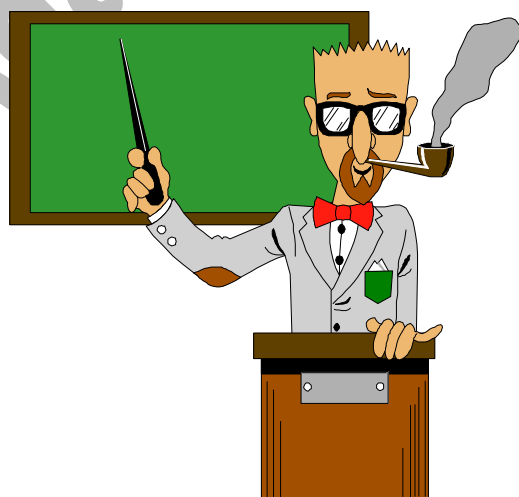


LEIS DAS REAÇÕES

QUÍMICAS



PROF. AGAMENON ROBERTO

< 2011 >

LEIS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Um trabalho muito complicado para a ciência é a previsão do desenvolvimento de um fenômeno sobre o qual influem vários fatores diferentes. As leis das reações químicas são leis experimentais que surgiram em fins do século XVIII e começo do século XIX.

A partir destas leis, as reações puderam ser interpretadas, entendidas e até serem previstas.

Das leis surgiram os símbolos, fórmulas e equações químicas.

As leis das reações químicas podem ser divididas em dois grupos:

- **Leis ponderais.**
- **Leis volumétricas.**

LEIS PONDERAIS

São as **leis relativas às massas** das substâncias que participam das reações químicas.

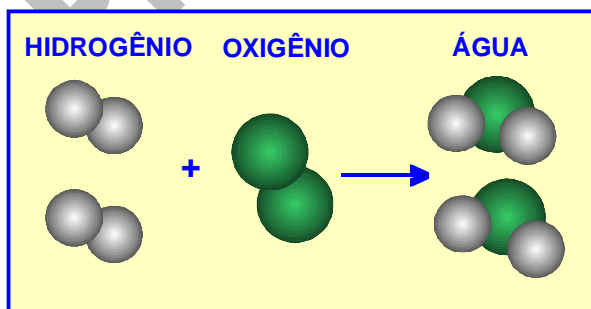
As principais leis ponderais são:

- **Lei da conservação das massas.**
- **Lei das proporções constantes.**
- **Lei das proporções múltiplas.**

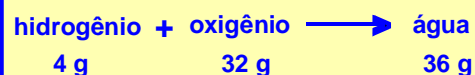
LEI DA CONSERVAÇÃO DAS MASSAS

Esta lei é muito conhecida pelo nome de **lei de Lavoisier**, e diz que **a massa total de uma reação química se mantém constante**, isto é, **a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.**

Exemplo:

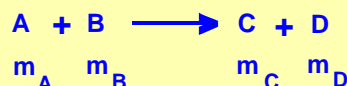


As partículas (átomos) iniciais e finais são as mesmas. Portanto, a massa permanece constante.



verifique que: $4 \text{ g} + 32 \text{ g} = 36 \text{ g}$

Genericamente podemos dizer que:



Teremos que:

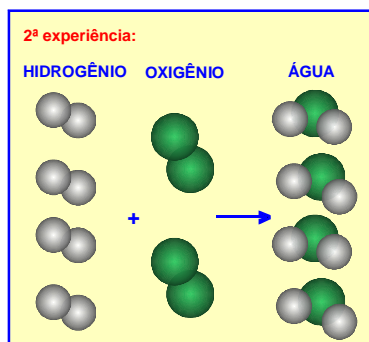
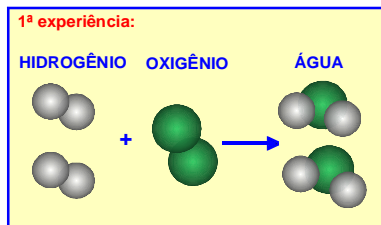
$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

