



# 导学案

主编 肖德好

全品

# 学练考

## 高中化学

选择性必修2 RJ

细分课时

分层设计

落实基础

突出重点

# 目录 Contents

## 01 第一章 原子结构与性质

PART ONE

第一节 原子结构	导 099
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	导 099
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	导 104
<b>整合突破 1 核外电子排布</b>	导 109
第二节 原子结构与元素的性质	导 111
第 1 课时 原子结构与元素周期表	导 111
第 2 课时 元素周期律	导 114
<b>整合突破 2 电负性与电离能的考查</b>	导 120
📌 本章素养提升	导 121

## 02 第二章 分子结构与性质

PART TWO

第一节 共价键	导 123
第 1 课时 共价键	导 123
第 2 课时 键参数——键能、键长与键角	导 126
第二节 分子的空间结构	导 129
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	导 129
第 2 课时 杂化轨道理论简介	导 133
<b>整合突破 3 原子的杂化类型与粒子的空间结构</b>	导 136
<b>整合突破 4 分子中共价键的键角大小比较</b>	导 137

第三节 分子结构与物质的性质	导 138
第 1 课时 共价键的极性	导 138
第 2 课时 分子间的作用力	导 141
第 3 课时 分子的手性	导 144
<b>整合突破 5 大 <math>\pi</math> 键的形成和 <math>\pi</math> 电子数的计算</b>	导 146
<b>④ 本章素养提升</b>	导 147

## 03 第三章 晶体结构与性质

PART THREE

第一节 物质的聚集状态与晶体的常识	导 150
第二节 分子晶体与共价晶体	导 155
第 1 课时 分子晶体	导 155
第 2 课时 共价晶体	导 160
第三节 金属晶体与离子晶体	导 163
第 1 课时 金属键与金属晶体	导 163
第 2 课时 离子晶体 过渡晶体与混合型晶体	导 166
<b>整合突破 6 有关晶胞的常见计算</b>	导 169
<b>整合突破 7 晶体坐标参数与投影图分析</b>	导 171
第四节 配合物与超分子	导 173
<b>整合突破 8 配合物、配位键和配位数</b>	导 177
<b>④ 本章素养提升</b>	导 178

<b>◆ 参考答案</b>	导 183
---------------	-------

#### 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. 能层及能量关系

(1) 含义

核外电子按\_\_\_\_\_不同分成能层(电子层)。

(2) 能层序数及能量关系

能层序数 1、2、3、4、5、6、7 分别用\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_、N、O、P、Q 表示。能层越高, 电子的能量\_\_\_\_\_, 能量的高低顺序为  $E(K)$  \_\_\_\_\_  $E(L)$  \_\_\_\_\_  $E(M)$  \_\_\_\_\_  $E(N) < E(O) < E(P) < E(Q)$ 。

##### 2. 能级

(1) 含义

同一能层的电子, 根据\_\_\_\_\_的差异, 又可分成不同能级。

(2) 表示方法

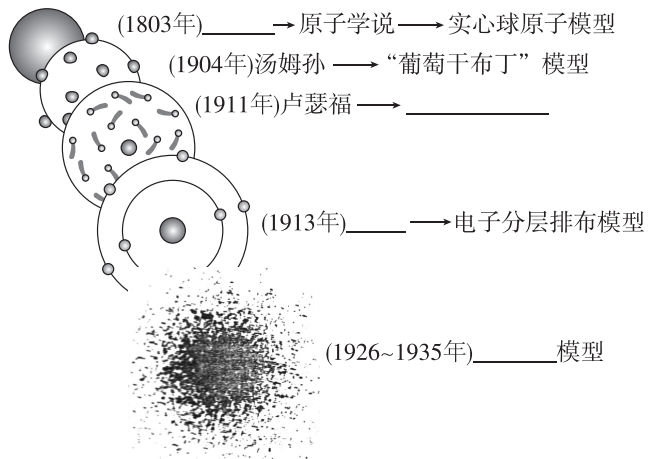
①任一能层的能级总是从\_\_\_\_\_能级开始, 能级数等于该\_\_\_\_\_, 即第一能层只有\_\_\_\_\_个能级(1s), 第二能层有\_\_\_\_\_个能级(2s 和 2p), 第三能层有\_\_\_\_\_个能级(3s、3p 和 3d), 依次类推。

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:

$E(ns)$  \_\_\_\_\_  $E(np)$  \_\_\_\_\_  $E(nd)$  \_\_\_\_\_  $E(nf)$  ……

##### 3. 原子结构模型的发展史



#### [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。

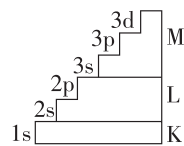
(2)能层就是电子层,各能层具有的能级数等于能层序数。如K层只有1s能级,L层有2s、2p两个能级,M层有3s、3p、3d三个能级。

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

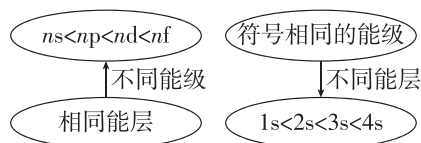
(4)不同能层中符号相同的能级所容纳的最多电子数相同。

#### 2. 能层中各能级之间能量高低关系

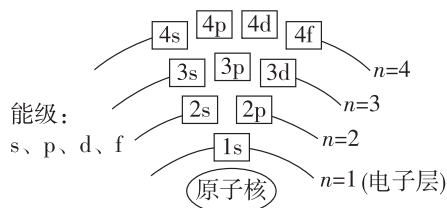
(1)能层与能级类似楼层与阶梯之间的关系,在每一个能层中,能级符号顺序是 $ns、np、nd、nf\dots\dots$ (如图所示):



