距离相等的 Na^+ 有_____个。

（4）代表 CsCl 的是_____，它属于_____晶体，每个 Cs^+ 与_____个 Cl^- 紧邻。

（5）代表干冰的是_____，它属于_____晶体，每个 CO_2 分子与_____个 CO_2 分子紧邻。

18.（10 分）（1）（**2019·全国卷Ⅲ**）苯胺（  ）的晶体类型是_____。苯胺与甲苯（  ）的相对分子质量相近，但苯胺的熔点（−5.9 ℃）、沸点（184.4 ℃）分别高于甲苯的熔点（−95.0 ℃）、沸点（110.6 ℃），原因是_____。

（2）碳化铝，黄色晶体，熔点 2 200 ℃，熔融态不导电_____（填晶体类型）。

（3）五氟化矾，无色晶体，熔点 19.5 ℃，易溶于乙醇、氯仿、丙酮中_____（填晶体类型）。

（4）溴化钾，无色晶体，熔融时或溶于水中都能导电_____（填晶体类型）。

（5）三氯化铁常温下为固体，熔点 282 ℃，沸点 315 ℃，在 300 ℃以上易升华。易溶于水，也易溶于乙醚、丙酮等有机溶剂。据此判断三氯化铁晶体为_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(6)(**2019·全国卷Ⅰ**)一些氧化物的熔点如下表所示：

氧化物	Li_2O	MgO	P_4O_6	SO_2
熔点/℃	1 570	2 800	23.8	−75.5

解释表中氧化物之间熔点差异的原因_____

_____。

19.(10 分)下图为 CaF_2、H_3BO_3(层状结构,层内的 H_3BO_3 分子通过氢键结合)、金属铜三种晶体的结构示意图,请回答下列问题：

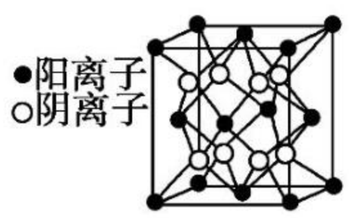


图1 CaF_2 晶胞

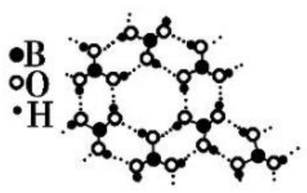


图2 H_3BO_3 层状结构

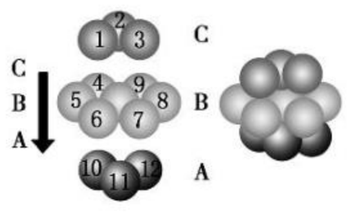


图3 铜晶体中铜原子堆积模型

(1)图 1 所示的 CaF_2 晶体中与 Ca^{2+} 最近且等距离的 F^- 数为_____,图 3 中未标号的铜原子形成晶体后周围最紧邻的铜原子数为_____。

(2)图 2 所示的物质结构中最外层已达 8 电子结构的原子是_____,H_3BO_3 晶体中 B 原子个数与极性键个数比为_____。

(3)金属铜具有很好的延展性、导电传热性,对此现象最简单的解释是用“_____”理论。

(4)三种晶体中熔点最低的是_____,其晶体受热熔化时,克服的微粒之间的相互作用力为_____

_____。

20.(11 分)已知 A、B、C、D、E、F 为元素周期表中原子序数依次增大的前 20 号元素,A 与 B,C、D 与 E 分别位于同一周期。A 原子 L 层上有 2 对成对电子,B、C、D 的核外电子排布相同的简单离子可形成一种 C_3DB_6 型离子晶体 X,CE、FA 为电子数相同的离子晶体。

(1)写出 A 元素的基态原子价电子排布式：_____。F 离子电子排布式：_____。

(2)写出 X 的化学式：_____。X 的化学名称为_____。

(3)写出 X 涉及化工生产中的一个化学方程式：_____。

(4)试解释工业冶炼 D 不以 DE_3 而是以 D_2A_3 为原料的原因：_____

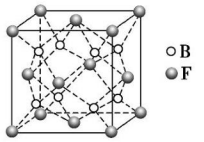
_____

_____。

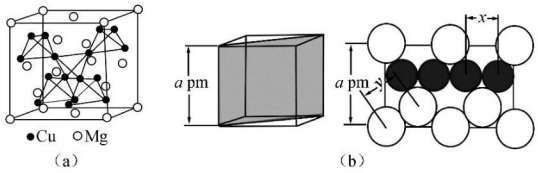
关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(5)CE、FA 的晶格能分别为 786 kJ·mol^{-1}、3 401 kJ·mol^{-1}，试分析导致两者晶格能差异的主要原因是_____。

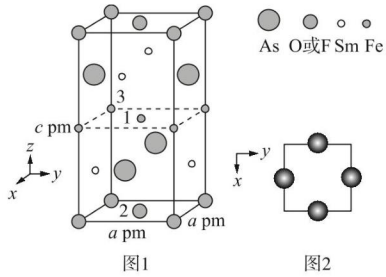
(6)F 与 B 可形成离子化合物，其晶胞结构如下图所示。F 与 B 形成的离子化合物的化学式为_____；该离子化合物晶体的密度为 a g·cm^{-3}，则晶胞的体积是_____(只要求列出算式)。



21.(11 分)(1)(**2019·全国卷Ⅰ**)图(a)是 $MgCu_2$ 的拉维斯结构，Mg 以金刚石方式堆积，八面体空隙和半数的四面体空隙中，填入以四面体方式排列的 Cu。图(b)是沿立方格子对角面取得的截图。可见，Cu 原子之间最短距离 x=_____pm，Mg 原子之间最短距离 y=_____pm。设阿伏加德罗常数的值为 N_A，则 $MgCu_2$ 的密度是_____g·cm^{-3}(列出计算表达式)。



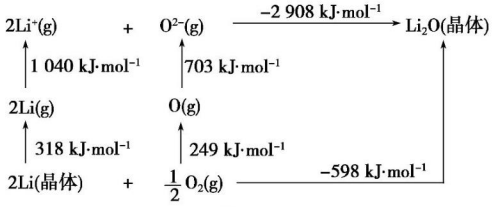
(2)(**2019·全国卷Ⅱ**)一种四方结构的超导化合物的晶胞结构如图 1 所示，晶胞中 Sm 和 As 原子的投影位置如图 2 所示。



图中 F^- 和 O^{2-} 共同占据晶胞的上下底面位置，若两者的比例依次用 x 和 $1-x$ 代表，则该化合物的化学式表示为_____，通过测定密度 ρ 和晶胞参数，可以_____计算该物质的 x 值，完成它们关系表达式：ρ=_____g·cm^{-3}。以晶胞参数为单位长度建立坐标系可以表示晶胞中各原子的位置，称作原子分数坐标，例如图 1 中原子 1 的坐标为 $\left(\frac{1}{2},\frac{1}{2},\frac{1}{2}\right)$，则原子 2 和 3 的坐标分别为_____、_____。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

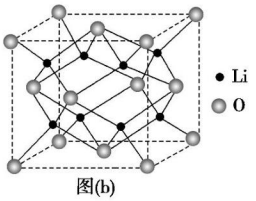
(3)(**2018·全国卷Ⅰ**)①Li_2O是离子晶体,其晶格能可通过图(a)的BornHaber循环计算得到。



图(a)

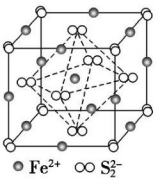
可知,Li原子的第一电离能为_____kJ·mol^{-1},O═O键的键能为_____kJ·mol^{-1},Li_2O晶格能为_____kJ·mol^{-1}。

②Li_2O具有反萤石结构,晶胞如图(b)所示。已知晶胞参数为0.466 5 nm,阿伏加德罗常数的值为N_A,则Li_2O的密度为_____g·cm^{-3}(列出计算式)。

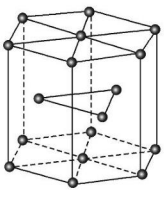


图(b)

(4)(**2018·全国卷Ⅱ**)FeS_2晶体的晶胞如图所示。晶胞边长为a nm、FeS_2相对分子质量为M、阿伏加德罗常数的值为N_A,其晶体密度的计算表达式为_____g·cm^{-3};晶胞中Fe^{2+}位于S_2^{2-}所形成的正八面体的体心,该正八面体的边长为_____nm。



(5)(**2018·全国卷Ⅲ**)金属Zn晶体中的原子堆积方式如图所示,这种堆积方式称为_____。六棱柱底边边长为a cm,高为c cm,阿伏加德罗常数的值为N_A,Zn的密度为_____g·cm^{-3}(列出计算式)。



关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

骄子之路
the Road to Pride
让 学习更快乐，人生更精彩

答案与解析

与45分钟课时作业与单元测试配套使用

化学

选修3·物质结构与性质 RJ

班级：_____

姓名：_____

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

第一部分 课时作业

第一章 原子结构与性质

第一节 原子结构

第 1 课时 能层与能级 构造原理

知识梳理 · 对点练

知识梳理

[1]K [2]1s [3]2 [4]2 [5]L [6]2s [7]2p [8]2 [9]6 [10]8 [11]M [12]3s [13]3p [14]3d [15]2 [16]6 [17]10 [18]18 [19]N [20]4s [21]4p [22]4d [23]4f [24]2 [25]6 [26]10 [27]14 [28]32 [29]O [30]2 [31]P [32]Q [33]等于 [34]3s、3p、3d [35]1 [36]3 [37]5 [38]7 [39]核电荷数

对点训练

1. 选 D 同一原子中能层序数越大，能量越高，离核越远，A、C 项均错误；在同一能级中，不论其在哪一能层中，其轨道数是一定的，B 项错误；D 项正确。

2. 选 D K、L、M、N 能层分别含有的能级为 s、(s、p)、(s、p、d)、(s、p、d、f)，故选 D。

3. 选 D 每一能层包含的能级数目等于该能层的序数，第四能层包含 s、p、d、f 四个能级，每一能级所能容纳的最多电子数是其原子轨道数目的 2 倍，以 s、p、d、f……排序的各能级所具有的原子轨道数分别为 1、3、5、7……，第 N 能层含有 4 个能级，16 个原子轨道，故选 D。

4. 选 C 相同电子层上的原子轨道能量高低：$ns<np<nd<nf$；形状相同的原子轨道能量高低：1s＜2s＜3s＜4s；另外还有能级交错问题。A 项中 1s＜2p＜4s＜3d；B 项中 1s＜2s＜2p＜3s；D 项中 3p＜4s＜3d＜4p；故选 C。

5. 选 B 根据原子中上述能级的能量高低顺序：$ns<(n-2)f<(n-1)d<np$，所以最后一个排布的应是能量最高的能级，应为 np 能级。可见，解此类题，应从构造原理入手，判断出能级的能量高低。电子在排布时应先进入能量低的能级，填满后再进入能量高的能级。

6. 选 B Ca 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$，因此 Ca^{2+} 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^6$，故 A 项正确；O 的电子排布式为 $1s^22s^22p^4$，因此 O^{2-} 的电子排布式为 $1s^22s^22p^6$，故 B 项错误；原子失去电子形成离子时，应先失去最外层上的电子，Fe 的电子排布式为 $1s^22s^22p^6\ 3s^23p^63d^64s^2$，铁元素生成 Fe^{2+} 时，应先失去 4s 上的电子，故 Fe^{2+} 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^6$，故 C、D 项正确。故选 B。

课后提能 · 层级练

1. 选 C 汤姆生最早提出了电子学说，道尔顿最早提出了原子学说，卢瑟福最早提出了原子核，玻尔最早提出了原子的行星模型。

2. 选 A 根据电子的能量高低不同，核外电子分层运动；能量高的电子在离核远的区域运动；同一能层内能级不同的电子能量不相同。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

3. 选 A　同一原子中，符号相同的能级，其上电子能量不一定相同，如 1s 和 2s，能量 2s＞1s，A 正确；能层含有的能级数等于能层序数，即第 n 能层含有 n 个能级，每一能层总是从 s 能级开始，B 错误；同是 s 能级，在不同的能层中所能容纳的最多电子数都是 2 个，C 错误；多电子原子中，同一能级上电子的能量相同，D 错误。

4. 选 B　根据构造原理示意图判断，故 A 项正确；根据构造原理可知，3s 与 4s 能级之间还有 3p 能级，故 B 项错误；绝大多数基态原子的核外电子排布都遵循构造原理，但也有少数例外，如 Cu 和 Ag，故 C 项正确；构造原理中电子填入能级的顺序即各能级能量由低到高的顺序，故 D 项正确。

5. 选 A　从 M 层开始有 d 能级，即 3d，不存在 2d，故 C 项错误；同理从 N 层开始有 f 能级，即 4f，故 D 项错误；不同能层的相同类型的能级，最多容纳的电子数相同，故 B 项错误。

6. 选 B　钒元素的原子序数为 23，可根据电子排布规律写出钒原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$，钒元素为副族元素，所以其价电子排布为 $3d^3 4s^2$。

7. **解析**：A 原子的 L 层排满有 8 个电子，故 M 层有 4 个电子；B 原子次外层电子数只能为 2，故最外层电子数为 3；C 元素为 F，$2F_2+2H_2O=\!=\!=4HF+O_2$；D 元素最外层电子数为 8，次外层电子数为 2。

答案：(1)硅　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

(2)硼　$1s^2 2s^2 2p^1$

(3)氟　$1s^2 2s^2 2p^5$

(4)氖　$1s^2 2s^2 2p^6$

8. **解析**：(1)C 的核外有 6 个电子，电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^2$ 或 $[He]2s^2 2p^2$。(2)N 原子最外层有 5 个电子，最高能层为 2，价电子排布式为 $2s^2 2p^3$。(3)Se 与 O 同主族，原子序数为 34，N 能层有 6 个电子，故其 M 层排满，电子排布式为 $3s^2 3p^6 3d^{10}$。(4)N 原子电子排布式为 $2s^2 2p^3$，N 原子得到 3 个电子所得 N^{3-} 的电子排布式为 $2s^2 2p^6$。(5)Ga 为第四周期第ⅢA 族元素，故其原子最外层电子排布式为 $4s^2 4p^1$，Ga 原子电子排布式为 $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$ 或 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$。

答案：(1)$1s^2 2s^2 2p^2$(或$[He]2s^2 2p^2$)　(2)$2s^2 2p^3$

(3)34　$3s^2 3p^6 3d^{10}$　(4)$1s^2 2s^2 2p^6$

(5)$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$(或$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$)

9. 选 A　现代大爆炸宇宙学理论认为，宇宙诞生于一次大爆炸，大爆炸之后诞生大量的氢、少量的氦以及极少量的锂，经过 140 亿年，氢仍然占有宇宙原子的 88.6%。

10. 选 B　各能层最多容纳电子数为 $2n^2$(n 为能层序数)，故 A 错误；任一能层的能级总是从 s 能级开始，而且能级数等于该能层序数，即原子轨道类型数目等于该电子层序数，如第一能层(K 层)上只有 1s 能级，第二能层(L 层)只有 2s 和 2p 能级，第三能层(M 层)只有 3s、3p 和 3d 能级，第四能层(N 层)只有 4s、4p、4d 和 4f 能级，故 B 正确；能层序数越大，s 原子轨道的能量越高，轨道的半径越大，故 C 错误；离原子核越远的电子，其能量越大，所以 p 原子轨道电子的平均能量随能层的增大而增加，故 D 错误。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

11. 选 D　依题意可知，该元素原子 K、L、M 层容纳的电子数分别为 2、8、6，N 层不含电子，故该元素是硫元素。D 项叙述是错误的，该元素的最外层电子数应为 6。

12. 选 B　第三能层上有 3s、3p、3d 三个能级，因为第四能层上已经含有电子，故 3s、3p 能级上已经排满，3d 能级可以排 0～10 个电子，故 $8 \leqslant y \leqslant 18$，则 $20 \leqslant x \leqslant 30$，只有 B 项符合题意。

13. 选 A　A 项原子结构示意图为 。

14. 选 C　A 项中 X、Y 元素分别是铝和氯，可以形成 $AlCl_3$；B 项中 X、Y 元素分别是碳和氧，可以形成 CO 或 CO_2；C 项中 X、Y 元素分别是铝和硫，可以形成 Al_2S_3；D 项中 X、Y 元素分别是镁和氮，可以形成 Mg_3N_2，综上所述可知只有 C 项符合题意。

15. (1)4s　$4f^5$

(2)$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^2$(或$[Ar]3d^{10}4s^2$)

(3)$1s^22s^22p^63s^23p^63d^74s^2$(或$[Ar]3d^74s^2$)

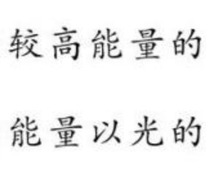
(4)$3d^{10}4s^24p^2$

(5)$1s^22s^22p^63s^23p^63d^84s^2$(或$[Ar]3d^84s^2$)

(6)$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^3$(或$[Ar]3d^{10}4s^24p^3$)

16. **解析**：由题意可知，A 为 Si，B 为 Na，C 为 P，则 D 为 N，E 为 Fe。这五种元素电子排布式分别为 A：$1s^22s^22p^63s^23p^2$，B：$1s^22s^22p^63s^1$，C：$1s^22s^22p^63s^23p^3$，D：$1s^22s^22p^3$，E：$1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$。由电子排布式可写出答案。

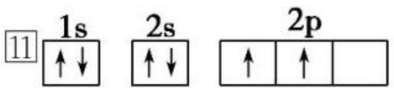
答案：Si　$1s^22s^22p^63s^23p^2$　Na　$[Ne]3s^1$

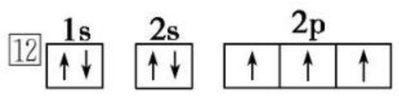
P　$3s^23p^3$　N　$1s^22s^22p^3$　Fe　

第 2 课时　基态原子的核外电子排布　原子轨道

知识梳理 · 对点练

知识梳理

①最低　②较高　③概率密度　④空间运动状态　⑤2　⑥相反　⑦同一　⑧不同　⑨单独占据一个轨道　⑩相同　⑪ 

⑫ 

对点训练

1. 选 B　钢铁长期使用后生锈是化学变化，有电子的转移无电子的跃迁；焰火是电子由较高能量的激发态跃迁到较低能量的基态，多余的能量以光的形式释放出来；金属导线导电是自由电子的定向移动；卫生丸久置后消失是升华。

2. 选 C　激发态时能量较高，较不稳定，A、B 错误；电子从较低能量的基态跃迁到较高能量的激发态时，也会产生原子光谱，D 错误。

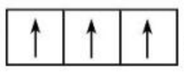
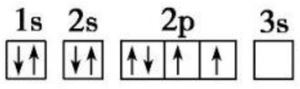
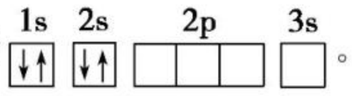
3. 选 B　电子在基态和激发态之间的跃迁会引起能量的变化，主要以光(辐射)的形式体现。电子从基态跃迁到激发态时，会吸收能量，形成吸收光谱；电子从激发态跃迁到基态时，会放出能量，形成发射光谱，B 项不正确。

4. (1)×　(2)√　(3)×　(4)√

5. 选 D　尽管人们不能确定某一时刻原子中电子的精确位置，但能够统计出电子在什么地方出现的概率大，在什么地方出现的概率小。为了形象地表示电

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

子在原子核外空间的分布状况，人们常用小黑点的疏密程度来表示电子在核外出现概率的大小，点密表示电子在那里出现的概率大，反之则小。由图可知，处于1s轨道上的电子在空间出现的概率分布呈球形对称，且电子在原子核附近出现的概率最大，离核越远出现的概率越小。图中的小黑点表示的不是电子，而表示电子曾经出现过的位置。

6. 选A　B项违背了洪特规则，2p轨道应为；C、D项违背了能量最低原理，C应为，D应为。

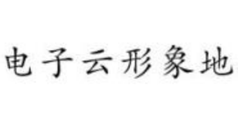
课后提能·层级练

1. 选A　在电流作用下，基态氖原子的电子吸收能量跃迁到较高能级，变为激发态原子，这一过程要吸收能量，不会发出红色光；而电子从较高能量的激发态跃迁到较低能量的激发态或基态时，将释放能量，从而产生红光，故A项正确。

2. 选A　处于最低能量的原子叫做基态原子，故A正确；原子由基态变为激发态要产生吸收光谱，故B错误；不同电子层中p轨道均为3个，则同一原子中，2p、3p能级的轨道数相同，故C错误；电子排布时，3d轨道能量高于4s轨道，故D错误。

3. 选C　电子运动是无序的，没有固定轨道，能量低的在离核近的区域运动，能量高的在离核远的区域运动。只有选项C正确。

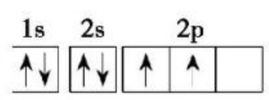
4. 选B　能量相同的原子轨道在全充满(p^6和d^{10})、半充满(p^3和d^5)和全空(p^0和d^0)状态时，体系能量较低，原子较稳定。故B项中Cr原子的外围(或价)电子排布式应为$3d^54s^1$。

5. 选C　根据洪特规则，当电子排布在同一能级的不同轨道时，基态原子中的电子总是优先单独占据一个轨道，而且自旋状态相同，因此，基态氮原子2p能级上的电子排布应为，C项正确。

6. 选A　p能级有三个轨道，据泡利不相容原理，每个轨道最多排2个电子，故p能级最多排6个电子，不可能排7个，故违背泡利原理。

7. **解析**：(1)基态S原子的核外电子排布式为$1s^22s^22p^63s^23p^4$，最高能级为3p，其电子云轮廓图为哑铃(纺锤)形。

(2)基态K原子核外有4个能层：K、L、M、N，能量依次增高，处于N层上的1个电子位于s轨道，s电子云轮廓图形状为球形。

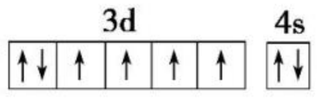
(3)处于一定空间运动状态的电子在原子核外出现的概率密度分布用电子云形象地描述。基态^{14}C原子的电子排布图为，则核外存在2对自旋相反的电子。

