

模块学习导航

通过对《化学·必修2》的学习,我们已经了解到原子核外的电子是分层排布的,原子之间通过得失电子可以形成离子键,通过共用电子对的方式可以形成共价键等关于物质结构的基础知识。通过对元素周期律和元素周期表知识的学习,我们意识到,物质之间相互发生反应的规律是可以被认识的。

《化学·选修3》将引导我们游历原子、分子和晶体三个微观世界,从现代物质结构理论的角度,帮助我们认识物质结构与性质之间的关系,寻找造成物质性质差异的根源。

第一章“原子结构与性质”将把我们带入一个眼花缭乱的原子世界,去洞察原子核外电子运动的基本规律。在学习过程中,我们需要明确能层、能级、基态、激发态、电子云、原子轨道的含义以及它们彼此之间的关系,并且能够在构造原理的指导下,学会用电子排布式来描述电子的运动状态。核外电子那神奇的运动规律、奇妙的数值关系,一定会让你惊叹微观世界的奥妙!我们在已经了解元素的性质随核外电子排布的周期性变化而呈现出周期性变化的基础上,进一步从“电离能”和“电负性”等原子的特征性质层面,将对元素周期律产生更进一步的理解。原子的结构与性质决定着原子间相互作用的方式,是我们认识分子结构和晶体结构的基础。

如果说原子的世界是眼花缭乱的,那么分子的世界会带给我们异彩纷呈的感受。原子之间结合成分子的过程,远不像我们在必修课学习中提到的“形成共用电子对”那么简单。第二章“分子结构与性质”通过揭示原子核外电子相互作用的方式,引导我们发现分子内部形形色色的共价键的特征结构与特征性质。共价键的键能和键长是我们衡量共价键强度的指标,而键角则会帮助我们判断分子内部原子的相对位置,从而确定分子的空间构型。科学的发现总是从疑问开始的,当人们不能用原有理论去解释某些事实时,就会产生困惑,这种困惑又会转化成为一种探究动力。“杂化轨道理论”“配合物理论”和“氢键理论”就是在这种背景下诞生的。这些理论的产生,使我们在感叹分子世界的复杂性和多样性的同时,也会意识到物质世界的可知性。只不过这种可知是建立在科学家的智慧和不懈追求之上的。

进入琳琅满目的晶体世界,你一定会惊诧不已:自然的幻变,真可谓无所不能!在珠宝商眼中,钻石、翡翠、珍珠、玉石代表着财富,而在化学家眼中,它们是元素的奇妙集合,是自然状态下化学变化的结晶。原子可以通过共价键直接构成原子晶体,离子可以通过离子键构成离子晶体,分子则会通过分子间作用力(范德华力)形成分子晶体,而金属原子之间又会以自己独特的方式——金属键构成金属晶体。不同微粒形成不同的结构单元——晶胞,晶胞间按照一定的规律排列、堆积,形成我们所看得到的晶体世界。“晶体结构与性质”这一章,用化学的眼光引领我们透视了上述晶体结构中的奥秘,并且揭示了晶体结构对其性质的影响。

人类对物质结构的认识,经过了漫长的过程,其每一次重大发现,都遵循着“迷惑—猜想(假设)—实证—解释—再探”这样的螺旋式深入过程。而在这个过程期间,要取得微观世界的实证,则又十分依赖于观测仪器的进步。我们对原子和分子结构的认识每向前一步,新的仪器的发明和应用就又会跃进一大步。这种发明和发现的相互依存关系,折射出现代科技发展的

基本规律。教材中的“科学视野”栏目为我们提供了许多这方面的史实,相信你在阅读后会产生不少感悟。

无论从原子内部电子的排列方式,还是从分子形成的过程特征,或是从晶体内部微粒的结合方式来看,物质内部结构方式的选择,都遵循着一个共同特征——能量最低趋向。比如原子的电离能、化学键的键能、晶体的晶格能,它们分别提供了什么信息?当你学完这些内容后,你还会有哪些新的发现?我们期待着!

同学们面前的《普通高中新课程问题导学案》(以下简称《问题导学案》),是帮助我们学好《化学·选修3》的指导书。这本书为我们提供了几个学习支撑点:一是自学支撑,它将引导我们寻找并发现新旧知识之间的有机联系,启发我们从中发现问题,带着问题去与老师和同学交流;二是活动支撑,化学是一门实践性很强,理论性也很强的基础自然科学,我们需要通过各种途径去获取丰富的学习资源,如查阅人类认识物质结构的史料,亲自动手做一些原子或分子的结构模型,《问题导学案》在这方面也会为我们提供相应的帮助;三是思维支撑,我们处理或解决一些化学实际问题或完成练习题,需要科学的思维方法,我们要透过“展题设计”中举出的范例,认真吸纳其中的思维方法,并力争作出创新性发挥;四是巩固支撑,无论是课堂练习,还是课后练习,或是自主测试,都对我们应用和巩固所学知识有所帮助。如果我们能够把做练习题的过程,看作是提高我们应用已有化学知识解决实际问题的能力的过程,我们就会主动积极地加以应对,并且能够及时进行反思。

做练习本身也是学习的一个自我评价方式。只有平时养成一丝不苟的学习习惯,形成严谨的科学思维和表达方法,我们才能在学习中取得好成绩。《普通高中化学课程标准》要求学业评价试题应具有的特点是:重点考查对化学基本概念、基本原理以及化学、技术与社会的相互关系的认识和理解;重视考查综合运用所学知识、技能、方法分析和解决问题的能力;设置真实情境的综合性、开放性问题。上述评价要求,事实上也是对我们平时学习或练习的要求。

《问题导学案》中的练习分两个层次,其中带有*号标记的内容略高于教材要求,是供学有余力者参考的。

我们坚信,只要努力,每一个人都能享受到成功的喜悦!

第一章 原子结构与性质

本章学习导航

解析学习目标,体现学科思想和学习方法

学习目标、内容及解析

本章位于全书的第一部分,主要学习核外电子的运动状态(能层、能级、电子云的伸展方向、原子轨道等),核外电子的排布规律(构造原理、能量最低原理、泡利原理、洪特规则等)以及原子结构与元素性质的关系(电离能、电负性等)。本章内容的理论性较强,为了使同学们便于掌握,下面以课程标准为依据,对本章的学习目标和内容进行具体阐述。

内容标准	学习要求
1. 了解原子核外电子的运动状态。	1.1 知道电子云(s 电子云、p 电子云)的形状。 1.2 知道原子轨道及每个能级具有的轨道数。
2. 了解原子的构造原理,知道原子核外电子的能级分布,能用电子排布式表示常见元素(1~36 号)原子核外电子的排布。	2.1 了解原子核外电子的能级分布,能用电子排布式表示常见元素(1~36 号)原子核外电子的排布。 2.2 能用轨道排布图表示元素原子核外电子的排布。 2.3 理解能量最低原理,知道基态与激发态,知道原子核外电子在一定条件下会发生跃迁产生原子光谱。 2.4 理解原子的构造原理。
3. 理解元素电离能、电负性的含义。	3.1 能应用元素的电离能说明元素的性质。 3.2 能用电负性说明元素的性质及变化规律。
4. 认识原子结构与元素周期表的关系。	4.1 理解原子结构与周期、主族的关系。 4.2 掌握周期表中元素“位—构—性”之间的关系。 4.3 了解元素周期表的应用价值。

学法指导

本章内容是在必修 2 中的物质结构、元素周期律的知识基础上进行学习的,本章共有两节:“原子结构”“原子结构与元素的性质”,这两节内容较为抽象,理论性强,理解起来相对难一些。同学们在学习过程中应做到:

1. 充分利用原有的知识,如学习能层时联系学习过的原子结构示意图及宏观的一些现象。

2. 仔细研读教材的每句话,教材在编写过程中考虑到同学们的思维特点及能力水平,如将“能层”“能级”形象地比喻为“能层是楼层,能级是楼梯的阶梯”。你在学习中若有更形象、更恰当的比喻,那就更好了!

3. 学习教材中的“科学史话”“科学探究”对理解教材的内容大有帮助。科学理论的发展是一个逐步完善的过程,在学习中感悟科学家献身科学的精神和进行科学探索中所具有的科学态度,进而鼓励自己自觉探索学习的方法、提高自己的知识水平。

4. 对电子云、原子轨道的学习,同学们可以自己动手做一些模型,加深理解。

第一节 原子结构

板块一 创设问题 引领目标

问题呈现

我们知道,物质的元素组成决定了物质的性质。也就是说,物质的性质由原子结构所决定,特别是最外层上的电子数。通过对元素周期律的学习,知道元素性质的递变有一定的规律性,那么元素性质递变的实质又是什么呢?如核外电子排布,为什么最外层不超过8个电子,次外层不超过18个电子?再如每个周期中含有元素的数目,为什么是2、8、8、18等等,以及为什么核外电子运动是分层运动的呢?让我们带着这些问题进入本节课的学习吧!

材料链接

1. 原子的构成

原子是化学变化中的_____粒子。原子是由居于原子中心带_____电的原子核和核外带负电的_____构成的。原子核由_____和_____两种微粒构成。质子带_____电,中子_____电。所以原子的核电

荷数=_____ = _____。

2. 相对原子质量

以一种碳原子质量的_____为标准,其他原子的质量跟它相比所得到的比值,就是这种原子的_____。相对原子质量的符号为_____。

3. 元素

_____是具有相同核电荷数(即核内质子数)的同一类原子的总称。

第一学时

板块二 自学思疑 初探问题



问题一

通过初中化学的学习,我们知道,构成物质的微粒是无限可分的。原子虽小,但仍然可分。原子是由哪些微粒组成的?

原子 {

宇宙中最丰富的元素是什么？它占宇宙中原子总数的多少？

多电子原子的核外电子的能量是不同的。
你是如何理解能层、能级这两个概念的？每个能层中有几个能级？规律是什么？

在多电子原子的原子核外,电子的能量是_____同的,按电子的能量差异,可以将核外电子分成_____同的能层。

能层	一	二	三	四	五	六	七
符号	K	L	M	N	O	P	Q

K 能层容纳的电子数为 2 , L 能层

D. $3p < 3d$

4. 下列微粒:①质子,②中子,③电子,在所有原子中一定含有的微粒是 ()

- A. ①②③
B. 仅有①
C. ①和③
D. ①和②



板块三 合作互助 共析问题



问题四

能级相同,能层不同,该能级中所容纳的最多电子数是否相同?

指导要求.....

分析能级的特点,如 $1s, 2s, 3s$ 。



问题五

原子结构理论是怎样发展的?

指导要求.....

翻阅已学习过的教材,查阅相关资料。



板块四 展示交流 探究问题



展题设计

❖展题1 下列关于能层、能级和原子轨道的说法,正确的是 ()

- A. 各能层含有的能级数等于能层序数减1
B. 各能层的能级都是从s能级开始至f能级结束
C. 各能层所含有的电子数一定是该能层序数平方的2倍
D. 各能级的原子轨道数按s、p、d、f的顺序依次为1、3、5、7

思路点拨:在理解能层与能级的有关知

识时要从以下两方面入手:

(1)能量规律

①多电子原子的核外电子按能量不同划分为不同能层;

②在同一能层中根据能量的不同划分为不同能级。

(2)数量规律

①每一个能层(电子层)中最多容纳电子数为 $2n^2$ (n 为能层的序数,下同);

②每一个轨道最多容纳2个电子,所以每个能层所含的轨道总数为 n^2 。

❖展题2 下列叙述正确的是 ()

- A. 能级就是电子层
B. 每个能层最多可容纳的电子数是 $2n^2$
C. 同一能层中的不同能级的能量高低相同
D. 不同能层中的s能级的能量高低相同

思路点拨:能层才是电子层,同一能层中的不同能级,能量一定不同;同一能级中的能量才相同;不同能层中的相同能级,能量仍然不同。

归纳总结

根据本学时学习的内容,归纳能层与能级之间的关系,完成下列小结。

能层	能级	最多容纳的电子数
K	_____	_____
L	_____	_____
M	_____	_____
N	_____	_____
O	_____	_____



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

- M 能层对应的能层是 ()
A. 第一能层
B. 第二能层
C. 第三能层
D. 第四能层
- 下列能级符号书写错误的一项是 ()
A. 5s B. 6d
C. 3f D. 4p
- 下列关于能层与能级的说法中,不正确的是 ()
A. 原子核外电子的每一个能层最多可容纳的电子数为 $2n^2$
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. 同是 s 能级,在不同的能层中所能容纳的最多电子数是相同的
D. 同一能层中的不同能级的能量高低相同
- 按能量由低到高的顺序排列,下列排列正确的一组是 ()
A. 1s、2p、3d、4s
B. 1s、2s、3s、2p
C. 2s、2p、3s、3p
D. 4p、3d、4s、3p
- 下列说法中不符合现代大爆炸宇宙学理论的是 ()
A. 我们所在的宇宙诞生于一次大爆炸
B. 恒星正在不断地合成自然界中没有的新元素
C. 氢、氦等轻核元素是宇宙中天然元素之母
D. 宇宙的所有原子中,最多的是氢元素的原子
- 据报道,美国夏威夷联合天文中心的科学家发现了新型氢微粒,这种新粒子是由 3 个氢原子核(只含质子)和 2 个电子构成。对于这种微粒,下列说法正确的是 ()
A. 该微粒呈电中性
B. 它是氢元素的一种新的同位素
C. 它的化学式为 H_3
D. 它比一个普通 H_2 分子多一个氢原子核
- 下列有关能层和能级的说法中,正确的是 ()
A. 多电子原子的核外电子的能量是不同的,所以核外电子分不同的能层运动
B. 多电子原子的核外电子的能量是不同的,能量大的在离核近的区域运动
C. 每个能层中都有 s、p、d、f 能级
D. 决定电子能量大小的主要因素是能级
- 下列对不同时期原子结构模型提出的时间排列正确的是 ()
①电子分层排布模型 ②“葡萄干面包”模型 ③量子力学模型 ④道尔顿原子学说 ⑤核式模型
A. ①③②⑤④
B. ④②③①⑤
C. ④②⑤①③
D. ④⑤②①③
- 回答下列问题(用元素符号回答):
(1)某元素原子核外有 3 个能级,最高能级上有 2 个电子,该元素是_____。
(2)某元素原子核外有 4 个能级,最高能级上有 1 个电子,该元素是_____。
(3)某元素原子核外有 6 个能级,最高能级上有 2 个电子,该元素是_____。
(4)M 层比 L 层少 3 个电子的元素是_____。

能力测控

10. 下列对能层的理解,正确的是()
- A. 能层就是核外电子绕原子核做固定的运动形成的
- B. 能层就是核外电子绕原子核做圆周运动形成的
- C. 能层就是核外电子绕原子核做无规则运动的某区域所形成的密集区
- D. 能层就是核外电子绕原子核运动形成的不同形状
11. 短周期元素 X、Y、Z、W 的原子序数依次增大,它们的原子最外层电子数为互不相等的奇数,且 X、Y、W 原子的最外层电子数之和恰好等于 Z 元素的核电荷数;X 与 W 的最高化合价之和为 8;常见元素 Z 的单质是目前使用量最大的主族金属元素单质。下列说法中不正确的是()
- A. Y、Z 形成的一种化合物,其强度高,热膨胀系数小,是良好的耐热冲击材料,该化合物属于原子晶体
- B. 化合物 YW_3 遇水能强烈水解,产物之一具有强氧化性
- C. 假如存在离子化合物 XY_5 ,该物质与水反应必然生成气体 X_2 ,同时得到一种弱碱溶液
- D. 因为 Z 的氧化物的熔点很高,不适宜于电解,故工业上常用电解 Z 与 W 的化合物的方法制取单质 Z
12. 今有 A、B 两种原子,A 原子的 M 层上比 B 原子的 M 层上少 3 个电子,B 原子的 L 层电子数恰为 A 原子 L 层电子数的 2 倍,则 A 和 B 分别为()
- A. 硅原子和钠原子
- B. 硼原子和氦原子
- C. 氯原子和碳原子
- D. 碳原子和铝原子
13. 短周期元素中,A 元素的原子最外

层电子数是次外层电子数的 2 倍;B 元素的原子最外层电子数是其内层电子总数的 3 倍;C 元素的原子次外层电子数等于其原子核外电子总数的一半;D 元素的原子最外层有 1 个电子,D 的阳离子与 B 的阴离子电子层结构相同,则 4 种元素原子序数关系中能够成立的是()

- ① $C > D > B > A$
- ② $D > B > A > C$
- ③ $A > D > C > B$
- ④ $B > A > C > D$
- A. ① B. ③
- C. ①② D. ②④

14. 下表给出了五种元素的相关信息,其中 A、B、C、D 为短周期元素。

元素	相关信息
A	在常温、常压下,其单质是气体,随着人类对环境的认识和提高,它将成为备受青睐的清洁燃料
B	工业上通过分离液态空气获得其单质,其某种同素异形体是保护地球地表环境的重要屏障
C	植物生长三要素之一,它能形成多种氧化物,其中一种是早期医疗中使用的麻醉剂
D	室温下其单质呈粉末状固体,加热易熔化。该单质在氧气中燃烧,发出明亮的蓝紫色火焰
E	它是人体不可缺少的微量元素,其单质也是工业生产中不可缺少的金属原材料,常用于制造桥梁、轨道等

根据上述信息填空:

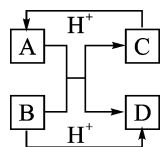
(1) B 元素的基态原子含有 _____ 个能层,其中第二能层中有哪些能级? _____;画出 D 的原子结构示意图: _____。

(2) C 与 A 形成的某一化合物能和 C 与

B形成的另一无色化合物(这两种化合物分子中原子个数比皆为1:2)一起用作火箭助推剂,写出两者发生反应生成无毒物质的化学方程式:_____。

(3)某矿藏主要含D、E两种元素组成的化合物,它是我国生产某强酸的主要原料。试写出该生产过程中第一阶段主要反应的化学方程式:_____。

15. 已知A、B、C、D是中学化学中常见的四种不同粒子。一定条件下,它们之间存在如图所示的转化关系:



(1)如果A、B、C、D均是10电子粒子,则D的电子式为_____;含A、B两种粒子的溶液在加热条件下反应的离子方程式为_____。

(2)如果A和C是18电子的粒子,B和D是10电子的粒子,请写出A与B在溶液中反应的离子方程式:_____。

(3)已知肼($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$)和甲胺(CH_3-NH_2)都是含18个电子的分子。分析肼和甲胺的结构特点,写出其他具有相同电子数的同种类型化合物的结构简式(至少写两个):_____。

再生新疑

本学时我们学习了原子的诞生,知道宇宙大爆炸产生了氢、氦、锂等元素,然后由它们再合成新元素,到目前为止发现了100多种元素。在多电子原子中,电子是分层运动的,那么电子在不同能层、能级上是如何运动的呢?带着这些问题进入下一学时的学习。

第二学时

板块二 自学思疑 初探问题

问题一

我们知道每个电子层中含有一定数目的能级,那么每个能级的能量由低到高的顺序是什么?

