

# Estequiometria e Análise Dimensional

Juliana Mitie - Projeto Olímpicos

## 1. Introdução

---

A **Estequiometria**, palavra originada dos termos gregos *stoikheion* (elemento) e *metriā* (medida), refere-se ao campo da Química que analisa quantitativamente a relação entre formação e consumo de reagentes e produtos em uma reação química devidamente balanceada. Ou, se você preferir, ela remete à famigerada “Regra de 3”.

Com os cálculos estequiométricos, podemos prever com precisão o comportamento das substâncias envolvidas em dado processo químico, o que é extremamente útil tanto para aplicações analíticas reais quanto para a abordagem de exercícios teóricos.

## 2. Algumas Leis e Conceitos (Bem) Úteis

---

### 2.1 Lei da Conservação de Massas (Lavoisier)

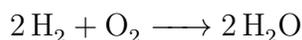
Basicamente, a **Lei da Conservação de Massas**, proposta pelo químico Antoine Lavoisier (paizão da Química Moderna), indica que a soma das massas dos reagentes de uma reação química é exatamente igual à soma das massas dos produtos formados, ou seja:

$$\sum m_{\text{reag.}} = \sum m_{\text{prod.}}$$

Essa relação vale para todas as reações químicas, mas pode ser observada em **sistemas fechados**, onde não há troca de matéria entre o sistema e o meio.

### 2.2 Lei das Proporções Definidas (Proust)

A **Lei de Proust** enuncia que um composto químico qualquer é sempre formado pelos mesmos elementos químicos e pela agregação proporcional em massa entre eles. Como exemplo, observe a seguinte reação:



Abaixo, há uma tabela das massas consumidas e formadas em cada experimento. Ah, e não se preocupe com os números na frente das substâncias na equação química, explicaremos daqui a pouco o que eles são e como utilizá-los.

	H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O
experimento I	2g	16g	18g
experimento II	4g	32g	36g



Perceba que  $\frac{2}{4} = \frac{16}{32} = \frac{18}{36}$ , ou seja, as massas dos compostos envolvidos seguem uma mesma proporção. Esse resultado é bem coerente, já que, quando em uma reação química, as moléculas interagem justamente de forma proporcional, conforme os chamados **coeficientes estequiométricos** (sim, os numerozinhos de antes).

### 2.3 Lei das Proporções Múltiplas (Dalton)

Proposta pelo químico John Dalton (sim, ele era daltônico), a **Lei das Proporções Múltiplas** declara que, ao reagirmos certa massa fixa de um elemento e variarmos a do outro reagente, podemos formar diferentes produtos. Porém, a razão entre as massas que variam corresponde a números inteiros e pequenos. Veja a seguinte tabela que representa as massas consumidas em três experimentos para a formação de três produtos diferentes:

	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>
experimento I	56g	32g
experimento II	56g	128g
experimento III	56g	160g

Concluimos que as reações correspondentes aos três experimentos foram (podemos explicar tais equações com a **massa molar** do N<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>, conceito que será visto daqui a pouco):

- experimento I:  $2 \text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{N}_2\text{O}$
- experimento II:  $\text{N}_2 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$
- experimento III:  $2 \text{N}_2 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_5$

Agora, analisando as razões entre as massas de O<sub>2</sub> empregadas, temos:

- $\frac{m_{\text{I}}}{m_{\text{II}}} = \frac{32 \text{ g}}{128 \text{ g}} = \frac{1}{4}$
- $\frac{m_{\text{I}}}{m_{\text{III}}} = \frac{32 \text{ g}}{160 \text{ g}} = \frac{1}{5}$
- $\frac{m_{\text{II}}}{m_{\text{III}}} = \frac{128 \text{ g}}{160 \text{ g}} = \frac{4}{5}$

Tais resultados são coerentes com o enunciado da Lei de Dalton e ilustram como dois elementos podem se arranjar de acordo com mais de uma proporção, resultando em substâncias distintas.

Juntas, essas leis formam as chamadas **Leis Ponderais**, que expressam relações entre as **massas** de amostras de substâncias. Agora, se quisermos envolver mais grandezas nos cálculos, devemos complementar as Leis Ponderais com mais alguns conceitos, que serão apresentados a seguir.



## 2.4 Coeficientes Estequiométricos

Os **Coeficientes Estequiométricos** de uma reação química indicam a proporção com que as moléculas envolvidas interagem entre si e, por isso, é essencial para os cálculos estequiométricos que eles sejam devidamente considerados.

