

GABARITO AULA 1 – CÁLCULOS QUÍMICOS – PARTE 1

1- A massa molar do $C_9H_8O_4$ é 180g/mol, e 1 mol tem $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas, então:

$$180 \text{ g} \text{ ----- } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$45 \cdot 10^{-3} \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = \frac{45 \cdot 10^{-3} \cdot 6,0 \cdot 10^{23}}{180}$$

$$x = \frac{270 \cdot 10^{20}}{180}$$

$$x = 1,5 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}$$

2- a) A massa molar da água é igual a 18 g/mol. Visto que a densidade da água é igual a 1,0 g/mL, em 180 mL de água, temos 180 g:

$$d = \frac{m}{v}$$

$$m = d \cdot v$$

$$m = (1,0 \text{ g/mL}) \cdot 180 \text{ mL}$$

$$m = 180 \text{ g}$$

Assim, temos:

$$1 \text{ mol de moléculas de água} \text{ ----- } 18 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ ----- } 180 \text{ g}$$

$$n = 180/18$$

$$n = 10 \text{ mol de moléculas de água}$$

* determinar o número de moléculas de água:

$$18 \text{ g/mol} \text{ ----- } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

$$180 \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = \frac{180 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}}{18}$$

$$x = 60 \cdot 10^{23} = 6,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de água.}$$

* quantidade total de átomos:

$$1 \text{ molécula de água (H}_2\text{O)} \text{ ----- } 3 \text{ átomos}$$

$$6,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas/mol} \text{ ----- } y$$

$$y = (6,0 \cdot 10^{24}) \cdot 3$$

$$y = 18,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) Ligação de hidrogênio

c) 0,9g ----- 1ml

$$X \text{ ----- } 180 \text{ ml} \quad X = 162 \text{ g}$$

$$18 \text{ g} \text{ ----- } 2 \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$162 \text{ g} \text{ ----- } Y \quad Y = 1,08 \times 10^{25} \text{ átomos de H}$$

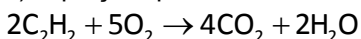
3- a) 1,5 mol

b) 3,0 mols

d) $1,8 \cdot 10^4$ átomos de carbono

4- a) 26L

5- a) Equação química balanceada da combustão completa do acetileno com oxigênio puro:



b) Como as condições de pressão, temperatura e volume são iguais, os dois cilindros contêm o mesmo número de mols de moléculas. Para um mol de moléculas, teremos:

Massa molar média do ar = 28,9 g/mol.

Massa molar do oxigênio = 32 g/mol.

O cilindro de oxigênio puro contém uma massa maior.

6- a) $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

Nas CNTP, temos que 1,0 mol de qualquer substância libera 22,4 L de gás. Logo:

$$100,0 \text{ g de } CaCO_3 \text{ ----- } 22,4 \text{ L}$$

$$50,0 \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = 11,2 \text{ L}$$

b) $CaO(s) + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2(s)$

$Ca(OH)_2$: hidróxido de cálcio.

c) 1 Moléc de CO_2 ----- 44u

$$X \text{ ----- } 440 \text{ u} \quad X = 10 \text{ moléculas}$$

$$44 \text{ g} \text{ ----- } 6 \times 10^{23} \text{ moléculas} \quad 3$$

$$Y \text{ ----- } 10 \text{ moléculas}$$

$$Y = 7,33 \times 10^{24} \text{ MOLÉCULAS}$$

**GABARITO - AULA 2 – CÁLCULOS QUÍMICOS – PARTE 2**

1-

a) Como esse elemento apresenta apenas dois isótopos, podemos afirmar que, na natureza, a abundância desses dois elementos resulta em 100%.

$$x + y = 100$$

ou

$$x = 100 - y \text{ (já que o enunciado pede a abundância do átomo de massa igual a 71).}$$

Ao Aplicar os dados conhecidos na fórmula da massa atômica.

$$\text{M.A.} = \frac{\text{massa do isótopo 1. abundância} + \text{massa do isótopo 2. abundância}}{100}$$

$$68 = \frac{66 \cdot (100 - y) + 71 \cdot y}{100}$$

$$68 \cdot 100 = 6600 - 66y + 71y$$

$$6800 - 6600 = -66y + 71y$$

$$200 = 5y$$

$$y = \frac{200}{5}$$

$$y = 40\%$$

b) 1 mol ----- 68g
3 mols ----- Z Z=204 g

2- 28 g CO ----- 6×10^{23} moléculas de CO

$4,6 \times 10^{-2}$ g ----- N

$$N = 4,6 \times 10^{-2} \times 6 \times 10^{23} / 28$$

$$N = 0,985 \times 10^{21}$$

3 – $\text{SiO}_2 = 28 + 2 \cdot 16 = 60 \text{ g/mol}$

60 g ----- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

180 g ----- n

$$n = 18 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SiO}_2 \text{ em um copo}$$

Em 1 dia levamos a boca o copo 100 vezes e cada vez desprendemos 8 moléculas, em 100 vezes desprendemos 800 moléculas então.