教材导读

1. 构造原理是指_____。

2. 将下列核外电子排布各能级的能量按由低到高的顺序用线连接起来。

⑦s ⑦p
 ⑥s ⑥p ⑥d
 ⑤s ⑤p ⑤d ⑤f
 ④s ④p ④d ④f
 ③s ③p ③d
 ②s ②p
 ①s

问题二

根据学过的电子排布的知识,你能写出下列元素原子的电子排布式吗?

3. 写出下列元素原子的电子排布式。

C: _____

N: _____

O: _____

Si: _____

P: _____

Cl: _____

Mg: _____

K: _____

Ne: _____



问题三

基态原子与激发态原子各指什么?



教材导读

4. 能量最低原理是指 _____

_____ ;

基态原子是指 _____

_____ ;

基态原子与激发态原子比较时,能量较高的是 _____。



自主测评

1. 写出下列元素原子的电子排布式。

H: _____

Li: _____

F: _____

Ne: _____

Al: _____

S: _____

Se: _____

Fe: _____

2. 构造原理揭示的电子排布能级顺序,实质是各能级能量的高低顺序。若以 E 表示某能级的能量,以下正确的是 ()A. $E(5s) > E(4f) > E(4s) > E(3d)$ B. $E(3d) > E(4s) > E(3p) > E(3s)$ C. $E(4s) < E(3s) < E(2s) < E(1s)$ D. $E(5s) > E(4s) > E(4f) > E(3d)$

3. 下列元素原子电子排布违背了能量最低原理的是 ()

A. O $1s^2 2s^2 2p^4$ B. S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ C. Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$ D. Zn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

4. 下列说法中不正确的是 ()

A. 利用原子光谱上的特征谱线来鉴定元素

B. 处于激发态的原子能量最低

C. 处于激发态的原子能量最高

D. 能量最低原理是指核外电子排布时尽先占有能量最低的轨道

5. 下列元素原子的电子排布式不正确的是 ()

A. Ga $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ B. Zn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ C. Rb $[\text{Kr}]5s^1$ D. Fe $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$ 

板块三 合作互助 共析问题



问题四

电子填充原子轨道时的能量高低如何判断?

指导要求 _____

多电子原子,电子填充原子轨道时,原子轨道能量高低从以下三方面思考:

(1) 相同能层(电子层)上,能级的能量高低为 $ns < np < nd < nf$ 。

(2) 能级相同,能层不同的能量高低为:

 $1s < 2s < 3s \cdots \cdots$ $2p < 3p < 4p \cdots \cdots$ $3d < 4d \cdots \cdots$

(3) 能级交错

交错现象:在多电子原子中,各个电子之间存在相互作用,在研究某个外层电子运动状态时,必须同时考虑到原子核及其他电子对它的作用。由于其他电子的存在,往往减弱了原子核对外层电子的作用力,从而使多

电子原子的电子能级产生了交错现象。

能级交错:是指能层数较大的某些能级的能量低于能层数较小的某些能级的能量的现象。如 4s 能级能量小于 3d 能级能量,也就是说,电子排布时首先进入 4s,当 4s 排满后才进入 3d。

能级能量高低的判断方法:

能层	K	L	M	N	O	P	Q
记作	1	2	3	4	5	6	7
能级	s	p	d	f			
记作	0	1	2	3			

能级和能层数值之和小的,电子先进入,如 $1s:1+0=1$, $2s:2+0=2$,首先进入 $1s$ 。再如:4s 和 3d 比较, $4s:4+0=4$, $3d:3+2=5$, $4<5$,首先进入 4s。

能层与能级数值之和相同时,电子先进入能层小的,如 4f 和 5d, $4f:4+3=7$, $5d:5+2=7$, $7=7$,首先进入 4f。



问题五

原子在参加化学反应时,有的得电子、有的失电子,那么离子的核外电子如何排布?

指导要求.....

学习了原子的核外电子排布,如 Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 等,对于阴、阳离子,电子又如何排布呢? 阴离子电子排布:阴离子带几个单位的负电荷,核外电子排布时加几个电子,如 Cl^- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$), S^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 。阳离子电子排布时,阳离子带几个单位的正电荷,核外电子排布时就减少几个电子,如 Na^+ $1s^2 2s^2 2p^6$ (Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$), Al^{3+} $1s^2 2s^2 2p^6$ (Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$)。

根据核外电子排布,小结如下:

- (1) 与 He 电子排布相同: _____;
- (2) 与 Ne 电子排布相同: _____;
- (3) 与 Ar 电子排布相同: _____。



板块四 展示交流 探究问题

展题设计

展题 1 当镁原子由 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 跃迁到 $1s^2 2s^2 2p^6 3p^2$ 时,以下认识正确的是 ()

- A. 镁原子由基态转化成激发态,这一过程中吸收能量
- B. 镁原子由基态转化成激发态,这一过程中释放能量
- C. 转化后位于 p 能级上的两个电子的能量没有发生任何变化
- D. 转化后镁原子与硅原子电子层结构相同,化学性质相似

思路点拨: 电子由低能级到高能级需要吸收能量,而由高能级到低能级则对环境放出能量。

展题 2 下列说法中正确的是 ()

- A. 某原子处于能量最低时为基态原子
- B. 基态碳原子的核外电子排布式为 $1s^2 2s^1 2p^3$
- C. 焰色反应是某些金属原子从基态跃迁到激发态时,将能量以光能的形式释放出来
- D. 元素是根据元素所具有的性质而发现的

思路点拨: 本题要求同学们在学习过程中对基态原子、激发态原子的定义以及原子光谱的定义准确理解。

归纳总结

1. 请同学们从构造原理出发,写出核外电子排布的能级:按由低到高的顺序排列为 _____。

2. 原子 $\left\{ \begin{array}{l} \text{基态原子} \underline{\hspace{2cm}} \\ \text{激发态原子} \underline{\hspace{2cm}} \end{array} \right.$



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

1. 下列对原子核外的电子运动描述方法中,正确的是 ()

- A. 根据一定的数据计算出它们某一时刻所在的位置
B. 用一定仪器测定或描述出它们的运动轨道
C. 核外电子的运动有确定的轨道
D. 核外电子的运动根本不具有宏观物体运动规律,只能用统计规律来描述

2. 下列各项中能量关系正确的是 ()

- A. $E(3s) > E(2s) > E(1s)$
B. $E(3s) > E(3p) > E(3d)$
C. $E(4f) > E(4s) > E(3d)$
D. $E(5s) > E(4s) > E(4f)$

3. 下列说法中正确的是 ()

- A. s 能级的能量一定比 p 能级的低
B. $3p^2$ 表示 3p 能级只能填充 2 个电子
C. 同一原子中,1s、2p、4p 电子的能量逐渐降低
D. 同一原子中,2p、3p、4p 电子的能量逐渐升高

4. 下列各能层不包含 d 能级的是 ()

- A. O 能层 B. N 能层
C. M 能层 D. K 能层

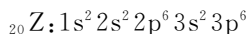
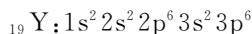
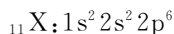
5. 下列叙述不正确的是 ()

- A. 任何一个能层的能级数与能层序数都相等($n \leq 4$)
B. 同一能层中能级的能量由低到高的顺序为 $s < p < d < f$,它们包含的轨道数分别为 1、3、5、7

C. 各能层最多可容纳的电子数为 $2n^2$ 个(n 代表能层)

D. s、p、d、f 能级中容纳电子数只能是 2、6、10、14

6. 已知三种微粒(原子或离子)的电子排布式如下:



若将上述三种微粒归为同一类,下列微粒中也可归为此类的是 ()



A

B

C

D

7. 已知某元素原子的 M 层有 4 个 p 电子,下列叙述错误的是 ()

- A. 其 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

8. 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 $3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$
B. 某基态原子部分核外电子的排布为 $3s^2 3p^2$
C. 所有基态原子的核外电子排布均符合构造原理
D. 构造原理中的电子排布能级顺序,实质是各能级能量由低到高的顺序

9. 下列各原子或离子的电子排布式错误的是 ()

- A. $\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
B. $\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$
C. $\text{S}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
D. $\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

10. 现有五种元素,它们的原子电子层结

构如下:

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
 B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 C. $1s^2 2s^2 2p^6$
 D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
 E. $[\text{Ar}]4s^1$

请用元素符号回答:

- (1) 哪种是稀有气体元素? _____。
 (2) A 的元素符号是 _____。
 (3) B、D、E 三种元素的原子半径大小顺序是 _____。

11. 下列有关认识正确的是 ()

- A. 各能级 s、p、d、f 可容纳的电子数按顺序分别为 1、3、5、7 的两倍
 B. 各能层的能级都是从 s 能级开始至 f 能级结束
 C. 各能层含有的能级数为 $n-1$
 D. 各能层含有的电子数为 $2n^2$

12. 写出下列元素原子的电子排布式。

- (1) N: _____。
 (2) K: _____。
 (3) Cl: _____。
 (4) Fe: _____。
 (5) Zn: _____。

13. 按要求写出下列元素的电子排布式。

(1) O 原子最高能级的电子排布式为 _____。

(2) N 原子最高能层的电子排布式为 _____。

(3) Na 原子 L 能层的电子排布式为 _____。

(4) Na^+ 的电子排布式为 _____。

(5) Cl^- 的电子排布式为 _____。

14. (1) 与氩原子的电子排布式相同的离子有 _____。

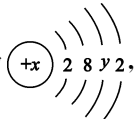
(2) 与氩原子的电子排布式相同的离子有 _____。

(3) 与 H^- 的电子排布式相同的微粒有 _____。

能力测控

15. 具有下列电子排布式的原子中, 半径最大的是 ()

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 B. $1s^2 2s^2 2p^3$
 C. $1s^2 2s^2 2p^5$
 D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

16. A 原子的结构示意图为  2 8 y 2,

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

17. 现有主族元素 X、Y、Z, X 原子的最外层电子排布式为 ns^1 ; Y 原子 M 能层的 p 能级上有 4 个电子; Z 原子的最外层 p 能级上也有 4 个电子, 且 Z 原子的核外电子比 Y 原子少 8 个。由这三种元素组成的化合物不可能是 ()

- A. X_2YZ_3 B. X_2YZ_4
 C. $\text{X}_2\text{Y}_2\text{Z}_3$ D. XYZ_4

18. A、B、C、D 是短周期元素, A 元素的最高价氧化物对应的水化物与它的气态氢化物反应得到离子化合物, 1 mol 该化合物含有 42 mol 电子; B 原子的最外层电子排布式为 $ns^n np^{2n}$; C、D 两原子的最外层电子数分别是内层电子数的一半; C 元素是植物生长所需的营养元素之一。

(1) A、B 元素分别为 _____、_____。

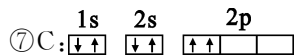
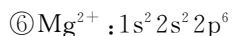
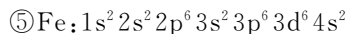
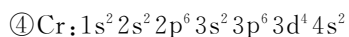
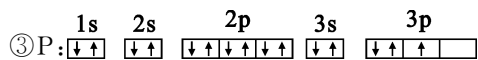
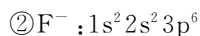
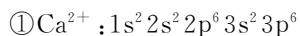
(2) D 元素的单质与水反应的化学方程式: _____。

(3) A、C 元素气态氢化物的稳定性大小: _____ < _____。(用分子式表示)

(4) 写出 B 元素阴离子的电子排布式: _____。

拓展创新

19. 下列原子或离子的电子排布式正确的是 _____ (填序号, 下同), 违反能量最低原理的是 _____, 违反洪特规则的是 _____, 违反泡利原理的是 _____。



再生新疑

本学时我们学习了能量最低原理、基态原子、激发态原子, 同时知道了利用光谱鉴定元素。你知道电子在某个能级上是如何运动的吗? 运动结果怎样? 带着这些问题进入下一学时的学习。

第三学时



板块二 自学思疑 初探问题



问题一

电子的质量很小, 运动速率很快, 那么原子核外电子是如何运动的呢?

教材导读

1. 电子云是 _____。

P 表示 _____,
V 表示 _____,
 $\frac{P}{V}$ 表示 _____。

2. 电子云轮廓图是 _____。

3. s 电子云的形状是 _____,
1s、2s 电子云的区别是 _____。

4. np 电子云形状是 _____, 3 个相互垂直的电子云, 分别表示为 _____, _____。

5. 原子轨道是指 _____。
1s 能级轨道数为 _____, 2s 能级轨道数为 _____,
2p 能级轨道数为 _____,
3d 能级轨道数为 _____, 4f 能级轨道数为 _____。



问题二

泡利原理是指什么?



教材导读

6. 泡利原理是指 _____。
2s 轨道最多容纳电子数为 _____, 2p_x 轨道最多容纳电子数为 _____, 3d 能级最多容纳电子数为 _____。

7. 电子对是指 _____。
H 原子电子排布图为 _____, He 原子电子排布图为 _____, 2p_x 轨道能量 _____ 2p_y 轨道能量。



问题三

洪特规则是指什么?



教材导读

8. 洪特规则是指 _____。
氧原子的电子排布图为 _____, 氮原子的电子排布图为 _____。

9. 核外电子排布遵循 _____ 原理、
_____ 原理和 _____ 规则。
10. N 原子的电子排布式为 _____。
N 原子的电子排布图为 _____。

自主测评

1. 写出下列元素原子的电子排布式。
- O: _____
- Cl: _____
- Mg: _____
- K: _____
- P: _____
- Al: _____
2. 写出下列离子的电子排布式。
- O^{2-} : _____
- Li^+ : _____
- Na^+ : _____
- Cl^- : _____
- Fe^{2+} : _____
- Cu^{2+} : _____
3. 写出下列元素原子的外围电子排布图。
- H: _____
- C: _____
- N: _____
- O: _____
- Mg: _____
- S: _____
4. 写出下列元素原子的电子排布图。
- C: _____
- N: _____
- H: _____
- Cl: _____
- Al: _____
5. 写出下列离子的外围电子排布图。
- F^- : _____
- Na^+ : _____
- Fe^{2+} : _____

- Fe^{3+} : _____
6. A、B、C、D、E、F 代表 6 种元素。请填空：
- (1) A 元素基态原子的最外层有 2 个未成对电子，次外层有 2 个电子，其元素符号为 _____。
- (2) B 元素的 -1 价离子和 C 元素的 +1 价离子的电子层结构都与氩相同，B 的元素符号为 _____，C 的元素符号为 _____。
- (3) D 元素的 +3 价离子的 3d 能级为半充满，D 的元素符号为 _____，其基态原子的电子排布式为 _____。
- (4) E 元素基态原子的 M 层全充满，N 层没有成对电子，只有一个未成对电子，E 的元素符号为 _____，其基态原子的电子排布式为 _____。
- (5) F 元素的原子最外层电子排布式为 $ns^n np^{n+1}$ ，则 $n =$ _____；原子中能量最高的是 _____ 电子。



板块三 合作互助 共析问题



问题四

核外电子的运动是微观粒子的运动，不同于宏观物体的运动。你是如何理解电子云的？

指导要求 _____

从核外电子运动的特点去分析理解，如电子的运动速率快、质量小、运动范围小；电子的运动是没有规律的，人们采用“概率”的方法来研究。



问题五

你是如何理解原子轨道的？

指导要求 _____

轨道有两种，一种是宏观轨道，一种是微

观轨道。宏观轨道是有规律的,如火车轨道、公路、人造卫星的运行轨道等,而微观轨道没有固定的规律。



问题六

你是如何理解电子运动状态的?

指导要求

从能层、能级、电子云的伸展方向以及电子的自旋等四方面描述。



板块四 展示交流 探究问题

展题设计

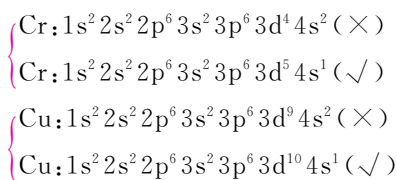
❖展题1 某元素原子序数为33,请回答:

(1)此元素原子的质子总数是_____,有_____个电子。

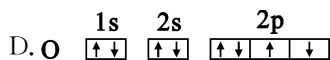
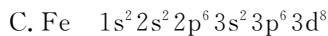
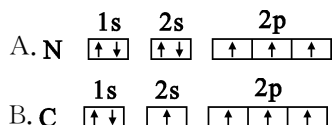
(2)有_____个电子层,_____个能级,_____个原子轨道。

(3)它的价电子排布为_____,它的电子排布式为_____,轨道排布图为_____。

思路点拨:原子序数=核电荷数=质子数=核外电子数;熟悉构造原理: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \cdots$ 熟练掌握1~36号元素原子的核外电子排布式与轨道表示式的书写规律、技巧,特别是Cu、Cr两原子的电子排布式:

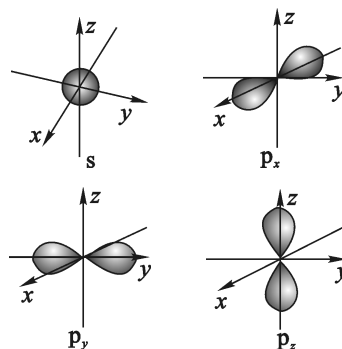


❖展题2 下列元素原子的电子排布式(轨道排布图)正确的是 ()



思路点拨:回答此类题目时,同学们要注意各自内容的细节,对能量最低原理、泡利原理、洪特规则要理解透彻。

❖展题3 下面是s能级和p能级的原子轨道图,试回答下列问题:



(1)s电子的原子轨道呈_____形,每个s能级有_____个原子轨道;p电子的原子轨道呈_____形,每个p能级有_____个原子轨道。

(2)s电子的原子轨道、p电子的原子轨道的半径与_____有关,二者之间的关系为_____。

思路点拨:s电子云为球形、原子轨道有1个;p电子云在空间有3个取向,有3个原子轨道。

归纳总结

1.

