

# Estequiometria para além da regra de três



Ana Flávia dos Santos



**Ana Flávia dos Santos**

# **Estequiometria para além da regra de três**

Produto educacional da dissertação apresentada ao Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática da Universidade Federal de Uberlândia, como requisito parcial para a obtenção do título de Mestre em Ensino de Ciências e Matemática.

Orientadora: Prof. Dra. Débora Coimbra  
Coorientador: Prof. Dr. Deividi Márcio Marques

## SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO.....	6
CAPITULO 1 – Lavoisier e a Lei de Conservação da Massa.....	7
CAPÍTULO 2 – Richter, o pai da Estequiometria.....	22
CAPÍTULO 3 – Proust e sua Lei das Proporções Definidas.....	31
CAPÍTULO 4 – Dalton e suas contribuições para as Leis Ponderais.....	47
CAPÍTULO 5 – Avogadro, a conciliação da teoria atômica de Dalton e o trabalho de Gay Lussac com os gases.....	52
REFERÊNCIAS .....	65

## APRESENTAÇÃO

*Quando comecei a fazer, pela primeira vez, um curso de Química, fiquei surpreso ao ver quanta obscuridade cercava a abordagem desta ciência, muito embora o professor que eu escolhera passasse a ser o mais claro, o mais acessível aos principiantes, e ele tomasse infinitos cuidados para se fazer entender. (LAVOISIER apud CHASSOT, 1993, p.21)*

Este trecho, no qual Chassot cita Lavoisier, permite ao leitor uma noção de que, desde a gênese da Química, as pessoas encontram dificuldades em compreender e interpretar as transformações e os fenômenos que as envolvem. Muitas dificuldades persistem até os dias atuais, e mesmo com tantos avanços, ainda há muito a se descobrir e entender.

**Estequiometria para além da regra de três** é uma proposta que tem por objetivo facilitar o ensino da estequiometria usando como motivação um contexto histórico, que mostra o surgimento e evolução das famosas “Leis Ponderais”, e apresenta ao professor exemplos de situações de aprendizagem que auxiliam no desenvolvimento da aula. Essas situações envolvem experimentos e atividades planejadas de forma a favorecer aos alunos o exercício de observar, indagar, avaliar dados, exercitar o raciocínio e a argumentação, dentre outras habilidades.

Os cálculos estequiométricos são uma das ferramentas mais utilizadas para a compreensão dos fenômenos químicos desde o século XVII, com as ideias de Gassendi e Boyle, que evidenciam como a matematização da natureza torna possível a interpretação inteligível dos fenômenos por meio de suas proporções harmoniosas, expressas em números.

Professor, neste material você vai vivenciar o contexto histórico em que surgiram as leis que regem a estequiometria de forma inédita, percebendo a existência de um modelo de ciência no qual os cientistas interagiam, discutiam e pensavam juntos. Dessa forma, você terá aqui um suporte para trabalhar a parte histórica, bem como situações de aprendizagem inspiradas na teoria da aprendizagem de Vergnaud, a famosa Teoria dos Campos Conceituais, que poderão ser utilizadas em suas aulas.

A Teoria dos Campos Conceituais pressupõe que o conhecimento está organizado em campos conceituais, adquiridos pelo sujeito ao longo do tempo, por meio da experiência, maturidade e aprendizagem. Tais campos conceituais constituem recortes do mundo físico associados a componentes culturais, podendo ser definidos como “um conjunto informal e heterogêneo de problemas, situações, conceitos, relações, estruturas, conteúdos e operações de pensamento, conectados uns aos outros e, provavelmente, entrelaçados durante o processo de aquisição” (VERGNAUD, 1998).

No século XVIII, os estudos de Lavoisier contribuíram decisivamente para a quantificação e sistematização dos processos químicos. Em 1797, Proust defendia ideias que culminaram na proposta de Richter da “Lei das proporções equivalentes”. No início de 1808, Thomson divulgou seu trabalho sobre reações de neutralização totais e parciais, que concordavam com a lei das proporções múltiplas de Dalton. Essas leis ponderais demonstraram claramente o poder explicativo da teoria atômica de Dalton.

Representamos na Figura 1 os cientistas e suas respectivas leis, as quais contribuíram para o desenvolvimento e disseminação do conceito de estequiometria.

Figura 1: Representação cronológica das publicações e seus respectivos autores.



Fonte: Elaboração da autora

Para melhor apresentar o conteúdo, este material está organizado nas seguintes seções:

**Feitos científicos**, apresenta a biografia e principais obras do cientista, referentes ao desenvolvimento da estequiometria.

**Situação de Aprendizagem**, com atividades elaboradas e adaptadas, voltadas ao desenvolvimento conceitual, e que requerem a evocação de habilidades e competências variadas. Nesta seção você encontrará situações práticas e teóricas que mobilizam o raciocínio do aluno.

