

Química para o vestibular

Guia prático de Estequiometria – Cálculo Estequiométrico

Leis das reações químicas - [página 2](#)

Lei de Lavoisier ou lei da conservação das massas (1774) - [página 2](#)

Lei de Proust ou Lei das proporções constantes (1799) - [página 3](#)

Aplicando a Lei de Proust na forma de “regra de três” - [página 5](#)

Proporções volumétricas - [página 6](#)

Reagente em excesso e reagente limitante de uma reação - [página 8](#)

Como descobrir qual valor fornecido está em excesso? - [página 9](#)

Fatores que Influenciam o Cálculo Estequiométrico - [página 12](#)

Reagentes Impuros – Grau de Pureza - [página 12](#)

Rendimento de uma reação - [página 14](#)

Reações químicas envolvendo ar - [página 18](#)

Reações químicas consecutivas - [página 20](#)

Professora Sonia

Leis das reações químicas

A partir do século XVIII foram estabelecidas as leis ponderais e volumétricas que nos ajudam a entender e a prever quantidades envolvidas em inúmeros tipos de reações químicas. Mas o que são essas leis?

As leis ponderais relacionam as massas das substâncias que podem ser reagentes ou produtos de uma reação química, as principais são a lei de Lavoisier e a lei de Proust.

As leis volumétricas relacionam volumes dos reagentes e produtos no estado gasoso que participam de uma reação e as que nos interessam são as leis de Gay-Lussac.

Lei de Lavoisier ou lei da conservação das massas (1774)

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), um grande cientista francês e membro da Academia de Ciências, auxiliado por sua esposa, que fazia as anotações durante cada experimento, mediu as massas das substâncias reagentes antes do início de uma reação e ao final da mesma.

Lavoisier observou que mantendo o sistema fechado, ou seja, nenhuma substância poderia entrar ou sair, a soma das massas das substâncias reagentes antes da reação era igual à soma das massas das substâncias produzidas quando a reação terminava. Esta observação feita a partir de várias experiências levou Lavoisier a elaborar a seguinte lei:

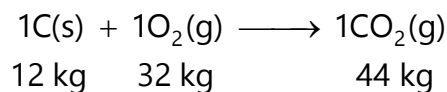
“No universo nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.

ou

“Numa reação química a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos”.

Química para o vestibular Guia Prático de Estequiometria

Por exemplo, ao queimarmos 12 kg de carvão estes reagirão com 32 kg de gás oxigênio e produzirão 44 kg de gás carbônico conforme a seguinte reação:



Logo, 12 kg + 32 kg = 44 kg.

Verificamos que a soma das massas dos reagentes (12 kg + 32 kg) é igual à massa do produto da reação (44 kg).

Observe o resultado de várias experiências para a síntese da água e verifique a aplicação da lei da conservação das massas (lei de Lavoisier):

Experiência num recipiente fechado	(gasta) Reagente Gás hidrogênio	+	(gasta) Reagente Gás oxigênio	→	(forma) Produto Água
1	2 g	+	16 g	→	18 g
2	10,6 g	+	84,8 g	→	95,4 g
3	218 g	+	1744 g	→	1962 g

Lei de Proust ou Lei das proporções constantes (1799)

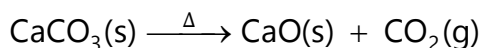
Joseph Louis Proust, químico francês fez uma série de experimentos e chegou à conclusão que numa reação química as massas dos reagentes e os produtos sempre mantêm uma proporção constante.

Por exemplo, o carbonato de cálcio ou calcário (CaCO_3) pode se decompor em cal (CaO) e gás carbônico CO_2 .

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

Quando o calcário sofre aquecimento podemos verificar que, em várias experiências diferentes, as massas dos produtos formados mantêm uma proporção fixa em relação ao reagente.

Observe:



Experiência	Massa de calcário CaCO ₃	Massa de cal CaO	Massa de gás carbônico CO ₂
1	100 g	56 g	44 g
2	50 g	28 g	22 g
3	25 g	14 g	11 g

Se você dividir os valores das massas das substâncias de cada experiência, de duas em duas, verificará que o resultado de cada divisão será sempre o mesmo, veja:

$$\frac{\text{Experiência 1}}{\text{Experiência 2}} = \frac{100 \text{ g}}{50 \text{ g}} = \frac{56 \text{ g}}{28 \text{ g}} = \frac{44 \text{ g}}{22 \text{ g}} = 2$$

$$\frac{\text{Experiência 1}}{\text{Experiência 3}} = \frac{100 \text{ g}}{25 \text{ g}} = \frac{56 \text{ g}}{14 \text{ g}} = \frac{44 \text{ g}}{11 \text{ g}} = 4$$

$$\frac{\text{Experiência 3}}{\text{Experiência 2}} = \frac{25 \text{ g}}{50 \text{ g}} = \frac{14 \text{ g}}{28 \text{ g}} = \frac{11 \text{ g}}{22 \text{ g}} = 0,5$$

“Quando duas ou mais substâncias se combinam para produzir um ou mais produtos, sempre seguem uma proporção fixa em massa”.

