

Animação  
**A Lei das Proporções**

A história da Química contada  
por suas descobertas

Química  
1ª Série | Ensino Médio

### Coordenação Didático-Pedagógica

Stella M. Peixoto de Azevedo Pedrosa

### Redação

Gabriel Neves

### Revisão

Camila Welikson

### Projeto Gráfico

Eduardo Dantas

### Diagramação

Joana Felipe

### Revisão Técnica

Nádia Suzana Henriques Schneider

### Produção

Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro

### Realização

Fundo Nacional de Desenvolvimento da Educação

Ministério da Ciência e Tecnologia

Ministério da Educação

---

### Animação (Software)

Tema: A Lei das Proporções

Área de aprendizagem: Química

Conteúdo: A história da Química contada por suas descobertas

Conceitos envolvidos: estequiometria, Lei de Lavoisier, Lei de Proust.

Público-alvo: 1ª série do Ensino Médio

---

### Objetivo geral:

Reconhecer algumas leis que regem as reações químicas.

### Objetivos específicos:

Explicar a Lei de Lavoisier e a Lei de Proust;

Esclarecer o papel e funcionamento da estequiometria.

### Pré-requisitos:

Não há pré-requisitos.

### Tempo previsto para a atividade:

Consideramos que uma aula (45 a 50 minutos) será suficiente para o desenvolvimento das atividades propostas.

## Introdução

Como ferramenta de auxílio, você tem em suas mãos este guia didático, concebido para que o assunto em questão seja trabalhado da melhor forma possível. Lembre-se que você deve utilizá-lo livremente, explorando-o da forma que considerar mais proveitosa na construção do seu plano de aula. Atenção para a navegação. Algumas telas são divididas em etapas e é preciso ficar atento nas indicações para não pular nenhuma delas. Aguarde alguns instantes antes de passar para a tela seguinte.

Também é importante observar os requisitos técnicos para a utilização do software:

- Sistema operacional Windows, Macintosh ou Linux.
- Um navegador Web (Browser) que possua os seguintes recursos:
  - Plug-in Adobe Flash Player 8 ou superior instalado;
  - Recurso de Javascript habilitado pelo navegador.

## professor!

É importante que você tenha navegado pelo software antes da apresentação para os alunos. Dessa forma, você poderá preparar-se melhor para mediar a apresentação, uma vez que já sabe quais conceitos serão abordados.

## dica!

A estequiometria também pode ser demonstrada em atividades práticas. Veja a descrição de um experimento utilizando a estequiometria no artigo de CAZZARO, Flávio. *Um Experimento Envolvendo Estequiometria*, Revista Química Nova Escola, nº 10, novembro de 1999, p. 53-54. Disponível em <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc10/exper3.pdf>

# 1. Apresentação do Tema

*"Na Natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma."*

A frase acima se refere ao fato de que nenhuma matéria em nosso mundo deixa de existir, mas apenas se transforma em algo diferente. Esta citação é de Antoine Lavoisier, considerado o pai da Química moderna. Na animação, você irá encontrar informações sobre a estequiometria, cuja função é manter verdadeira a afirmação de Lavoisier!

O equilíbrio na Química é algo de vital importância, dando vida às leis de proporção e natureza das substâncias químicas. Como se assumisse a posição de defensor do equilíbrio, o conceito de estequiometria existe para balancear as reações químicas.

Por isso, possui um conteúdo muito "numérico", ou seja, há uma boa ocorrência de contas e raciocínios que trabalham conceitos matemáticos básicos.

# 2. Atividades – Na Sala de Computadores

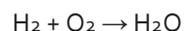
## NADA SE CRIA, NADA SE PERDE

**Estequiometria** é a relação quantitativa entre elementos químicos em uma reação. Este nome vem do grego *stoeicheon* que significa elemento e *metron* que significa medida, ou seja, medir os elementos. Através destas medidas é possível a busca do equilíbrio entre os dois lados da reação.

O início da animação propõe uma comparação do conceito de estequiometria com as receitas de cozinha, concluindo algo bastante básico: quanto maior a receita, mais produtos são necessários, e quanto menor a receita, menos produtos são usados. Existe uma relação proporcional que deve sempre ser respeitada. Esta é uma ideia simples, mas é a missão de qualquer equilíbrio nas reações químicas.

Da mesma forma que as receitas de cozinha, as reações químicas precisam de quantidades específicas para reagir. Mas, antes de falar disso, explique os elementos básicos presentes em uma reação química. Um exemplo **incom-**

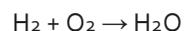
**pleto**, porém próprio para dar uma primeira ideia sobre a reação química entre gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) e oxigênio (O<sub>2</sub>) formando água (H<sub>2</sub>O) é:



Em uma reação química nós reunimos alguns elementos, chamados reagentes, que ao serem combinados irão reagir quimicamente entre si. O resultado desta transformação se chama “produto químico” ou apenas “produto”. No exemplo acima, os reagentes H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> reagem e produzem H<sub>2</sub>O.