Vale ressaltar que, de acordo com as Leis Ponderais, **o número de átomos de um certo elemento presente na parte dos reagentes da equação deve ser idêntico ao presente nos produtos**. Veja alguns exemplos:

- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  Note que a proporção de moléculas  $\text{H}_2:\text{O}_2:\text{H}_2\text{O}$  é **2:1:2**;
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  Já nesse caso, a proporção é **1:1:1:1**;
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow 3\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$

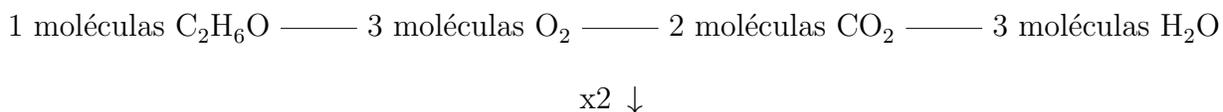
Nessa reação, presente nos bafômetros para indicar a embriaguez dos motoristas, a proporção das moléculas é **1:4:3:3:1:1:7**, respectivamente.

Agora é sua vez! Tente balancear a equação química a seguir e fornecer a proporção das moléculas:



Caso você tenha chegado em **1:3:2:3**, parabéns! Esses são os menores coeficientes estequiométricos inteiros para a equação.

Com os coeficientes, podemos calcular as proporções com que os reagentes são consumidos para formarem produtos. Voltando a equação  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ , podemos concluir que a cada 1 molécula de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  e 3 moléculas de  $\text{O}_2$ , são formadas duas de  $\text{CO}_2$  e três de  $\text{H}_2\text{O}$ . Agora, se dobrarmos a quantidade de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  e  $\text{O}_2$ , quanto de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  é formado? Bem, seguindo a proporção dos coeficientes, concluímos que a quantidade dos dois produtos também dobra:



Logo, temos proporções fixas para os reagentes e produtos, o que nos permite descobrir as quantidades consumidas e formadas de todas as substâncias partindo de apenas uma, considerando que a reação possui **rendimento de 100%** e **não há reagentes em excesso**. De forma geral, temos:



onde  $k$  é uma constante qualquer maior que zero. Tal raciocínio pode ser aplicado para quaisquer equações químicas devidamente balanceadas.



## 2.5 Mol

Sendo a unidade do Sistema Internacional (SI) para quantidade de matéria, um **mol** representa **6,02214076 x 10<sup>23</sup> itens**. Para tal conceito ficar mais palpável, podemos compará-lo com um análogo que encontramos no nosso dia a dia: a dúzia.

Sabemos que quando pedimos uma dúzia de laranjas na feira, ou meia dúzia de pães na padaria, estamos nos referindo a 12 laranjas e a 6 pães, isso porque uma dúzia equivale a 12 itens. O mesmo pode ser aplicado ao conceito de mol: quando dizemos que há um mol de moléculas de O<sub>2</sub> em um recipiente, queremos expressar que existem 6,02214076 x 10<sup>23</sup> partículas dentro dele.

Podemos, então, introduzir mais um conceito: o **Número de Avogadro** (nada relacionado à advocacia ou a abacates). O Número de Avogadro (N<sub>A</sub>) é justamente definido como sendo o número de partículas por mol de determinada substância, ou seja, 6,02214076 x 10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup>. Ele é muito utilizado como fator de proporcionalidade, como veremos mais adiante. Normalmente, utiliza-se números com menos algarismos significativos para o Número de Avogadro, como 6,02 x 10<sup>23</sup> ou 6 x 10<sup>23</sup>.

## 2.6 Massa Molar

**Massa Molar** pode ser definida, de forma sucinta, como a massa equivalente a um mol de certa substância. Na maioria dos casos, ela é expressa em *g/mol* e, portanto, podemos relacionar diretamente o número de mols de uma substância com a massa da amostra. Veja alguns exemplos:

- H<sub>2</sub>O - 18,02 g/mol
- C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH - 46,07 g/mol
- KMnO<sub>4</sub> - 158,03 g/mol

Podemos também calcular a massa molar de compostos simplesmente somando as massas molares de todos os seus átomos. Veja o caso do H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, dadas as massas molares MM<sub>H</sub> = 1 g/mol, MM<sub>S</sub> = 32 g/mol e MM<sub>O</sub> = 16 g/mol: MM<sub>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></sub> = 2x1 + 1x32 + 4x16 = 98 g/mol

Agora, estamos aptos a entender as proporções entre os átomos nos produtos obtidos na parte de Lei das Proporções Múltiplas. Considere que MM<sub>N<sub>2</sub></sub> = 28 g/mol e MM<sub>O<sub>2</sub></sub> = 32 g/mol. Logo, no experimento I foram utilizados 2 mols de N<sub>2</sub> e 1 mol de O<sub>2</sub>, o que resulta em um produto com proporção de 2:1 de N para O (N<sub>2</sub>O). Analogamente para os experimentos II e III, concluímos que foram utilizados 2 mols de N<sub>2</sub> para os dois e 4 e 5 mols de O<sub>2</sub>, respectivamente, o que nos leva a produtos de proporções 2:4 (N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) e 2:5 (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>).