Aplicando a Lei de Proust na forma de "regra de três"

Numa regra de três, como a própria expressão diz, são conhecidos três valores e o quarto será determinado. Observe:

$$\frac{\overbrace{8 \text{ g}}^{\text{Conhecido}}}{\underbrace{m_{\text{Gás hidrogênio}}}_{\text{Desconhecido}}} = \frac{\overbrace{64 \text{ g}}^{\text{Conhecido}}}{\underbrace{12,8 \text{ g}}_{\text{Conhecido}}}$$

Veja a comparação:

8 g "está para" 64 g

$m_{\text{Gás hidrogênio}}$ "está para" 12,8 g

A massa de gás hidrogênio é o valor desconhecido a ser determinado.

Substituindo a expressão "está para" por um traço (————) e resolvendo como se fossem duas frações igualadas, teremos:

$$\begin{aligned} m_{\text{Gás hidrogênio}} &= \frac{8 \text{ g}}{64 \text{ g}} \times 12,8 \text{ g} \\ m_{\text{Gás hidrogênio}} &= 8 \text{ g} \times \frac{12,8 \text{ g}}{64 \text{ g}} = \frac{8 \text{ g} \times 12,8 \text{ g}}{64 \text{ g}} \end{aligned}$$

$$m_{\text{Gás hidrogênio}} = 1,6 \text{ g}$$

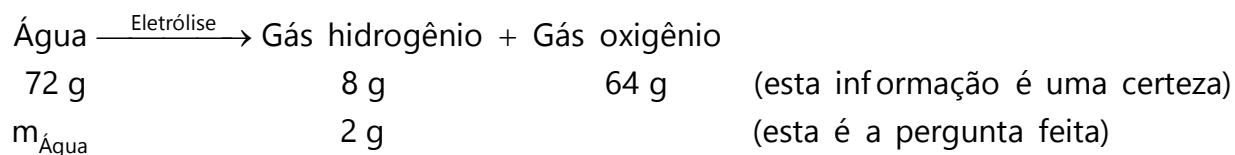
Exercício resolvido

Através da eletrólise da água podemos obter gás hidrogênio e gás oxigênio. Sabendo-se que 72 g de água se decompõem em 8 g de gás hidrogênio e 64 g de gás oxigênio.

- Que massa de água fornecerá 2 g de gás hidrogênio?
- Que massa de gás hidrogênio será formada se a quantidade de gás oxigênio produzida for de 12,8 g?

Resolução:

a) A partir das informações fornecidas no texto do enunciado, vem:



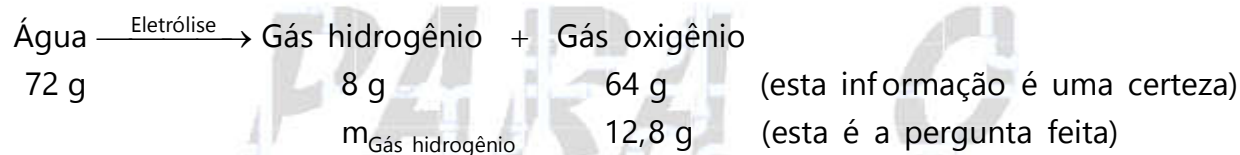
Aplicando a Lei de Proust (proporção):

$$\frac{72 \text{ g}}{m_{\text{Água}}} = \frac{8 \text{ g}}{2 \text{ g}}$$

$$m_{\text{Água}} = 72 \text{ g} \times \frac{2 \text{ g}}{8 \text{ g}}$$

$$m_{\text{Água}} = 18 \text{ g}$$

b) A partir das informações fornecidas no texto do enunciado, vem:



Aplicando a Lei de Proust (proporção):

$$\frac{8 \text{ g}}{m_{\text{Gás hidrogênio}}} = \frac{64 \text{ g}}{12,8 \text{ g}}$$

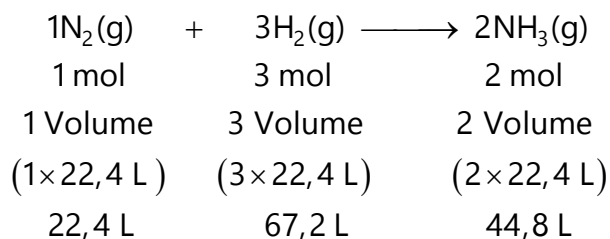
$$m_{\text{Gás hidrogênio}} = 8 \text{ g} \times \frac{12,8 \text{ g}}{64 \text{ g}}$$

$$m_{\text{Gás hidrogênio}} = 1,6 \text{ g}$$

Proporções volumétricas

Vimos anteriormente que mantidas constantes as condições de pressão e temperatura um mol de qualquer gás ocupa sempre o mesmo volume, que é denominado volume molar. Então, numa reação química, como os coeficientes expressam a proporção molar, também expressam a proporção volumétrica, observe:

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

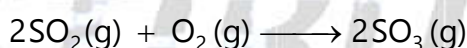


Observação: não devemos somar o número de mols ou volumes dos reagentes achando que esta soma será igual para a soma dos números de mols ou volumes dos produtos, pois isto **NÃO OCORRE NESTE CASO, isto vale apenas para as massas!**

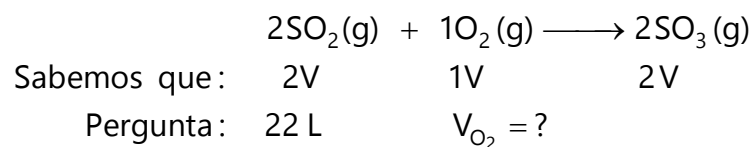
“Mantidas sempre as mesmas condições de pressão e temperatura, a proporção em volumes dos gases que participam de uma reação química é dada pelos coeficientes estequiométricos da equação química”.

Exercício resolvido

Quando o dióxido de enxofre gasoso reage com gás oxigênio, de acordo com a reação a seguir, obtém-se trióxido de enxofre gasoso. Que volume de gás oxigênio é necessário para reagir com 22 L de dióxido de enxofre gasoso, ambos medidos à mesma temperatura e pressão?



Resolução:



Aplicando a Lei das Proporções fixas para volume:

$$\frac{2V}{22 \text{ L}} = \frac{1V}{V_{\text{O}_2}}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{22 \text{ L}}{2V} \times 1V \Rightarrow V_{\text{O}_2} = 11 \text{ L}$$

Professora Sonia

Ou, utilizando a "regra de três":

$$2V \text{ ————— } 1V$$

$$22L \text{ ————— } V_{O_2}$$

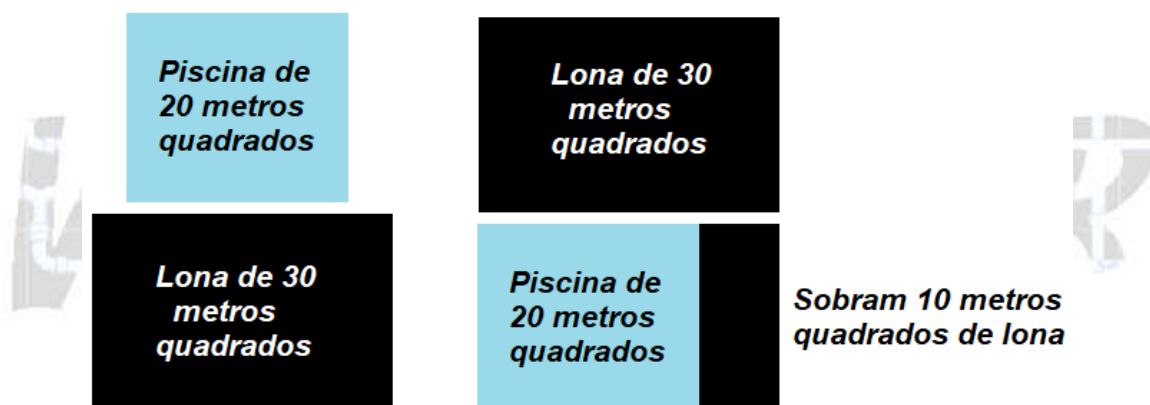
$$V_{O_2} = \frac{22L}{2V} \times 1V = \frac{22L \times 1V}{2V}$$

$$V_{O_2} = 11L$$

Reagente em excesso e reagente limitante de uma reação

Suponha que você tenha que cobrir com uma lona uma piscina de vinte metros quadrados de área, mas que, por engano, você tenha comprado uma lona de trinta metros quadrados. O que vai acontecer?

Como você só precisará de 20 m² de área de lona e comprou 30 m², então sobrarão 10 m², ou seja, você comprou lona em excesso e este excedente não será utilizado, logo você poderá dizer que a área limitante para a sua compra, que é a menor área, será de 20 m² e que o excesso de lona corresponderá a uma área de 10 m².



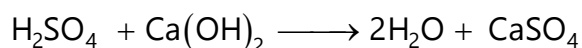
Ao compararmos essa ideia com substâncias reagindo, a área de 20 m² seria o reagente limitante e a lona excedente (10 m²) seria o excesso de reagente.

Agora vamos ver essa ideia aplicada a uma reação química.

Como descobrir qual valor fornecido está em excesso?

Tomemos o seguinte exemplo:

Mistura-se 147,0 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) com 125,8 g de hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), conforme a equação química representada a seguir.



