

中等职业教育国家规划教材配套教学用书

化学学习指导与练习

(基础版)

主编 刘 尧



高等教育出版社

06-42

L766

中等职业教育国家规划教材配套教学用书

化学学习指导与练习

(基础版)

主 编 刘 尧



A1026737

高等教育出版社

内容提要

本书是根据教育部 2000 年颁布的《中等职业学校化学教学大纲(试行)》和中等职业教育国家规划教材《化学》(基础版)编写而成的教学用书。全书按主教材顺序分章编写,每章均包括学习目标、学习指导、例题分析和单元练习四部分内容,某些章末附有参考资料,书后附有全部练习的参考答案。

本书可供中等职业学校各专业使用。

图书在版编目(CIP)数据

化学学习指导与练习:基础版/刘尧主编. —北京:高等教育出版社,2002.10

ISBN 7-04-011034-2

I. 化… II. 刘… III. 化学—专业学校—教学参考资料 IV. 06

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2002)第 037684 号

化学学习指导与练习(基础版)

主编 刘尧

出版发行 高等教育出版社

社 址 北京市东城区沙滩后街 55 号

邮政编码 100009

传 真 010-64014048

购书热线 010-64054588

免费咨询 800-810-0598

网 址 <http://www.hep.edu.cn>

<http://www.hep.com.cn>

经 销 新华书店北京发行所

印 刷 北京市朝阳区北苑印刷厂

开 本 787×1092 1/16

印 张 7.25

字 数 160 000

版 次 2002 年 8 月第 1 版

印 次 2002 年 10 月第 4 次印刷

定 价 9.70 元

本书如有缺页、倒页、脱页等质量问题,请到所购图书销售部门联系调换。

版权所有 侵权必究

前 言

本书是根据教育部 2000 年颁布的《中等职业学校化学教学大纲(试行)》和中等职业教育国家规划教材《化学》(基础版)编写而成的一本教学与学习参考用书。全书按主教材顺序分章编写,每章都包括学习目标、学习指导、例题分析和单元练习四部分内容,有些章末还附有参考资料,书后附有全部练习的参考答案。

学习目标和学习指导部分,首先根据部颁大纲明确对教材内容的学习要求,指出学习要点、学习过程中易出现的错误,以及学习中应注意的一些问题。例题分析部分是通过例题和解题思路与方法的分析,达到正确理解与掌握知识内容,并能利用所学知识分析和解决一些问题,最后通过单元练习达到巩固知识、提高能力的目的。所以,本书对教师和学生都有一定的帮助,可作为教学和学习的参考用书。

本书由北京教育学院刘尧教授担任主编,北京农业学校徐英岚老师担任副主编。参加本书编写的都是具有多年教学经验的教学第一线的教师:徐英岚(第一、四章)、王磊(第二章)、金萍(第三、七章)、杨金栓(第六章)、严铁宁(第八章)、章小鹏(第五、九章)。在编写过程中得到了高等教育出版社及各编者所在单位的大力支持,在此一并表示感谢。

由于水平所限,缺点和不足在所难免,恳请广大师生及其他读者提出批评、建议和改进意见。

编 者

2002.5

目 录

第一章 物质结构 元素周期律	1	学习指导	51
学习目标	1	例题分析	54
学习指导	2	单元练习	56
例题分析	5		
单元练习	8	第六章 重要的金属元素及其化合物	59
参考资料	12	学习目标	59
		学习指导	60
第二章 物质的量	13	例题分析	65
学习目标	13	单元练习	68
学习指导	13		
例题分析	15	第七章 烃	72
单元练习	17	学习目标	72
参考资料	24	学习指导	73
		例题分析	74
第三章 重要的非金属元素及其化合物	27	单元练习	75
学习目标	27		
学习指导	28	第八章 烃的衍生物	79
例题分析	31	学习目标	79
单元练习	34	学习指导	79
参考资料	40	例题分析	87
		单元练习	90
第四章 化学反应速率和化学平衡	43		
学习目标	43	第九章 糖和蛋白质	95
学习指导	43	学习目标	95
例题分析	45	学习指导	95
单元练习	46	例题分析	97
参考资料	49	单元练习	97
第五章 电解质溶液	51	单元练习参考答案	100
学习目标	51		

