



教育图书



功能学具



学生之家

基础教育行业专研品牌

30<sup>+</sup>年专注教育行业

# 全品学练考

主编 肖德好

## 导学案

### 高中化学

选择性必修2 RJ

数智教辅

索取二维码  
贴此处  
激活享受服务

AI时代就该用AI学习  
遇到问题快扫我

天津出版传媒集团  
天津人民出版社

# CONTENTS



## 目录

导学案



扫码领取  
单元真题练习  
全科高考真题卷

## 01 第一章 原子结构与性质

PART ONE

第一节 原子结构	085
第 1 课时 能层与能级、基态与激发态 原子光谱、构造原理与电子排布式	085
第 2 课时 电子云与原子轨道、泡利原理、洪特规则、能量最低原理	090
<b>重难点突破 1 核外电子排布</b>	094
第二节 原子结构与元素的性质	096
第 1 课时 原子结构与元素周期表	096
第 2 课时 元素周期律	099
<b>重难点突破 2 元素推断与元素周期律的应用</b>	104
🔊 本章素养提升	105

## 02 第二章 分子结构与性质

PART TWO

第一节 共价键	107
第 1 课时 共价键	107
第 2 课时 键参数——键能、键长与键角	111
第二节 分子的空间结构	114
第 1 课时 分子结构的测定 多样的分子空间结构 价层电子对互斥模型	114
第 2 课时 杂化轨道理论简介	119
<b>重难点突破 3 原子的杂化类型与粒子的空间结构</b>	122

<b>重难点突破 4 键角的大小及原因分析</b>	123
<b>第三节 分子结构与物质的性质</b>	124
第 1 课时 共价键的极性	124
第 2 课时 分子间的作用力	128
第 3 课时 分子的手性	133
<b>重难点突破 5 大 <math>\pi</math> 键的形成和 <math>\pi</math> 电子数的计算</b>	135
<b>本章素养提升</b>	136

## 03

### 第三章 晶体结构与性质

PART THREE

<b>第一节 物质的聚集状态与晶体的常识</b>	138
<b>第二节 分子晶体与共价晶体</b>	143
第 1 课时 分子晶体	143
第 2 课时 共价晶体	147
<b>第三节 金属晶体与离子晶体</b>	150
第 1 课时 金属键与金属晶体	150
第 2 课时 离子晶体 过渡晶体与混合型晶体	153
<b>重难点突破 6 有关晶胞的常见计算</b>	158
<b>重难点突破 7 晶胞坐标参数与投影图分析</b>	160
<b>第四节 配合物与超分子</b>	162
<b>重难点突破 8 配合物、配位键和配位数</b>	166
<b>本章素养提升</b>	167
<b>◆ 参考答案</b>	171

# 第一章 原子结构与性质



AI学习有疑问  
扫码添加AI伴学师



讲课智能体

## 第一节 原子结构

### 第1课时 能层与能级、基态与激发态

#### 原子光谱、构造原理与电子排布式

##### 新课探究

知识导学 素养初识

##### ◆ 学习任务一 能层与能级

###### 【课前自主预习】

#### 1. 构造原理的发展历程

(1)1920年,丹麦科学家玻尔在氢原子模型基础上,提出\_\_\_\_\_,开启了用原子结构解释\_\_\_\_\_的篇章。

(2)1925年以后,玻尔的“壳层”落实为“能层”与“能级”,厘清了核外电子的可能状态,复杂的原子光谱得以诠释。

(3)1936年,德国科学家马德隆发表了以\_\_\_\_\_事实为依据的完整的\_\_\_\_\_。

#### 2. 能层

(1)含义

核外电子按\_\_\_\_\_不同分成能层(电子层)。

(2)表示方法

电子的能层由内向外排序,其序号、符号以及所能容纳的最多电子数如下:

能层	一	二	三	四	五	六	七
符号							
最多电子数							

(3)能层间的能量关系

能层越高,电子的能量\_\_\_\_\_,能量的高低顺序为  
 $E(K)$  \_\_\_\_\_  $E(L)$  \_\_\_\_\_  $E(M)$  \_\_\_\_\_  $E(N)$  \_\_\_\_\_  
 $E(O)$  \_\_\_\_\_  $E(P)$  \_\_\_\_\_  $E(Q)$ 。

#### 3. 能级

(1)含义

同一能层的电子,根据\_\_\_\_\_的差异,又可分为不同能级。

(2)表示方法

①任一能层的能级总是从\_\_\_\_\_能级开始,能级数等于该\_\_\_\_\_,即第一能层只有\_\_\_\_\_个能级(1s),第二能层有\_\_\_\_\_个能级(2s和2p),第三能层有\_\_\_\_\_个能级(3s、3p和3d),依次类推。

②能级的字母代号总是按\_\_\_\_\_排序的,字母前的数字是它们所处的能层序数,它们可容纳的最多电子数依次为自然数中的奇数序列\_\_\_\_\_的2倍。

(3)多电子原子中,同一能层各能级的能量关系: $E(ns)$  \_\_\_\_\_  $E(np)$  \_\_\_\_\_  $E(nd)$  \_\_\_\_\_  
 $E(nf)$ ……

##### [问题思考]

(1)能层和能级的关系与生活中的大楼结构中的什么相似?

(2)以s能级为例,不同能层的s能级间的能量有何关系?同一能层不同能级间的能量有何关系?

(3) 一个能层的能级数与能层序数( $n$ )间存在什么关系? 一个能层最多可容纳的电子数与能层序数( $n$ )间存在什么关系?

### 【核心知识讲解】

#### 1. 能层与能级的关系

(1) 任何能层总是从 s 能级开始, 任何能层均含有 s 能级, 但并不是任何能层都含有 p、d、f 能级。

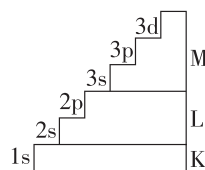
(2) 能层就是电子层, 各能层具有的能级数等于能层序数。如 K 层只有 1s 能级, L 层有 2s、2p 两个能级, M 层有 3s、3p、3d 三个能级。