Dadas as massas molares:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

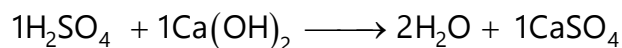
$$\text{CaSO}_4 = 136 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resposta:

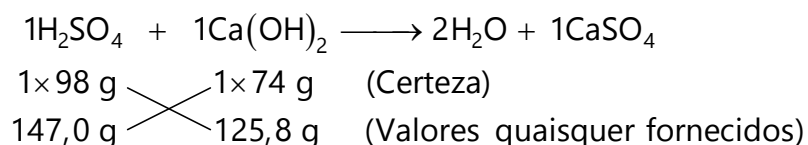
- a) Qual dos reagentes está em excesso e qual dos reagentes é o limitante?
- b) Qual a massa de sulfato de cálcio (CaSO_4) formada?

Resolução:

- a) Observe a equação balanceada e seus coeficientes estequiométricos.



Localize os reagentes e escreva na primeira linha da proporção as massas das quais você tem certeza, ou seja, as massas molares e na segunda linha da proporção as massas quaisquer fornecidas.



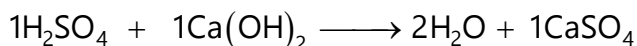
Lembre-se que a Lei das proporções fixas utiliza frações igualadas e que se você multiplicar os valores "em diagonal ou em cruz" o resultado dos cálculos ou contas serão iguais. Porém, no caso da existência de excesso em um dos reagentes, isto não ocorrerá.

O excesso poderá ser identificado no maior resultado obtido.

Professora Sonia

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

Observe:



(Certeza: aqui NÃO existe excesso!)



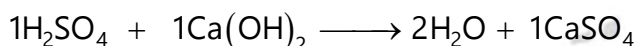
(Valores quaisquer: aqui está o excesso!)

Multiplique "em cruz" de cima para baixo, no maior resultado estará o excesso!

$$\underbrace{1 \times 98 \times 125,8}_{12.328,4} \neq \underbrace{1 \times 74 \times 147,0}_{10.878}$$

$$12.328,4 > 10.878$$

$$1 \times 98 \times \underbrace{125,8}_{\text{Excesso}} > 1 \times 74 \times \underbrace{147,0}_{\text{Limitante}}$$



EXCESSO de $\text{Ca}(\text{OH})_2$: não utilize este valor na regra de três!

147,0 g de H_2SO_4 é a quantidade totalmente consumida limitando a reação.

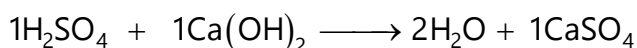
O $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é o reagente em excesso.

O H_2SO_4 é o reagente limitante.

Outro modo de pensar: calcule o número de mols do H_2SO_4 e do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e verifique se são proporcionais aos coeficientes da reação química!

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{147,0 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{m_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{125,8 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 1,7 \text{ mol}$$



(Certeza: aqui NÃO existe excesso!)



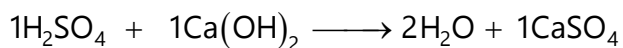
(Valores quaisquer: aqui está o excesso!)

Como a proporção na equação é 1 mol de H_2SO_4 para 1 mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ou seja, 1:1, vem:



Professora Sonia

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

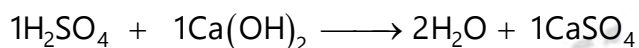


$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol} \text{ — } 1 \times 136 \text{ g} \quad (\text{Certeza: aqui NÃO existe excesso!}) \\ 1,5 \text{ mol} \text{ — } \cancel{1,7 \text{ mol}} \text{ — } m_{\text{CaSO}_4} \quad (\text{Valores quaisquer: aqui está o excesso!}) \\ \text{menor} \quad \quad \quad \text{maior} \end{array}$$

EXCESSO de $\text{Ca}(\text{OH})_2$: não utilize este valor na regra de três!

1,5 mol ou 147,0 g de H_2SO_4 é a quantidade totalmente consumida limitando a reação.

b) Cálculo da massa da massa de sulfato de cálcio (CaSO_4) formada:



$$1 \times 98 \text{ g} \text{ — } 1 \times 136 \text{ g}$$

$$147,0 \text{ g} \text{ — } m_{\text{CaSO}_4}$$

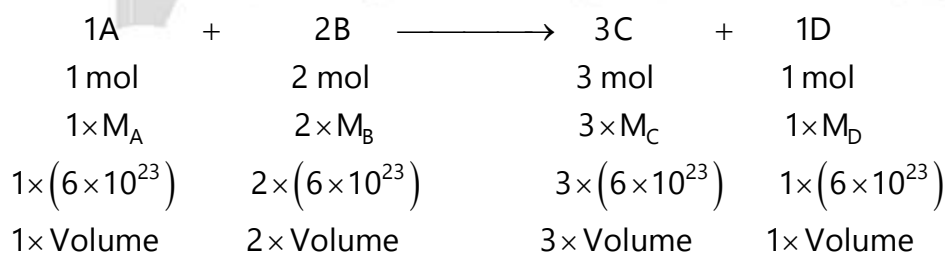
$$m_{\text{CaSO}_4} = \frac{147,0 \text{ g} \times 1 \times 136 \text{ g}}{1 \times 98 \text{ g}}$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = 204 \text{ g}$$

Observação: você pode efetuar os mesmos raciocínios para valores em mol, número de partículas ou, no caso de substâncias gasosas, em volume.