**PARA SABER MAIS**, é um tópico que aparece em alguns capítulos, com curiosidades e dicas para que você instigue o seu aluno na busca de mais conhecimentos.

**Guia para a atividade**, com instruções para aplicação das atividades e as regras de ação que devem ser seguidas para a resolução das mesmas.

## Recapitulando

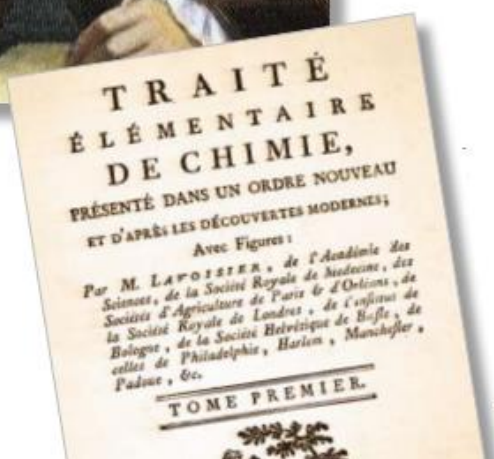
Esse tópico resgata os principais pontos do capítulo, resumindo as contribuições dos cientistas para a Estequiometria e esclarecendo as expectativas das Situações de Aprendizagem.

# CAPITULO 1 – Lavoisier e a Lei de Conservação da Massa

# Feitos científicos

## Antoine Laurent de Lavoisier

O francês Antoine Lavoisier, nasceu no dia 26 de agosto de 1743, filho de Jean Antoine, procurador no Parlamento de Paris, e Emilie Punctis, filha de um juiz do



Parlamento, que faleceu quando Lavoisier tinha apenas 5 anos. Durante sua infância e adolescência, ele e a irmã viveram cercados pelos carinhos e cuidados de sua tia materna Constance e da avó Mme. Punctis.

Estudou no Colégio Mazarin e, em 1764, licenciou-se em Direito, parecia estar seguindo os passos de seu pai, seu sucesso como advogado estava crescendo. O problema era que ele amava a Ciência mais do que a lei, assim, decidiu dedicar sua vida à ela, entregando-se a cursos de professores renomados, entre os quais o químico Guillaume François Rouelle (1703-1770), e Etienne Bonnot de Marly de

Condillac (1715-1780), com o qual Lavoisier aprendeu os princípios de lógica que embasaram a construção do seu tratado.

Aos vinte anos, iniciou sua primeira pesquisa, que consistia em registrar as leituras do barômetro três ou quatro vezes ao dia, talvez porque na época houvesse a necessidade de descobrir o motivo pelo qual a pressão atmosférica mudava de acordo com

a altitude e influenciava o clima, e o barômetro era o aparelho mais indicado e preciso. O químico Dalton iniciou sua carreira científica da mesma maneira. Lavoisier continuou a registrar a pressão barométrica de Paris e até mesmo de outras províncias durante toda a sua vida. O fascínio pela meteorologia e os estudos de fenômenos climáticos levou-o a estabelecer algumas relações para prever o tempo ainda na década de 1760. Infelizmente, ele morreu antes que pudesse reunir todos os seus registros e submetê-los a uma análise crítica, caso contrário, o mundo poderia ter aprendido sobre anticiclones e depressões secundárias setenta anos antes.

Em 1768, o nome de Lavoisier é proposto pelos membros da Academia para ocupar um posto deixado disponível com a morte do químico Baron, entretanto o escolhido pelo rei foi o mineralogista Gabriel Jars. Acatando a vontade dos acadêmicos, criou, excepcionalmente, um posto de acadêmico adjunto para Lavoisier até que surgisse outra vaga. Era uma grande honra para alguém tão jovem como Lavoisier, pois os candidatos, geralmente, eram homens maduros, com um passado científico valioso ou que tivessem contribuído para o bem do Estado com uma obra prática.

No mesmo ano, em março de 1768, Lavoisier passa a fazer parte da *Ferme Générale*<sup>1</sup>, também na qualidade de adjunto. Nesse período, o Estado concedia a uma companhia privada, os *Fermiers Généraux*, a arrecadação dos impostos indiretos em troca de uma soma fixa que deveria ser repassada ao governo. As transações entre a empresa e a Coroa estavam nas melhores linhas financeiras modernas à época, e eram convenientes para o governo, pois além de garantir uma receita regular, isentavam-no da responsabilidade e do ódio da arrecadação de impostos. Dessa forma, os fazendeiros<sup>2</sup> fizeram fortunas principescas e o povo pagou.

Lavoisier, ao entrar para a *Ferme Générale*, não colocou uma quantia em dinheiro que lhe desse direito para adesão plena e um rendimento desse fim. Ele comprou um terço de ação de um fazendeiro idoso, Baudon, que tinha setenta anos e pensava em se aposentar. Essa aquisição lhe custou 520.000 libras, Lavoisier dispunha de 340.000 libras, a maior parte da fortuna deixada por sua mãe, e seu pai lhe emprestou o restante.

