

# **Q**UÍMICA

Frente: Química I

Professor(a): Sérgio Matos

# EAD - ITA/IME

# **AULAS 14 A 16**

**Assunto:** LIGAÇÕES QUÍMICAS



## **Resumo Teórico**

## **Conceitos**

De todos os elementos químicos conhecidos, somente os gases nobres são encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Para entender a razão dessa estabilidade dos gases nobres, vamos analisar suas configurações eletrônicas por camadas:

Gás nobre	K	L	М	N	0	Р
He (Z = 2)	2					
Ne $(Z = 10)$	2	8				
Ar (Z = 18)	2	8	8			
Kr (Z = 36)	2	8	18	8		
Xe (Z = 54)	2	8	18	18	8	
Rn (Z = 86)	2	8	18	32	18	8

Perceba que, excetuando-se o Hélio (He), os gases nobres apresentam **oito elétrons** na camada mais externa (camada de valência).

A estabilidade dos gases nobres pode estar relacionada com o fato de possuírem essa configuração eletrônica particular, não apresentada por outros elementos no estado fundamental.

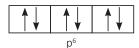
A **Regra do Octeto** estabelece que os átomos dos demais elementos formam ligações entre si, de modo a adquirir configuração estável de gás nobre. Essa regra é obedecida apenas por uma parte dos elementos, mas serve para explicar a existência de um grande número de compostos.

De uma forma mais precisa, podemos explicar a estabilidade dos gases nobres, verificando suas configurações eletrônicas por subcamadas:

Gás nobre	Configuração	Camada de valência
He (Z = 2)	1s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>
Ne (Z = 10)	1s² 2s² 2p <sup>6</sup>	2s²2p6
Ar (Z = 18)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
Kr (Z = 36)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>
Xe (Z = 54)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup> 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>6</sup>	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
Rn (Z = 86)	1s² 2s² 2p63s²3p64s²3d10 4p65s²4d105p66s²5d104f146p6	6s²6p <sup>6</sup>

Veja que todos eles apresentam uma camada de valência com subníveis totalmente preenchidos, o que é uma situação de alta estabilidade, dada a simetria dos *spins* dos elétrons nos orbitais — cada elétron tem seu *spin* anulado pelo do outro que compartilha o mesmo orbital.





Durante o estabelecimento de uma ligação química, os átomos sofrem alterações em suas configurações eletrônicas, ganhando, perdendo ou mesmo compartilhando elétrons, de modo a satisfazer a condição de estabilidade – camada de valência com **oito elétrons**, ou com os subníveis totalmente preenchidos.

Agora, podemos definir ligação química:

**Ligação química** é a associação entre dois átomos por meio de uma modificação de suas configurações eletrônicas, visando conferir-lhe maior estabilidade.

**Valência** é o número de elétrons que um átomo precisa ganhar, perder ou compartilhar para adquirir estabilidade.

Se um átomo perde elétrons, assume carga positiva. Se ganha, assume carga negativa. A valência acompanhada de um sinal algébrico (+ ou –) que represente a carga do átomo é chamada de **número de oxidação** ou simplesmente **nox**.

Em se tratando de elementos representativos, podemos estabelecer como regra geral o seguinte:

Grupo do elemento	Nº de elétrons na camada de valência	N° de elétrons perdidos	N° de elétrons ganhos	Valência mais comum
1 ou 1A	1	1	-	1
2 ou 2A	2	2	-	2
13 ou 3A	3	3	-	3
14 ou 4A	4	4	4	4
15 ou 5A	5	-	3	3
16 ou 6A	6	-	2	2
17 ou 7A	7	-	1	1
18 ou 8A	8	_		0

# **Bonline**

# MÓDULO DE ESTUDO

## Ligações interatômicas

## Classificação

Por meio do estudo de propriedades periódicas, como energia de ionização, afinidade eletrônica, eletropositividade e eletronegatividade, podemos saber se um elemento possui tendência a perder ou ganhar elétrons quando submetido à combinação com outro. Desta maneira, os elementos podem ser divididos em algumas categorias:

- Metais elementos que perdem elétrons.
- Ametais e hidrogênio elementos que ganham elétrons.
- Semimetais elementos que perdem ou ganham elétrons.
- Gases nobres elementos que não perdem nem ganham elétrons.