## 2.7 Cálculos com Volumes e Lei de Gay-Lussac

Ainda, podemos relacionar o volume de certa amostra gasosa com o número de mols contidos nela. Para isso, devemos utilizar a **Lei dos Gases Ideais**, a famosíssima e elegante  $pV = nRT$ . Tendo conhecimento das condições de temperatura e pressão, basta colocarmos o volume na equação e obtemos o número de mols ( $n$ ).

Nas **CNTP** (Condições Normais de Temperatura e Pressão, 1 atm e 273 K), o volume molar de qualquer gás é **22,4 L/mol**, aproximadamente. Ah, e aqui vai um *bizu*: cuidado com as unidades dos dados fornecidos pelo enunciado. Sempre verifique se eles estão de acordo uns com os outros e na escala correta.



**Sob pressão e temperatura constantes**, é evidente que o volume de um gás passa a depender somente do número de mols envolvido, o que nos leva a **Lei Volumétrica de Gay-Lussac**. Nela, é enunciado que, nas condições ditas previamente, os volumes das substâncias gasosas de uma reação, sejam elas reagentes ou produtos, sempre obedecem a proporções constantes, normalmente de números pequenos. Tal relação torna-se bem intuitiva se analisarmos a  $pV = nRT$ : seja  $V$  o volume ocupado por  $n$  mols de moléculas à uma pressão  $p$  e temperatura  $T$  constantes. Ao dobrarmos o número de mols para  $2n$ , obrigatoriamente também devemos dobrar o volume para  $2V$  para que a Lei dos Gases Ideais seja obedecida, por exemplo. Veja as proporções para a formação de um volume  $V$  de  $H_2O$  na reação  $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ :



Já para a formação de  $2V$  de  $H_2O$ , temos:



Podemos concluir que os volumes terão exatamente as mesmas proporções que os coeficientes estequiométricos da reação em questão, justamente por eles serem proporcionais ao número de mols envolvidos, que reagem de acordo com os coeficientes.

Você deve ter percebido que podemos migrar de uma grandeza para outra utilizando as várias relações descritas. Porém, esse processo parece envolver infinitas passagens massantes e tediosas. Acalme-se, jovem, pois o que veremos agora é uma ferramenta para otimizar as contas estequiométricas e “fugir” da regra de três: a **Análise Dimensional**.

### 3. Análise Dimensional

---

A **Análise Dimensional** consiste na utilização de diversos **fatores de conversão** para mudar a grandeza de certos dados. Mas, o que seriam esses fatores? Resumidamente, eles são razões que representam a proporção entre duas dimensões. Veja um exemplo:

Imagine que um livro custa 20 moedas. Se você possui 80 moedas, quantos livros pode comprar? Essa parece ser uma questão vinda diretamente de uma apostila de matemática da 3ª série, mas será bem útil para ilustrar os fatores de conversão. Extraíndo os dados do enunciado, podemos dizer que a cada *20 moedas*, temos *1 livro*, o que nos leva a criar uma proporção entre livros e moedas:

$$\frac{1 \text{ livro}}{20 \text{ moedas}}$$

Podemos, então, multiplicar as 80 moedas pelo fator de conversão, e teremos o número de livros. Perceba que a unidade “moedas” é cancelada conforme realizamos o cálculo:

$$80 \text{ moedas} \cdot \frac{1 \text{ livro}}{20 \text{ moedas}} = 4 \text{ livros}$$

Agora, e se dissermos que, a cada dia de trabalho, você ganha 100 moedas: quantos livros você poderá comprar após 4 dias de trabalho?

Podemos, a partir das novas relações, criar mais uma proporção:

$$\frac{1 \text{ dia}}{100 \text{ moedas}}$$



Juntando os dois fatores de conversão, conseguiremos achar o número de livros:

$$4 \text{ dias} \cdot \frac{100 \text{ moedas}}{1 \text{ dia}} \cdot \frac{1 \text{ livro}}{20 \text{ moedas}} = 20 \text{ livros}$$

Você deve ter percebido que os fatores conseguem mudar uma grandeza para a outra de forma direta, e podemos juntar vários deles para diversas conversões simultâneas. Vale ressaltar novamente que as unidades são de extrema importância nas contas e devem se cancelar durante o processo, resultando apenas na grandeza de interesse. Para isso, você pode inverter as frações e relacionar os dados conforme for mais conveniente.