第一章 物质结构 元素周期律

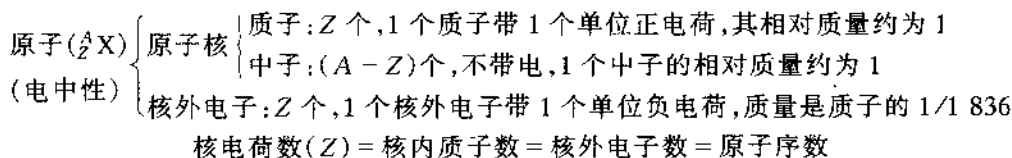
学习目标

学 习 内 容	学 习 要 求				
	理 论			实 验	
	了解	理解	掌握	初步学会	学会
一、原子结构					
1. 原子组成	✓				
2. 同位素及其应用	✓				
3. 原子序数	✓				
4. 核外电子排布规律的初步知识(结构示意图)	✓				
二、元素周期律					
1. 元素周期律	✓				
2. 元素周期表的结构	✓				
3. 元素性质递变规律		✓			
4. 初步判断和比较元素及其化合物的主要化学性质			✓		
5. 元素周期表的发现	✓				
三、化学键					
1. 化学键的概念	✓				
2. 离子键和共价键的判断		✓			
3. 电子式表示离子化合物和共价分子的形成	✓				
学生实验:					
元素周期律:元素周期表中元素性质递变规律				✓	

学习指导

一、原子结构

1. 原子的组成 原子是化学变化中的最小微粒。原子组成可归纳如下:



上述关系式只对原子成立, 对于离子不成立, 因为离子是带电的原子或原子团。

阳离子应符合下列关系式:

$$\begin{aligned} \text{核外电子数} &= \text{核内质子数} - \text{失去的电子数} \\ \text{阳离子核外电子数} &< \text{核内质子数} \end{aligned}$$

阴离子应符合下列关系式:

$$\begin{aligned} \text{核外电子数} &= \text{核内质子数} + \text{得到的电子数} \\ \text{阴离子核外电子数} &> \text{核内质子数} \end{aligned}$$

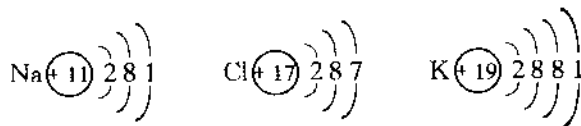
2. 质量数 质量数不同于相对原子质量, 实际上它可以看作是原子相对质量的取整。因为原子的质量集中在原子核上, 电子的质量在与之相加时因太小而忽略掉, 原子核中质子的相对质量是 1.007, 取整为 1, 中子的相对质量是 1.008, 取整为 1, 所以质子数与中子数相加得到一个整数值, 称为质量数。已知元素原子的质量数为 A 、质子数为 Z 、中子数为 N , 则有下列关系:

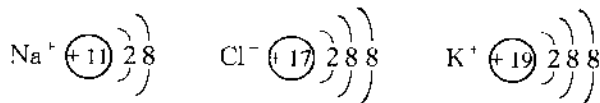
$$A = Z + N$$

3. 核外电子的排布 在有多电子的原子中, 电子由于能量不同而分别在距核远近不同的区域内运动, 即分层排布。核外电子的排布遵循下列三条原则:

- (1) 核外电子总是从能量低的电子层逐步排布到能量高的电子层里。
- (2) 每个电子层最多容纳的电子数为 $2n^2$ 个。
- (3) 最外层电子数不超过 8 个(只有一层时不超过 2 个); 次外层不超过 18 个; 倒数第三层电子数不超过 32 个。