IMPORTANTE!

Lembre-se que numa reação química qualquer você sempre poderá fazer as comparações descritas a seguir.



M: massa molar

Volume: volume molar

Fatores que Influenciam o Cálculo Estequiométrico

Reagentes Impuros – Grau de Pureza

Quando compramos um medicamento, entre outras especificações na bula, podemos ler o termo princípio ativo. Este termo nos passa a ideia de que devem existir outras substâncias, além daquela que efetivamente precisamos usar como medicação.

Por exemplo, num comprimido para dor de cabeça, cujo princípio ativo seja o ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) pode-se encontrar a lista a seguir.

- Sacarose para adoçar;
- Amido para dar liga;
- Corantes para melhorar o aspecto visual.

Concluimos que durante a reação química de ionização do ácido acetilsalicílico, a sacarose, o amido e outras substâncias não tomam parte, logo elas são consideradas impurezas, ou seja, a ionização é dada por, apenas: $C_9H_8O_4 \longrightarrow H^+ + C_9H_7O_4^-$.

Quando a proporção matemática é feita, fique atento para não colocar na regra de três quantidades que não reagem!

Observe:

Se a massa de um comprimido para dor de cabeça é de 500 mg (100 %) e temos 360 mg de ácido acetilsalicílico (pureza) a porcentagem de pureza, que é a quantidade de ácido que será ionizada, será calculada pela seguinte regra de três (proporção):

$$500 \text{ mg} \text{ ————— } 100 \%$$

$$360 \text{ mg} \text{ ————— } p$$

$$p = \frac{360 \text{ mg} \times 100 \%}{500 \text{ mg}}$$

$$p = 72 \%$$

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

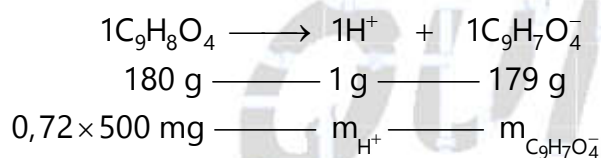
Se quisermos determinar as quantidades “verdadeiras” da massa de cátions H^+ e dos ânions $C_9H_7O_4^-$ formados devemos “**corrigir**” a linha da proporção estequiométrica da pergunta feita, multiplicando o valor da massa do comprimido (500 mg) pela porcentagem de ácido que reage, ou seja, lembrando que $72\% = \frac{72}{100} = 0,72$.

$$\text{Massa molar do } C_9H_8O_4 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molar do } C_9H_7O_4^- = 179 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molar do } H^+ = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{C_9H_8O_4} = 500 \text{ mg}$$



$$m_{H^+} = \frac{0,72 \times 500 \text{ mg} \times 1 \text{ g}}{180 \text{ g}} = 2 \text{ mg}$$

$$m_{C_9H_7O_4^-} = \frac{0,72 \times 500 \text{ mg} \times 179 \text{ g}}{180 \text{ g}} = 358 \text{ mg}$$

Outro modo para a determinação da massa dos produtos H^+ e $C_9H_7O_4^-$ consiste em calcular a massa do reagente puro e depois prosseguir com a resolução. Observe a seguir.

$$\begin{array}{r} 500 \text{ mg} \longrightarrow 100\% \\ m_{C_9H_8O_4} \longrightarrow 72\% \\ m_{C_9H_8O_4} = \frac{500 \text{ mg} \times 72\%}{100\%} = 360 \text{ mg} \end{array}$$

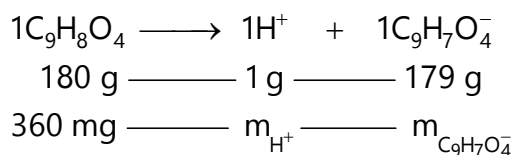
Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

Massa molar do $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa molar do $\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^- = 179 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa molar do $\text{H}^+ = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

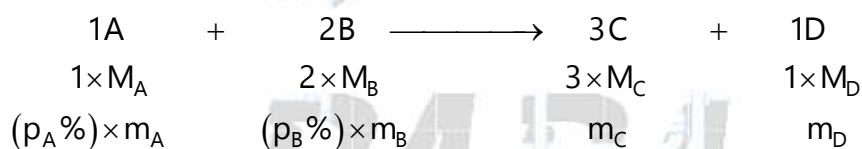
$m_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 500 \text{ mg}$



$$m_{\text{H}^+} = \frac{360 \text{ mg} \times 1 \text{ g}}{180 \text{ g}} = 2 \text{ mg}$$

$$m_{\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-} = \frac{360 \text{ mg} \times 179 \text{ g}}{180 \text{ g}} = 358 \text{ mg}$$