核外电子运动状态

能层: _____
能级: _____
电子云伸展方向: _____
电子的自旋: _____

2. 核外电子排布是遵循 _____

_____。



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

- 下列排布不符合泡利原理的是()
 - 2p 能级: $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$
 - 3d 能级: $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$
 - 2p 能级: $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$
 - 3d 能级: $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$
- 判断正误,正确的画“√”,错误的画“×”。
 - (1)2s 能级和 2p 能级所具有的原子轨道数目之比为 1:3 ()
 - (2)能量关系: $1s < 2s < 3p < 3d < 4s$ ()
 - (3)基态氮原子最外层有 2 个未成对电子 ()
 - (4)1~36 号元素中,基态原子中未成对电子数最多的是 Cr 元素 ()
 - (5)基态 Zn 原子的电子排布式为 $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$ ()
 - (6)基态硅原子的电子排布图为:

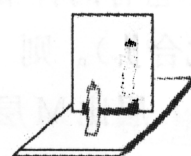
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square$	$\square$
1s	2s	2p	3s	3p		

 ()
- 下列有关化学用语中最能体现氮原子核外电子运动状态的是()
 - $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$
 - | | | |
|----------------------|----------------------|----------------------------|
| 1s | 2s | 2p |
| $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\uparrow\uparrow$ |
 - $(+7) \quad 25$
 - $1s^2 2s^2 2p^3$

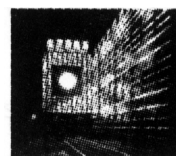
4. 若将 P 原子的电子排布式写成 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1$, 它违背了 ()

- 能量守恒原理
- 泡利不相容原理
- 能量最低原理
- 洪特规则

5. 下列图象表述的现象与电子的跃迁无关的是 ()



A. 平面镜成像



B. 霓虹灯广告



C. 蜡烛燃烧



D. 燃放焰火

6. (1)原子的电子排布遵循 _____, 能使整个原子的能量处于 _____。

(2)基态原子处于 _____, 当基态原子的电子 _____ 能量后, 电子会跃迁到 _____, 变成 _____ 原子, 再跃迁回较低能量的 _____ 态乃至 _____ 时, 将 _____ 能量。

(3)可用光谱仪摄取各种元素的电子的 _____ 或 _____。在现代化学中, 可以利用 _____ 上的特征谱线来鉴定元素。

7. 下列电子排布式中, 属于基态原子的电子排布的是 ()

- ① $1s^1 2s^1$
- ② $1s^2 2s^1 2p^1$
- ③ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- ④ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

- ①②
- ①③
- ②③
- ③④

8. 下列轨道表示式中能表示氧原子的最

低能量状态的是

()

- A. $\begin{array}{|c|c|c|} \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
- B. $\begin{array}{|c|c|c|} \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
- C. $\begin{array}{|c|c|c|} \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
- D. $\begin{array}{|c|c|c|} \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

9. 若某元素原子处于能量最低状态时, 外围电子排布为 $4d^1 5s^2$, 则下列说法正确的是

()

- A. 该元素原子处于能量最低状态时, 原子中共有 3 个未成对电子
- B. 该元素原子核外共有 5 个电子层
- C. 该元素原子的 M 层共有 8 个电子
- D. 该元素原子最外层有 3 个电子

10. 某主族元素的原子, M 能层上有一个半充满的能级, 这种原子的质子数 ()

- A. 只能是 7
- B. 只能是 15
- C. 可以是 11 或 15
- D. 可以是 11 或 13

11. 人们常将在同一原子轨道上运动的、自旋方向相反的 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, 错误的是

()

- 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, 其原子轨道中可能含有“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”

12. a、b、c、d 为短周期元素, a 的原子中只有 1 个电子, b^{2-} 和 c^+ 的电子层结构相同, d 与 b 同族。下列叙述错误的是

()

- A. a 与其他三种元素形成的二元化合物

中其化合价均为 +1

B. b 与其他三种元素均可形成至少两种二元化合物

C. c 的原子半径是这些元素中最大的

D. d 和 a 形成的化合物的溶液呈弱酸性

13. X 元素原子的最外层电子排布式为 $ns^n np^{n+1}$, 试回答下列问题:

(1) 电子排布式中的 $n =$ _____; 该原子中能量最高的是 _____ 电子, 其电子云在空间有 _____ 方向, 呈现 _____ 形。

(2) X 元素的名称是 _____, 它的氢化物的电子式是 _____。

能力测控

14. (1) A 元素基态原子的最外层有 3 个未成对电子, 次外层有 2 个电子, 其元素符号为 _____, 其电子排布图为 _____, 其原子核外有 _____ 种不同运动状态的电子。

(2) B 元素基态原子的 M 层全充满, N 层没有成对电子, 只有一个未成对电子, B 的元素符号为 _____, 其基态原子的电子排布式为 _____。B⁺ 的外围电子排布式为 _____。

(3) 原子序数小于 36 的元素 Q 和 T, 在周期表中既处于同一周期又位于同一族, 且原子序数 T 比 Q 多 2。T 的基态原子外围电子(价电子)排布式为 _____, Q²⁺ 的未成对电子数为 _____。

15. 下列离子外围电子排布图正确的是

()

- A. Fe^{3+} : $\begin{array}{|c|} \hline 3d \\ \hline \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \\ \hline \end{array}$
- B. Fe^{3+} : $\begin{array}{|c|c|} \hline 3d & 4s \\ \hline \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
- C. Fe^{2+} : $\begin{array}{|c|c|} \hline 3d & 4s \\ \hline \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$

D. H^+ : $\begin{array}{|c|} \hline 1s \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

16. 有 A、B、C、D、E 5 种元素, 它们的核电荷数依次增大, 且都小于 20, 其中 A 为非金属元素。A 和 E 属同一族, 它们原子的最外层电子排布式为 ns^1 ; B 和 D 也属同一族, 它们原子的最外层的 p 能级电子数是 s 能级电子数的两倍; C 原子最外层上电子数等于 D 原子最外层上电子数的一半。请回答下列问题:

(1) A 是 _____ (填元素符号, 下同), B 是 _____, C 是 _____, D 是 _____, E 是 _____。

(2) 由这 5 种元素组成的一种化合物是 _____ (填化学式)。写出该物质的一种主要用途: _____。

(3) 写出 C 元素基态原子的电子排布式: _____。

(4) 用电子排布图表示 D 元素原子的最外层电子排布: _____。

17. 某原子的结构示意图为 $\begin{array}{c} \text{(+7x)} \\ \text{x 4x 2x} \end{array}$, 下列有关说法正确的是 ()

A. 结构示意图中 $x=4$

B. 该原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

C. 该原子的电子排布图为:



D. 该原子结构中共有 5 个能级上填充有电子

拓展创新

18. 2013 年 2 月 18 日, 俄罗斯科学家找到了 2 月 15 日坠落的陨石残骸, 由于陨石碎片是在俄罗斯车里雅宾斯克州的切巴尔库湖被发现的, 因此该陨石也被取名为“切巴尔库陨石”。经过化学分析, 陨石的铁含量为 10% 左右, 含少量的 ${}_{24}\text{Cr}^{3+}$ 、 ${}_{25}\text{Mn}^{2+}$ 、 ${}_{28}\text{Ni}^{2+}$

等离子, 此外还有橄榄石、亚硫酸盐等化学成分。请回答下列问题:

(1) 上述陨石所含的 ${}_{24}\text{Cr}^{3+}$ 、 ${}_{25}\text{Mn}^{2+}$ 、 ${}_{28}\text{Ni}^{2+}$ 中, 含未成对电子数最多的是 _____。

(2) 铁元素有变价, 写出 Fe^{2+} 的核外电子排布式: _____。试根据原子核外电子排布所遵循的原理解释 Fe^{2+} 具有较强的还原性, 易被氧化为 Fe^{3+} 的原因: _____。

_____。当然 Fe^{3+} 也有氧化性, 在印刷行业中就用氯化铁溶液腐蚀铜版, 写出该反应的离子方程式: _____。

再生新疑

在这一节中, 我们学习了核外电子的运动状态, 能层、能级、电子云的伸展方向(原子轨道)、电子的自旋, 核外电子排布遵循能量最低原理、泡利不相容原理、洪特规则, 你知道核外电子排布与元素周期表的关系吗? 我们一起进入下一节内容的学习。

第二节 原子结构与元素的性质



板块一 创设问题 引领目标

问题呈现

同学们,通过化学必修2我们学习了元素周期律、元素周期表以及同一周期、同一主族元素性质的递变规律:同一周期从左到右,随原子序数递增,金属性减弱,非金属性增强;同一主族从上到下,随原子序数递增,金属性增强,非金属性减弱。同时我们还通过大量实验进行了验证。那么你知道从理论上如何验证元素性质的递变规律吗?为什么每个电子层最多容纳的电子数不等于每个周期中含有元素的种类?让我们带着这些问题进入本节内容的学习吧。

材料链接

1. 原子序数=核电荷数=质子数=_____。
2. 在周期表中,把电子层数目相同的元素,按原子序数递增的顺序从左到右排成_____行,再把不同_____行中最外层电子数相同的元素,按电子层数递增的顺序由上而下排成_____列。
3. 元素周期表共有_____个周期,其中有_____个短周期,_____个长周期和_____个不完全周期。前六个周期中,每个周期含有元素的数目分别为_____。
4. 元素周期表中共有_____个纵列,包括_____个主族、_____个副族、

_____个0族、_____个第Ⅷ族。

5. 元素周期表中有_____种非金属元素。

6. 更多有关原子结构与元素性质的内容,可以通过互联网进行查询。



第一学时



板块二 自学思疑 初探问题



问题一

请你回顾,元素周期表中有几个周期,几个族?是如何分类的呢?

教材导读

1. 元素周期表结构

元素周期表	周期	_____个	{	_____个短周期(第1、2、3周期)
				_____个长周期(第_____周期)
				_____个不完全周期(第_____周期)
	族		{	主族_____个,符号_____
				副族_____个,符号_____
		0族_____个,符号_____		
			第Ⅷ族_____个,符号_____	

2. 周期:具有相同的电子层数的元素,按照原子序数递增的顺序排成的一个横行。

主族:由短周期和长周期元素共同构成的族。

副族:只由长周期元素构成的族。



问题二

元素周期表是元素周期律的具体表现形式,那么,原子结构与周期表的关系是什么?

教材导读

3.

元素	原子序数	周期	族	基态原子的电子排布
Li	3	二	I A	$1s^2 2s^1$ 或 $[\text{He}]2s^1$
Na	11	三	I A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
F	9	___	___	$1s^2 2s^2 2p^5$
Cl	17	___	___	___
Ar	18	___	___	___

4. 元素周期表的形成是由于元素原子核外电子排布发生周期性的重复。

问题三

元素周期表中有七个周期,每个周期中含有几种元素?

教材导读

5. 每个周期中含有元素的数目:

周期	一	二	三	四	五	六	七
元素数目	2	8	8	___	18	___	___
金属元素数目	0	2	3	___	15	30	___

问题四

元素周期表中主族、副族、0 族的外围电子排布式分别是什么?

教材导读

6. 族

族	外围电子排布式
I A	___
IV A	___
VII A	___
III B	___
VIII	___
0 族	___

自主测评

1. 元素周期表中,每个周期中元素的数目不一样多的原因是 ()
- A. 元素周期表的周期不是单调的变化造成的
- B. 每个电子层容纳的电子数不同
- C. 泡利不相容原理造成的
- D. 人们随意造成的
2. Al 元素在周期表中的位置是 ()
- A. 第三周期第 II A 族
- B. 第三周期第 III A 族
- C. 第四周期第 III A 族
- D. 第四周期第 II A 族
3. 主族元素 W、X、Y、Z 的原子序数依次增加,且均不大于 20。W、X、Z 最外层电子数之和为 10;W 与 Y 同族;W 与 Z 形成的化合物可与浓硫酸反应,其生成物可腐蚀玻璃。下列说法正确的是 ()
- A. 常温常压下 X 的单质为气态
- B. Z 的氢化物为离子化合物
- C. Y 和 Z 形成的化合物的水溶液呈碱性
- D. W 与 Y 具有相同的最高化合价
4. 某元素在周期表中的位置是第三周期第 VI A 族,该元素原子的电子排布式为 ()
- A. $1s^2 2s^2 2p^4$ B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- C. $3s^2 3p^4$ D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
5. 短周期中,除第一周期外,每个周期中含有的非金属元素数目为 ()
- A. 8—周期数 B. 7—周期数
- C. 周期数 D. 周期数—8
6. 写出具有下列电子排布的微粒的核电荷数、元素符号以及在周期表中的位置。
- (1) A 原子: $1s^2 2s^2 2p^5$ ___、___、第 ___ 族、第 ___ 周期。
- (2) B⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ___、___、

第____族、第____周期。

(3) C 原子: $[\text{He}]2s^2 2p^2$ _____、_____,
第____族、第____周期。

(4) 外围电子排布为 $3d^5 4s^2$ 的原子:
_____, _____、第____族、第____周期。



板块三 合作互助 共析问题



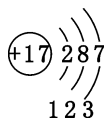
问题五

如何推导某元素在周期表中的位置?

指导要求_____

推断一种元素在周期表中处于第几周期、第几族,是主族元素还是副族元素时,我们通常采用下列三种方法。

(1) 原子结构示意图法(如 17 号元素氯)

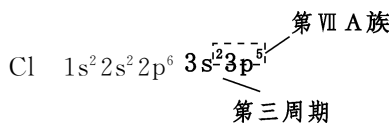


周期数 = 电子层数 = 3 第三周期

最外层电子数 = 主族族序数 = 7 第ⅦA族

Cl 在元素周期表中的位置: _____。

(2) 电子排布式法



(3) 递减法

不论是主族元素还是副族元素,我们可采用递减法推断。递减法就是元素的原子序数减去每个周期中容纳的元素的数目,不够减即在该周期,余数即为多少列。

如 Cl:

$17 - 2 - 8 = 7$ ——第七列(ⅦA)

∴ ∴ ∴

1 2 3——第三周期

再如 Fe:

$26 - 2 - 8 - 8 = 8$ ——

∴ ∴ ∴ ∴

1 2 3 4——



问题六

在元素周期表中有哪些递变规律?

指导要求_____

(1) 同一周期(从左到右):

电子层数——_____;

核电荷数——_____;

最外层电子数——_____;

原子核对外层电子的吸引力——逐渐增大;

原子半径——逐渐减小;

主要化合价——依次升高(+1→+7, 0, -4→0);

金属性——_____;

非金属性——_____;

最高价氧化物对应水化物——_____, 酸性增强。

(2) 同一主族(从上到下):

电子层数——_____;

核电荷数——_____;

最外层电子数——_____;

原子半径——_____;

主要化合价——_____;

金属性——_____;

非金属性——_____;

最高价氧化物对应水化物——碱性增强, 酸性减弱。

(3) 元素所处的周期数 = 元素原子所有的电子层数; 元素所处的主族数 = 元素原子最外层电子数 = 最高正价(O、F 例外)。



板块四 展示交流 探究问题

展题设计

展题 1 写出 ${}_{13}\text{Al}$ 、 ${}_{24}\text{Cr}$ 、 ${}_{26}\text{Fe}$ 、 ${}_{33}\text{As}$ 等元素原子的价电子排布式,并判断它们在元素周期表中的位置。

${}_{13}\text{Al}$: _____

${}_{24}\text{Cr}$: _____

${}_{26}\text{Fe}$: _____

${}_{33}\text{As}$: _____

思路点拨: Al 的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$,其最高能层数为 3,所以其周期为第三周期;其价电子总数(外围电子总数)为 3,所以其位于第ⅢA 族。Cr 的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$,其最高能层数为 4,所以其周期为第四周期;其价电子总数(外围电子总数)为 6,且具有 d 轨道,所以其位于第ⅥB 族。Fe 的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$,其最高能层数为 4,所以其周期为第四周期;其价电子总数(外围电子总数)为 8,所以其位于第Ⅷ族。As 的核外电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$,其最高能层数为 4,所以其周期为第四周期;其价电子总数(外围电子总数)为 5,所以其位于第ⅤA 族。

展题 2 如图所示为元素周期表的一部分,已知 A、B、C、D、E 五种元素的原子核外共有 85 个电子,E 元素的原子核外有 4 个电子层,则 B 元素为 ()

	A	
C	B	D
	E	

A. P B. S C. Cl D. Si

思路点拨: 掌握元素周期表中 1~36 号元素在元素周期表中的位置以及与结构的关系是解题的关键。

系是解题的关键。

归纳总结

1. 归纳推导元素在元素周期表中的位置的方法:

(1) _____;

(2) _____;

(3) _____。

2. 除 H 外,最外层上的电子数 _____

_____ 电子层数的是金属元素,最外层上的电子数 _____ 电子层数的是非金属元素。



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

1. 价电子排布为 $5s^2 5p^1$ 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

2. 元素周期表中共有 18 个纵列,从左到右排为 18 列,第 1 列为碱金属元素(氢元素除外),第 18 列为稀有气体元素,则下列说法正确的是 ()

- A. 第 9 列元素中没有非金属元素
- B. 第 15 列元素原子的最外层电子排布式是 $ns^2 np^5$
- C. 最外层电子排布式为 ns^2 的元素一定在第 2 列
- D. 第 11、12 列为 d 区元素

3. 具有以下结构的原子,一定为主族元素原子的是 ()

- A. 最外层有 3 个电子的原子
- B. 最外层电子排布式为 ns^2 的原子
- C. 最外层有 3 个未成对电子的原子

D. 次外层无未成对电子的原子
4. 根据中学化学教材所附元素周期表判断, 下列叙述不正确的是 ()

A. K 层电子为奇数的所有元素所在族的序数与该元素原子的 K 层电子数相等

B. L 层电子为奇数的所有元素所在族的序数与该元素原子的 L 层电子数相等

C. L 层电子为偶数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 L 层电子数相等

D. M 层电子为奇数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 M 层电子数相等

5. 在元素周期表中, 某元素所在的周期数 = _____, 某主族元素原子最外层上的电子数 = _____ = _____。

6. 元素周期表中有 _____ 个周期, 其中短周期 _____ 个, 长周期 _____ 个; 主族 _____ 个, 副族 _____ 个, 主族中没有非金属元素的族是 _____ 族, 主族中全部为非金属元素的族是 (不考虑 0 族) _____ 族。

7. 某元素的原子序数为 29, 试问:

(1) 此元素原子的电子总数是 _____。

(2) 它有 _____ 个电子层, 有 _____ 个能级。

(3) 它的外围电子排布式是 _____。

(4) 它属于第 _____ 周期第 _____ 族。

(5) 它有 _____ 个未成对电子。

8. 下列关于原子核外电子排布与元素在元素周期表中位置关系的表述中, 正确的是 ()