Percebe-se que ametais e hidrogênio, que devem ganhar elétrons, terão preferência por metais, que devem perder elétrons. E vice-versa. No entanto, pode-se estabelecer ligação química entre dois ametais, ou entre dois metais, ou ainda ligações envolvendo semimetais.

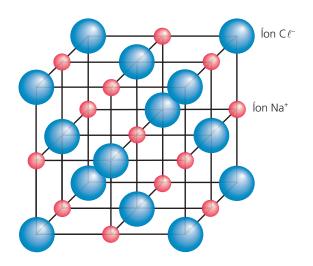
As diferentes ligações químicas podem ser classificadas de acordo com os tipos de elementos que as constituem:

Tipo de ligação	Elementos constituintes
Iônica	metal + ametal
Covalente	ametal + ametal
Metálica	metal + metal

## Ligação iônica

Ocorre pela atração entre os cátions e ânions que se formam por transferências de elétrons, normalmente de um metal para um ametal. O composto iônico é formado por aglomerados iônicos – cátions e ânions se atraindo por meio de forças de natureza eletrostática. Propriedades dos compostos iônicos:

- Todo composto iônico é sólido em condições ambientais.
- Possuem altos pontos de fusão e ebulição.
- Possuem estrutura cristalina definida. Exemplo: NaCℓ possui estrutura cúbica de faces centradas.



- São, geralmente, solúveis em solventes polares, como a água.
- Conduzem corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa.

As substâncias iônicas podem ser representadas por íonsfórmulas e por estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas).

#### **Exemplos:**

I. 
$$_{12}$$
Mg  $\Rightarrow$  1s $^2$ 2s $^2$ 2p $^6$ 3s $^2$  e  $_9$ F  $\Rightarrow$  1s $^2$ 2s $^2$ 2p $^5$ 

O magnésio, que é metal, perde 2 elétrons. O flúor, que é ametal, ganha 1 elétron. São necessários dois átomos de flúor para cada átomo de magnésio.

Fórmula eletrônica ou de Lewis	$\left[ Mg \right]^{2+} \left[ \vdots \vdots \right]_{2}^{1-}$
Íon-fórmula ou fórmula mínima	MgF <sub>2</sub>

II. 
$$_{11}$$
Na  $\Rightarrow$  1s $^2$ 2s $^2$ 2p $^6$ 3s $^1$  e  $_{7}$ N  $\Rightarrow$  1s $^2$ 2s $^2$ 2p $^3$ 

O sódio, que é metal, perde 1 elétron. O nitrogênio, que é ametal, ganha 3 elétrons. São necessários três átomos de sódio para cada átomo de nitrogênio.

Fórmula eletrônica ou de Lewis	$\begin{bmatrix} Na \end{bmatrix}_3^+ \begin{bmatrix} \vdots \\ N \end{bmatrix}_3^{3-}$
Íon-fórmula ou fórmula mínima	Na <sub>3</sub> N

Conhecendo as valências dos elementos, podemos escrever o íon-fórmula sem precisar escrever a fórmula de Lewis. Por exemplo, se quisermos ligar alumínio (grupo 13 ou 3A) com o enxofre (grupo 16 ou 6A), procederemos assim:

$$A\ell \Rightarrow valência = 3$$

$$\begin{array}{ccc} 3 & 2 \\ A\ell \times S & \Rightarrow & A\ell_2S_3 \end{array}$$

Quando os índices da fórmula são múltiplos entre si, devemos simplificá-los para obter a menor fórmula possível. Por exemplo, na ligação entre alumínio (grupo 13 ou 3A) e nitrogênio (grupo 15 ou 5A):

$$A\ell \Rightarrow valência = 3$$

$$\begin{array}{ccc} 3 & 3 \\ A\ell \times N \Rightarrow A\ell_3 N_3 \Rightarrow A\ell N \end{array}$$

#### Ligação covalente

Ocorre por compartilhamento de elétrons, em geral entre ametais. A ligação pode ser **normal** ou **coordenada**, mas envolve sempre um par eletrônico, que é atraído mutuamente pelos dois átomos participantes. Na maioria das vezes, são formadas moléculas – unidades constituídas de um número determinado de átomos unidos por ligações covalentes.