(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中不正确的是 ( )

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

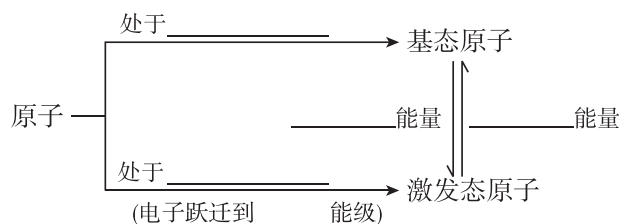
**例2** 下列关于能层与能级的说法中正确的是 ( )

- A. 处于同一能层的电子能量相同
- B. 同是p能级,在不同的能层中所能容纳的最多电子数是相同的
- C. N能层有s、p 2个能级,最多容纳8个电子
- D. 能级能量: $4s > 4d$

### ◆ 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

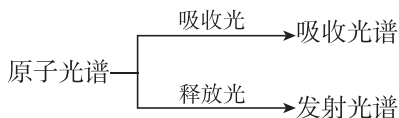


#### 2. 电子跃迁的能量变化与可见光

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之一。  
 霓虹灯光、激光、焰火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]



节日燃放的焰火

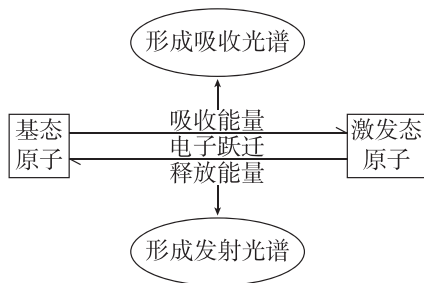
(1)我们经常燃放焰火来庆祝节日,焰火产生的原因是什么?

(2)原子光谱是怎么产生的,有什么应用?

(3)钠在空气中加热燃烧发出黄色火焰,是因为钠被氧气氧化失去电子吗?金属的焰色试验是物理变化,还是化学变化?

#### 【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** 下列说法不正确的是 ( )

- A. 同一原子的 2p 能级的能量一定比 2s 能级的能量高
- B. 在现代化学中,常利用光谱分析法来鉴定元素
- C. 同一原子处于激发态时的能量一定低于其处于基态时的能量
- D. 焰色试验中观察到的特殊焰色是金属原子的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产生的光的颜色

**例 4** 下列有关原子光谱的说法中,不正确的是 ( )

- A. 霓虹灯能发出五颜六色的光,发光机理与氢原子光谱形成机理基本相同
- B. 通过原子光谱可以发现新的元素,也可以鉴定某些元素
- C. 夜空中五彩缤纷的烟花与原子核外电子的跃迁有关
- D. 利用光谱仪只能测得原子的发射光谱

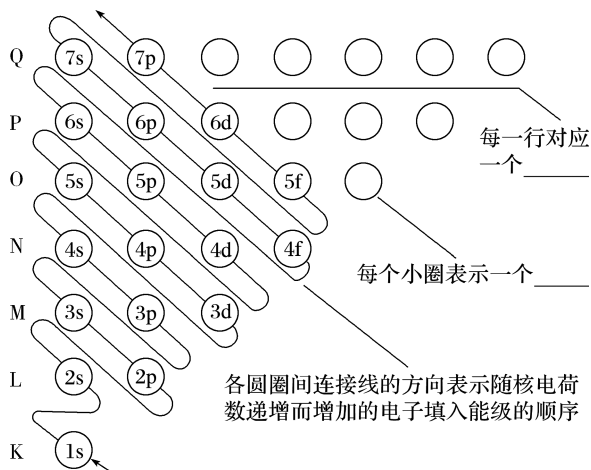
### ◆ 学习任务三 构造原理与电子排布式

#### 【课前自主预习】

#### 1. 构造原理

(1)以\_\_\_\_\_事实为基础,从氢开始,随核电荷数递增,新增电子填入能级的顺序称为\_\_\_\_\_。

(2)示意图如下:

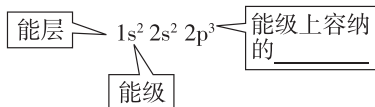


## 2. 电子排布式

(1)含义:将能级上所容纳的电子数标在该能级符号右上角,并按照能层序数从小到大的顺序排列的式子,称为电子排布式。

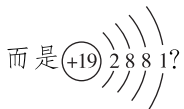
(2)表示方法:按照构造原理,元素的核电荷数每递增一个,同时增加一个核电荷和一个\_\_\_\_\_,就得到一个\_\_\_\_\_的电子排布。电子填满了一个\_\_\_\_\_,开始填入下一个\_\_\_\_\_,由此构建了元素周期系中各元素的基态原子的电子排布。电子排布式中,能级符号右上角的数字表示该能级的\_\_\_\_\_。

(3)示例:基态氮原子的电子排布式为



### [问题思考]

(1)为什么K原子的原子结构示意图不是  $\textcircled{+19} \begin{matrix} ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \\ ) \end{matrix}$  ,



(2)从元素周期表给出的信息可知,基态Cr原子和Cu原子的电子排布式分别为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  和  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ , 这样的电子排布符合构造原理吗?是根据什么确定其电子排布的?