800 moléculas ----- 1 dia

$18 \cdot 10^{23}$ moléculas ----- t

$$t = 2,25 \cdot 10^{21} \text{ dias}$$

Em horas (1 dia = 24 horas):

$$t = 5,4 \cdot 10^{22} \text{ horas}$$

4 –

a) Cu^0 é oxidado para Cu^{2+} assim 2 elétrons por átomo de cobre (cada equação)

b) 1mol ----- $2 \times 6 \times 10^{23} e^-$

8mols ----- X

$$X = 9,6 \times 10^{24} e^-$$

c) $4 \times 63 \text{g}$ ----- $2 \times 6 \times 10^{23} e^-$

$6,3 \times 10^{-3} \text{g}$ ----- Y

$$Y = 3 \times 10^{19} e^-$$

5-

$$a) MM(C_4H_6O_2) = (4 \times 12) + (6 \times 1) + (2 \times 16) = 86 \text{ g/mol}$$

Em cada molécula de butadiona há 4 átomos de carbono, logo:

$$86 \text{ g} \text{ ----- } 4 \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$4,3 \text{ g} \text{ ----- } N$$

$$N = 4,3 \times 4 \times 6 \times 10^{23} / 86$$

$$N = 1,2 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$b) 86 \text{ g} \text{ ----- } 11 \text{ mols de lig sigma}$$

$$4,3 \text{ g} \text{ ----- } Y$$

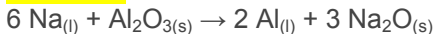
$$Y = 1,8 \text{ mols de sigma}$$

$$86 \text{ g} \text{ ----- } 2 \text{ mols de lig pi}$$

$$4,3 \text{ g} \text{ ----- } Z$$

$$Z = 0,1 \text{ mol de pi}$$

6-

1º Passo:

A massa molar do Na é 23 g/mol e do Al_2O_3 é 102 g/mol. Determinando a quantidade em mols (n) de cada reagente:

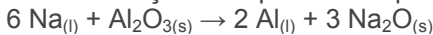
$$n = m/MM$$

$$n_{\text{Na}} = 0,24 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 5,10 \text{ g} / 102 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,05 \text{ mol}$$

2º Passo:

Fazer a relação estequiométrica para descobrir a quantidade de Al_2O_3 necessária para reagir com 0,24 mol de Na:



$$6 \text{ mol} \text{ ---- } 1 \text{ mol}$$

$$0,24 \text{ mol} \text{ ---- } x$$

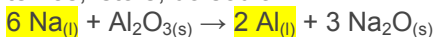
$$x = 0,04 \text{ mol}$$

3º Passo:

O cálculo anterior mostrou que seria necessário 0,04 mol de Al_2O_3 para reagir totalmente com 0,24 mol de Na. Mas, o 1º passo mostrou que na verdade temos uma massa maior do que essa, que é de 0,05 mol de Al_2O_3 .

Assim, o $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ é o reagente em excesso e o Na é o reagente limitante.

b) Para saber qual é a massa de alumínio produzida, basta relacionar com a quantidade do reagente limitante que temos, isto é, do sódio:



$$6 \text{ mol de Na} \text{ ---- } 2 \text{ mol de Al}$$

$$6 \text{ mol} \cdot 23 \text{ g/mol de Na} \text{ ---- } 2 \text{ mol} \cdot 27 \text{ g/mol de Al}$$

$$138 \text{ g de Na} \text{ ---- } 54 \text{ g de Al}$$

$$5,52 \text{ g de Na} \text{ ---- } y$$

$$y = \frac{54 \cdot 5,52}{138}$$

$$y = 2,16 \text{ g de Al serão produzidos.}$$

c) Para saber a massa de reagente em excesso (Al_2O_3) que irá sobrar, basta diminuir a quantidade que foi colocada para reagir no início pela quantidade que de fato reagiu:

$$0,05 \text{ mol} \text{ ---- } 5,10 \text{ g}$$

$$0,04 \text{ mol} \text{ ---- } w$$

$$w = \frac{0,04 \cdot 5,10}{0,05}$$

$$w = 4,08 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ reagiram}$$

$$5,10 - 4,08 = 1,02 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ restaram.}$$

AULA 3 – CÁLCULO DE FÓRMULAS

1-

a) Diminuindo a massa total do composto, pela massa do fósforo, obtemos a massa do Cloro, que será de 47,32 g:

Massa do fósforo (P) = 8,28 g

Massa do composto = 55,6 g

Massa do cloro = (55,6 – 8,28) g = 47,32 g

- Precisamos passar esses valores para mol. Assim, é só dividir cada massa pela respectiva massa molar de cada elemento:

$$P = \frac{8,28 \text{ g}}{30,97 \text{ g/mol}} \approx 0,267 \text{ mol}$$

$$Cl = \frac{47,32 \text{ g}}{35,46 \text{ g/mol}} \approx 1,334 \text{ mol}$$

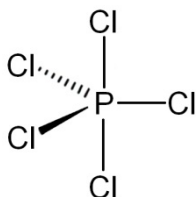
- Visto que os valores não são inteiros, para descobrir a fórmula mínima é preciso dividir todos os valores pelo menor deles, que é o 0,267:

$$P = \frac{0,267}{0,267} = 1$$

$$Cl = \frac{1,334}{0,267} \approx 5$$

⇒ Assim, a fórmula mínima ou empírica desse composto é PCl_5 .

b)



2-

- Transformação da proporção percentual para a proporção de massa de cada elemento em 100 g da amostra:

40,9 g de carbono, 4,58 g de hidrogênio e 54,5 g de oxigênio

- Dividindo pelas respectivas massas molares para saber quanto corresponde em quantidade de matéria (mol):

$$C = \frac{40,9 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,41 \text{ mol}$$

$$H = \frac{4,58 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 4,54 \text{ mol}$$

$$O = \frac{54,5 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 3,41 \text{ mol}$$

- Os átomos presentes na amostra de vitamina C estão na seguinte proporção 3,41 : 4,54 : 3,41. É preciso dividir pelo menor número (3,41) para que virem números inteiros:

$$C = \frac{3,41}{3,41} = 1$$

$$H = \frac{4,54}{3,41} \approx 1,33$$

$$O = \frac{3,41}{3,41} = 1$$

- As moléculas contêm somente os números inteiros dos átomos e um dos átomos não está com o número inteiro. Assim, devemos multiplicar cada número por um fator correto de modo que todos os números possam ser levados a números inteiros. Por exemplo, 1,33 é igual a 4/3 (dentro do erro experimental), portanto podemos multiplicar os números por 3:

$$C = 1 \cdot 3 = 3$$

$$H = 1,33 \cdot 3 \approx 4$$

$$O = 1 \cdot 3 = 3$$

- Desse modo, encontramos a fórmula mínima da vitamina C: $C_3H_4O_3$.



3-

a) $n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - n\text{H}_2\text{O} = [\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$ (celulose).
Fórmula mínima: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$.

b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \times 12u + 12 \times 1u + 6 \times 16u = 180 u$.

4-

a) $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

b) Teremos:

Fórmula molecular da frutose: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g/mol}$

$180 \text{ g/mol} \text{ ——— } 100 \%$

$72 \text{ g/mol} \text{ ——— } p_{\text{carbono}}$

$p_{\text{carbono}} = 40 \%$

c) $\text{CF} = V - (\text{N} + 1/2 \text{L})$

$\text{CF} = 5 - (2 + 0,5 \times 6) = 0$

V = quantidade de elétrons de valência do átomo livre;

NL = quantidade de elétrons presentes nos pares isolados (não ligantes) do átomo na estrutura;

L = quantidade de elétrons compartilhados pelo átomo na estrutura.

5-

a) Termos:

Número de mols de Y = 0,625 mol

Número de mols de X = 1,25 mol

Número de mols total = 1,875

% em mols de Y = $\frac{0,625}{1,875} = 0,3333 = 33,33 \%$

% em mols de X = $\frac{1,25}{1,875} = 0,6666 = 66,66 \%$

b) Teremos:

$Y_{60\%} \quad X_{40\%}$

$\frac{60}{96} \quad \frac{40}{32}$

$0,625 \quad 1,25$

Multiplicando por 8 :

$8 \times 0,625 \quad 8 \times 1,25 \Rightarrow Y_5 X_{10}$

Dividindo por 5 :

$Y_1 X_2$ (fórmula química)

6-

a) Convertendo em número de mol as massas de CO_2 e H_2O e depois achando os números de mol de C e H e suas respectivas massas:

$n = 8,8 / 44 = 0,2 \text{ mol de } \text{CO}_2$

$n = 5,4 / 18 = 0,3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$

1 mol de CO_2 ----- 1 mol de C

0,2 mol de CO_2 ---- X

X = 0,2 mol de C

1 mol de C ----- 12 g

0,2 mol de C --- X

X = 2,4 g de C

1 mol de H_2O ----- 2 mols de H

0,3 mol de H_2O ---- Y

Y = 0,6 mol de H

1 mol de H ----- 1 g

0,6 mol de H --- Y

Y = 0,6 g de H



Encontrando a massa de O₂ que foi posta para reagir:

$$0,3 = m / 32$$

$$m = 9,6 \text{ g de O}_2$$

Montando a equação e aplicando a Lei da Conservação da Massa:



$$X \text{ g de C}_x\text{H}_y\text{O}_z + 9,6 \text{ g de O}_2 = 8,8 \text{ g de CO}_2 + 5,4 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$X = 4,6 \text{ g de C}_x\text{H}_y\text{O}_z$$