4. 原子结构示意图 为了能更加直观地描述原子核外电子的排布情况, 常用原子结构示意图(原子结构简图)来表示。这种结构示意图也能表示离子。例如:





5. 同位素 同一种元素可以有几种原子,它们核内的质子数相同、但中子数不同,这些原子互称为同位素。例如, $^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$ 是碳元素的三种原子,它们互称同位素。

学习同位素时还要注意两点:①同位素的化学性质几乎相同。②天然存在的某种元素,不论是游离态还是化合态,各种同位素所占的原子个数百分比保持不变。

二、元素周期律 元素周期表

元素周期律是反映元素的性质与元素核电荷数关系的科学规律,而元素周期表是元素周期律的具体表现形式。本教材在编排上将元素周期律理论放在第一章,是因为基础化学知识的学时少,在理论学习之后,能更好地指导同学们学习元素及其化合物的知识。

1. 元素周期律 元素性质呈现周期性的变化,主要是由原子最外电子层排布的周期性所决定的。元素性质的周期性变化,包括原子最外层电子排布的周期性变化、元素的原子半径的周期性变化、元素的化合价的周期性变化。

2. 元素周期表 应掌握元素周期表横的和竖的结构,即周期和族的知识。在学习时注意周期表中存在的以下关系,可以判断元素在周期表中的位置,进而可以推测元素的性质:

周期的序数 = 电子层数

主族的序数 = 最外层电子数

只有抓住位置、结构和性质三者之间的关系,才能学好元素周期表。

3. 同周期、同主族内的递变规律 主要包括原子半径、元素的金属性及非金属性、最高氧化物及其水化物的组成和酸碱性、元素气态氢化物的组成和稳定性的递变规律。元素的性质学习可以第3周期第1和第7主族为例,以元素性质的变化事实来说明。

第3周期元素有:Na、Mg、Al、Si、P、S、Cl和Ar。

(1) 元素的金属性:

	Na	Mg	Al
与氧反应	极易,不能在空气中保存	形成一层致密的氧化膜,起保护作用,可以在空气中保存	形成一层致密的氧化膜,起保护作用,可以在空气中保存
与水反应	极易,反应剧烈	较难,在沸水中	较难,在沸水中

从与氧、与水的反应可以比较出金属性 $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$,即从左到右,金属性逐渐减弱。

(2) 元素形成气态氢化物的性质:

	Si	P	S	Cl
气态氢化物	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
形成条件	很难	较难	较易	极易
稳定性	很不稳定	不稳定	较稳定	很稳定

可以比较出非金属性 $\text{Si} < \text{P} < \text{S} < \text{Cl}$, 从左到右, 非金属性逐渐增强。非金属性越强, 形成气态氢化物越容易, 气态氢化物就越稳定, 越不易分解。

(3) 元素形成最高价氧化物及其水化物的性质:

最高价氧化物	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
酸碱性	碱性	碱性	两性	酸性	酸性	酸性	酸性
对应的水化物	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
酸碱性	强碱	中强碱	两性	弱酸	中强酸	强酸	很强酸

可以看出: 金属性越强, 其最高价氧化物对应的碱的碱性越强; 非金属性越强, 其最高价氧化物对应的酸的酸性越强。

4. 总结周期表中的一些规律和特点:

项 目	结 论
活泼的非金属	在周期表的右上方
活泼的金属	在周期表的左下方
最活泼的非金属	氟(F)
最活泼的金属	铯(Cs)
最稳定的气态氢化物	氟化氢(HF)
最强的碱	氢氧化铯(CsOH)
最强的含氧酸	高氯酸(HClO ₄)
惟一的液态金属	汞(Hg)
惟一的液态非金属单质	溴(Br ₂)