## 【核心知识讲解】

### 1. 能级交错现象

由构造原理可知,从第三能层开始,不同能层的能级出现能级交错现象:随核电荷数的递增,电子并不总是填满一个能层后再开始填入下一个能层的。电子是按  $3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$  的顺序而不是按  $3p \rightarrow 3d \rightarrow 4s$  的顺序填充的。

### 2. 电子排布式的书写

#### (1)书写方法

先按构造原理中 能级顺序填充电子	→	再将同一能层的能级按 s、p、d、f……顺序排列
---------------------	---	-----------------------------

如 $_{22}\text{Ti}$ :先排列为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ , 然后将同一能层的能级排列到一起,即该基态原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ 。

#### (2)注意事项

①在书写电子排布式时,一般情况下,能层低的能级要写在左边,而不是按构造原理顺序写。

电子填充顺序(构造原理):  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, \dots$

书写顺序:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, 5s, \dots$

如:Fe的电子排布式是  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ 。

②基态原子的能量最低,故基态原子的电子排布式是能量最低的状态;基态氮原子不存在  $1s^1 2s^1$  的状态,但氮处于激发态时可能会存在  $1s^1 2s^1$  的状态。

### 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的核外电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , 其中第一、二能层与Ne( $1s^2 2s^2 2p^6$ )的核外电子排布结构相同,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 $[\text{Ne}]3s^23p^5$ ,则其价层电子排布为 $3s^23p^5$ 。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 $3d^64s^2$ ,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.  $\text{Ne}:1s^22s^22p^6$
- B.  $\text{S}^{2-}:1s^22s^22p^63s^23p^6$
- C.  $\text{Ca}^{2+}:1s^22s^22p^63s^23p^6$
- D.  $\text{F}:1s^22s^12p^6$

**例 6** 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式为  $3d^64s^2$
- C. 所有基态原子的核外电子排布都遵循构造原理
- D. 构造原理中电子排布的能级顺序,并不代表各能级能量由低到高的顺序

## 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) $\text{Mg}$  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  $1s^22s^22p^63s^23p^6$
- D. 同一原子中, $2p$ 、 $3p$ 、 $4p$  能级容纳电子数依次增多

3. 当碳原子的核外电子排布由  $1s^22s^22p^2$  转变为  $1s^22s^12p^3$  时,下列说法正确的是 ( )

- A. 碳原子由基态变为激发态
- B. 碳原子由激发态变为基态
- C. 该过程将产生发射光谱
- D. 碳原子要向外界环境释放能量

4. 吸收光谱和发射光谱统称为原子光谱。下列说法错误的是 ( )

- A. 同一种元素原子的吸收光谱和发射光谱的特征谱线相同
- B. 焰色试验是利用元素的特征可见原子光谱鉴别某些元素
- C. 光谱仪可以摄取元素原子的吸收光谱和发射光谱
- D. 目前发现的元素都是通过原子光谱发现的

5. 某原子的电子排布式为  $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^2$ , 下列说法不正确的是 ( )

- A. 该元素原子核外共有 25 个电子
- B. 该元素原子核外有 4 个能层
- C. 该元素原子最外层共有 2 个电子
- D. 该元素原子  $M$  能层共有 8 个电子

6. 按要求填空。

(1)元素  $\text{Cu}$  基态原子的核外电子排布式为\_\_\_\_\_。

(2)基态氧原子的电子排布式为\_\_\_\_\_。

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

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

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

7. 有几种元素的粒子,其原子核外电子排布式均为  $1s^22s^22p^63s^23p^6$ ,其中:

(1)某电中性粒子一般不和其他元素的原子反应,这种粒子的符号是\_\_\_\_\_。

(2)某粒子的盐溶液能使溴水褪色,并出现浑浊,这种粒子的符号是\_\_\_\_\_。

(3)某粒子的氧化性很弱,但得到电子后还原性很强,且这种粒子的原子有一个单电子,这种粒子的符号是\_\_\_\_\_。

(4)某粒子的还原性虽弱,但失去电子后氧化性强,且这种粒子的原子得到一个电子即达稳定结构,这种粒子的符号是\_\_\_\_\_。



## 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 \_\_\_\_\_。

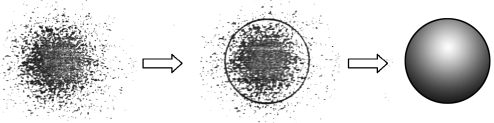
##### ② 电子云

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	—
	2s	1	2s	球形	—
L	2p	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	哑铃形	相互垂直
	3s	1	3s	球形	—
	3p	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	哑铃形	相互垂直
M	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?

## 【核心知识讲解】

### 1. 正确认识电子云

(1)电子云表示电子在原子核外空间某处出现的概率,不代表电子的运动轨迹。电子云中的小点是电子在原子核外出现的概率密度的形象化描述,小点越密,表明概率密度越大。常把电子在原子核外空间出现的概率  $P=90\%$  的空间圈起来,即电子云轮廓图。

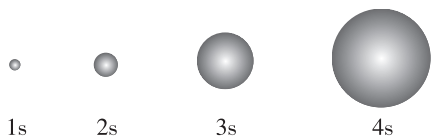
(2)电子云图中的小点并不代表电子,小点的数目也不代表电子真实出现的次数。

(3)由氢原子的  $1s$  电子在原子核外出现的概率密度分布图可知,电子在离原子核越近的空间出现的概率越大;电子云的外围形状具有不规则性。



### 2. 原子轨道与能层序数的关系

(1)不同能层的同种能级的原子轨道形状相同,半径不同。能层序数  $n$  越大,原子轨道的半径越大。如:同一原子  $s$  电子的电子云轮廓图都是一个球形,只是球的半径不同,如图所示。