(3) 每一能层中最多容纳的电子数为  $2n^2$  ( $n$  代表能层序数)。

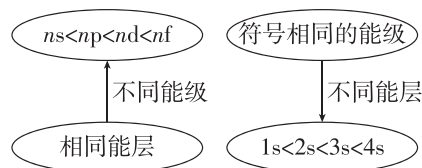
(4) 不同能层中符号相同的能级所容纳的最多电子数相同。

#### 2. 能层中各能级之间能量高低关系

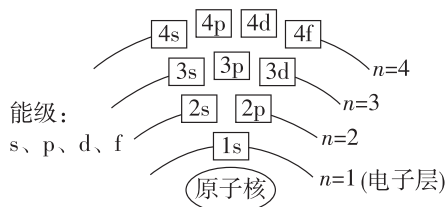
(1) 能层与能级的关系类似楼层与阶梯之间的关系, 在每一个能层中, 能级符号顺序是  $ns$ 、 $np$ 、 $nd$ 、 $nf$ ……(如图所示):



(2) 能层或能级的能量关系:



(3) 原子核外电子排布与能层、能级的关系:



#### 3. 理清能层、能级与最多容纳的电子数、能量之间的相互关系

能层( $n$ )	一	二	三			四				五	六	七	...	
符号	K	L	M			N				O	P	Q	...	
能级	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	...	...	
最多容纳电子数	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	...	...	
	2	8		18			32				50	72	98	每一能层最多可容纳的电子数是 $2n^2$
离核远近	→ 由近到远													
不同能层能量	→ 逐渐升高													

### 【知识迁移应用】

**例 1** 下列有关原子结构的说法不正确的是 ( )

- 第五能层有 5 个能级, 最多能容纳 50 个电子
- 同一原子中, 不同能层均含有的能级是 s 能级
- 不同原子中, 3d 能级实际容纳的电子数一定为 10 个
- 能层和能级的划分, 均以电子的能量高低为依据

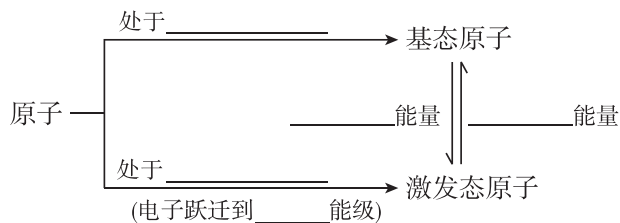
**例 2** 下列关于多电子原子核外电子排布的说法正确的是 ( )

- 各能层含有的能级数等于能层序数减去 1
- 同是 s 能级, 在不同的能层中最多能容纳的电子数是不相同的
- 原子核外电子的每一个能层最多可容纳的电子数为  $n^2$
- M 能层中含有 3d 能级

## ◆ 学习任务二 基态与激发态 原子光谱

### 【课前自主预习】

#### 1. 基态原子与激发态原子

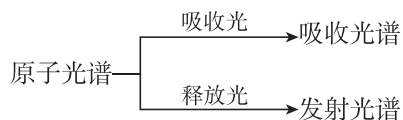


#### 2. 电子跃迁的能量变化与可见光

激发态原子不稳定,电子从较高能量的激发态跃迁到较低能量的激发态乃至基态时,将释放能量。\_\_\_\_\_是电子跃迁释放能量的重要形式。焰火、霓虹灯光、激光、荧光、LED灯光等可见光都与原子核外电子跃迁释放能量有关。

#### 3. 原子光谱

不同元素原子的电子发生\_\_\_\_\_时会吸收或释放不同的光,可以用光谱仪摄取各种元素原子的\_\_\_\_\_光谱或\_\_\_\_\_光谱,总称原子光谱。



#### 4. 光谱分析

在现代化学中,常利用\_\_\_\_\_上的特征谱线来鉴定元素,称为光谱分析。

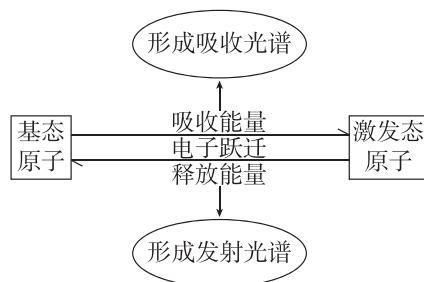
#### 【问题思考】

(1)我们经常燃放焰火来庆祝节日,焰火产生的原因是什么?

(2)原子光谱是怎么产生的,有什么应用?

### 【核心知识讲解】

#### 1. 光谱的成因与分类



#### 2. 焰色试验与电子跃迁

焰色试验中观察到的特殊焰色是电子跃迁的结果,故焰色试验是物理变化而不是化学变化。

发生的过程:基态原子 $\xrightarrow{\text{吸收能量}}$ 激发态原子 $\xrightarrow{\text{释放能量}}$ 较低能量的激发态或基态原子。

(1)电子的跃迁是物理变化(未发生电子转移),而原子得失电子时发生的是化学变化。

(2)一般在能量相近的能级间发生电子跃迁,如基态碳原子 2s 能级上的一个电子可激发到 2p 能级上,得到不稳定的激发态碳原子。

(3)可见光包括红、橙、黄、绿、蓝、靛、紫,其中紫色光的波长最短、红光的波长最长。

#### 3. 可以用光谱分析法鉴定元素的原因

一种元素有一种原子光谱,一种原子光谱对应着一种元素,不同元素的原子光谱都是特定的。可以用光谱仪摄取各种元素原子的吸收光谱或发射光谱(总称原子光谱),所以可以用光谱分析法鉴定元素。

### 【知识迁移应用】

**例 3** 下列关于同一种原子中基态和激发态的说法中正确的是 ( )

- 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. 电子仅在由激发态跃迁到基态时才会产生原子光谱

**例 4** 下列关于原子光谱的说法不正确的是 ( )



### 3. 简化电子排布式

为了避免电子排布式过于烦琐,我们可以把内层电子达到稀有气体结构的部分,以相应稀有气体元素符号外加方括号来表示。如 Na 的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ,其中第一、二能层与  $\text{Ne}(1s^2 2s^2 2p^6)$  的电子排布式结构相同,所以其电子排布式可简化为  $[\text{Ne}]3s^1$ 。

### 4. 简单离子的电子排布式

对于主族元素的原子来说,一般只失去最外层电子,而过渡元素的原子可能还会进一步失去内层电子;原子得到电子时,一般总是填充到最外层未填满的能级上。如基态 Fe 原子的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$ ;其原子在失去电子时,仍遵循先失去最外层电子,后失去次外层电子的顺序,即 Fe 失去电子时先失去 4s 能级上的 2 个电子,转化为  $\text{Fe}^{2+}$ ,再失去 3d 能级上的 1 个电子转化为  $\text{Fe}^{3+}$ 。基态  $\text{Fe}^{2+}$  的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^6$ ,基态  $\text{Fe}^{3+}$  的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^5$ 。