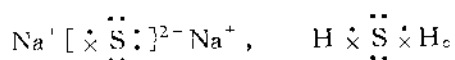
三、化学键

化学键是相邻原子间的强烈的相互作用。

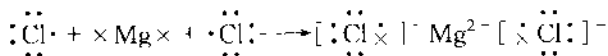
为了更直观地理解原子之间形成分子的过程, 常用电子式来表示。

1. 电子式 电子式可以表示原子、离子和分子, 也可以表示化合物的形成过程。

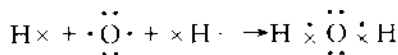
书写电子式时, 应特别注意离子化合物和共价化合物电子式的区别: 离子化合物的电子式中, 应标明离子电荷, 同时阴离子和复杂离子应画方括号[]。而共价化合物则不必。如:



2. 离子键的形成及判断 离子键是阴阳离子间靠静电作用形成的化学键。一般在活泼非金属与活泼金属之间能形成离子键。盐类中的大多数、强碱、活泼金属的氧化物及过氧化物中都存在离子键。例如： MgCl_2 的形成过程可用电子式表示为：



3. 共价键的形成及判断 共价键是靠共用电子对形成的化学键，原子之间既不易得电子也不易失电子，一般来说存在于非金属原子之间。例如， H_2O 的形成过程可用电子式表示为：



判断某一化合物中化学键的类型时，常遇到一些化合物，其中既存在离子键又存在共价键。这些化合物主要有碱类，如： NaOH 、 KOH 等；盐类，如： Na_2SO_4 等。在酸根或氢氧根和金属阳离子之间存在的是离子键，在酸根或氢氧根中的两种非金属原子之间存在的是共价键（如果阳离子是 NH_4^+ ，在其中还存在一种特殊的共价键——配位键）。

4. 共价键极性的判断 有共用电子对的偏移即有共价键的极性。在不同种元素的原子间形成共价键时，由于不同原子吸引电子的能力不同，使共用电子对发生偏移，这样的共价键叫作极性键。例如， HCl 、 NH_3 、 CO_2 、 CH_4 等分子内都有极性键。而同种元素的原子之间吸引电子的能力相同，共用电子对不发生偏移，它们之间形成的共价键叫作非极性键。例如，单质分子 H_2 、 O_2 、 N_2 、 Cl_2 等分子内的共价键都是非极性键。

例题分析

【例题 1】 ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ 原子、 Mg^{2+} 离子、 ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 原子和 Cl^- 离子的电子数、核电荷数、质子数各为多少？

分析：根据关系式

核电荷数 (Z) = 核内质子数 = 核外电子数 = 原子序数

核外电子数 = 核内质子数 - 失去的电子数 (阳离子)

核外电子数 = 核内质子数 + 得到的电子数 (阴离子)

可以推导出原子和离子的电子数。对于同种元素，不论是原子还是离子，核电荷数和质子数是相同且不变的。

解答：见下表：

粒子	核外电子数	核内质子数	核电荷数	带电情况
Mg	12	12	12	电中性
Mg^{2+}	10	12	12	带两个单位正电荷
Cl	17	17	17	电中性
Cl^-	18	17	17	带一个单位负电荷

【例题 2】某元素的原子 ${}^A_Z\text{X}$ ，其质子数、中子数、电子数及质量数各是多少？画出其原子结

构示意图。

分析:根据 ${}_{15}^{31}\text{X}$ 和关系式 $A = Z + N$, 已知其中两个量, 可以求出第三个量。

解答: 已知

$$A = 31, Z = 15$$

又

$$A = Z + N$$

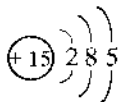
所以

$$N = A - Z = 31 - 15 = 16$$

又因为

核电荷数(Z) = 核内质子数 = 核外电子数

所以, 此元素的质子数为 15, 中子数为 16, 电子数为 15, 质量数为 31。其原子结构示意图为:



【例题 3】下列分子中, 有 3 个原子核和 10 个电子的是()。

A. NH_3 B. SO_2 C. HF D. H_2O

分析: 从题意可知, 3 个原子核, 一定是有 3 个原子, 本题中有 3 个原子的是 SO_2 和 H_2O 。然后再考虑有 10 个电子的是哪一个。S 有 16 个电子, 超过了题意中的条件, H 有 1 个电子, O 有 8 个电子, H_2O 是由 2 个 H 和 1 个 O 组成的, 所以 H_2O 中共有 10 个电子。

解答: D。

【例题 4】氧有三种天然同位素, 它们的相对原子质量和原子百分含量的数据分别如下:

$${}_{8}^{16}\text{O} \quad 15.994 \ 92 \quad 99.759\%$$

$${}_{8}^{17}\text{O} \quad 16.999 \ 13 \quad 0.037\%$$

$${}_{8}^{18}\text{O} \quad 17.999 \ 16 \quad 0.204\%$$

计算氧元素的平均相对原子质量和近似相对原子质量。

分析: 如果已知每种原子的相对原子质量和含量(每种同位素所占的原子个数百分比), 则将各原子的相对原子质量与含量的乘积相加即为平均相对原子质量。如果计算其近似值, 只要用每种原子的质量数与含量的乘积相加即可。

解答:

$$\begin{aligned} \text{氧的平均相对原子质量} &= 15.994 \ 92 \times 99.759\% + 16.999 \ 13 \times 0.037\% + 17.999 \ 16 \times 0.204\% \\ &= 15.956 + 0.006 \ 289 \ 7 + 0.036 \ 718 \\ &= 15.999 \ 0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{氧的近似相对原子质量} &= 16 \times 99.759\% + 17 \times 0.037\% + 18 \times 0.204\% \\ &= 15.961 + 0.006 \ 29 + 0.0367 \\ &\approx 16.00 \end{aligned}$$

【例题 5】硼有两种同位素 ${}_{5}^{10}\text{B}$ 和 ${}_{5}^{11}\text{B}$, 硼元素的相对原子质量为 10.8, 则这两种同位素的原子个数比为

A. 1:3 B. 1:4 C. 1:2 D. 1:1

分析: 本题可有两种解法:

方法1 利用平均相对原子质量的近似计算公式:

$^{10}_3\text{B}$ 为 x 个, $^{11}_3\text{B}$ 为 y 个, 则

$$10 \times \frac{x}{x+y} + 11 \times \frac{y}{x+y} = 10.8$$

$$10x + 11y = 10.8x + 10.8y$$

$$(11 - 10.8)y = (10.8 - 10)x$$

$$0.2y = 0.8x$$

$$\frac{x}{y} = \frac{0.2}{0.8} = \frac{1}{4}$$

方法2 十字交叉法:

$$\begin{array}{ccc} ^{10}_3\text{B} & 10 & 0.2 \\ & 10.8 & \\ ^{11}_3\text{B} & 11 & 0.8 \end{array} \quad \text{即} \quad \frac{^{10}_3\text{B 的个数}}{^{11}_3\text{B 的个数}} = \frac{0.2}{0.8} = \frac{1}{4}$$

解答: B。

【例题6】已知硫元素在周期表中的位置是第3周期第6主族, 试推断硫的性质。

分析: 推断一个元素及其化合物的性质, 要经过“周期表中位置→原子结构→元素性质”这一过程, 根据第3周期第6主族, 可以推断硫元素的原子有三个电子层, 最外层电子数是6。其

原子结构示意图为 $(+16) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 6 \end{array}$ 。在元素周期表中硫周边的四种元素是

	O	
P	S	Cl
	Se	

。

按同周期元素递变规律, 硫的非金属性是 $\text{P} < \text{S} < \text{Cl}$; 硫的氢化物的稳定性是 $\text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S} < \text{HCl}$; 硫的最高价氧化物对应水化物的酸性是 $\text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$ 。按同主族元素递变规律, 硫的非金属性是 $\text{O} > \text{S} > \text{Se}$; 硫的氢化物的稳定性是 $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{Se}$; 硫的最高价氧化物对应水化物的酸性是: $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_2\text{SeO}_4$ 。

