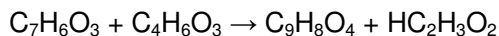


UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO
INSTITUTO DE BIOCÊNCIAS/DEPARTAMENTO DE CIÊNCIAS NATURAIS
DISCIPLINA: QUÍMICA GERAL
PROFESSORAS: ROBERTA ZIOLLI e CLAUDIA NASCIMENTO

LISTA DE EXERCÍCIOS – GABARITO COM SUGESTÃO DE RESOLUÇÃO

1- A aspirina, $C_9H_8O_4$, é preparada pela reação entre o ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, e o anidrido acético, $C_4H_6O_3$:



(a) Que quantidade de ácido salicílico é necessária para preparar $1,50 \times 10^2$ kg de aspirina, considerando-se a conversão completa do ácido a aspirina?

$$MM_{\text{ác.salicílico}} = 138,0 \text{ g/mol}$$

$$MM_{\text{aspirina}} = 180,0 \text{ g/mol}$$

$$138,0 \text{ g/mol} \quad \text{-----} \quad 180 \text{ g/mol}$$

$$x \quad \text{-----} \quad 1,50 \times 10^2 \text{ kg}$$

$$x = 1,15 \times 10^2 \text{ kg}$$

(b) Considerando o item (a), que quantidade de ácido salicílico seria necessária se o rendimento da reação fosse de 80,0%?

Caso o rendimento fosse de 80%, seria necessário aumentar a quantidade de ácido salicílico, de modo a compensar esse fato:

$$m_{\text{ác.salicílico}} = 1,15 \times 10^2 \text{ kg} \times (100/80) = 1,44 \times 10^2 \text{ kg}$$

(c) Qual a produção teórica de aspirina na reação entre 185 kg de ácido salicílico e 125 kg de anidrido acético?

$$MM_{\text{anidrido acético}} = 102,0 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{ác.salicílico}) = \frac{185 \times 10^3}{138} = 1340,6 \text{ mols}$$

$$n(\text{anidrido acético}) = \frac{125 \times 10^3}{102} = 1225,5 \text{ mols}$$

O anidrido acético é o reagente limitante.

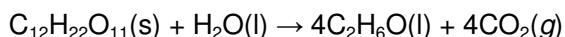
$$n_{\text{aspirina}} = n_{\text{anidrido acético}} = 1225,5 \text{ mols}$$

$$m_{\text{aspirina}} = 1225,5 \times 180 = 220,6 \text{ kg}$$

(d) Se na situação descrita na parte (c) forem obtidos 182 kg de aspirina, qual o rendimento percentual da reação?

$$\text{rendimento} = (182/220,6) \times 100 = 82,5\%$$

2- O etanol, C_2H_6O , pode ser obtido a partir da sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, contida em matérias-primas como a cana-de-açúcar, segundo a reação abaixo:



A cana-de-açúcar contém 20% em massa de sacarose. Para a produção de etanol foram utilizados 2.190 kg de cana-de-açúcar e 30 L de água.

(a) Defina reagente limitante e indique o reagente limitante da reação nas condições acima descritas.

$$MM_{\text{sacarose}} = 342 \text{ g/mol}$$

$$MM_{\text{etanol}} = 46,0 \text{ g/mol}$$

$$MM_{\text{água}} = 18,0 \text{ g/mol}$$

$$2.190 \text{ kg de cana-de-açúcar contém } 20\% \text{ de sacarose} = (20/100) \times 2190 = 438 \text{ kg de sacarose}$$

$$n_{\text{sacarose}} = (438 \times 10^3)/342 = 1.281 \text{ mols de sacarose}$$

$$\text{densidade da água} = 1 \text{ g/mL}$$

$$\text{Logo, } 30 \text{ L de água} = 30.000 \text{ mL} = 30.000 \text{ g de água}$$

$$n_{\text{água}} = 30.000/18 = 1.666,7 \text{ mols}$$

Então a sacarose é o reagente limitante, pois está presente em quantidade inferior à necessária pela estequiometria para reagir com toda a água.

(b) Qual é a quantidade máxima de etanol (em mol) que pode ser produzida?

Para cada mol de sacarose (que é o reagente limitante), são produzidos 4 mols de etanol (ver equação).

$$\text{Assim, serão produzidos } (1.281 \times 4) = 5.124 \text{ mols de etanol}$$

(c) Defina rendimento percentual da reação e calcule-o para a reação do problema quando são produzidos 167 kg de etanol.

$$\text{Dado: densidade da água} = 1,0 \text{ g mL}^{-1}.$$

Rendimento percentual da reação é a razão entre o valor obtido em um experimento dividido pelo valor que seria esperado segundo a estequiometria da reação, multiplicado por 100.

$$1 \text{ mol de etanol} \quad \text{----} \quad 46 \text{ g}$$

$$x \quad \text{----} \quad 167.000 \text{ g}$$

$$x = 3630 \text{ mols de etanol}$$

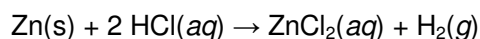
Pelo item (b), deveriam ser produzidos 5.124 mols de etanol:

$$5.124 \text{ mols} \quad \text{----} \quad 100\%$$

$$3630 \text{ mols} \quad \text{----} \quad r$$

$$r = 70,8\%$$

3- Um pequeno pedaço de zinco, Zn(s), é totalmente dissolvido em 50,00 mL de uma solução 1,035 mol.L⁻¹ de HCl(aq).