### 5. 价层电子排布

为突出化合价与电子排布的关系,将在化学反应中可能发生电子变动的能级称为价电子层(简称价层)。该能级的电子排布式称为价层电子排布。如 Cl 的简化电子排布式为  $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ ,则其价层电子排布为  $3s^2 3p^5$ 。对于过渡元素而言,价电子包含最外层电子和部分内层电子,如 Fe 的价层电子排布为  $3d^6 4s^2$ ,通常元素周期表只给出价层电子排布。

#### 【知识迁移应用】

**例 5** 下列粒子基态时电子排布式错误的是

( )

- A.  $\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$
- B.  $\text{S}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- C.  $\text{Ca}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- D.  $\text{F}: 1s^2 2s^1 2p^6$

**例 6** 下列说法中正确的是

( )

- A. 某原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ ,则该元素原子核外有 4 个能级填有电子

B. 原子核电荷数为 33,其基态原子的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]4s^2 4p^3$

C. 根据构造原理可知同一原子的各能级能量高低为  $4f > 4d > 3d > 3p$

D.  $\text{Fe}^{2+}$  与 Cr 原子的核外电子数相同,因此电子排布式相同

### 课堂评价

知识巩固 素养形成

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

- (1)能层就是电子层 ( )
- (2)不同能层的 p 能级能量高低相同 ( )
- (3)高能层的所有能级的能量都比低能层能级的能量高 ( )
- (4)Mg 的简化电子排布式为  $[\text{Ne}]3s^2$  ( )
- (5)原子核外每一能层最多可容纳  $n^2$  个电子 ( )
- (6)3d 能级最多容纳 5 个电子 ( )
- (7)任一能层的 s 能级最多容纳的电子数均为 2 ( )
- (8)同一原子中,2p、3p、4p 电子的能量逐渐升高 ( )

2. 下列关于能层和能级的说法正确的是 ( )

- A. 原子核外每能层最多可容纳的电子数为  $n^2$
- B. 能层序数较大的能级,能量不一定较高
- C. 同一原子中,1s、2s、3s 电子的能量逐渐减小
- D. 同一原子中,3d、4d、5d 能容纳的电子数逐渐增多

3. 下列说法中不正确的是 ( )

- A. 处于最低能量状态的原子叫作基态原子
- B.  $3p^2$  表示 3p 能级有两个电子
- C.  $\text{K}^+$  的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- D. 同一原子中,2p、3p、4p 能级最多可容纳电子数依次增多

4. [2025·浙江嘉兴八校高二期中] 下列电子排布式中,原子处于激发态的是 ( )

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

5. 按要求填空。

(1) 基态 Cu 原子的核外电子排布式为 \_\_\_\_\_。

(2) 基态 O 原子的电子排布式为 \_\_\_\_\_。

(3) 基态 Si 原子中, 电子占据的最高能层符号为 \_\_\_\_\_, 该能层电子数为 \_\_\_\_\_。

(4) 基态  $\text{Ni}^{2+}$  的价层电子排布为 \_\_\_\_\_。

(5) Br 的原子序数为 \_\_\_\_\_, 其基态原子核外 M 层电子的排布式为 \_\_\_\_\_。

## 第 2 课时 电子云与原子轨道、泡利原理、洪特规则、能量最低原理

### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务一 电子云与原子轨道

##### 【课前自主预习】

#### 1. 电子云

(1) 概率密度分布

量子力学指出, 一定空间运动状态的电子在核外空间各处都可能出现, 但出现的概率不同。

$\rho = \frac{P}{V}$  ( $\rho$  表示 \_\_\_\_\_,  $P$  表示电子在某处出现的 \_\_\_\_\_,  $V$  表示该处的 \_\_\_\_\_)。

(2) 电子云

① 电子运动的特点

电子质量小, 运动速度快, 无规则, 故无法确定核外电子在某个时刻处于原子核外空间的何处。只能确定它在原子核外空间各处出现的 \_\_\_\_\_。

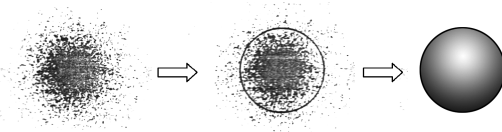
② 电子云

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 \_\_\_\_\_ 的形象化描述。

③ 电子云轮廓图

绘制电子云轮廓图的目的是表示 \_\_\_\_\_ 的形状, 对核外电子的 \_\_\_\_\_ 有一个形象化的简便描述。绘制电子云轮廓图时, 把电子在原子核外空间出现概率  $P =$  \_\_\_\_\_ 的空间圈出来, 即电子云轮廓图。电子云图很难绘制, 使用不方便, 故常使用电子云轮廓图。

如 1s 电子云轮廓图的绘制:



#### 2. 原子轨道

(1) 定义: 量子力学把电子在原子核外的一个 \_\_\_\_\_ 称为一个原子轨道。

(2) 形状: s 电子的原子轨道呈 \_\_\_\_\_ 形, p 电子的原子轨道呈 \_\_\_\_\_ 状。

(3) 原子轨道数目与能级符号的关系

能级符号	$ns$	$np$	$nd$	$nf$
原子轨道数目	1	3	5	7

(4) 不同能层中的原子轨道

能层	能级	原子轨道数	原子轨道名称	原子轨道的形状和取向	
				形状	取向
K	1s	1	1s	球形	—
L	2s	1	2s	球形	—
	2p	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	哑铃形	相互垂直
M	3s	1	3s	球形	—
	3p	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	哑铃形	相互垂直
	3d	5	.....	.....	.....
N	.....	.....	.....	.....	.....

#### 【问题思考】

(1) 电子云图中的独立小点是否有意义? 电子云图中的小点的含义是什么?

(2) 电子在原子核外出现的概率有什么规律?

(3)不同能层中的s电子和p电子的电子云轮廓图分别相同吗?能量分别相同吗?