- 01) A reação entre 23g de álcool etílico e 48g de oxigênio produziu 27g de água, ao lado de gás carbônico. A massa de gás carbônico obtida foi de:
- a) 44g.
 - b) 22g.
 - c) 61g.
 - d) 88g.
 - e) 18g.
- 02) Acerca de uma reação química, considere as seguintes afirmações:
- I. A massa se conserva.
 - II. As moléculas se conservam.
 - III. Os átomos se conservam.
- São corretas as afirmativas:
- a) I e II apenas.
 - b) II e III apenas.
 - c) I e III apenas.
 - d) I apenas.
 - e) III apenas.
- 03) Quando 40g de mercúrio são aquecidos com oxigênio, o mercúrio combina-se com 3g de oxigênio para formar 43g de óxido de mercúrio II. Esta reação ilustra:
- a) O fato de que os elementos sempre se combinam.
 - b) Uma reação nuclear.
 - c) A lei da conservação da matéria.
 - d) A formação de misturas.
 - e) A lei das proporções múltiplas.
- 04) Sabe-se que $(6x)$ g de carbono reagem com $(8 + x)$ g de água produzindo $(15 - x)$ g de óxido de carbono e (x) g de hidrogênio. Calcule:
- a) O valor de "x".
 - b) As massas de cada substância que participa da reação.

LEI DAS PROPORÇÕES CONSTANTES

Esta lei também é conhecida como **lei de Proust** e diz que **a proporção com que as massas das substâncias reagem é sempre constante.**

Exemplo:

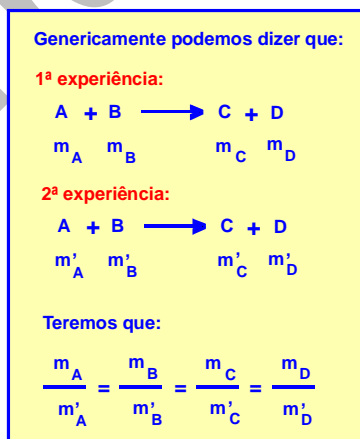


Duplicando a quantidade de átomos, todas as massas dobrarão.

Numericamente teremos:

1ª experiência:		
hidrogênio	+ oxigênio	→ água
4 g	32 g	36 g
2ª experiência:		
hidrogênio	+ oxigênio	→ água
8 g	64 g	72 g

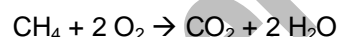
Verifique que sempre a proporção com que o hidrogênio reage com o oxigênio é sempre de **1 : 8**, isto é, **para cada grama de hidrogênio são necessários 8g de oxigênio.**



01) Sabemos que 7g de nitrogênio reagem totalmente com 1,5g de hidrogênio, produzindo gás amoníaco. A massa de gás amoníaco que iremos obter nessa reação quando misturamos 2,1g de nitrogênio com uma quantidade suficiente de hidrogênio é:

- 8,1g.
- 10,2g.
- 2,55g.
- 4,00g.
- 3,60g.

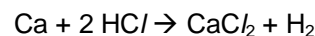
02) A combustão completa do metano (CH_4) produz dióxido de carbono (CO_2) e água. A alternativa que representa o número de mols de CO_2 produzido na combustão de 0,3 mol de CH_4 é:



- 1,2 mols.
- 0,6 mol.
- 0,9 mol.
- 0,3 mol.
- 1,5 mol.

03) Quantos gramas de H_2 são liberados na reação completa de 1 mol de cálcio metálico com ácido clorídrico ?

Dado: $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$



- 1g.
- 2g.
- 3g.
- 4g.
- 5g.

04) O brometo de cálcio encerra 20% de cálcio em massa. Juntando-se 4g de cálcio e 4g de bromo teremos, no máximo:

- 8g de brometo de cálcio.
- 7g de brometo de cálcio.
- 6g de brometo de cálcio.
- 5g de brometo de cálcio.
- 4g de brometo de cálcio.

05) Em relação ao quesito anterior, haverá uma sobra de:

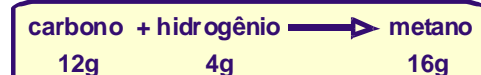
- 3g de bromo.
- 2g de bromo.
- 1g de bromo.
- 3g de cálcio.
- 2g de cálcio.

CONSEQUÊNCIAS DA LEI DE PROUST

Composição centesimal

São as porcentagens, em massa, dos elementos formadores de uma substância.

Exemplos:



A composição centesimal será as porcentagens, em massa, com que hidrogênio carbono reage para a formação de 100g de metano.