---

<sup>1</sup>A *Ferme Générale* foi uma instituição terceirizada de operação alfandegária que, por meio de um sistema altamente impopular, controlava a cobrança de impostos especiais de consumo e impostos indiretos. Os *fermiers généraux*, como eram chamados os administradores tributários, coletavam taxas em nome do rei (mais taxas de bônus para si), sob contratos renováveis de seis anos.

<sup>2</sup>A palavra inglesa "fazendeiro" no sentido de "produtor agrícola" é derivada da palavra francesa *fermier* que significa "arrendatário" (de um negócio agrícola ou qualquer outra coisa). Inicialmente, a palavra "fazendeiro" designava na Inglaterra apenas os produtores agrícolas que não eram os proprietários das terras que cultivavam. Posteriormente, "agricultor" tornou-se o termo genérico de todos os empresários agrícolas, independentemente de possuírem ou não o solo cultivado.



Nos seis anos seguintes ao contrato, ele foi capaz de avançar sua parte para metade da ação e, em 1779, com a morte de Baudon, ele passou a ter uma participação completa no rendimento da empresa.

A essa altura, Lavoisier já havia formado uma família com Marie-Anne Pierrette Paulze (figura 1). Ela era filha de outro membro da empresa de coleta de impostos onde Lavoisier trabalhava, e tinha apenas 13 anos quando se casaram em 1771. Logo após o casamento, Marie Anne começou a se interessar pelo trabalho do marido, o que a levou a estudar química e habilidades de laboratório, instruída por Jean Baptiste Bucquet, colaborador e seguidor de Lavoisier. Marie Anne também dominava outras línguas, conhecia muito bem o latim e o inglês, o que lhe permitiu traduzir muitos trabalhos químicos ingleses para o francês, contribuindo para que Lavoisier e os seus colegas estudassem os trabalhos de cientistas ingleses. Na época, algumas pessoas achavam que ele estava roubando as ideias dos trabalhos que lia, porém isso o ajudou a aprender coisas novas, a reproduzir experimentos. Ler o trabalho de outros cientistas tornou-se um novo padrão, e hoje é uma parte importante no desenvolvimento da pesquisa científica.

**A visão de ciência, na época, tinha como essência a observação e a descrição dos fenômenos naturais e, como fim, a manipulação e transformação da natureza. Lavoisier foi pioneiro no método experimental pautado na precisão das medidas, e acreditava no progresso através do avanço da ciência.**

Marie Anne fez algumas contribuições para a química que podemos atribuir diretamente a ela. Uma de suas contribuições mais notáveis aparece no “Tratado Elementar de Química” de Lavoisier. Toda a instrumentação laboratorial e equipamentos utilizados por Lavoisier para o Tratado Elementar de Química foram desenhados por Marie Anne e evidenciam sua atenção rigorosa aos detalhes. Madame Lavoisier criou muitos esboços e desenhos de instrumentação e experimentos que ocorreram no laboratório. Seus esboços estão entre os melhores da época e são úteis na datação de equipamentos e técnicas de laboratório. Outra contribuição importante de Marie Anne foi a tradução do texto "Ensaio sobre o Flogístico", de Richard Kirwan, do inglês para o francês, o que possibilitou que Lavoisier e seus colegas conseguissem refutar a Teoria do Flogístico. Vale ressaltar que mesmo após a morte de Antoine, Marie Anne editou e

publicou as memórias dele cuja introdução ela mesma escreveu, além de dar continuidade aos estudos científicos, contribuindo para o desenvolvimento das ciências.

Figura 1: Pintura de Marie Anne Paulze e Antoine Lavoisier, de Jacques Louis David, 1788.