Quando a reação termina, a concentração de HCl(aq) nos 50,00 mL de solução é 0,812 mol.L⁻¹. Qual a massa de zinco dissolvido?

situação inicial:

$$(1,035 \times 50 \times 10^{-3}) = 5,175 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl.}$$

situação final:

$$(0,812 \times 50 \times 10^{-3}) = 4,060 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl.}$$

Isso significa que foram consumidos $(5,175 - 4,060) \times 10^{-2} = 1,115 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl.}$

Segundo a estequiometria da reação:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de Zn} & \text{-----} & 2 \text{ mols de HCl} \\ x & \text{-----} & 1,115 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{array}$$

$$x = 5,58 \times 10^{-3} \text{ mol de Zn consumido}$$

Então, a massa de zinco consumida será:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol Zn} & \text{-----} & 65,4 \text{ g} \\ 5,58 \times 10^{-3} \text{ mol} & \text{-----} & m \end{array}$$

$$m = 0,365 \text{ g}$$

4- Na revelação de chapas fotográficas a base de sais de prata como, por exemplo, o brometo de prata (AgBr), este é removido com uma solução aquosa de tiosulfato de sódio, segundo a reação abaixo:



Considere uma chapa fotográfica que contém 940 mg de AgBr e responda as questões abaixo:

(a) Qual é a porcentagem de AgBr que reage com 250 mL de uma solução com 0,50% em massa de tiosulfato de sódio e densidade $1,01 \text{ g mL}^{-1}$?

$$\text{MM}(\text{AgBr}) = 188 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158 \text{ g/mol}$$

$$\text{número de mols de AgBr em 940 mg} = 0,940/188 = 5,0 \times 10^{-3}$$

concentração da solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:

pela densidade, 250 mL da solução equivalem a 252,5 g de solução.

Como ela é 0,50% em massa, quer dizer que cada 100 g de solução contém 0,50 g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Logo:

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ g solução} & \text{-----} & 0,50 \text{ g de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \\ 252,5 \text{ g} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 1,263 \text{ g de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3.$$

Essa quantidade em mol é dada por:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 & \text{-----} & 158 \text{ g} \\ n & \text{-----} & 1,263 \text{ g} \end{array}$$

$$n = 7,99 \times 10^{-3} \text{ mol de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3.$$

Pela reação, a estequiometria é:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de AgBr} & \text{-----} & 2 \text{ mols de Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \\ x & \text{-----} & 7,99 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{array}$$

$$x = 3,99 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Com relação à quantidade inicial de AgBr:

$$\% \text{AgBr} = (3,99 \times 10^{-3}) / (5 \times 10^{-3}) \times 100 = 80\%$$

(b) Defina reagente limitante e indique qual é o reagente limitante do item (a).

reagente limitante é aquele que em uma reação está presente em quantidade inferior à estequiométrica.

No item (a) o reagente limitante é o $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

(c) Qual é a quantidade em mol do reagente que ficou em excesso?

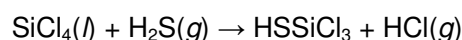
O reagente em excesso é o AgBr

quantidade inicial = $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

quantidade que reage = $3,99 \times 10^{-3} \text{ mol}$

quantidade em excesso = $1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

5- Um volume de 50,00 mL de tetracloreto de silício, $\text{SiCl}_4(l)$, cuja densidade é de $1,483 \text{ g mL}^{-1}$, reage com excesso de gás sulfídrico, $\text{H}_2\text{S}(g)$, formando um composto de fórmula HSSiCl_3 e ácido clorídrico gasoso, $\text{HCl}(g)$, conforme a reação:



O ácido clorídrico gasoso formado é dissolvido em água. A solução formada é neutralizada com 8 mL de $\text{NaOH}(aq)$, que tem $d = 1,16 \text{ g mL}^{-1}$ e 13,8% em massa. Qual o rendimento percentual da reação?

1) quantidade de $\text{SiCl}_4(l)$ que reage:

densidade = $1,483 \text{ g/mL}$

Assim, 50,00 mL equivalem a $50,00 \times 1,483 = 74,15 \text{ g}$ de $\text{SiCl}_4(l)$

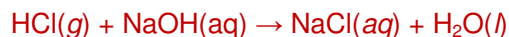
$\text{MM}(\text{SiCl}_4) = 170 \text{ g/mol}$

Logo: $n(\text{SiCl}_4) = 74,15/170 = 0,436 \text{ mol}$

2) quantidade de $\text{HCl}(g)$ que formou:

reagiu com $\text{NaOH}(aq)$.

A reação é 1:1



Assim, a quantidade em mol de NaOH consumida equivale à quantidade de HCl formada.

densidade da solução de NaOH = $1,16 \text{ g/mL}$. Então 8 mL equivalem a 9,28 g de solução. Como a solução é 13,8% em massa:

100 g solução -----	13,8 g de NaOH
9,28 g -----	x

$x = 1,28 \text{ g de NaOH}$

o que equivale em mol a:

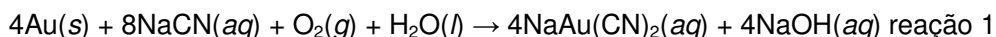
1 mol NaOH -----	40 g
n -----	1,28 g

$n = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol de NaOH} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol de HCl formado.}$

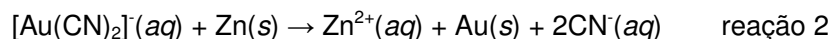
Pela estequiometria da equação, 1 mol de SiCl_4 forma 1 mol de HCl. Logo, deveria ter sido formado 0,436 mol de HCl.

$$\begin{array}{ccc} 0,436 \text{ mol} & \text{-----} & 100\% \\ 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol} & \text{-----} & r \\ r = 7,34\% \end{array}$$

6- O ouro pode ser extraído dos minérios de ouro tratando-se a rocha com cianeto de sódio na presença de oxigênio do ar.