Propriedades das substâncias moleculares:

- Nas condições ambientais, encontramos substâncias moleculares sólidas (como o iodo, I<sub>2</sub>), líquidas (como a água, H<sub>2</sub>O) e gasosas (como o dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>).
- Alguns sólidos são amorfos, isto é, não possuem estrutura cristalina definida (é o caso da celulose, que constitui a madeira). Já outros são encontrados como cristais (é o caso de iodo, enxofre e sacarose).
- Possuem baixos pontos de fusão e ebulição, em comparação com os compostos iônicos, pois as forças de atração entre moléculas são mais fracas que as ligações iônicas.
- Não conduzem corrente elétrica quando puras. Algumas, como o  $HC\ell$  e o  $NH_3$ , conduzem eletricidade quando dissolvidas em água.

# Módulo de Estudo



As moléculas podem ser representadas por fórmulas moleculares e por estruturas de Lewis (fórmulas estruturais e eletrônicas). Uma **ligação covalente normal** ocorre quando cada átomo fornece um elétron para a constituição do par eletrônico compartilhado.

#### **Exemplos:**

1. Ligação entre átomos de flúor (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>5</sup>)

Estrutura de Lewis	 : F — F : 
Fórmula molecular	F <sub>2</sub>

2. Ligação entre átomos de oxigênio (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>)

Estrutura de Lewis	:ö=ö:
Fórmula molecular	O <sub>2</sub>

3. Ligação entre átomos de nitrogênio (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>)

Estrutura de Lewis	:N≡N:
Fórmula molecular	N <sub>2</sub>

4. Ligação entre nitrogênio (1s²2s²2p³) e flúor (1s²2s²2p⁵)

Estrutura de Lewis	:F——N——F:     :F:
Fórmula molecular	NF <sub>3</sub>

5. Ligação entre carbono (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>) e oxigênio (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>)

Estrutura de Lewis	: Ö—C—Ö:
Fórmula molecular	CO <sub>2</sub>

6. Ligação entre nitrogênio (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>) e oxigênio (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>)

Estrutura de Lewis	: Ö—N—Ö—N—Ö:
Fórmula molecular	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

Na **ligação covalente coordenada**, um dos átomos participantes contribui com os 2 elétrons que formam o par eletrônico. Uma ligação covalente coordenada somente deve ocorrer quando todas as ligações covalentes normais já tiverem sido estabelecidas.

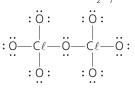
#### **Exemplos:**

1. Molécula de SO,

$$: \ddot{\odot} = \ddot{S} - \ddot{\odot}:$$

2. Molécula de SO<sub>3</sub>

3. Molécula de  $C\ell_2O_7$ 



4. Molécula de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

$$\begin{array}{cccc} : \ddot{O}: & : \ddot{O}: \\ \vdots \ddot{O} & & | & & | \\ \vdots \ddot{O} & & P & & \ddot{O} & P & & \ddot{O}: \end{array}$$

5. Molécula de HPO<sub>3</sub>

6. Molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

#### Geometria molecular

A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência afirma que a geometria de uma molécula ou íon é resultado da repulsão entre os elétrons de valência do átomo central. Quanto mais afastados estiverem os pares de elétrons, menor será a força de repulsão e maior a estabilidade.