Generalizando:



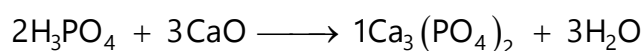
M: massa molar

m: massa qualquer

p%: porcentagem de pureza (fração ou valor centesimal)

Rendimento de uma reação

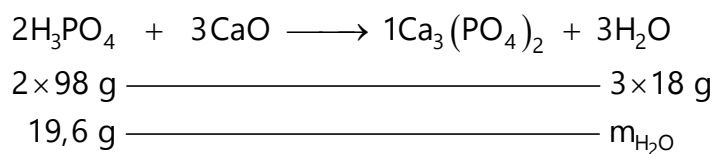
Vamos analisar a neutralização de 19,6 g de ácido fosfórico (H_3PO_4) por cal viva (CaO) e a massa de água (H_2O) formada para um rendimento de 100 %.



Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

$$\text{H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{19,6 \text{ g} \times 3 \times 18 \text{ g}}{2 \times 98 \text{ g}} = 5,4 \text{ g}$$

5,4 g de água (H_2O) é o valor da massa de água (H_2O) formada quando imaginamos tudo dando certo, ou seja, um rendimento máximo no processo (100 %).

Mas o que acontecerá se ocorrer alguma falha?

Esta falha pode ser mecânica, humana, climática, enfim, o processo pode fabricar menos produtos do que o esperado!

Se isto ocorrer devemos seguir o procedimento descrito a seguir.

Vamos considerar que houve uma falha no processo de neutralização do ácido fosfórico pela cal viva e que o rendimento da reação foi de 80 %.

O valor esperado deveria ser de 5,4 g de água formada.

Ou seja, 5,4 g equivalem a 100 % de rendimento, mas o valor alcançado foi de 80 %.

Então:

$$5,4 \text{ g} \text{ ————— } 100 \%$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} \text{ ————— } 80 \%$$

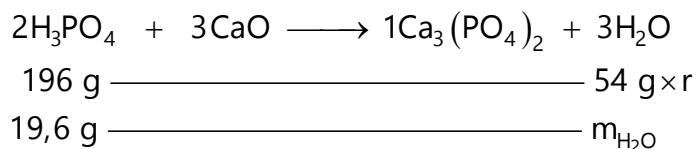
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{5,4 \text{ g} \times 80 \%}{100 \%} = 4,32 \text{ g}$$

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

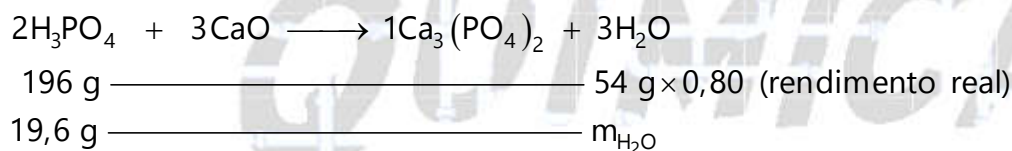
Na verdade a quantidade de água formada foi de 4,32 g e não 5,4 g como o esperado para condições perfeitas!

Para facilitar os cálculos, podemos pensar da seguinte maneira:

r: rendimento em fração ou centesimal



$$r = 80 \% = \frac{80}{100} = 0,80$$

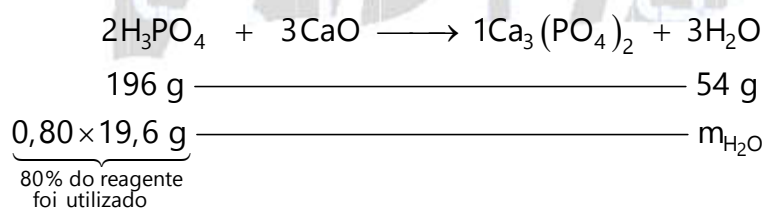


$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{19,6 \text{ g} \times 54 \text{ g} \times 0,80}{196 \text{ g}} = 4,32 \text{ g}$$

Outro modo de pensar:

Se o rendimento de um processo foi de 80 %, por exemplo, isto significa que apenas 80 % dos reagentes foram utilizados na produção de água (H₂O) e 20 % não foram. Observe o exemplo a seguir.

$$\text{Rendimento (r)} = 80 \% = \frac{80}{100} = 0,80$$



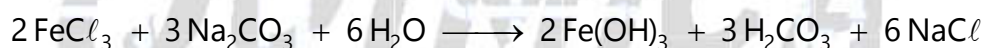
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{54 \text{ g} \times 0,80 \times 19,6 \text{ g}}{196 \text{ g}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 4,32 \text{ g}$$

Observe a questão resolvida a seguir.