Bom, acho que você deve estar pensando algo do tipo: “Beleza, mas como eu vou aplicar as razões da 3ª série numa questão de Química?!”. Vamos voltar às relações apresentadas anteriormente e à equação  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ . Perceba que, com os coeficientes da reação, podemos criar diversos fatores de conversão. A cada 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , por exemplo, temos 3 mols de  $\text{H}_2\text{O}$ , ou seja:

$$\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{3 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Já para  $\text{O}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , temos  $\frac{3 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol H}_2\text{O}}$ , ou simplesmente:

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

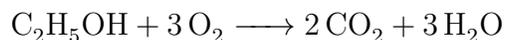
Ainda, utilizando a massa molar da água, temos mais um fator:  $\frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$ . Ou, considerando as CNTP:

$$\frac{22,4 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Finalmente, utilizando a própria constante de Avogadro:  $\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}}$ .

Os fatores de conversão podem ser criados a partir de qualquer proporção, mesmo que ela não seja tão aparente. A densidade de um material, por exemplo, pode ser utilizada para converter massa em volume, ou vice-versa. Já a constante de Faraday (F) traz uma proporção entre quantidade de carga e um mol de elétrons. Uma forma eficaz de encontrar essas relações entre grandezas é observar as unidades presentes, seja em constantes ou em dados do enunciado.

Para os conceitos ficarem um pouco mais claros, aqui vai mais um exemplo (sem livrinhos dessa vez): considerando que 920 g de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  reagiram completamente segundo a reação:



Com rendimento de 100%, quantos litros de  $\text{CO}_2$  foram formados? Considere que o procedimento foi realizado sob as CNTP e que a massa molar do  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  é 46 g/mol.

Montando os fatores de conversão apropriados, temos que:  $\frac{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}$ ,  $\frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}$ ,  $\frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$ . Aplicando-os nos cálculos:



$$920 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 896 \text{ litros de CO}_2$$

De fato, a Análise Dimensional é uma baita mão na roda para a resolução rápida de exercícios que envolvem diversas relações entre grandezas, poupando bastante tempo e várias passagens. Agora, para fecharmos a parte de Estequiometria, veremos mais dois conceitos bastante cobrados: o **Rendimento** e **Reagentes Limitantes**

## 4. Rendimento

---

O **Rendimento** ( $\eta$ ) pode ser definido como a porcentagem da quantidade de determinado produto calculada teoricamente que foi formada no durante o processo em si. Em experimentos analíticos reais, há diversos fatores que podem afetar o desempenho da reação, como impurezas e perda de produtos durante transferências, fazendo os resultados finais divergirem dos calculados teoricamente. Por isso, muitas questões abordam o conceito de rendimento. Em matemáticas, temos:

$$\eta = \frac{\text{qnt. obtida}}{\text{qnt. teórica}}$$

Para esse conceito ficar um pouco mais claro, aqui vai um exemplo: dada a equação química **não** balanceada  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}$ , que é um método de formação de ferro a partir da hematita, em que são empregados 1120 kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e excesso de C, quantos quilogramas de ferro são formados? Considere um rendimento de 80%.

Dados:  $\text{MM}_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$ ,  $\text{MM}_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$ .

Primeiramente, precisamos balancear a equação:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}$ . Agora, utilizando os dados do enunciado, temos que a massa molar do  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é  $56 \times 2 + 16 \times 3 = 160 \text{ g/mol}$ . Por fim, estamos aptos a montar uma análise dimensional:

$$\frac{1120 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{1 \text{ kg Fe}}{1000 \text{ g Fe}} \cdot \frac{80 \text{ qnt. obtida de Fe}}{100 \text{ qnt. teórica de Fe}} = 627 \text{ kg de Fe}$$

Como demonstrado, o rendimento também pode ser utilizado tranquilamente como um fator de conversão, o que facilita bastante as contas.

## 5. Reagentes Limitantes

---

Como vimos anteriormente, as reações químicas obedecem a certas proporções definidas pelos coeficientes estequiométricos. Logo, se houver algum reagente em excesso com relação a outro, o excedente sozinho não será suficiente para que o processo aconteça e, portanto, a reação ocorre até que todo o reagente em menor quantidade (**considere as proporções**) seja consumido. Como



tal reagente limita o acontecimento do processo, ele é chamado de **Reagente Limitante** (bem intuitivo, não?).

Vejam os mais um exemplo: para que a reação  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$  ocorra, foram dispostos 4g de  $\text{H}_2$  e 16g de  $\text{O}_2$ . Ao final do processo, quantos gramas de água se formaram? Considere que o rendimento foi de 100%.

Dados:  $\text{MM}_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}$ ,  $\text{MM}_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$ ,  $\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$ .