<p>carbono + hidrogênio → metano</p> <p>Se 12 g reage com 4 g produzindo 16 g</p> <p>Então x g reage com y g produzindo 100 g</p> <p>Armando a proporção, temos que:</p> $\frac{12}{x} = \frac{4}{y} = \frac{16}{100}$ <p>Resolvendo a proporção encontraremos:</p> <p>x = 75 g ou 75 %</p> <p>y = 25 g ou 25 %</p>

01) O carbonato de cálcio é formado por 40% de cálcio, 12% de carbono e x% de oxigênio, em massa. Em 50g do referido sal a quantidade de oxigênio é igual a:

- 8g.
- 16g.
- 24g.
- 32g.
- 48g.

02) A porcentagem em massa do carbono no clorofórmio, CHCl_3 , é:

Dados: H = 1 u; C = 12 u; Cl = 35,5 u

- 1%.
- 10%.
- 12%.
- 24%.
- 50%.

03) Uma massa de 6g de carbono reage totalmente com 2g de hidrogênio para a formação de metano. Qual a massa de hidrogênio necessária para reagir totalmente com 18g de carbono, na formação do metano?

04) Calcule a composição centesimal do hidróxido de sódio sabendo-se que 23g de sódio reagem com 16g de oxigênio e 1g de hidrogênio na formação do NaOH.

05) A proporção com que hidrogênio e oxigênio reagem na formação da água é de **1: 8**. Podemos afirmar que composição centesimal de hidrogênio e oxigênio no referido composto é, respectivamente, de:

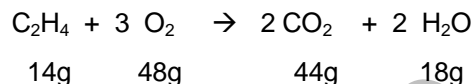
- 1% e 8%.
- 10% e 80%.
- 20% e 80%.
- 11,11% e 88,89%.
- 10% e 90%.

Cálculo estequiométrico

É o cálculo pelo qual prevemos as quantidades das substâncias que participarão de uma reação química.

Exemplos:

01) Dada a reação:



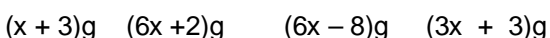
Qual a massa de água que se forma, utilizando-se 16,8g de C_2H_4 ?

02) Qualquer que seja a procedência ou processo de preparação do NaCl, podemos afirmar que sua composição é sempre 39,32% de sódio e 60,68% de cloro, com base na lei:

- da ação das massas.
- das proporções múltiplas.
- da conservação da matéria.
- da relatividade.
- das proporções definidas.

03) Dado o fenômeno abaixo:

metano + oxigênio → gás carbônico + água



Podemos afirmar que:

- Estão reagindo 5g de metano com 32g de oxigênio.
- A massa de água produzida é de 33g.
- São obtidos 38g de gás carbônico.
- O oxigênio usado pesa 32g.
- A massa total dos reagentes é de 15g.

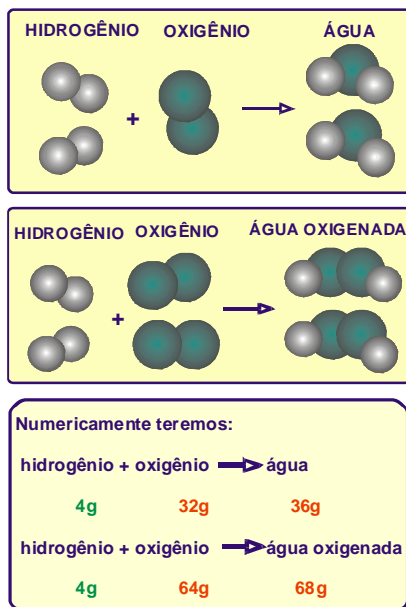
04) Uma massa de 8g de hidróxido de sódio reagem com quantidade suficiente de ácido sulfúrico produzindo 14,2g de sulfato de sódio e certa quantidade de água. Que massa de hidróxido de sódio é necessária para, em reação com o ácido sulfúrico, produzir 35,5g de sulfato de sódio?