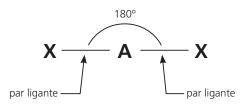
Sendo PL um par ligante e PNL um par não ligante, as repulsões crescem na sequinte ordem:

Os pares eletrônicos que definem a geometria de uma espécie química são chamados de **pares eletrônicos estereoativos**. Qualquer par eletrônico não ligante na camada de valência do átomo central é estereoativo. Entre os pares eletrônicos ligantes, apenas os pares de elétrons  $\sigma$  (sigma) são estereoativos, ou seja, pares de elétrons  $\pi$  não definem a geometria.

Nas representações das estruturas que se seguem, A representa o átomo central, X os átomos ligados a ele, podendo ser iguais ou deferentes, e E representa um par não ligante do átomo central.

#### **Geometria linear**

Ocorre com moléculas do tipo  ${\rm AX}_{\rm 2}$ , sem par não ligante no átomo central.



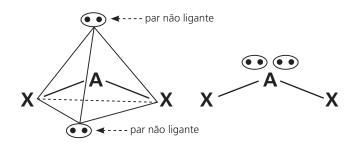
#### Geometria angular

Ocorre com moléculas do tipo  $AX_2$ , com par não ligante no átomo central. Os átomos X formam entre si um ângulo menor que 180°. Existem dois casos principais:

A) O átomo central apresenta 1 par não ligante (molécula AX,E):



B) O átomo central apresenta 2 pares não ligantes (molécula AX,E,):

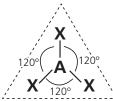




# MÓDULO DE ESTUDO

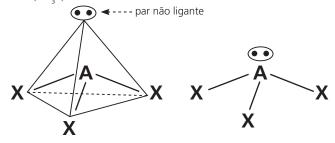
### Geometria trigonal plana

Ocorre com moléculas do tipo  ${\rm AX}_{\rm 3}$ , sem par não ligante no átomo central.



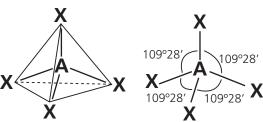
#### Geometria piramidal trigonal

Ocorre com moléculas  $AX_3$ , com 1 par não ligante no átomo central  $(AX_3E)$ .



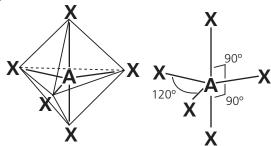
#### Geometria tetraédrica

Ocorre com moléculas  $\mathsf{AX}_{\scriptscriptstyle 4}$ , sem par não ligante no átomo central.



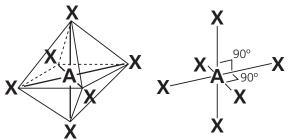
#### **Geometria bipiramidal trigonal**

Ocorre com moléculas  $\mathsf{AX}_{\mathsf{s}}$ , sem par não ligante no átomo central.



#### Geometria octaédrica

Ocorre com moléculas  $\mathsf{AX}_{\mathsf{6'}}$  sem par não ligante no átomo central.





## **Exercícios**

- **01.** (ProfSM) A respeito da configuração eletrônica 1s²2s²2p63s²3p², afirma-se que pode representar:
  - I. O estado fundamental de um cátion monovalente contendo 15 prótons;
  - II. O estado fundamental de um ânion monovalente da família do boro;
  - III. Um estado excitado de um átomo neutro com 14 elétrons;
  - IV. O estado fundamental de um átomo neutro que pode formar ligações iônicas com o flúor.

Estão corretas as afirmações:

- A) I e II, somente.
- B) I, II e III, somente.
- C) II, III e IV, somente.
- D) I e IV, somente.
- E) Todas.
- **02.** (ProfSM) Assinale a alternativa que relaciona apenas substâncias formadas por ligações predominantemente covalentes:
  - A) SO<sub>3</sub>, NF<sub>3</sub> e K<sub>2</sub>O
  - B)  $BF_3$ ,  $FeC\ell_2$  e  $N_2O$
  - C) MgBr<sub>2</sub>,  $C_2N_2$  e  $C\ell O_2$
  - D) MnO, CaH, e BeF,
  - E)  $A\ell C\ell_3$ ,  $SbC\ell_3$  e  $GeO_2$ .
- **03.** (ProfSM) A correta comparação do ângulo de ligação se encontra na alternativa:
  - A)  $NH_3 < PH_3$
- B)  $CO_2 = SO_2$
- C)  $CC\ell_4 > CH_4$
- D)  $H_{2}S < H_{2}O$
- E)  $C\ell_2O > Br_2O$
- **04.** (ProfSM) As cores dos compostos iônicos no estado sólido ou em solução constituem uma ferramenta para sua identificação, sendo um procedimento rotineiro em Química Analítica Qualitativa. Assinale um composto que resulta numa solução **incolor** quando dissolvido em água, o que dificulta sua identificação:
  - A)  $CuC\ell$ ,
- B) Na<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>
- C)  $Fe_{4}[Fe(CN)_{6}]_{3}$
- D)  $Zn(NO_3)_2$
- E) MnSO<sub>4</sub>
- **05.** (ProfSM) Um frasco sem rótulo, porém lacrado, foi encontrado no almoxarifado de um laboratório. Ao se abrir o frasco, verificou-se que continha um material sólido que se dissolvia em água formando uma solução com coloração característica. Tal sólido poderia ser:
  - A) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- B) KCN
- C) AgNO<sub>3</sub>
- D) NiCℓ,
- E) ZnBr<sub>2</sub>
- **06.** (ProfSM) Assinale a alternativa que relaciona apenas espécies químicas com geometria tetraédrica:
  - A)  $N(C_2H_5)_4^+$ ,  $A\ell C\ell_4^-$ ,  $PF_4^+$  e  $PbC\ell_4$ .
  - B)  $SF_{4}$ ,  $BrF_{4}^{-}$ ,  $BF_{4}^{-}$  e  $CH_{4}$ .
  - C)  $SiH_4$ ,  $CC\ell_4$ ,  $IO_4^-$  e  $XeF_2O_2$ .
  - D)  $SO_4^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $SiO_4^{4-}$  e  $SeC\ell_4$ .
  - E)  $XeF_4$ ,  $XeO_4$ ,  $A\ell(CN)_4^-$  e  $SbC\ell_4^+$ .

# MÓDULO DE ESTUDO



**07.** (ProfSM) Assinale a alternativa que contém apenas moléculas ou íons com geometria trigonal planar:

A)  $C\ell F_3$ ,  $BF_3$  e  $SO_3$ .

B)  $NO_3^-$ ,  $A\ell C\ell_3$  e  $H_2CO$ .

C) NF<sub>3</sub>, BH<sub>3</sub> e SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>.

D) HN<sub>3</sub>, PC $\ell_3$  e C $\ell$ O<sub>3</sub>.

E) I<sub>3</sub>, O<sub>3</sub> e H<sub>3</sub>O+.

- **08.** (ProfSM) Considerando as espécies químicas BrF<sub>5</sub>, CℓO<sub>3</sub> e KrF<sub>4</sub>, podemos afirmar que suas geometrias moleculares na fase gasosa são, respectivamente:
  - A) Piramidal quadrática, piramidal trigonal e quadrática plana.
  - B) Bipiramidal trigonal, trigonal planar e tetraédrica.
  - C) Bipiramidal trigonal, piramidal trigonal e quadrática plana.
  - D) Piramidal quadrática, trigonal planar e tetraédrica.
  - E) Bipiramidal trigonal, trigonal planar e quadrática plana.
- **09.** (ProfSM) As geometrias das moléculas  $SF_4$ ,  $XeF_6$  e  $C\ell F_3$ , todas no estado gasoso, são, respectivamente:
  - A) Piramidal quadrática, octaedro distorcido e trigonal planar.
  - B) Gangorra, octaedro distorcido e forma T.
  - C) Gangorra, octaedro distorcido e trigonal planar.
  - D) Piramidal quadrática, octaedro regular e forma T.
  - E) Tetraédrica, octaedro regular e piramidal trigonal.
- 10. (ProfSM) A respeito de substâncias formadas por moléculas ou íons do tipo AX<sub>m</sub>E<sub>n</sub> em que A representa um átomo central, X representa um átomo ligante e E representa um par eletrônico não compartilhado da camada de valência de A, são feitas as seguintes afirmações:
  - Se m = 3 e n = 2, a molécula possui como configuração mais estável a trigonal planar;
  - Se m = 5 e n = 0, o comprimento de ligação na posição equatorial é maior que na posição axial;
  - III. Se m = 5 e n = 0, a substância possui ponto de ebulição geralmente menor do que os casos em que m = 6 e n = 0, com massa molecular semelhante;
  - IV. Se m = 5 e n = 1, a espécie química adquire preferencialmente a geometria molecular de um octaedro distorcido;
  - V. Se m = 7 e n = 0, é impossível a existência da molécula;
  - VI. Se m = 4 e n = 1, a molécula adquire preferencialmente a geometria de uma pirâmide de base triangular;
  - VII. Se m = 2 e n = 2, a molécula adquire geometria linear;
  - VIII. Se m = 6 e n = 0, o átomo central utiliza sempre e somente os orbitais da última camada eletrônica ocupada para a formação de seus orbitais híbridos.