O ouro em solução, na forma do íon $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$, pode ser precipitado como ouro metálico, $\text{Au}(s)$, segundo a reação



(a) Quantos litros de solução $0,075 \text{ mol L}^{-1}$ de NaCN são necessários para extrair o ouro de 1.000 kg de minério que contém 0,019% em ouro?

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ kg de minério} & \text{-----} & 0,019 \text{ kg de ouro} \\ 1000 \text{ kg} & \text{-----} & x \end{array}$$

$x = 0,19 \text{ kg de ouro a serem extraídos}$

Como $\text{MM}(\text{Au}) = 197 \text{ g/mol}$, essa quantidade equivale a

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol Au} & \text{-----} & 197 \text{ g} \\ n & \text{-----} & 0,19 \times 10^3 \text{ g} \end{array}$$

$n = 0,964 \text{ mol de Au a serem extraídos}$

Pela estequiometria da reação, cada 4 mols de Au reagem com 8 mols de NaCN. Assim serão necessários:

$$\begin{array}{ccc} 4 \text{ mols de Au} & \text{-----} & 8 \text{ mols de NaCN} \\ 0,964 \text{ mol} & \text{-----} & x \end{array}$$

$x = 1,928 \text{ mol de NaCN}$

Na solução de NaCN:

$$\begin{array}{ccc} 0,075 \text{ mol de NaCN} & \text{-----} & 1 \text{ litro de solução} \\ 1,928 \text{ mol} & \text{-----} & V \end{array}$$

$V = 25,7 \text{ L}$

(b) Quantos kg de zinco metálico serão necessários para precipitar o ouro da solução de $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ segundo a reação 2?

Pela estequiometria, cada 4 mols de Au produzem 4 mols de $\text{NaAu}(\text{CN})_2$. Assim será 0,964 mol de $\text{NaAu}(\text{CN})_2$.

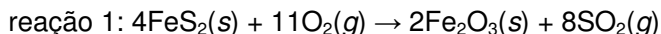
Pela reação 2, cada mol de $[\text{Au}(\text{CN})_2]^- (aq)$ reage com 1 mol de $\text{Zn}(s)$. Logo, teremos também 0,964 mol de Zn.

$\text{MM}(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$

Assim:

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol Zn} & \text{-----} & 65,4 \text{ g} \\
 0,964 \text{ mol} & \text{-----} & x \\
 x = 63,1 \text{ g} = 6,31 \times 10^{-2} \text{ kg}
 \end{array}$$

7- Uma das etapas da produção de ferro é a transformação de pirita (FeS_2) em óxido de ferro, como mostra a seguinte reação:



(a) Calcule o volume de ar que é necessário para reagir com 100 kg de FeS_2 a 2,5 atm e 250 °C. O ar contém 20%, em volume, de O_2 .

$$\text{MM}(\text{FeS}_2) = 120 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol FeS}_2 & \text{-----} & 120 \text{ g} \\
 n & \text{-----} & 100 \times 10^3 \text{ g}
 \end{array}$$

$$n = 8,33 \times 10^2 \text{ mol de FeS}_2$$

Pela reação:

$$\begin{array}{rcl}
 4 \text{ mols de FeS}_2 & \text{-----} & 11 \text{ mols de O}_2 \\
 8,33 \times 10^2 & \text{-----} & x
 \end{array}$$

$$x = 2,29 \times 10^3 \text{ mols de O}_2$$

volume de oxigênio necessário:

$$PV = nRT$$

$$V = 2,29 \times 10^3 \times 0,082 \times 523/2,5$$

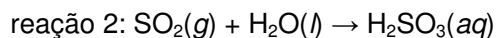
$$V = 3,93 \times 10^4 \text{ litros de O}_2$$

Volume de ar necessário:

$$\begin{array}{rcl}
 100 \text{ litros de ar} & \text{-----} & 20 \text{ litros de O}_2 \\
 V_{\text{ar}} & \text{-----} & 3,93 \times 10^4 \text{ litros}
 \end{array}$$

$$V_{\text{ar}} = 1,97 \times 10^5 \text{ litros de ar}$$

(b) Considerando que a reação 1 teve rendimento de 88% e que todo o dióxido de enxofre SO_2 produzido foi dissolvido em 10.000 L de água para formar ácido sulfuroso (ver reação abaixo), qual a molaridade da solução de ácido sulfuroso que é obtida?



Da reação 1:

$$\begin{array}{rcl}
 4 \text{ mols de FeS}_2 & \text{-----} & 8 \text{ mols de SO}_2 \\
 8,33 \times 10^2 \text{ mol} & \text{-----} & x
 \end{array}$$

$$x = 1,67 \times 10^3 \text{ mol de SO}_2 \text{ produzidos}$$

Considerando o rendimento de 88%, serão produzidos $1,47 \times 10^3$ mols de SO_2 .