答案：(1)哑铃(纺锤)

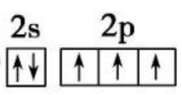
(2)N　球形

(3)电子云　2

8. **解析**：(1)D选项表示基态，为能量最低状态；A、B、C选项均表示激发态，但C选项被激发的电子处于高能级的电子数多，为能量最高状态。

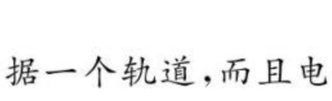
(2)基态Fe原子的核外电子排布式为$1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$，因此其价层电子的电子排布图为。

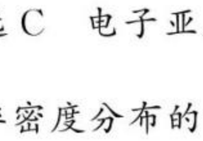
关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(3)根据构造原理可知氮原子价电子排布式为 $2s^22p^3$,根据洪特规则和泡利原理可写出其价层电子的轨道表达式

。

答案:(1)D C

(2)

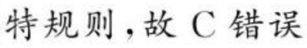
(3)

9. 选 A p 电子云形状是哑铃形,不是平面"8"字形,B 项错误;2p 能级有一个未成对电子的原子有 B 或 F 两种元素,C 项错误;L 层没有 d 能级,D 项错误。

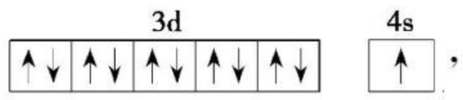
10. 选 A 外围电子排布由 $2s^22p^2$ 转变为 $2s^12p^3$,碳原子体系能量升高,由基态变为激发态,要从外界环境中吸收能量。

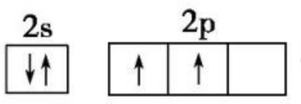
11. 选 B A、D 中同一个原子轨道内电子的自旋状态相同,违反了泡利原理;C 违反了洪特规则——当电子排布在同一能级的不同轨道时,总是优先单独占据一个轨道,而且电子的自旋状态相同。

12. 选 C 电子亚层(能级)是电子在核外空间出现概率密度分布的形象化描述即电子运动的电子云状态,故 A 正确;电子的运动状态由电子层(能层)、电子亚层(能级)、电子云的伸展方向以及电子的自旋状态决定,所以在电子层(能层)、电子亚层(能级)、电子云的伸展方向、以及电子的自旋状态确定时,电子的运动状态才能确定下来,故 B 正确;第一能层只有 s 能级 1 个原子轨道,第二能层有 s 和 p 能级共有 4 个原子轨道,第三能层有 s、p 和 d 能级共有 9 个原子轨道,与电子层(能层)、电子亚层(能级)、电子云的伸展方向及电子的自旋无关,故 C 错误;离原子核越远的电子,其能量越大,则 p 原子轨道电子的平均能量随能层的增大而增加,所以电子云伸展方向与能量大小是无关的,故 D 正确。

13. 选 A 核外电子数为奇数的基态原子,至少有一个电子会单独占据一个原子轨道而不成对,A 项正确,D 项错误;核外电子数为偶数的基态原子,其原子轨道中可能含未成对电子,如碳原子的电子排布图:

,B、C 两项错误。

14. 选 B 核外电子排布式为 $1s^2$ 的原子是 He,核外电子排布式为 $1s^22s^2$ 的原子为铍(Be),He 是稀有气体元素,Be 是金属元素,化学性质不相似,A 错误;Fe 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$,失去电子时先失最外层,再失次外层,失去 2 个电子变成 Fe^{2+} 时,最外层电子排布式为 $3s^23p^63d^6$,失去 3 个电子变成 Fe^{3+} 时,最外层电子排布式为 $3s^23p^63d^5$,B 正确;基态铜原子最外层的电子排布图为

,3d 全充满,符合洪特规则,故 C 错误;基态碳原子的 2s 比 2p 轨道能量低,先填满 2s 再填 2p,即

,不存在半充满能量低的问题,故 D 错误。

15. **解析**:(1)基态 Al 原子的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^1$,铝原子核外电子云有 s、p,分别有 1、3 种伸展方向;有 1s、2s、2p、3s、3p 共 5 种不同的能级;其核外有 13 个电子,则有 13 种不同运动状态的电子。

关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

(2)S 原子核外电子数为 16,基态 S 原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$,Si 原子核外电子数为 14,其核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$,占据电子的最高能层为 M 层,该层有 9 个原子轨道,4 个电子。

(3)L 能层只有 2s、2p 能级,M 能层只有 3s、3p、3d 能级,故选 A、C。

(4)基态 Fe 原子核外电子排布为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$,所以有 4 个未成对电子,失去 2 个 4s、1 个 3d 电子形成 Fe^{3+},其电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$。Cu 为 29 号元素,基态原子核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$,$Cu^+$ 的基态电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$。

(5)s 能级只有 1 个原子轨道,故最多只能容纳 2 个电子,即 $n=2$,所以该元素的原子最外层电子排布式为 $2s^2 2p^4$,由此可知是 O 元素;根据核外电子排布的能量最低原理,可知氧原子的核外电子排布中 2p 能级电子能量最高。

(6)第四周期最外层只有 1 个电子的最外层电子排布式为 $4s^1$,此时 3s、3p 应已填满,3d 轨道可能全空、半充满或全充满,即其电子排布式为 $[Ar]4s^1$,$[Ar]3d^5 4s^1$,$[Ar]3d^{10} 4s^1$。第四周期中,3d 轨道半充满的元素,基态原子的电子排布式为 $[Ar]3d^5 4s^1$、$[Ar]3d^5 4s^2$ 为 Cr、Mn 元素。

答案:(1)4　5　13

(2)2　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$　M　9　4

(3)AC

(4)4　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$　$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

(5)2　2p

(6)$_{19}K$:$[Ar]4s^1$,$_{24}Cr$:$[Ar]3d^5 4s^1$,$_{29}Cu$:$[Ar]3d^{10} 4s^1$

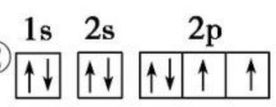
Cr、Mn

16. **解析**:由题意知,A 原子中只有 1 个电子,A 为 H;B 原子的 3p 轨道上有 5 个电子,则 B 为 Cl;C 原子的 2p 轨道上有 4 个电子,则 C 为 O;D 原子的价电子排布式为 $4s^1$,则 D 为 K;由 E 原子的价电子排布式可知 E 为 Ar。

(1)原子结构示意图能简明地表示原子的组成和电子在原子核外的分层排布情况,电子排布式能表明电子在各电子层不同原子轨道上的排布情况;电子排布图可进一步表明电子在各原子轨道上的自旋状态;电子式可以表明与元素性质密切相关的原子最外层的电子数。

(2)对太阳光进行光谱分析,可确定太阳光中所含元素的种类。

答案:(1)①

②

③$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 或$[Ar]4s^1$　④$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^-$

(2)Ar　对太阳光进行光谱分析

第二节　原子结构与元素的性质

第 1 课时　原子结构与元素周期表

知识梳理·对点练

知识梳理

1碱金属　2稀有气体　3ns^1　4$ns^2 np^6$

5元素的原子核外电子的排布　62　72　88

98　108　118　1218　1318　1418　1518　1632

1732　1832　1932(?)　20$ns^{1\sim2}$　21$ns^2 np^{1\sim6}$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

对点训练

1. 选 B　由外围电子排布知，该元素是主族元素。因为最高能层的序数＝周期数，外围电子数＝主族序数，所以该元素位于第五周期第ⅢA 族。

2. 选 D　由题意推知，该元素的外围电子排布为 $4s^2$。故该元素位于第四周期第ⅡA 族。

3. 选 D　A 项只能说明该元素的 L 层有 8 个电子，没法确定其在周期表中的位置；B 项非金属元素有多种化合价，＋4 价不一定是其最高化合价，无法确定；C 项根据最外层电子数只能确定族序数，无法确定周期数；D 项可确定该元素在第五周期第ⅢA 族。

4. 选 B　除 ds 区外，周期表在分区时，依据最后一个电子所进入的能级来分，若最后一个电子进入 s 轨道则为 s 区。A 项 Fe 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$，故为 d 区元素；B 项 Mg 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^2$，为 s 区元素；C 项 Al 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^1$，为 p 区元素；D 项 La 为镧系元素，属于 f 区。

5. 选 D　s 区存在非金属氢元素，而大部分非金属元素存在于 p 区。

6. 选 C　＋3 价离子的核外有 23 个电子，则原子核外有 26 个电子，26 号元素是铁，位于第四周期第Ⅷ族，位于 d 区，故选 C。

课后提能 · 层级练

1. 选 C　^{48}Ti、^{49}Ti、^{50}Ti 等核素的中子数分别为 26、27、28，故 A 叙述正确；$_{22}Ti$ 的外围电子排布式为 $3d^24s^2$，因此钛是 d 区第四周期的过渡元素，故 B、D 叙述正确；元素在周期表中的位置由其质子数决定，钛的同位素原子的质子数相同，在周期表中的同一位置，故 C 叙述不正确。

2. 选 B　A 项中的氢位于 s 区；C 项中 Fe 位于 d 区；D 项均位于 s 区。

3. 选 B　该元素为 39 号 Y，基态原子中共有 39 个电子，原子最外层有 2 个电子，M 能层有 18 个电子。

4. 选 B　s 区包括第ⅠA 族和ⅡA 族，第ⅠA 族中含有氢元素，A 项错误，B 项正确；稀有气体属于 p 区元素，C 项错误；氢元素在 s 区，D 项错误。

5. 选 A　最外层有 3 个电子的原子，其最外层电子排布为 ns^2np^1，属于第ⅢA 族，故①项符合；比如 Fe 的最外层电子排布为 $4s^2$，He 为 $1s^2$，它们都不是主族元素，故②不符合；因最外层电子数最多不超过 8，故最外层有 3 个未成对电子的原子其最外层电子排布应为 ns^2np^3，该元素一定为主族元素，故③符合；有些过渡元素的次外层也可以达到饱和状态，如 Cu：$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^2$，故④不符合。

6. 选 A　第 9 列元素是过渡元素，没有非金属，A 项正确；第 15 列元素的最外层电子排布是 ns^2np^3，B 项错误；最外层电子排布为 ns^2 的元素也可能是过渡元素 Fe 或 0 族元素 He，C 项错误；11、12 列为 ds 区元素，D 项错误。

7. **解析**：此题的关键是根据外围电子排布写出核外电子排布式。有三个价电子其中一个价电子在 3d 能级，则其他两个价电子必在 4s 上，外围电子排布为 $3d^14s^2$，原子序数是 21，在第四周期第ⅢB 族，处于 d 区，是金属元素，最高化合价是＋3。

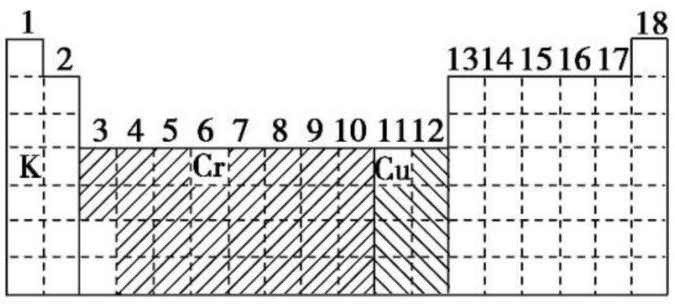
关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

答案:(1)$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

(2)21　四　ⅢB　d　金属　+3价

8. **解析**:依据构造原理最后填入电子的能级符号将元素周期表划分为几个区。对于24号元素,其核外价电子排布根据构造原理应该是$3d^4 4s^2$,而实际上是$3d^5 4s^1$,原因是能量相同的轨道处于全空、全充满和半充满状态时能量较低,而29号元素也正是因为这一点排成$3d^{10} 4s^1$,而不是$3d^9 4s^2$,故将29号、30号元素所在纵行归为ds区。所以认为d区内第6、7纵行的部分元素可以排在ds区是有道理的。

答案:(1)



(2)ds

(3)见上表

9. 选C　C项中,除ds区外,区的名称均来自按构造原理最后填入电子的能级符号。

10. 选C　s区除H外均为金属元素,故A、D项错误;He、Zn等虽然最外层电子数为2但却不是s区元素,B项错误;周期表中ⅢB族～ⅡB族为过渡元素,全部为金属元素,C项正确。

11. 选B　由化学式RN知R为+3价,故R原子核外有31个电子,核电荷数为31,外围电子排布为$4s^2 4p^1$,为镓元素,位于第四周期第ⅢA族。

12. 选A　因为Y元素原子的外围电子排布中出现了np能级,故其ns能级已经排满且只能为2个电子,则$n-1=2$,$n=3$,即Y元素原子的外围电子排布为$3s^2 3p^4$,故A项错误,B项正确;Y为S元素,X为F元素,第二周期所含非金属元素最多,故C项正确;Z为As元素,核外电子排布式为$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$,故D项正确。

13. 选A　①元素周期表的形成原因是核外电子排布呈周期性变化,而核外电子排布是由原子的结构决定的,正确;②ⅠA族元素除氢元素之外称为碱金属,错误;③第一周期的元素原子价电子排布从$1s^1$开始到$1s^2$结束,错误;④随着周期数的增多,元素种类有增多的趋势,错误;⑤$1s^2 2s^2 2p^3$位于第二周期,而$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$位于第三周期,错误;⑥从元素周期表上不难看出,随着周期数的增多,该周期所含金属元素的种类数一般越多,正确。

14. 选C　最外层只有一个电子的不一定在同一族,如Na和Cu的最外层都是一个电子,但是Na在ⅠA族,而Cu在ⅠB族,A项错误;B项中X原子是He,在0族,Y原子是Be,在ⅡA族,B项错误;X原子核外M层上仅有两个电子,X是镁原子,在ⅡA族,N层上也仅有两个电子的原子除了ⅡA族的钙原子,还有锌、铁等原子,D项错误。

15. **解析**:(1)铝属于主族元素,其余属于过渡元素。

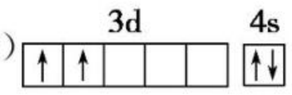
(2)钛位于第四周期第ⅣB族,外围电子排布为$3d^2 4s^2$。

(3)金元素的外围电子排布为$5d^{10} 6s^1$,应位于第六周期第ⅠB族。

(4)Ag位于第五周期第ⅠB族,外围电子排布为$4d^{10} 5s^1$,属于ds区。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

答案:(1)铝

(2)

(3)六 ⅠB

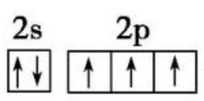
(4)ds

16. **解析**:(1)s 区为ⅠA 族、ⅡA 族,符合条件的元素为 Be,其电子排布式为 $1s^2 2s^2$,价电子的电子云形状为球形。

(2)d 区为ⅢB 族~ⅦB 族、Ⅷ族,族序数最大且原子序数最小的为 Fe,常见离子为 Fe^{2+}、Fe^{3+},电子排布式分别为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$、$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$,由离子的电子排布式可知 Fe^{3+} 的 3d 轨道"半满",其稳定性大于 Fe^{2+}。

(3)ds 区符合条件的为 Zn,其电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$,价电子排布式为 $3d^{10} 4s^2$。

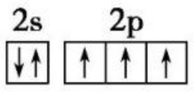
(4)该题中符合题意的为 N,电子排布图为:



。

(5)铀和钚均为锕系元素,位于 f 区。

答案:(1)球形 (2)Fe^{2+}:$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$,$Fe^{3+}$:$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ Fe^{3+}

(3)$3d^{10} 4s^2$ (4)

(5)f

第 2 课时 元素周期律

知识梳理 · 对点练

知识梳理

[1]负电排斥 [2]缩小 [3]气态电中性基态

[4]最低能量 [5]键合电子 [6]越大 [7]变大

[8]变小 [9]右下方

对点训练

1. 选 B A 项:Mg<Ca<Ba;B 项:I>Br>Cl;C 项:O<S<Na;D 项:B>C>N;故选 B。

2. 选 C A 项,同一主族原子半径从上到下越来越大;B 项,核外电子排布相同的离子,核电荷数越大,半径越小;C 项,与 B 项同理,应为 $Mg^{2+}<Na^+<F^-$;D 项,Cl^- 比 F^- 多一个电子层,$Cl^->F^-$,F^- 比 F 多一个电子,故半径大小 $F^->F$。

3. 选 A 第一电离能数值越小,原子越容易失去一个电子;反之,越难失去一个电子。因此,元素的第一电离能依次减小,即原子失去一个电子的能力增强。A 项中,四种元素处于同一主族,随着电子层数的增加,元素的第一电离能逐渐减小,A 项正确;B 项中,四种元素也处于同一主族,但电子层数逐渐减小,元素的第一电离能逐渐增大,B 项错误;同一周期,随着原子序数的增加,元素的第一电离能呈增大趋势,但ⅡA 族价电子排布为全满结构,第一电离能较大,C、D 项错误。

4. 选 D 由图像知,该元素的 $I_4 \gg I_3$,故该元素最外层有 3 个电子,易形成+3 价阳离子,A、B 两项错误,D 项正确;失去第 5 个电子后,还有多少电子无法确定,故无法确定该元素是否位于第五周期,C 项错误。

5. 选 A 同周期元素从左到右,电负性逐渐变大,同主族元素从上到下,电负性逐渐减小,电负性越大,非金属性越强。

6. 选 D 电负性的变化规律一般是:同一周期,从左到右,递增;同一主族,自上而下,递减。所以,F>O>N、F>O>Cl、N>P>As、Cl>S>As;故 D 正确。

关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

课后提能·层级练

1. 选C　元素原子的核外电子排布的周期性变化是元素性质呈现周期性变化的根本原因。

2. 选C　同主族元素，从上到下原子半径（离子半径）逐渐增大，故A、B、D三项中的各微粒的半径逐渐增大；电子排布相同的粒子，核电荷数越大半径越小，Mg^{2+}、Al^{3+}电子排布相同但铝的核电荷数大，所以Al^{3+}的半径小，故C项不符合。

3. 选B　S和P的价电子构型分别为$3s^23p^4$和$3s^23p^3$，由于P原子p轨道处于半充满状态，较稳定，所以$I_1(S)<I_1(P)$。Na、Mg和Al的价电子构型分别为$3s^1$、$3s^2$、$3s^23p^1$，镁原子s轨道处于全充满状态，故其第一电离能最大；D项中He与Ne同族，$I_1(He)>I_1(Ne)$。

4. 选C　通过观察A元素的各级电离能数据，发现$I_4\gg I_3$，即A元素最外层有3个电子，常见价态为+3价。

5. 选A　根据四种原子的基态电子排布式可知，选项A有两个电子层，最外层有6个电子，应最容易得到电子，电负性最大。

6. 选C　电负性数值大的元素吸引电子能力强，在化合物中显负价；电负性数值小的元素吸引电子能力弱，在化合物中显正价，故A项正确；根据电负性X>Y推知，原子序数X>Y；由于X、Y处在同一周期，第一电离能Y可能小于X，故B项正确；X对应的最高价含氧酸的酸性强于Y对应的最高价含氧酸的酸性；气态氢化物的稳定性H_mY小于H_nX，故C项错误，D项正确。

7. **解析**：(1)Si是14号元素，位于元素周期表中第三周期第ⅣA族。

(2)N是7号元素，其基态原子核外电子排布式为$1s^22s^22p^3$；Cu是29号元素，其基态原子核外电子排布式为$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1$，故最外层有1个电子。

(3)同周期元素，原子序数越大，原子半径越小，故原子半径：Al>Si；同周期元素，原子序数越大，电负性越强，故电负性：N<O。

答案：(1)三　ⅣA

(2)$1s^22s^22p^3$　1

(3)>　<

8. **解析**：(1)元素的电负性变化规律，一般来说，在周期表中，元素电负性从左到右依次增大，从上到下依次减小，O是最大的。

(2)锌的价层电子排布式为$3d^{10}4s^2$，为全满稳定结构，较难失去电子，铜的价层电子排布式为$3d^{10}4s^1$，较易失去一个电子，因此锌的第一电离能大于铜的第一电离能。

(3)O是非金属元素，而Mn是金属元素，前者易得电子而不易失电子，后者则反之，所以O的第一电离能大于Mn。Mn和O的基态原子核外电子排布式分别为$1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^2$、$1s^22s^22p^4$，前者的3d轨道中5个电子均未成对，后者的2p轨道中有2个电子未成对，所以Mn的基态原子核外未成对电子数较多。

(4)锌、锗位于同周期，同一周期从左到右元素的电负性逐渐增大（稀有气体元素除外），而氧位于元素

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

周期表右上角，电负性仅次于氟，由此得出氧、锗、锌的电负性依次减小。

(5)同周期主族元素从左到右，原子半径逐渐减小，第一电离能呈现逐渐增大的趋势(第ⅡA、ⅤA 族除外)。Ga 的原子半径大于 As，Ga 的第一电离能小于 As。

答案：(1)O

(2)大于　Zn 核外电子排布为全满稳定结构，较难失电子

(3)O　Mn

(4)O＞Ge＞Zn

(5)大于　小于

9. 选 C　由于同周期主族元素随核电荷数增加，原子半径逐渐减小，故第三周期第ⅦA 族的原子半径不一定比上一周期ⅠA 族元素原子半径大，如 $r(Li)>r(Cl)$。对于核外电子层结构相同的单核离子和原子，半径是不同的。质子数相同的不同单核粒子，阴离子半径＞原子半径＞阳离子半径。原子序数增大，原子半径不是一直增大，而是周期性变化。