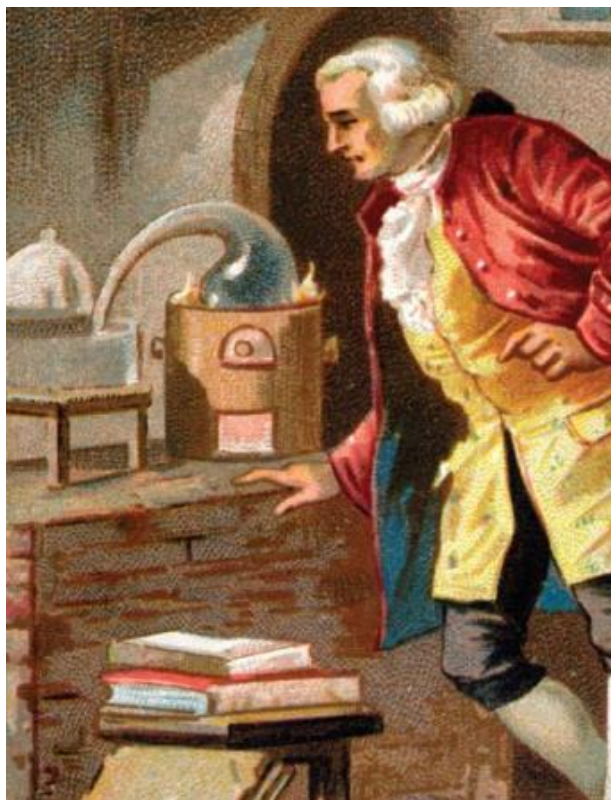
Fonte: metmuseum.org

Em 1775, Lavoisier começou a trabalhar para a Comissão de Pólvora Nacional, o que lhe permitiu criar um excelente laboratório para seus experimentos. Seu laboratório e sua casa também se tornaram lugares importantes para os cientistas se reunirem. As pessoas que visitavam a casa e o laboratório de Lavoisier falavam sobre ciência e política. Lavoisier acreditava que a França precisava ser reformada e se juntou a um comitê organizado para fazer a diferença. O comitê propôs novos impostos e sugeriu mudanças para hospitais e prisões, na tentativa de facilitar a vida das pessoas, mas não adiantou, o país caminhava para a revolução.

Durante sua vida como cientista, Lavoisier se dedicou a vários trabalhos importantes, e chegou a conclusões fantásticas. Um deles, consistiu em colocar um pedaço de ferro em um recipiente hermeticamente fechado, o qual ele determinou a massa utilizando uma balança. Depois, levou o recipiente a um forno de alta temperatura e, em seguida, pesou-o novamente. Para sua surpresa, não houve alteração na massa, apesar de o metal ter-se combinado com o oxigênio do ar, formando um óxido (ferrugem). A

experiência foi repetida várias vezes, com diferentes reações, e sempre medindo a massa das substâncias a serem testadas e a massa dos resultados obtidos utilizando balanças. A conclusão foi que a massa das substâncias que entram numa reação química é sempre igual à das substâncias que resultam do processo. Ele provou que a matéria nunca é perdida ou ganha. Mesmo quando algo novo é feito, a massa permanece a mesma, isto é, a massa se conserva. Assim, ficou estabelecido o Princípio da Conservação da Massa, como ele fez isso mudou a química para sempre.

Figura 2: Lavoisier em seus experimentos sobre a Conservação das Massas.



Fonte: <https://www.gettyimages.pt/fotos/>

Em 1783, Lavoisier sintetizou a água. Utilizando um grande frasco, misturou oxigênio e hidrogênio e desencadeou a reação através de uma centelha elétrica. Pouco mais tarde, conseguiu realizar o processo inverso. Fez passar água muito lentamente por um cano de espingarda aquecido ao rubro e cheio de limalha de ferro. Pela ação do calor, o oxigênio da água oxidava a limalha de ferro, ficando retido no caminho, enquanto o hidrogênio escapava livre pelo outro lado.

O diferencial de Lavoisier não estava no ineditismo de suas experiências, pois muitas foram inspiradas ou mesmo diretamente reproduzidas de trabalhos publicados por outros cientistas, mas a originalidade e as conclusões que ele soube tirar nas interpretações eram geniais.

O químico inglês Joseph Priestley (1733-1804), por exemplo, era um trabalhador incansável, realizava vários experimentos em diversas direções. Seu caderno de anotações está cheio de expressões do tipo: “Mal podia eu esperar”, “qual não foi minha surpresa”, “por mero acaso tentei”, etc. Priestley isolou o oxigênio antes de Lavoisier e comunicou-lhe pessoalmente a descoberta numa visita a Paris, acreditando ter descoberto “ar desfligistificado”. Lavoisier reproduziu o experimento e realizou outros concluindo

acertadamente que se tratava do oxigênio. De modo semelhante, Lord Cavendish, dono de uma imensa riqueza, passava a vida isolado no laboratório. Ele realizou a síntese da água, numa experiência feita diante de seu auxiliar, Blagden, que logo contou a novidade a Lavoisier. Cavendish, entretanto, nunca chegou à interpretação adequada, ele acreditava que o hidrogênio era “puro flogisto” devido à sua grande capacidade de combustão.

Figura 3: Lavoisier em seu laboratório



Fonte: <https://www.sciencephoto.com>

Um dos primeiros cientistas franceses a aderir às novas ideias de Lavoisier foi Louis Berthollet, que havia descoberto a possibilidade de produzir explosivos a partir do clorato de potássio. Não demorou muito, vieram se juntar a ele Antoine de Fourcroy, conferencista e escritor brilhante, e Guyton de Morveau, considerado, até então, o maior químico da França. Os quatro se reuniam no Arsenal de Paris, fábrica e depósito de pólvora, cujo responsável, desde 1775, era Lavoisier.