Pela reação 2, serão produzidos $1,47 \times 10^3$ mol de H_2SO_3 em solução.

O volume total da solução é o volume de água mais o volume do gás SO_2 que foi dissolvido:

$$PV = nRT$$

$$V = 1,67 \times 10^3 \times 0,082 \times 523/2,5$$

$$V_{\text{SO}_2} = 2,86 \times 10^4 \text{ litros} = 28.600 \text{ litros}$$

O volume total da solução será o volume de SO₂ mais o volume de água:

$$V_{\text{total}} = 28.600 + 10.000 = 38.600 \text{ litros de solução}$$

Assim a molaridade será:

$$M = 1,67 \times 10^3 / 38.600 = 4,3 \times 10^{-2} \text{ mol/litro}$$

(c) Qual é a densidade do dióxido de enxofre a 250 °C e 2,5 atm?

$$PV = nRT$$

$$PV = (m/MM)RT$$

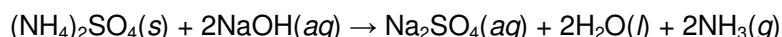
$$P = (m/V)(1/MM)RT$$

$$(P \text{ MM})/RT = d$$

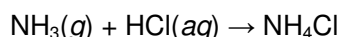
$$d = (2,5 \times 64)/(0,082 \times 523)$$

$$d = 3,73 \text{ g/L}$$

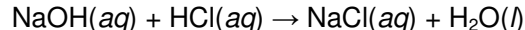
8- Uma amostra de 0,608 g de um determinado fertilizante contém nitrogênio na forma de sulfato de amônio, (NH₄)₂SO₄(s). Para determinar a quantidade de nitrogênio, aquece-se a amostra com hidróxido de sódio, segundo a reação:



A amônia produzida é coletada em 46,3 mL de HCl 0,213 mol L⁻¹ e reage segundo a reação:



Esta solução contendo um excesso de HCl(aq) reage finalmente com 44,3 mL de uma solução de NaOH 0,128 mol L⁻¹.



Determine a percentagem do nitrogênio no fertilizante.

$$n_{\text{NaOH}} = 0,128 \times 0,0443 = 0,00567 \text{ mol}$$

assim, excesso de HCl = 0,00567 mol

$$n_{\text{HCl inicial}} = 0,213 \times 0,0463 = 0,00986 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl que reagiu com amônia}} = 0,00986 - 0,00567 = 0,00419$$

Como a reação da amônia com o ácido clorídrico é 1:1, o número de mol de amônia produzida é 0,00419 mol.

Para cada 2 mols de amônia produzidas é necessário 1 mol de (NH₄)₂SO₄(s). Logo:

$$1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(s) \quad \text{-----} \quad 2 \text{ mols de NH}_3$$

$$n \quad \text{-----} \quad 0,00419 \text{ mol}$$

$$n = 0,00209 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(s)$$

$$1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad 2 \text{ mols de N}$$

$$0,00209 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad n_{\text{N}}$$

$$n_{\text{N}} = 0,00418 \text{ mol de N}$$

$$1 \text{ mol de N} \quad \text{-----} \quad 14 \text{ g}$$

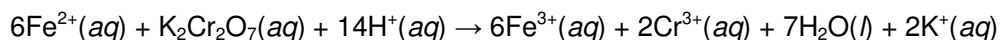
$$0,00418 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad x$$

$$x = 0,0585 \text{ g}$$

0,608 g	-----	100%
0,0585 g	-----	y

y = 9,62%

9- Uma amostra de 0,4834 g, contendo ferro e outras substâncias, reagiu com solução ácida de maneira que todo o ferro, Fe(s), passasse para a forma de Fe²⁺(aq). O Fe²⁺ da solução resultante reagiu estequiometricamente, conforme a reação abaixo, com 45,48 mL de K₂Cr₂O₇ 0,016 mol L⁻¹. Qual é a percentagem em massa de ferro na amostra?



Solução de K₂Cr₂O₇

0,016 mol de K ₂ Cr ₂ O ₇	-----	1 L
n _(K₂Cr₂O₇)	-----	45,48 x 10 ⁻³ L

$$n_{(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = 7,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Pela estequiometria da reação:

6 mols de Fe ²⁺	-----	1 mol de K ₂ Cr ₂ O ₇
n _{Fe²⁺}	-----	7,3 x 10 ⁻⁴ mol

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 4,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

1 mol de Fe	-----	56 g
4,4 x 10 ⁻³ mol	-----	m _{Fe}

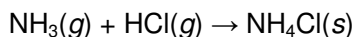
m_{Fe} = 0,25 g

Amostra que contém ferro:

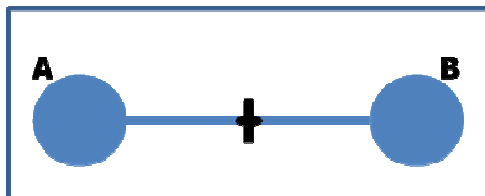
0,4834 g	-----	100%
0,25 g	-----	x

x = 52%

10- A amônia, NH₃(g), e o cloreto de hidrogênio, HCl(g), reagem para formar o cloreto de amônio sólido, NH₄Cl(s).



Dois balões A e B, de 2,00 L cada, a 25 °C, são ligados por uma torneira, como mostra a figura abaixo.