Novamente, precisamos balancear a equação:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ . Agora, checamos se as quantidades em massa seguem as proporções ou se há algum reagente limitante:

- $4 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 2 \text{ mol H}_2$
- $16 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0,5 \text{ mol O}_2$

Podemos perceber que, segundo os coeficientes da equação, seria necessário 1 mol de  $\text{O}_2$  para reagir com os 2 de  $\text{H}_2$ . Como há apenas 0,5 mol de  $\text{O}_2$ , concluímos que apenas 1 mol de  $\text{H}_2$  reagirá e, portanto, o  $\text{O}_2$  é o reagente limitante nesse caso. Finalmente, temos:

$$0,5 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 18 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Normalmente, os exercícios não mencionam que há um reagente limitante, por isso é sempre importante checar a proporção das substâncias com relação aos coeficientes estequiométricos da reação antes de começar propriamente os cálculos.

Bem, agora que todos os conceitos foram finalizados, deixo-os com alguns exercícios sobre os assuntos abordados. Quando necessário, tabelas periódicas e constantes podem ser consultadas e os cálculos podem ser feitos com o auxílio de uma calculadora. Divirtam-se! (p.s. NÃO é pra usar regra de três nas questões, viu!?).

## 6. Problemas

---

**Problema 1.** Quantos minutos há em 2 anos? Expresse sua resposta com três algarismos significativos, considerando também que os anos não são bissextos e que todos os fatores de conversão relacionam quantidades inteiras. (*Bu!* Aqui vai uma dica: todos os fatores necessários fazem parte do seu dia a dia. Quantas horas há em um dia, por exemplo? Aí está um deles!)

**Problema 2.** (FUVEST) Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flocos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada por:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CaSO}_4$ . Para tratar  $1,0 \cdot 10^6 \text{ m}^3$  de água foram adicionadas 17 toneladas de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Qual a massa de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  necessária para reagir completamente com esse sal?

Dados - massas molares:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g/mol}$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74 \text{ g/mol}$



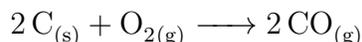
**Problema 3.** (OBQ III 2020) Um dos grandes problemas relacionados à poluição é a “morte” de rios, lagos e lagoas. Essa “morte” é causada pela presença de espécies orgânicas que, durante a decomposição, causam diminuição da concentração de oxigênio dissolvido. Uma das reações possíveis nesse meio é a degradação da ureia,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , pelo oxigênio, tendo como produtos ácido nítrico, gás carbônico e água. Considere apenas essa reação e que uma determinada amostra de água poluída contenha 0,0200 g de ureia, qual é a massa de  $\text{O}_2$  (em miligramas) necessária para degradar a ureia presente na amostra?

- a) 42,6
- b) 21,3
- c) 50,0
- d) 67,6
- e) 98,5

**Problema 4.** (OBQ III 2016) O zinco (do alemão *Zink*; Zn) é um elemento químico essencial para o nosso organismo, pois é responsável por inúmeras funções, como a síntese de proteínas, o funcionamento de alguns hormônios, o bom funcionamento do sistema imunológico e também do reprodutor. O zinco metálico pode ser obtido a partir de óxido de zinco, ZnO, pela reação a alta temperatura com o monóxido de carbono, CO.



O monóxido de carbono é obtido a partir de carbono.



Assinale a alternativa que indica a quantidade máxima de zinco (em gramas) que pode ser obtido a partir de uma amostra de 75,0 g de óxido de zinco com pureza de 87% e 10,0 g de carbono.

- a) 52,4
- b) 35,3
- c) 54,4
- d) 36,6
- e) 65,3

**Problema 5.** (OBQ III 2020) A molalidade ( $b$ ) é uma grandeza física conveniente para uso em cálculos das propriedades coligativas, uma vez que é a razão entre a quantidade de substância de soluto (mol) e a massa do solvente. Considerando uma solução com fração em quantidade de substância (mol do soluto por mol da solução) de iodo ( $\text{I}_2$ ) dissolvido em diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) igual a 0,115, indique a alternativa que apresenta a molalidade ( $\text{mol kg}^{-1}$ ) de iodo nessa solução.

- a) 1,53
- b) 1,18
- c) 1,81
- d) 1,35



e) 1,47

**Problema 6.** (OBQ III 2020) Alguns íons derivados do fosfato, como o  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , se originam, em centros urbanos, do uso de sabões em pó e de refrigerantes, por exemplo. Sua presença no esgoto urbano é extremamente prejudicial a rios e lagoas e por isso, as estações de tratamento de esgoto (ETE) possuem um processo para “remover fósforo” de acordo com a equação iônica:  $\text{H}_2\text{PO}_4^- (\text{aq}) + \text{MgO} (\text{s}) + \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + 5\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O} (\text{s})$ . Supondo que uma ETE de uma cidade processe  $100.000 \text{ m}^3$  de esgoto por dia (atuando com uma eficiência de 85% para a remoção desse íon) e que o mesmo tenha  $50 \text{ mg L}^{-1}$  do íon  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , indique a massa (em toneladas) mensal aproximada (30 dias) do sal obtido nesse processo.