A. 基态原子核外 N 电子层上只有一个电子的元素一定是第 I A 族元素

B. 原子核外价电子排布式为 $(n-1)d^{6-8}ns^2$ 的元素一定是副族元素

C. 基态原子的 p 能级上半充满的元素一定位于第 V A 族

D. 基态原子核外价电子排布式为 $(n-1)d^xns^y$ 的元素的族序数一定为 $x+y$

能力测控

9. 下列有关原子结构、元素性质的说法正确的是 ()

A. Si、P、S、Cl 元素的单质与氢气化合越来越容易

B. 非金属元素的非金属性越强, 其氧化物对应水化物的酸性也一定越强

C. 元素原子最外层电子数越多, 元素金属性越强

D. S、Cl、K、Ca 的原子半径逐渐减小

10. 具有如下电子层结构的原子, 其相应的元素一定属于同一主族的是 ()

A. 3p 能级上有 2 个未成对电子的原子和 4p 能级上有 2 个未成对电子的原子

B. 3p 能级上只有 1 个空轨道的原子和 4p 能级上只有 1 个空轨道的原子

C. 最外层电子排布为 $1s^2$ 的原子和最外层电子排布为 $2s^22p^6$ 的原子

D. 最外层电子排布为 $1s^2$ 的原子和最外层电子排布为 $2s^2$ 的原子

11. 短周期主族元素 X、Y、Z、W 的原子半径依次增大, 且原子最外层电子数之和为 15; Y 是地壳中含量最高的元素; Y 与 Z 同主族, Z 与 W 同周期。下列说法正确的是 ()

A. 简单氢化物的还原性: $Y > Z$

B. Z 的简单离子与 W 的具有相同的电子层结构

C. 化合物 WX_2 中既存在离子键, 又存

在共价键

D. X 与 Y 形成的化合物可能使酸性 KMnO_4 溶液褪色

12. 短周期主族元素 X、Y、Z、W、N 的原子序数依次增大;X 元素的原子的半径最小;Y 的次外层电子数是其电子总数的 $\frac{1}{4}$;离子化合物 ZX_2 是一种储氢材料;W 与 Y 属于同一主族; NY_2 是医学上常用的水消毒剂、漂白剂。下列叙述正确的是 ()

A. Y 和 W 与 X 形成的简单化合物的热稳定性: $\text{X}_2\text{Y} > \text{X}_2\text{W}$

B. 离子半径由小到大的顺序: $\text{Y}^{2-} < \text{Z}^{2+} < \text{N}^- < \text{W}^{2-}$

C. ZX_2 和 NY_2 中化学键一致,且微粒个数之比均为 1:2

D. 盐酸加入硫化钠中生成有臭鸡蛋气味的气体,可证明非金属性: $\text{N} > \text{W}$

13. 有 A、B、C、D、E 五种元素,它们可能是原子或离子,且为短周期元素。A 与 B 可形成 BA 型化合物,且 A 元素是非金属性最强的元素,金属 B 的原子核内质子数比它前一周同主族元素原子的质子数多 8 个;C 元素有三种同位元素 C_1 、 C_2 、 C_3 ,自然界里含量最多的是 C_1 , C_3 原子的质量数是 C_1 的 3 倍, C_2 原子的质量数是 C_1 的 2 倍;D 的气态氢化物的水溶液显碱性,而其最高价氧化物对应的水化物为强酸;E 元素原子的最外层电子数比次外层电子数多 4 个,E 的离子的核外电子数比质子数多 2 个。

(1) 写出元素名称: A _____, B _____, C _____, D _____, E _____。

(2) 写出各粒子的电子排布式: _____

_____。

(3) 写出 C_1 、 C_2 、 C_3 粒子的符号:

_____、_____、_____。

(4) 写出 E 的离子的结构示意图: _____,E 的氢化物的分子式: _____。

(5) 写出 A 的单质、B 的单质分别与水反应的化学方程式: _____,

将反应后生成的溶液混合,发生反应的离子方程式为 _____。

拓展创新

14. X、Y、Z 是第 I A ~ VII A 族的三种非金属元素,它们在周期表中的位置如右图所示。试回答:

		X
	Y	
Z		

(1) X 元素单质的化学式是 _____。

(2) Y 元素的原子结构示意图是 _____,Y 与 Na 所形成的化合物的电子式为 _____。

(3) Z 元素的名称是 _____,从元素原子得失电子的角度看,Z 元素具有 _____ 性;若从 Z 元素在周期表中所处位置看,它具有这种性质的原因是 _____。其价电子排布式为 _____。

再生新疑

通过原子结构与元素周期表的学习,知道核外电子层数与周期数相等,主族元素的最外层电子数与族序数相等,那么理论上,如何衡量同周期元素的金属性、非金属性的强弱呢? 让我们一起进入下一学时的学习吧!

第二学时

板块二 自学思疑 初探问题

问题一

在周期表中,同一周期从左到右,金属性和非金属性是如何变化的?

教材导读

1. 同一周期,从左到右,电子层数_____,原子序数依次_____,原子半径依次_____,核对外层电子的吸引力逐渐_____,所以同一周期元素从左到右,随原子序数递增,金属性_____,非金属性_____。

问题二

同一周期的元素,随原子序数的递增,为什么原子半径逐渐减小(稀有气体除外)?

教材导读

2. 原子半径

(1)影响原子半径大小的因素

①原子的能层数:原子的能层数越多,电子之间的负电排斥使原子半径_____;

②核电荷数:原子核的核电荷数越大,核对外层电子的引力也就越大,原子半径_____。

(2)原子半径大小的比较

①具有相同电子层的不同原子:随核电荷数的增加,核对外层电子的引力增强,原子半径_____;

②同主族的不同元素:外层电子数相同,随核电荷数的增加,电子层数也增加,此时电子层的增加起到了主要作用,所以原子半径

逐渐_____。

问题三

在元素周期表中,同一周期、同一主族第一电离能的变化规律是什么?

教材导读

3. 电离能

(1)电离能的定义: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。如 $\text{Li } 1s^2 2s^1$,失去 $2s^1$ 一个电子,需要 514 eV 能量。

注意:失去一个电子时,该电子是该元素原子外层上能量最高的电子。

(2)电离能的意义:电离能用来表示原子或分子失去电子的难易,第一电离能大,表示该元素原子难失电子,容易得电子。

(3)第一电离能的变化规律

同周期元素从左到右,随原子序数的增大,第一电离能逐渐_____;

同主族元素从上到下,随原子序数的递增,第一电离能逐渐_____。

问题四

衡量元素金属性、非金属性强弱的方法有多种,如电离能、电负性。电负性在周期表中的变化规律是什么?

教材导读

4. 电负性

(1)化学键、键合电子、电负性

化学键:元素相互化合时,原子之间产生的化学作用力。

键合电子:_____。

电负性:用来描述不同元素的原子对键合电子吸引力的大小。

(2)电负性变化的规律

同周期元素,随原子序数递增,电负性逐渐_____;

同主族元素,随原子序数递增,电负性逐渐_____。

(3)电负性的应用

金属的电负性一般_____1.8,非金属的电负性一般_____1.8。电负性数值越大,元素的非金属性越_____;电负性数值越小,元素的金属性越_____。元素的电负性在1.8左右时,该元素既有金属性,又有非金属性,如非金属三角区边界的“类金属”。

自主测评

1. 下列原子半径大小比较不正确的是

()

- A. $r(\text{Li}) > r(\text{C}) > r(\text{F})$
- B. $r(\text{Li}) > r(\text{Na}) > r(\text{K})$
- C. $r(\text{Na}) > r(\text{Al}) > r(\text{S})$
- D. $r(\text{Na}^+) < r(\text{Na})$

2. 下列关于微观粒子半径的说法中,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. 质子数不同的不同单核粒子,电子数越多半径越大
- D. 原子序数越大,原子半径越大

3. 在第二周期中,B、C、N、O 四种元素的第一电离能由大到小的排列顺序正确的是

()

- A. $I_1(\text{N}) > I_1(\text{C}) > I_1(\text{O}) > I_1(\text{B})$
- B. $I_1(\text{N}) > I_1(\text{O}) > I_1(\text{B}) > I_1(\text{C})$
- C. $I_1(\text{N}) > I_1(\text{O}) > I_1(\text{C}) > I_1(\text{B})$
- D. $I_1(\text{O}) > I_1(\text{N}) > I_1(\text{C}) > I_1(\text{B})$

4. 已知₃₃As、₃₅Br 位于同一周期。下列关系正确的是

()

- A. 原子半径: $\text{As} > \text{Cl} > \text{P}$

B. 热稳定性: $\text{HCl} > \text{AsH}_3 > \text{HBr}$

C. 还原性: $\text{As}^{3-} > \text{S}^{2-} > \text{Cl}^-$

D. 酸性: $\text{H}_3\text{AsO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_3\text{PO}_4$

5. 下列有关电负性的说法,正确的是

()

- A. 电负性能衡量元素得失电子的能力大小
- B. 非金属的电负性一定大于金属的电负性
- C. 同一主族的金属,从上到下,电负性一定减小
- D. 铯是周期表中电负性最大的元素



板块三 合作互助 共析问题



问题五

氮元素的第一电离能为什么大于氧元素的?

指导要求.....

通过学习电离能,知道同周期元素随原子序数的增加,第一电离能变化的总趋势是在增大,而在同周期也会出现电离能ⅡA>ⅢA、ⅤA>ⅥA 的现象,如 $\text{Be} > \text{B}$ 、 $\text{N} > \text{O}$ 、 $\text{Mg} > \text{Al}$ 、 $\text{P} > \text{S}$ 。出现此类现象的原因,以N、O 为例,首先知道N、O 原子的轨道排布图:

对于p、d、f 轨道,在三种情况下,能级轨道的能量较低,即处于稳定状态:全空 p^0 、 d^0 、 f^0 ,半满 p^3 、 d^5 、 f^7 ,全满 p^6 、 d^{10} 、 f^{14} 。N 原子在2p 轨道上是半满,处于稳定状态,O 原子在2p 轨道上处于不稳定状态,电子的能量较大,所以O 的第一电离能小于N 的第一电离能,剩余几组可用同一理论解释。

问题六

下表中的数据从上到下是钠、镁、铝逐级失去电子的电离能：

电 离 能 (kJ/mol)	Na	Mg	Al
	496	738	578
	4 562	1 451	1 817
	6 912	7 733	2 745
	9 543	10 540	11 575
	13 353	13 630	14 830
	16 610	17 995	18 376
	20 144	21 703	23 293

为什么原子的逐级电离能越来越大？这些数据跟钠、镁、铝的化合价有什么联系？

指导要求

当元素的原子失去一个电子后，核对外层电子的引力增强，再失去电子时消耗能量变大。

板块四 展示交流 探究问题

展题设计

- 展题 1 下列说法正确的是 ()
- A. 第三周期所含的元素中，钠的第一电离能最小
 - B. 铝的第一电离能比镁的第一电离能大
 - C. 在所有元素中，氟的第一电离能最大
 - D. 钾的第一电离能比镁的第一电离能大

思路点拨：第一电离能的变化在同一周期中有特例。

展题 2 根据下列五种元素的电离能数据(单位为 kJ/mol)，回答问题。(I₁——第一电离能，I₂——第二电离能……)

元素代号	I ₁	I ₂	I ₃	I ₄
Q	2 080	4 000	6 100	9 400
R	500	4 600	6 900	9 500

S	740	1 500	7 700	9 500
T	580	1 800	2 700	10 500
V	420	3 100	4 400	5 900

- (1)在周期表中，最可能处于同一族的是 ()
- A. Q 和 R
 - B. S 和 T
 - C. T 和 V
 - D. R 和 T
 - E. R 和 V
- (2)它们氯化物的化学式，最可能正确的是 ()

- A. QCl₂
 - B. RCl
 - C. SCl₃
 - D. TCl
 - E. VCl₄
- (3)S 元素最可能是 ()
- A. s 区元素
 - B. 稀有气体元素
 - C. p 区元素
 - D. d 区元素

- (4)下列元素中化学性质和物理性质与 Q 元素最相似的是 ()
- A. 硼
 - B. 铍
 - C. 锂
 - D. 氢
 - E. 氦

思路点拨：利用电离能判断化合价，需要知道在同一能层上电子失去时，消耗能量是比较相近的，而不同能层电子则消耗能量相差比较大。

归纳总结

1. 原子半径 { 同一周期(从左到右) _____
同一主族(从上到下) _____

- 电 { 同一周期(从左到右) _____
2. 离 { 同一主族(从上到下) _____
能 {
电 { 同一周期(从左到右) _____
3. 负 { 同一主族(从上到下) _____
性 {



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

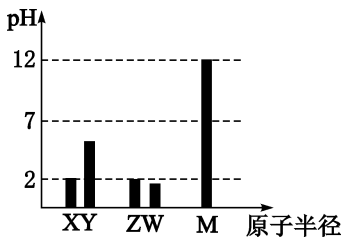
1. 下列元素的原子半径最大的是 ()
A. K B. Na
C. Cl D. H
2. Li 元素原子核外有 3 个电子,则 Li 元素的不同电离能最多有 ()
A. 1 个 B. 2 个
C. 3 个 D. 无法判断
3. 下列关于粒子半径的说法不正确的是 ()
① $r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+) < r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+)$
② $r(\text{F}^-) < r(\text{Cl}^-) < r(\text{Br}^-) < r(\text{I}^-)$
③ $r(\text{Na}^+) < r(\text{Mg}^{2+}) < r(\text{Al}^{3+}) < r(\text{F}^-) < r(\text{O}^{2-})$
④ $r(\text{Fe}^{3+}) > r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe})$
A. ②③④ B. ①④
C. ③④ D. ①②③
4. 某元素原子的最外层电子数为 2,价电子数为 5,并且是同族中原子序数最小的元素,关于该元素的判断错误的是 ()
A. 电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
B. 该元素为 V
C. 该元素为第 II A 族元素
D. 该元素位于 d 区
5. 下列元素第一电离能最大的是 ()
A. Na B. Al
C. S D. F
6. 关于元素周期表中元素的分区,下列说法正确的是 ()

- A. 元素周期表的 s 区全部是金属元素
B. 元素周期表的 d 区包含所有的过渡元素
C. 过渡元素包括 d 区和 ds 区的元素
D. p 区元素都是非金属元素
7. 下表列出了某短周期元素 R 的各级电离能数据(用 $I_1, I_2, \dots$ 表示,单位为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

	I_1	I_2	I_3	I_4	$\dots$
R	740	1 500	7 700	10 500	$\dots$

下列关于元素 R 的判断中一定正确的是 ()

- A. R 的最高正价为 +3
B. R 元素位于元素周期表中第 II A 族
C. R 元素的原子最外层共有 4 个电子
D. R 元素基态原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2$
8. 短周期主族元素 X、Y、Z、W 的原子序数依次增大,其中只有 Y、Z 处于同一周期且相邻,Z 是地壳中含量最多的元素,W 是短周期中金属性最强的元素。下列说法正确的是 ()
A. 原子半径: $r(\text{X}) < r(\text{Y}) < r(\text{Z}) < r(\text{W})$
B. W 的最高价氧化物的水化物是一种弱碱
C. Y 的单质的氧化性比 Z 的强
D. X、Y、Z 三种元素可以组成共价化合物和离子化合物
9. 已知 X、Y、Z、W、M 均为短周期元素。25 °C 时,其最高价氧化物对应的水化物(浓度均为 0.01 mol/L)溶液的 pH 和原子半径的关系如图所示。下列说法不正确的是 ()



- A. X、M 的简单离子半径大小: $X > M$

- B. X、Y、Z、W、M 五种元素中只有一种是金属元素
- C. Z 的最高价氧化物的化学式为 ZO_3
- D. X、Z 的最简单气态氢化物之间进行反应有白烟生成
10. 已知 X、Y 元素同周期, 且电负性 $X>Y$, 下列说法错误的是 ()
- A. 第一电离能: Y 可能小于 X
- B. 气态氢化物的稳定性: Y 强于 X
- C. 最高价含氧酸的酸性: X 强于 Y
- D. X 和 Y 形成化合物时, X 显负价, Y 显正价
11. 下表为截取的元素周期表前 4 周期的一部分, 且 X、Y、Z、R 和 W 均为主族元素。下列说法正确的是 ()

	X	
Y	Z	R
W		

- A. 五种元素原子的最外层电子数一定都大于 2
- B. X、Z 的原子序数可能相差 18
- C. Y 的最高价氧化物的水化物可能是强酸
- D. Z 的氧化物与 X 单质不可能发生置换反应
12. 下表是元素周期表的一部分, 回答下列有关问题:

族	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
周期								
二					①		②	⑫
三	③	④	⑤	⑥	⑦	⑧	⑨	
四	⑩	⑪						

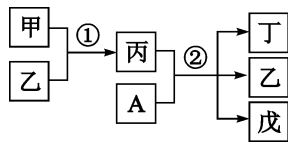
- (1) 写出下列元素符号: ① _____, ⑥ _____, ⑦ _____, ⑪ _____。
- (2) 在这些元素中, 最活泼的金属元素是 _____, 最活泼的非金属元素是 _____, 最不活泼的元素是 _____, 电负性最大的是 _____。
- (3) 在这些元素的最高价氧化物对应的

水化物中, 酸性最强的是 _____, 碱性最强的是 _____, 呈两性的氢氧化物是 _____ (只写一种), 写出三者之间相互反应的化学方程式: _____。

- (4) 在这些元素中, 原子半径最小的是 _____, 原子半径最大的是 _____, 第一电离能最小的是 _____。
- (5) 在③与④中, 化学性质较活泼的是 _____。怎样用化学实验证明? _____。

能力测控

13. 前 20 号元素 W、X、Y、Z 的原子序数依次增大, 且分列四个不同周期和四个不同主族。其中 A 为 Y 元素组成的单质; 甲、乙、丙、丁、戊为上述四种元素组成的二元或三元化合物; 常温下乙为液体。下列说法正确的是 ()



- A. 简单离子半径: $Z>Y$
- B. 反应①为吸热反应
- C. 反应②为工业上制备漂白粉的反应原理
- D. X、Y 分别与 Z 形成的化合物中, 化学键类型一定相同

14. 现有下列短周期元素性质的数据:

元素编号	①	②	③	④	⑤	⑥	⑦	⑧
元素性质								
原子半径 (10^{-10} m)	0.74	1.60	1.52	1.10	0.99	1.86	0.75	0.82
最高或最低化合价	-2	+2	+1	+5	+7	+1	+5	+3

请确定以上 8 种元素在周期表中的位

置,将元素的编号填入下表中。

族	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
周期								
一								
二								
三								

拓展创新

15. 已知稀有气体元素 ${}_{86}\text{Rn}$ 和锕系元素钍 ${}_{90}\text{Th}$ 均是放射性元素,它们的某种同位素进行放射性蜕变: ${}_{86}^{222}\text{Rn}\rightarrow{}_{84}^{218}\text{X}+{}_{2}^{4}\alpha$, ${}_{90}^{232}\text{Th}\rightarrow{}_{88}^{228}\text{Y}+{}_{2}^{4}\alpha$ 。在上述两式中,分别用X和Y代表它们蜕变后生成的新元素。试回答下列问题:

- (1) X 在元素周期表中的位置是_____,判断依据是_____。
- (2) Y 元素最高价氧化物的化学式为_____,其对应的水化物显_____ (填“强酸”“弱酸”“强碱”“弱碱”或“中”)性。
- (3) 在上述变化中产生的 α 射线是一种粒子流,每个粒子带 2 个单位正电荷,若它结合 2 个电子,应变为_____ (填元素符号)。

再生新疑

本学时学习了原子半径、电离能、电负性,同时知道了同周期、同主族元素的性质递变规律。那么你知道周期表中还有哪些规律吗?如Be、Al,它们的性质相似吗?要理解此类知识,让我们进入下一学时的学习。

第三学时

板块二 自学思疑 初探问题

问题一

原子结构与元素周期表的关系是非常紧

密的,你对此如何理解?