### 【知识迁移应用】

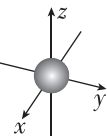
**例 1** 下列对核外电子运动状态的描述正确的是 ( )

- A. 电子的运动与行星的运动相似,围绕原子核在固定的轨道上高速旋转  
 B. 能层数为3时,有3s、3p、3d、3f四个轨道  
 C. 氢原子中只有一个电子,故氢原子只有一个轨道  
 D. 在同一能层上运动的电子,其空间运动状态可能不同

**例 2** 下列说法正确的是 ( )

- A. 1s电子云呈球形,表示电子绕原子核做圆周运动

B. ns能级的电子云轮廓图可表示为



- C. 3d<sup>3</sup>表示3d能级有3个轨道  
 D. 电子云图中的小点密度大,说明该原子核外空间电子数目多

### ◆ 学习任务二 泡利原理、洪特规则、能量最低原理

#### 【课前自主预习】

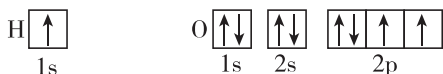
#### 1. 电子自旋与泡利原理

(1)自旋相反:电子自旋在空间有\_\_\_\_\_和\_\_\_\_\_两种取向,简称自旋相反,常用上下箭头(↑和↓)表示自旋相反的电子。

(2)泡利原理:在一个原子轨道里,最多只能容纳\_\_\_\_\_个电子,它们的自旋\_\_\_\_\_。(也称泡利不相容原理)

#### 2. 电子排布的轨道表示式

(1)轨道表示式(又称电子排布图)是表述电子排布的一种图式,如氢和氧的基态原子的轨道表示式如下:



在轨道表示式中,用方框(也可用圆圈)表示\_\_\_\_\_,能量相同的原子轨道(简并轨道)的方框\_\_\_\_\_。

(2)箭头表示一种自旋状态的电子,“↑↓”称\_\_\_\_\_,“↑”或“↓”称\_\_\_\_\_ (或称\_\_\_\_\_ )。如基态氧原子有\_\_\_\_\_个未成对电子。

(3)箭头同向的单电子称\_\_\_\_\_,如基态氧原子有\_\_\_\_\_个自旋平行的2p电子。

(4)通常应在方框下方或上方标记\_\_\_\_\_。有时画出的能级上下错落,以表达\_\_\_\_\_高低不同。

#### 3. 洪特规则

(1)基态原子中,填入\_\_\_\_\_的电子总是先\_\_\_\_\_,且\_\_\_\_\_,称为洪特规则。它不仅适用于基态原子,也适用于\_\_\_\_\_。洪特规则是针对电子填入简并轨道而言的,并不适用于电子填入能量不同的轨道。如2p<sup>3</sup>的轨道表示式为  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 2p & & \\ \hline \end{array}$ ,不能表示为  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \\ \hline 2p & & \\ \hline \end{array}$ 。

(2)特例:当同一能级上的电子排布为全充满(p<sup>6</sup>、d<sup>10</sup>、f<sup>14</sup>)、半充满(p<sup>3</sup>、d<sup>5</sup>、f<sup>7</sup>)或全空状态(p<sup>0</sup>、d<sup>0</sup>、f<sup>0</sup>)时,具有较低的能量和较强的稳定性。如根据构造原理,基态Cr、Cu的核外电子排布式应为1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>4</sup>4s<sup>2</sup>、1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>3d<sup>9</sup>4s<sup>2</sup>,此状态时Cr、Cu的能量较高、不稳定,而基态Cr、Cu的电子排布式实际是\_\_\_\_\_和\_\_\_\_\_。

#### 4. 能量最低原理

(1)能量最低原理:在构建基态(能量最低的状态)原子时,电子将尽可能地占据能量\_\_\_\_\_的原子轨道,使整个原子的能量\_\_\_\_\_,这就是能量最低原理。

(2)整个原子的能量由\_\_\_\_\_,\_\_\_\_\_和\_\_\_\_\_三个因素共同决定,相邻能级能量相差很\_\_\_\_\_时,电子填入能量\_\_\_\_\_的能级即可使整个原子能量最低(如所有主族元素的基态原子);相邻能级能量相差不太大时,有1~2个电子占据能量稍\_\_\_\_\_的能级可能反而降低了电子排斥能而使整个原子能量最低(如所有副族元素的基态原子)。



- A. 按泡利不相容原理,每个电子层最多容纳的电子数为  $2n^3$  个
- B. 轨道处于全充满状态时,原子较稳定,故基态 $_{35}\text{Br}$ 的核外电子排布式为 $[\text{Ar}]3d^{10}4s^14p^6$
- C.  $ns$  电子的能量不一定高于 $(n-1)p$  电子的能量
- D. 能量最低原理解决了电子在不同电子层中的排布顺序问题

**例 4** 下列对基态原子的电子排布式或轨道表示式的评价错误的是 ( )

选项	电子排布式或轨道表示式	评价
A	C 原子: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$	违背洪特规则
B	Cr 原子: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	书写正确
C	N 原子: $\begin{array}{ccc} \uparrow\uparrow & \uparrow\uparrow & \uparrow\uparrow\uparrow \\ 1s & 2s & 2p \end{array}$	违背泡利原理
D	Ar 原子: $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^6 3d^2$	书写正确

### 课堂评价

知识巩固 素养形成

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

- (1)同一原子中  $2p$ 、 $3p$ 、 $4p$  能级轨道数依次增多 ( )
- (2)因为  $s$  轨道的形状是球形的,所以  $s$  电子做的是圆周运动 ( )
- (3)在一个基态多电子原子中,可以有两个运动状态完全相同的电子存在 ( )
- (4) $3p^2$  表示  $3p$  能级有两个轨道 ( )
- (5)核外电子排布的表示方法中,轨道表示式最能反映电子的排布情况 ( )
- (6) $2p_x^3$  违背了洪特规则 ( )
- (7) $3d^6$  的轨道表示式为  $\begin{array}{c} 3d \\ \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \end{array}$  ( )
- (8)在电子层、原子轨道、原子轨道伸展方向都确定时,就能准确表示电子的运动状态 ( )

2. 下列关于电子云示意图的叙述正确的是 ( )

- A. 电子云表示电子的运动轨迹
- B. 小点的多少表示电子个数的多少

- C. 处于  $1s$  轨道上的电子在空间出现的概率分布呈球形对称,而且电子在原子核附近出现的概率小,离核越远电子出现的概率越大
- D. 处在  $2p_x$  轨道的电子主要在  $xy$  平面的上方出现

3. 某元素基态原子的电子排布式为

$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$ 。下列关于该基态原子的描述错误的是 ( )

- A. 有 5 种不同能量的电子
- B. 有 5 种不同运动状态的电子
- C. 有两种不同形状的电子云
- D. 最高能级上的 3 个电子自旋平行

4. 下列对各基态原子的电子排布式或轨道表示式书写的评价正确的是 ( )

选项	电子排布式或轨道表示式	评价
A	N 原子的轨道表示式: $\begin{array}{ccc} 1s & 2s & 2p \\ \uparrow\uparrow & \uparrow\uparrow & \uparrow\uparrow\uparrow \end{array}$	错误;违反洪特规则
B	O 原子的轨道表示式: $\begin{array}{ccc} 1s & 2s & 2p \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \end{array}$	错误;违反泡利不相容原理
C	K 原子的电子排布式: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$	错误;违反能量最低原理
D	$\text{Br}^-$ 的电子排布式: $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$	错误;违反能量最低原理