- a) 322
- b) 24
- c) 138
- d) 11
- e) 76

**Problema 7.** (Preparatory Problems 2021)

- a) Quando uma mistura de calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ ) e areia de sílica ( $\text{SiO}_2$ ) é derretida em alta temperatura e na presença de oxigênio em forno alto, dióxido de enxofre é gerado junto com  $\text{Cu}_2\text{S}$  e  $\text{FeSiO}_3$  [reação I]. O  $\text{Cu}_2\text{S}$  obtido na reação I reage com oxigênio em temperaturas altas para formar cobre e dióxido de enxofre [reação II]. Escreva as equações químicas das reações I e II.
- b) Calcule quantos quilogramas de cobre e quantos litros de dióxido de enxofre (a  $25^\circ\text{C}$ , 1,00 bar) serão obtidos de 100 kg de calcopirita pura pelo processo descrito no item (a). Assuma que todas as reações acontecem completamente e que todos os gases são ideais.

**Problema 8.** (OBQ VI 2020 - adaptado) A grandeza  $\theta_{\text{rot}} = \frac{hB}{k_B}$  é chamada de temperatura rotacional, em que  $B = \frac{h}{8\pi^2 I}$ ,  $h$  é a constante de Plank ( $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ) e  $k_B$  é a constante de Boltzmann ( $1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$ ). Seja  $I = \mu R^2$ ,  $\mu = \frac{m_A m_B}{m_A + m_B}$  para a massa reduzida de uma molécula diatômica AB e  $R$  o comprimento de ligação. Prove que  $\theta_{\text{rot}}$  possui unidade de temperatura. (Dica: coloque todas as grandezas em função das unidades básicas do SI e faça uma análise dimensional da expressão de  $\theta_{\text{rot}}$ )

**Problema 9.** (OBF 2019) Uma determinada grandeza física é definida a partir da seguinte expressão matemática:  $S = \frac{P}{AT^4}$ , onde  $P$  é a potência térmica do sistema,  $A$  é a área e  $T$  é a temperatura absoluta, dada em Kelvin (K). A partir das proposições abaixo, identifique corretamente a unidade de medida da grandeza  $S$ , tomando como referência o sistema internacional de unidades:

- a)  $\frac{\text{kg}}{\text{s}^2 \text{ K}^4}$



- b)  $\frac{\text{kg}}{\text{s}^3 \text{K}^4}$
- c)  $\frac{\text{kg}}{\text{K}^4}$
- d)  $\frac{\text{kg}}{\text{s}^3}$
- e)  $\frac{\text{kg}}{\text{s}^4 \text{K}^4}$