教材导读

- 1. 原子结构与元素周期表
 - 排列原则
 - ①按原子序数递增的顺序从左到右排列,把电子层数相同的元素排成一个横行
 - ②把最外层电子数相同的元素(个别除外)按电子层数递增的顺序从上到下排成一个纵列
 - 元素周期表
 - 周期
 - ①短周期_____
 - ②长周期_____
 - ③不完全周期_____
 - 结构
 - ①主族(第 I A 族~第 VII A 族,共_____个)
 - ②副族(第 I B 族~第 VII B 族,共_____个)
 - ③第 VIII 族(8、9、10 纵列)
 - ④ 0 族(稀有气体)
 - 族
 - (18 个纵列, 16 个族)

问题二

元素周期表中,元素的性质是有变化规律的。这些规律是什么?

- 2. 元素周期律
 - (1)核外电子排布与周期的关系
 - 核外电子排布周期性的变化是周期律的实质,核外电子排布随原子序数的递增,外层上电子 1~8 周期性变化(构造原理所致)。
 - (2)族序数与价电子数的关系
 - ①主族(第 I A 族~第 VII A 族)族序数=原子最外层电子数=最高正价;
 - ②副族(第 III B 族~第 VII B 族)族序数=最外层(ns)电子数+次外层[(n-1)d]电子数=最高正价;
 - ③第 VIII 族、第 I B 族、第 II B 族比较复杂一些,不作要求。
 - (3)元素的性质
 - 元素的性质:金属性、非金属性。

金属性

电离能:第一电离能越小,金属性越强
电负性:电负性数值越小,金属性越强
与水反应的难易:越易与水反应,金属性越强
与酸反应:_____
最高价氧化物对应的水化物:_____

非金属性

电离能:_____
电负性:_____
与 H_2 化合的难易:_____
氢化物的稳定性:_____
最高价氧化物对应的水化物:_____



问题三

通过电离能可以判断核外电子能量的高低。电离能与能层(电子层)又有何关系?



教材导读

3. 电离能:从气态基态原子中去掉电子,把它变成气态阳离子,需要克服核电荷的引力而消耗能量,这个能量叫做电离能,符号为 I ,单位为 kJ/mol 。

从元素的气态基态原子去掉一个电子为 $+1$ 价气态阳离子,所需要消耗的能量称为第____电离能(I_1),从 $+1$ 价元素阳离子再去掉一个电子成为 $+2$ 价气态阳离子,所需要消耗的能量叫做第____电离能(I_2),以此类推。

如 Li、Be 元素的电离能的数据:

	I_1	I_2	I_3	I_4
Li	520	7 234	11 767	
Be	897	1 755	14 757	20 930

现在分析上述数据:Li 原子核外有 3 个电子, I_3 比 I_2 增大不到一倍,但 I_2 比 I_1 却增大了十几倍,这说明什么问题呢? 这说明这 3 个电子可分为两组,两组的能量有差异。 I_1 比 I_2 、 I_3 小得多,说明有一个电子的能量较高,通常在离核较远的区域运动,容易失去,另外两个电子能量较低,通常在离核较近

的区域运动。说明 Li 核外 3 个电子分_____运动,离核近的能层上有 2 个电子,较远的能层上有 1 个电子。同学们可以以此类推 Be 元素:_____。



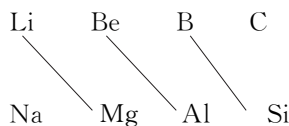
问题四

什么是对角线规则?



教材导读

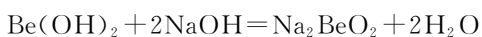
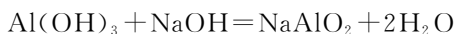
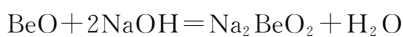
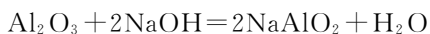
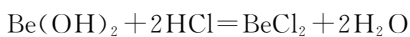
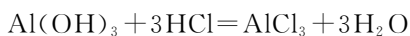
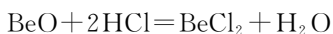
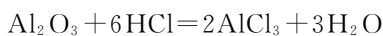
4. 在周期表中与一种元素相邻的元素有多种,大多数情况下都可利用元素周期表的递变规律比较金属性、非金属性强弱,而与左上角的元素相比较时较困难,原因是与左上角元素的单质、化合物的性质具有相似的现象。这一规律主要表现在第二周期元素与第三周期下一主族元素的性质相似。



如铍和铝化学性质的相似性如下:

①两者都是活泼金属,铍和铝的单质在冷的浓 HNO_3 中都可以钝化;

②两者的氧化物和氢氧化物都是两性物质,既能溶于酸,又能溶于碱:



③两者的氧化物 Al_2O_3 、 BeO 的熔点和硬度都很高。



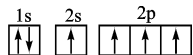
自主测评

1. 下列有关物质结构的表述中,正确的是

()

A. 次氯酸的电子式: $\text{H} \ddot{\text{Cl}} \ddot{\text{O}} :$

B. 基态 C 原子的电子排布图:



C. 硫原子的最外层电子排布式: $3s^2 3p^4$

D. 钠离子的结构示意图:

2. 下列是某些元素基态原子的电子排布式,其中表示第三周期元素的是 ()

A. $1s^2 2s^1$

B. $1s^2 2s^2 2p^5$

C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

3. 在基态多电子原子中,关于核外电子能量的叙述错误的是 ()

A. 最易失去的电子能量最高

B. 电离能最小的电子能量最高

C. p 轨道电子能量一定高于 s 轨道电子能量

D. 在离核最近区域内运动的电子能量最低

4. 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

5. 主族元素的原子失去最外层电子形成阳离子,主族元素的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. $\text{Ca}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

B. $\text{O}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^4$

C. $\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

D. $\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

6. 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的叙述正确的是 ()

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



板块三 合作互助 共析问题



问题五

经过对元素周期表和周期律的学习,你能否对某元素的性质进行预测呢?

指导要求

预测元素的性质是元素周期表的具体应用,也是高考中常见的题型。如何正确预测呢?关键是对元素周期表的结构及同周期、同主族元素的性质递变规律能够熟练掌握。如某部分周期表如下:

	O	
P	S	Cl
	Se	

以 S 元素为例,我们可以推断其性质如下:

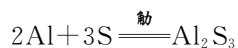
① 非金属性: $\text{Cl} > \text{S} > \text{P}$ 或 $\text{O} > \text{S} > \text{Se}$;

② 氢化物的稳定性: $\text{HCl} > \text{H}_2\text{S} > \text{PH}_3$ 或 $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{Se}$;

③ 最高价氧化物对应水化物中 H_2SO_4 为强酸,酸性: $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_3\text{PO}_4$ 或 $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_2\text{SeO}_4$;

④ 单质与 H_2 的结合能力: $\text{Cl}_2 > \text{S} > \text{P}$ 或 $\text{O}_2 > \text{S} > \text{Se}$;

⑤ 硫能与绝大多数金属化合(由硫处于周期表的位置决定),如:



⑥ 硫的最高正价为 +6 价,最低负价为 -2 价,推断化合价由硫在周期表中第三周

期第ⅥA族决定。

最高正价=最外层电子数=主族族序数

最低负价=主族族序数-8

以P元素为例,你推测的性质有_____



问题六

以Li、Mg和Be、Al为例,如何解释对角线规则?

指导要求:_____

Li、Mg在空气中的燃烧产物分别为 Li_2O 和 MgO ;Be和Al的氢氧化物 $\text{Be}(\text{OH})_2$ 和 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 都是两性物质,既能和酸反应又能和碱反应;B和Si的含氧酸 H_3BO_3 和 H_4SiO_4 都是弱酸,并且酸性强弱相近。说明对角线规则的正确性。

电负性是衡量元素金属性、非金属性强弱的方法之一,若两种元素的电负性接近,则它们的金属性或非金属性强弱基本相同。查资料可知,Li、Mg的电负性分别为1.0、1.2;B、Al的电负性分别为1.5、1.5;Be、Si的电负性分别为2.0、1.8。由于它们的电负性数值接近,说明它们对键合电子的吸引力相当,所以具有相似的性质。

请同学们解释B、Si具有相似性质的原因:



板块四 展示交流 探究问题

展题设计

展题1 已知X、Y两种元素位于同一周期,且电负性 $X>Y$,下列说法错误的是

()

A. 第一电离能Y可能大于X

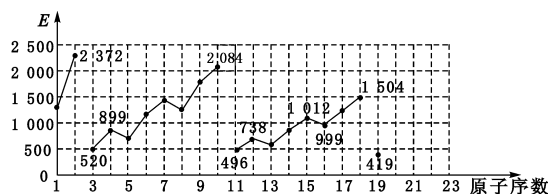
B. 气态氢化物的稳定性: H_nY 大于 H_mX

C. 最高价含氧酸的酸性:X对应的酸的酸性强于Y对应的酸的酸性

D. X和Y形成化合物时,X显负价,Y显正价

思路点拨:元素周期表中元素性质比较的关键是理解同周期、同主族元素性质的递变规律,如氢化物的稳定性,同一周期从左到右,愈来愈稳定。

展题2 不同元素的气态原子失去最外层一个电子所需要的能量(设其为 E)如下图所示。



试根据元素在周期表中的位置,分析图中曲线的变化特点,并回答下列问题:

(1)同主族内不同元素的 E 值变化的特点是_____

各主族中 E 值的这种变化特点体现了元素性质的_____变化规律。

(2)同周期内,随着原子序数增大, E 值增大,但个别元素的 E 值出现反常现象。试预测下列关系式中正确的是_____ (填序号)。

① $E(\text{砷})>E(\text{硒})$

② $E(\text{砷})<E(\text{硒})$

③ $E(\text{溴})>E(\text{硒})$

④ $E(\text{溴})<E(\text{硒})$

(3)估计1 mol气态Ca原子失去最外层一个电子所需能量 E 值的范围:_____ < E < _____。

(4)10号元素 E 值较大的原因是_____

思路点拨:理解电离能的定义和同一周

期中第一电离能的变化规律,特别是第ⅡA族>第ⅢA族,第ⅤA族>第ⅥA族的个例现象。同一主族从上到下第一电离能减小的变化规律,运用原子结构知识即可求解。

归纳总结

- 1. 元素周期表中的周期是指_____。
- 2. 同一周期元素从左到右:
 - 原子序数_____
 - 电子层数_____
 - 原子半径_____
 - 第一电离能_____
 - 电负性_____
- 3. 同一主族(同学们依据同一周期的变化,自己总结):

板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

1. 已知甲元素是第三周期 p 区元素,其最低化合价为-1 价;乙元素是第四周期 d 区元素,其最高化合价为+4 价。据此完成下表:

元素	价层电子构型	周期	族	金属或非金属	元素名称
甲					
乙					

2. 下列各表中的数字代表的是元素的原子序数。表中数字所对应的元素与它们在周期表中的位置相符的是 ()

1	2
11	
19	

A

10	11	12
19	20	

B

	4
11	12 13
	20

C

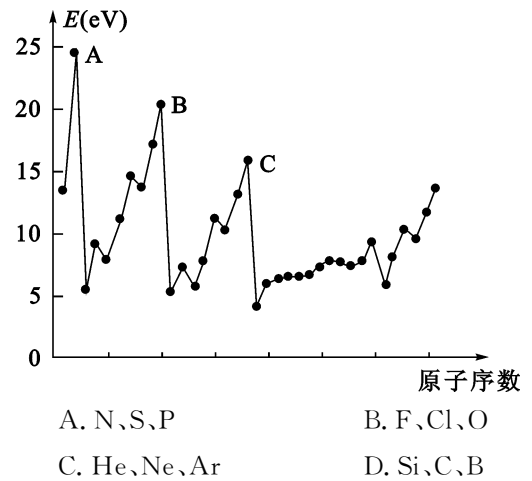
	2
8	
16	17 18

D

- 3. 下列说法不正确的是 ()
 - A. 同主族元素,随着核外电子层数的增加, I_1 逐渐增大
 - B. 通常情况下,对于同一种元素,电离能: $I_1 < I_2 < I_3$
 - C. 同周期元素,随着 Z 的增加, I_1 增大
 - D. 电离能越小,元素的金属性越强
- 4. 几种短周期元素的原子半径及主要化合价见下表:

元素代号	L	M	Q	R	T
原子半径/nm	0.160	0.143	0.102	0.089	0.074
主要化合价	+2	+3	+6、-2	+2	-2

- 下列叙述正确的是 ()
 - A. L、R 的单质与稀盐酸反应的速率: $L > R$
 - B. M 与 T 形成的化合物不具有两性
 - C. Q、T 两元素的氢化物分子间都存在氢键
 - D. L、Q 形成的简单离子核外电子数相等
- 5. 下图表示前 20 号元素的原子序数和气态原子失去核外第一个电子所需要的能量(eV)的变化关系,其中 A、B、C 各点分别表示的元素是 ()



6. 2016 年 IUPAC 命名 117 号元素为 Ts(中文名“**𫍇**”, tián), Ts 的原子核外最外层电子数是 7。下列说法不正确的是 ()

- A. Ts 是第七周期第 VII A 族元素
 - B. Ts 的同位素原子具有相同的电子数
 - C. Ts 在同族元素中非金属性最弱
 - D. 中子数为 176 的 Ts 核素符号是 ${}_{117}^{176}\text{Ts}$
7. X、Y 为两种元素的原子, X 的阴离子与 Y 的阳离子具有相同的电子层结构, 由此可知 ()

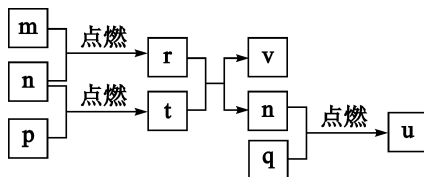
- A. X 的原子半径大于 Y 的原子半径
- B. X 的电负性小于 Y 的电负性
- C. X 的氧化性小于 Y 的氧化性
- D. X 的第一电离能大于 Y 的第一电离能

8. 短周期主族元素 W、X、Y、Z 的原子序数依次增大。W、X 与 Y 最外层电子数依次相差 1; 装满 XY_2 气体的小试管倒扣在水槽中充分反应, 试管液面上升 $\frac{2}{3}$; Z 的单质及其某种氧化物均可作自来水消毒剂。下列关于这四种元素的说法不正确的是 ()

- A. W 的简单氢化物在标准状况下的密度约为 0.714 g/L
- B. 氧化物水化物的酸性可能存在: $\text{W} > \text{Z}$
- C. W、X、Y 均可形成 10 电子微粒和 18 电子微粒
- D. 氢化物的沸点一定是: $\text{Y} > \text{W}$

能力测控

9. 短周期主族元素 X、Y、Z、W 的原子序数依次增大。四种元素形成的单质依次为 m、n、p、q; 这些元素组成的二元化合物 r、t、u, 其中 u 为形成酸雨的主要物质之一; 25°C 时, 0.01 mol/L 的 v 溶液中 $\text{pH} = 12$ 。上述物质的转化关系如图所示。下列说法正确的是 ()

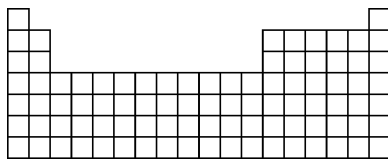


- A. 原子半径的大小: $\text{W} > \text{Z} > \text{Y} > \text{X}$
- B. v 能抑制水的电离而 u 能促进水的电离
- C. 粘有 q 的试管可用酒精洗涤
- D. Z 分别与 Y、W 组成的化合物中化学键类型可能相同

10. 短周期主族元素 X、Y、Z、W 的原子序数依次增大, 原子序数之和为 42; X 原子的核外电子数等于 Y 的最外层电子数; Z 是第 I A 族元素; W 是同周期非金属性最强的元素。下列说法正确的是 ()

- A. 单质的还原性: $\text{X} > \text{Z}$
- B. 原子半径: $r(\text{X}) < r(\text{Y}) < r(\text{Z}) < r(\text{W})$
- C. Y、Z 组成的化合物中一定含有离子键
- D. W 的氧化物的水化物一定是强酸

11. 下图所示为元素周期表的大致框架。



(1) 在上图所示的元素周期表中画出金属元素与非金属元素的分界线。

(2) 鉴于 NaOH 的存在, 有人建议可把氢元素归到第 VII A 族。但根据氢元素最高正化合价与最低负化合价的绝对值相等, 可把氢元素归到元素周期表中的第 _____ 族。

(3) 现有甲、乙两种元素, 甲元素原子核外 3p 能级上有 5 个电子, 乙元素的焰色反应呈黄色。用元素符号将甲、乙两元素填写在上面元素周期表中的对应位置。其中甲元素位于元素周期表中 _____ 区, 价电子排布式为 _____; 与甲同周期的最不活跃的金属元素是 _____。

12.《华阳国志·南中志·卷四》中就已有关于白铜的记载。云南镍白铜(铜镍合金)闻名中外,曾主要用于造币,亦可用于制作仿银饰品。回答下列问题:

(1)镍元素基态原子的电子排布式为_____,3d能级上的未成对的电子数为_____。

(2)铜元素基态原子的价电子排布式为_____,其能量最高的电子为_____。

(3)元素铜与镍的第二电离能分别为: $I_{Cu}=1\,959\text{ kJ/mol}$, $I_{Ni}=1\,753\text{ kJ/mol}$, $I_{Cu}>I_{Ni}$ 的原因是_____。