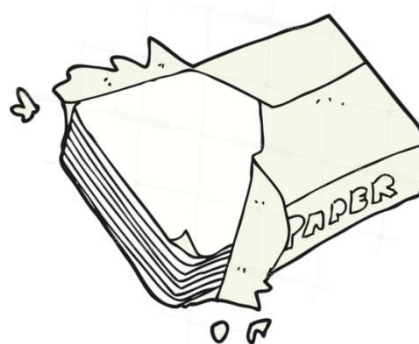
Ao longo de oito meses, Lavoisier, Berthollet, Fourcroy e De Morveau trabalharam juntos numa nomenclatura química de acordo com os conhecimentos aos quais tinham acesso. Foi então que surgiram os nomes oxigênio e hidrogênio e as grandes categorias que permanecem até hoje, como óxidos, sulfatos, ácidos, bases etc. Para esse trabalho, os cientistas tomaram como exemplo os conceitos de classes e espécies que eram usados na nomenclatura botânica desde a metade do século XVIII.

O ano de 1789 foi um marco na vida de Lavoisier, tanto para sua glória quanto para sua desgraça. Foi o ano em que ele lançou seu Tratado Elementar de Química, uma das maiores revoluções científicas de todos os tempos, e também o ano em que os franceses tomaram a fortaleza da Bastilha, iniciando a Revolução Francesa.

Em novembro de 1793, a Convenção decretou a prisão de todos os “Fermers”, e Lavoisier foi levado como prisioneiro. Ele foi então enviado para o Tribunal Revolucionário, e em 8 de maio de 1794, ele foi condenado e guilhotinado no mesmo dia.

## Situação de Aprendizagem

Quantos grãos de feijão há no pote? Qual a massa de uma folha de papel A4?



**Dica:** Para resolver este problema você poderá utilizar a balança que julgar adequada, e a partir daí traçar uma linha de raciocínio para encontrar as respostas.

1. Qual é a massa do pote vazio?
2. Qual é a massa de um grão de feijão? A balança que você utilizou consegue medir?
3. Experimente verificar a massa de um conjunto de 10 grãos. Qual é o valor encontrado?
4. Qual é a massa do pote com os feijões?
5. Observando as questões anteriores, diga quantos feijões há no pote. Mostre seu raciocínio.
6. Qual é a massa de 1 folha de papel? A balança que você utilizou consegue medir?
7. Experimente medir a massa de um conjunto de 10 folhas de papel. Qual é o valor encontrado?
8. Há diferença ao medir a massa das folhas abertas ou dobradas? Caso exista, a que pode ser atribuída essa diferença?
9. Com esses valores é possível calcular a massa de 1 folha? Mostre seu raciocínio.
10. Qual a relação entre esta atividade e o trabalho desenvolvido por Lavoisier?

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Devem ser apresentados aos alunos um pote de vidro cheio de grãos de feijão e algumas folhas de papel A4. Eles devem prever a quantidade de grãos de feijão no pote e a massa de 1 folha de papel utilizando para isso uma balança adequada.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Esvaziar o pote e pesá-lo, colocar os grãos de feijão para saber sua massa total e em seguida pesar 1 grão para saber sua massa.
- ❖ Dividir a massa total pela massa de 1 grão para estimar a quantidade de grãos presentes no pote.
- ❖ Usar o mesmo raciocínio para a folha de papel. Pesquisar certa quantidade de folhas juntas dobradas, contando-se a quantidade.
- ❖ Em seguida, dividir a massa das folhas pela quantidade para se descobrir a massa de uma unidade.

## Situação de Aprendizagem

### Que unidades de medidas são estas?

Leia a resenha do capítulo IX do livro “Tratado elementar de Química” de Lavoisier, que segue anexo (página 16), identifique e descreva as quantidades usando unidades de medidas do Sistema Internacional.

**Dica:** Para resolver este problema, observe e utilize adequadamente os seguintes dados para conversão de medidas – 1 libra = 453,6 g / 1 onça = 31,25 g / 1 grão = 0,0648 g / 1 gros = 3,9 g

1- No decorrer do capítulo IX, Lavoisier descreve várias reações ligadas a diferentes espécies de combustão. Identifique e represente cada uma por meio de uma equação.

2- Você considera o que fez fácil ou difícil? Por quê?

---

---

3- Agora, descreva as quantidades de reagentes e produtos em uma unidade de medida usual nos nossos dias.

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Por meio da resenha e de algumas tabelas do capítulo 9 do livro “Tratado Elementar de Química”, analise e compare, juntamente com os alunos, as grandezas físicas e unidades de medida apresentadas, destacando o ano da publicação, justificando dessa maneira as características da escrita.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Utilizando os fatores de conversão apresentados na “Dica”, represente as reações descritas no capítulo IX por meio de uma equação para cada uma.
- ❖ Descreva as quantidades de reagentes e produtos em uma unidade de medida usual do Sistema Internacional de Unidades (SI).