(2) $ns$  能级只有一个原子轨道, $np$  能级有 3 个能量相同的原子轨道,它们相互垂直,分别以  $p_x$ 、 $p_y$ 、 $p_z$  表示。 $nd$  能级有 5 个能量相同的原子轨道, $nf$  能级有 7 个能量相同的原子轨道。

(3)同一能层中,不同能级的原子轨道的能量及空间伸展方向不同,但同一能级的几个原子轨道的能量相同,如  $2p_x$ 、 $2p_y$ 、 $2p_z$  的能量相同。

(4)各能层中原子轨道数与能层序数( $n$ )的关系:某能层中原子轨道数目=该能层序数的平方(即  $n^2$ )。

### 3. s 能级和 p 能级原子轨道的比较

能级	s	p
轨道图形		
轨道形状	球形	哑铃形
轨道数目	1	3(相互垂直)
最多容纳电子数	2	6
相同点	①均以原子核为对称中心 ②原子轨道的平均半径分别随能层数增大而增大,且同种能级符号的原子轨道形状相似	

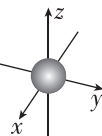
## 【知识迁移应用】

**例 1** 下列有关叙述中正确的是 ( )

- 原子轨道和电子云都是用来形象地描述电子运动状态的
- 各电子层的能级都是从  $s$  能级开始到  $f$  能级结束
- $3p_x$ 、 $3p_y$ 、 $3p_z$  的差异之处在于三者中电子(基态)的能量不同
- 电子云图上的每一个点都代表一个电子

**例 2** 下列说法中正确的是 ( )

- $1s$  电子云呈球形,表示电子绕原子核做圆周运动



- $ns$  能级的原子轨道图可表示为
- $3d^3$  表示  $3d$  能级有 3 个轨道
- 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】

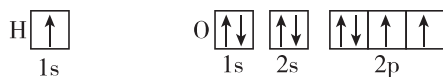
#### 1. 电子自旋与泡利原理

(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( $\uparrow$ 和 $\downarrow$ )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,“ $\uparrow\downarrow$ ”称 \_\_\_\_\_,“ $\uparrow$ ”或“ $\downarrow$ ”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  $2p^3$  的轨道表示式

为  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ ,不能表示为  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ 。

(2)特例:当同一能级上的电子排布为全充满( $p^6$ 、 $d^{10}$ 、 $f^{14}$ )、半充满( $p^3$ 、 $d^5$ 、 $f^7$ )和全空状态( $p^0$ 、 $d^0$ 、 $f^0$ )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  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ 、 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$ ,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)。

#### [问题思考]

(1)常见原子失去电子变为离子时,优先失去最外层电子还是能量最高的电子?

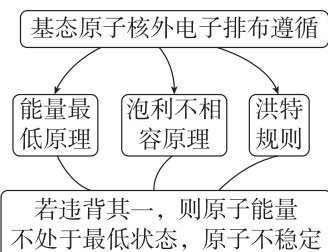
(2)什么是原子核外电子的运动状态?

(3)写出基态钠原子的原子结构示意图、电子排布式、轨道表示式和电子式。

### 【核心知识讲解】

#### 1. 基态原子核外电子排布

(1)基态原子核外电子排布的规律

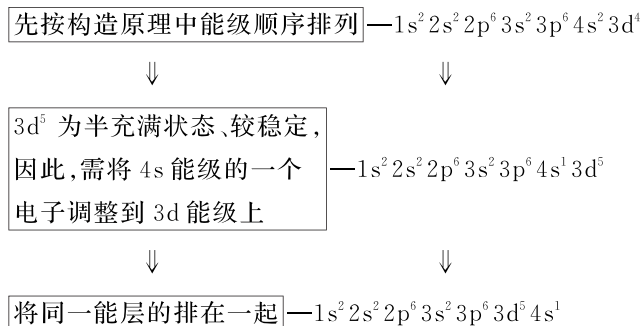


这三个原则并不是孤立的,而是相互联系、相互制约的,也就是说核外电子在原子轨道上排布要同时遵循这三个原则。

(2)特殊原子核外电子排布

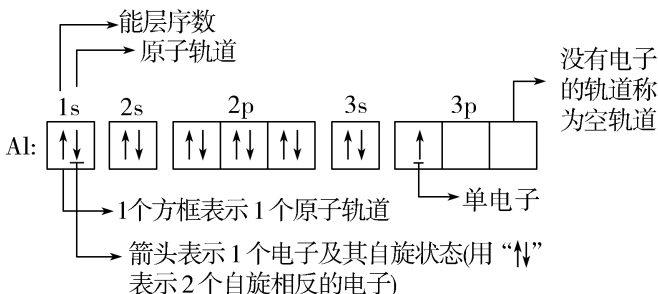
当 p、d、f 能级处于全空、全充满或半充满状态时,能量相对较低,原子结构较稳定。

如  $_{24}\text{Cr}$  的电子排布:



#### 2. 轨道表示式

(1)轨道表示式中各符号、数字的含义(以基态 Al 原子为例)



(2) 书写原子轨道表示式的“五项要求”