A quantidade de oxigênio é encontrada pela diferença da massa do composto e da massa de C e H:

$$m \text{ de O} = 4,6 \text{ g} - 2,4 \text{ g} - 0,6 \text{ g} = 1,6 \text{ g de O}$$

Encontrando o número de mol de O:

$$n = 1,6 / 16 = 0,1 \text{ mol de O}$$

Finalmente, nós achamos os seguintes resultados:

$$0,2 \text{ mol de C}$$

$$0,6 \text{ mol de H}$$

$$0,1 \text{ mol de O}$$

Dividindo todos pelo menor:

$$0,2 / 0,1 = 2 \text{ mol de C}$$

$$0,6 / 0,1 = 6 \text{ mol de H}$$

$$0,1 / 0,1 = 1 \text{ mol de O}$$

Fórmula molecular e mínima : C₂H₆O sendo o etanol ou o metoxi metano.

b) Etanol

AULA 4 – COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

- 1)
 - a) Somente B. Pois Há menos soluto que o limite para a dada temperatura.
 - b) Em nenhum, pois uma solução supersaturada não possui corpo de fundo.
 - c) Abaixar a temperatura, pois reduz a solubilidade do soluto.
- 2)
 - a) Insaturada
 - b) Um sal de solubilidade endotérmica, sendo que em 280g uma solução saturada a 50 °C há 80g de soluto e 200g de solvente.
 - c) A 50°C é possível dissolver mais 80g de soluto.
 - d) É uma solução saturada, pois está no limite da saturação para a temperatura de 30 °C.
- 3) 140 mL de água
- 4) 80 kg de lactose
- 5) Pelo gráfico em 100 g de água a 90°C, temos: NaClO₃: 170 g NaCl: 40 g m(total) = 100 g + 170 g + 40 g = 310 g.
 - a) Pelo gráfico em 100 g de água a 25°C, temos: NaClO₃: 102 g NaCl: 38 g Logo, cristalizam: 170 g - 102 g = 68 g de NaClO₃ 40 g - 38 g = 2 g de NaCl Massa total cristalizada = 68 g + 2 g = 70 g.
70 g ----- 100 %
68 g ----- p
p = 97,1 % de pureza de NaClO₃.
- b) A solubilidade de NaClO₃ em água (processo direto) aumenta com a temperatura (vide gráfico). O aumento da temperatura favorece o processo endotérmico. Logo, a solubilidade do NaClO₃ em água é um processo endotérmico, ou seja, a dissolução, em água, do clorato de sódio absorve calor.
- 6) 5 % m/m
- 7) a) 360 g/L pois a solução torna-se saturada. b) 40 L



- 8)
 I) Pois ao afundar o mergulhador vai em direção a águas mais frias, isso aumenta a solubilidade dos gases no sangue, o que impede a formação de bolhas.
 II) O retorno lento diminui a possibilidade de formar bolhas pois vai havendo um lento equilíbrio térmico, além do equilíbrio do pH presente com o tampão de bicarbonato.
 III) A mudança abrupta altera fortemente a temperatura, a solubilidade dos gases cai rapidamente formando gases livres no sangue, bolhas.

9)
 01 – F 02 – F 04 – F 08 – V 16 - V

10) O sal é o NaHCO_3

AULA 5 – CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES – PARTE 1

- | | |
|--|---|
| <p>1) Em 2 L irá consumir 800 microgramas. O equivalente a 0,4 ppm.</p> <p>2)
 A) 0,1 da glicose e 0,9 da água.
 B) Aproximadamente 17 %m/v
 3) Foram usadas 288g de água para o preparo de uma solução 64 %m/v</p> <p>4) A fração molar aproximada é de 0,097</p> <p>5)
 A) É de aproximadamente 15,28 % m/m
 B) A 1/4 do volume inicial
 6) O valor é de 1 %</p> | <p>7)
 a) 50,87 % m/m
 b) $5,2 \times 10^{22}$ íons
 c) 18,94 % m/v</p> <p>8)
 A) 36,74 %m/v
 B) Aproximadamente 770 L de CO_2 nas CNTP
 C) As semelhantes interações intermoleculares, o que acarreta a semelhante polaridade.</p> <p>9)
 a) 63 g de HNO_3
 b) 37 g de H_2O
 c) 315 g de HNO_3 e 185 g de H_2O
 d) Título em massa de 0,63 e a Fração molar é de 0,327
 10) É de 1,8 miligrama.</p> |
|--|---|