Um frasco tem 5,00 g de NH₃(g) e o outro 5,00 g de HCl(g). Quando a torneira é aberta, os dois gases reagem até que um deles seja completamente consumido.

(a) Que gás resta no sistema depois de a reação ter completado?

$$MM(\text{NH}_3) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$MM(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Assim:

$$n_{\text{NH}_3} = 5,00/17,0 = 0,294 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 5,00/36,5 = 0,137 \text{ mol}$$

A estequiometria da reação é 1:1. Isso significa que a amônia está em excesso. Restará $(0,294 - 0,137) = 0,157 \text{ mol}$ de amônia

(b) Qual a pressão final no sistema depois de terminar a reação? (Despreze o volume de cloreto de amônio formado)

A pressão será exercida pelo único gás que restou no sistema: a amônia.

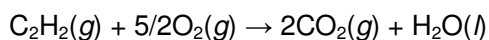
Como restou 0,157 mol de amônia:

$$PV = nRT$$

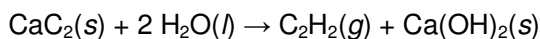
$$P = (0,157 \times 0,0821 \times 298)/4,00$$

$$P = 0,960 \text{ atm}$$

11- Os maçaricos funcionam pela reação de combustão do acetileno, $\text{C}_2\text{H}_2(g)$, com o oxigênio do ar.



O acetileno é produzido do carbeto de cálcio, $\text{CaC}_2(s)$, com água.



(a) Qual o volume de $\text{CO}_2(g)$ obtido quando 2,0 kg de carbeto de cálcio, com 90% de pureza, reagem com excesso de água a 27 °C e 760 mmHg?

$$MM(\text{CaC}_2) = 64 \text{ g/mol}$$

1 mol CaC_2	-----	64 g
n_{CaC_2}	-----	$2,0 \times 10^3 \times 90\% \text{ g}$

$$n_{\text{CaC}_2} = 28,1 \text{ mols}$$

Pela estequiometria da reação:

1 mol CaC_2	-----	1 mol C_2H_2
----------------------	-------	------------------------------

$$\text{Logo } n_{\text{C}_2\text{H}_2} = 28,1 \text{ mols}$$

E também:

1 mol C_2H_2	-----	2 mols CO_2
28,1 mols	-----	n_{CO_2}

$$n_{\text{CO}_2} = 56,2 \text{ mols}$$

Cálculo do volume de CO_2 :

$$PV = nRT$$

$$V = (56,2 \times 0,082 \times 300)/1$$

$$V = 1,38 \times 10^3 \text{ L}$$

(b) Determine o reagente limitante e o volume de $\text{C}_2\text{H}_2(g)$ que será obtido pela reação de 5,00 g de CaC_2 com 100 mL de água nas mesmas condições do item (a).

1 mol CaC_2	-----	64 g
n_{CaC_2}	-----	5,00 g

$$n_{\text{CaC}_2} = 7,81 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$90\% \text{ pureza} = 7,81 \times 10^{-2} \times 90\% = 7,03 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Densidade da água} = 1 \text{ g/mL}$$

$$\text{Logo: } 100 \text{ mL de água} = 100 \text{ g de água}$$

$$\text{MM}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 5,55 \text{ mol}$$

A estequiometria da reação do CaC_2 com a água é de 1:2. Assim, para $7,81 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de CaC_2 , será necessário 0,156 mol de água. A água está em excesso. O reagente limitante é o carbeto de cálcio. Será obtido $7,03 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de C_2H_2 .

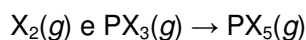
Nas condições do item (a), o volume de C_2H_2 será:

$$PV = nRT$$

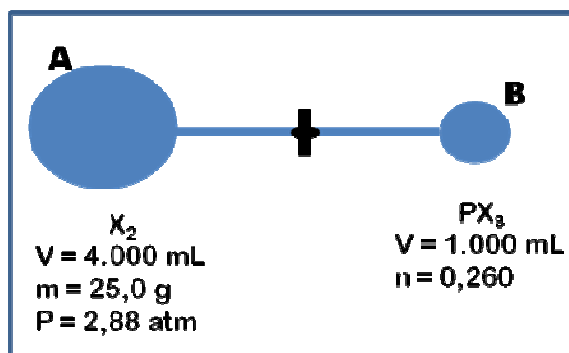
$$V = (7,03 \times 10^{-2} \times 0,0821 \times 300)/1$$

$$V = 1,73 \text{ L}$$

12- Considere os gases X_2 e PX_3 , inicialmente nas ampolas A e B, a 400 K, conforme a figura abaixo. Quando a torneira que conecta as ampolas é aberta, os gases se misturam e reagem para formar $\text{PX}_5(g)$ segundo a reação abaixo:



onde P é o elemento químico fósforo e X representa um outro elemento químico.



(a) Encontre a identidade dos gases, X_2 , PX_3 e PX_5 .

$$PV = nRT$$

$$n_{\text{X}_2} = (2,88 \times 4,000)/0,0821 \times 400$$

$$n_{\text{X}_2} = 0,351 \text{ mol}$$

Como:

$$n_{\text{X}_2} = m_{\text{X}_2}/\text{MM}_{\text{X}_2}$$

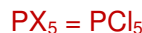
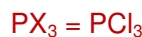
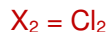
$$\text{MM}_{\text{X}_2} = 25,0/0,351$$

$$\text{MM}_{\text{X}_2} = 71,2$$

$$\text{MM}_X = 71,2/2 = 35,6$$



Logo:



(b) Calcule as pressões parciais dos três gases e a pressão total após a abertura da torneira.