解答: 硫元素是较典型的非金属元素, 其非金属性比氧元素、氯元素要差, 比磷元素要强; 可以与金属反应表现出其氧化性, 也可以与氧反应表现出其还原性。

【例题7】元素 A、B、C 均为主族元素, 如果它们都是金属元素, 在周期表中的位置如

A	B
C	

。

试判断 A、B、C 三种元素的氢氧化物的碱性由强到弱的顺序是_____。

分析: 从三种元素在周期表中的位置可知, A、B 为同周期的元素, A、C 为同主族的元素。根据同周期元素从左到右金属性减弱, 同主族元素从上到下金属性增强的递变规律, 可以得出: 金属性 $\text{B} < \text{A} < \text{C}$ 。因为金属性越强, 其最高价氧化物对应水化物的碱性就越强。

解答: 因为金属性 $\text{C} > \text{A} > \text{B}$, 所以 A、B、C 三种金属形成的氢氧化物的碱性 $\text{C}(\text{OH})_x > \text{A}(\text{OH})_y > \text{B}(\text{OH})_z$ 。

【例题8】某元素 R 的最高价氧化物的化学式为 RO_2 , 相对分子质量为 44, 则 R 的气态氢化物中氢的质量分数为()。

A. 25% B. 12.5% C. 5.9% D. 10%

分析:根据最高价氧化物的化学式 RO_2 , 可知 R 元素的最高化合价为 +4, 最低负化合价为 -4, 所以其气态氢化物的化学式为 RH_4 。又知 RO_2 相对分子质量为 44, 所以 R 的相对原子质量为:

$$A_r(\text{R}) + 32 = 44, A_r(\text{R}) = 44 - 32 = 12$$

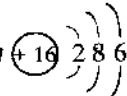
在 RH_4 中氢的质量分数为:

$$w(\text{H}) = \frac{4}{12 + 4} \times 100\% = 25\%$$

解答:A。

【例题 9】 R^{2-} 的 M 电子层与 L 电子层的电子数相等, 元素 R 应处于周期表中第____周期, 第____族。

分析: R^{2-} 离子的电子排布为 2、8、8, 即核外有 18 个电子。由此可知, R 元素的原子核外电

子数是 $18 - 2 = 16$, 即 R 元素为 16 号元素。该元素原子的原子结构示意图为 。由此

可知:3 个电子层, 即位于第三周期; 最外层上有 6 个电子, 即位于第 VIA 族。

解答:3, VIA。

【例题 10】同周期元素 X、Y、Z, 它们的气态氢化物的稳定性顺序为 $\text{H}_3\text{X} < \text{H}_2\text{Y} < \text{HZ}$ 。下列说法正确的是()。

A. 原子序数 $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$

B. 原子半径 $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$

C. 单质氧化性 $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$

D. 酸性 $\text{H}_3\text{XO}_4 > \text{H}_2\text{YO}_4 > \text{HZO}_4$

分析: 根据稳定性顺序 $\text{H}_3\text{X} < \text{H}_2\text{Y} < \text{HZ}$ 可知: X、Y、Z 分别是 VA、VIA 和 VIIA 族的非金属元素。再根据同周期内性质的递变规律可知: 原子序数 $\text{X} < \text{Y} < \text{Z}$, 原子半径 $\text{X} > \text{Y} > \text{Z}$, 单质的氧化性即非金属性 $\text{X} < \text{Y} < \text{Z}$, 其最高价含氧酸的酸性 $\text{H}_3\text{XO}_4 < \text{H}_2\text{YO}_4 < \text{HZO}_4$ 。