10. 选 C　根据“电子层结构相同的微粒，核电荷数越大，微粒半径越小”的规律，故离子半径：$Na^+>Mg^{2+}>Al^{3+}$，C 项错误。

11. 选 D　B 项，第一电离能是气态电中性基态原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的最低能量；A 项，元素原子的第一电离能越大，表示该元素的原子越难失去电子；C 项，从总的变化趋势上看，同一周期中主族元素的第一电离能从左到右逐渐增大，但有反常，如 $I_1(N)>I_1(O)$。

12. 选 D　X^{m+} 和 Y^{n-} 的核外电子排布相同，则质子数：X＞Y，在元素周期表中，X 应在 Y 的下一周期的左边，所以原子半径 X＞Y，X 比 Y 更易失电子，第一电离能 X 小于 Y，电负性 X 小于 Y，故 A、C 错，D 正确；两离子核外电子相同，则 X 的核电荷数减 m 等于 Y 的核电荷数加 n，可得 X 和 Y 核电荷数之差为 $n+m$，故 B 错。

13. 选 C　一般非金属性越强第一电离能越大，但氮元素 2p 轨道为半充满稳定状态，第一电离能比氧大。

14. 选 C　解法一：A、B、C、D 四种元素在周期表中的相对位置关系为

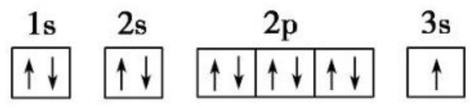
		……	C		D
B	A	……			

由此得出 A、B、C、D 的原子半径大小为 B＞A＞C＞D，A 项错误；它们的原子序数关系为：$a>b>d>c$，B 项错误；依据“电子层结构相同的离子，原子序数越大，半径越小”的规律来判断，C 项正确；元素第一电离能的关系为 D＞C＞A＞B，D 项错误。

解法二：找出相应的元素符号，如 $_{12}Mg^{2+}$、$_{11}Na^+$、$_7N^{3-}$、$_9F^-$，可迅速作出判断。

15. **解析**：A 是氧元素，B 的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$，是钙元素，C 是钠元素，D 是氯元素。

答案：(1)O　Ca　Na　Cl

(2)$1s^22s^22p^4$　$4s^2$　

(3)Na＜Ca＜Cl＜O　Na＜Ca＜Cl＜O

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

16.(1)共价

(2)$BeCl_2+2H_2O \rightleftharpoons 2HCl+Be(OH)_2$

(3)共价　$BeCl_2 = Be^{2+}+2Cl^-$

(4)$AlCl_3$

(5)$Be(OH)_2+2NaOH = Na_2BeO_2+2H_2O$

第二章　分子结构与性质

第一节　共价键

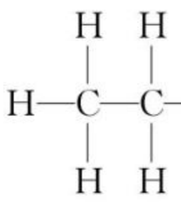
知识梳理·对点练

知识梳理

①共用电子对　②原子轨道　③饱和性　④方向性　⑤轴对称　⑥镜面　⑦释放　⑧最低能量　⑨稳定　⑩断裂　⑪核间距　⑫越大　⑬稳定　⑭方向性　⑮原子总数　⑯价电子总数　⑰化学键特征

对点训练

1.(1)×　(2)√　(3)√　(4)×

2.选C　乙醇的结构式为  ，共含有8个共价键，其中C—H、C—O、O—H键为极性键，共7个，C—C键为非极性键。由于乙醇分子中只有单键，故无π键。

3.(1)√　(2)√　(3)×　(4)√

4.选D　键能越大，分子越稳定，A错误，D正确；H—H键没有方向性，B错误；形成共价键的两个原子之间的核间距叫键长，C错误。

5.选B　CS_2的价电子数为$4+6\times2=16$，NO_2的价电子数为$5+6\times2=17$，不是等电子体，故A错误；N_2的价电子数为$5+5=10$，CO的价电子数为$4+6=10$，含有相同原子数2，相同价电子数10，为等电子体，故B正确；CO_2的价电子数为$4+6\times2=16$，SO_2的价电子数为$6+6\times2=18$，不是等电子体，故C错误；NH_3分子含有4个原子，NH_4^+含有5个原子，所以不是等电子体，故D错误。

6.选B　SO_4^{2-}的价电子数为32个，CCl_4的原子数为5，价电子数为$4+4\times7=32$，故与SO_4^{2-}有相似结构(均为正四面体形)；PCl_5分子中价电子数为$5+7\times5=40$，NF_3分子中价电子数为$5+7\times3=26$，N_3^-的价电子数为$5\times3+1=16$。

课后提能·层级练

1.选B　H_2是s-s σ键，Cl_2、N_2都是p-p σ键。

2.选C　本题考查的是σ键、π键的区别与联系。从原子轨道重叠程度看，π键轨道的重叠程度比σ键轨道的重叠程度小，故π键的稳定性弱于σ键；在多数单质分子中存在σ键(如Cl_2、H_2)、π键(如N_2中存在σ键和π键)，但稀有气体为单原子分子，不存在化学键。

3.选C　N—H键的键能是指形成1 mol N—H键放出的能量或拆开1 mol N—H键吸收的能量，不是形成1个N—H键释放的能量。1 mol NH_3分子中含有3 mol N—H键，拆开1 mol NH_3或形成1 mol NH_3中的全部共价键，吸收或放出的能量应是N—H键键能的3倍。

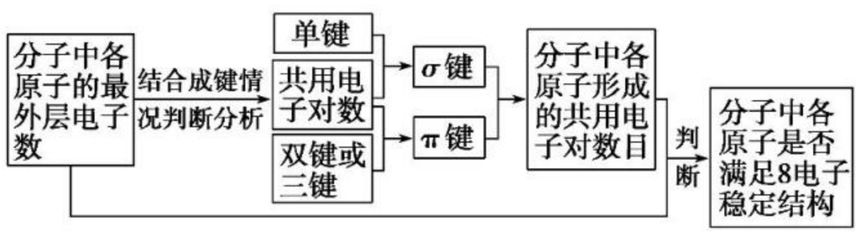
4.选D　H—I键的键能最小，分子最不稳定。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

5. 选 A　NH_3 和 PH_3、CO 和 N_2、H_3O^+ 和 NH_3 都是等电子体，化学性质相似。

6. 选 A　BCl_3 的价电子数为 $3+7\times3=24$，PH_3 的价电子数为 $5+1\times3=8$，二者含有相同原子数和不同价电子数，不是等电子体，结构不相似；NH_4^+ 的价电子数为 $5+1\times4-1=8$，CH_4 的价电子数为 $4+1\times4=8$，二者含有相同原子数和相同价电子数，是等电子体，结构相似；NO_3^- 的价电子数为 $5+6\times3+1=24$，CO_3^{2-} 的价电子数为 $4+6\times3+2=24$，二者含有相同原子数和相同价电子数，是等电子体，结构相似；CO_2 的价电子数为 $4+6\times2=16$，N_2O 的价电子数为 $5\times2+6=16$，二者含有相同原子数和相同价电子数，为等电子体，结构相似。

7. **解析**：本题是对共价键与分子结构的关系进行判断。



答案：①②③⑥⑦　④⑤⑧　②④⑤　⑥　①③⑦⑧　②④⑤⑦⑧

8. **解析**：(1)$LiAlH_4$ 是离子化合物，存在离子键，H 和 Al 间形成的是共价单键，为 σ 键。

(2)从图示可以看出：阴离子 N_5^- 呈五元环状结构，其含有的 σ 键总数为 5 个；N_5^- 中参与形成大 π 键的电子数为 6，故可将其中的大 π 键表示为 Π_5^6。

(3)$Mn(NO_3)_2$ 是离子化合物，存在离子键；此外在 NO_3^- 中，3 个 O 原子和中心原子 N 之间还形成一个 4 中心 6 电子的大 π 键（Π_4^6 键），所以 $Mn(NO_3)_2$ 中的化学键有 σ 键、π 键和离子键。

(4)见答案。

(5)$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ 为配离子，Ni^{2+} 与 NH_3 之间形成的化学键为配位键。配体 NH_3 中提供孤电子对的为 N。

答案：(1)AB

(2)5　Π_5^6

(3)离子键和 π 键（Π_4^6 键）

(4)Ge 原子半径大，原子间形成的 σ 单键较长，p-p 轨道肩并肩重叠程度很小或几乎不能重叠，难以形成 π 键

(5)配位键　N

9. 选 A　A 项，σ 键属于共价键；B 项，s-s σ 键与 s-p σ 键都属于 σ 键，对称性相同；D 项，π 键容易断裂，而 σ 键不易断裂，所以含有 π 键的化合物与只含 σ 键的化合物的化学性质不同。

10. 选 C　原子轨道以“头碰头”方式相互重叠形成的共价键为 σ 键，以“肩并肩”方式相互重叠形成的共价键为 π 键；σ 键是轴对称，而 π 键是镜像对称；分子中所有的单键都是 σ 键，双键和三键中均含 σ 键和 π 键。

11. 选 A　在双原子分子中没有键角，故 C 错误；当其键能越大，键长越短时，分子越稳定，故 A 正确，B 错误；D 项中 σ 键的重叠程度要大于 π 键，故 σ 键的键能大于 π 键。

12. 选 B　键长和键能决定共价键的稳定性，键长和键角决定分子的立体构型，故 A 项错误，B 项正确；由于 F、Cl、Br、I 的原子半径不同，故 C—X 键的键长不相等，C 项错误；H_2O 分子中的键角为 105°，故 D 项错误。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

13. 选 D　从题图可以看出，N_2 分子与 CO 分子中均含有一个 σ 键和两个 π 键，所以二者都含有三键，A 项正确；N_2 分子中的 π 键是由每个氮原子各提供两个 p 电子以“肩并肩”方式形成的，而 CO 分子中的一个 π 键是由氧原子单方面提供电子对形成的，B 项正确；N_2 与 CO 的原子总数和价电子总数均相同，互为等电子体，二者化学性质相似，但并不完全相同，C 项正确，D 项错误。

14. 选 B　苯所有原子都在同一平面上，能发生加成反应和取代反应，不能使酸性高锰酸钾溶液褪色，也不具有碱性，而 $B_3N_3H_6$ 具有相似的性质，故 B 错误。

15. **解析**：(1)键能是指气态基态原子形成 1 mol 化学键释放的最低能量，新键形成释放能量，则旧键断裂必然吸收能量，根据能量守恒定律断开 1 mol Cl—Cl 键吸收的能量等于形成 1 mol Cl—Cl 键释放的能量。

(2)键能越大，化学键越稳定，越不容易断裂，化学性质越稳定，因此最稳定的单质为 N_2，最不稳定的单质是 I_2，最稳定的化合物是 H_2O，最不稳定的化合物是 HI。

(3)$\Delta H=E$(反应物键能之和)$-E$(生成物键能之和)$=$(436+243−2×432)kJ·mol$^{-1}=-185$ kJ·mol^{-1}。

答案：(1)吸收　243

(2)N_2　I_2　H_2O

(3)−185 kJ·mol^{-1}

16. **解析**：(1)由题给信息可知，$N_2H_6^{2+}$ 是由 N_2H_4 与两个 H^+ 结合而形成的，所以它与碱反应时的物质的量之比为 1∶2。(2)NH_2^- 中氮原子最外层 5 个电子中的 2 个电子与 2 个氢原子形成共价键，氮再得到 1 个电子达到相对稳定结构。(3)N_3^- 是由 3 个氮原子结合后再得到 1 个电子而形成的，所以应该有 22 个电子。(4)与 N_3^- 是等电子体的物质应该也是由 3 个原子组成，且最外层电子总数为 16 的粒子，有 N_2O、CO_2 等。(5)由“N_5”中含有 2 个 N≡N，可得在中间还有一个氮原子，此氮原子与 N≡N 一端的氮原子形成一个配位键，同样与另一个 N≡N 一端的氮原子形成一个配位键，这样可得形成氮氮三键的 4 个氮原子都达到 8 电子的稳定结构，此时中间的氮原子最外层就有 9 个电子，很不稳定，会失去 1 个电子而达到 8 电子的稳定结构，所以可得“N_5”应该是带有一个单位的正电荷。

答案：(1)$N_2H_6^{2+}+2OH^-=\!=\!=N_2H_4+2H_2O$

(2)$[H:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{N}}:H]^-$

(3)22

(4)N_2O、CO_2(其他合理答案也可)

(5)一个单位的正电荷

第二节　分子的立体构型

第 1 课时　价层电子对互斥理论

知识梳理·对点练

知识梳理

1直线　2V　3180°　4直线形　5105°

6V 形　7平面三角　8三角锥　9120°

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

⑩平面三角形 ⑪107° ⑫三角锥形 ⑬正四面体 ⑭109°28′ ⑮正四面体形 ⑯109°28′ ⑰正四面体形 ⑱孤电子对 ⑲最外层电子数 ⑳价电子数 ㉑离子电荷数 ㉒价电子数 ㉓|离子电荷数| ㉔与中心原子结合的原子数 ㉕最多能接受的电子数 ㉖1 ㉗8－该原子的价电子数

对点训练

1. 选 C C_2H_2、CS_2 为直线形，C_6H_6 为平面正六边形，NH_3 为三角锥形，只有 C 选项的所有原子不可能在同一平面上。

2. 选 D CO_2 的立体构型是直线形，A 项错误；H_2O 的立体构型为 V 形，B 项错误；NH_3 的立体构型为三角锥形，C 项错误；CH_4 是正四面体结构，D 项正确。

3. **解析**：用键角可直接判断分子的立体构型。三原子分子键角为 180°时为直线形，小于 180°时为 V 形。五原子分子键角约为 109°28′时，立体构型为正四面体形。

答案：V 形 直线形 正四面体形

4. 选 D 中心原子上的孤电子对数$=\frac{1}{2}(a-xb)$，经计算知，选项中原子上的孤电子对数依次为 2、0、0、1。

5. 选 D SO_3 中 S 原子的价电子全部用于形成共价键，S 原子周围有 3 个氧原子，应属于平面三角形。

6. 选 D VSEPR 模型可用来预测分子的立体构型，注意实际立体构型要去掉孤电子对，故 A 正确；分子的空间结构与价电子对相互排斥有关，CO_2 分子中每个 O 原子和 C 原子形成两个共用电子对，所以 C 原子价层电子对个数是 2 且不含孤电子对，所以为直线形结构，SO_2 分子中价层电子对个数$=2+\frac{1}{2}\times(6-2\times2)=3$ 且含有 1 个孤电子对，所以为 V 形结构，所以分子中价电子对相互排斥决定了分子的空间结构，故 B 正确；在多原子分子内，两个共价键之间的夹角，分子中键角越大，价电子对相互排斥力越小，分子越稳定，如 NH_3 为三角锥形，键角为 107°，CH_4 为正四面体，具有对称性，键角为 109°28′，CH_4 比 NH_3 稳定，故 C 正确；中心原子上的孤电子对参与互相排斥，如 H_2O 分子中氧原子价层电子对个数$=2+\frac{1}{2}(6-2\times1)=4$，且含有两个孤电子对，所以其立体构型为 V 形，$CCl_4$ 分子中碳原子价层电子对个数$=4+\frac{1}{2}(4-4\times1)=4$，且不含孤电子对，所以其立体构型是正四面体形，故 D 错误。

课后提能 · 层级练

1. 选 A 根据水分子的电子式和结构式可知，C、D 项正确；水分子的立体构型为 V 形。

2. 选 D 根据价层电子对互斥理论，H_2O 有 2 对孤电子对，H_3O^+ 和 NH_3 有 1 对孤电子对，NH_4^+ 没有孤电子对。

3. 选 A A 项，NH_4^+ 中心原子上的价电子都用于形成共价键，无孤电子对，其价层电子对数为 4，其构

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

型为正四面体形，正确；B 项，CS_2 中心原子的价层电子对数为 2，无孤电子对，其构型为直线形，错误；C 项，HCN 中心原子的价层电子对数为 2，无孤电子对，其构型为直线形，错误；D 项，PCl_3 中心原子的价层电子对数为 4，其中孤电子对数为 1，其构型为三角锥形，错误。

4. 选 D　在 CH_4 和 NH_4^+ 中，中心原子没有孤电子对，4 个氢原子在空间呈正四面体形排列，且键角为 109°28′；CH_3Cl 可看成 CH_4 中一个氢原子被一个氯原子替换，由于氢原子与氯原子间的排斥作用力不同且氢原子与氯原子半径不同，故 CH_3Cl 的立体构型不是正四面体。P_4 是正四面体结构，但键角为 60°；SO_4^{2-} 的中心原子没有孤电子对，中心原子上的价电子都用于形成共价键，其价层电子对数为 4，构型呈正四面体形。

5. 选 C　判断像 NH_3 这样的分子的结构的时候，可以看 N 原子价层电子对数，包括 N 原子与 H 原子的共用电子对和 N 原子的孤电子对，这些电子对互相排斥而达到分离最远，从而使形成的分子结构最稳定。N 原子最外层共四对电子，互相排斥形成四面体形，所以 N 原子与 H 原子形成三角锥形结构。若 NH_3 分子是平面正三角形结构，则 NH_3 分子内 3 个共价键的键长相等，3 个键角应都等于 120°，若 NH_3 分子是三角锥形结构，3 个键角必然小于 120°，因此 C 项正确，D 项错误；A 项只能说明 NH_3 分子不是正三角形结构，不能说明它的真实结构；B 项更不能说明问题。

6. 选 C　若中心原子 A 上没有未用于成键的孤电子对，则根据斥力最小的原则，当 $n=2$ 时，分子的立体构型为直线形；当 $n=3$ 时，分子的立体构型为平面三角形，当 $n=4$ 时，分子的立体构型为正四面体形。

7. **解析**：中心原子上孤电子对数及粒子的立体构型如下表。

AB_n	中心原子孤电子对数	分子或离子	分子或离子的立体构型
AB_2	0	CS_2	直线形
AB_3		CH_2O、BF_3	平面三角形
AB_4		NH_4^+	正四面体形
AB_2	1	SO_2	V 形
AB_3		PCl_3、H_3O^+	三角锥形
AB_2	2	H_2S	V 形

答案：①　③⑧　④⑦　②⑤　⑥

8. **解析**：(1) SeO_3 中，Se 的价层电子对数为 $\frac{1}{2}\times(6+0)=3$，孤电子对数为 0，SeO_3 为平面三角形；SCl_2 中，S 的价层电子对数为 $\frac{1}{2}\times(6+2)=4$，孤电子对数为 2，SCl_2 为 V 形；NO_2^+ 中，N 的价层电子对数为 $\frac{1}{2}\times(5-1)=2$，孤电子对数为 0，NO_2^+ 为直线形；NO_2^- 中，N 的价层电子对数为 $\frac{1}{2}\times(5+1)=3$，孤电子对数为 1，NO_2^- 为 V 形；HCHO 分子中有 1 个 $\diagdown\!\!\!\!\diagup C{=}O$ 双键，看作 1 对成键电子，2 个 C—H 单键为 2 对成键电子，C 原子的价层电子对数为 3，且无孤电子对，所以 HCHO 分子的立体构型为平面三角形；HCN 分子的结构式为 H—C≡N，含有 1 个 C≡N 三键，看作 1 对成键电子，1 个 C—H 单键为 1 对成键电子，故 C 原子的价层电子对数为 2，且无孤电子对，所以 HCN 分子的立体构型为直线形。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(2)甲醛为平面形分子,由于 C═O 与 C—H 之间的排斥作用大于 2 个 C—H 之间的排斥作用,所以甲醛分子中 C—H 键与 C—H 键的夹角小于 120°。$SnBr_2$ 分子中,Sn 原子的价电子对数目是 $\frac{4+2}{2}=3$,成键电子对数=2,孤电子对数=1,故 $SnBr_2$ 立体构型为 V 形,键角<120°。PCl_3 分子中,P 的价层电子对数为 $\frac{1}{2}\times(5+3)=4$,含有 1 对孤电子对,由于孤电子对与 P—Cl 键的排斥作用大于 P—Cl 键间的排斥作用,所以 Cl—P—Cl 的键角小于 109.5°。

答案:(1)平面三角形 V 形 直线形 V 形 平面三角形 直线形

(2)① < ② < ③ <

9. 选 D 在 H_2S 中,其中心原子 S 与 H 成键后,还有两对孤电子对,而且孤电子对也要占据中心原子周围的空间,它们相互排斥,因此 H_2S 为 V 形结构。在 BF_3 中,其中心原子 B 上无孤电子对,因此 BF_3 为平面三角形。

10. 选 B 稀有气体中不含共价键,A 项错误;正四面体结构的分子中的键角不一定是 109°28′,如 P_4 分子中的键角为 60°,C 项错误;SiO_2 不属于分子,D 项错误。

11. 选 A 根据三点共面,A 项正确;根据价电子互斥理论,B 项 H_3O^+ 中的氧原子上有一孤电子对,故 H_3O^+ 为三角锥形;C 项 CH_3^- 中 C 原子上有一孤电子对,CH_3^- 亦为三角锥形;D 项中的 PO_4^{3-}、SO_4^{2-} 均为正四面体形。

12. 选 A 孤电子对与成键电子对间的斥力大于成键电子对与成键电子对间的斥力,将成键电子对压得靠近一点,使其键角变小,A 项正确。

13. 选 C SO_2 是 V 形分子,CS_2、HI 是直线形的分子,A 项错误;BF_3 键角为 120°,是平面三角形结构,而 Sn 原子价电子数是 4,在 $SnBr_2$ 中两个价电子与 Br 形成共价键,还有一对孤电子对,对成键电子有排斥作用,使键角小于 120°,B 项错误;$COCl_2$、BF_3、SO_3 都是平面三角形的分子,键角是 120°,C 项正确;PCl_3、NH_3 都是三角锥形的分子,而 PCl_5 是三角双锥形结构,D 项错误。