(Observação: considere que o volume entre as ampolas A e B é desprezível)

- $V_{\text{total}} = 5.000 \text{ mL} = 5,000 \text{ L}$
- número de mols dos gases antes da reação:
 $n_{X_2} = 0,351 \text{ mol}$ (calculado no item a)
 $n_{\text{PX}_3} = 0,260 \text{ mol}$ (dado do problema)
como a estequiometria da reação é 1:1, PX_3 é o reagente limitante: será formado 0,260 mol de PX_5 e restará $(0,351 - 0,260) = 0,091 \text{ mol}$ de X_2 .
- pressões após abertura da torneira:
 $PV = nRT$
 $P_{X_2} = (0,091 \times 0,082 \times 400)/5,000 = 0,60 \text{ atm}$
 $P_{\text{PX}_3} = 0$
 $P_{\text{PX}_5} = (0,260 \times 0,082 \times 400)/5,000 = 1,7 \text{ atm}$
 $P_{\text{total}} = 1,7 + 0,60 = 2,3 \text{ atm}$

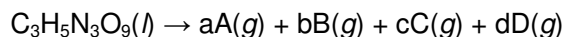
(c) Quais as leis ou princípios dos gases utilizados para a resolução dos itens (a) e (b)? Justifique o porquê de seu uso e quaisquer aproximações relacionadas com essas leis.

Lei dos gases ideais e Lei de Dalton.

(d) Caso os gases X_2 e PX_3 não reagissem, explique por que a pressão final seria maior do que a calculada no item (b).

Caso não reagissem, a pressão total seria a pressão exercida pelo X_2 mais a pressão exercida pelo PX_3 . Como a temperatura, volume e R são os mesmos, a única variável para a pressão é o número de mols, que é maior antes da reação.

13- Explosões são caracterizadas pela instantânea liberação de gases quentes provenientes de uma reação química. Esses gases se propagam a altas velocidades (acima de 10.000 km/h) provocando ondas de choque com pressões acima de 700.000 atm. Considere o caso da nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) que quando explode se decompõe segundo a reação abaixo:



onde a, b, c, d são fatores estequiométricos dos produtos gasosos A, B, C e D, respectivamente. Assuma que a explosão de **um mol** de nitroglicerina tenha gerado 1.323 L de gases a 1.950 °C e 760 mmHg de pressão.

(a) Qual é o número de mols total de gases que são liberados pela explosão de 0,004 mol de nitroglicerina?

Para um mol de nitroglicerina:

$$PV = nRT$$

$$n = (1 \times 1.323)/(0,082 \times 2223)$$

$$n = 7,258 \text{ mols}$$

Para 0,004 mol:

$$n = 7,258 \times 0,004 = 0,030 \text{ mol}$$

(b) Se os gases liberados pela explosão de 0,004 mol de nitroglicerina forem colocados em um frasco de 500 mL e resfriados a -10°C , ocorrerá a solidificação do produto A e a pressão dentro do frasco cai para 623 mmHg. Quantos mols de A estão presentes? O gás A foi identificado como vapor d'água.

$$PV = nRT$$

$$(623/760) \times 0,5 = n \times 0,082 \times 263$$

$$n = 0,019 \text{ mol}$$

Antes tínhamos 0,030 mol.

$$\text{Logo } n_A = 0,030 - 0,019 = 0,011$$

(c) O restante da mistura de gases é passada por um tubo contendo Li_2O . O gás B reage com o Li_2O formando Li_2CO_3 . Os gases C e D são coletados posteriormente em um balão de 500 mL onde uma pressão de 260 mmHg é medida a 25°C . Quantos mols de B estão presentes e qual a sua provável identidade?

$$PV = nRT$$

$$(260/760) \times 0,5 = n \times 0,082 \times 298$$

$$n = 0,007 \text{ mol}$$

$$n_B = 0,019 - 0,007 = 0,012 \text{ mol}$$

Provável identidade: CO_2 , pois formou carbonato (Li_2CO_3).

(d) Os gases C e D são passados por um tubo quente contendo Cu em pó onde o gás C reage formando CuO . O gás D, cuja massa medida foi de 0,168 g, é recolhido em um balão de 500 mL e sua pressão (223 mmHg) foi medida a 25°C . Calcule quantos mols de D e também do C foram liberados na explosão. Qual a provável identidade de D? O gás C foi identificado como sendo O_2 .

$$PV = nRT$$

$$(223/760) \times 0,5 = n_D \times 0,0821 \times 298$$

$$n_D = 0,006 \text{ mol}$$

$$m_D = 0,168 \text{ g (dado do item do problema)}$$

Logo:

$$MM_D = 0,168/0,006 = 28 \text{ g/mol} \rightarrow \text{D é o gás } \text{N}_2.$$

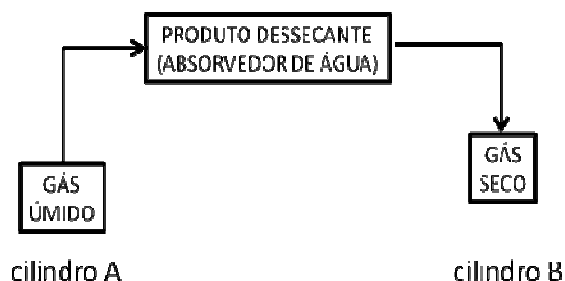
cálculo do número de mols de C:

$$n_C = 0,007 - 0,006 = 0,001 \text{ mol de C}$$

(e) Escreva a equação balanceada da explosão da nitroglicerina.