05) Num recipiente foram misturados 5g de hidrogênio com 43g de oxigênio. Após a reação pudemos observar, ao lado do oxigênio, a formação de 45g de água. A massa do oxigênio em excesso é de:

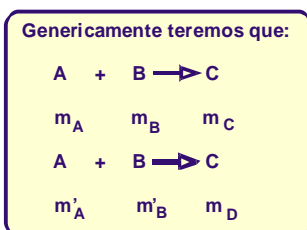
- 47g.
- 15g.
- 40g.
- 87g.
- 3g.

LEI DAS PROPORÇÕES MÚLTIPLAS

Também conhecida como **lei de Dalton**, diz que **quando dois elementos reagem formando substâncias diferentes, se a massa de um dos dois permanecer constante, a massa do outro irá variar segundo valores múltiplos ou submúltiplos.**



A massa do hidrogênio foi mantida constante e as massas do oxigênio são valores múltiplos.



Se m_A é constante, então, m_B e m'_B são valores múltiplos.

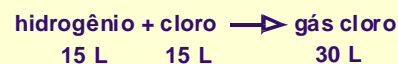
LEIS VOLUMÉTRICAS

São as **leis relativas aos volumes** das substâncias que participam de uma reação.

As relações entre os volumes dos gases que reagem foram determinada foram determinadas por **Gay-Lussac** e podem ser resumidas em um único enunciado:

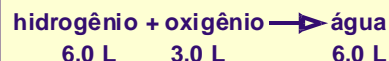
Quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes reagentes e dos produtos gasosos formam uma proporção constante, de números inteiros e pequenos.

Na reação entre os gases hidrogênio e cloro, foram medidos os seguintes volumes:



Simplificando-se esses valores teremos a seguinte relação **1 : 1 : 2**, que é uma relação de números inteiros e pequenos.

Na reação entre os gases hidrogênio e oxigênio foi medidos os seguintes volumes.



Simplificando-se os valores teremos a seguinte proporção **2 : 1 : 2**, que é uma relação de n.º inteiros e pequeno

Podemos também afirmar que **volumes iguais de gases quaisquer, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão encerram o mesmo número de moléculas.**

Esta afirmação corresponde à **hipótese de Avogadro**.

01) Um balão **A** contém 8,8g de CO₂ e um balão **B** contém N₂. Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N₂ no balão **B**.

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol;
N = 14 g/mol.

- 56g.
- 5,6g.
- 0,56g.
- 4,4g.
- 2,8g.

02) (Covest-90) Como produto da eletrólise da água, recolhe-se gás oxigênio no eletrodo positivo (ânodo) e gás hidrogênio no eletrodo negativo (cátodo). Assinale que afirmativa representa a razão entre os volumes dos gases recolhidos, nas mesmas condições de temperatura e pressão.

- 1 volume de oxigênio para 1 volume de hidrogênio.
- 2 volumes de oxigênio para 1 volume de hidrogênio.
- 1 volume de oxigênio para 3/2 volumes de hidrogênio.
- 1 volume de oxigênio para 2 volumes de hidrogênio.
- 3/2 volumes de oxigênio para 1 volume de hidrogênio.

03) Para a reação $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{SO}_{3(g)}$, quantos litros de trióxido de enxofre (SO_3) seriam produzidos a partir de 10 litros de O_2 , considerando-se que todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão?

- 5 L.
- 10 L.
- 20 L.
- 30 L.
- 40 L.

DETERMINAÇÃO DE FÓRMULAS

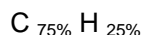
As substâncias podem ser representadas pelas fórmulas **centesimal, mínima e molecular**.

Cada uma dessas fórmulas determina características diferentes de uma substância. A fórmula mais usada é a molecular.

Fórmula centesimal

É a fórmula que **indica os elementos químicos e as porcentagens, em massa, de cada átomo que forma a substância**.

Exemplo:



Indica que:

O composto é constituído por carbono e hidrogênio.

Existem 75% de carbono e 25% de hidrogênio em uma molécula do composto

A determinação da fórmula centesimal é feita pela aplicação da lei de Proust.

Qual a fórmula centesimal do NH_3 ?

Dados: H = 1 u; N = 14 u



nitrogênio + hidrogênio amônia

$$\begin{array}{r} 1 \times 14 + 3 \times 1 \\ 14 + 3 \end{array} = 17$$

Para o nitrogênio:

17g de NH_3 contém 14g de nitrogênio

100g de NH_3 contém "x g" de nitrogênio

então, $x = 82,35\%$ de nitrogênio.