14. 选 B 当中心原子在ⅤA 族,AB_3 分子应是三角锥形。当中心原子在ⅣA 族,AB_4 分子是正四面体形,AB_2 分子是直线形。当中心原子在ⅥA 族,AB_2 是 V 形。

15. **解析**:(1)As 与 N 同族,则 AsH_3 分子的立体结构类似于 NH_3,为三角锥形。

(3)根据价层电子对互斥理论可知,H_2S、SO_2、SO_3 三种分子中 S 原子的价层电子对数分别为 4、3、3,因此 H_2S 中 S 原子价层电子对数不同于其他两种分子。

(4)C 原子价层电子对数 $n=\frac{4+3\times0+2}{2}=3$,$CO_3^{2-}$ 的空间构型为平面三角形。

(5)I_3^+ 中 I 原子为中心原子,则其孤电子对数为 $\frac{1}{2}\times(7-1-2\times1)=2$,且其形成了 2 个 σ 键,其空间构型为 V 形结构。

(6)SO_4^{2-} 中 S 无孤电子对,立体构型为正四面体形。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

答案:(1)三角锥形

(2)正四面体

(3)H_2S

(4)平面三角形

(5)V 形

(6)正四面体形

16. **解析**:(2)CO_2 中 C 的价层电子对数 $2+\frac{1}{2}(4-2\times 2)=2$,由 VSEPR 模型知,两对电子对应尽量远离,故为直线形结构,即 CO_2 分子为直线形分子。

(3)H_2O 分子中中心 O 原子的价层电子对数为 $2+\frac{1}{2}(6-2\times 1)=4$,价层电子对共有 4 对,分别占不同的位置。它们同样要尽量远离,故它的构型为四面体形(含两个未成键电子对),故 H_2O 为 V 形结构。

(4)中心原子 S 原子的价层电子对数为 $4+\frac{1}{2}(6-2\times 2-2\times 1)=4$,4 对价层电子对,它们应尽量远离,故为四面体结构,由于周围原子的半径不同,故它们的构型为变形的四面体;由于 Cl 的原子半径大于 F 的原子半径,Cl 原子间的排斥力大于 F 原子间的排斥力,故 Cl—S—Cl 的键角大于 F—S—F 的键角。

答案:(1)

	4
直线形	
180°	

(2)CO_2 中 C 周围的价层电子对数为 2,由 VSEPR 模型知,两对电子对应尽量远离,故为直线形结构

(3)V 形　∠H—O—H 的大小应略小于 109°28′,因为 H_2O 分子中中心 O 原子价层电子对数为 4,电子对共有 4 对,分占不同的位置,它们同样要尽量远离,故它的构型为四面体形,但是由于两个未成键电子对的排斥作用,导致∠H—O—H 略小于 109°28′

(4)变形的四面体结构　>

第 2 课时　杂化轨道理论简介　配合物理论简介

知识梳理·对点练

知识梳理

①能量相近　②相等　③2　④3　⑤4　⑥180°　⑦120°　⑧109°28′　⑨直线形　⑩平面三角形　⑪正四面体形　⑫CO_2、C_2H_2　⑬BF_3、HCHO　⑭CH_4、CCl_4　⑮孤电子对　⑯空轨道　⑰孤电子对　⑱金属离子(或原子)　⑲配体　⑳配位键

对点训练

1.(1)×　(2)√　(3)×　(4)√　(5)√

2. 选 D　在 NF_3 分子中,N 原子价层电子对数为 4,所以根据理论可推知中心原子的杂化方式为 sp^3 杂化,立体构型为三角锥形,类似于 NH_3。

3. 选 B　CO_2 为 sp 杂化,SO_2 为 sp^2 杂化,二者不相同,故 A 项不正确;CH_4 为 sp^3 杂化,NH_3 也为 sp^3 杂化,二者相同,故 B 项正确;$BeCl_2$ 为 sp 杂化,BF_3 为 sp^2 杂化,二者不相同,故 C 项不正确;C_2H_4 为 sp^2 杂化,C_2H_2 为 sp 杂化,二者不相同,故 D 项不正确。

4.(1)√　(2)√　(3)√　(4)×

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

5. 选 B　配位化合物中一定含有配位键，但也可能含有离子键等其他化学键，A 项正确，B 项错误；Fe^{3+}、Cu^{2+}、Ag^{+} 等过渡元素的离子有空轨道，对许多配体具有很强的结合力，可形成配合物；NH_3 中的氮原子、SCN^- 中的硫原子等有孤电子对，可以形成配合物，C、D 项均正确。

6. 选 A　对于 A 项，除去 Fe 粉中的 SiO_2 是利用 SiO_2 可与强碱反应的化学性质，与配合物的形成无关；对于 B 项，$AgNO_3$ 与氨水反应生成了 AgOH 沉淀，继续反应生成了配合物离子 $[Ag(NH_3)_2]^+$；对于 C 项，Fe^{3+} 与 KSCN 反应生成了配合物离子 $[Fe(SCN)_n]^{3-n}$；对于 D 项，$CuSO_4$ 与氨水反应生成了配合物离子 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$。

课后提能 · 层级练

1. 选 B　ⅠA 族元素如果是碱金属，易失电子，不能形成共价键，如果是 H，一个电子在 1s 能级上不可能杂化；杂化轨道只能形成 σ 键，不可能形成 π 键；s 能级有 1 个轨道，p 能级只有 3 个轨道，不可能有 sp^4 杂化。

2. 选 A　sp、sp^2、sp^3 杂化轨道的夹角分别为 180°、120°、109°28′。

3. 选 D　该分子的电子式为 H∶$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}$∶$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}$∶；中心原子 O 与 H、Cl 分别形成 2 个 σ 键，另外还有两对孤电子对，所以 O 采用的是 sp^3 杂化方式，由于孤电子对的影响，分子结构为 V 形。

4. 选 C　形成配位键的条件是一个原子（或离子）有孤电子对，另一个原子（或离子）有空轨道。在②CH_4、③OH^- 中，中心原子碳和氧的价电子已完全成键，没有孤电子对。

5. 选 B　配合物的内界与外界由离子键结合，只要外界存在 Cl^-，加入 $AgNO_3$ 溶液即有 AgCl 沉淀产生。而 B 项的配合物 $[Co(NH_3)_3Cl_3]$ 分子中，Co^{3+}、NH_3、Cl^- 全处于内界，很难电离，不存在 Cl^-，所以加入 $AgNO_3$ 溶液不能生成 AgCl 沉淀。

6. 选 B　①中中心离子的电荷数分别是 +1 和 +2，配位数分别是 2 和 4；②中中心离子的电荷数均是 +2，配位数均是 4；③中中心离子的电荷数均是 +1，配位数均是 2；④中中心离子的电荷数分别是 +2 和 +1，配位数分别是 4 和 2。

7. **解析**：(1)碳原子核外最外层有 4 个电子，在化学反应中很难失去 4 个电子形成阳离子，也很难得到 4 个电子形成阴离子。因此，碳在形成化合物时，主要通过共用电子对形成共价键。

(2)CS_2 分子中，存在 σ 键和 π 键。CS_2 分子中，C 原子的价层电子对数为 2，杂化轨道类型为 sp。根据等电子理论，与 CS_2 具有相同立体构型和键合形式的分子有 CO_2、COS 和 N_2O，离子有 NO_2^+、SCN^-。

答案：(1)C 有 4 个价电子且半径小，难以通过得或失电子达到稳定电子结构

(2)σ 键和 π 键　sp　CO_2、SCN^-（或 COS 等）

8. **解析**：(1)原子的杂化轨道类型不同，分子的立体构型也不同。由图可知，甲醛分子为平面三角形，所以甲醛分子中的碳原子采取 sp^2 杂化。

(2)醛类分子中都含有 C═O 键，所以甲醛分子中的碳氧键是双键。一般来说，双键是 σ 键和 π 键的组合。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(3)由于碳氧双键中存在π键,它对C—H键的排斥作用较强,所以甲醛分子中C—H键与C—H键间的夹角小于120°。

答案:(1)sp^2 杂化　甲醛分子的立体结构为平面三角形

(2)②⑤

(3)<　碳氧双键中存在π键,它对C—H键的排斥作用较强

9. 选C　CS_2 与 CO_2 结构相似,碳原子采取sp杂化,分子为直线形,所以A项错误;ClO_3^- 的价层电子对数为4,孤电子对数为1,所以是三角锥形,B项错误;SF_6 的价层电子对数为6,无孤电子对,呈正八面体结构,有6对完全相同的成键电子对,C项正确;SO_3^{2-} 的价层电子对数为4,含有一个孤电子对,为三角锥形,中心原子都为 sp^3 杂化,D项错误。

10. 选C　中间的碳原子形成了3个σ键,无未成键价电子对,需要形成3个杂化轨道,采用的杂化方式是 sp^2。两边的碳原子各自形成了4个σ键,无未成键电子对,需要形成4个杂化轨道,采用的是 sp^3 杂化。

11. 选C　NH_3 和 CH_4 中的中心原子都是 sp^3 杂化,故A、B项错误;分子的立体构型跟分子中原子个数无直接关系,故D项错误。

12. 选B　此题中与 $AgNO_3$ 作用的 Cl^-(1 mol)不是来自配体,而是与配离子结合的游离 Cl^-(外界)。因此,根据电荷守恒,中心原子为 Co^{3+},Cl^- 应为3 mol,其中作为外界的 Cl^- 为1 mol,作为配体的 Cl^- 为2 mol;共6个配体,所以作为配体的 NH_3 为4 mol。

13. 选A　乙烯分子为平面分子,分子中碳原子采取 sp^2 杂化,3个杂化轨道分别与4个氢原子和另一个C原子形成σ键,每个C原子未杂化的2p轨道"肩并肩"重叠形成π键。

14. 选B　由于首先生成难溶物,后又溶解,说明了又生成了新物质,分析表明应为 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$,因此A项错误,B项正确;乙醇不与有关物质反应,但配合物在乙醇中的溶解度小,有蓝色晶体析出,故C项错误;在 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 的形成过程中 NH_3 分子提供孤电子对,是配体,Cu^{2+} 有空轨道,是中心原子,D项错误。

15. **解析:**(1)乙二胺中N形成3个单键,含有1对孤电子对,属于 sp^3 杂化;C形成4个单键,不存在孤电子对,也是 sp^3 杂化。(3)SO_3 的价层电子对为3,无孤电子对,故为平面三角形;杂化类型为 sp^2,S以 sp^2 杂化轨道与O形成3个σ键,余下p轨道与O的p轨道形成4中心6电子的大π键,故2种,根据图,一个S与4个O形成σ键,可知,固体三氧化硫中S原子杂化轨道类型为 sp^3。

答案:(1)sp^3　sp^3

(2)sp^3

(3)平面三角　2　sp^3

(4)sp^2

(5)sp^3

(6)ABD　C

(7)sp　sp^3

16. **解析:**(1)因为 BF_3 的立体构型为平面三角形,所以F—B—F的键角为120°。(3)H_3O^+ 中氧原子采用

关注微信公众号"教辅资料站"获取更多学习资料

sp^3 杂化。(4)SO_4^{2-} 的中心原子 S 的成键电子对数为 4,无孤电子对,为正四面体结构,中心原子采用 sp^3 杂化。

答案:(1)120° sp^2 正四面体形

(2)三角锥形 sp^3

(3)sp^3 H_2O 中氧原子有 2 对孤电子对,H_3O^+ 中氧原子只有 1 对孤电子对,排斥力较小

(4)正四面体形 sp^3

第三节 分子的性质

知识梳理·对点练

知识梳理

[1]发生偏移 [2]不偏移 [3]不重合 [4]重合

[5]饱和性 [6]方向性 [7]相对分子质量 [8]越强

[9]电负性很强 [10]氢原子 [11]方向 [12]饱和

[13]分子内 [14]分子间 [15]升高 [16]非极性 [17]极性

[18]易 [19]难 [20]易 [21]难 [22]组成 [23]原子排列

[24]镜像 [25]重叠 [26]手性异构体 [27]越强 [28]<

[29]< [30]< [31]越强 [32]>

对点训练

1.(1)× (2)× (3)× (4)√ (5)×

2.选 A 对于抽象的选择题可用反例法,以具体的物质判断正误。A 项正确,如 O_2、H_2、N_2 等;B 项错误,以极性键结合起来的分子不一定是极性分子,若分子的立体构型对称,正负电荷中心重合,就是非极性分子,如 CH_4、CO_2、CCl_4、CS_2 等;C 项错误,某些共价化合物如 C_2H_4 等也是非极性分子;D 项错误,非极性分子中不一定含有非极性键,如 CH_4、CO_2。

3.选 B CH_4、CCl_4、CO_2 都是由极性键形成的非极性分子,NH_3、H_2O、H_2S 都是由极性键形成的极性分子。

4.选 B 范德华力不是化学键,A 项错误;范德华力比化学键弱得多,B 项正确;当分子间距离大时,难以产生范德华力,C 项错误;范德华力非常微弱,但破坏它也是需要消耗能量的,D 项错误。

5.选 C 氢键不是化学键,A 项错误;分子间氢键可以使物质的熔、沸点升高,而分子内氢键可以使物质的熔、沸点降低,B 项错误;水分子在形成氢键时,可以使晶体疏松、体积膨胀,D 项错误。

6.选 A A 项,从 $F_2 \longrightarrow I_2$,相对分子质量增大,分子间作用力增大,熔、沸点升高;B 项,H_2O 分子之间有氢键,其沸点高于 H_2S;C 项,稀有气体分子为单原子分子,分子之间无化学键,其化学性质稳定是因为原子的最外层为 8 电子稳定结构(He 为 2 个);D 项,干冰汽化破坏的是范德华力,并未破坏共价键。

7.选 C 水是极性分子,故极性分子易溶于水中。A、B 选项中的乙烯和二氧化碳虽含有极性键,但属于非极性分子,D 选项中的 H_2 也是非极性分子,所以 A、B、D 都不符合题意;NH_3 是三角锥形分子,其分子中极性键的极性的向量和不等于零,故属于极性分子,在水中有较大的溶解度。

8.选 B B 项乳酸分子的中间碳原子连—CH_3、—H、—OH、—COOH 四种不同的原子或原子团,是手性分子。

9.选 D 四种含氧酸的非羟基氧原子数分别为 1、1、2、3,故 $HClO_4$ 酸性最强。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

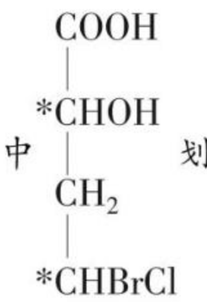
课后提能·层级练

1. 选B　由两种不同元素形成的共价键才会有极性，因此C项中Cl_2中无极性键。之后根据结构可以判断A项中H_2S，D项中NH_3、HCl分子中正负电荷中心不重合，属于极性分子。故正确答案为B。

2. 选C　NCl_3电子式为$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:)(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:)$，N原子上还有一对孤电子对；$NCl_3$分子为极性分子，结构不对称，为三角锥形。N—Cl键为极性键，其键能大说明分子稳定，而物质熔、沸点的高低受分子间作用力影响，与共价键强弱无关。

3. 选C　氢键属于分子间作用力，其大小介于范德华力和化学键之间，不属于化学键，分子间氢键的存在，加强了分子间作用力，使物质的熔、沸点升高，A项错误，C项正确；在冰和水中都存在氢键，而H_2O的稳定性主要是由分子内的O—H键的键能决定，B、D项错误。

4. 选D　分子间作用力主要影响物质的熔点、沸点等物理性质。A项，气体物质加压时，范德华力增大，降温时，气体分子的平均动能减小，两种情况下，分子靠自身的动能不足以克服分子间作用力，从而聚集在一起形成液体甚至固体；B项，氯化氢分子之间的作用力是很弱的范德华力，因此通常状况下氯化氢为气体；C项，一般来说组成和结构相似的物质，随着相对分子质量的增加，范德华力逐渐增强，物质的熔、沸点逐渐升高；D项，气态氢化物的稳定性受分子中化学键强弱的影响，与范德华力无关。

5. 选C　A、B、D三项中化合物均只含有1个手性碳原子，C项中划*的为化合物中含有的手性碳原子，故仅有C项符合题意。

6. 选A　根据题目所给通式，$HClO_4$表示为$(HO)ClO_3$，$m=3$；H_2SeO_3表示为$(HO)_2SeO$，$m=1$；H_3BO_3表示为$(HO)_3B$，$m=0$；H_3PO_4表示为$(HO)_3PO$，$m=1$。$HClO_4$的m值最大，酸性最强。

7. **解析**：(1)As与N同族，则As的氢化物为AsH_3，由于NH_3分子间存在氢键使沸点升高，故AsH_3的沸点较NH_3低。

(2)S_8的相对分子质量大于SO_2，因此S_8的分子间作用力大，熔沸点比SO_2的高。

(3)水和甲醇均为极性分子，常温常压下两种物质均呈液态；二氧化碳和氢气均为非极性分子，常温常压下两种物质均呈气态，根据四种物质在相同条件下的状态可以判断出水、甲醇的沸点均高于二氧化碳、氢气的沸点。由于水分子中的2个氢原子都能参与氢键的形成，而甲醇分子中只有羟基上的氢原子能够形成氢键，所以水中的氢键比甲醇多，则水的沸点高于甲醇的沸点。二氧化碳和氢气都属于分子晶体，但由于二氧化碳的相对分子质量大于氢气，所以二氧化碳的沸点高于氢气的沸点。

(4)NH_3分子间存在氢键，故沸点比PH_3高。

答案：(1)低　NH_3分子间存在氢键

(2)S_8相对分子质量大，分子间范德华力强

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(3)$H_2O>CH_3OH>CO_2>H_2$　H_2O 与 CH_3OH 均为极性分子，H_2O 中氢键比甲醇多；CO_2 与 H_2 均为非极性分子，CO_2 分子量较大，范德华力较大

(4)高于　NH_3 分子间可形成氢键

8. **解析**：(1)题中含 10 电子的分子有 CH_4、NH_3、H_2O、Ne。

(2)具有对称结构的分子是非极性分子，如 N_2、O_2、CH_4、CO_2，其中由极性键形成的非极性分子只有 CH_4 和 CO_2，另两个非极性分子是由非极性共价键形成的。

(3)H_2O 可与 H^+ 直接形成配位键，形成 H_3O^+（水合氢离子），NH_3 与 H^+ 以配位键结合成 NH_4^+。

(4)表中所涉及的物质都是由分子构成的。沸点的高低比较主要看范德华力的强弱，但水分子间除了范德华力外，还有氢键的作用，分子间氢键的存在使水的沸点较高。

(5)碳原子最外层有 4 个电子，在甲烷分子中形成了 4 个共价键，不存在孤电子对，最外层电子都参与成键，构型为正四面体形。

(6)由一氧化碳的结构式可知，碳原子和氧原子之间存在三个共价键，氮气分子中两个氮原子之间也存在三个共价键，结构相似。CO 分子中的三键是由两个不同的原子形成的，是极性共价键，而 N_2 分子中的三键是由两个相同的氮原子形成的，是非极性共价键。CO 中带箭头的键与其他的共价键不同，它是配位键。

答案：(1)H_2O、Ne、CH_4、NH_3

(2)CH_4、CO_2

(3)NH_3、H_2O

(4)H_2O　水分子间存在氢键，使分子间作用力增大，沸点升高

(5)CH_4　正四面体形

(6)N_2　不相同　配位键

9. 选 D　A 项中 CO_2 为极性键构成的非极性分子，SO_2 是极性分子；B 项中 CH_4 为极性键构成的非极性分子，H_2O 是极性键构成的极性分子；C 项中 BF_3 为极性键构成的非极性分子，NH_3 为极性键构成的极性分子；D 项中 HCl 和 HI 都是极性键构成的极性分子，故选 D。

10. 选 A　范德华力存在分子之间，不含氢键的分子晶体符合题目要求。乙酸、乙醇分子间存在氢键，$HCON(CH_3)_2$ 溶于水时与水分子间会形成氢键。

11. 选 D　D 项甲烷在水中和四氯化碳中的溶解性不同，是根据“相似相溶”原理得出的，与氢键无关。

12. 选 B　根据“相似相溶”原理，水是极性分子，CS_2 是非极性分子，SO_2 和 NH_3 都是极性分子，故 A 错误，B 正确；由于 CS_2 常温下是液体，SO_2 和 NH_3 常温下是气体，故 C 错误；NH_3 在水中溶解度很大，除了由于 NH_3 分子有极性外，还因为 NH_3 分子和 H_2O 分子之间可以形成氢键，故 D 错误。

13. 选 D　CCl_4 是非极性分子，I_2 是非极性分子，水是极性分子，所以根据“相似相溶”原理可知，碘单质在水溶液中溶解度很小，但在 CCl_4 中溶解度很大。

14. 选 C　硫酸可写为 $SO_2(OH)_2$，磷酸可写为 $PO(OH)_3$，n 值分别是 2、1，m 值分别是 2、3，由 n 值越大、m 值越小，该酸的酸性就越强，因此硫酸的酸性强于磷酸。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

15. **解析**：由 s 轨道最多可容纳 2 个电子可得：$a=1$，$b=c=2$，即 A 为 H，B 为 C，C 为 O；由 D 与 B 同主族，且为非金属元素得 D 为 Si；由 E 在 C 的下一周期且 E 为同周期元素中电负性最大的元素可知 E 为 Cl。