14- A desumificação de um gás é feita pela passagem do mesmo através de um produto dessecante, que retém os vapores de d'água, obtendo-se assim o gás seco, conforme o esquema abaixo.



No laboratório, utilizou-se o processo descrito para desumificar o CO_2 pela transferência do gás, contido num cilindro de 50,0 L para um outro cilindro de mesma capacidade volumétrica. Considerando que a pressão no cilindro B foi 4,2 atm menor que a pressão no cilindro A, e a massa de $\text{CO}_2(g)$ seco no cilindro B foi de 610 g a 27 °C, pergunta-se:

(a) Qual a pressão parcial do vapor de d'água no cilindro A?

4,2 atm.

(b) Qual a massa de H_2O retida no processo dessecante?

$PV = nRT$

$$4,2 \times 50,0 = (m_{\text{H}_2\text{O}}/18) \times 0,0821 \times 300$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 153,5 \text{ g}$$

(c) Qual a fração molar do CO_2 na mistura contida em A?

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 153,5/18 = 8,53 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 610/44 = 13,9 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 22,4$$

cálculos da fração molar:

$$X_{\text{CO}_2} = 13,9/22,4 = 0,620$$

15- A gasolina que é usada em motores de automóveis é uma mistura contendo hidrocarbonetos e representada pelo octano (C_8H_{18}). Quando a gasolina queima nos motores automotivos há uma possível conversão completa desses hidrocarbonetos em CO_2 e H_2O desde que haja uma correta relação entre a massa do ar com o combustível.

(a) Escreva a equação química balanceada para a completa combustão do octano, C_8H_{18} .



(b) Qual é o volume de ar a 0 °C e 1,0 atm necessários para queimar 3,8 L de gasolina? A densidade do octano é 0,70 g.mL⁻¹ e a quantidade de oxigênio no ar é de 20% por volume.

densidade:

$$0,70 \text{ g de octano} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mL de octano}$$

$$m_{\text{octano}} \quad \text{-----} \quad 3,8 \times 10^3 \text{ mL}$$

$$m_{\text{octano}} = 2,7 \times 10^3 \text{ g}$$

$$MM(C_8H_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

Logo:

$$n_{\text{octano}} = 2,7 \times 10^3 / 114 = 2,4 \times 10^1 \text{ mols}$$

Pela estequiometria da reação:

$$2 \text{ mols de octano} \quad \text{-----} \quad 25 \text{ mols de } O_2$$

$$2,4 \times 10^1 \text{ mols} \quad \text{-----} \quad n_{O_2}$$

$$n_{O_2} = 3,0 \times 10^2 \text{ mols}$$

Volume de oxigênio necessário:

$$PV = nRT$$

$$1,0 \times V_{O_2} = 3,0 \times 10^2 \times 0,082 \times 273$$

$$V_{O_2} = 6,7 \times 10^3 \text{ L}$$

Volume de ar necessário:

$$100 \text{ L de ar} \quad \text{-----} \quad 20 \text{ L de } O_2$$

$$V_{\text{ar}} \quad \text{-----} \quad 6,7 \times 10^3 \text{ L}$$

$$V_{\text{ar}} = 3,4 \times 10^4 \text{ L}$$

(c) Qual é a massa produzida de $CO_2(g)$ ao queimar um tanque da mesma gasolina com a capacidade de 60 L?

densidade:

$$0,70 \text{ g de octano} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ mL de octano}$$

$$m_{\text{octano}} \quad \text{-----} \quad 6,0 \times 10^4 \text{ mL}$$

$$m_{\text{octano}} = 4,2 \times 10^4 \text{ g}$$

$$MM(C_8H_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

Logo:

$$n_{\text{octano}} = 4,2 \times 10^4 / 114 = 3,7 \times 10^2 \text{ mols}$$

Pela estequiometria da reação:

$$2 \text{ mols de octano} \quad \text{-----} \quad 16 \text{ mols de } CO_2$$

$$3,7 \times 10^2 \text{ mols} \quad \text{-----} \quad n_{CO_2}$$

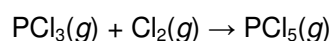
$$n_{CO_2} = 3,0 \times 10^3 \text{ mols}$$

$$MM(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$$

Logo:

$$m_{CO_2} = 1,3 \times 10^5 \text{ g}$$

16- Considere a reação abaixo em um reator de 10 L, onde as pressões parciais iniciais dos gases PCl_3 e Cl_2 são 0,73 e 0,49 atm, respectivamente.



(a) Calcule o rendimento da reação quando 0,08 mol de $PCl_5(g)$ é formado a 25 °C.

cálculo do número de mols dos reagentes:

$$PV = nRT$$

$$0,73 \times 10 = n_{PCl_3} \times 0,082 \times 298$$

$$0,49 \times 10 = n_{Cl_2} \times 0,082 \times 298$$

$$n_{\text{PCl}_3} = 2,99 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 2,01 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Como a estequiometria da reação é 1:1, o reagente limitante é o cloro.