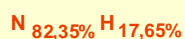
Para o hidrogênio:

17g de NH_3 contém 3g de hidrogênio

100g de NH_3 contém "y g" de hidrogênio

Então, $y = 17,65\%$ de hidrogênio.

A fórmula centesimal da amônia é:



Exercícios:

01) A porcentagem em massa de nitrogênio presente no nitrato de amônio é igual a:
Dados: H = 1 u; O = 16 u; N = 14 u.

- 14%.
- 17,5%.
- 28%.
- 35%.
- 70%.

02) Quando aquecemos 1,63g de zinco, este se combina com 0,4g de oxigênio para formar um óxido de zinco. A fórmula centesimal do composto é:

- $\text{Zn}_{83\%}\text{O}_{17\%}$.
- $\text{Zn}_{80,3\%}\text{O}_{19,7\%}$.
- $\text{Zn}_{20\%}\text{O}_{80\%}$.
- $\text{Zn}_{40\%}\text{O}_{60\%}$.
- $\text{Zn}_{65\%}\text{O}_{16\%}$.

03) 30g de etano contêm 6g de hidrogênio. A porcentagem de carbono no etano é de:

- 80%.
- 30%.
- 20%.
- 12%.
- 6%.

Fórmula mínima

Esta fórmula também é chamada de **empírica** e **indica os elementos que formam a substância e a proporção em número de átomos desses elementos, expressa em números inteiros e os menores possíveis**.

Podemos calcular a fórmula mínima partindo da fórmula molecular ou fórmula centesimal.

Partindo da fórmula molecular

Exemplos:

1) Peróxido de hidrogênio: H_2O_2

Fórmula mínima: HO

2) Glicose: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Fórmula mínima: CH_2O

3) Ácido sulfúrico: H_2SO_4

Fórmula mínima: H_2SO_4

Partindo da fórmula centesimal

Neste caso teremos que calcular inicialmente o número de átomos - grama correspondente às massas de cada elemento.

- 1) Sabe-se que um composto possui fórmula centesimal $C_{75\%}H_{25\%}$. Qual a fórmula mínima deste composto?

Dados: C = 12 u; H = 1 u

Resolução:

Cálculo do número de átomos-grama

Para o carbono:

$$n = 75 : 12 = 6,25$$

Para o hidrogênio:

$$n = 25 : 1 = 25$$

Como os valores são decimais, devemos dividir todos pelo menor deles.

$$C: 6,25 : 6,25 = 1$$

$$H: 25,0 : 6,25 = 4$$

Neste caso a fórmula mínima é CH_4 .

Fórmula molecular

É a fórmula que **indica os elementos que constituem a substância e o número de átomos de cada elemento na molécula dessa substância.**

A fórmula molecular é obtida pela relação

$$\text{massa molar} = (\text{massa da fórmula mínima}) \cdot n$$

onde podemos calcular "n" por:

$$n = \frac{\text{massa molar}}{\text{massa da fórmula mínima}}$$

- 1) Um composto possui fórmula mínima CH_2O e massa molar igual a 180 g/mol. Qual a fórmula molecular desse composto?

Dados: H = 1u; C = 12u; O = 16 u

Cálculo da massa da fórmula mínima:

$$\begin{array}{r} C = 1 \times 12 = 12 \\ H = 2 \times 1 = 2 + \\ O = 1 \times 16 = 16 \\ \hline 30 \text{ u} \end{array}$$

Cálculo de "n":

$$n = \frac{180}{30} = 6$$

Determinação da fórmula molecular:

$$\text{Fórmula molecular} = (CH_2O) \times 6$$

$$\text{Fórmula molecular} = C_6H_{12}O_6$$

Testando conhecimentos:

- 01) (Covest-2005) Uma substância pura foi analisada em laboratório e foram obtidos os seguintes resultados: Teor de H = 0,4 g, teor de C = 2,4 g e teor de O = 3,2 g. Sendo a fórmula mínima desta substância $H_tC_mO_n$, calcule a soma $t+m+n$.

Dados H (A = 1), C (A = 12), O (A = 16).