(1)①、②、③、④分别为 CO_2、CH_4、H_2O_2、CCl_4，其中 H_2O_2 为极性分子，其他为非极性分子。

(2)C 的氢化物为 H_2O，H_2O 分子间可形成氢键是其沸点较高的主要原因。

(3)B、A 两元素组成 C_6H_6，C、A 两元素组成 H_2O，两者都为常见的溶剂。$SiCl_4$ 为非极性分子，易溶于非极性溶剂(苯)中。

(4)BA_4、BE_4、DE_4 分别为 CH_4、CCl_4、$SiCl_4$，三者结构相似，相对分子质量逐渐增大，分子间作用力逐渐增强，故它们的沸点顺序为 $SiCl_4>CCl_4>CH_4$。

(5)这四种酸分别为 HClO、$HClO_2$、$HClO_3$、$HClO_4$，含氧酸的通式可写为 $(HO)_mClO_n$($m\geqslant1$，$n\geqslant0$)，n 值越大，酸性越强，故其酸性由强到弱的顺序为 $HClO_4>HClO_3>HClO_2>HClO$。

答案：(1)③

(2)H_2O 分子间形成氢键

(3)C_6H_6　H_2O　大于

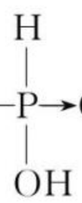
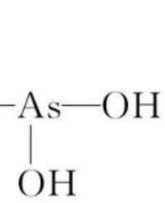
(4)$SiCl_4>CCl_4>CH_4$

(5)$HClO_4>HClO_3>HClO_2>HClO$

16. **解析**：(1)已知 H_3PO_3 为中强酸，H_3AsO_3 为弱酸，依题给信息可知 H_3PO_3 中含 1 个非羟基氧原子，H_3AsO_3 中不含非羟基氧原子。

(2)书写与过量 NaOH 溶液反应的方程式，需要知道 H_3PO_3 和 H_3AsO_3 分别为几元酸，从题给信息可知，含氧酸分子结构中含几个羟基氢，则该酸为几元酸，故 H_3PO_3 为二元酸，H_3AsO_3 为三元酸。

(3)H_3PO_3 为中强酸，不与盐酸反应；H_3AsO_3 为两性物质，可与盐酸反应。

答案：(1)① ②

(2)①$H_3PO_3+2NaOH=\!=\!=Na_2HPO_3+2H_2O$

②$H_3AsO_3+3NaOH=\!=\!=Na_3AsO_3+3H_2O$

(3)H_3PO_3 为中强酸，不与盐酸反应，H_3AsO_3 可与盐酸反应　$As(OH)_3+3HCl=\!=\!=AsCl_3+3H_2O$

第三章　晶体结构与性质

第一节　晶体的常识

知识梳理·对点练

知识梳理

①结构微粒周期性有序排列　②结构微粒无序排列

③有　④无　⑤固定　⑥不固定　⑦各向异性

⑧各向同性　⑨看是否有固定的熔、沸点

⑩对固体进行 X-射线衍射实验　⑪平行六面

⑫无隙并置　⑬间隙　⑭平行　⑮相同　⑯形状

⑰原子种类　⑱个数　⑲几何排列　⑳8　㉑4

㉒2

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

对点训练

1. 选 C　晶体与非晶体的根本区别在于其内部粒子在空间中是否按一定规律做周期性重复排列。晶体所具有的规则几何外形、各向异性和固定的熔点是其内部粒子规律性排列的外部反映，因此 A、D 项均正确，C 项错误；有些人工加工而成的固体也具有规则的几何外形，B 项正确。

2. 选 A　单质、化合物(纯净物)呈固态时，其组成微粒有序排列，均属于晶体；常见物质中的玻璃、橡胶等，其组成微粒无序排列，属于非晶体。

3. 选 B　晶体和非晶体的本质区别在于内部粒子在微观空间里是否呈现周期性的有序排列。

4. (1)√　(2)×　(3)×　(4)√

5. 选 D　阴离子位于晶胞的 8 个顶点，个数为 $8\times\frac{1}{8}=1$，阳离子位于晶胞的中心，个数为 1。

6. 选 B　该晶体中含 A 原子个数为 $6\times\frac{1}{12}=\frac{1}{2}$，B 原子个数为 $6\times\frac{1}{4}+3\times\frac{1}{6}=2$，C 原子个数为 1，则 A、B、C 的个数比为 $\frac{1}{2}:2:1=1:4:2$。

课后提能 · 层级练

1. 选 D　晶体的特点有：内部粒子排列得高度有序性、有自范性和各向异性。当晶体的晶粒较小时，即为粉末状，故 D 项不正确。

2. 选 C　橡胶没有一定规则的外形，没有固定的熔、沸点，不是晶体，故 A 不选；玻璃没有一定规则的外形、没有固定的熔、沸点，不是晶体，故 B 不选；水晶是二氧化硅，具有整齐规则的几何外形、有固定的熔点，属于晶体，故 C 选；淀粉没有一定规则的外形、没有固定的熔、沸点，不是晶体，故 D 不选。

3. 选 C　根据晶体的特点和性质可知：晶体具有规则的几何外形；具有各向异性；X-射线衍射时能看到明显的谱线。而晶体中除金属晶体外，一般不易导电。

4. 选 D　观察钛酸钡晶体结构示意图可知，Ba 在立方体的中心，完全属于该晶胞；Ti 处于立方体的 8 个顶点，每个 Ti 有 $\frac{1}{8}$ 属于该晶胞；O 处于立方体的 12 条棱的中点，每个 O 有 $\frac{1}{4}$ 属于该晶胞。即晶体中 $N(\mathrm{Ba}):N(\mathrm{Ti}):N(\mathrm{O})=1:\left(8\times\frac{1}{8}\right):\left(12\times\frac{1}{4}\right)=1:1:3$。

5. 选 A　每个碳原子被 3 个六边形共用，每个共价键被 2 个六边形共用，则石墨晶体中碳原子数与共价键数之比为 $\left(6\times\frac{1}{3}\right):\left(6\times\frac{1}{2}\right)=2:3$。

6. 选 D　由均摊法求得 CsCl 晶胞含有 1 个 Cs^+ 和 1 个 Cl^-，其质量是 $\frac{M}{N_A}$，再由相邻的两个 Cs^+ 的核间距为 a cm，求出该晶胞的体积是 a^3，所以晶胞的密度是 $\frac{M}{N_A\cdot a^3}$，晶体的密度和晶胞的密度是相同的。

7. **解析**：根据均摊规律，甲中，体心 X 为 1，顶点 Y 为 $6\times\frac{1}{8}$，所以 $N(\mathrm{X}):N(\mathrm{Y})=1:\frac{6}{8}=4:3$，乙中，$N(\mathrm{A}):N(\mathrm{B})=1:\left(8\times\frac{1}{8}\right)=1:1$，丙中，C 离子

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

的个数为 $12\times\frac{1}{4}+1=4$，D 离子的个数为 $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$。

答案：4∶3　1∶1　4　4

8. **解析**：(1)同时吸引的原子个数即指在某原子周围与之距离最近的其他种类的原子个数，观察图 a 可知，Y 位于立方体的体心，X 位于立方体的顶点，每个 Y 同时吸引着 4 个 X，而每个 X 同时被 8 个立方体共用，每个立方体的体心都有 1 个 Y，所以每个 X 同时吸引着 8 个 Y，X、Y 的个数之比为 4∶8，所以化学式为 XY_2 或 Y_2X。(2)晶体中每个 X 周围与它最接近的 X 之间的距离应为图 b 所示的立方体面对角线位置。处在这样位置的 X 共有 12 个。(3)若将 4 个 X 连接，构成 1 个正四面体，Y 位于正四面体的中心(如图中 b 所示)，联系 CH_4 的键角，可知∠XYX=109°28′。

答案：(1)4　8　XY_2 或 Y_2X　(2)12　(3)109°28′

9. 选 B　晶体的规则几何外形是自发形成的，有些固体尽管有规则的几何外形，但由于不是自发形成的，所以不属于晶体，因此，A、D 项错误；晶体是由晶胞通过无隙并置形成的，组成晶体的粒子在三维空间呈现周期性的有序排列，因此，晶体研碎成小的颗粒仍然是晶体，所以 C 项错误；自范性是晶体和非晶体的本质区别，B 项正确。

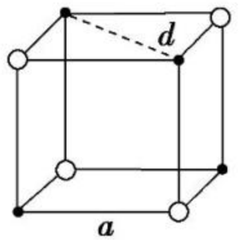
10. 选 B　获得晶体的方法有三种：熔融态物质凝固；气态物质冷却凝华；溶质从溶液中析出。

11. 选 D　A 项 CoO_2 层状结构的晶胞中含有 Co 原子数为 1，含有 O 原子数为 $4\times\frac{1}{2}=2$，所以 Co 原子与 O 原子数之比为 1∶2，故 A 正确；B 项 CoO_2 层状结构的晶胞中含有 Co 原子数为 $1+4\times\frac{1}{4}=2$，含有 O 原子数为 4，所以 Co 原子与 O 原子数之比为 1∶2，故 B 正确；C 项 CoO_2 层状结构的晶胞中含有 Co 原子数为 $4\times\frac{1}{4}=1$，含有 O 原子数为 $4\times\frac{1}{2}=2$，所以 Co 原子与 O 原子数之比为 1∶2，故 C 正确；D 项 CoO_2 层状结构的晶胞中含有 Co 原子数为 1，含有 O 原子数为 $4\times\frac{1}{4}=1$，所以 Co 原子与 O 原子数之比为 1∶1，故 D 错误。

12. 选 B　根据题图知，A 的粒子数为 8，B 的粒子数为 $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$，故化学式为 BA_2。

13. 选 B　棱柱顶点上的每个镁原子均被六个相邻的棱柱所共有，棱柱底面上的每个镁原子均被两个相邻的棱柱所共有，故每个晶体结构单元平均拥有 Mg 原子数为 $6\times2\times\frac{1}{6}+2\times\frac{1}{2}=3$，而 B 原子位于棱柱内，故平均每个晶体结构单元拥有 B 原子数为 6。则该化合物的化学式为 MgB_2。

14. 选 C　从 NaCl 晶体结构模型中分割出一个小立方体，如图所示，a 表示其边长，d 表示两个 Na^+ 中心间的距离。每个小立方体含 Na^+：$\frac{1}{8}\times4=\frac{1}{2}$，含 Cl^-：$\frac{1}{8}\times4=\frac{1}{2}$，即每个小立方体含 Na^+—Cl^- 离子对 $\frac{1}{2}$ 个。则有：$a^3\cdot2.2\ g\cdot cm^{-3}=\frac{\frac{1}{2}\times58.5\ g\cdot mol^{-1}}{6.02\times10^{23}\ mol^{-1}}$，解得 $a=2.81\times10^{-8}$ cm，又



关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

因为 $d=\sqrt{2}a$，故食盐晶体中两个距离最近的 Na^+ 中心间的距离为 $d=\sqrt{2}\times2.81\times10^{-8}\ cm\approx4.0\times10^{-8}\ cm$。

15. **解析**：(1)X^{n+} 位于晶胞的棱上，其数目为 $12\times\frac{1}{4}=3$；N^{3-} 位于晶胞的顶角，其数目为 $8\times\frac{1}{8}=1$，故二者个数比为 3∶1。

(2)由晶体的化学式 X_3N 知 X 所带电荷数为 1。

(3)因为 K、L、M 三个能层充满，故 X^{n+} 有 2、8、18 结构，所以 X 的原子序数是 29。

(4)N^{3-} 位于晶胞顶角，故其被 6 个 X^{n+} 从上、下、左、右、前、后包围。

答案：(1)3∶1

(2)1

(3)29

(4)6

16. **解析**：(1)这个晶胞对位于顶点上的每个钛原子占有的份额为 $\frac{1}{8}$，所以，它单独占有的钛原子个数为 $8\times\frac{1}{8}=1$；它对位于棱上的每个氧原子占有的份额为 $\frac{1}{4}$，所以，它单独占有的氧原子个数为 $12\times\frac{1}{4}=3$；它全部拥有体内的一个钙原子。所以，这个晶胞单独占有的钛原子、氧原子和钙原子的个数分别为 1、3、1，该化合物的化学式为 $CaTiO_3$。

(2)钛位于正方体的顶点上，则与一个钛原子距离最近的钛原子与它共棱。从立方晶胞进行堆积的图形可以看出，在横向、纵向、竖向上，与它共棱的原子都是 2 个，共 6 个。

(3)设这种立方晶胞的边长是 b，那么，钙原子与钛原子之间的距离是体对角线的一半，即 $\frac{\sqrt{3}}{2}b$。因为每个立方体的体积为 b^3，而 N_A 个这样的立方体堆积到一起就是 1 mol 晶体，其质量为 $M\ g$，其体积为 $\frac{M\ g}{a\ g/cm^3}=\frac{M}{a}\ cm^3$。所以，$N_A\cdot b^3=\frac{M}{a}\ cm^3$，$b=\sqrt[3]{\frac{M}{a\cdot N_A}}\ cm$，则题中所求距离为 $\frac{\sqrt{3}}{2}\cdot\sqrt[3]{\frac{M}{a\cdot N_A}}\ cm$。

答案：(1)$CaTiO_3$

(2)6

(3)$\frac{\sqrt{3}}{2}\cdot\sqrt[3]{\frac{M}{a\cdot N_A}}\ cm$

第二节 分子晶体与原子晶体

知识梳理·对点练

知识梳理

[1]分子间作用力 [2]共价键 [3]非金属氢化物 [4]非金属单质 [5]非金属 [6]酸 [7]有机物 [8]低 [9]小 [10]分子密堆积 [11]12 [12]氢键 [13]4 [14]高 [15]大 [16]越小 [17]越短 [18]非金属单质 [19]非金属化合物

对点训练

1. 选 B 稀有气体元素组成的晶体中，不存在由多个原子组成的分子，而是原子间通过范德华力结合成晶体，所以不存在任何化学键，且分子为单原子分子，故 A、D 项错误；分子间作用力包括范德华力和氢键，范德华力存在于所有的分子晶体中，而氢键只存在于含有与电负性较强的 N、O、F 原子结合的氢原子的分子间或者分子内，故 B 项正确，C 项错误。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2. 选 C　在每个顶角 CO_2 分子周围距离为 $\frac{\sqrt{2}}{2}a$ 的 CO_2 分子即为离顶角最近的三个面心上的 CO_2 分子，共有 $8\times\left(3\times\frac{1}{2}\right)=12$ 个。

3. 选 B　A、B 项属于无氢键存在，分子结构相似的情况，相对分子质量大的物质熔、沸点高；C 项属于有氢键存在，分子结构相似的情况，存在氢键的物质熔、沸点高；D 项属于相对分子质量相同的同分异构体，支链多的物质熔、沸点低。

4. (1)×　(2)√　(3)×　(4)×

5. 选 D　原子晶体中原子间通过共价键结合成立体网状结构，因此硬度大，熔、沸点较高；分子晶体在固态熔融时不导电，但有的溶于水时能导电，如 H_2SO_4 等；干冰是二氧化碳晶体，属于分子晶体。

6. 选 B　SiO_2 晶体、SiC、Si 均为原子晶体。

课后提能 · 层级练

1. 选 C　分子晶体的熔、沸点较低，硬度较小，导致这些性质特征的本质原因是基本构成微粒间的相互作用——范德华力及氢键，相对于化学键来说，它们是极其微弱的。

2. 选 D　金刚石是典型的原子晶体，原子之间以共价键结合，构成空间网状结构，不存在独立的分子，金刚石的硬度大，性质稳定，但在高温下可与氧气反应，生成 CO_2 气体。

3. 选 B　由于 $SiCl_4$ 具有分子结构，所以一定属于分子晶体。影响分子晶体熔、沸点的因素是分子间作用力的大小，这两种分子之间都只有范德华力，$SiCl_4$ 的相对分子质量大于 CCl_4，$SiCl_4$ 的分子间作用力较大，其熔、沸点比 CCl_4 高。CCl_4 的分子是正四面体结构，$SiCl_4$ 与它结构相似，因此也应该是正四面体结构，是含极性键的非极性分子。

4. 选 D　A、C 项中 HF 和 H_2O 分子间含有氢键，沸点反常；对结构相似的物质，B 项中沸点随相对分子质量的增加而增大；D 项中沸点依次降低。

5. 选 B　由题意知，碳氮化合物的硬度比金刚石还大，说明该碳氮化合物为原子晶体，因此是立体网状结构，与金刚石相比，C 原子半径大于 N 原子半径，所以 C—N 键长小于 C—C 键长。

6. 选 A　由方英石结构示意图，知方英石晶体中存在着 SiO_4 的结构单元，A 项正确；1 mol Si 形成 4 mol Si—O 键，B 项错误；题图所示的结构单元实际占有的硅原子数：$8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}+4=8$ 个，C 项错误；方英石晶体中存在着 SiO_4 的结构单元，说明 Si—O 键之间的夹角为 $109°28'$，D 项错误。

7. **解析**：根据构成晶体的粒子不同，分子晶体仅由分子组成，原子晶体中无分子。分子晶体有 B、C、E、F，其中晶体氩是单原子分子构成的晶体；原子晶体和单原子分子晶体都由原子直接构成，原子晶体有 A、D，但化合物只有 A；分子晶体熔化时，一般不破坏化学键；原子晶体熔化时，破坏化学键。

答案：(1)BCEF　E

(2)A

(3)ADE

(4)BCF　AD

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

8. **解析**:(1)由石墨烯的结构可知,每个 C 原子连接 3 个六元环,每个六元环占有的 C 原子数为 $\frac{1}{3}\times 6=2$。

(2)由金刚石的结构可知,每个 C 可参与形成 4 条 C—C 键,其中任意两条边(共价键)可以构成 2 个六元环。根据组合知识可知,四条边(共价键)任选其中两条有 6 组,6×2=12。因此每个 C 原子连接 12 个六元环。六元环中 C 原子采取 sp^3 杂化,为空间六边形结构,最多有 4 个 C 原子位于同一平面。

答案:(1)3 2 (2)12 4

9. 选 A 干冰晶体中 CO_2 分子间作用力只有范德华力,分子采取紧密堆积,一个分子周围有 12 个紧邻的分子;冰晶体中水分子间除了范德华力还存在氢键,由于氢键具有方向性,每个水分子周围有 4 个紧邻的水分子,采取非紧密堆积的方式,空间利用率小,因而密度小;干冰融化只需克服范德华力,冰融化还需要克服氢键,由于氢键比范德华力作用强,所以干冰比冰的熔点低得多,而且常压下易升华。

10. 选 B A 项中的熔点太高,C 项中能导电的说法不符合题意,D 项中熔化时能导电的说法也不符合题意。

11. 选 C 干冰和二氧化硅晶体尽管同属第ⅣA 族元素的最高价氧化物,但干冰是分子晶体,二氧化硅为原子晶体。干冰的熔、沸点取决于其分子间作用力的大小,而不是共价键键能的大小;而二氧化硅的熔、沸点则由 Si—O 键键能的大小所决定。

12. 选 C 氮化硼超硬耐磨、耐高温,是一种原子晶体,熔化时破坏共价键。A 项中的硫酸钠是离子晶体,熔化时破坏离子键,A 项错误;C 项中的两种物质均为原子晶体,熔化时均破坏共价键,C 项正确;B、D 两项中的四种物质都是分子晶体,熔化时都破坏分子间作用力,B、D 两项都错误。

13. 选 D 硫与磷是分子晶体,晶体硅是原子晶体,其中晶体硅的熔点远高于硫与磷的熔点,A 项错误;HF、H_2O、NH_3 都是分子晶体,其沸点高低与分子间作用力大小有关,因为这三种物质之中都存在氢键,且水分子间氢键最强,氨分子间氢键最弱,故水的沸点最高,NH_3 的最低,B 项错误;二氧化硅是原子晶体,硬度大,白磷和冰都是分子晶体,硬度较小,C 项错误;卤化硅为分子晶体,它们的组成和结构相似,分子间不存在氢键,故相对分子质量越大,熔点越高,D 项正确。

14. 选 C 稀有气体的晶体属于分子晶体,存在分子间作用力,不存在共价键,C 项不正确。

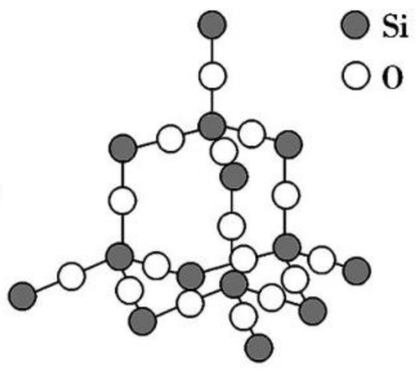
15. **解析**:(2)晶体硅是以一个硅原子为中心,与另外 4 个硅原子形成正四面体结构,所以 Si—Si 键之间的夹角大小约为 109°28′。(3)图中给出的是硅晶体的结构,SiO_2 晶体相当于在硅晶体结构中的每个 Si—Si 键中“插入”一个氧原子,所以只要在上述每两个硅原子之间“画”一个半径比硅原子小的原子,再用实线连起来即可。(4)晶体类型不同,其熔点具有很大的差别,一般原子晶体的熔点高,而分子晶体的熔点低。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

答案:(1)$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

(2)109°28′

(3)如图所示:



(4)①SiO_2 是原子晶体,微粒间作用力为共价键。$SiCl_4$ 是分子晶体,微粒间作用力为范德华力,故 SiO_2 熔点高于 $SiCl_4$ ②$SiCl_4$ 和 SiF_4 均为分子晶体,微粒间作用力为范德华力,结构相似时相对分子质量越大,范德华力越大,故 $SiCl_4$ 熔点高于 SiF_4