Mas há um grande problema no exemplo acima! A quantidade de matéria presente nos reagentes é diferente da quantidade de matéria presente no produto! Isso está errado porque vai contra as leis ponderais das reações químicas, que são as **Leis de Lavoisier e Proust**. Toda reação química tem que **obrigatoriamente** estar balanceada para ser considerada correta, isso significa dizer que a massa do produto da reação precisa ser a soma das massas dos reagentes, assim como manter a proporção dos elementos envolvidos. Isto tudo será explicado em mais detalhes abaixo. Por enquanto, voltemos ao exemplo para consertá-lo:

Reação química  
**não balanceada:**



2 oxigênios nos reagentes, mas apenas 1 no produto.

Reação química  
**balanceada:**



1 oxigênio nos reagentes e apenas 1 oxigênio no produto

Uma pergunta que pode ocorrer é a seguinte: “Por que colocar ½ antes do oxigênio?”. O oxigênio não é encontrado em sua forma elementar (O) na natureza, sendo necessário usar o **coeficiente estequiométrico** “1/2” para indicar a existência de apenas um oxigênio no produto. Dessa forma, as leis de Lavoisier e Proust são respeitadas.

## dica!

A lei de Proust pode ser demonstrada com um experimento bastante simples e barato, usando a queima da palha de aço para demonstrar a manutenção da proporção nas reações. Veja a descrição deste experimento no artigo de CALIXTO, Reinaldo; SILVA, Reinaldo. *De Massas e Massas Atômicas*, Revista Química Nova Escola, nº 19, maio de 2004, p. 8-10. Disponível em <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a03.pdf>



**dica!**

O conceito de mol pode gerar confusão na sua turma. Veja alguns esclarecimentos sobre esse conceito no artigo de SILVA, Roberto; ROCHA-FILHO, Romeu. *Mol, Uma Nova Terminologia*, Revista Química Nova Escola, nº 1, maio de 1995, p. 12-14. Disponível em <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/atual.pdf>

**CONTANDO E EQUILIBRANDO**

O “**coeficiente estequiométrico**”, ou apenas “coeficiente”, é um número colocado antes do elemento ou molécula para indicar quantas vezes ele se repete. Use a analogia da receita de cozinha para simplificar isso. Se você precisa de 3 ovos e 1 copo de leite para um bolo, será necessário balancear a nova receita, pondo 6 ovos e 2 copos de leite para fazer um bolo duas vezes maior. Há uma proporção definida de ingredientes para que a receita resulte no bolo que se quer.

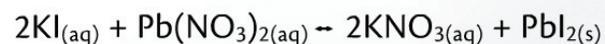
Brinque junto com a sua turma, fazendo da receita de bolo uma “reação”:



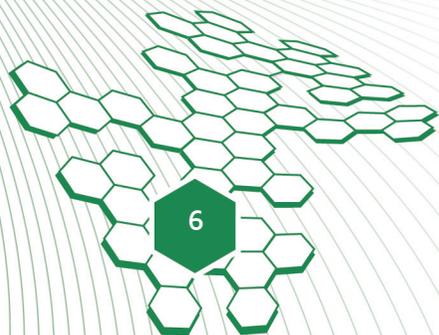
O **coeficiente estequiométrico** indica a quantidade em mol de cada substância da reação. Explique a sua turma que o mol significa “quantidade de matéria”, e não deve ser confundido com “molécula”, que é uma entidade eletricamente neutra que possui pelo menos dois átomos ligados entre si por ligação covalente.

Para esclarecer ainda mais esse ponto, você pode apontar que moléculas possuem uma quantidade de matéria muito, muito pequena. Mol é a quantidade de partículas (átomos, íons ou moléculas) que corresponde ao número de átomos contidos em 12g de C<sub>12</sub>; utiliza-se como referência para “contar” quantas moléculas existem em certa quantidade da substância! Você pode usar uma analogia, uma simplificação radical, comparando moléculas com bananas: falamos “uma dúzia de bananas” para indicar 12 bananas juntas, da mesma forma podemos falar “um mol de moléculas” para indicar 6,0221x10<sup>23</sup> moléculas!

Para reforçar isso, abaixo temos mais um exemplo de uma reação balanceada. Note que todas as substâncias mantiveram suas proporções.



A reação acima se trata de uma reação que mistura iodeto de potássio – KI – com nitrato de chumbo II – (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>) – em uma solução aquosa, formando um precipitado amarelo, o iodeto de chumbo II – PbI<sub>2</sub>. Perceba que ela já está balanceada.



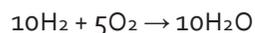
Quando existe mais de um reagente envolvido na reação, as chances são de que um deles seja totalmente transformado antes do outro, ou seja, alguns reagentes “gastam” mais rapidamente que outros. Por isso, é importante fazer uso da estequiometria para determinar quanto de cada substância é necessário.