Assim, pela proporção estequiométrica, será formado $2,01 \times 10^{-1} \text{ mol}$ de PCl_5 .

$$2,01 \times 10^{-1} \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 100\%$$

$$0,08 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad r$$

$$r = 40\%$$

(b) Qual a pressão total no reator quando o rendimento da reação aumenta para 75% devido a um aumento na temperatura para 200°C ?

Se o rendimento da reação aumenta para 75%, então a quantidade de PCl_5 formada será $1,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$, o que significa consumo de $1,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$ de PCl_3 e de Cl_2 .

Quantidades iniciais (calculadas no item a)

$$n_{\text{PCl}_3} = 2,99 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 2,01 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

quantidades que restam:

$$n_{\text{PCl}_3} = (2,99 \times 10^{-1} - 1,5 \times 10^{-1}) = 1,49 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = (2,01 \times 10^{-1} - 1,5 \times 10^{-1}) = 5,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Cálculo da pressão total:

$$P_{\text{total}} V = n_{\text{total}} RT$$

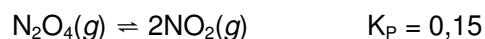
$$P_{\text{total}} \times 10 = (1,49 \times 10^{-1} + 5,1 \times 10^{-2} + 1,5 \times 10^{-1}) \times 0,082 \times 473$$

$$P_{\text{total}} = 1,4 \text{ atm}$$

17- Um químico introduz uma amostra de N_2O_4 em uma ampola mantida a 25°C . Após ser atingido o equilíbrio, a pressão total é de $0,54 \text{ atm}$.

(a) Qual é a pressão na ampola antes que qualquer N_2O_4 se dissocie?

(b) Qual é a fração de N_2O_4 que se dissociou em NO_2 ?



Considerando o equilíbrio

	$\text{N}_2\text{O}_4(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}_2(g)$
Início	1		0
Reagem	x		0
Formam	0		2x
Equilíbrio	$1 - x$		2x

$$n_{\text{total}} = 1 - x + 2x = 1 + x$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{N}_2\text{O}_4} + P_{\text{NO}_2}$$

$$P_{NiO} = \frac{1-x}{1+x} P_{total}$$

$$P_{NO_2} = \frac{2x}{1+x} P_{total}$$

$$K_P = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{NiO}}$$

$$K_P = \frac{\left(\frac{2x}{1+x}\right)^2 P_{total}^2}{\frac{1-x}{1+x} P_{total}}$$

$$K_P = \frac{4x^2}{1-x^2} P_{total}$$

$$0,15 = \frac{4x^2}{1-x^2} 0,54$$

$$x = 0,26$$

18- O trifluoreto de cloro, ClF_3 , é um gás altamente tóxico, que pode ser usado, por exemplo, para converter óxido de níquel, NiO , em fluoreto de níquel, NiF_2 , segundo a reação abaixo:



(a) Calcule a massa de NiO necessária para reagir com o gás ClF_3 a 25 °C, em um frasco de 1,5 L, considerando que a pressão parcial do ClF_3 é de 350 mmHg e que o rendimento da reação é de 80% quando o equilíbrio é atingido.

$$PV = nRT$$

$$(350/760) \times 1,5 = n_{ClF_3} \times 0,0821 \times 298$$

$$n_{ClF_3} = 2,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Pela estequiometria da reação:

$$\begin{array}{ccc} 6 \text{ mols de } NiO & \text{-----} & 4 \text{ mols } ClF_3 \\ n_{NiO} & \text{-----} & 2,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{array}$$

$$n_{NiO} = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$MM(NiO) = 75 \text{ g/mol}$$

$$\text{Logo: } m_{NiO} = 4,2 \times 10^{-2} \times 75 = 3,15 \text{ g}$$

$$\text{considerando 80\%: } m_{NiO} = 2,52 \text{ g}$$

(b) Nas condições descritas no item (a), calcule as pressões parciais de todos os gases presentes na mistura em equilíbrio.

Gases presentes na mistura: ClF_3 , Cl_2 e O_2 .

$6NiO(s) + 4 ClF_3(g) \rightleftharpoons 6 NiF_2(s) + 2 Cl_2(g) + 3O_2(g)$			
início	$2,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$	0	0

reagem	80% de $2,8 \times 10^{-2}$ mol = 0,0224 mol		
formam		0,0112 mol	0,0168 mol
equilíbrio	0,0056 mol	0,0112 mol	0,0168 mol

$$PV = nRT$$

$$P_{\text{ClF}_3} \times 1,5 = 0,0056 \times 0,082 \times 298 \rightarrow P_{\text{ClF}_3} = 9,1 \times 10^{-2} \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} \times 1,5 = 0,0112 \times 0,082 \times 298 \rightarrow P_{\text{Cl}_2} = 1,8 \times 10^{-1} \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} \times 1,5 = 0,0168 \times 0,082 \times 298 \rightarrow P_{\text{O}_2} = 2,7 \times 10^{-1} \text{ atm}$$

(c) Calcule K_p para essa reação a 25 °C.

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 P_{\text{O}_2}^2}{P_{\text{ClF}_3}^4}$$

$$K_p = 9,3$$

(d) Explique as principais diferenças entre gases ideais e gases reais.

As moléculas de um gás ideal supostamente não ocupam espaço e não se atraem. Entretanto, as moléculas de gases reais têm volumes finitos e se atraem.