16. **解析**:(1)根据等电子体物质的结构与性质相似的原理,可推知 BN 的结构,类似于金刚石,硬度大、耐磨。(2)①根据晶体硼的物理性质,可推知其为原子晶体。因为晶体硼有很高的熔、沸点和很大的硬度。②求晶胞中的原子数、化学键数、几何多面体的面数、键角等问题,需要先弄清它们的立体构型要素:顶点数、棱数、面数、角度等。本题中晶体硼的基本结构单元为正二十面体,每个面均为正三角形,键角为 60°,一个三角形有三个顶点,20 个相互独立的三角形共有 60 个顶点,而每个顶点由五个面共用,因此该多面体的顶点数为 $\frac{60}{5}=12$,即此结构单元由 12 个 B 原子构成。(3)若将晶体硼的结构单元中每个顶点均削去,则削去的顶点变为五边形,原来的正三角形变为正六边形,故余下的结构共有 12 个正五边形(即原来的 12 个顶点),20 个正六边形(即原来的 20 个面)。

答案:(1)金刚石

(2)①原子 晶体硼有很高的熔、沸点和很大的硬度 ②12 60° (3)12 20

第三节 金属晶体

知识梳理·对点练

知识梳理

[1]价电子 [2]电子气 [3]金属原子 [4]金属阳离子 [5]自由电子 [6]导电性 [7]导热性 [8]延展性 [9]相对滑动 [10]排列方式 [11]电子气 [12]定向移动 [13]74% [14]74% [15]sp^2 [16]共价键 [17]正六边形 [18]范德华力 [19]共价键 [20]金属键 [21]范德华力 [22]混合晶体

对点训练

1.(1)× (2)√ (3)× (4)×

2. 选 A 金属键就是金属中金属阳离子与自由电子间的相互作用,其本质上是一种电性作用。

3. 选 B 金属的物理性质是由金属晶体所决定的,A、C、D 三项都是金属共有的物理性质,这些性质都是由金属晶体所决定的;B 项,金属易失电子是由金属原子的结构决定的,和晶体结构无关。

4. **解析**:简单立方的是钋,体心立方的有 Na、K、Fe 等,六方最密堆积的有 Mg、Zn 等,面心立方最密堆积的有 Cu、Ag、Au 等。

答案:A—④ B—① C—② D—③

5. 选 C 金属原子在二维空间里有两种排列方式,一种是密置层排列,另一种是非密置层排列。密置层排列的空间利用率高,原子的配位数为 6,非密置层的配位数较密置层小,原子的配位数为 4。由此可

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

知，图(a)为密置层，图(b)为非密置层。密置层在三维空间堆积可得到六方最密堆积和面心立方最密堆积模型，非密置层在三维空间堆积可得简单立方堆积和体心立方两种堆积模型。所以，只有 C 项正确。

6. 选 D　从图示可看出，该堆积方式的第一层和第四层重合，这种堆积方式可用符号“…ABCABC…”表示，属面心立方最密堆积，金属铜采用这种堆积方式，而镁属于六方堆积，所以选项 D 不正确。

7. 选 D　石墨晶体中既有共价键，又有金属键，还有范德华力，因此它是一种混合晶体。

8. **解析**：(1)(2)在石墨的片层结构中，以一个六元环为研究对象，由于每个碳原子被 3 个六元环共用，即组成每个六元环需碳原子数为 $6\times\frac{1}{3}=2$ 个；另外每个碳碳键被 2 个六元环共用，即属于每个六元环的碳碳键数为 $6\times\frac{1}{2}=3$ 个。(3)n g 碳原子可构成正六边形的个数为 $\frac{n\text{ g}}{12\text{ g/mol}}\times N_A\text{ mol}^{-1}\times\frac{1}{2}=\frac{nN_A}{24}$。

答案：(1)2

(2)2∶3∶1

(3)$\frac{nN_A}{24}$

课后提能 · 层级练

1. 选 B　金属原子脱落下来的价电子形成遍布整块晶体的“电子气”，被所有原子所共用，从而把所有的金属原子维系在一起，故金属键无饱和性和方向性；金属键是金属阳离子和自由电子之间的强烈作用，既包括金属阳离子与自由电子之间的静电吸引作用，也存在金属阳离子之间及自由电子之间的静电排斥作用；金属键中的电子属于整块金属；金属的性质及固体的形成都与金属键的强弱有关。

2. 选 D　根据金属晶体的电子气理论，选项 A、B 都是正确的。金属晶体的堆积方式中空间利用率分别是：简单立方堆积 52%，体心立方堆积 68%，面心立方最密堆积和六方最密堆积均为 74%。因此简单立方堆积的空间利用率最低，六方最密堆积和面心立方最密堆积的空间利用率最高。

3. 选 C　影响金属键强弱的主要因素有金属原子的半径、价电子数目等。一般而言，金属原子的半径小、价电子数目多，金属键就强，金属阳离子与自由电子间的作用就强。Na、Mg、Al 均位于第三周期，原子半径逐渐减小，价电子数目逐渐增多，所以金属键逐渐增强，其中铝的金属键最强，钠的金属键最弱，而钾和钠位于同一主族，且钾的半径比钠大，钾的金属键比钠弱。

4. 选 B　根据电子气理论，电子是属于整个晶体的，在外加电场作用下发生了定向移动从而导电，故 B 项正确；有的金属中金属键较强，但依然导电，故 A 项错误；金属导电是靠自由电子的定向移动，而不是金属阳离子发生定向移动，故 C 项错误；金属导电是物理变化，而不是失去电子的化学变化，故 D 项错误。

5. 选 C　体心立方堆积型晶体是非密置层的一种堆积方式，为立方体形晶胞，其中有 8 个顶点，一个体心，晶胞所含原子数为 $8\times\frac{1}{8}+1=2$。

6. 选 A　晶胞 a 中所含原子 $=12\times\frac{1}{6}+2\times\frac{1}{2}+3=6$ 个，晶胞 b 中所含原子 $=8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ 个，晶胞 c 中所含原子 $=8\times\frac{1}{8}+1=2$ 个。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

7. **解析**:(1)由图中直接相邻的原子数可以求得 a、b 的原子数之比分别为 1∶2 和 1∶3,求出化学式分别为 AX_2、AX_3,故答案为 b。

(2)①$8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$(个);②该晶胞称为面心立方晶胞;③$4\cdot\frac{64}{N_A}=\rho\cdot a^3$,$N_A=\frac{256}{\rho\cdot a^3}$。

答案:(1)b

(2)①4　②C　③$\frac{256}{\rho\cdot a^3}$

8. **解析**:(1)区分晶体、准晶体和非晶体可运用 X-射线衍射的方法。

(2)根据均摊原理,一个晶胞中含有的氧原子为 $4+6\times\frac{1}{2}+8\times\frac{1}{8}=8$(个),再结合化学式 Cu_2O 知一个晶胞中含有 16 个铜原子。

(3)面心立方晶胞中粒子的配位数是 12。一个铝晶胞中含有的铝原子数为 $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$(个),一个晶胞的质量为 $\frac{4}{6.02\times10^{23}}\times27$ g,再利用密度与质量、晶胞参数 a 的关系即可求出密度,计算中要注意 1 nm$=10^{-7}$ cm。

答案:(1)X-射线衍射

(2)16

(3)12　$\frac{4\times27}{6.02\times10^{23}\times(0.405\times10^{-7})^3}$

9. 选 A　金属一般具有银白色的金属光泽,与金属键密切相关。由于金属原子以最紧密堆积状态排列,内部存在自由电子,所以当光辐射到它的表面上时,自由电子可以吸收所有频率的光,然后很快释放出各种频率的光,这就使得绝大多数金属呈现银灰色以至银白色光泽,故 A 项错误,B、C、D 项均正确。

10. 选 C　第一种晶胞为体心立方堆积,钾、钠、铁等金属采用这种堆积方式;第二种晶胞为六方最密堆积,镁、锌、钛等金属采用这种堆积方式;组成第三种晶胞的粒子为双原子分子,是碘;第四种晶胞的粒子构成正四面体结构,为金刚石。

11. 选 B　金属熔点的高低与金属阳离子半径大小及金属价电子数有关,价电子数越多,阳离子半径越小,金属键越强。B 项中三种金属在同一周期,价电子数分别为 1、2、3,且半径由大到小,故熔点由高到低的顺序是 Al>Mg>Na。

12. 选 B　a 为简单立方堆积,b 为体心立方堆积,c 为六方最密堆积,d 为面心立方最密堆积,A 项错误;每个晶胞含有的原子数分别为 a:$8\times\frac{1}{8}=1$ 个,b:$8\times\frac{1}{8}+1=2$ 个,c:$8\times\frac{1}{8}+1=2$ 个,d:$8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ 个,B 项正确;晶胞 c 和晶胞 d 中原子的配位数应为 12,C 项错误;四种晶体的空间利用率分别为 52%、68%、74%、74%,应为 d=c>b>a,D 项错误。

13. 选 C　该晶胞中实际含钠原子两个,晶胞边长为 $\frac{4\times r}{\sqrt{3}}$,则 $\rho=\frac{2\times a}{N_A\times\left(\frac{4\times r}{\sqrt{3}}\right)^3}$,进一步化简后可得答案。

14. 选 D　由题图知,δ-Fe 晶体中与铁原子等距离且最近的铁原子有 8 个,A 项正确;α-Fe 晶体中与铁原子等距离且最近的铁原子有 6 个,B 项正确;一个 δ-Fe 晶胞占有 2 个铁原子,一个 α-Fe 晶胞占有 1 个铁原子,故两者密度比为 $\frac{2\times56}{a^3}:\frac{1\times56}{b^3}=2b^3:$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

a^3，C 项正确；晶体加热后急速冷却和缓慢冷却，得到的晶体类型是不同的，D 项错误。

15. **解析**：(1)晶胞中每个顶点的钨原子为 8 个晶胞所共有，体心的钨原子完全为该晶胞所有，故每一个晶胞分摊到 2 个钨原子。

(2)每个晶胞中含有 2 个钨原子，则每个晶胞的质量 $m=\frac{2M}{N_A}$，又因每个晶胞的体积 $V=a^3$，所以晶胞密度 $\rho=\frac{m}{V}=\frac{2M}{N_A a^3}$，$a=\sqrt[3]{\frac{2M}{N_A\rho}}$。

(3)钨晶胞的体对角线上堆积着 3 个钨原子，则体对角线的长度为钨原子半径的 4 倍，即 $4r=\sqrt{3}a$，$r=\frac{\sqrt{3}a}{4}=\frac{\sqrt{3}}{4}\times\sqrt[3]{\frac{2M}{N_A\rho}}$。

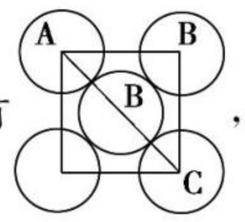
(4)每个晶胞含有 2 个钨原子，2 个钨原子的体积 $V'=2\times\frac{4}{3}\pi r^3=\frac{8\pi r^3}{3}$，则该体心立方结构的空间利用率 $=\frac{V'}{V}=\frac{\frac{8\pi r^3}{3}}{a^3}\times100\%=\frac{\frac{8}{3}\pi\left(\frac{\sqrt{3}}{4}a\right)^3}{a^3}\times100\%=\frac{\sqrt{3}\pi}{8}\times100\%=68\%$。

答案：(1)2

(2)$\sqrt[3]{\frac{2M}{N_A\rho}}$

(3)$\frac{\sqrt{3}}{4}\times\sqrt[3]{\frac{2M}{N_A\rho}}$

(4)68%

16. **解析**：利用均摊法解题，8 个顶点上金原子有 $\frac{1}{8}$ 属于该晶胞，每个面上金原子有 $\frac{1}{2}$ 属于该晶胞，共有 6 个，故每个晶胞中金原子个数 $=8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ 个。假设金原子间相接触，则有 

，正方形的对角线为 $2d$。正方形边长为 $\sqrt{2}d$。所以 $V_{晶}=(\sqrt{2}d)^3=2\sqrt{2}d^3$，1 个晶胞质量为 $m_{晶}=\frac{4M}{N_A}$，所以 $\rho=\frac{m_{晶}}{V_{晶}}=\frac{\sqrt{2}M}{d^3N_A}$。

答案：(1)4

(2)面对角线金属原子间相接触，即相切

(3)$2\sqrt{2}d^3$

(4)$\frac{\sqrt{2}M}{d^3N_A}$

第四节　离子晶体

知识梳理·对点练

知识梳理

[1]阴离子　[2]阳离子　[3]离子键　[4]最邻近

[5]异电性　[6]较高　[7]较大　[8]易溶　[9]难溶

[10]不导电　[11]能导电　[12]6　[13]8　[14]8　[15]6　[16]8

[17]4　[18]越强　[19]越多　[20]越小

对点训练

1. 选 D　A 项中应为静电作用；B 项中某些金属与非金属原子之间形成共价键；$AlCl_3$ 是共价化合物，不存在离子键。

2. 选 D　离子晶体的结构决定着离子晶体具有一系列特性，这些特性包括 A、B、C 三项；而离子间的距离取决于离子半径的大小及晶体的密堆积形式等。

3. 选 B　根据均摊法计算 A 结构中阳离子为 4 个，阴离子为 1 个，化学式为 M_4N；B 结构中阳离子为 $\frac{1}{2}$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

个，阴离子为 1 个，化学式为 MN_2；C 结构中阳离子为$\frac{3}{8}$个，阴离子为 1 个，化学式为 M_3N_8；D 结构中阳离子为 1 个，阴离子为 1 个，化学式为 MN。

4. (1)× (2)× (3)√ (4)×

5. 选 C 晶格能是气态离子形成 1 mol 离子晶体释放的能量，故 A 项错误；晶格能通常取正值，而不取负值，故 B 项错误；晶格能越大，形成的离子晶体越稳定，物质的硬度越大，故 C 项正确，D 项错误。

6. 选 A 掌握晶格能的概念是解答本题的关键。气态离子形成 1 摩离子晶体释放的能量称为晶格能。

课后提能 · 层级练

1. 选 C 原子晶体中一定不存在离子键。只要晶体中存在离子键，就一定是离子晶体，但在离子晶体内部可能含有共价键。在常见的晶体类型中，只有金属晶体的熔、沸点差别最大，有熔、沸点很高的钨，也有常温下为液态的汞。

2. 选 B 离子半径 $Cl^-<Br^-$，晶格能 NaCl>NaBr，A 项错误；MgO、CaO 均为离子晶体，离子半径 $Mg^{2+}<Ca^{2+}$，MgO 中离子键强，晶格能大，硬度大，B 项正确；同理，C 项中熔点 NaI<NaBr；D 项中 CO_2 为分子晶体，NaCl 是离子晶体，熔、沸点：CO_2<NaCl。

3. 选 C CaO 晶体和 NaCl 晶体都属于离子晶体，熔点的高低可根据晶格能的大小判断。晶格能的大小与离子所带电荷多少、离子间距离、晶体结构类型等因素有关。CaO 和 NaCl 的离子间距离和晶体结构都类似，故晶格能主要由阴、阳离子所带电荷的多少决定。

4. 选 B 离子晶体的熔点与离子键的强弱有关，而离子键的强弱可用晶格能来衡量，离子所带的电荷数越多，离子间的距离越小，晶格能越大，离子键越强，熔点越高。

5. 选 C A 项用均摊法分析，晶体晶胞中阴、阳离子的个数都为 4；B 项中阴、阳离子的配位数都是 6；C 项该晶胞为面心立方晶胞，符合 NaCl 晶胞的特征，根据氯化钠的晶胞结构图进行计算：设晶胞边长为 a cm，则两个距离最近的阳离子的核间距离为$\frac{\sqrt{2}}{2}a$ cm，由 $4\times M=N_A\cdot a^3\text{cm}^3\cdot d\ \text{g/cm}^3$，可求出 a，进而求得核间距，D 项错误。

6. 选 B 金刚石中由共价键构成的最小环状结构中有 6 个碳原子；NaCl 晶体中，每个 Na^+ 周围紧邻 6 个 Cl^-，每个 Na^+ 周围紧邻 12 个 Na^+；氯化铯晶体中，每个 Cs^+ 周围紧邻 8 个 Cl^-，每个 Cs^+ 周围紧邻 6 个 Cs^+；干冰晶体中，每个 CO_2 分子周围紧邻 12 个 CO_2 分子。

7. **解析**：(1)在 NaCl 晶体中，一个 Na^+ 位于晶胞的中心，12 个 Na^+ 分别位于晶胞的 12 条棱上，则属于该晶胞的 Na^+ 相当于 3 个$\left(\frac{1}{4}\times12=3\right)$，因此一个晶胞中共含有 4 个 Na^+，8 个 Cl^- 分别位于晶胞的 8 个顶点上，则属于该晶胞的 Cl^- 相当于 1 个$\left(\frac{1}{8}\times8=1\right)$，6 个 Cl^- 分别位于晶胞的 6 个面心上，则属于该晶胞的 Cl^- 相当于 3 个$\left(\frac{1}{2}\times6=3\right)$，所以

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

一个晶胞中共含有 4 个 Cl^-。可见 NaCl 晶体中 Na^+、Cl^- 的个数比为 1∶1。图中位于晶胞中心的 Na^+ 实际上共有 3 个平面通过它，通过中心 Na^+ 的每个平面都有 4 个 Na^+ 位于平面的四角，这 4 个 Na^+ 与中心 Na^+ 距离最近且距离相等。所以在 NaCl 晶体中，每个 Na^+ 周围与它距离最近且距离相等的 Na^+ 共有 12 个，按相似的方法可推出每个 Cl^- 周围与它最近且距离相等的 Cl^- 也共有 12 个。

(2)氯化钠晶体是面心立方堆积，A 错误；氯化铯晶体结构呈体心立体堆积，C 错误；氯化钠晶体中以 Na^+ 为中心向三维方向伸展，有 6 个 Cl^- 近邻，D 正确；相邻的正负离子核间距不等于正负离子半径之和，B 错误。

答案：(1)6　6　4　4　12

(2)D

8. **解析**：(1)离子半径越小，晶格能越大，核间距 NaBr＞NaCl，故晶格能 NaCl＞NaBr。(2)离子所带电荷越多，晶格能越大，MgO 中阴、阳离子所带电荷多，且 $r(O^{2-})<r(Cl^-)<r(Br^-)$，$r(Mg^{2+})<r(Na^+)$，故晶格能 MgO＞NaCl。(3)晶格能大的离子晶体，熔点高，硬度大，三种离子晶体中硬度最大的为 MgO；MgO 的熔点高，电解时要消耗大量的电能。

答案：(1)小　NaBr 比 NaCl 中离子的核间距大

(2)氧化镁晶体中的阴、阳离子的电荷数绝对值大，并且离子的核间距小

(3)氧化镁　氧化镁晶体比氯化镁晶体晶格能大，熔点高，电解时消耗电能多

9. 选 C　NaOH、CH_3COONa、$Ba(OH)_2$ 都是通过离子键相互结合的离子晶体；纯 H_2SO_4 中无 H^+，是分子晶体。Ar 是气体，分子间以范德华力相互结合，为分子晶体；石墨是混合型晶体；水晶(SiO_2)与金刚石是典型的原子晶体。硫的化学式用 S 表示，实际上是 S_8 以范德华力结合的分子晶体；玻璃没有固定的熔点，加热时逐渐软化，为非晶体。

10. 选 C　离子晶体中，离子键越强，晶体熔、沸点越高，而离子所带电荷越高，半径越小，离子键越强。Ca^{2+}、O^{2-}、Ba^{2+} 都带 2 个电荷；Na^+、Cl^-、K^+ 只带 1 个电荷，$r(Ca^{2+})<r(Ba^{2+})$，$r(Na^+)<r(K^+)$，故熔点 CaO＞BaO＞NaCl＞KCl。

11. 选 D　离子所带电荷数越多，键长越短，则离子键越强，晶体的熔点越高，EF 化合物的键长短，电荷多。

12. 选 D　由表中数据可知晶格能的大小与离子半径成反比，A 项正确；由 NaF、NaCl、NaBr、NaI 晶格能的大小可确定 B 项说法正确；由 LiF、NaF、KF 晶格能的大小可确定 C 项说法正确；表中晶格能最小的碘化物，因还原性 $F^-<Cl^-<Br^-<I^-$，可知 D 项错误。

13. 选 B　食盐晶胞中含有 4 个 Na^+ 和 4 个 Cl^-，每个晶胞的体积为 $\frac{M}{\rho N_A}\times 4\ cm^3$，设食盐晶体里 Na^+ 和 Cl^- 的间距为 x cm，所以可得 $(2x)^3=\frac{M}{\rho N_A}\times 4$，解得 $x=\sqrt[3]{\frac{M}{2\rho N_A}}$，即在食盐晶体中 Na^+ 和 Cl^- 的间距大约是 $\sqrt[3]{\frac{M}{2\rho N_A}}$ cm。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

14. 选 C　根据各物质的熔、沸点判断，$AlCl_3$ 和 CCl_4 为分子晶体；$AlCl_3$ 的沸点低于熔点，所以易升华；NaCl 为离子晶体，1 500 ℃高于其沸点，故以分子 NaCl 形式存在。

15. **解析**：(1)通过读取表格中数据先判断晶体的类型及晶体的性质，A、B、C、D 组分别代表原子晶体、金属晶体、分子晶体、离子晶体。(2)中的性质都属于金属晶体的物理性质。(3)应用氢键解释 HF 的熔点反常。(5)利用晶格能的大小解释离子晶体熔点高低原因。