① 一个方框(□)表示一个原子轨道,一个“箭头”表示一个电子,其中,s 轨道为 □,p 轨道为 □□□,d 轨道为 □□□□□。

② 不同能级中的方框(□)要相互分开,同一能级中的方框(□)要相互连接。

③ 整个原子的轨道表示式中各能级的排列顺序与相应的电子排布式一致。

④ 当一个方框(□)中有 2 个电子时,它们的自旋相反;当同一能级中的不同原子轨道有多个单电子时,电子要分占不同的原子轨道且自旋平行。

⑤ 根据洪特规则的特例,如 $_{24}\text{Cr}$  基态原子价层电子的轨道表示式为  $\begin{array}{c} 3d \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \\ 4s \\ \uparrow \end{array}$  (半充满),易错

写为  $\begin{array}{c} 3d \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \\ 4s \\ \uparrow \downarrow \end{array}$ 。

### 3. 核外电子排布的代表方法

原子(离子)结构示意图	含义	将每个能层上的电子总数表示在原子核外的式子
	实例	$\text{Al}: (+13) 2 8 3 \quad \text{S}^{2-}: (+16) 2 8 8$
电子排布式	含义	用数字在能级符号右上角标明该能级上排布的电子数
	实例	$\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
简化电子排布式	含义	为了避免电子排布式书写过于烦琐,把内层电子达到稀有气体原子结构的部分以相应稀有气体元素符号外加方括号表示
	实例	$\text{K}: [\text{Ar}] 4s^1$
价层电子排布	含义	在化学反应中可能发生电子变动的能级中的电子排布式,主族元素的价层电子排布即最外层电子排布式
	实例	$\text{Al}: 3s^2 3p^1$
轨道表示式(电子排布图)	含义	每个方框(或圆圈)代表一个原子轨道,每个箭头代表一个电子
	实例	$\text{Al}: \begin{array}{cccccc} 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \\ \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow & \uparrow \square \square \end{array}$
电子式	含义	化学中常在元素符号周围用“·”或“×”来表示元素原子的最外层电子,相应的式子叫电子式
	实例	$\cdot \text{P} \cdot, \text{K} \cdot, \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot$

### 【知识迁移应用】

**例 3** 写出 5、6、7、8、9 号元素基态原子的核外电子排布式,并总结各主族元素最外层电子排布式的特点(成对电子对的数目;未成对电子数和它占据的轨道)。

**例 4** 下列说法正确的是 ( )

- A. 多电子原子不同能级能量高低的比较中: $3p > 4s$   
 B. 某元素基态原子的最外层电子数是次外层电子数的 1.5 倍,则该元素基态原子的核外电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^1$   
 C. 基态 K 原子的核外电子的空间运动状态共有 19 种  
 D. 根据洪特规则可知  $1s^2 2s^2 2p^2$  的价层电子的轨道

表示式为  $\begin{array}{ccc} 1s & 2s & 2p \\ \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow & \uparrow \uparrow \square \end{array}$

**例 5** 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

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)电子的运动与行星相似,围绕原子核在固定轨道上高速旋转 ( )  
 (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  $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \downarrow \\ \hline \end{array}$  ( )

2. 下列关于电子云的叙述中不正确的是 ( )

- A. 电子云是用小点的疏密程度来表示电子在核外空间出现概率大小的图形  
 B. 电子云实际上是电子运动形成的类似云一样的图形  
 C. 电子云图说明离核越近,电子出现的概率越大;离核越远,电子出现的概率越小  
 D. 能级类别不同,电子云轮廓图的形状也不一样

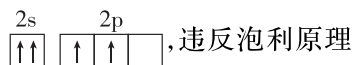
3. 下列说法不正确的是 ( )

- A. 原子核外电子排布,先排满 K 层再排 L 层、先排满 M 层再排 N 层  
 B. 从空间角度看,3s 轨道比 2s 轨道大  
 C. 2p、3p、4p 的轨道形状均为哑铃形  
 D. 各能层含有的原子轨道数为  $n^2$  ( $n$  为能层序数)

4. 下列说法正确的是 ( )

- A. 基态 Cr 原子的价层电子排布: $3d^5 4s^1$ ,违反能量最低原理  
 B. 基态 C 原子的电子排布式: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_z^1$ ,违反能量最低原理

C. 基态 C 原子的价层电子轨道表示式:



D. 基态  $Fe^{3+}$  的 3d 电子轨道表示式: $\begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ , 违反洪特规则

5. 聚氮化硫(SN)<sub>x</sub> 是重要的超导材料,目前已成为全球材料行业研究的热点。

(1)下列轨道表示式能表示氮原子的最低能量状态的是\_\_\_\_\_。

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

(2)基态 S 原子的原子核外有\_\_\_\_\_种空间运动状态不同的电子,其能量最高的电子电子云轮廓图为\_\_\_\_\_形。

6. 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 的基态原子电子排布式为  $ns^{n-1} np^{n+2}$ ,则 Y 的元素符号为\_\_\_\_\_。

**考情分析**



核外电子排布是高考必考基础题,从考查形式看既有选择题,也有非选择题。选择题侧重从符合

某类特点的元素类别,以及与元素推断相联系,考查元素周期律;非选择题考查书写指定元素各类电子排布,以及解释元素的性质等。重点考查宏观辨识与微观探析、证据推理与模型认知的科学素养。