O Capítulo 1 apresenta as grandes contribuições de Lavoisier para o desenvolvimento da Estequiometria e, conseqüentemente, da Química Moderna. O seu trabalho ficou marcado pelo caráter experimental e por características como a alta precisão nos dados experimentais, sistematizando o uso da balança. Dessa forma, Lavoisier passou a definir a matéria por sua propriedade de possuir uma massa determinada e enunciou a Lei da Conservação das Massas. Em suas pesquisas mais importantes, Lavoisier dedicou-se a um conhecimento científico da natureza daqueles elementos que, desde a antiguidade, eram considerados insuscetíveis de análise científica: a terra, a água, o ar e o fogo. Assim, as Situações de Estudo propostas tiveram por objetivo explorar habilidades para que o aluno seja capaz de apropriar-se de conhecimentos da Química para, em situações-problema, interpretar, avaliar e planejar intervenções científico-tecnológicas.



## Anexo 1

## TRATADO ELEMENTAR DE QUÍMICA - Resenha Capítulo IX

Lavoisier, A. L. Tratado Elementar de Química (1789). Trad. Laís dos Santos Pinto Trindade. São Paulo: Editora Madras, 2007.

O capítulo IX do livro Tratado Elementar de Química apresenta dados de resultados experimentais realizados por Lavoisier na sua investigação da quantidade de calórico que era liberado das diferentes espécies de combustão. No decorrer do capítulo, o texto mostra claramente que foram realizadas várias tentativas para cada experimento, e que em cada uma dessas tentativas, Lavoisier registrou atentamente e precisamente as quantidades de compostos que participaram das reações das várias combustões. Observe os registros nas tabelas, e a forma como ele as apresentou.

<b>Combustão do Fósforo</b>				
	libras	onças	gros	grãos
Quantidade de fósforo queimado:	1	>>	>>	>>
Quantidade de gás oxigênio necessária para a combustão:	1	8	>>	>>
Quantidade de ácido fosfórico obtido:	2	8	>>	>>

<b>Combustão do Carvão</b>				
	libras	onças	gros	grãos
Quantidade de carvão queimado:	1	>>	>>	>>
Quantidade de gás oxigênio absorvido durante a combustão:	2	9	1	10
Quantidade de ácido carbônico formado:	3	9	1	10

<b>Combustão do Gás Hidrogênio</b>				
	libras	onças	gros	grãos
Quantidade de gás hidrogênio queimado:	1	>>	>>	>>
Quantidade de gás oxigênio empregado para a combustão:	5	10	5	24
Quantidade de água formada:	6	10	5	24

**Combustão da Vela**

Depois de ter examinado alguns casos de combustões simples, vou dar exemplos de combustões compostas; começo pela cera.

Uma libra dessa substância, queimando no aparelho para gelo, destinado a mensurar a quantidade de calórico, derrete 133 libras, 2 onças, 5 gros e 1/3 de gelo.

Ocorre que uma libra de cera, segundo as experiências que relatei, *Memória da Academia*, ano 1784, página 606, contém:

	Onças	gros	grãos	
Carvão:	13	1	23	
Hidrogênio:	2	6	49	
				Libras de gelo
As 13 onças, 1 gros e 23 grãos de carvão, segundo as experiências a seguir relatadas, devem derreter:				73,39390
As 2 onças, 6 gros e 49 grãos de hidrogênio devem derreter:				52,37605
				Total 131,76995

**Combustão do Óleo de Oliva**

Fechamos em um aparelho comum um bulbo que continha uma quantidade de óleo de oliva bem conhecido. Terminada a experiência, determinamos exatamente o peso do óleo consumido e o do gelo que tinha sido derretido; o resultado foi que 1 libra de óleo de oliva, ao queimar, pode derreter 148 libras, 14 onças e 1 gros de gelo.

Mas 1 libra de óleo de oliva, segundo as experiências que relatei, *Memórias da Academia*, ano 1784, e de que se achará um trecho no capítulo seguinte, contém:

	Onças	gros	grãos	
Carvão:	12	5	5	
Hidrogênio:	3	2	67	
				Libras de gelo
A combustão de 12 onças, 5 gros e 5 grãos de Carvão só deveria fundir:				76,18723
E a de 3 onças, 2 gros e 67 grãos de hidrogênio:				<u>62,15053</u>
				Total 138,33776
				Derreteram-se 148,88330
A liberação de calórico, portanto, formou uma quantidade equivalente a:				10,54554

**PARA SABER MAIS**

Acesse o site <https://www.sciencehistory.org/> para ter acesso à biografia e à trabalhos de Lavoisier e dos demais cientistas, e outras informações relacionadas à História da Ciência.

# CAPÍTULO 2 – Richter, o pai da Estequiometria

# Feitos científicos

## Jeremias Benjamin Richter

Jeremias Benjamin Richter, químico alemão, nasceu em Hirschberg em 10 de março de 1762. Richter se formou no Hirschberg Gymnasium e, em 1778, juntou-se ao corpo de engenharia do exército prussiano. Ele dedicou seu tempo livre a estudar química e, depois de sete anos, deixou o exército para entrar na Universidade, estudando matemática e filosofia e, provavelmente, assistiu às palestras de Immanuel Kant. Obteve o doutorado em 1789 por meio da tese “O uso da matemática na Química”, em que ele estabeleceu a determinação da gravidade específica<sup>3</sup> de várias substâncias, tanto compostos como soluções, e tentou determinar o peso do flogisto.