5. 回答下列问题:

- (1)某元素的激发态(不稳定状态)原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ ,则该元素基态原子的电子排布式为\_\_\_\_\_;其最高价氧化物对应水化物的化学式是\_\_\_\_\_。
- (2) $s$  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。
- (3)元素 X 的基态原子最外层电子排布式为  $ns^n np^{n+1}$ ,其  $p$  电子云在空间有 3 个相互\_\_\_\_\_ (填“垂直”或“平行”)的伸展方向;元素 X 的名称为\_\_\_\_\_,它的最低价氢化物的电子式是\_\_\_\_\_。
- (4)元素 Y 的基态原子最外层电子排布式为  $ns^{n-1} np^{n+2}$ ,则 Y 的元素符号为\_\_\_\_\_。

### 类型一 原子核外电子排布表示方法及书写时的常见错误

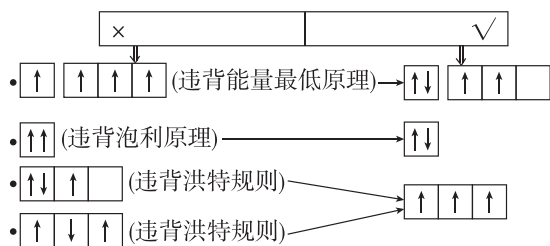
#### 【解题策略】

#### 1. 原子核外电子排布表示方法

表示方法(以硫原子为例)	书写方法及注意问题
原子结构示意图: 	(1) 每个电子层最多容纳的电子数为 $2n^2$ 个 (2) 最外层电子数不超过 8 个(若最外层为 K 层则不超过 2 个); 次外层电子数不超过 18 个(若次外层为 L 层则不超过 8 个); 倒数第三层电子数不超过 32 个
电子排布式: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	按电子排入各电子层中各能级的先后顺序, 用能级符号依次写出各能级中的电子数, 同时注意洪特规则特例
简化电子排布式: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	用“[稀有气体]+价层电子”的形式表示
价层电子排布: $3s^2 3p^4$	价层电子排布能反映基态原子的能层数和参与成键的电子数以及最外层电子数
轨道表示式: 	用方框表示原子轨道, 用“↑”或“↓”表示一种自旋状态的电子, 按排入各电子层中各能级的先后顺序和在轨道中的排布情况书写

#### 2. 核外电子排布书写时的常见错误

(1) 在写基态原子的轨道表示式时, 常出现以下错误:



(2) 洪特规则特例

如  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 (\times) \\ \text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1 (\checkmark) \end{array} \right.$

$\left\{ \begin{array}{l} \text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2 (\times) \\ \text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 (\checkmark) \end{array} \right.$

(3) 当出现 d 轨道时, 虽然电子按  $ns$ 、 $(n-1)d$ 、 $np$  的顺序填充, 但在书写电子排布式时, 仍把  $(n-1)d$  放在  $ns$  前, 如 Fe:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ , 而失电子时, 却先失 4s 轨道上的电子, 如  $\text{Fe}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ 。

(4) 注意比较原子核外电子排布式、简化电子排布式、价层电子排布的区别与联系。如 Cu 的

电子排布式:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ; 简化电子排布式:  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ ; 价层电子排布:  $3d^{10} 4s^1$ 。

#### 【综合应用】

**例 1** (1) 某元素的原子序数为 33, 该元素基态原子的价层电子排布为 \_\_\_\_\_, 该基态原子核外电子占据 \_\_\_\_\_ 个电子层, \_\_\_\_\_ 个能级, \_\_\_\_\_ 个原子轨道。

(2) D 元素的正三价离子的 3d 能级为半充满状态, D 的元素符号为 \_\_\_\_\_, 其基态原子的核外电子排布式为 \_\_\_\_\_。

(3) 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 \_\_\_\_\_, 其基态原子的核外电子排布式为 \_\_\_\_\_。

(4)  $\text{Ca}^{2+}$  和  $\text{Cl}^-$  的核外电子数都是 18, 最外层电子轨道表示式均为 \_\_\_\_\_。

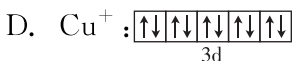
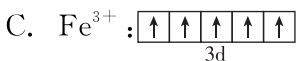
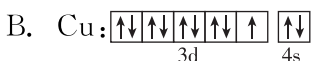
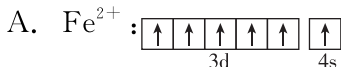
**例 2** (1) Al 在元素周期表中的位置: \_\_\_\_\_。基态 Zn 原子的价层电子排布: \_\_\_\_\_。

(2) Mn 位于元素周期表中第四周期第 \_\_\_\_\_ 族, 基态 Mn 原子核外未成对电子有 \_\_\_\_\_ 个。

(3)基态 Cu 原子核外电子排布式为\_\_\_\_\_。

(4)基态 Cl 原子中,电子占据最高能级的电子云轮廓图为\_\_\_\_\_形。

(5)下列基态原子或离子的价层电子的轨道表示式正确的是\_\_\_\_\_ (填标号)。



## 类型二 核外电子的空间运动状态和运动状态的区别

### 【解题策略】

#### 1. 相关概念

(1)简并轨道:能量相同的原子轨道。

(2)电子对:同一原子轨道中,自旋相反的一对电子,用“ $\uparrow\downarrow$ ”表示。

(3)单电子:一个原子轨道中若只有一个电子,则该电子称为单电子,用“ $\uparrow$ ”或“ $\downarrow$ ”表示,又称未成对电子。

(4)自旋平行:箭头同向的单电子称为自旋平行。

(5)运动状态:原子中一个电子是一种运动状态,有几个电子,则有几种运动状态。

#### 2. 常见问题表述及示例

	基态硫原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
①运动状态等于电子数	S 原子核外有 16 个电子,则有 16 种不同运动状态的电子
②空间运动状态等于轨道数	S 原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , 其轨道数为 $1+1+3+1+3=9$ , 则有 9 种不同的空间运动状态
③伸展方向看轨道类型	S 原子的 s 轨道为球形,只有 1 种伸展方向, p 轨道有 3 种伸展方向,则共有 4 种不同的伸展方向
④不同能量的电子看能级数	S 原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , 有 5 种不同能量的电子