解答:B。

单元练习

一、填空题

1. 原子核居于原子的_____, 几乎集中了整个原子的_____; ${}_Z^AX$ 中 A 代表原子的_____, Z 代表原子的_____。

2. 具有相同_____数, 而有不同_____的同一类元素的原子称为_____。

3. 按照_____由小到大的顺序给元素编号, 这个序号叫做_____。

4. ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ 原子中含有_____个质子, _____个中子, _____个电子, 质量数为_____。它与 ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 互为_____。

5. 填写表格:

粒子	核外电子数	核内质子数	核电荷数	带电情况
${}_{13}^{27}\text{Al}$				
Al^{3+}				
${}_{16}^{32}\text{S}$				
S^{2-}				

6. 元素周期表是_____的具体表现形式。元素周期表中的 7 个横行称为 7 个_____, 周期的序数与元素原子结构中的_____相同; 周期表中的主族有_____个, 主族的序数与元素原子结构中的_____相同。

7. 第 3 周期的主族元素, 从 Na 到 Cl, 原子半径逐渐_____, 失电子能力逐渐_____, 得电子能力逐渐_____, 金属性逐渐_____, 非金属性逐渐_____。

8. 第 7 主族元素, 从 F 到 At, 原子半径逐渐_____, 得电子能力逐渐_____, 非金属性逐渐_____。其最高正化合价等于_____。

9. 化学键是指相邻的原子间强烈的_____, 主要有_____、_____和金属键。

10. 某元素的氧化物为 RO_2 , 该元素原子核外有 3 个电子层, 此元素是_____, 元素符号为_____, 原子结构示意图为_____。

11. 4 个 CO_2 分子中所含的氧原子与_____个 H_2SO_4 分子中所含的氧原子数相同。

12. 填表。将下列分子中所含的化学键类型画上“√”:

分子 \ 化学键的类型	离子键	共 价 键	
		极性键	非极性键
CaO			
HBr			
K_2O			
Br_2			
$\text{Ba}(\text{OH})_2$			

二、选择题

1. 某二价阴离子的电子层结构与 18 号元素的原子电子层结构相同, 该元素是()。

A. Ca B. Mg C. S D. Cl

2. 下列粒子中有 2 个原子核和 10 个电子的是()。

A. H_2O B. SO_2 C. HF D. NH_3

3. 某粒子符号 ${}^A_Z\text{X}^{n+}$, 下面关于该粒子叙述错误的是()。

- A. 质子数为 Z B. 中子数为 $A - Z$ C. 电子数为 $Z + n$ D. 质量数为 A
4. 下列各物质中,互为同位素的一组是()。
- A. 烧碱和纯碱 B. 金刚石和石墨 C. H 和 H^+ D. ${}_1^1H$ 和 ${}_1^2H$
5. 下列物质,随着元素的原子序数递增金属性逐渐减弱的一组是()。
- A. Na 、 Mg 、 Al B. Cl 、 S 、 P C. Li 、 Na 、 K D. C 、 N 、 O
6. 下列各组原子序数中,化学性质相似的一组是()。
- A. 2 和 9 B. 9 和 17 C. 14 和 20 D. 8 和 12
7. 下列各元素的原子半径最小的是()。
- A. Na B. Cl C. Mg D. S
8. 下列元素中,金属性最强的是()。
- A. Na B. K C. Ca D. Al
9. 某元素的离子有 3 个电子层,最外层有 8 个电子,该元素的气态氢化物的分子式为 H_2R ,该元素是()。
- A. S B. O C. N D. Se
10. 下列是几组元素的原子序数,能组成分子式为 XY_3 化合物的是()。
- A. 6 和 8 B. 3 和 8 C. 9 和 11 D. 13 和 17
11. 下列元素中最高正化合价数值最大的是()。
- A. Ca B. N C. Cl D. Ar
12. 下列物质中,既含有离子键又含有共价键的是()。
- A. $NaOH$ B. CaO C. NH_3 D. $NaCl$
13. 关于锂、钠、钾、铷、铯的性质递变规律,叙述不正确的是()。
- A. 原子核外电子层数依次增加 B. 单质熔沸点依次升高
- C. 单质的还原性依次增强 D. 对应离子的氧化性依次减弱
14. 下列化合物中既存在离子键又存在共价键的是()。
- A. $NaCl$ B. Na_2O C. $NaOH$ D. HCl
15. 比钠原子多一个质子又少一个电子的粒子是()。
- A. Na B. Na^+ C. Mg^{2+} D. Mg