Richter, então, foi para Gross-Ober-Tschirnau, onde estabeleceu um laboratório e se apoiou em pesquisas químicas e na fabricação de aerômetros<sup>4</sup>. No ano de 1795, tornou-se secretário e avaliador do Oberbergamt, indústria de mineração em Breslau, e, em 1798, foi a Berlim, onde se tornou químico na Royal Porcelain Works, fábrica de porcelana real. Nunca teve uma posição acadêmica, nunca se casou e morreu de tuberculose aos quarenta e cinco anos, em 4 de abril de 1807.

---

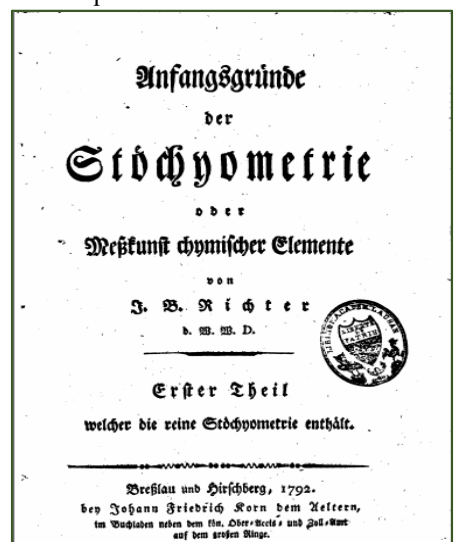
<sup>3</sup>Densidade relativa ou gravidade específica é a razão entre a densidade de uma substância e a densidade de um dado material de referência. A expressão "gravidade específica" geralmente significa uma densidade relativa com respeito à água.

<sup>4</sup>Um aerômetro é um instrumento projetado para medir a densidade do ar e alguns gases. A palavra aerômetro refere-se a vários tipos de dispositivos para medir ou manusear gases.

Apesar da brevidade de sua vida e das dificuldades financeiras crônicas, Richter conseguiu manter um programa de investigações experimentais que produziu resultados significativos. Ele os relatou em numerosas memórias, bem como nos três volumes de “Razões iniciais de Estequiometria ou medição de elementos” (1792-1794) e onze pequenos volumes intitulados “Sobre os objetos mais recentes em Química”, publicados entre 1791 e 1802. Ele, também, era um membro correspondente da Revista Alemã Grande Sociedade Britânica (Gross-britannische Societät) e das academias de Munique e São Petersburgo.

Ao longo de sua carreira, a química de Richter foi moldada por sua firme

Figura 4: Capa do livro “Razões iniciais de Estequiometria”



Fonte: <https://books.google.com.br/>

convicção de que todos os processos químicos são baseados em leis matemáticas, ele acreditava que toda ciência verdadeira é matemática aplicada. A visão de Richter levou-o ao novo conceito de estequiometria, que consta na introdução de sua tese, na qual ele afirmou que a matemática pode ser estendida a todas as áreas da ciência e da arte em que algo pode ser medido. A química deve, portanto, ser especialmente acessível à matemática, porque seu problema básico é determinar as proporções exatas dos componentes de cada composto.

Essa ideia também aparece no prefácio do “Razões iniciais de Estequiometria” (Figura 4), no qual Richter escreveu que

Todas as ciências preocupadas com as grandezas pertencem à matemática. A razão pela qual tão pouco progresso é feito neste ramo é que os químicos raramente se ocupam com matemática e os matemáticos não sentem nenhum chamado para conquistar a arte da medição no campo da química (Volume I, parte, 1, p. 121).

Assim, Richter prosseguiu para definir sua nova especialidade, estequiometria, como “a ciência de medir as proporções quantitativas ou proporções de massa nas quais os elementos químicos se conectam uns aos outros”. Ele deu à sua teoria uma base teológica em uma citação da Sabedoria de Salomão, que ele colocou na página de rosto

da quarta parte do seu livro “Novos itens”: “*Mas tu [Deus] fizeste todas as coisas, em medida, número e peso*”. Fiel a essa palavra, Richter dedicou toda a sua vida a pesquisar as leis de acordo com as quais os números químicos são combinados por “medida, número e peso”. Esse trabalho teve prioridade sobre todas as suas outras pesquisas, que estavam relacionadas com a química dos metais, e foi o assunto da maioria dos seus escritos.