### 【综合应用】

**例 3** 基态 P 原子核外电子的空间运动状态有 ( )

- A. 4 种                      B. 7 种  
C. 8 种                      D. 9 种

**例 4** 按要求填空:

(1)基态 F 原子核外电子的运动状态有\_\_\_\_\_种。

(2)基态钛原子的价层电子排布为\_\_\_\_\_,其原子核外电子的空间运动状态有\_\_\_\_\_种,共有\_\_\_\_\_种运动状态不同的电子。

(3)基态 Si 原子价层电子的运动状态有\_\_\_\_\_种,若其电子排布式表示为  $[\text{Ne}]3s^2 3p_x^2$ , 则违背了\_\_\_\_\_。

(4)基态 Cu 原子核外电子的空间运动状态有\_\_\_\_\_种。

### 类型三 未成对电子数目

### 【解题策略】

#### 基态原子的未成对电子数目规律

族序数	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
未成对电子数	1	0	1	2	3	2	1	0
族序数	III B (Sc)	IV B (Ti)	V B (V)	VI B (Cr)	VII B (Mn)	VIII (Fe, Co, Ni)	I B (Cu)	II B (Zn)
未成对电子数	1	2	3	6	5	4, 3, 2	1	0

### 【综合应用】

**例 5** 回答下列问题。

(1)镍元素基态原子的核外电子排布式为\_\_\_\_\_, 3d 能级上的未成对电子数为\_\_\_\_\_。

(2)基态 Ge 原子的价层电子排布为\_\_\_\_\_, 有\_\_\_\_\_个未成对电子。

(3)基态  $\text{Zn}^{2+}$  核外电子排布式为\_\_\_\_\_。

(4)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  $^{14}\text{C}$  原子中,核外存在\_\_\_\_\_对自旋相反的电子。

(5)基态 Fe 原子有\_\_\_\_\_个未成对电子。基态  $\text{Fe}^{3+}$  的核外电子排布式为\_\_\_\_\_。

**例 6** 判断原子中未成对电子数目,按要求填空:

- (1)基态  $\text{Ti}^{3+}$  中未成对电子数有 \_\_\_\_\_ 个;与 Ti 同族且相邻的元素 Zr 的基态原子价层电子排布为 \_\_\_\_\_;与钛同周期元素的基态原子中,未成对电子数与钛相同的元素有 \_\_\_\_\_ 种。
- (2)血红蛋白中的  $\text{Fe}^{2+}$  处于基态时,其最高能级中的单电子数为 \_\_\_\_\_。
- (3)Cr 与 Ni 的基态原子核外未成对电子数之比

为 \_\_\_\_\_。

- (4)第四周期中未成对电子数最多的基态原子的价层电子轨道表示式为 \_\_\_\_\_。
- (5)基态 Cu 原子的价层电子轨道表示式为 \_\_\_\_\_,基态 Cu 原子有 \_\_\_\_\_ 个未成对电子。
- (6)某元素的原子最外层电子排布式为  $ns^n np^{n+2}$ ,则  $n =$  \_\_\_\_\_;原子中能量最高的是 \_\_\_\_\_ 电子,价层电子轨道表示式为 \_\_\_\_\_。

## 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

#### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务 原子结构与元素周期表

##### 【课前自主预习】

#### 1. 元素周期律、元素周期系和元素周期表

(1)元素周期律

元素的性质随 \_\_\_\_\_ 递增而呈周期性的变化,这个规律称作元素周期律。

(2)元素周期系

元素按其 \_\_\_\_\_ (即 \_\_\_\_\_) 递增排列的序列称为元素周期系。

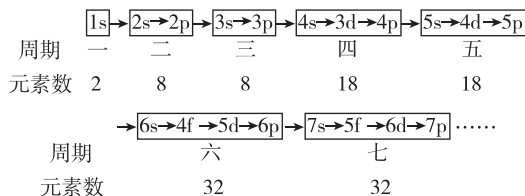
(3)元素周期表是呈现 \_\_\_\_\_ 的表格。

\_\_\_\_\_ 只有一个, \_\_\_\_\_ 多种多样。

#### 2. 构造原理与元素周期表

(1)周期

根据构造原理得出的核外电子排布,可以解释元素周期系的基本结构。例如,可以解释元素周期系中每个周期的元素数,第一周期从 \_\_\_\_\_ 开始,以 \_\_\_\_\_ 结束,只有两种元素。其余各周期总是从 \_\_\_\_\_ 能级开始,以 \_\_\_\_\_ 结束,而从  $ns$  能级开始以  $np$  结束递增的 \_\_\_\_\_ (或 \_\_\_\_\_) 就等于每个周期里的元素数,具体数据如下。



(2)族

元素周期表中,同族元素 \_\_\_\_\_ 相同,这是同族元素性质相似的结构基础。

(3)分区

①根据核外电子排布,可把元素周期表划分成 5 个区:s 区、p 区、d 区、ds 区、f 区。除 ds 区外,一般来说,各区的名称来自按构造原理最后填入电子的能级的符号。

②根据元素的金属性和非金属性,划分为金属元素区(周期表左下方)和非金属元素区(周期表右上方)。

#### 【问题思考】

(1)根据构造原理,解释为什么元素周期表中,第一、二、三、四、五、六、七周期中含有元素的数目分别是 2、8、8、18、18、32、32?

(2)元素周期表划分区的依据是什么?区的名称与该区原子中电子的能级符号之间有什么关系?

(3)能否根据原子的价层电子排布判断元素在周期表中的位置?

### 【核心知识讲解】

#### 1. 核外电子排布与周期的划分

(1)每一周期元素原子的价层电子排布与元素种类

周期	价层电子排布			各周期增加的能级	元素种类
	第 I A 族	0 族	最外层最多容纳电子数		
一	$1s^1$	$1s^2$	2	1s	2
二	$2s^1$	$2s^2 2p^6$	8	2s, 2p	8
三	$3s^1$	$3s^2 3p^6$	8	3s, 3p	8
四	$4s^1$	$4s^2 4p^6$	8	4s, 3d, 4p	18
五	$5s^1$	$5s^2 5p^6$	8	5s, 4d, 5p	18
六	$6s^1$	$6s^2 6p^6$	8	6s, 4f, 5d, 6p	32
七	$7s^1$	$7s^2 7p^6$	8	7s, 5f, 6d, 7p	32