**解题策略**

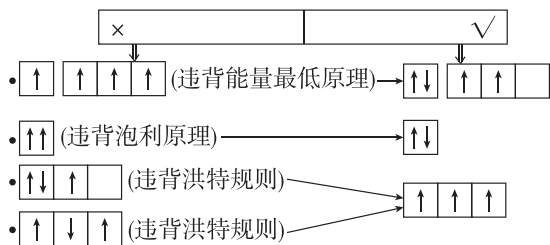
**类型一 原子核外电子排布表示方法及书写时的常见错误**

**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  $\begin{cases} \text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 (\times) \\ \text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1 (\checkmark) \\ \text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2 (\times) \\ \text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 (\checkmark) \end{cases}$

(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  $\text{Fe}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ,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  $\text{Cu}$  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:  $3d^{10} 4s^1$ 。

**例 1** (1)[2023·北京卷节选] 基态 S 原子价层电子排布式是\_\_\_\_\_。

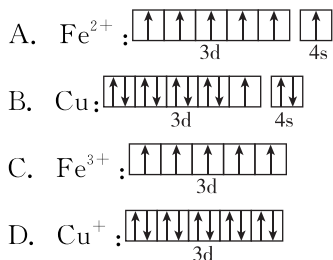
(2)[2023·广东卷节选] 基态  $\text{Fe}^{2+}$  的 3d 电子轨道表示式为\_\_\_\_\_。

(3)[2022·广东卷节选] Se 与 S 同族,基态硒原子价电子排布式为\_\_\_\_\_。

(4)[2022·海南卷节选] 基态 O 原子的电子排布式:\_\_\_\_\_,其中未成对电子有\_\_\_\_\_个。

(5)[2022·山东卷节选] 基态 Ni 原子的价电子排布式为\_\_\_\_\_,在元素周期表中位置为\_\_\_\_\_。

- 例 2** (1) Al 在元素周期表中的位置: \_\_\_\_\_。  
基态 Zn 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

核外电子的空间运动状态数 = 原子轨道总数, 原子核外电子的运动状态数 = 电子总数。如碳原子核外电子 ( $1s^2 2s^2 2p^2$ ) 的空间运动状态有  $1+1+2=4$  种。原子核外每一个电子对应一种运动状态, 所以原子核外电子数就等于电子的运动状态数, 碳原子核外电子 ( $1s^2 2s^2 2p^2$ ) 的运动状态有 6 种。

- 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** 回答下列问题。

- (1) 对于基态 Cr 原子, 下列叙述正确的是 \_\_\_\_\_ (填标号)。
- A. 轨道处于半充满时体系总能量低, 核外电子排布应为  $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$
- B. 4s 电子能量较高, 总是在比 3s 电子离核更远的地方运动
- (2) 原子中运动的电子有两种相反的自旋状态, 若一种自旋状态用  $+\frac{1}{2}$  表示, 与之相反的用  $-\frac{1}{2}$  表示, 称为电子的自旋磁量子数。对于基态的磷原子, 其价电子自旋磁量子数的代数和为 \_\_\_\_\_。
- (3) 镁元素基态原子核外 M 层电子的自旋 \_\_\_\_\_ (填“平行”或“相反”)。

- (4) 基态 S 原子电子占据最高能级的电子云轮廓图为 \_\_\_\_\_ 形。
- (5) 铝原子核外电子云有 \_\_\_\_\_ 种不同的伸展方向, 有 \_\_\_\_\_ 种不同运动状态的电子。

## 类型三 未成对电子数目

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

**例 5** 下列微粒中, 未成对电子数最多的是 ( )

- A. O:  $1s^2 2s^2 2p^4$
- B. P:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- C. Fe:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- D. Mn:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

**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) 2020 年 12 月 17 日, “嫦娥五号”首次成功实现地外天体采样返回, 标志着中国航天向前迈出了一大步。其制作材料中包含了 Al、Cr、Cu、C、N、O、Si 等多种元素。上述元素中基态原子未成对电子数与 Al 相同的有 \_\_\_\_\_。
- (6) 氨硼烷 ( $\text{NH}_3\text{BH}_3$ ) 的制备是当今科学研究的重要课题, 可用反应  $\text{B}(\text{OCH}_3)_3 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{LiAlH}_4 \longrightarrow \text{NH}_3\text{BH}_3 + \text{Al}(\text{OCH}_3)_3 + \text{LiCl} + \text{H}_2 \uparrow$  进行制备。反应中涉及元素的基态原子中含 1 个未成对电子的有 \_\_\_\_\_ 种。

## 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

元素的性质随元素原子的\_\_\_\_\_递增发生周期性递变,这个规律称作元素周期律。

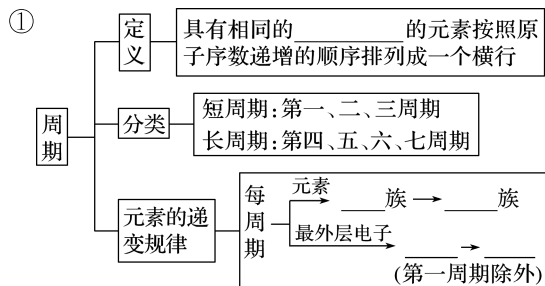
##### (2) 元素周期系

元素原子按\_\_\_\_\_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

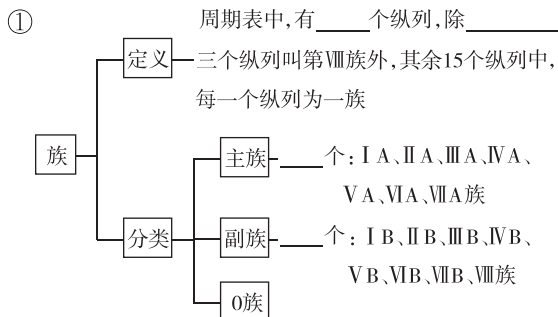


② 元素周期系中每个周期的元素数,第一周期从\_\_\_\_\_开始,以\_\_\_\_\_结束,只有两种元素。其余各周期总是从\_\_\_\_\_能级开始,以\_\_\_\_\_结束,递增的\_\_\_\_\_ (或\_\_\_\_\_ )就等于每个周期里的元素数。