O número de afirmativas erradas é:

A) 4 B) 5 C) 6 D) 7

E) 8

- **11.** (ProfSM) O nitrogênio se combina com o oxigênio para formar vários óxidos como NO,  $N_2O$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_3$ ,  $N_2O_4$  e  $N_2O_5$ .
  - A) Represente uma estrutura de Lewis para cada um desses óxidos.
  - B) Classifique esses óxidos como diamagnéticos ou paramagnéticos.
- 12. (ProfSM) A entalpia padrão de formação do átomo de Cℓ gasoso é 121,3 kJ/mol a 25 °C, enquanto a do átomo de Br gasoso é 111,9 kJ/mol.
  - A) Explique a diferença entre os valores dados.
  - B) Moléculas de halogênios podem sofrer a cisão homolítica de suas ligações covalentes por incidência de fótons. Admitindo que um único fóton seja requerido para cada ligação, qual o comprimento de onda, em nanômetros (1nm = 10<sup>-9</sup> m), dos fótons necessários para a dissociação de moléculas de cloro gasoso?

- **13.** (ProfSM) Compostos do elemento antimônio (Z = 51) não são tão raros. O elemento se combina com oxigênio, halogênios e hidrogênio, entre outros.
  - A) O ânion  ${\rm Sb_2F_{11}^-}$  apresenta um átomo de flúor fazendo uma ponte entre os dois átomos de antimônio. Represente uma estrutura para esse ânion.
  - B) Esse ânion pode ser obtido pela adição de SbF<sub>5</sub> a ácido fluorídrico líquido. Escreva as equações químicas envolvidas no processo.
- **14.** (ProfSM) Sais de metais de transição muitas vezes originam soluções aquosas com cores características, como é o caso de CrC $\ell_2$  (verde) e CuSO<sub>4</sub> (azul).
  - A) Qual a explicação para as cores das soluções aquosas de sais desse tipo?
  - B) O teste da chama (espectrofotometria de chama) fornece um método para a identificação de cátions metálicos em solução. O método consiste em mergulhar uma alça de platina em solução aquosa contendo um sal e, em seguida, levá-la ao bico de Bunsen. Como se explicam as diferentes colorações exibidas pelos cátions metálicos na chama?
- **15.** (ProfSM) Represente a estrutura de Lewis, considerando a maior estabilidade por cargas formais, para as substâncias abaixo. Números atômicos: H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, Mg = 12, S = 16,  $C\ell = 17$ , K = 19, Ca = 20
  - A) Sulfato de potássio, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
  - B) Carbonato de cálcio, CaCO<sub>3</sub>
  - C) Clorato de magnésio,  $Mg(C\ell O_3)$ ,
  - D) Nitrato de amônio, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>

#### **Gabarito**

01	02	03	04	05
В	Е	D	D	D
06	07	08	09	10
А	В	А	В	Е
11	12	13	14	15
_	-	_	-	-

- Demonstração.