(2)核外电子排布与周期划分的关系

①根据构造原理,将能量相近的能级分为一组,同一能级组内,各能级能量相差较小,各能级组之间能量相差较大。

②每一个能级组对应一个周期,且该能级组中最高能级对应的能层数等于元素的周期序数。

③能级组容纳的最多电子数等于该周期元素种数。

#### 2. 核外电子排布与族的划分

(1)主族元素原子的价层电子排布

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

①主族元素的族序数=价电子总数=最高正价(O、F 除外)。

②主族元素价电子全部排布在  $ns$  或  $ns$  和  $np$  轨道上。

(2)稀有气体原子的价层电子排布为  $1s^2$  或  $ns^2 np^6$ 。

(3)过渡元素(以第四周期为例)原子的价层电子排布

族序数	价层电子排布
III B	$3d^1 4s^2$
IV B	$3d^2 4s^2$
V B	$3d^3 4s^2$
VI B	$3d^5 4s^1$
VII B	$3d^5 4s^2$
VIII	$3d^{6-8} 4s^2$
I B	$3d^{10} 4s^1$
II B	$3d^{10} 4s^2$

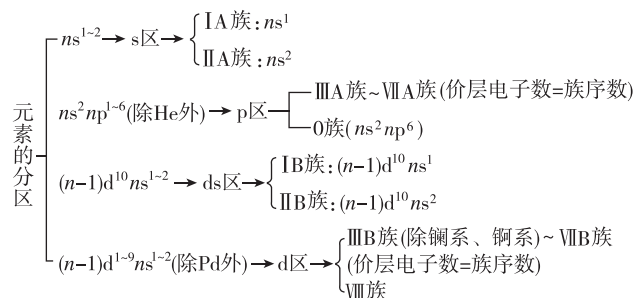
①第 III B 族→第 VII B 族:族序数=价电子数=原子最外层  $ns$  电子数+次外层  $(n-1)d$  电子数=最高正价(镧系、锕系除外)。

②第 VIII 族:原子最外层  $ns$  电子数与次外层  $(n-1)d$  电子数之和分别为 8、9、10。

③第 I B 族和第 II B 族的族序数=原子最外层电子数。

#### 3. 元素周期表的分区

(1)元素周期表的分区与核外电子排布的关系



(2)按金属元素与非金属元素分区

在元素周期表中位于金属和非金属分界线附近的元素兼有金属和非金属的性质,位于此处的元素(如硼、硅、锗、砷、锑等)常被称为半金属或类金属(一般可用作半导体材料)。

#### 4. 对角线规则

Li	Be	B	
	Mg	Al	Si

在元素周期表中,某些主族元素与右下方的主族元素的有些性质是相似的,这种相似性被称为对角线规则。

如铍、铝两元素的性质相似性:

	与酸反应	与碱反应
单质	$2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Be} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Al} + 2\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Be} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + \text{H}_2 \uparrow$
氧化物	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{BeO} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ $\text{BeO} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
氢氧化物	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$

**[易错提醒]** 对角线规则是从相关元素及其化合物的许多性质中总结出来的经验规则,在实用方面有一定的局限性,应慎重使用。

### 【知识迁移应用】

**例 1** 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、f 区、ds 区的元素
- D. ds 区元素不都是副族元素

**例 2** 若某元素原子处于能量最低状态时,原子的最外层电子数为 2,价层电子数为 4,下列关于该元素的叙述正确的是 ( )

- A. 该元素基态原子的 M 层有 10 个电子
- B. 该元素处于元素周期表中第 IV A 族
- C. 该元素位于元素周期表的 d 区或 p 区
- D. 该元素基态原子的价层电子排布为  $(n-1)d^2ns^2$

**例 3** 下列物质性质相似与“对角线规则”无关的是 ( )

- A.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  能与  $\text{NaOH}$  反应,  $\text{Be}(\text{OH})_2$  也能与  $\text{NaOH}$  反应
- B.  $\text{MgCO}_3$  微溶于水,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  也微溶于水
- C. 单质硼的熔点高,晶体硅的熔点也高
- D. 氯气能与水反应,氟气也能与水反应

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

- (1)除 0 族外,短周期元素的最高化合价在数值上都等于该元素所属的族序数 ( )
- (2)s 区均为金属元素 ( )
- (3)同一族元素的价层电子数一定相同 ( )
- (4)基态原子的 N 层上只有一个电子的元素,一定是第 I A 族元素 ( )
- (5)基态原子价层电子排布为  $3d^24s^2$  的元素位于元素周期表第四周期第 IV B 族 ( )
- (6)正三价阳离子的电子排布式为  $1s^22s^22p^63s^23p^63d^5$  的元素在周期表中位于第 VIII 族 ( )
- (7)元素周期表 5 个区中都有金属元素 ( )
- (8)基态原子的价层电子排布为  $(n-1)d^{6\sim 8}ns^2$  的元素一定是过渡元素 ( )
- (9)基态原子的价层电子排布为  $(n-1)d^xns^y$  的元素的族序数一定为  $x+y$  ( )

2. 元素周期表长周期共有 18 个纵列,从左到右排 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元素
- B. 第 11 列元素基态原子的价层电子排布是  $nd^9ns^2$
- 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. 下列关于基态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正确的是 ( )

- A. 原子的价层电子排布为  $ns^2np^{1\sim 6}$  的元素一定是主族元素
- B. 基态原子的 p 能级上有 5 个电子的元素一定是第 VII A 族元素
- C. 原子的价层电子排布为  $(n-1)d^{6\sim 8}ns^2$  的元素一定位于第 III B 族~第 VII B 族
- D. 基态原子的 N 层上只有 1 个电子的元素一定是主族元素

4. “铼”被称为“航空金属”，它在提升大飞机发动机涡轮叶片高温力学性能方面发挥着不可替代的作用。

元素周期表中铼元素的数据如图所示。下列说法错误的是 ( )

A. 铼元素位于第六周期第ⅧB族

75	Re
	铼
	$5d^56s^2$
	186.2

B. 铼元素位于周期表中的d区

C. 基态铼原子核外有5个未成对电子

D. 铼的最高价氧化物的化学式为 $\text{ReO}_3$

## 第2课时 元素周期律

### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务一 原子半径

##### 【课前自主预习】

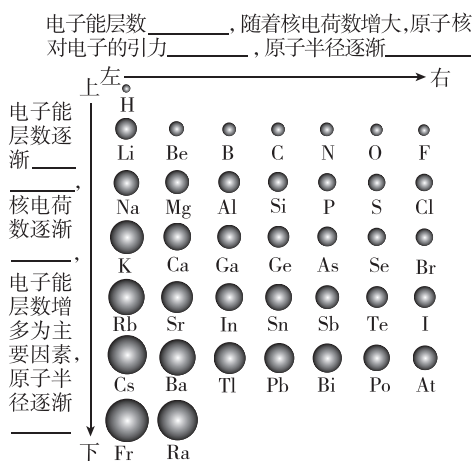
##### 1. 影响因素

(1) 电子的能层数: 电子的能层越多, 电子之间的排斥作用将使原子的半径\_\_\_\_\_。

(2) 核电荷数: 核电荷数越大, 核对电子的吸引作用也越大, 将使原子的半径\_\_\_\_\_。

(3) 核外电子数: 电子层数和核电荷数都相同时, 核外电子数越多, 将使粒子的半径\_\_\_\_\_。

##### 2. 变化规律



除Li外, 第三周期主族元素原子半径大于第二周期主族元素原子半径 $[r(\text{Mg}) > r(\text{Li}) > r(\text{Al})]$ 。

##### 【问题思考】

(1) 电子能层数多的元素的原子半径一定比电子能层数少的元素的原子半径大吗?