拓展创新

13.短周期主族元素A、B、C、D的原子序数依次增大,其中A与C同主族,且二者原子序数之和为B的2倍;B与其他三种元素均不属同周期,且B的简单氢化物可与D的单质在一定条件下发生反应。下列说法不正确的是 ()

- A.简单离子半径: $C<D$
- B.最高价氧化物对应水化物的酸性: $B<D$
- C.A与C两元素形成的化合物为离子化合物
- D.B的简单氢化物与D的单质反应的产物有4种

14.不同元素的原子在分子内吸引电子的能力大小可用一定数值 x 来表示,若 x 越大,其原子吸引电子的能力越强; x 越小,其原子吸引电子的能力越弱或失去电子的能力越强。在所形成的分子中, x 大的成为带负电荷的一方。下面是某些短周期元素的 x 值:

元素	x 值	元素	x 值
Li	0.98	Be	1.57
B	2.04	C	2.55
O	3.44	F	3.98
Na	0.93	Mg	1.20
Al	1.61	P	2.19

S	2.58	Cl	3.16
---	------	----	------

(1)通过分析 x 值的变化规律,确定Si、N的 x 值范围:_____ $<x(\text{Si})<$ _____, _____ $<x(\text{N})<$ _____。

(2)推测 x 值与原子半径的关系:_____。根据短周期元素 x 值的变化特点,体现了元素性质的_____变化规律。

(3)经验规律告诉我们:当成键的两个原子相应元素的 x 值的差值 $\Delta x>1.7$ 时,一般为离子键,当 $\Delta x<1.7$ 时,一般为共价键。试推断 AlCl_3 中化学键的类型:_____。

(4)预测元素周期表中 x 值最小的元素的位置:_____ (放射性元素除外)。

再生新疑

学习了原子结构与元素的性质后,知道元素的性质由原子结构所决定。通过学习必修2知道不同元素及同种元素之间通过化学键可以结合成不同物质,这些物质的性质又如何呢?让我们带着这些问题进入下一章的学习。

实践活动

活动主题:用实验证明Na、Mg、Al随原子序数增加金属性减弱。

活动设计:

1.资料来源

必修1、必修2教材

图书馆——有关图书、杂志

网络——相关Na、Mg、Al的文章

2.实验设计

(1)Na、Mg、Al是活泼金属,设计它们与水的反应,记录实验现象。

(2)Mg、Al与2 mol/L的盐酸反应。

(3)……

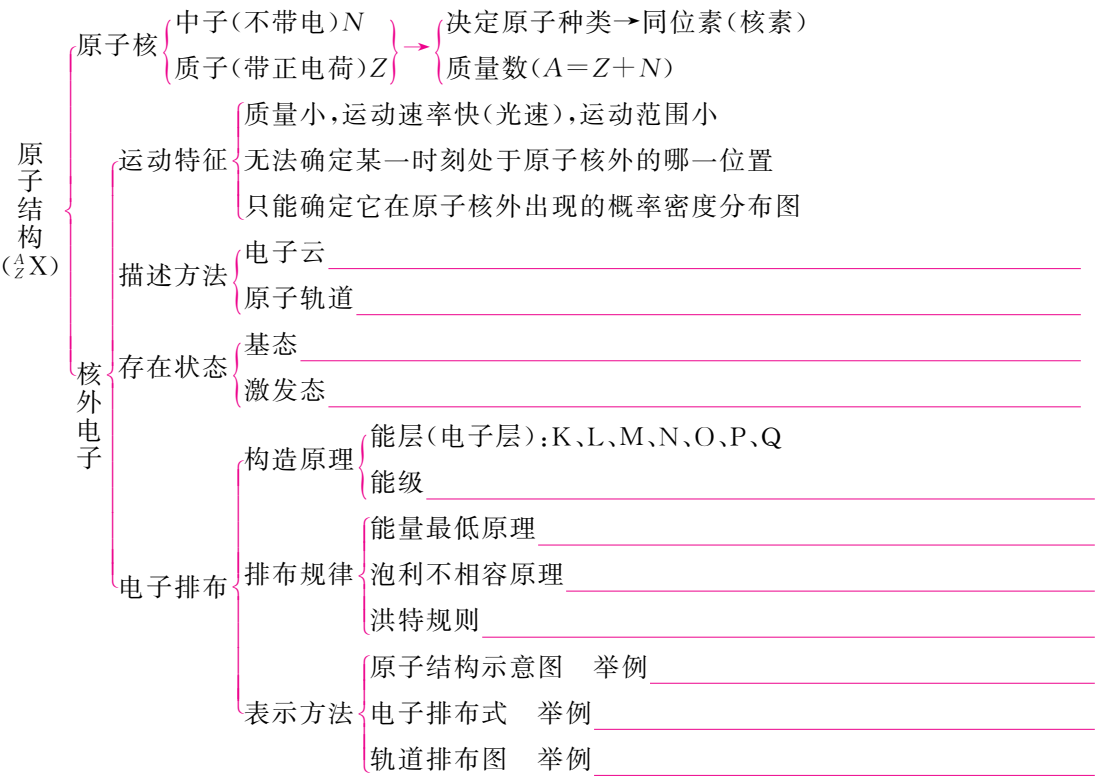
成果展示:

以小组为单位,在全班展示,并写出一篇小论文。

本章学习报告

在本章,同学们学习了能层、能级、构造原理、核外电子排布以及原子半径、第一电离能、电负性等内容。为了更好地学习、理解这些内容,请同学们对所学知识内容进行总结并完成相关知识体系的构建。

一、原子结构



元素周期律

核外电子排布

同周期:最外层电子数周期性地从 1 个递增到 8 个

同主族:最外层电子数

原子半径

同周期:从左到右原子半径 (稀有气体除外)

同主族:从上到下原子半径

第一电离能

同周期:从左到右主族元素呈现增大趋势(注意:不是由小到大)

同主族:从上到下 变化

电负性

同周期:从左到右 变化

同主族:从上到下 变化

三、同周期、同主族元素的递变规律

内容		同周期(左→右)	同主族(上→下)
原子结构	核电荷数	依次增大	按周期元素数目增加
	最外层电子数	逐渐增多	相同
	电子层数	相同	依次递增
	原子半径	逐渐减小	逐渐增大
性质	化合价	周期性变化 $\left\{\begin{array}{l}+1\rightarrow+7\ 0\\-4\rightarrow-1\ 0\end{array}\right.$	基本相同
	第一电离能(注意特殊原子)	逐渐增大	逐渐减小
	电负性	逐渐增大	逐渐减小
	元素的金属性和非金属性	金属性减弱,非金属性增强	非金属性减弱,金属性增强
	单质的氧化性和还原性	还原性减弱,氧化性增强	氧化性减弱,还原性增强
	最高价化合物对应水化物的酸碱性	碱性减弱,酸性增强	酸性减弱,碱性增强
	气态氢化物的稳定性	逐渐增强	逐渐减弱

第一章测试题

一、选择题

1. 对充有氖气的霓虹灯灯管通电,灯管发出红色光。产生这一现象的主要原因是

()

- A. 电子由激发态向基态跃迁时以红光的形式释放能量
- 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. 某元素 X 的逐级电离能(kJ/mol)分别为 740、1 500、7 700、10 500、13 600、18 000、21 700,当它与氯反应时最可能生成的阳离子是

()

- A. X^+
- B. X^{2+}
- C. X^{3+}
- D. X^{4+}

3. 中国科学技术名词审定委员会已确定第 116 号元素 Lv 的名称为鉨。关于 $^{293}_{116}\text{Lv}$ 的叙述错误的是

()

- A. 原子序数为 116
- B. 中子数为 177
- C. 核外电子数为 116
- D. 相对原子质量为 293

4. W、X、Y 和 Z 为原子序数依次增大的四种短周期元素。W 与 X 可生成一种红棕色有刺激性气味的气体;Y 的周期数是族序数的 3 倍;Z 原子最外层的电子数与 W 的电子总数相同。下列叙述正确的是

()

- A. X 与其他三种元素均可形成两种或两种以上的二元化合物
- B. Y 与其他三种元素分别形成的化合物中只含有离子键
- C. 四种元素的简单离子具有相同的电

子层结构

D. W 的氧化物对应的水化物均为强酸

5. 下列说法正确的是 ()

- A. 每一周期元素都是从碱金属开始,以稀有气体结束
- B. f 区都是副族元素,s 区和 p 区都是主族元素
- C. Al 的第一电离能小于 K 的第一电离能
- D. B 的电负性和 Si 的相近

6. 下列关于氢原子电子云图的说法,正确的是

()

- A. 通常用小黑点来表示电子的多少,黑点密度大,电子数目多
- B. 黑点密度大,单位体积内电子出现的机会大
- C. 通常用小黑点来表示电子绕核做高速圆周运动
- D. 电子云图是对运动无规律性的描述

7. 将 O、S、As 三种元素进行比较,下列选项正确的是

()

- A. 电负性: $O > S > \text{As}$,原子半径: $O < S < \text{As}$
- B. 电负性: $O < S < \text{As}$,原子半径: $O < S < \text{As}$
- C. 电负性: $O < S < \text{As}$,原子半径: $O > S > \text{As}$
- D. 电负性: $O > S > \text{As}$,原子半径: $O > S > \text{As}$

8. m、n、p、q 为原子序数依次增大的短周期主族元素。四种原子的最外层电子数之和为 18, n^{3-} 与 p^{2+} 具有相同的电子层结构。下列叙述中错误的是

()

- A. m、n、q 一定是非金属元素
- B. 氢化物的沸点: $q > n > m$

C. 离子半径的大小: $q > n > p$

D. m 与 q 形成的二元化合物一定是共价化合物

9. 下列关于稀有气体元素的描述正确的是 ()

A. 稀有气体元素最外层都是 8 电子稳定结构

B. 稀有气体元素都在 p 区

C. 稀有气体元素都不与任何元素反应

D. 稀有气体元素第一电离能在同周期中最小

10. 当镁原子由 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3p^2$ 时, 以下认识正确的是 ()

A. 此过程中, 镁原子由基态转化成激发态, 这一过程中吸收能量

B. 此过程中, 镁原子由激发态转化成基态, 这一过程中释放能量

C. 转化后位于 p 能级上的两个电子处于同一轨道, 且自旋方向相同

D. 转化后镁原子与硅原子电子层结构相同, 化学性质相似

11. W 、 X 、 Y 、 Z 均为短周期元素且原子序数依次增大, 元素 X 和 Z 同族。盐 YZW 与浓盐酸反应, 有黄绿色气体产生, 此气体同冷烧碱溶液作用, 可得到 YZW 的溶液。下列说法正确的是 ()

A. 原子半径大小: $W < X < Y < Z$

B. X 的氢化物的水溶液的酸性强于 Z 的

C. Y_2W_2 与 ZW_2 均含有非极性共价键

D. 标准状况下 W 的单质状态与 X 的相同

12. 短周期主族元素 X 、 Y 、 Z 、 W 的原子序数依次减小, 其中只有 Z 为金属元素, X 、 Y 、 Z 同属第三周期且位于不同的奇数族, Z 、 W 同主族, Y 、 Z 的原子序数相差 4。下列说法正确的是 ()

A. W 的简单阴离子半径一定大于 Z 的

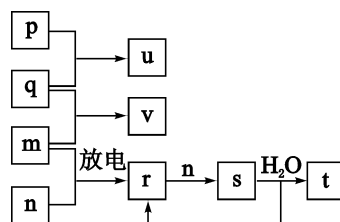
简单阳离子半径

B. 最简单氢化物的稳定性: X 一定强于 Y

C. Y 单质分子电子式一定为 $\text{Y}::\text{Y}$

D. X 、 W 形成化合物的水溶液必须保存在带玻璃塞的细口瓶中

13. 短周期主族元素 X 、 Y 、 Z 、 W 的原子序数依次增大。在如图所示的物质转化关系中, p 、 q 、 m 、 n 分别是元素 W 、 X 、 Y 、 Z 的气体单质, p 和 s 均为有色气体, v 的水溶液呈碱性。常温下, $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} t$ 溶液与 $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} u$ 溶液的 pH 均为 1。下列说法不正确的是 ()



A. Y 、 W 的最高价氧化物对应的水化物均为强酸

B. 元素的非金属性: $Z > Y > X$, 原子半径: $X < Z < Y$

C. v 的电子式可表示为 $\text{X} \overset{\text{X}}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Y}}} \text{X}$

D. s 溶于水的反应中, 氧化剂与还原剂的物质的量之比为 1:2

14. 下列各组元素中, 按原子半径依次减小、元素第一电离能逐渐升高的顺序进行排列的是 ()

A. K 、 Na 、 Li

B. Al 、 Mg 、 Na

C. N 、 O 、 C

D. Cl 、 S 、 P

15. 某原子的 $4d$ 亚层中有一个电子, 其第五电子层中共有的电子数为 ()

A. 0

B. 2

C. 3

D. 8

16. 已知 X 、 Y 是主族元素, I 为电离能, 单位是 kJ/mol 。根据下表所列数据, 下列判

断错误的是

()

元素 \ 电离能	I_1	I_2	I_3	I_4
X	500	4 600	6 900	9 500
Y	500	1 800	2 700	11 600

- A. 元素 X 的常见化合价是 +1 价
 B. 元素 Y 是第 III A 族元素
 C. 元素 X 与氯形成化合物时, 化学式可能是 XCl
 D. 若元素 Y 处于第三周期, 则它可与冷水剧烈反应

17. X、Y、Z、W 是原子序数依次增大的常见短周期元素。X 的某种氢化物能使湿润的红色石蕊试纸变蓝; Y 的一种核素的质量数为 18, 中子数为 10; 在同周期元素中, Z 的简单离子半径最小; W 的单质是良好的半导体材料。下列说法中正确的是 ()

- A. 简单气态氢化物的稳定性: $W > X$
 B. Y 元素的相对原子质量为 18
 C. X_2H_4 的分子中极性键和非极性键的数目比为 4:1
 D. 电解 Z 的熔融氯化物可以冶炼单质 Z

18. X、Y 为短周期元素, X 位于第 I A 族, X 与 Y 可形成化合物 X_2Y 。下列说法正确的是 ()

- A. X 的原子半径一定大于 Y 的原子半径
 B. X 与 Y 的简单离子不可能具有相同的电子层结构
 C. 两元素形成的化合物中, 原子个数比不可能为 1:1
 D. X_2Y 可能是离子化合物, 也可能是共价化合物

19. 下列选项中, 不能作为判断硫、氯两种元素非金属性强弱的依据是 ()

- A. 单质氧化性的强弱
 B. 单质沸点的高低

C. 单质与氢气化合的难易

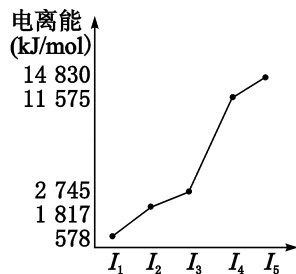
D. 最高价氧化物对应的水化物酸性的强弱

20. W、X、Y、Z 四种短周期元素在元素周期表中的相应位置如图所示, 且四种元素的原子最外层电子数之和为 24。下列说法错误的是 ()

W	X	
	Y	Z

- A. 单核阴离子的还原性 Y 强于 X
 B. W 的气态氢化物与其最高价含氧酸反应生成离子化合物
 C. X、Y、Z 最简单氢化物中稳定性最弱的是 Y
 D. 在元素周期表中, 118 号元素与 Z 位于同一主族

21. 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 可能为非金属元素
 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+}

二、非选择题

22. 在 1~18 号元素中, 除稀有气体外:

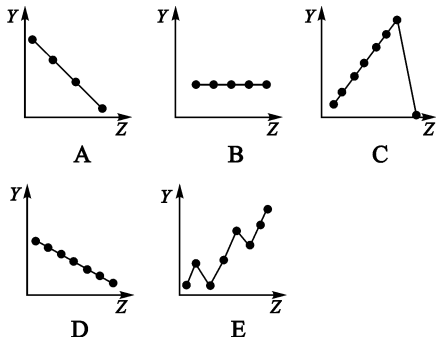
- (1) 原子半径最大的元素是 _____。
 (2) 原子半径最小的元素是 _____。
 (3) 最外层电子数是 7 的元素是 _____。
 (4) 单质氧化性最强的是 _____。
 (5) 单质还原性最强的是 _____。

(6)最高价氧化物对应的水化物酸性最强的是_____。

23. 甲元素是第三周期 p 区元素,其最低化合价为-1 价;乙元素是第四周期 d 区元素,其最高化合价为+4 价。填写下表:

元素	价层 电子构型	周期	族	金属或 非金属	电 负 性 相对高低
甲					
乙					

24. 下图中的曲线分别表示元素的某种性质与核电荷数的关系(Z 为核电荷数, Y 为元素的有关性质):



把与元素有关性质相符的曲线的字母序号填入相应的括号中:

- (1)第ⅡA 族元素原子的价电子数()。
- (2)第三周期元素的最高正化合价()。
- (3) F^- 、 Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 四种离子的离子半径()。
- (4)第二周期元素的原子半径(不包括稀有气体)()。
- (5)第二周期元素的第一电离能()。

25. 不同元素的原子在分子内吸引电子的能力大小可用一定数值 x 来表示,若 x 越大,其原子吸引电子的能力越强; x 越小,其原子吸引电子的能力越弱或失去电子的能力越强。在所形成的分子中 x 大的成为显负

价的一方。下表是某些短周期元素的 x 值:

元素	Li	Be	B	C	O	F
x 值	0.98	1.57	2.04	2.55	3.44	3.98
元素	Na	Al	Si	P	S	Cl
x 值	0.93	1.61	1.90	2.19	2.58	3.16

(1)通过分析 x 值的变化规律,确定 N、Mg 的 x 值范围:_____ $< x(Mg) <$ _____, _____ $< x(N) <$ _____。

(2)推测 x 值与原子半径的关系:_____。

(3)某有机化合物的结构简式为 $C_6H_5-S-NH_2$,在 S—N 键中,你认为共用电子对偏向_____ (填原子名称)。

(4)经验规律告诉我们:当成键的两原子相应元素的差值 $\Delta x > 1.7$ 时,一般为离子键,当 $\Delta x < 1.7$ 时,一般为共价键,试推断 $AlBr_3$ 中化学键类型是_____。