Para determinar isso, os coeficientes serão postos na reação. Os coeficientes indicam uma proporção, nos informam a quantidade de matéria em mol de moléculas, fórmulas-grama, íons ou elementos que são necessários para não sobrar ou faltar reagentes. Voltemos ao exemplo da água.

Se quisermos uma reação para produzir uma molécula de H<sub>2</sub>O, teremos:



Porém, se quisermos produzir 10 vezes mais moléculas de água, como ficaria?



Deve ficar claro que, após o balanceamento, fica exposta a proporção que deve ser seguida. No nosso exemplo, para cada molécula de hidrogênio deve haver meia molécula de oxigênio e uma molécula de água (proporção: 1:1/2:1). Desta forma é possível calcular quaisquer quantidades necessárias, mantendo proporções ideais.

Abaixo, há uma tabela que utiliza novamente a reação de formação da água para demonstrar como reagentes e produtos respeitam as leis das reações químicas. Nesta tabela temos a reação e, nas linhas abaixo, a massa molar das moléculas em gramas/mol.

$\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$			$m_{\text{H}} / m_{\text{O}}$	$m_{\text{H}} / m_{\text{H}_2\text{O}}$	$m_{\text{O}} / m_{\text{H}_2\text{O}}$
2g	16g	18g	$2/16 = 0,125$	$2/18 = 0,11$	$16/18 = 0,89$
1g	8g	9g	$1/8 = 0,125$	$1/9 = 0,11$	$8/9 = 0,89$

Aponte que a **massa molar** indica o peso de 1 mol de moléculas, ou seja,  $6,0221 \times 10^{23}$  moléculas. A massa molecular é que demonstra o peso de apenas uma molécula. Isto é importante para não gerar dúvida em lições futuras ou mesmo confusão neste momento.

Na tabela acima, as massas molares são constantemente divididas entre si, provendo sempre o mesmo resultado em cada coluna. Isso demonstra que a proporção entre reagentes e produtos sempre se mantém constante, isso é o mais importante. Sem



**professor!**

Estude o tema e busque informações atualizadas. Isso contribuirá para o planejamento e desenvolvimento de aulas mais interessantes para seus alunos e para você!

essa proporção não seria possível calcular a quantidade necessária para realizar as reações, sem contar que uma lei da natureza não estaria sendo respeitada. Isto representa a **Lei de Proust**, que afirma a existência de uma proporção quantitativa entre todos os elementos participantes da reação.

Outra coisa a ser reparada é que o produto da reação equivale à soma das massas dos reagentes. Essa conservação da massa é a **Lei de Lavoisier**. Nada se cria, nada se perde, tudo se transforma em algo novo! A massa inicial de reagentes, somada, deve ser a mesma do produto final.

### 3. Atividades Complementares

- a) Faça o seguinte **experimento** com os seus alunos para evidenciar a **correspondência** de 12 g de  $C_{12}$  com o **mol** de outros elementos, tais como enxofre, cobre, ferro. Siga o desenho, colocando 12g de  $C_{12}$  em um prato da balança e no outro prato os elementos citados pulverizados. Adicione, devagar, com espátula, quantidade de cada elemento citado até que os níveis dos pratos se igualem.



- b) Solicite a seus alunos que, em grupo ou individualmente, façam **cartazes que expliquem a Lei de Proust e a Lei de Lavoisier**.

### 4. Avaliação

Utilize as dúvidas que surgirem ao longo da aula para **identificar os pontos** que ainda precisam ser trabalhados. Selecione os temas que suscitaram mais interrogações e incertezas para explorá-los com mais calma e profundidade.

Este é um momento propício para você confirmar o que os alunos já sabem e **encorajá-los a avançar** nos estudos.

De modo formal, a avaliação poderá ser feita de **diferentes maneiras**, tais como observação, portfólio, provas escritas, desenvolvimento de projetos, pesquisas etc.

## ANIMAÇÃO - SOFTWARE

### EQUIPE PUC-RIO

Coordenação Geral do Projeto

Pércio Augusto Mardini Farias

### Departamento de Química

Coordenação de Conteúdos

José Guerchon

Ricardo Queiroz Aucélio

Revisão Técnica

Nádia Suzana Henriques Schneider

Assistência

Camila Welikson

Produção de Conteúdos

PUC-Rio

## CCEAD - Coordenação Central de Educação a Distância

Coordenação Geral

Gilda Helena Bernardino de Campos

Coordenação de Software

Renato Araujo

Assistência de Coordenação de Software

Bernardo Pereira Nunes

Coordenação de Avaliação e Acompanhamento

Gianna Oliveira Bogossian Roque

Coordenação de Produção dos Guias do Professor

Stella M. Peixoto de Azevedo Pedrosa

Assistência de Produção dos Guias do Professor

Tito Tortori

Redação

Alessandra Muylaert Archer

Camila Welikson

Gabriel Neves

Design

Joana Felipe

Amanda Coutinho

Romulo Freitas

Revisão

Alessandra Muylaert Archer

Camila Welikson