**IUPAC Periodic Table of the Elements**

1 <b>H</b> hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]																	18 <b>He</b> helium 4.0026
3 <b>Li</b> lithium 6.94 [6.938, 6.997]	4 <b>Be</b> beryllium 9.0122											5 <b>B</b> boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 <b>C</b> carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 <b>N</b> nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 <b>O</b> oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 <b>F</b> fluorine 18.998	10 <b>Ne</b> neon 20.180
11 <b>Na</b> sodium 22.990 [24.304, 24.307]	12 <b>Mg</b> magnesium 24.305											13 <b>Al</b> aluminium 26.982	14 <b>Si</b> silicon 28.086 [28.084, 28.086]	15 <b>P</b> phosphorus 30.974	16 <b>S</b> sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 <b>Cl</b> chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 <b>Ar</b> argon 39.948
19 <b>K</b> potassium 39.098	20 <b>Ca</b> calcium 40.078(4)	21 <b>Sc</b> scandium 44.956	22 <b>Ti</b> titanium 47.867	23 <b>V</b> vanadium 50.942	24 <b>Cr</b> chromium 51.996	25 <b>Mn</b> manganese 54.938	26 <b>Fe</b> iron 55.845(2)	27 <b>Co</b> cobalt 58.933	28 <b>Ni</b> nickel 58.693	29 <b>Cu</b> copper 63.546(3)	30 <b>Zn</b> zinc 65.38(2)	31 <b>Ga</b> gallium 69.723	32 <b>Ge</b> germanium 72.630(8)	33 <b>As</b> arsenic 74.922	34 <b>Se</b> selenium 78.971(8)	35 <b>Br</b> bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 <b>Kr</b> krypton 83.798(2)
37 <b>Rb</b> rubidium 85.468	38 <b>Sr</b> strontium 87.62	39 <b>Y</b> yttrium 88.906	40 <b>Zr</b> zirconium 91.224(2)	41 <b>Nb</b> niobium 92.906	42 <b>Mo</b> molybdenum 95.95	43 <b>Tc</b> technetium 101.07(2)	44 <b>Ru</b> ruthenium 102.91	45 <b>Rh</b> rhodium 106.42	46 <b>Pd</b> palladium 107.87	47 <b>Ag</b> silver 107.87	48 <b>Cd</b> cadmium 112.41	49 <b>In</b> indium 114.82	50 <b>Sn</b> tin 118.71	51 <b>Sb</b> antimony 121.76	52 <b>Te</b> tellurium 127.60(3)	53 <b>I</b> iodine 126.90	54 <b>Xe</b> xenon 131.29
55 <b>Cs</b> caesium 132.91	56 <b>Ba</b> barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 <b>Hf</b> hafnium 178.49(2)	73 <b>Ta</b> tantalum 180.95	74 <b>W</b> tungsten 183.84	75 <b>Re</b> rhenium 186.21	76 <b>Os</b> osmium 190.23(3)	77 <b>Ir</b> iridium 192.22	78 <b>Pt</b> platinum 195.08	79 <b>Au</b> gold 196.97	80 <b>Hg</b> mercury 200.59	81 <b>Tl</b> thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 <b>Pb</b> lead 207.2	83 <b>Bi</b> bismuth 208.98	84 <b>Po</b> polonium	85 <b>At</b> astatine	86 <b>Rn</b> radon
87 <b>Fr</b> francium	88 <b>Ra</b> radium	89-103 actinoids	104 <b>Rf</b> rutherfordium	105 <b>Db</b> dubnium	106 <b>Sg</b> seaborgium	107 <b>Bh</b> bohrium	108 <b>Hs</b> hassium	109 <b>Mt</b> meitnerium	110 <b>Ds</b> darmstadtium	111 <b>Rg</b> roentgenium	112 <b>Cn</b> copernicium	113 <b>Nh</b> nihonium	114 <b>Fl</b> flerovium	115 <b>Mc</b> moscovium	116 <b>Lv</b> livermorium	117 <b>Ts</b> tennessine	118 <b>Og</b> oganesson
57 <b>La</b> lanthanum 138.91	58 <b>Ce</b> cerium 140.12	59 <b>Pr</b> praseodymium 140.91	60 <b>Nd</b> neodymium 144.24	61 <b>Pm</b> promethium	62 <b>Sm</b> samarium 150.36(2)	63 <b>Eu</b> europium 151.96	64 <b>Gd</b> gadolinium 157.25(3)	65 <b>Tb</b> terbium 158.93	66 <b>Dy</b> dysprosium 162.50	67 <b>Ho</b> holmium 164.93	68 <b>Er</b> erbium 167.26	69 <b>Tm</b> thulium 168.93	70 <b>Yb</b> ytterbium 173.05	71 <b>Lu</b> lutetium 174.97			
89 <b>Ac</b> actinium	90 <b>Th</b> thorium 232.04	91 <b>Pa</b> protactinium 231.04	92 <b>U</b> uranium 238.03	93 <b>Np</b> neptunium	94 <b>Pu</b> plutonium	95 <b>Am</b> americium	96 <b>Cm</b> curium	97 <b>Bk</b> berkelium	98 <b>Cf</b> californium	99 <b>Es</b> einsteinium	100 <b>Fm</b> fermium	101 <b>Md</b> mendelevium	102 <b>No</b> nobelium	103 <b>Lr</b> lawrencium			

Key:   
 atomic number  
**Symbol**  
 name  
 conventional atomic weight  
 standard atomic weight

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see [www.iupac.org](http://www.iupac.org). This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

Figura 1: Tabela Periódica [fonte]

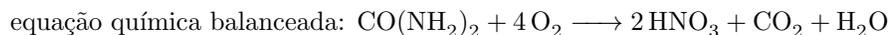


## 7. Gabarito

**Problema 1.**  $2 \text{ anos} \cdot \frac{365 \text{ dias}}{1 \text{ ano}} \cdot \frac{24 \text{ horas}}{1 \text{ dia}} \cdot \frac{60 \text{ minutos}}{1 \text{ hora}} = 1,05 \cdot 10^6 \text{ minutos}$

**Problema 2.**  $17 \text{ t Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{10^6 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ t Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{3 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ t Ca(OH)}_2}{10^6 \text{ g Ca(OH)}_2} = 11 \text{ t Ca(OH)}_2$

**Problema 3.** alternativa a)



$\text{MM}_{\text{CO(NH}_2)_2} = 12 + 16 + 2 \times 14 + 4 \times 1 = 60 \text{ g/mol}$ ,  $\text{MM}_{\text{O}_2} = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$

$0,0200 \text{ g ureia} \cdot \frac{1 \text{ mol ureia}}{60 \text{ g ureia}} \cdot \frac{4 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol ureia}} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mg O}_2}{1 \text{ g O}_2} = 42,6 \text{ mg O}_2$