(5)预测元素周期表中 x 值最小的元素的位置:_____ (放射性元素除外)。

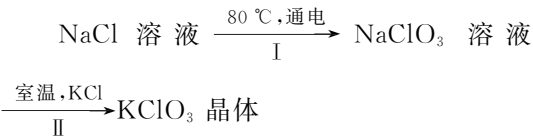
26. 元素周期表中第ⅦA 族元素的单质及其化合物的用途广泛。

(1)与氯元素同族的短周期元素的原子结构示意图为_____。

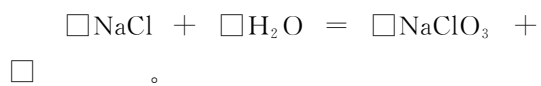
(2)能作为氯、溴、碘元素非金属性(原子得电子能力)递变规律的判断依据是_____ (填字母序号)。

- A. Cl_2 、 Br_2 、 I_2 的熔点
- B. Cl_2 、 Br_2 、 I_2 的氧化性
- C. HCl 、 HBr 、 HI 的热稳定性
- D. HCl 、 HBr 、 HI 的酸性

(3)工业上,通过如下转化可制得 $KClO_3$ 晶体:

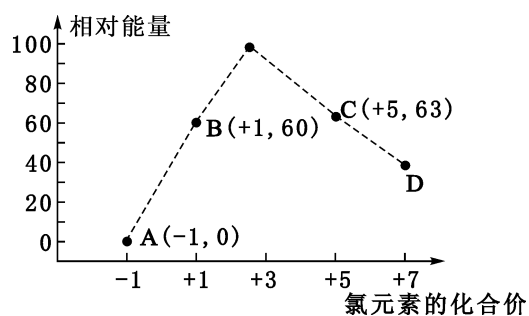


①完成 I 中反应的总化学方程式：



② II 中转化的基本反应类型是 _____，该反应过程能析出 KClO_3 晶体而无其他晶体析出的原因是 _____。

(4)一定条件，在水溶液中 1 mol Cl^- 、 $\text{ClO}_x^- (x=1,2,3,4)$ 的能量(kJ)相对大小如图所示。



①D 是 _____ (填离子符号)。

②反应 $\text{B} \rightarrow \text{A} + \text{C}$ 的热化学方程式为 _____ (用离子符号表示)。

第二章 分子结构与性质

本章学习导航

解析学习目标,体现学科思想和学习方法

学习目标、内容及解析

本章位于全书的第二部分,比较系统地介绍了分子的结构和性质,内容比较丰富,也比较抽象。首先,在第一章原子核外电子排布知识的基础上,介绍了共价键的主要类型—— σ 键和 π 键及键参数;接着,介绍了根据价层电子对互斥模型判断分子的立体结构的方法和如何利用杂化轨道理论解释分子复杂的立体结构,并简要介绍了配合物的成键情况;最后,介绍了分子的极性、分子间作用力、氢键的概念及其对物质性质的影响,并从结构的角度说明了“相似相溶”规则、无机含氧酸分子的酸性等。

下面我们以课程标准为依据,对本章的学习目标和内容进行具体阐述。

内容标准	学习要求
1. 知道共价键的主要类型为 σ 键和 π 键,能用键能、键长、键角等说明简单分子的某些性质。	1.1 了解共价键的主要类型 σ 键和 π 键的特点和成键规律,并能分析典型共价化合物中的成键情况。认识并利用键能、键长、键角等键参数说明分子的某些性质。
2. 结合实例说明“等电子原理”的应用。	2.1 了解等电子原理,并能结合实例说明等电子原理的应用。
3. 认识共价分子结构的多样性和复杂性,能根据有关理论判断简单分子或离子的构型,能说明简单配合物的成键情况。	3.1 认识共价分子的多样性和复杂性,能用价层电子对互斥(VSEPR)模型预测简单分子或离子的立体结构。 3.2 了解杂化轨道理论的要点,能根据杂化轨道理论判断简单分子或离子的构型。 3.3 了解配位键、配位化合物的概念,掌握配位键、配位化合物的表示方法。能说明简单配合物的成键情况。
4. 结合实例说明化学键和分子间作用力的区别。举例说明分子间作用力对物质的状态等方面的影响。	4.1 了解极性共价键和非极性共价键;能结合常见物质的分子立体结构,判断极性分子和非极性分子。 4.2 了解范德华力,能举例说明化学键和范德华力的区别,能举例说明分子间作用力对物质的状态等方面的影响。

续表

内容标准	学习要求
5. 列举含有氢键的物质,知道氢键的存在对物质性质的影响。	5.1 了解氢键,能列举含有氢键的物质,知道氢键对物质性质的影响。 5.2 知道“相似相溶”规则,能运用其解释实际问题。 5.3 能运用分子结构的知识解释无机含氧酸分子的酸性。
6. 了解手性分子在生命科学等方面的应用。	6.1 了解手性分子在生命科学等方面的应用。

学法指导

本章包括三节内容,比较系统地介绍了分子的结构与性质。通过本章的学习要求学生能够在分子水平上,从分子结构的视角认识物质的性质,进一步形成有关物质结构的基本观念。

对于本章内容的学习,应该注意以下几点:

1. 本章很多知识的学习都需要以第一章基态原子的核外电子(尤其是价电子)排布为基础,例如,共价键的形成、VSEPR 理论和杂化轨道理论,所以要熟悉常见原子的基态价电子排布。
2. 重视模型的作用。本章很多知识涉及分子的立体构型,使用模型可以帮助大家记忆、理解分子的立体构型。
3. 在学习分子的成键方式和立体构型时,要注意掌握典型物质的共价键构成及立体构型,以点带面地学习。不要随意扩大学习的范围,以免增加自己的负担。
4. 对于 VSEPR 理论、杂化轨道理论、配位键理论的学习要把握重点,不要随意增加难度,要充分理解课标和教材的要求。
5. 在利用结构知识解释物质的性质时,要联系实际,学以致用。

第一节 共价键

板块一 创设问题 引领目标

问题呈现

在必修1和必修2的学习中我们学习了很多物质及其化学性质,也产生了不少疑问。例如,为什么没有 H_3 、 H_2Cl 和 Cl_3 分子?为什么 C_2H_4 性质活泼,而 N_2 很稳定?为什么紫外线会对人体皮肤造成伤害?让我们带着这些问题进入本节课的学习。

材料链接

1. 使_____或_____相结合的作用力称为化学键。化学键包括_____和_____等。

_____称为离子键。
由离子键构成的化合物叫做_____,
例如:_____ (列举3例)。
用电子式表示 MgCl_2 的形成过程:_____。

_____叫做共价键。试写出以下单质和化合物的电子式:
 H_2 _____, N_2 _____, HCl _____,
 H_2O _____, CO_2 _____。

2. 电子在原子核外空间做高速运动,没有固定的_____。因此,人们用_____模型来描述其运动。电子云的轮廓图称为_____。不同能级的原子轨道形状不同,s能级的原子轨道是_____的,p能级的原子轨道是_____的。

3. 构造原理和能量最低原理:原子的电子排布遵循_____,能使整个原子的能量处于最低状态,简称_____。处于最低能量的原子叫做_____。1个原子轨道里最多只能容纳_____,而且_____,称作泡利原理。洪特规则指当电子排布在同一能级的不同轨道时,总是_____。按照构造原理写出下列基态原子的价电子排布式: H _____,

C _____, N _____, O _____, Cl _____。

4. 同周期元素从左到右,电负性_____;同主族元素从上到下,电负性_____。金属的电负性一般_____,非金属的电负性一般_____,电负性在_____的元素既有金属性,又有非金属性。

5. 紫外线及其危害可以通过互联网进行查询。

第一学时

板块二 自学思疑 初探问题

问题一

共价键是如何形成的?其本质是什么?
从成键原子来看,共价键有哪些类型?从成键方式来看,共价键有哪些类型?

教材导读

1. 共价键的形成、本质和分类

(1) 概念:原子之间通过_____所形成的相互作用,叫做共价键。

(2) 成键的条件:①形成共价键的原子的电负性_____;

②成键原子一般有未成对电子。

(3) 共价键的本质(成键原因):自旋方向相反的两个电子形成共用电子对(发生电子云重叠),使电子云密集于两原子核之间,降低了两核间正电荷的排斥,增强了两核对电子云密集区域的吸引,使得体系能量降低。

(4) 根据成键原子的不同,共价键分为极性共价键和非极性共价键,电负性不同的原子形成_____,同种非金属元素的原子形成_____。

(5)根据成键时两原子电子云的重叠方式不同,共价键分为_____和_____。



问题二

σ 键是如何形成的?它有什么特点?

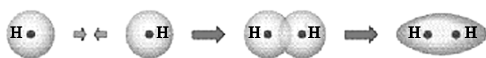
教材导读

2. σ 键的形成

根据成键轨道的不同,常见的 σ 键有3种: $s-s$ σ 键、 $s-p$ σ 键、 $p-p$ σ 键。

(1) H_2 中 $s-s$ σ 键的形成

H 原子的价电子排布图为 $\boxed{\uparrow\downarrow}^{1s}$,即在 H 原子的 $1s$ 原子轨道上有_____的电子,两个 H 原子靠近时,两个_____相互重叠,两个未成对的 $1s$ 电子形成共用电子对,形成_____ σ 键(如下图)。



相互靠拢 电子云相互重叠 形成 $s-s$ σ 键

(2) HCl 中 $s-p$ σ 键的形成

H 原子的价电子排布图为 $\boxed{\uparrow\downarrow}^{1s}$,Cl 原子的价电子排布图为 $\boxed{\uparrow\downarrow}^{3s} \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow}^{3p}$,Cl 原子的一个_____原子轨道上有 1 个未成对电子,当 H 原子和 Cl 原子相互靠近时,H 原子的_____原子轨道和 Cl 原子的含有 1 个未成对电子的_____原子轨道相互重叠,形成_____ σ 键(如下图)。



(3) Cl_2 中 $p-p$ σ 键的形成

Cl 原子的价电子排布图为 $\boxed{\uparrow\downarrow}^{3s} \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow}^{3p}$,当两个 Cl 原子相互靠近时,两个 Cl 原子的含有未成对电子的 $3p$ 原子轨道相互重叠,形成_____ σ 键(如下图)。



(4) σ 键的特点——轴对称

不论哪种 σ 键都是两个原子中的原子轨道_____重叠而成,这样形成的共价键可以_____为轴旋转,电子云图形不改变, σ 键不会遭到破坏,这种特征称为_____。



问题三

σ 键是“头碰头”形成的,那 π 键是如何形成的?它有什么特点?

教材导读

3. π 键的形成

(1)_____电子和_____电子能形成 π 键。如下图所示:



相互靠拢 电子云重叠 形成 $p-p$ π 键

(2) π 键的特点——镜像对称

如上图,两个原子中互相平行的 p 电子云_____重叠形成 π 键,每个 π 键的电子云由两块组成,分别位于两原子核构成平面的_____,如果以它们之间包含原子核的平面为镜面,它们_____,这种特征称为镜像对称。



问题四

含有 σ 键和 π 键的分子,性质有什么不同?

教材导读

4. σ 键形成时,电子云重叠程度大; π 键形成时,电子云重叠程度小。两种键的稳定性有差异, σ 键的强度较大。因此 π 键不如 σ 键牢固,比较容易断裂。因而含有 π 键的化合物与只有 σ 键的化合物的化学性质不同。例如,乙烯和乙烷性质不同。

自主测评

1. 下列共价键中,属于非极性键的是 ()

- A. C—H B. C—Cl
C. C=O D. N≡N

2. 下列物质的分子中既有σ键又有π键的是 ()

- ① HCl ② H₂O ③ N₂ ④ H₂O₂
⑤ C₂H₄ ⑥ C₂H₂
A. ①②③ B. ③④⑤⑥
C. ①③⑥ D. ③⑤⑥

3. 下列分子中的σ键是由一个原子的p轨道和另一个原子的p轨道重叠构建而成的是 ()

- A. H₂ B. HCl
C. H₂O D. F₂



板块三 合作互助 共析问题



问题五

为什么σ键是“头碰头”重叠形成,π键是“肩并肩”重叠形成?

指导要求.....

根据共价键的成键特点,思考为什么σ键是“头碰头”重叠形成,π键是“肩并肩”重叠形成。



问题六

N₂分子中的N≡N是σ键还是π键?

指导要求.....

请根据N原子的核外电子在原子轨道上的分布情况,结合σ键和π键的成键特点,分组讨论N≡N是如何形成的。



问题七

如何判断一个分子中共价键的类型?

指导要求.....

下表是对C₂H₆、C₂H₄、C₂H₂分子中共价键情况的分析,请在完成相关内容的基础上,分小组讨论:如何判断分子中共价键的类型?

分子	结构式	包含的共价键	共价键的类别
C ₂ H ₆		___个碳氢键, ___个碳碳单键	全是σ键
C ₂ H ₄		___个碳氢键 ___个碳碳双键	1个是σ键, 另1个是π键
C ₂ H ₂			

判断分子中共价键类型的方法:



问题八

根据共价键的共用电子对理论来分析:为什么共价键具有饱和性?

指导要求.....

根据共价键的共用电子对理论,不可能有H₃、H₂Cl和Cl₃分子,这表明共价键具有饱和性。请分组讨论:H₂、HCl、Cl₂分子中的成键情况,并根据共价键的共用电子对理论,解释为什么不可能有H₃、H₂Cl和Cl₃分子,并在此基础上理解什么是共价键的饱和性。



问题九

通常我们认为氧分子的结构应当是O—O,这样氧分子中的电子都完全配对。可氧分子的顺磁性实验证明:氧分子中存在未成

对电子。这是为什么呢？试通过分析氧分子的成键情况进行解释。

指导要求.....

根据共价键的成键规律进行分析。(提示:1个 π 键中可以含有3个电子)



板块四 展示交流 探究问题

展题设计

※展题1 下列八种物质:

①CH₄ ②CH₃CH₂OH ③N₂ ④HCl ⑤CO₂ ⑥CH₃CH₃ ⑦C₂H₄ ⑧F₂

按要求回答下列问题(填序号):

(1)只有 σ 键的有_____ ;既有 σ 键又有 π 键的有_____。

(2)只含有极性键的化合物有_____ ;既含有极性键,又含有非极性键的化合物有_____。

(3)含有双键的有_____。

思路点拨:写出八种物质的结构式,其中单键都是 σ 键,双键为一个 σ 键、一个 π 键,由此推断解答。

※展题2 下列关于化学键的说法,正确的是 ()

①化学键存在于原子之间,也存在于分子之间;

②两个非金属原子之间不能形成离子键;

③金属元素和非金属元素相化合时一定形成离子键;

④不同元素组成的多原子分子里的化学键一定是极性键;

⑤离子键和极性键只存在于化合物中;

⑥非金属元素间不可能形成离子化合物;

⑦共价化合物中含共价键,离子化合物中可能含有共价键。

A. 全部 B. ②③④⑤⑥⑦

C. ②⑤⑦ D. ②⑤⑥⑦

思路点拨:对于上述概念性问题的判断,关键是准确掌握概念和了解一些典型例子,可通过对下列物质中化学键类型的分析解答本题,NaCl、AlCl₃、H₂O₂、NH₄Cl。

归纳总结

本学时重点学习了共价键的本质和类型,我们还学习过离子键。请通过下表来进行总结。

物质中化学键的存在	举 例
只含离子键的化合物	
只含极性共价键的化合物	
只含非极性共价键的单质	
既含极性共价键,又含非极性共价键的化合物	
只含 σ 键的物质	
既含 σ 键,又含 π 键的物质	
既有离子键,又有共价键的化合物	



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

1. 下列不属于共价键成键因素的是 ()

A. 共用电子对在两原子核之间高概率出现

B. 共用的电子必须配对

C. 成键后体系能量降低, 趋于稳定

D. 两原子核体积大小要适中

2. X、Y、Z、W 四种元素原子的电负性数值如下:

元素	X	Y	Z	W
电负性	2.5	3.5	1.2	2.4

你认为上述四种元素中, 最容易形成共价键的是 ()

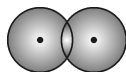
A. X 与 Y

B. X 与 W

C. Y 与 Z

D. Y 与 W

3. 下图是氢原子的电子云重叠示意图。以下说法中错误的是 ()



A. 图中电子云重叠意味着电子在核间出现的概率增大

B. 氢原子核外的 s 轨道重叠形成共价键

C. 氢原子的核外电子呈云雾状, 在两核间分布得浓一些, 将两核吸引

D. 氢原子之间形成的是 s-s σ 键

4. 在氯化氢分子中, 形成共价键的原子轨道是 ()

A. 氯原子的 2p 轨道和氢原子的 1s 轨道

B. 氯原子的 2p 轨道和氢原子的 2p 轨道

C. 氯原子的 3p 轨道和氢原子的 1s 轨道

D. 氯原子的 3p 轨道和氢原子的 3p 轨道

5. 关于 σ 键和 π 键的比较, 下列说法不正确的是 ()

A. σ 键是轴对称的, π 键是镜像对称的

B. σ 键是“头碰头”式重叠, π 键是“肩并肩”式重叠

C. σ 键不能断裂, π 键容易断裂

D. H 原子只能形成 σ 键, O 原子可以形成 σ 键和 π 键

6. 共价键是具有饱和性和方向性的, 下列关于共价键这两个特征的叙述中, 不正确的是 ()

A. 共价键的饱和性是由成键原子的未成对电子数决定的

B. 共价键的方向性是由成键原子的轨道的方向性决定的

C. 共价键的方向性决定了分子的立体构型

D. 共价键的饱和性与原子轨道的重叠程度有关

7. 下列物质的分子中, 既有 σ 键又有 π 键的是 ()

A. C_2H_6

B. $HClO$

C. CH_4

D. CO_2

8. 下列有关 σ 键和 π 键的说法错误的是 ()

A. 含有 π 键的分子在反应时, π 键是化学反应的积极参与者

B. 当原子形成分子时, 首先形成 σ 键, 可能形成 π 键

C. 有些原子在与其他原子形成分子时只能形成 σ 键, 不能形成 π 键

D. 在分子中, 化学键可能只有 π 键而没有 σ 键

9. 下列说法中正确的是 ()

A. 乙烷分子中, 既有 σ 键, 又有 π 键

B. σ 键是镜面对称的, 而 π 键是轴对称的

C. 所有的分子中都含有 σ 键

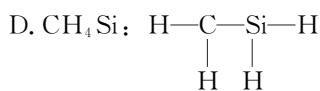
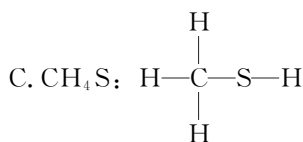
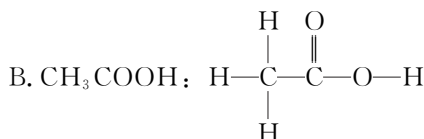
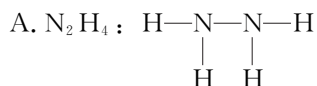
D. 有些原子在与其他原子形成分子时, 只能形成 σ 键, 不能形成 π 键