答案：(1)原子　共价键

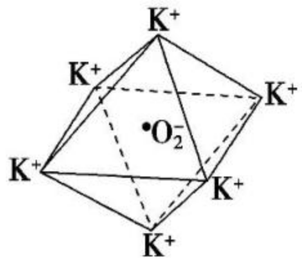
(2)①②③④

(3)HF 分子间能形成氢键，其熔化时需要消耗的能量更多

(4)②④

(5)D 组晶体都为离子晶体，$r(Na^+)<r(K^+)<r(Rb^+)<r(Cs^+)$，在离子所带电荷相同的情况下，半径越小，晶格能越大，相应晶体的熔点越高

16. **解析**：(1)该结构与 NaCl 晶体的结构相似，相当于 Na^+ 被 K^+ 代替，Cl^- 被 O_2^- 代替。(2)晶体中平均每个晶胞有 K^+：$8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ 个；有 O_2^-：$1+12\times\frac{1}{4}=4$ 个，故其化学式为 KO_2。(3)由图可看出，晶体中与每个 K^+ 距离最近的 K^+ 有 12 个，晶体中每个 K^+ 周围有 6 个 O_2^-，每个 O_2^- 周围有 6 个 K^+，每个 O_2^- 周围最近且等距离的 K^+ 所围成的立体构型为正八面体，如图所示。设 1 mol KO_2 中含有 x mol 0 价的氧原子，y mol -2 价的氧原子，则有 $x+y=2$，$2y=1$，解得 $x=\frac{3}{2}$，$y=\frac{1}{2}$，所以晶体中，0 价氧原子与 -2 价氧原子的数目比为 3∶1。



答案：(1)A

(2)D

(3)CD

第二部分　阶段检测

章末质量评估卷(一)

1. 选 D　D 项的内容无法用玻尔理论解释。要解释氢原子光谱的多重谱线，需用量子力学所建立的四个量子数来描述核外电子的运动状态。

2. 选 B　在多电子原子中，同一能层的电子能量也不同，还可以把它们分成能级，随着能层数的增大，能级逐渐增多，能级分为 s、p、d、f、g 等，故 A 错误；在多电子的原子核外电子的能量是不同的，按电子的能量差异，可将核外电子分成不同的能层，用 n 表示能层序数，则每一能层最多容纳电子数为 $2n^2$，故 B 正确；电子云就是用小黑点疏密来表示空间各电子出现概率大小的一种图形，电子在原子核外的一个空间运动状态称为一个原子轨道，核外电子运动的概率分布图(电子云)并不完全等同于原子轨道，故 C 错误；决定电子运动状态有四个量：主量子数、角量子数、磁量子数、自旋量子数，所以电子的运动状态可从能层、能级、轨道、自旋方向 4 个方面进行描述，故 D 错误。故选 B。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

3. 选 D　A 项，s 电子的电子云为球形，p 电子的电子云为哑铃形；B 项，第一能层有一个能级，有一个轨道；C 项，第三能层有 3s、3p、3d 三个能级，其原子轨道数分别为 1、3、5。

4. 选 A　同周期第一电离能ⅤA 族元素大于ⅥA 族元素，A 正确；具有相同电子层结构的离子半径，原子序数越大半径越小，B 不正确；能量 $E(4s)<E(3d)$，C 不正确；同主族元素，自上而下电负性减小，D 不正确。

5. 选 A　A 项 $[Ne]3s^1$ 属于基态的 Mg^+，由于 Mg 的第二电离能高于其第一电离能，故其再失去一个电子所需能量较高；B 项 $[Ne]3s^2$ 属于基态 Mg 原子，其失去一个电子变为基态 Mg^+；C 项 $[Ne]3s^13p^1$ 属于激发态 Mg 原子，其失去一个电子所需能量低于基态 Mg 原子；D 项 $[Ne]3p^1$ 属于激发态 Mg^+，其失去一个电子所需能量低于基态 Mg^+，综上所述，电离最外层一个电子所需能量最大的是 $[Ne]3s^1$。

6. 选 C　A 项，原子核外电子排布式为 $1s^2$ 的 X 原子是稀有气体，原子核外电子排布式为 $1s^22s^2$ 的 Y 原子是ⅡA 族的元素原子，化学性质不同；B 项，原子核外 M 层上仅有两个电子的 X 原子是ⅡA 族的元素原子，而原子核外 N 层上仅有两个电子的 Y 原子可能是ⅡA 族、副族或Ⅷ族元素原子，故化学性质不一定相似；C 项，2p 轨道上只有两个电子的 X 原子是 C 原子，3p 轨道上只有两个电子的 Y 原子是 Si 原子，两者化学性质相似；D 项，最外层只有一个电子的原子可能是ⅠA 族元素原子，也可能是过渡金属原子，故化学性质不一定相似。

7. 选 B　对于第三周期 11～17 号元素，随着原子序数的增大，第一电离能呈现增大的趋势，但 Mg、P 特殊，A 项错误；原子半径逐渐减小，C 项错误；形成简单离子转移的电子数依次为：Na 为 1，Mg 为 2，Al 为 3，Si 不易形成离子，P 为 3，S 为 2，Cl 为 1，D 项错误。

8. 选 B　A 项，两种元素分别为 Na、Mg，均为金属元素；B 项，两种元素分别为 K、S，符合题意；C 项，两种元素分别为 Mg、Ca，均为金属元素；D 项，两种元素分别为 O、Cl，均为非金属元素。

9. 选 A　A 项，关键在于熟记构造原理，各能级能量由小到大的顺序为 1s2s2p3s3p4s3d4p5s……故 ns 电子的能量一定高于 $(n-1)$p 电子的能量；B 项，对于 C 原子来说，2p 能级有 3 个能量相同的原子轨道，最后 2 个电子应该以自旋状态相同的方式分布在两个不同的 2p 轨道上，违反了洪特规则；C 项，根据轨道能量高低顺序可知 $E_{4s}<E_{3d}$，对于 ${}_{21}Sc$ 来说，最后 3 个电子应先排满 4s 轨道，再排 3d 轨道，应为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^14s^2$，故违反了能量最低原理；D 项，对于 ${}_{22}Ti$ 来说，3p 能级共有 3 个轨道，最多可以排 6 个电子，如果排 10 个电子，则违反了泡利原理。

10. 选 B　第一电离能越小，表明该元素原子越易失去电子，活泼性越强，A 项正确；同周期元素的原子半径从左到右逐渐减小，第一电离能呈现增大趋势，但有反常，如第一电离能：N＞O、Mg＞Al，B 项错误；C 项所述元素为零族元素，性质稳定，第一电离能都较大；同一元素，逐级电离能：$I_1<I_2<I_3$，因为电子离核越近，越难失去，D 项正确。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

11. 选 B　由对角线规则知，锂与镁的性质相似。$MgSO_4$ 易溶，$Mg(OH)_2$ 难溶，Mg 在 N_2 中燃烧可生成 Mg_3N_2，$Mg(OH)_2$、$MgCO_3$ 受热都能分解。

12. 选 D　27 号元素在第 9 列，从左向右数，第 3 列到第 12 列都为过渡元素，A 项错误；“$3d^74s^2$”为 Co 的价电子排布，其简写式中也要注明 3d 轨道，B 项错误；失电子时，应失去最外层的电子，即先失去 4s 上的电子，Co^{2+} 的价电子排布式为 $3d^7$，C 项错误；“7＋2＝9”，说明它位于周期表的第 9 列，D 项正确。

13. 选 B　由表中数据可知，R 元素的第三电离能与第二电离能的差距最大，故最外层有两个电子，最高正价为＋2 价，位于第ⅡA 族，可能为 Be 或者 Mg 元素，因此①不正确，②正确，④不确定；短周期第ⅡA 族（ns^2np^0）的元素，因 p 轨道处于全空状态，比较稳定，所以其第一电离能大于同周期相邻主族元素，③正确。

14. 选 D　同一周期，第一电离能呈现增大趋势，但由于 p 轨道处于全空、半充满或全充满时相对稳定，这使得第ⅡA 族、第ⅤA 族反常，故第一电离能 N＞O，Mg＞Al，A、B 不正确；F 的电负性最大，没有正化合价，C 不正确。

15. 选 C　Y 原子应该有 3 个电子层，最外层电子数为 6，是硫元素，外围电子排布式为 $3s^23p^4$；Z 元素是 O，第一电离能 O＞S；X 可能是 H，也可能是 Li 或 Na，H_2S 是共价化合物。

16. 选 D　根据电负性和最低化合价，推知 A 为 C 元素、B 为 S 元素、C 为 Cl 元素、D 为 O 元素、E 为 F 元素。A 项，C、D、E 的氢化物分别为 HCl、H_2O、HF，稳定性：HF＞H_2O＞HCl；B 项，元素 A 的原子最外层电子排布式为 $2s^22p^2$，$2p^2$ 上的两个电子分占两个原子轨道，且自旋状态相同；C 项，S 的最外层有 6 个电子，Cl 的最外层有 7 个电子，它们之间可形成 S_2Cl_2 等化合物；D 项，Na 能与 H_2O 发生置换反应生成 NaOH 和 H_2。

17. **解析**：(2)⑨号元素是 Fe 元素，其电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$。

(3)由 ns^np^{n+1} 可知 $n=2$，则该元素是 N，其最外层成对电子只有 1 对。

(4)第三周期熔点最高的单质应是 Si；电负性最大的是 Cl 即图中的 2。

答案：(1)⑨

(2)$1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$

(3)1

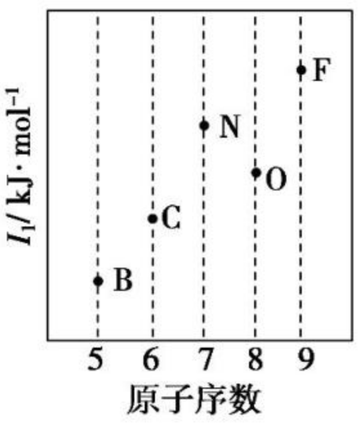
(4)Si　2

18. **解析**：(1)基态 Si 原子中，电子占据的最高能层为第三层，符号为 M，该能层中有 3 个能级：3s、3p 和 3d，3s 能级有 1 个原子轨道，3p 能级有 3 个原子轨道，3d 能级有 5 个轨道，所以该能层具有的原子轨道数为 9，填充的电子数为 4。

(2)同周期从左到右第一电离能增大，但第二周期中第ⅡA 族的第一电离能比相邻的第ⅠA 和第ⅢA 族元素大，第ⅤA 族的第一电离能大于第ⅥA 族。

(3)①由电离能数据可知，该元素呈＋3 价。②Ge 的最高正价为＋4 价。

答案：(1)M　9　4

(2)

(3)①Al　②$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^2$　$GeCl_4$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

19. **解析**:(1)根据图示,同主族元素从上到下,X 值逐渐减小;同周期元素从左到右,X 值总体上呈现增大趋势。

(2)X 值较小的元素集中在元素周期表左下角。

(3)X 值为元素的电负性,能够反映原子在分子中吸引电子的能力,能衡量元素金属性和非金属性的强弱。

答案:(1)同一主族,从上到下,X 值逐渐减小 增大 周期性

(2)a

(3)bc

20. **解析**:W、X、Y、Z、N 是核电荷数依次增大的短周期元素,原子核内无中子的元素是氢元素;原子核外 s 能级电子数与 p 能级电子数相等的非金属元素是氧元素($1s^2 2s^2 2p^4$);元素的离子半径在该周期中最小的是 Al^{3+};原子核外 s 能级电子数比 p 能级电子数少 2 的是硅元素($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$);最外层电子数比次外层电子数少 1 的是氯元素。核外有多少个电子就有多少种不同的运动状态。

答案:(1)H_2 8

(2)Cl>Si>Al

(3)O

(4)14

21. **解析**:据题意可知 A 原子电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^2$,故为碳元素;C 原子电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^4$,故为氧元素,则 B 为氮元素;由 D^{2+} 与 C^{2-} 核外电子排布相同,可知 D 为 Mg,则 E 为 Ca;由 F^{3+} 的 3d 轨道电子半充满可知为 $3d^5$,则 F 为 Fe。

答案:(1)C<N<O

(2)12 4

(3)$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$(或[Ar]$4s^2$)

(4)Mn^{2+} 的 3d 轨道电子排布为半充满状态,较稳定

章末质量评估卷(二)

1. 选 B 超临界水仍然呈中性,但 pH 小于 7,故 A、C 两项错误;根据“相似相溶”的原理可知 B 项正确(有机物大多数是非极性分子),D 项错误。

2. 选 A HCHO 分子中含有碳氧双键,既含 σ 键又含 π 键,A 项正确;CO_2 分子中的化学键都是极性键,B 项不正确;NH_3 分子中 N 原子的杂化轨道类型是 sp^3,C 项不正确;氨气分子之间都存在氢键,因而沸点反常的高,由于水分子之间的氢键强于氨气分子之间的氢键,因此水的沸点高于氨气分子,D 项不正确。

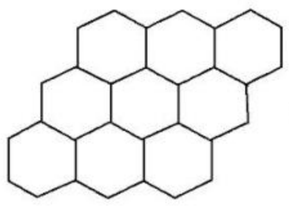
3. 选 B A 项中 CO_2 为直线形结构且正负电荷中心重合,故为非极性分子;C 项中从 HF 到 HI 稳定性依次减弱;D 项,H_2O 为 V 形分子。

4. 选 A 对于共价键键能的概念要理解:①拆开 1 mol 共价键所需要吸收的能量或形成 1 mol 共价键所释放的能量,都称键能;②键能越大,键越牢固,由该键形成的物质越稳定。比较 H—I 键和 H—Cl 键的键能大小可知 H—I 键的键能小,易断裂,因此 HI 比 HCl 稳定性弱,酸性强,但键能与由分子组成的物质的熔、沸点无关。

5. 选 C PH_3 同 NH_3 构型相同,因中心原子上有一对孤电子对,均为三角锥形,属于极性分子,故 A、B 项

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

正确；PH_3 的沸点低于 NH_3，是因为 NH_3 分子间存在氢键，C 项错误；PH_3 的稳定性低于 NH_3，是因为 N—H 键键能高，D 项正确。

6. 选 D　A 项碳原子连接 2 个相同的原子，所以该碳原子不是手性碳原子；B 项分子是对称的，，每个碳原子都含有相同的原子或原子团，所以不含手性碳原子；C 项 CH_3CH_2OH 分子中每个碳原子都含有相同的原子，所以不含手性碳原子；D 项分子中连接羟基和羧基的碳原子上连接 4 个不同的原子或原子团，所以该碳原子属于手性碳原子。

7. 选 D　SO_2 中 S 原子采取 sp^2 杂化，但一个杂化轨道被孤电子对占据，所以呈 V 形结构，CO_2 中 C 原子采取 sp 杂化，是直线形结构。

8. 选 A　分子中 N≡C 键是极性键，C—C 键是非极性键；成键原子半径越小，键长越短，N 原子半径小于 C 原子半径，故 N≡C 键比 C—C 键的键长短；$(CN)_2$ 分子中含有 3 个 σ 键和 4 个 π 键；由于与卤素性质相似，故可以和氢氧化钠溶液反应。

9. 选 C　根据各元素在周期表中的位置知，A 为氢、B 为碳、C 为氮、D 为氧、X 为硫、Y 为氯。A_2D 为 H_2O、A_2X 为 H_2S，H_2O 能形成分子间氢键，故沸点 $H_2O>H_2S$，A 项错误；CA_3 为 NH_3，是极性分子，B 项错误；N_2 中有 1 个 σ 键 2 个 π 键，C 项正确；B、C、D 的氢化物分别是 CH_4、NH_3、H_2O，粒子中原子数不同，不能互为等电子体，D 项错误。

10. 选 B　根据 A、B 的电负性值及所处位置关系，可判断 A 元素为 O，B 元素为 F，该分子为 OF_2，O—F 键为极性共价键。因为 OF_2 分子的键角为 103.3°，OF_2 分子中键的极性不能抵消，所以为极性分子。

11. 选 A　水稳定是由于 H—O 键牢固，而氢键只影响熔、沸点，A 项错误。

12. 选 D

选项	分子式	中心原子杂化方式	价层电子对互斥模型	分子或离子的立体构型
A	SO_2	sp^2	平面三角形	V 形
B	HCHO	sp^2	平面三角形	平面三角形
C	NF_3	sp^3	四面体形	三角锥形
D	NH_4^+	sp^3	正四面体形	正四面体形

13. 选 D　根据氢键含义，氯化硼分子间不含氢键，由于氯化硼分子中键与键之间的夹角为 120°，说明氯化硼分子是平面三角形，中心原子采用 sp^2 杂化，为极性键形成的非极性分子。

14. 选 C　凡中心原子采取 sp^3 杂化的分子的立体构型都应是四面体形，但是根据孤电子对占据杂化轨道数目的多少，其分子立体构型也可能呈现 V 形（H_2O）、三角锥形（NH_3），也有的呈现变形四面体，如 CH_3Cl，故 A 项错误；CH_4 的 sp^3 杂化轨道是由中心碳原子中能量相近的 1 个 2s 轨道和 3 个 2p 轨道杂化而形成的，与氢原子结合时，四个杂化轨道分别和四个氢原子的 1 s 轨道重叠，形成四个 C—H σ 键，B 项错误；AB_3 型分子中，BF_3 的 B 原子采用 sp^2 杂化，D 项错误。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

15. 选 B　研究表中数据发现，O_2 与 O_2^+ 的键能大的键长短。按此规律，O_2^{2-} 中 O—O 键长比 O_2^- 中的长，所以键能要小。按键长由短而长的顺序为 $O_2^+ < O_2 < O_2^- < O_2^{2-}$，键能为 $w > z > y > x$，故 B 项正确，A 项不正确；这些粒子都是由相同的原子构成，电子对无偏移，D 项错误；对于这些粒子，在成键时所用电子情况，题中无信息，已有的知识中也没有，说明这不是本题考查的知识点，故不选 C 项。

16. 选 C　$PtCl_4 \cdot 2NH_3$ 水溶液不导电，说明配合物溶于水不会产生自由移动的离子；加入 $AgNO_3$ 溶液反应不产生沉淀并且以强碱处理并没有 NH_3 放出，说明 Cl^- 和 NH_3 都参与配位，配位数是 6；配位数是 6 的配合物不可能是平面结构，可能是正八面体或变形的八面体。

17. **解析**：(1)NH_3 中氮原子有孤电子对，是极性分子，能形成氢键，所以熔、沸点高。(2)氧与铜形成的是配位键、H 与 O 形成的是氢键。(3)SO_4^{2-} 中 S 的孤电子对数 $= \frac{6-2\times4+2}{2} = 0$，S 与 O 形成四个 σ 键，所以 S 是 sp^3 杂化，SO_4^{2-} 为正四面体结构。(4)由立体构型可知 $Ni(CO)_4$ 是非极性分子，易溶于非极性溶液。

答案：(1)极性　高于

(2)氢键、配位键

(3)SO_4^{2-}　sp^3

(4)BC

18. **解析**：解答时要注意配位键形成条件中的一方提供电子对，另一方提供空轨道。

(1)由题中信息可导出结论：凡能给出 H^+ 的物质中一般含有配位键。

(2)硼原子为缺电子原子，H_3BO_3 的电离是 B 原子和水中的 OH^- 形成配位键，水产生的 H^+ 表现出酸性。

(3)由题中所含配位键的物质的反应特点分析。

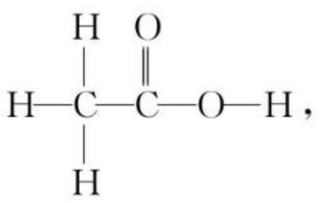
答案：(1)BD

(2)$H_3BO_3 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + [B(OH)_4]^-$

(3)①$C_2H_5-\overset{\overset{O}{\uparrow}}{O}-C_2H_5 + H_2 \longrightarrow C_2H_5OC_2H_5 + H_2O$

②用无水硫酸铜检验 c 的反应产物中有没有水(或其他合理答案)

19. **解析**：(1)Cr 是 24 号元素，Cr 原子基态核外电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$，Cr 原子由外向里失去 3 个电子后变为 Cr^{3+}，故 Cr^{3+} 基态核外电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^3$。在配合物 $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ 中，中心原子提供空轨道，而配位原子需提供孤电子对，H_2O 分子中含有孤电子对的是 O 原子。

(2)CH_3COOH 中，甲基中 C 原子与其他原子形成 4 个 σ 键，故 C 原子采取 sp^3 杂化；而羧基中 C 原子形成 3 个 σ 键和 1 个 π 键，故 C 原子采取的是 sp^2 杂化。CH_3COOH 的结构式为 ，

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

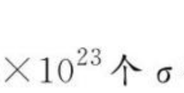
单键均为σ键，双键中有1个σ键和1个π键，故1个CH_3COOH分子中含有7个σ键，因此1 mol CH_3COOH中含有$7\times6.02\times10^{23}$个σ键。

(3)运用电子—电荷互换法，将O原子的1个电子换作1个正电荷，则O原子换为F原子，即可写出与H_2O互为等电子体的阳离子H_2F^+。H_2O与CH_3CH_2OH可形成分子间氢键，是导致H_2O与CH_3CH_2OH可以任意比例互溶的主要原因。

答案：(1)$1s^22s^22p^63s^23p^63d^3$或$[Ar]3d^3$　O

(2)sp^3和sp^2　$7N_A$(或$7\times6.02\times10^{23}$)