**Problema 4.** alternativa a)

massas molares: Zn - 65,5 g/mol, O - 16 g/mol, C - 12 g/mol

$75 \text{ g amostra} \cdot \frac{87 \text{ g ZnO}}{100 \text{ g amostra}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnO}}{81,5 \text{ g ZnO}} = 0,8 \text{ mol ZnO}$

$10 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} = 0,83 \text{ mol CO}_2$

ZnO é reagente limitante:  $0,8 \text{ mol ZnO} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol ZnO}} \cdot \frac{65,5 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 52,4 \text{ g Zn}$

**Problema 5.** alternativa a)

Seja a massa molar do  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  igual a  $12 + 2 \times 1 + 2 \times 35,5 = 85 \text{ g/mol}$ , temos:

$\frac{0,115 \text{ mol I}_2}{(1 - 0,115) \text{ mol CH}_2\text{Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_2\text{Cl}_2}{85 \text{ g CH}_2\text{Cl}_2} \cdot \frac{1000 \text{ g CH}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ kg CH}_2\text{Cl}_2} = 1,53 \text{ mol I}_2/\text{kg CH}_2\text{Cl}_2$

**Problema 6.** alternativa a)

$\text{MM}_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = 97 \text{ g/mol}$ ,  $\text{MM}_{\text{Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}} = 245,3 \text{ g/mol}$

$\frac{100000 \text{ m}^3 \text{ esgoto}}{1 \text{ dia}} \cdot \frac{85 \text{ m}^3 \text{ filtrados}}{100 \text{ m}^3 \text{ esgoto}} \cdot \frac{1000 \text{ l filtrados}}{1 \text{ m}^3 \text{ filtrado}} \cdot \frac{50 \text{ mg H}_2\text{PO}_4^-}{1 \text{ l filtrado}}$

$\cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{PO}_4^-}{1000 \text{ mg H}_2\text{PO}_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{PO}_4^-}{97 \text{ g H}_2\text{PO}_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{PO}_4^-} \cdot \frac{245 \text{ g Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}}$

$\cdot \frac{1 \text{ t Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}}{10^6 \text{ g Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{30 \text{ dias}}{1 \text{ mês}} = 322 \text{ t Mg(NH}_4)_\text{PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}/\text{mês}$

**Problema 7.** a) reação I:  $2\text{CuFeS}_2 + 2\text{SiO}_2 + 4\text{O}_2 \longrightarrow \text{Cu}_2\text{S} + 2\text{FeSiO}_3 + 3\text{SO}_2$   
reação II:  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Cu} + \text{SO}_2$

b) 34,6 kg de Cu e  $2,70 \cdot 10^4 \text{ L}$  de  $\text{SO}_2$

$\text{MM}_{\text{calcopirita}} = 183,5 \text{ g/mol}$ ,  $\text{MM}_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol}$

$100 \text{ kg calcopirita} \cdot \frac{1000 \text{ g calcopirita}}{1 \text{ kg calcopirita}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{183,5 \text{ g calcopirita}} \cdot \frac{1 \text{ kg Cu}}{1000 \text{ g Cu}} = 34,6 \text{ kg Cu}$

Somando as duas equações, percebemos que a cada 1 mol de calcopirita, são formados 2 mols de

$\text{SO}_2$ . Logo:  $100 \text{ kg calcopirita} \cdot \frac{1000 \text{ g calcopirita}}{1 \text{ kg calcopirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol calcopirita}}{183,5 \text{ g calcopirita}} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol calcopirita}} = 1,09 \cdot 10^3 \text{ mol SO}_2$

Utilizando  $pV = nRT$ :  $V = \frac{1,09 \cdot 10^3 \cdot 8,3145 \cdot (273 + 25)}{10^5} = 27 \text{ m}^3 \text{ SO}_2 = 2,7 \cdot 10^4 \text{ l SO}_2$



**Problema 8.**  $[\mu] = \frac{\text{kg} \cdot \text{kg}}{\text{kg}} = \text{kg}$

$$[I] = \text{kg} \cdot \text{m}^2$$

$$[B] = \frac{\text{J} \cdot \text{s}}{\text{kg} \cdot \text{m}^2} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}}{\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^2} = \text{s}^{-1}$$

$$[\theta_{\text{rot}}] = \frac{\text{J} \cdot \text{s} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{J} \cdot \text{K}^{-1}} = \text{K}$$

**Problema 9.** alternativa b)

$$[P] = \frac{\text{J}}{\text{s}} = \frac{\frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}}{\text{s}} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^3}$$

$$[A] = \text{m}^2$$

$$[T^4] = \text{K}^4$$

$$[S] = \left[ \frac{\text{P}}{\text{AT}^4} \right] = \frac{\frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^3}}{\text{m}^2 \cdot \text{K}^4} = \frac{\text{kg}}{\text{s}^3 \cdot \text{K}^4}$$