10. 有以下物质: ① HF 、② Cl_2 、③ H_2O 、④ N_2 、⑤ C_2H_4 、⑥ C_2H_6 、⑦ H_2 、⑧ H_2O_2 、⑨ HCN ($H-C\equiv N$), 只含有极性键的是 _____ (填序号, 下同); 只含有非极性键的是 _____; 既有极性键又有非极性键的是 _____; 只有 σ 键的是 _____

____;既有 σ 键又有 π 键的是____;含有由两个原子的 s 轨道重叠形成的 σ 键的是____。

能力测控

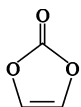
11. 下列分子的结构式与共价键的饱和性不相符的是 ()



12. 下列各组是给定原子序数的元素,能形成原子数之比为 1:1,且分子中含 π 键的稳定化合物的是 ()

- A. 3 和 17 B. 1 和 8
C. 1 和 6 D. 7 和 12

13. 碳酸亚乙酯是锂离子电池低温电解液的重要添加剂,其结构如下图。下列有关该物质的说法正确的是 ()



- A. 分子式为 $\text{C}_3\text{H}_2\text{O}_3$
B. 分子中含 6 个 σ 键
C. 分子中只有极性键
D. 8.6 g 该物质完全燃烧得到 6.72 L CO_2

14. 有三种物质 AC_2 、 B_2C_2 、 AD_4 ,在常温下分别为气体、固体和液体。元素 A 的最高正价和最低负价的绝对值相等;元素 B 的单质能在 C 的气态单质中剧烈燃烧,火焰呈黄

色,并生成淡黄色固体 B_2C_2 ;元素 D 的负一价阴离子电子层结构与氩原子相同。则:

(1) A、B、C、D 的元素名称分别为_____、_____、_____、_____。

(2) AD_4 分子中含有的 σ 键类型为_____ (填“s-s”“s-p”或“p-p”)键。

(3) D 的负一价阴离子的电子排布式为_____; B_2C_2 属_____ (填“离子”或“共价”)化合物。

15. 现有四种短周期元素 A、B、C、D,已知:①C、D 在同一周期,A、B 在同一主族;②它们可以组成化合物 A_2C 、 B_2C_2 、 DC_2 、 D_2A_4 等;③B 的阳离子与 C 的阴离子的核外电子排布相同;④ B_2C_2 同 A_2C 或 DC_2 反应都生成气体 C_2 ,B 与 A_2C 反应生成气体 A_2 , A_2 与气体 C_2 按体积比 2:1 混合后点燃发生爆炸,其产物是一种常温下常见的无色无味的液体。请回答:

(1) 写出元素符号: A _____、B _____、C _____、D _____。

(2) 在 A_2C 、 B_2C_2 、 DC_2 和 D_2A_4 中,同时含有离子键和非极性共价键的化合物的电子式为_____;按原子轨道重叠方式,其非极性键的类型是_____。化合物 DC_2 的结构式为_____。

(3) A_2C 分子电子式为_____,按原子轨道重叠方式,其共价键的类型是_____。 D_2A_4 是平面形分子,其分子中含有_____个 σ 键,_____个 π 键。

(4) 写出化学方程式或离子方程式。

B_2C_2 与 A_2C 反应的化学方程式:_____;

B_2C_2 与 DC_2 反应的化学方程式:_____;

B 与 A_2C 反应的离子方程式:_____。

拓展创新

16. 有 A、B、C、D、E 五种元素, 已知:

①它们位于三个不同的短周期, 核电荷数依次增大。

②E 元素的电离能数据见下表($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$):

I_1	I_2	I_3	I_4	...
496	4 562	6 912	9 540	...

③A、E 分别都能与 D 按原子个数比 1:1 或 2:1 形成化合物。

④B、C 分别都能与 D 按原子个数比 1:1 或 1:2 形成化合物。

(1) 写出只含有 A、B、D、E 四种元素的两种无水盐的化学式: _____、_____。

(2) B_2A_2 分子中存在 _____ 个 σ 键, _____ 个 π 键。

(3) 写出③中按原子个数比为 1:1 形成的化合物的电子式: _____。

(4) 写出④中按原子个数比为 1:2 形成的化合物的化学式: _____。

再生新疑

本学时重点学习了共价键的本质和类型, 简单的分子我们可以根据其成键原子的核外电子排布特点分析其共价键类型, 如果是复杂分子, 又该如何判断其共价键类型呢? 我们还可以如何描述一个共价键? 下一学时将主要学习这些内容。

第二学时

板块二 自学思疑 初探问题

问题一

共价键有哪些键参数, 分别是什么? 它们

如何影响共价键的性质?

教材导读

1. 键参数

共价键的三个键参数是 _____、_____、_____。

(1) 键能与键长

键能: 气态基态原子形成 _____ 化学键释放的 _____, 单位是 _____。

键长: 形成共价键的 _____。

键能和键长对共价键稳定性的影响: 键长越短, 往往键能 _____, 表明共价键 _____, 由该键组成的分子也就越稳定。例如, 键长: $\text{F}-\text{H} < \text{Cl}-\text{H} < \text{Br}-\text{H} < \text{I}-\text{H}$, 键能: $\text{F}-\text{H} > \text{Cl}-\text{H} > \text{Br}-\text{H} > \text{I}-\text{H}$, 所以稳定性: $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$ 。

(2) 键角: 在原子数超过 2 个的分子中, _____ 称为键角。键角决定了分子的空间构型, 表明 _____。例如, CO_2 分子中两个 $\text{C}=\text{O}$ 键的键角是 _____, CO_2 是 _____ 分子; H_2O 分子中, $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ 的键角为 _____, H_2O 是 _____ 分子。

问题二

什么是等电子原理、等电子体? 应用等电子原理可以解决哪些问题?

教材导读

2. 等电子体和等电子原理

(1) 等电子原理: _____ 相同、_____ 相同的分子或离子具有 _____ 特征, 它们的许多性质相似。满足等电子原理的分子或离子称为等电子体。

注意:

①原子总数和价电子总数都要相同, 缺

一不可；

②价电子指原子的外层电子。

对于主族元素，价电子就是原子的_____；

对于过渡元素，价电子除了最外层电子，还包括一些次外层电子，也可能包括倒数第三层电子。例如，21~30号元素原子的价电子是其_____电子，Mn原子的价电子排布为_____。

(2)等电子原理的应用

等电子体具有相似的化学键特征和空间构型，许多性质是相似的，所以可以利用等电子体来预测分子的化学键类型、空间构型和性质。例如，CO和N₂是等电子体，二者的化学键类型和空间构型相似，所以1个CO分子中含有1个σ键，2个π键。

下表列出了常见的等电子体：

类型	实例	化学键特征	空间构型
2原子、10价电子	N ₂ 、CO、C ₂ ²⁻ 、CN ⁻	1个σ键和2个π键	直线形
3原子、16价电子	CO ₂ 、CS ₂ 、N ₂ O、N ₃ ⁻	2个σ键和2个π键	直线形
3原子、18价电子	NO ₂ ⁻ 、O ₃ 、SO ₂	2个σ键和1个π键	V形
4原子、24价电子	NO ₃ ⁻ 、CO ₃ ²⁻ 、SO ₃	3个σ键和1个π键	平面三角形
5原子、32价电子	CCl ₄ 、SO ₄ ²⁻ 、PO ₄ ³⁻	4个σ键	正四面体

注意：并不是所有的等电子体都遵循等电子原理。例如，SiO₃²⁻和CO₃²⁻的化学键特征、空间构型和性质并不相似。所以应用等电子体判断分子构型和成键情况时要注意实际情况。

自主测评

1. 下列共价键中，键长最短的是（ ）
- A. H—F B. H—I
- C. H—Cl D. H—Br

2. 关于键长、键能和键角，下列说法不正确的是（ ）
- A. 键角是描述分子立体结构的重要参数
- B. 键长的大小与成键原子的半径和成键数目有关
- C. 键能越大，键长越长，共价化合物越稳定
- D. 键角的大小与键长、键能的大小无关
3. 与NH₄⁺互为等电子体的分子是（ ）
- A. H₃O⁺ B. OH⁻
- C. NH₃ D. CH₄

4. 通过实验测得不同物质中氧氧键的键长和键能数据如下表。其中X、Y的数据尚未测定，但可根据规律推导键能的大小顺序为W>Z>Y>X，则该规律是（ ）

数据	氧氧键			
	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

- A. 成键时电子数越多，键能越大
- B. 键长越长，键能越小
- C. 微粒所带电荷数越多，键能越大
- D. 成键时电子对越偏移，键能越大

板块三 合作互助 共析问题

问题三

共价键越长，相应的键能越小，越易发生断裂。键能、键长的大小与化学反应的难易有什么联系？

指导要求.....

下表是一些键能的数据：

键	键能 / (kJ/mol)	键	键能 / (kJ/mol)	键	键能 / (kJ/mol)
H—H	436.0	F—F	157	Cl—Cl	242.7
Br—Br	193.7	N≡N	946	O=O	497.3
H—F	568	H—Cl	431.8	H—Br	366
N—H	390.8	O—H	462.8		

利用上表键能数据,小组进行讨论: N_2 、 O_2 、 F_2 跟 H_2 反应,哪个更容易? Cl_2 、 Br_2 跟 H_2 反应,哪个更容易? 为什么?

小组讨论: _____

问题四

从教材“某些共价键的键能”中我们可以发现: N—N 、 N=N 、 N≡N 的键能之比为 1.00 : 2.17 : 4.90,而 C—C 、 C=C 、 C≡C 的键能之比为 1.00 : 1.77 : 2.34。通过这些数据你能发现什么呢? 如何用这些数据解释氮气不容易发生加成反应而乙烯和乙炔容易发生加成反应呢?

指导要求 _____

请结合共价键的构成情况进行分析。
小组讨论: _____

板块四 展示交流 探究问题

展题设计

展题 1 根据等电子原理,解答以下问题。

(1)仅由第二周期元素组成的共价分子中,互为等电子体的是 _____ 和 _____; _____ 和 _____。

(2)在短周期元素组成的物质中,与 NO_2^- 互为等电子体的分子有 _____、_____。

(3) CNS^- 、 NO_2^+ 的价电子总数为 _____,它们的空间构型为 _____。

思路点拨:找等电子体有两种思路:(1)由同周期的前后元素代替,如 CO 和 N_2 , CO_2 和 N_2O ;有时需要改变微粒的电性,如 CO_2 与 NO_2^+ 。(2)找同主族元素代替,如 O_3 和 SO_2 。

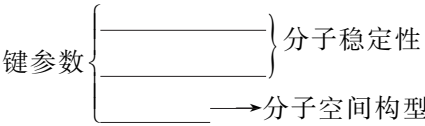
展题 2 下列说法正确的是 ()

- 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 的键能为 $431.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, H—Br 的键能为 $366 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$,这可以说明 HCl 分子比 HBr 分子稳定

思路点拨:解题的关键是了解键长、键能与分子性质之间的关系。

归纳总结

本学时主要学习了共价键的三个参数和等电子原理。请总结键参数与分子性质的关系。



板块五 应用演练 再生新疑

基础反思

1. 反映共价键强弱的物理量是 ()

A. 键能

B. 键能、键长

C. 键能、键长、键角

D. 键长、键角

2. 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 1 个 N—H 键所放出的能量

3. 下列说法错误的是 ()

A. 共价键的键能越小, 该物质越容易参加化学反应

B. 成键原子间原子轨道的重叠程度越大, 共价键越牢固

C. 对双原子分子来讲, 键能越大, 含有该键的分子越稳定

D. 键长越长, 化学键越牢固, 分子越稳定

4. 根据等电子体原理, 下列各组分子或离子的空间构型不相似的是 ()

A. NH_4^+ 和 CH_4 B. H_3O^+ 和 NH_3 C. NO_3^- 和 CO_3^{2-} D. CO_2 和 H_2O 5. 原子数相同、价电子总数相同的粒子, 互称为等电子体。硼元素可形成三个等电子体阴离子: BO_2^- 、 BC_2^{2-} 和 BN_2^- , 则 m, n 的值分别为 ()

A. 5, 3

B. 2, 4

C. 3, 1

D. 1, 2

6. 已知 N—N、N=N、N≡N 的键能之比为 1.00 : 2.17 : 4.90, 而 C—C、C=C、C≡C 的键能之比为 1.00 : 1.77 : 2.34。下列有关叙述不正确的是 ()

A. 乙烯分子中 σ 键、 π 键的电子云形状

的对称性不同

B. 乙炔分子中 π 键重叠程度比 σ 键小, 易发生加成反应

C. 氮分子中的 N≡N 键非常牢固, 不易发生加成反应

D. 氮气和乙炔都易在空气中点燃燃烧

7. 对比以下几个反应式:

 $\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2 \quad \Delta H_1 = -247 \text{ kJ/mol};$ $\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{O}_2 \quad \Delta H_2 = -493 \text{ kJ/mol};$ $\text{N} + \text{N} \rightarrow \text{N}_2 \quad \Delta H_3 = -946 \text{ kJ/mol}.$

可以得出的结论是 ()

A. 在常温下, 氮气比氧气和氯气稳定

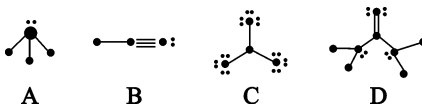
B. 在常温下, 氮、氧和氯的单质为气体

C. 氮、氧和氯都是双原子分子

D. 氮气、氧气和氯气的密度不同

8. $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ 与 C_6H_6 是等电子体, 则下列说法不正确的是 ()A. $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ 能发生加成反应和取代反应B. $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ 具有碱性C. $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ 各原子在同一平面内D. $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ 不能使酸性高锰酸钾溶液褪色

能力测控

9. 下列所示物质结构图中, “•”代表原子序数从 1 到 10 的元素的原子实(原子实是原子除去最外层电子后剩余的部分), 小黑点代表未用于形成共价键的最外层电子, 短线代表价键, 如 $\text{F}_2 : \ddot{\text{F}} : \ddot{\text{F}} :$ 。

(1) 根据图中表示的结构特点, 分别写出分子的化学式:

A: _____;

B: _____;

C: _____;

D: _____。

(2) A~D 中, 含 π 键的是 _____, A 中共价键的键角为 _____, D 的化学键中键长最短的是 _____ 键。

10. “笑气”(N₂O) 是人类最早应用于医疗的麻醉剂之一。N₂O 分子与 CO₂ 分子互为 _____。根据等电子原理, 两分子具有相似的结构(包括电子式)。又知 N₂O 分子中氧原子只与一个氮原子相连, 则 N₂O 的电子式可表示为 _____, 由此可知它 _____ (填“含有”或“不含”) 非极性键, 它的分子构型为 _____。

11. 已知下表中的数据是破坏 1 mol 物质中的化学键所消耗的最低能量(kJ)。

物质	能量(kJ)
Cl ₂	243
Br ₂	193
I ₂	151
H ₂	436
HF	565
HCl	431
HBr	363
HI	297

根据表中数据回答问题:

(1) 下列物质本身具有的能量最低的是 _____ (填字母序号)。

- A. H₂
- B. Cl₂
- C. Br₂
- D. I₂

(2) 下列氢化物中, 最稳定的是 _____ (填字母序号)。

- A. HF
- B. HCl
- C. HBr
- D. HI

(3) $X_2 + H_2 = 2HX$ (X 代表 F、Cl、Br、I) 的反应是吸热反应还是放热反应? _____。

(4) 相同条件下, X₂ 分别与 H₂ 反应, 当消耗等物质的量的氢气时, 放出或吸收的热量最多的是 _____。2 mol Cl₂ 在一定条件下与等物质的量的 H₂ 反应, 放出或吸收

的热量是 _____ kJ。

(5) 若无上表中的数据, 你能正确回答出问题(4)的第一问吗? _____; 你的理由是 _____。

12. 氮可以形成多种离子, 如 NO₃⁻、NH₂⁻、N₃⁻、NH₄⁺、N₂H₅⁺、N₂H₆²⁺ 等, 已知 N₂H₅⁺ 与 N₂H₆²⁺ 是由中性分子结合质子形成的, 类似于 NH₄⁺, 因此有类似于 NH₄⁺ 的性质。

(1) 写出 N₂H₆²⁺ 与碱溶液反应的离子方程式: _____。

(2) NH₂⁻ 的电子式为 _____。

(3) N₃⁻ 有 _____ 个电子。

(4) 写出与 N₃⁻ 是等电子体的物质的化学式: _____ (写两种)。

拓展创新

13. 已知部分键能、键长的数据如下表:

共价键	Cl—Cl	Br—Br	I—I	H—F	H—Cl	H—Br	H—I	H—O
键能 (kJ·mol ⁻¹)	242.7	193.7	152.7	568	431.8	366	298.7	462.8
键长(pm)	198	228	267					96
共价键	C—C	C=C	C≡C	C—H	N—H	N=O	O—O	O=O
键能 (kJ·mol ⁻¹)	347.7	615	812	413.4	390.8	607	142	497.3
键长(pm)	154	133	120	109	101			

(1) 下列推断正确的是 _____ (填字母序号, 下同)。

- A. 稳定性: HF>HCl>HBr>HI
- B. 氧化性: I₂>Br₂>Cl₂
- C. 沸点: H₂O>NH₃
- D. 还原性: HI>HBr>HCl>HF

(2) 下列有关推断正确的是 _____。

- A. 同种元素形成的共价键, 稳定性: 三键>双键>单键
- B. 同种元素形成双键的键能一定小于单键的 2 倍

C. 键长越短,键能一定越大

D. 氢化物的键能越大,其稳定性一定越强

(3)在相同条件下,将乙烯、乙炔以相同速率通入等体积同浓度的溴的四氯化碳溶液中,下列观察到的现象正确的是_____。

A. 前者和后者同时褪色

B. 前者后褪色,后者先褪色

C. 前者先褪色,后者后褪色

D. 无法判断

(4)在 HX 分子中,键长最短的是_____,最长的是_____; $\text{O}-\text{O}$ 键的键长_____ (填“大于”“小于”或“等于”) $\text{O}=\text{O}$ 键的键长。

再生新疑

本节中,我们重点学习了共价键的三个键参数和等电子原理,了解到可以通过键角说明分子的空间构型。那么如何判断分子具有怎样的空间构型呢?我们将在下节中学习。