(2) 比较Na与 $\text{Na}^+$ 、Cl与 $\text{Cl}^-$ 的半径大小, 并说明理由。

(3) 具有相同电子层结构的离子, 如 $\text{O}^{2-}$ 、 $\text{F}^-$ 、 $\text{Na}^+$ 、 $\text{Mg}^{2+}$ 、 $\text{Al}^{3+}$ 的半径大小关系如何? 为什么?

##### 【核心知识讲解】

##### 比较粒子半径大小的方法

(1) 快速判断简单粒子半径大小的方法

“一看”电子层数:

最外层电子数相同(同族)时, 电子层数越多, 半径越大。

“二看”核电荷数:

当电子层数相同时, 核电荷数越大, 半径越小。

“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。

(2) 离子半径的大小比较

① 电子层结构相同的离子, 核电荷数越大, 半径越小, 例如,  $r(\text{O}^{2-}) > r(\text{F}^-) > r(\text{Na}^+) >$

$r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{Al}^{3+})$ 。

② 同主族带相同电荷的离子, 电子层数越多, 半径越大, 例如,  $r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+) <$

$r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+)$ ,  $r(\text{O}^{2-}) < r(\text{S}^{2-}) <$

$r(\text{Se}^{2-}) < r(\text{Te}^{2-})$ 。

③ 同种元素的离子半径: 阴离子半径大于原子半径, 原子半径大于阳离子半径, 低价阳离子半径大于高价阳离子半径, 例如,  $r(\text{Cl}^-) > r(\text{Cl})$ ,  $r(\text{Fe}) > r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$ 。

④ 核电荷数、电子层数均不相同的离子可选一种离子作参照进行比较, 例如, 比较 $r(\text{K}^+)$ 与 $r(\text{Mg}^{2+})$ 可选 $r(\text{Na}^+)$ 为参照,  $r(\text{K}^+) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$ 。

### 【知识迁移应用】

**例 1** 下列有关粒子半径的变化规律,不正确的是 ( )

- A. 当电子层数相同时,核电荷数越大,原子半径越大  
 B. 当最外层电子数相同时,质子数越多,主族元素的原子半径越大  
 C.  $r(\text{K}^+) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{Al}^{3+})$   
 D.  $r(\text{O}^{2-}) < r(\text{S}^{2-}) < r(\text{Se}^{2-}) < r(\text{Te}^{2-})$

**例 2** 下列关于粒子半径的比较不正确的是 ( )

- 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

### ◆ 学习任务二 电离能

#### 【课前自主预习】

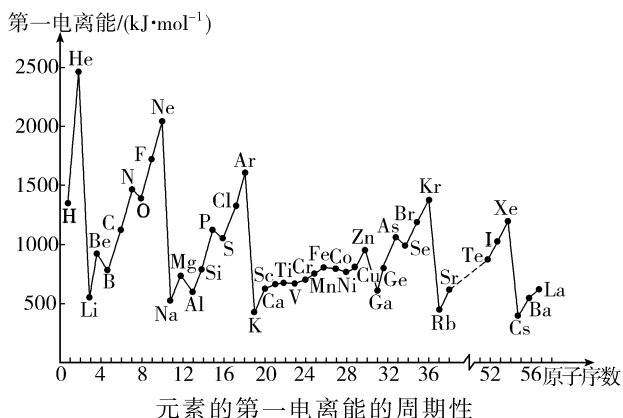
#### 1. 第一电离能的概念

\_\_\_\_\_ 基态原子失去 \_\_\_\_\_ 电子转化为气态基态正离子所需要的 \_\_\_\_\_ 叫作第一电离能。元素第一电离能符号: \_\_\_\_\_。



基态原子          基态正离子

#### 2. 第一电离能递变规律



(1) 每个周期的第一种元素(氢和碱金属)的第一电离能 \_\_\_\_\_, 最后一种元素(稀有气体)的第一电离能 \_\_\_\_\_, 即一般来说, 同一周期, 随着核电荷数的递增, 元素的第一电离能呈

\_\_\_\_\_ 趋势。第 III A 族如 B 和 Al 的第一电离能较小的原因: 失去的是  $np$  能级上的电子, 该能级电子的能量比同周期第 II A 族 Be 和 Mg 失去的  $ns$  能级电子的能量 \_\_\_\_\_。

第 VI A 族如 O、S 的第一电离能较小的原因: 第 V A 族的 N 和 P 的电子排布是 \_\_\_\_\_ 状态, 比较稳定, 电离能 \_\_\_\_\_。

(2) 同一主族元素, 从上到下第一电离能逐渐 \_\_\_\_\_。

#### 3. 电离能的意义

衡量元素的原子失去电子的难易程度。第一电离能越 \_\_\_\_\_, 原子越易失去一个电子。

#### 【问题思考】

(1) 第二周期的元素中哪种元素的第一电离能最小, 哪种元素的第一电离能最大? 从原子结构的角度解释为什么同一周期随着原子序数的递增, 第一电离能呈增大的趋势? 从电子排布的角度分析为什么 B 的第一电离能小于 Be, O 的第一电离能小于 N?

(2) 在元素的第一电离能的周期性图中碱金属元素有哪些? 它们的第一电离能有何变化规律? 碱金属元素的第一电离能与碱金属元素的活泼性之间存在什么联系? 试从原子结构的角度解释为什么碱金属元素的第一电离能数值较小?

(3) 阅读分析表格数据:

元素	Na	Mg	Al
各级电离能/ ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	496	738	578
	4562	1451	1817
	6912	7733	2745
	9543	10 540	11 575
	13 353	13 630	14 830
	16 610	17 995	18 376
	20 114	21 703	23 293