- 02) (Modificado) Uma substância pura foi analisada em laboratório e foram obtidos os seguintes resultados: Teor de H = 0,4 g, teor de C = 2,4 g e teor de O = 3,2 g. Sendo a fórmula mínima desta substância $H_tC_mO_n$, Escreva a fórmula molecular desta substância.

Dados H (A = 1), C (A = 12), O (A = 16).

- 03) Um dos constituintes do calcário, da casca do ovo, da pérola, da concha do mar, usado como matéria-prima na produção de cimento, tem a seguinte composição centesimal: 40,1% de cálcio, 12,0% de carbono e 48,0% de oxigênio. Sabendo-se que sua massa molar é 100,1 g/mol, podemos afirmar que sua fórmula molecular é:

Dados: C = 12u; O = 16u; Ca = 40u

- CaC_3O_2 .
- CaC_2O_4 .
- $CaCO_2$.
- $CaCO_3$.
- CaC_2O_6 .

- 04) A fórmula química que dá a proporção mínima dos átomos de cada elemento que formam o composto chama-se fórmula mínima ou fórmula:

- plana.
- molecular.
- estrutural.
- iônica.
- empírica.

05) A fórmula molecular do ácido ascórbico (vitamina C) é $C_6H_8O_8$, então esse composto apresenta:

- I . 6% de C, 8% de H e 8% de O.
- II . Fórmula mínima $C_3H_4O_4$.
- III. 3g de C em 50g do composto.

Das proposições, está(ão) correta(s):

- a) apenas III.
- b) apenas II.
- c) apenas I e III.
- d) apenas II e III.
- e) I, II e III.

06) A análise química de uma amostra revela a seguinte relação entre os elementos químicos formadores da substância: 0,25 mol de H, 0,25 mol de S e 1,0 mol de O. Pode-se concluir que a fórmula mínima da substância é:

- a) $H_2S_2O_4$.
- b) H_2SO_4 .
- c) HSO_8 .
- d) HSO_4 .
- e) HSO_2 .

07) Abaixo estão relacionadas as fórmulas moleculares de cinco substâncias:

- I . CH_4 .
- II . C_2H_6 .
- III. C_3H_6
- IV. C_4H_8 .
- V . C_5H_{12} .

Quais substâncias têm a mesma fórmula mínima?

08) A fórmula mínima do **limoneno**, composto encontrado na casca da laranja, é C_5H_8 . Sendo sua massa molecular igual a 136, sua fórmula molecular é:

- a) $C_{15}H_{24}$.
- b) $C_{20}H_{32}$.
- c) $C_{25}H_{40}$.
- d) C_5H_8 .
- e) $C_{10}H_{16}$.

09) Uma substância de massa molecular 200 contém 72% de carbono, 16% de oxigênio e 12% de hidrogênio. Qual a sua fórmula molecular?

- a) $C_6H_{12}O$.
- b) $C_{10}H_{16}O_4$.
- c) $C_{11}H_{20}O_3$.
- d) $C_{12}H_{24}O_2$.
- e) $C_{13}H_{28}O$.

10) (Mackenzie-SP) Ao se analisar um óxido de elemento não metálico Y, encontrou-se a proporção de 1,5 mols de átomos de oxigênio para 1 mol de átomos de Y. A fórmula desse óxido pode ser:

- a) OF_2 .
- b) SO_3 .
- c) CO_2 .
- d) Fe_2O_3 .
- e) N_2O_3 .

11) (PUCCAMP) Em 0,5 mol de quinina, substância utilizada no tratamento da malária, há 120g de carbono, 12g de hidrogênio, 1 mol de átomos de nitrogênio e 1 mol de átomos de oxigênio. Pode-se concluir que a fórmula molecular da quinina é:

Dados: C = 12u; H = 1u; N = 14u; O = 16u.

- a) $C_{20}H_{12}N_2O_2$.
- b) $C_{20}H_{24}N_2O_2$.
- c) $C_{10}H_{12}NO$.
- d) $C_{10}H_6N_2O_2$.
- e) C_5H_6NO .

12) (CARLOS CHAGAS) Uma substância possui fórmula mínima $C_4H_5N_2O$ e massa molecular 194 u. O número de átomos de nitrogênio contidos em uma única molécula da substância vale:

Dados: C = 12 u; H = 1 u; N = 14 u; O = 16 u.

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) 5.