AULA 6 – CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES – PARTE 2

- | | |
|---|---|
| <p>1) Aproximadamente 3,5 g de NaCl
 2) Aproximadamente 270 mL
 3) É de 30 g/L
 4)
 A) 60 g/L
 B) Aproximadamente 0,175 mol/L
 5)
 6) 2,5 L
 6) 9 mg de ácido
 7) 2,5 g de CaCO_3
 8) 250 mL de solução</p> | <p>9)
 A) 64 g/L
 B) 1,5 g de NaOH
 C) 200 mL
 10) 5 frascos
 11) 0,6 mol/L
 12) m/M
 13) Aproximadamente 4 mol/L
 14) Aproximadamente 0,15 mol/L e 9000 mg/L, respectivamente.
 É o Cálcio (Ca).</p> |
|---|---|

AULA 7 – DILUIÇÃO E MISTURA DE SOLUÇÕES

- | | |
|--|---|
| <p>1) É de 33 L de água.
 2)
 A) 0,2 g de NaOH
 B) $2,5 \times 10^{-3}$ mol/L
 C) 0,4 % m/m
 3) 4,8 g/L
 4)
 A) 0,2 g de NaOH
 B) Diluindo 100 mL da solução 0,1 mol/L para 1 L
 C) 180 mL
 5) 0,12 mol/L
 6) A da Sacarose é de 20 g/L e a do NaCl é de 1,2 mol/L.</p> | <p>7)
 a) 7 g
 b) 8,75 mL
 c) 168,27 mL
 8) É de 0,4 mol/L
 9) 160 mL e 240 mL, respectivamente.
 10) 4,4 g/L
 11) 0,65 mol/L de íons Cl^-
 12) 0,88 mol/L de íons Cl^-</p> |
|--|---|

**AULA 8 – MISTURA DE SOLUÇÕES COM REAÇÃO**

- 1) 0,18 mol/L de SrCl_2 e 0,04 mol/L de excesso de HBr
2) A) Básico, pois há excesso de Ca(OH)_2
B) É de 0,1 mol/L de Ca(OH)_2
3) A) 1 g de NaOH
B) 0,0625 mol/L de NaCl e 0,05 mol/L de excesso de HCl
4) A) Básico, pois há excesso de NaOH
B) 0,25 mol/L de NaOH
5) 1,95 g de Al(OH)_3
6) Aproximadamente 0,034 mol/L
7) 1:4:3
8) A) Neutra, pois não há excesso de nenhum dos reagentes, apenas um sal que não sofre hidrólise.
B) 0,05 mol/L de CaCl_2
C) Não há excesso
9) A) $\text{KOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{KCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
B) São necessários 400 mL de cada uma das soluções escolhidas
10) É de 1,5 M de HCl

AULA 9 – VOLUMETRIA OU TITULAÇÃO – PARTE 1

1. a) 0,20 mol/L e 8 g/L b) 0,08g de NaOH
2. 0,20 mol/L de KOH e 11,2 g/L de KOH b) 0,224g de KOH
3. 0,50 mol/L de H_2O_2 e 5,6 volumes
4. a) 0,40 mol/L de AgNO_3 b) $4 \cdot 10^{-3}$ mol de AgCl c) 0,574g de AgCl
5. a) azul violáceo b) 20,32 g/L de I_2 c) 1,94% em massa

AULA 10 - VOLUMETRIA OU TITULAÇÃO – PARTE 2

1. 80% de pureza
2. a) 7,2% de pureza b) gás castanho
3. 44% de ouro
4. a) 5,33 mol/L de HNO_3 b) coloração azul
5. v = 6 mL de solução de H_2SO_4
6. a) 1,84 mol/L de H_2SO_4 b) 18,4 mol/L de H_2SO_4 c) d = 1,84 g/mL

GABARITO AULA 11 - PROPRIEDADE COLIGATIVAS

- 1) a) Osmose
b) A casca do ovo é composta basicamente de carbonato de cálcio, que reage com o ácido acético do vinagre formando um sal solúvel.
c) A água atravessa uma membrana semipermeável da região menos concentrada em número de partículas para a mais concentrada em número de partículas.
2) O aditivo diminui a pressão de vapor do solvente na solução formada, provocando uma diminuição do ponto de fusão, evitando o congelamento da água.
3) A curva "B" porque possui menor pressão de vapor na mesma temperatura.
4) a) 7,8atm b) substituindo os dados na fórmula encontraremos $C = 0,16\text{mol/L}$.
5) a) $\text{IV} < \text{II} < \text{I} < \text{III}$ b) $\text{III} < \text{I} < \text{II} < \text{IV}$ c) $\text{III} < \text{I} < \text{II} > \text{IV}$
6) $PM = 46 \text{ u}$
7) $C = 0,34 \text{ mol/L}$
8) $n = 71$
9) 0,01
10) $P_{\text{CO}_2} > P_{\text{Br}_2} > P_{\text{Hg}}$

GABARITO AULA 12 - PROPRIEDADE COLIGATIVAS

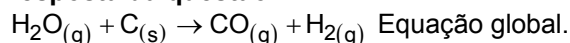
- 1) 180 g/mol 2) 256 g/mol 3) 228 moléculas 4) 89,8%
 5) 31,02 mmHg 6) V , V , F , F , V 7) 4 átomos 8) 13%
 9) Menor, pois a temperatura de ebulição é maior.
 10) Aumentar. Durante a ebulição a concentração aumenta.