三、是非判断题

1. 原子的最外电子层只有 1 个电子的元素,一定是典型的金属元素。()
2. 元素的最高正化合价与负化合价的绝对值之和等于 8。()
3. 互为同位素的各种原子的核电荷数一定相同。()
4. 原子中的电子数能够决定元素的种类。()
5. 原子的最外层电子只有 8 个时,才是稳定的结构。()
6. 元素的相对原子质量与其质量数完全相同。()
7. 构成原子的各种粒子都带电荷,但原子不显电性。()
8. 离子化合物中一定只含有离子键。()
9. 金刚石和石墨是碳的两种同位素。()

四、计算题

镁有三种天然同位素： $^{24}_{12}\text{Mg}$ (占 78.7%), $^{25}_{12}\text{Mg}$ (占 10.13%), $^{26}_{12}\text{Mg}$ (占 11.17%), 镁的近似原子量是多少? (保留两位小数)

五、简答题

1. 元素的化学性质是由元素的原子结构的哪一部分所决定的? 为什么?

2. 为什么说“核电荷数是元素的基本特征”?

3. 氯与氢化合时, 为什么生成 HCl , 而不是 H_2Cl 或 HCl_2 ?

4. 稀有气体为什么不能形成双原子分子?

5. 某元素的一种原子质量数为 39, 质子数为 19, 其中子数是多少? 核外电子数是多少? 按照原子序数, 推断它是哪种元素的原子?

6. 按照原子核外电子排布的三条原则, 写出 $^{89}_{35}\text{Br}$ 的核外电子排布。

7. 用原子结构示意图来表示下列原子和离子的核外电子排布:



8. 用电子式表示 CaCl_2 、 Na_2S 的形成过程。

9. 用电子式表示 Br_2 、 H_2S 的形成过程。

参 考 资 料

一、有关晶体的知识

固体是具有一定体积和形状的物质,分成两类:一类具有整齐规则的几何外形、有固定的熔点,称作晶体;另一类没有整齐规则的几何外形、没有固定的熔点,称作非晶体或无定形物质。

晶体分为离子晶体、分子晶体、原子晶体和金属晶体。晶体类型是依据构成晶体的粒子种类和粒子间的作用来划分的。见下表:

类型	构成粒子种类	粒子间作用	实例	特 性				
				硬度	熔点	沸点	导热性	导电性
离子晶体	阴离子 阳离子	离子键	NaOH CaO KCl	较高	较高	较高	热的不良 导体	熔化或溶 解于水导电
原子晶体	原子	共价键	金刚石 晶体硅 SiO_2	高	高	高	热的不良 导体	不导电
分子晶体	分子	分子间作用力	H_2O (冰) CO_2 (干冰) P_4 、 S_8 、 I_2	低	低	低	热的不良 导体	不导电

二、氯化钠的晶体结构

在通常情况下,氯化钠是晶体。在氯化钠晶体中,每个氯离子的周围都有 6 个钠离子,每个钠离子周围也都有 6 个氯离子,因此,在氯化钠晶体中不存在 NaCl 单个的分子。只有在蒸气状态时,才可能有 NaCl 分子或离子对。我们所使用的 NaCl 是氯化钠的化学式,表明氯化钠晶体中钠离子与氯离子的个数比是 1:1 的关系。