(USCS - Medicina 2015) O tratamento de água contaminada por metais pesados como ferro (III), chumbo (II) e cádmio, pode ser feito por alcalinização, que formam bases insolúveis desses metais. A alcalinização pode ser feita pela adição de cal (CaO) ou barrilha (Na₂CO₃).

a) A cal reage com água, formando uma base, e a barrilha sofre hidrólise, produzindo NaOH e um gás. Escreva a fórmula da base formada pela hidratação da cal e a fórmula do gás produzido pela hidrólise da barrilha.

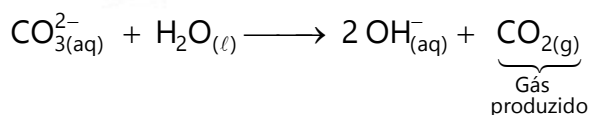
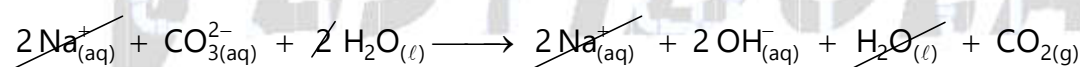
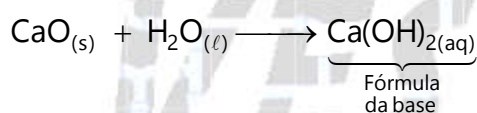
b) Em um efluente foram despejados 32,5 kg de cloreto de ferro (III). Para a eliminação desse poluente foi utilizada a barrilha, que reage com a substância de acordo com a equação:



Considerando as massas molares da barrilha e do cloreto de ferro (III) iguais a 106 g·mol⁻¹ e 162,5 g·mol⁻¹, respectivamente, determine a massa de barrilha, em kg, que deve ser utilizada para despoluir o efluente, considerando-se um rendimento de reação de 90 %.

Resolução:

a) Teremos:



b) Considerar um rendimento de 90 % significa que 10 % da massa do reagente FeCl₃ não será utilizada no processo ou que 90 % da massa de FeCl₃ (29,25 kg) será utilizada, então:

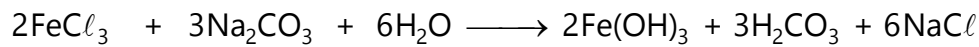
$$\text{Observação: } 10\% = \frac{10}{100} = 0,10; \quad 90\% = \frac{90}{100} = 0,90$$

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

$$m_{\text{FeCl}_3} = 32,5 \text{ kg}$$

$$m_{\text{FeCl}_3} \text{ (não utilizada)} = 0,10 \times 32,5 \text{ kg} = 3,25 \text{ kg}$$

$$m_{\text{FeCl}_3} \text{ (utilizada)} = 0,90 \times 32,5 \text{ kg} = 29,25 \text{ kg} \text{ (valor que deve ser utilizado na regra de três)}$$



$$2 \times 162,5 \text{ g} \text{ — } 3 \times 106 \text{ g}$$

$$\underbrace{0,90 \times 32,5 \text{ kg}}_{29,25 \text{ kg}} \text{ — } m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{0,90 \times 32,5 \text{ kg} \times 3 \times 106 \text{ g}}{2 \times 162,5 \text{ g}}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 28,62 \text{ kg} \text{ (barrilha)}$$

Reações químicas envolvendo ar

Sabemos que o ar é uma mistura homogênea de vários gases. Para efeito de cálculo costumamos dizer que o ar é formado, aproximadamente, por 80 % de gás nitrogênio e 20 % de gás oxigênio.

Então temos a proporção:

$$100\% \text{ de ar} : 20\% \text{ de O}_2 : 80\% \text{ de N}_2$$

Quando formos analisar reações que envolvem um dos componentes do ar devemos levar esta proporção em consideração.

Por exemplo:

Vamos analisar a combustão do metano (CH_4).

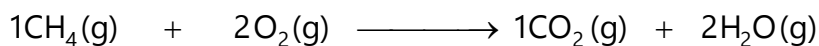
Temos a seguinte reação balanceada: $1\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 1\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

Vamos supor que 280 L de metano sejam queimados na presença de ar.

Se todas as substâncias gasosas envolvidas estiverem nas mesmas condições de temperatura e de pressão "acertamos" o volume do **gás oxigênio**, lembrando que ele é **uma porcentagem da quantidade de ar utilizada**.

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria

Volume de $O_2(g)$ equivale a 20 % do volume de ar utilizado = $\left(\frac{20}{100}\right) \times V_{ar} = 0,20 \times V_{ar}$



$$1V \text{ ————— } 2V$$

$$280 L \text{ ————— } 0,20 \times V_{ar}$$

$$0,20 \times V_{ar} = \frac{280 L \times 2 V}{1 V}$$

$$V_{ar} = \frac{280 L \times 2 V}{0,20 \times 1 V} = 2800 L$$

Se você preferir também pode pensar da maneira a seguir!