GABARITO QUESTÕES OBJETIVAS

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
E	B	D	B	A	D	B	A	B	D

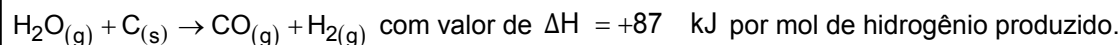
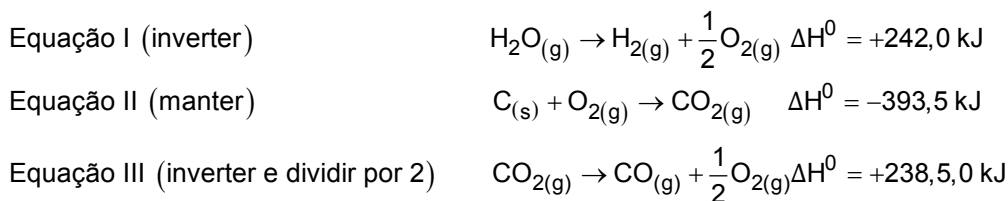
GABARITO AULA 13 – TERMOQUÍMICA E TERMODINÂMICA

Resposta da questão 1:



Para obtermos a equação global, devemos aplicar a Lei de Hess com as equações fornecidas.

Assim:



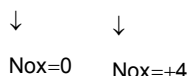
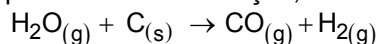
Assim:

$$2 \text{ g de H}_2 \text{ produzido} \text{-----} +87 \text{ kJ}$$

$$1000 \text{ g} \quad \text{-----} \quad \text{E}$$

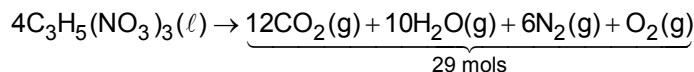
$$\text{E} = 43.500 \text{ kJ/kg de hidrogênio produzido.}$$

O agente redutor da reação é o carbono, pois este sofre oxidação, conforme mostra o esquema abaixo:



Resposta da questão 2:

a) Teremos:

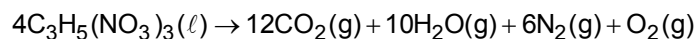


$$4 \text{ mols} \text{-----} 29 \times 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol} \text{-----} \text{V}$$

$$\text{V} = \frac{29 \times 22,4 \text{ L}}{4} = 162,4 \text{ L}$$

b) Teremos:



$$4(-365 \text{ kJ}) \quad 12(-400 \text{ kJ}) \quad 10(-240 \text{ kJ}) \quad 6 \times 0 \quad 0$$

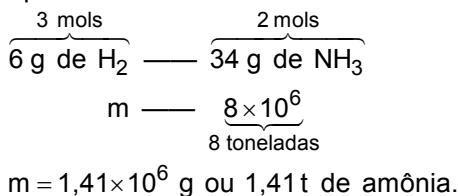
$$\Delta H = [12(-400 \text{ kJ}) + 10(-240 \text{ kJ}) + 6 \times 0 + 0] - [4(-365 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = -5750 \text{ kJ} / 4 \text{ mol de nitroglicerina}$$

$$\Delta H = -1435 \text{ kJ} / \text{mol}$$

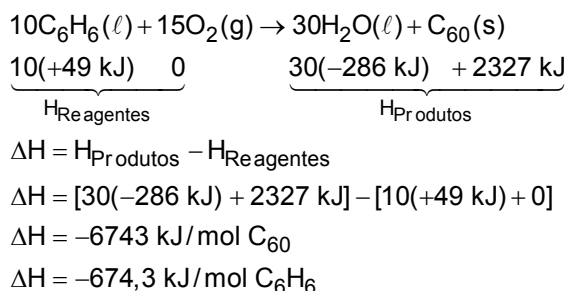
Resposta da questão 3:

- a) O valor de ΔG^0 negativo indica que o processo é espontâneo. O valor da constante de equilíbrio indica se no estado de equilíbrio há predominância de produtos ou reagentes, ou seja, indica de forma indireta o rendimento do processo. Já a energia de ativação fornece informações sobre a cinética da reação, ou seja, se o processo será lento ou rápido. Quanto menor for a energia de ativação de um processo químico, maior será sua velocidade ou rapidez.
- b) Conforme explicado no item anterior, os parâmetros analisados de forma integrada servem como previsão da possibilidade de ocorrência de um processo químico, do seu rendimento e da sua rapidez. Em resumo, relatam as condições de ocorrência de um processo químico, o que é extremamente importante quando se deseja fazer uso industrial da transformação.
- c) Pela equação temos a seguinte estequiometria:


Resposta da questão 4:

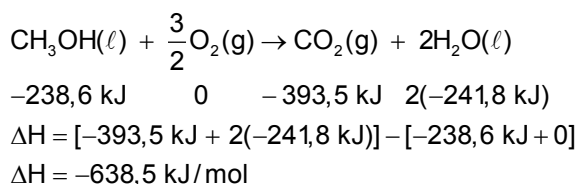
- a) Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60} :
- $$10C_6H_6(\ell) + 15O_2(g) \rightarrow 30H_2O(\ell) + C_{60}(s)$$

- b) Teremos:


Resposta da questão 5:

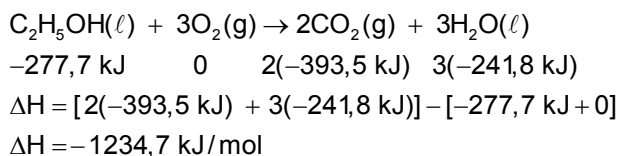
- a) Teremos as seguintes equações de combustão:

Para o metanol:



$$\begin{array}{l} 32 \text{ g} \text{ --- } 638,5 \text{ kJ liberados} \\ 1 \text{ g} \text{ --- } E_{\text{Metanol}} \\ E_{\text{Metanol}} = 19,95 \text{ kJ liberados} \end{array}$$

Para o etanol:



$$\begin{array}{l} 46 \text{ g} \text{ --- } 1234,7 \text{ kJ liberados} \\ 1 \text{ g} \text{ --- } E_{\text{Etanol}} \\ E_{\text{Etanol}} = 26,84 \text{ kJ liberados} \end{array}$$

Portanto o etanol libera mais energia por grama ($26,84 \text{ kJ} > 19,95 \text{ kJ}$).

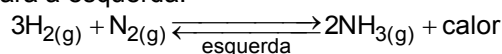
- b) Um automóvel da fórmula Indy pode gastar 5 litros de etanol ($d = 0,80 \text{ g/mL}$) por volta em um determinado circuito, então:

$$\begin{array}{l} 5 \text{ L} = 5000 \text{ mL}; d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g/mL} \\ 1 \text{ mL} \text{ --- } 0,80 \text{ g} \\ 5000 \text{ mL} \text{ --- } m_{\text{etanol}} \\ m_{\text{etanol}} = 4000 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ g(etanol)} \text{ --- } 26,84 \text{ kJ liberados} \\ 4000 \text{ g(etanol)} \text{ --- } E \\ E = 107.360 \text{ kJ} \end{array}$$

Resposta da questão 6:

a) Como a reação de formação de amônia é exotérmica, com a elevação da temperatura o equilíbrio deslocaria no sentido endotérmico, ou seja, para a esquerda.



b) Teremos:

$$\begin{aligned} \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) &\rightleftharpoons 1\text{NH}_3(\text{g}) \\ + \frac{3}{2} \times (\text{H}-\text{H}) &= + \left(\frac{3}{2} \times 436\right) \text{ kJ (quebra)} \\ + \frac{1}{2} \times (\text{N}\equiv\text{N}) &= + \left(\frac{1}{2} \times 944\right) \text{ kJ (quebra)} \\ - 3 \times (\text{N}-\text{H}) &= - (3 \times 390) \text{ kJ (formação)} \\ \hline (+ 654 + 472 - 1170) \text{ kJ} &= - 44 \text{ kJ} \\ \Delta H_{\text{formação}} (\text{NH}_3) &= - 44 \text{ kJ} \end{aligned}$$

c) Teremos:

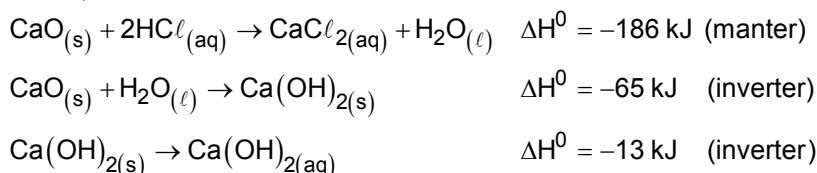
$$\begin{aligned} 3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) &\rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) \\ \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad 0 &\text{ (início)} \\ \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad + \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} &\text{ (início)} \\ \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \quad \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} &\text{ (início)} \\ K_C &= \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1} \\ K_C &= \frac{\left(\frac{2}{2}\right)^2}{\left(\frac{1}{2}\right)^3 \left(\frac{1}{2}\right)^1} = 16 \end{aligned}$$

d) A velocidade final aumenta 54 vezes:

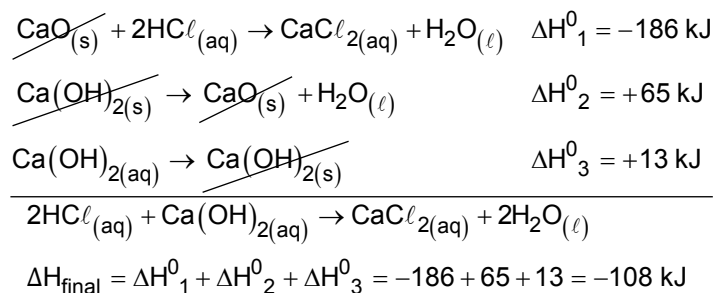
$$\begin{aligned} v_{\text{inicial}} &= k[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1 \\ v_{\text{final}} &= k(3[\text{H}_2]^3)(2[\text{N}_2]^1) \\ v_{\text{final}} &= 27k[\text{H}_2]^3 \times 2[\text{N}_2]^1 \Rightarrow v_{\text{final}} = (27 \times 2)k[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1 \\ v_{\text{final}} &= 54 \times k[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]^1 \\ v_{\text{final}} &= 54 \times v_{\text{inicial}} \end{aligned}$$

Resposta da questão 7:

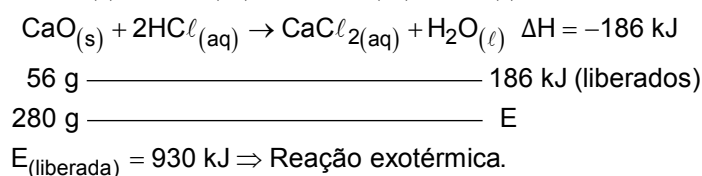
a) Aplicando a Lei de Hess, vem:



Então,



b) A partir da primeira reação $\text{CaO}_{(\text{s})} + 2\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CaCl}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$, teremos:



GABARITO AULA 14 - CINÉTICA QUÍMICA SÉRIE CASA

1. A 2. D 3. A 4. D 5. A 6. A 7. B 8. A 9. E 10. E

GABARITO AULA 15 – REAÇÕES ORGÂNICAS – SÉRIE AULA

1. Adição eletrófila

Adição via radical livre.

Substituição via radical livre.

Substituição eletrófila

Adição via adsorção

Substituição nucleófila.

Adição nucleófila.

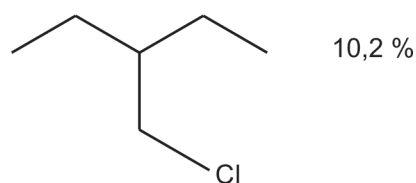
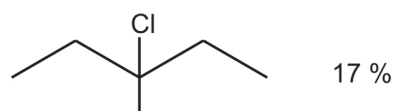
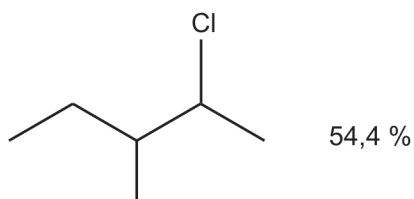
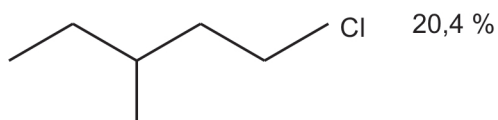
Eliminação

Eliminação

Eliminação

2. C 3. C 4. B 5. B 6. C 7. A 8. B 9. A 10. D 11. A 12. B 13. B.

14.


GABARITO AULA 16 – SUBSTITUIÇÃO EM HIDROCARBONETOS AROMÁTICOS

Resposta da questão 1: No site

Resposta da questão 2: A

Resposta da questão 3: No site

Resposta da questão 4: No site

Resposta da questão 5: D

Resposta da questão 6: B

Resposta da questão 7: C

Resposta da questão 8: E

Resposta da questão 9: D

Resposta da questão 10: D

GABARITO AULA 17 – ADIÇÃO EM HIDROCARBONETOS INSATURADOS

1. B 2. D 3. B 4. E 5. D 6. E 7. D 8. E 9. E 10. E

GABARITO AULA 19 – SUBSTITUIÇÃO NUCLEÓFILA EM COMPOSTOS COM CARBONILA

Resposta da questão 1: No site

Resposta da questão 2: No site

Resposta da questão 3: A

Resposta da questão 4: V V V F

Resposta da questão 5: C

Resposta da questão 6: B

Resposta da questão 7: A

Resposta da questão 8: E

Resposta da questão 9: No site

 Resposta da questão 10: $01 + 02 + 08 = 11$

Resposta da questão 11: No site

Resposta da questão 12: No site

Resposta da questão 13: No site

Resposta da questão 14: No site Resposta da questão 15: A