	1s	2s→2p	3s→3p	4s→3d→4p	5s→4d→5p
周期	一	二	三	四	五
元素数	2	8	8	18	18
		6s→4f→5d→6p	7s→5f→6d→7p	……	
周期		六	七		
元素数		32	32		

③ 从第四周期开始的长周期,比短周期多出的元素全部是\_\_\_\_\_,这是因为它们的最外层电子数始终不超过2,为\_\_\_\_\_ (Pd例外)。而第六、第七周期比第四、第五周期多出14种元素的基态原子最外层也只有2个s电子,所以也是\_\_\_\_\_。

##### (2) 族



② 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。例如,元素周期表最左侧第IA族元素的基态原子最外层都只有一个电子,即\_\_\_\_\_ ;元素周期表最右侧稀有气体元素的基态原子,除氦(1s<sup>2</sup>)外,最外层都是8电子,即\_\_\_\_\_。

##### (3) 分区

① 根据核外电子排布,可把周期表划分成5个区:分别是s区、p区、d区、ds区、f区。除ds区外,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,按能量由低到高可分为 7 个能级组,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同主族元素原子的价层电子排布相同,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	$3d^{6\sim 8} 4s^2$
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)。

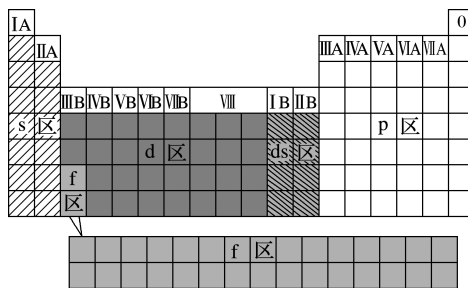
②第 VIII 族:原子最外层  $ns$  电子数与次外层  $(n-1)d$  电子数之和分别为 8、9、10。

③第 I B 族和第 II B 族的族序数 = 原子最外层电子数。

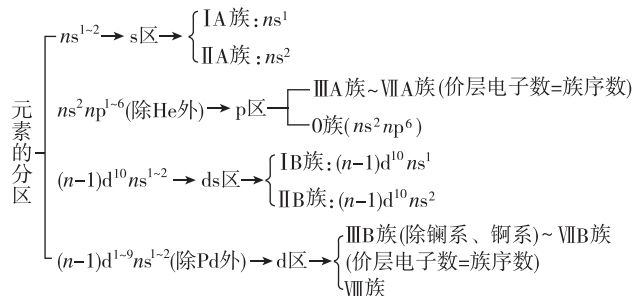
#### 3. 元素周期表的分区

(1)按电子排布分区

①按核外电子排布式中最后填入电子的能级符号可将元素周期表(第 I B 族、第 II B 族除外)分为 s、p、d、f 4 个区,而第 I B 族、第 II B 族这 2 个纵列元素原子的核外电子可理解为先填满  $(n-1)d$  能级而后再填充  $ns$  能级而得名 ds 区。



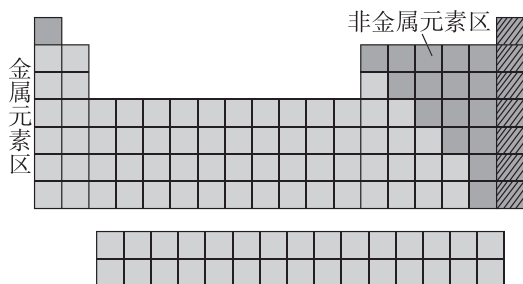
②元素的分区与核外电子排布:



## (2)按金属元素与非金属元素分区

### ①金属、非金属元素在元素周期表中的位置

沿着周期表中硼、硅、砷、碲、砹与铝、镓、铟、铊、钋之间画一条线,线的左边是金属元素(氢除外),线的右边是非金属元素(稀有气体元素除外)。非金属元素主要集中在元素周期表右上角的三角区内(如图所示)。

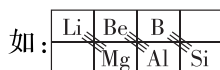


### ②金属与非金属分界线附近元素的性质特点

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

(1)对角线规则: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。



### (2)对角线规则示例

锂与镁:锂和钠虽位于同一主族,但与钠的性质相差较远,而锂的化学性质与镁更相似。如:

①锂和镁在  $O_2$  中燃烧,并不生成过氧化物,都只生成氧化物( $Li_2O$ 、 $MgO$ )。

②锂和镁都能直接与  $N_2$  反应生成氮化物( $Li_3N$ 、 $Mg_3N_2$ )。

③锂和镁的氢氧化物在加热时都可分解生成氧化物( $Li_2O$ 、 $MgO$ )和  $H_2O$ 。

④锂和镁的碳酸盐均不稳定,受热均能分解生成相应氧化物和  $CO_2$ 。

⑤含锂和镁的某些盐,如碳酸盐、磷酸盐等均难溶于水。

(3)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。

如铍、铝两元素的性质相似性:

	与酸反应	与碱反应
单质	$2Al + 6H^+ \rightleftharpoons 2Al^{3+} + 3H_2 \uparrow$ $Be + 2H^+ \rightleftharpoons Be^{2+} + H_2 \uparrow$	$2Al + 2OH^- + 6H_2O \rightleftharpoons 2[Al(OH)_4]^- + 3H_2 \uparrow$ $Be + 2OH^- + 2H_2O \rightleftharpoons [Be(OH)_4]^{2-} + H_2 \uparrow$
氧化物	$Al_2O_3 + 6H^+ \rightleftharpoons 2Al^{3+} + 3H_2O$ $BeO + 2H^+ \rightleftharpoons Be^{2+} + H_2O$	$Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \rightleftharpoons 2[Al(OH)_4]^-$ $BeO + 2OH^- + H_2O \rightleftharpoons [Be(OH)_4]^{2-}$
氢氧化物	$Al(OH)_3 + 3H^+ \rightleftharpoons Al^{3+} + 3H_2O$ $Be(OH)_2 + 2H^+ \rightleftharpoons Be^{2+} + 2H_2O$	$Al(OH)_3 + OH^- \rightleftharpoons [Al(OH)_4]^-$ $Be(OH)_2 + 2OH^- \rightleftharpoons [Be(OH)_4]^{2-}$

### 【知识迁移应用】

**例 1** 某元素基态原子的价层电子排布为  $3d^7 4s^2$ ,该元素在周期表中的位置及分区是 ( )

- A. 第三周期,第ⅡB族,d区
- B. 第四周期,第ⅡB族,d区
- C. 第三周期,第ⅦA族,s区
- D. 第四周期,第Ⅷ族,d区

**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ⅣA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  $(n-1)d^2 ns^2$

**例 3** 某化学学习小组在学习元素周期表和周期的划分时提出了以下观点:

- ①周期表的形成是由原子的结构决定的;
- ②元素周期表中第ⅠA族元素统称为碱金属元素;
- ③每一周期元素原子的价层电子排布均是从  $ns^1$  开始至  $ns^2 np^6$  结束;
- ④元素周期表中每一周期元素的种类数均相等;
- ⑤基态原子核外电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^3$  和  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  的两种元素位于同一周期;
- ⑥周期数越大,该周期所含金属元素一般越多。

你认为正确的是 ( )

- A. ①⑥
- B. ①②③⑤⑥
- C. ①④⑥
- D. ②③⑤

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)价电子一定是最外层电子 ( )
  - (3)同一族元素的价电子数一定相同 ( )
  - (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)基态原子价层电子排布为  $3s^23p^3$  的元素位于第 V A 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 ( )
2. 若某基态原子的价层电子排布为  $4d^15s^2$ ,则下列说法正确的是 ( )
- 该元素位于周期表第五周期第 I B 族
  - 该元素原子核外有 5 个电子层
  - 该元素原子最外层共有 3 个电子
  - 该元素位于 s 区
3. 下列关于原子结构及元素周期表的说法错误的是 ( )
- 所含元素种类最多的族是第 III B 族
  - 同一原子中,2p、3p、4p 能级的能量依次升高
  - 在元素周期表中,ds 区元素均为金属元素
  - 基态原子价层电子排布为  $ns^2$  的元素一定是第 II A 族元素( $n$  为周期数)
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 ( )

75	Re
	铼
	$5d^56s^2$
	186.2

- 铼元素位于第六周期第 VII B 族
  - 铼元素位于周期表中的 d 区
  - 基态铼原子核外有 5 个未成对电子
  - 铼的最高价氧化物的化学式为  $ReO_3$
5. 镁、锂在元素周期表中具有特殊的“对角线”关系,它们的性质相似。下列有关锂的性质的叙述,不正确的是 ( )
- $Li_2SO_4$  易溶于水
  - LiOH 是受热不易分解的强碱
  - Li 遇浓硫酸不产生“钝化”现象
  - $Li_2CO_3$  受热分解,生成  $Li_2O$  和  $CO_2$
6. I. 我国科学家在铁基高温超导体的研究上取得重大突破,发现了该超导体是由 Fe、Ba、As 三种元素组成的,这为进一步理解超导配对机理及其与电荷密度波的关系提供了重要实验证据。回答下列问题:
- As 元素属于元素周期表的\_\_\_\_\_区元素,其基态原子的价层电子排布是\_\_\_\_\_。
  - 基态 Fe 原子核外电子排布式为\_\_\_\_\_。
- II. 某元素基态原子的最外电子层只有一个电子,该电子的电子层数  $n=4$ 。请回答下列问题:
- 符合上述条件的元素共有\_\_\_\_\_种。
  - 在符合上述条件的元素中,原子序数最小的在元素周期表中的\_\_\_\_\_区,原子序数最大的在周期表的第\_\_\_\_\_周期第\_\_\_\_\_族。
  - 过渡元素的金属离子与水分子形成的化合物是否有颜色,与其 d 轨道电子排布有关。一般而言,为  $d^0$  或  $d^{10}$  排布时,无颜色;为  $d^1 \sim d^9$  排布时,有颜色。如  $[Co(H_2O)_6]^{2+}$  显粉红色。据此判断,  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$  \_\_\_\_\_(填“无”或“有”)颜色。

## 第 2 课时 元素周期律

### ◆ 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,原子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\_\_\_\_\_。