100% de ar : 20 % de O_2 : 80 % de N_2

Dividindo os valores por 20 %, vem:

$$\frac{100\%}{20\%} \text{ de ar : } \frac{20\%}{20\%} \text{ de } O_2 \text{ : } \frac{80\%}{20\%} \text{ de } N_2$$

$$5 \text{ de ar : } 1 \text{ de } O_2 \text{ : } 4 \text{ de } N_2$$

Ou seja, você pode multiplicar o valor de gás oxigênio encontrado por cinco!



$$1V \text{ ————— } 2V$$

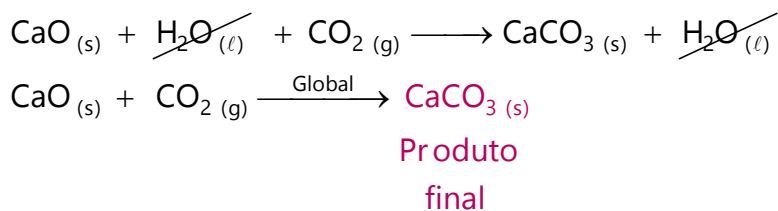
$$280 L \text{ ————— } V_{O_2}$$

$$V_{O_2} = \frac{280 L \times 2 V}{1 V} = 560 L$$

$$V_{ar} = \boxed{5} \times 560 L = 2800 L \text{ de ar}$$

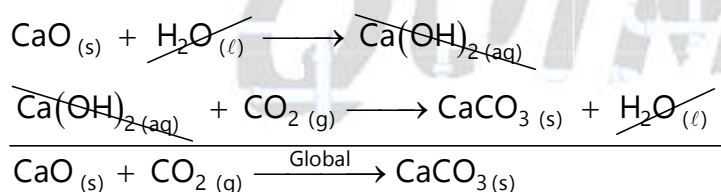
Ou, também, pode fazer as regras de três descritas a seguir.

Química para o vestibular
Guia Prático de Estequiometria



Ou seja, temos duas maneiras diferentes de chegar ao produto final. Na primeira levamos em consideração duas equações e na segunda maneira levamos em consideração a reação global do processo (que é a soma das duas etapas).

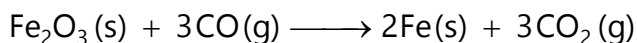
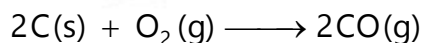
Na prática a soma das duas etapas pode ser representada da maneira a seguir.



É comum, termos a quantidade de um dos reagentes da primeira etapa e de um dos reagentes ou produtos da equação que representa a reação global. Quando isso acontecer nós podemos somar as equações dadas ou descritas e seguirmos com os cálculos estequiométricos.

Observe a questão resolvida a seguir.

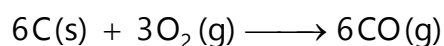
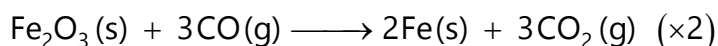
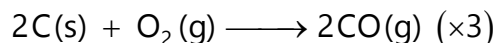
(FUVEST) Duas reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



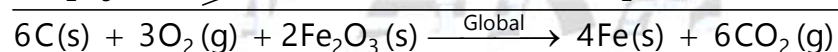
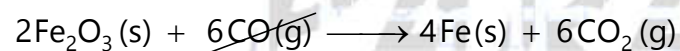
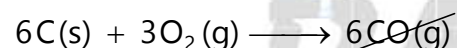
O monóxido de carbono formado na primeira etapa é consumido na segunda. Considerando-se apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em quilogramas, de carvão consumido na produção de 1 t de ferro (massas atômicas: Fe = 56; C = 12; O = 16).

Resolução:

A quantidade de mols de CO fabricada na primeira reação deve ser igual à quantidade de CO consumida na segunda reação, por isso, deve-se "acertar" as quantidades multiplicando a primeira equação por 3 e a segunda equação por 2, ou seja, $2 \times 3 = 3 \times 2!$

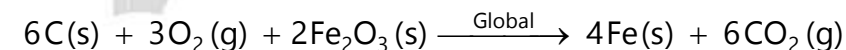


Somando as equações obtidas, descobre-se a reação global do processo de produção do ferro.



Agora podemos aplicar a estequiometria descrita no enunciado.

$$1 \text{ t} = 1000 \text{ kg}$$



$$6 \times 12 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 4 \times 56 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}} \quad \text{-----} \quad 1000 \text{ kg}$$

$$m_{\text{C}} = \frac{6 \times 12 \text{ g} \times 1000 \text{ kg}}{4 \times 56 \text{ g}} \approx 321,4 \text{ kg}$$

Foram consumidos, aproximadamente, 321 kg de carvão.

Observação geral: a teoria dos algarismos significativos não foi aplicada neste material!