(3)H_2F^+　H_2O与CH_3CH_2OH之间可以形成氢键

20. **解析**：(1)X原子核外的M层中只有两对成对电子，则M层的电子排布图为

，故X为S，Y原子核外的L层电子数是K层的两倍，则Y原子的核外电子排布式为$1s^22s^22p^2$，故Y为C。

(2)Z是地壳内含量(质量分数)最高的元素，则Z为O，SO_2、CO_2的立体构型分别为V形、直线形。

(3)Q的核电荷数为24，为Cr，其核外电子排布式为$1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$或$[Ar]3d^54s^1$，其外围电子排布式为$3d^54s^1$，则最高化合价为+6。(4)元素周期表中F的电负性最强，HF溶液中，HF与HF、H_2O与H_2O、HF与H_2O之间存在氢键。

答案：(1)S　C

(2)V形　直线形　SO_2　CO_2是非极性分子，SO_2和H_2O都是极性分子，根据“相似相溶”原理，SO_2在H_2O中的溶解度较大

(3)Cr　$1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$(或$[Ar]3d^54s^1$)　+6

(4)F—H…F、F—H…O、O—H…F、O—H…O

21. **解析**：(1)SO_4^{2-}中S原子的价层电子对数$=\frac{6+2}{2}=4$，因此S原子为sp^3杂化。NO_3^-中N原子的价层电子对数$=\frac{5+1}{2}=3$，因此N原子为sp^2杂化，无孤电子对，因此立体构型为平面(正)三角形。

(2)因为是阴离子，因此在周期表中可将一个O原子左移一个位置变为N原子，即NO_2^-为O_3的等电子体。

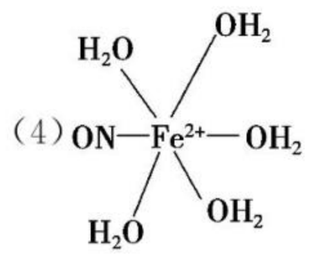
(3)N与N可形成叁键，因此有1个σ键和2个π键，即两者数目比为1∶2。

(4)$[Fe(NO)(H_2O)_5]^{2+}$中有5个H_2O和1个NO，题给图示中缺少1个H_2O和1个NO，O和N提供孤电子对，根据题给图示结构可补填缺少的H_2O和NO配体。

答案：(1)sp^3　平面(正)三角形

(2)NO_2^-

(3)1∶2

(4)

章末质量评估卷(三)

1. 选B　结晶氯化钠、碳酸钙硬度较小，不符合“虽铁椎之亦不能伤”的性质；二氧化硅，晶体：为无色透明或紫色透明的石英，无定形：为白色固体或粉末状，不符合如钟乳状，体似紫石英特点；似紫石英而不是石英，金刚石符合上述特征，所以B项符合。

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

2. 选 C　A 项中，分子晶体受热熔化时破坏的是分子间作用力；B 项中，大部分分子晶体中都存在共价键（稀有气体的晶体例外）；D 项中，非金属元素原子间也可形成离子键（如 NH_4Cl），金属元素原子与非金属元素原子间也可形成共价键（如 $AlCl_3$）。

3. 选 C　在石墨晶体内还存在着范德华力、金属键。

4. 选 D　A 项中 CsCl 晶体中每个离子都吸引 8 个带相反电荷的离子；B 项中金属内部本身就存在自由电子，外加电场仅能导致其产生定向移动；C 项中 P、S 等分子晶体常温下呈固态。

5. 选 D　A 项中石墨为混合晶体，B 项中生石灰为离子晶体，C 项中氯化铯为离子晶体。

6. 选 B　冰为分子晶体，融化时破坏的是分子间作用力及氢键，A 项错误；原子晶体熔点的高低取决于共价键的强弱，共价键越强，熔点越高，B 项正确；分子晶体熔、沸点的高低取决于分子间作用力的大小，而共价键的强弱决定了分子的稳定性大小，所以 C 项错误，D 项也错误。

7. 选 D　HF、HCl、HBr、HI 热稳定性依次减弱是因为它们的共价键键能逐渐减小，与键能有关；金刚石的硬度大于硅，熔、沸点高于硅是因为 C—C 键键能大于 Si—Si 键键能；NaF、NaCl、NaBr、NaI 的熔点依次降低是它们的离子键键能随离子半径增大逐渐减小；F_2、Cl_2、Br_2、I_2 为分子晶体，熔、沸点的高低由分子间作用力决定，与键能无关。

8. 选 A　由题意知该物质是气态团簇分子，题目中的图示应是该物质的一个完整的分子，由 14 个 Ti 原子和 13 个 C 原子构成，A 项正确。

9. 选 C　由表中所给熔点数据可知，BCl_3 的熔点最低，应为分子晶体；SiO_2 的熔点最高，为原子晶体；$AlCl_3$ 的熔点较低，为分子晶体；AlF_3 的熔点较高，为离子晶体。

10. 选 D　由于是气态团簇分子，其分子式应为 E_4F_4 或 F_4E_4；CaF_2 晶体中，Ca^{2+} 占据 8 个顶点和 6 个面心，故 Ca^{2+} 共 $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ 个；金刚石晶体中，每个碳原子与 4 个碳原子相连，而碳碳键为 2 个碳原子共用，碳原子与碳碳键个数比为 1∶2。

11. 选 C　从①、③、④、⑥的结构上看，构成晶体的结构单元都是向外延伸和扩展的，符合离子晶体或原子晶体的结构特点，而②、⑤的结构没有这种特点，该结构中每一个“○”或“●”可看成是一个原子，形成晶体时为分子晶体。

12. 选 D　AlON 与石英均为原子晶体，所含化学键均为共价键，故 A、B 项正确；Al_2O_3 为离子晶体，晶体中有离子键，不含共价键，故 C 项正确，D 项错误。

13. 选 D　可用例举法一一排除，若稀有气体构成分子晶体，则晶体中无共价键，①错误；构成离子晶体的微粒是阴阳离子，构成金属晶体的微粒是金属阳离子和自由电子，②错误；在离子晶体 NaOH 中既有离子键，又有共价键，④错误；SiO_2 是原子晶体，形成空间网状结构，每个硅原子与 4 个氧原子以共价键相结合，⑥错误；分子的稳定性与分子内的共价键有关，与晶体中分子间作用力无关，⑦错误。

14. 选 B　图示为网状结构，硬度超过金刚石，氮化碳晶体为原子晶体；每个碳原子和 4 个氮原子形成共

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

价键，每个氮原子与 3 个碳原子相连，所以氮化碳的化学式为 C_3N_4；由于氮的电负性比碳大，所以氮化碳中碳显＋4 价，氮显－3 价。

15. 选 A　A 项单质硼属于原子晶体，由图知，每个 B 原子具有$\frac{1}{2}\times5$ 个共价键，12 个 B 原子共含有 12$\times\frac{1}{2}\times5=30$ 个共价键，含有的三角形数目＝30÷$\left(\frac{1}{2}\times3\right)=20$，故 A 正确；B 项 SF_6 立体构型为对称结构，分子极性抵消，正负电荷的重心重合，电荷分布均匀，SF_6 为非极性分子，故 B 错误；C 项固态 S 是由 S_8 构成的，该晶体中存在的微粒是分子，所以属于分子晶体，故 C 错误；D 项 NaCl 为离子化合物，NaCl 熔化和溶于水均能产生自由移动的离子，且破坏的都是离子键，NaCl 晶胞中每个 Na^+ 周围最近且等距离的 Na^+ 有 12 个，故 D 错误。

16. 选 C　A 项该晶体中含有 Fe^{2+}、Fe^{3+}、CN^- 等离子，所以该晶体为离子晶体，故 A 错误；B 项根据晶胞结构可知，晶胞中含有 Fe^{2+} 的个数为 $4\times\frac{1}{8}=\frac{1}{2}$，$Fe^{3+}$ 的个数为 $4\times\frac{1}{8}=\frac{1}{2}$，$CN^-$ 的个数为 $12\times\frac{1}{4}=3$，所以 Fe^{2+}、Fe^{3+}、CN^- 的个数比为 1∶1∶6，根据化合价代数和为零可知，M 的化合价为＋1 价，故 B 错误；C 项根据晶胞结构，由 B 的计算可知，每个晶胞中含有 Fe^{2+} 0.5 个，Fe^{3+} 0.5 个，CN^- 3 个，由 B 可知 M 的化合价为＋1 价，根据化合价代数为零，可知每个晶胞平均含有 M 也是 0.5 个，而 M 的离子位于上述立方体的体心上，所以两个晶胞中一个有 M^+，而另一个必无 M^+，所以 M^+ 空缺率为 50%，故 C 正确；D 项由 B 的分析可知，晶体的化学式可表示为 $MFe_2(CN)_6$，且 M 为＋1 价，故 D 错误。

17. **解析**：(1)金刚石的基本单元是正四面体，每个碳原子紧邻 4 个其他碳原子。(2)石墨的片层由正六边形结构组成，每个碳原子紧邻另外 3 个碳原子，即每个六边形占有 6 个碳原子的各$\frac{1}{3}$，所以大的结构中每个六边形占有的碳原子数是 $6\times\frac{1}{3}=2$ 个。(3)根据不同物质晶体的结构特点来辨别图形所代表的物质。NaCl 晶体是简单立方单元，每个 Na^+ 与 6 个 Cl^- 紧邻，每个 Cl^- 又与 6 个 Na^+ 紧邻，但观察 Na^+ 与最近距离等距离的 Na^+ 数时要抛开 Cl^-，从空间结构上看是 12 个 Na^+，即 x 轴面上、y 轴面上、z 轴面上各 4 个。(4)CsCl 晶体由 Cs^+、Cl^- 分别构成立方结构，但 Cs^+ 组成立方的中心有一个 Cl^-，Cl^- 组成的立方中心又镶入一个 Cs^+，可称为“体心立方”结构，Cl^- 组成紧邻 8 个 Cs^+，Cs^+ 紧邻 8 个 Cl^-。(5)干冰也是立方体结构，但在立方体每个正方形面的中央都有一个 CO_2 分子，称为“面心立方”，实际上各面中央的 CO_2 分子也组成立方结构，彼此相互套入面的中心，所以每个 CO_2 分子在三维空间里 x、y、z 三个面各紧邻 4 个 CO_2 分子，共 12 个 CO_2 分子。

答案：(1)D　4

(2)E　2

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

(3)A 12

(4)C 离子 8

(5)B 分子 12

18. **解析**:(1)大多数有机物都是分子晶体,除了一部分有机酸盐和有机碱盐是离子晶体。苯胺比甲苯的熔、沸点都高,分子晶体熔、沸点不同首先要考虑的就是是否有氢键,苯胺中存在电负性较强的 N 所以可以形成氢键,因此比甲苯的熔、沸点高。(2)(3)(4)(5)晶体的熔点高低、熔融态能否导电及溶解性等性质相结合,是判断晶体类型的重要依据。原子晶体和离子晶体的熔点都很高或较高,两者最大的差异是熔融态的导电性不同。原子晶体熔融态不导电,离子晶体熔融时或其水溶液都能导电。原子晶体和分子晶体的区别则主要在于熔、沸点有很大差异。一般原子晶体和分子晶体熔融态时都不能导电。另外易溶于一些有机溶剂的物质往往也是分子晶体的特征之一。(6)由于 Li_2O、MgO 为离子晶体,P_4O_6、SO_2 为分子晶体。晶格能 $MgO>Li_2O$,分子间作用力(分子量)$P_4O_6>SO_2$,所以熔点大小顺序是 $MgO>Li_2O>P_4O_6>SO_2$。

答案:(1)分子晶体 苯胺分子之间存在氢键

(2)原子晶体

(3)分子晶体

(4)离子晶体

(5)分子晶体

(6)Li_2O、MgO 为离子晶体,P_4O_6、SO_2 为分子晶体。晶格能 $MgO>Li_2O$,分子间作用力(分子量)$P_4O_6>SO_2$

19. **解析**:(1)从图 1 可看出面心上的一个 Ca^{2+} 连接 4 个 F^-,若将紧邻的晶胞画出,还应连 4 个 F^-,则一个 Ca^{2+} 连有 8 个 F^-。铜晶体属于面心立方最密堆积,配位数为 12。(2)从图 2 看,H 是两电子原子,B 原子只形成三个共价键,应为 6 个电子,只有氧原子为 8 个电子。H_3BO_3 属于分子晶体,一个 B 原子连有 3 个 O 原子,3 个 O 原子又连有 3 个 H 原子,所以一个 B 原子对应 6 个极性键。(3)“电子气”理论可以解释金属的导电、导热和延展性等物理性质。(4)熔点高低一般规律:原子晶体>离子晶体>分子晶体,金属晶体看具体情况,此题中 H_3BO_3 为分子晶体,熔点最低,熔化时破坏分子间作用力。

答案:(1)8 12

(2)O 1∶6

(3)电子气

(4)H_3BO_3 分子间作用力

20. **解析**:因为 A 原子 L 层上有 2 对成对电子,所以 A 为 O,其基态原子价电子排布式为 $2s^22p^4$。由于 B 与 A 同周期且原子序数比 A 大,则 B 为 F。B、C、D 的核外电子排布相同的简单离子可形成一种 C_3DB_6 型离子晶体 X 且 C、D 分别位于同一周期,

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

所以 X 为 Na_3AlF_6，即 C 是 Na、D 是 Al，CE、FA 为电子数相同的离子晶体，则 E 为 Cl、F 为 Ca。(1)A 为 O，其基态原子价电子排布式为 $2s^22p^4$，F 离子为 Ca^{2+}，其电子排布式为 $1s^22s^22p^6\ 3s^23p^6$。(2)X 的化学式为 Na_3AlF_6，名称为六氟合铝酸钠。(3)工业上用电解熔融氧化铝的方法制备金属铝，由于氧化铝的熔点很高，故常加入冰晶石(主要成分是 Na_3AlF_6)以降低其熔点。(4)$AlCl_3$ 是共价化合物，熔融的 $AlCl_3$ 不能导电，故工业冶炼金属铝时不用电解熔融 $AlCl_3$ 的方法。(6)根据晶胞结构，用均摊法进行计算，每个晶胞中钙离子的个数为 $\frac{1}{8}\times8+\frac{1}{2}\times6=4$(个)，F 离子位于晶胞内部，未被其他晶胞共用，故 F 离子的个数为 8，所以该化合物的化学式为 CaF_2。假设现有 1 mol CaF_2，其中含有 N_A 个钙离子，则含有 $\frac{N_A}{4}$ 个晶胞，再假设一个晶胞的体积为 $V\ cm^3$，则 1 mol CaF_2 的体积为 $\frac{N_A}{4}\times V\ cm^3$，根据质量关系列关系式得 $\frac{N_A}{4}\times V\times a=78$，解得该晶胞的体积

$V=\frac{4\times78\ g\cdot mol^{-1}}{a\ g\cdot cm^{-3}\times6.02\times10^{23}\ mol^{-1}}$。

答案：(1)$2s^22p^4$　$1s^22s^22p^63s^23p^6$

(2)Na_3AlF_6　六氟合铝酸钠

(3)$2Al_2O_3$(熔融)$\xlongequal{\text{电解}}{\text{冰晶石}}4Al+3O_2\uparrow$

(4)Al_2O_3 为离子晶体(或者离子化合物)，而 $AlCl_3$ 为分子晶体(或者共价化合物)

(5)CaO 晶体中 Ca^{2+}、O^{2-} 带的电荷大于 NaCl 晶体中 Na^+、Cl^- 带的电荷

(6)CaF_2　$V=\frac{4\times78\ g\cdot mol^{-1}}{a\ g\cdot cm^{-3}\times6.02\times10^{23}\ mol^{-1}}$

21. **解析**：(1)根据晶胞结构可知 Cu 原子之间最短距离为面对角线的 $\frac{1}{4}$，由于边长是 a pm，则面对角线是 $\sqrt{2}a$ pm，则 $x=\frac{\sqrt{2}}{4}a$ pm；Mg 原子之间最短距离为体对角线的 $\frac{1}{4}$，由于边长是 a pm，则体对角线是 $\sqrt{3}a$ pm，则 $y=\frac{\sqrt{3}}{4}a$；根据晶胞结构可知晶胞中含有镁原子的个数是 $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}+4=8$，则 Cu 原子个数 16，晶胞的质量是 $\frac{8\times24+16\times64}{N_A}$ g。由于边长是 a pm，则 $MgCu_2$ 的密度是 $\frac{8\times24+16\times64}{N_Aa^3\times10^{-30}}\ g\cdot cm^{-3}$。

(2)由图 1 可知，每个晶胞中含 Sm 原子：$4\times\frac{1}{2}=2$，含 Fe 原子：$4\times\frac{1}{4}+1=2$，含 As 原子：$4\times\frac{1}{2}=2$，含 O 原子：$\left(8\times\frac{1}{8}+2\times\frac{1}{2}\right)(1-x)=2(1-x)$，含 F 原子：$\left(8\times\frac{1}{8}+2\times\frac{1}{2}\right)x=2x$，所以该化合物的化学式为 $SmFeAsO_{1-x}F_x$；根据该化合物的化学式为 $SmFeAsO_{1-x}F_x$，一个晶胞的质量为 $\frac{2[281+16(1-x)+19x]}{N_A}$ g，一个晶胞的体积为

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

$a^2c\times10^{-30}\ cm^3$，则密度 $\rho=\frac{2[281+16(1-x)+19x]}{a^2cN_A\times10^{-30}}$ $g\cdot cm^{-3}$；根据原子 1 的坐标 $\left(\frac{1}{2},\frac{1}{2},\frac{1}{2}\right)$，可知原子 2 和 3 的坐标分别为 $\left(\frac{1}{2},\frac{1}{2},0\right)$，$\left(0,0,\frac{1}{2}\right)$。

(3)①由题给信息可知，2 mol Li(g) 变为 2 mol Li^+(g) 吸收 1 040 kJ 热量，因此 Li 原子的第一电离能为 520 $kJ\cdot mol^{-1}$；0.5 mol O_2 生成 1 mol O 原子吸收 249 kJ 热量，因此 O═O 键的键能为 498 $kJ\cdot mol^{-1}$；Li_2O 的晶格能为 2 908 $kJ\cdot mol^{-1}$。②由题给图示可知，Li 位于晶胞内部，O 位于顶点和面心，因此一个晶胞有 8 个 Li，O 原子个数 $=6\times\frac{1}{2}+8\times\frac{1}{8}=4$ 个。因此一个 Li_2O 晶胞的质量 $=\frac{8\times7+4\times16}{N_A}$ g，一个晶胞的体积为 $(0.466\ 5\times10^{-7})^3cm^3$，即该晶体密度 $=\frac{8\times7+4\times16}{N_A(0.466\ 5\times10^{-7})^3}$ $g\cdot cm^{-3}$。

(4)分析晶胞结构可知，Fe^{2+} 位于棱边和体心，S_2^{2-} 位于顶点和面心，因此每个晶胞中含有的 Fe^{2+} 个数 $=12\times\frac{1}{4}+1=4$ 个，每个晶胞中含有的 S_2^{2-} 个数 $=6\times\frac{1}{2}+8\times\frac{1}{8}=4$ 个，即每个晶胞中含有 4 个 FeS_2。一个晶胞的质量 $=\frac{4M}{N_A}$ g，晶胞的体积 $=(a\times10^{-7})^3\ cm^3$，该晶体密度 $=\frac{4M}{N_A(a\times10^{-7})^3}$ $g\cdot cm^{-3}=\frac{4M}{N_Aa^3}\times10^{21}$ $g\cdot cm^{-3}$。正八面体的边长即为两个面心点的距离，因此正八面体的边长为 $\frac{\sqrt{2}}{2}a$ nm。

(5)金属 Zn 晶体为六方最密堆积方式。六棱柱底边边长为 a cm，则六棱柱上下面的面积均为 $6\times\frac{\sqrt{3}}{4}a^2\ cm^2$，则六棱柱的体积为 $6\times\frac{\sqrt{3}}{4}a^2c\ cm^3$，Zn 原子在六棱柱的顶点、上下面心和晶胞内，一个晶胞含 Zn 原子个数 $=12\times\frac{1}{6}+2\times\frac{1}{2}+3=6$ 个，因此一个晶胞中 Zn 的质量 $=\frac{65\times6}{N_A}$ g，由此可知，Zn 的密度 $=\frac{65\times6}{N_A\times6\times\frac{\sqrt{3}}{4}\times a^2c}$ $g\cdot cm^{-3}$。

答案：(1)$\frac{\sqrt{2}}{4}a$　$\frac{\sqrt{3}}{4}a$　$\frac{8\times24+16\times64}{N_Aa^3\times10^{-30}}$

(2)$SmFeAsO_{1-x}F_x$　$\frac{2[281+16(1-x)+19x]}{a^2cN_A\times10^{-30}}$

$\left(\frac{1}{2},\frac{1}{2},0\right)$　$\left(0,0,\frac{1}{2}\right)$

(3)①520　498　2 908　②$\frac{8\times7+4\times16}{N_A(0.466\ 5\times10^{-7})^3}$

(4)$\frac{4M}{N_Aa^3}\times10^{21}$　$\frac{\sqrt{2}}{2}a$

(5)六方最密堆积　$\frac{65\times6}{N_A\times6\times\frac{\sqrt{3}}{4}\times a^2c}$

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料

责任编辑 张艳茹 周建图
美术编辑 李 欣
封面设计 欣 羽

45 分钟
课时作业与单元测试

45FENZHONG KESHIZUOYEYUDANYUANCESHI HUAXUE

丛书科目

语文 数学 英语 物理 化学 生物 历史 地理 思想政治

同学们，你想了解丛书的更多信息吗？详情请登录 http://www.dfjc100.com

※ 各科配有教师用书及教学课件光盘 (word 文档可自主编辑)，英语配有原声磁带 / MP3 光盘。



手机扫一扫
获取配套学习资源

ISBN 978-7-202-07988-1
9 787202 079881 03>
定价：35.00 元

关注微信公众号“教辅资料站”获取更多学习资料