Os experimentos que levaram Richter à lei da neutralidade surgiram de seu interesse em determinar as proporções combinadas de compostos. Ele havia observado que as soluções de acetato de cálcio ( $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ ) e tartarato de potássio ( $\text{K}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ) permanecem neutras ao serem misturadas, enquanto o tartarato de cálcio ( $\text{CaC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ) é precipitado e o acetato de potássio ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{KO}_2$ ) permanece em solução e estabeleceu que os diferentes ácidos seguem proporções correspondentes com diferentes bases para se neutralizarem. Em 1791, descreveu esse fenômeno e afirmou que a neutralização deveria ocorrer em todas as decomposições químicas por dupla afinidade, na medida em que os compostos usados na decomposição são eles próprios neutros. No ano seguinte, escreveu que, quando duas soluções neutras são misturadas e ocorre a decomposição, os produtos resultantes são neutros quase sem exceção. Ele tirou duas conclusões disso, primeiro, que os compostos (para os quais ele usou a palavra "elementos", referindo-se a ácidos e bases) devem "ter entre si uma certa razão fixa de massa", de modo que as composições dos produtos resultantes podem ser calculadas matematicamente daqueles das substâncias que interagem. E, segundo, que

se os pesos das massas de dois compostos neutros que se decompõem um ao outro para dar um produto neutro são **A** e **B**, e se a massa do um elemento em **A** é **a**, e a do mesmo em **B** é **b**, então as massas dos elementos em **B** são **B - b** e **b**. As proporções das massas de elementos nos compostos neutros antes da reação são **(A - a) : a** e **(B - b) : b**; após a decomposição, no entanto, as massas dos novos produtos formados são **a + (B - b)** e **b + (A - a)**, e as proporções das massas dos elementos são **a : (B - b)** e **b : (A - a)**. Se, portanto, a relação das massas nos compostos **A** e **B** é conhecida, isso nos novos produtos formados é também conhecido [Anfangsgründe der stöchyometrie, I, 1, 124].

Em síntese, as quantidades de diferentes bases necessárias para neutralizar um dado ácido formavam uma progressão aritmética e as quantidades de ácidos que neutralizam uma dada base formavam uma progressão geométrica e, ainda, que

conhecendo-se as massas dos compostos que reagiam, era possível prever as massas dos produtos formados.

Richter apresentou esta lei (que havia sido antecipada por Guyton de Morveau em 1787) em 1795. Na busca de evidências empíricas, fez pesquisas quantitativas para determinar a proporção em que um número de óxidos (incluindo os de alumínio, magnésio, cálcio, estrôncio e bário) e um número de bases (amônia, potássio e sódio) se misturam com os ácidos clorídrico, sulfúrico, nítrico ou fluorídrico. Ele também determinou os pesos equivalentes<sup>5</sup> de vários metais e óxidos metálicos e de ácidos crômico ( $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ ), molibdico ( $\text{MoO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) e túngstico ( $\text{WO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ). Em 1797, ele estabeleceu que os sais metálicos também estão sujeitos à lei da neutralidade na decomposição mútua.

De suas experiências com metais que se dissolvem em pesos fixos de ácido a sais neutros, Richter foi levado a concluir que a quantidade de oxigênio em qualquer base é a mesma necessária para saturar uma quantidade constante de ácido. Ele aplicou o princípio da manutenção da neutralidade para estabelecer que, quando um metal precipita outro de um sal neutro, as quantidades de ambos os metais que se dissolverão na mesma quantidade de ácido se unirão com quantidades idênticas de oxigênio para formar óxidos.

Richter publicou suas primeiras pesquisas estequiométricas como descrições gerais. De sua suposição básica de que a química é um ramo da matemática aplicada, ele ofereceu seus resultados como verdades matemáticas inatacáveis e não incluiu relatos de seu trabalho experimental até que publicou, em 1793, o segundo volume de "Fundamentos", no qual também ofereceu suas primeiras especulações sobre a série de massas. Ele partiu da noção de que as proporções combinadas em um composto formam séries aritméticas ou geométricas e, quando seus dados não confirmavam tais relações numéricas, eventualmente, manipulava os resultados de maneira favorável às relações de forma arbitrária. Ele afirmou sua crença sucintamente no prefácio deste volume, tomando como um dado que "as afinidades duplas prosseguem em progressão aritmética, e após observações exatas dificilmente é possível resistir à noção de que todo o sistema químico consiste em tais progressões".

---

<sup>5</sup> O peso equivalente é a massa de um equivalente, isto é, a massa de uma dada substância que combinará ou deslocará uma quantidade fixa de outra substância. O peso equivalente de um composto pode ser calculado dividindo o peso molecular pelo número de cargas elétricas positivas ou negativas que resultam da dissolução do composto.

As pesquisas adicionais de Richter sobre estequiometria foram publicadas em sua coleção “Novos objetos”, começando com o Volume VI (1796). Ele desenvolveu uma série de massas para os ácidos fluorídrico, clorídrico, sulfúrico e nítrico, de acordo com sua capacidade de neutralizar a magnésia, a cal e a barita, e estabeleceu uma progressão geométrica a partir de seus resultados, também publicou uma série geométrica que engloba os ácidos carbônico, sebácico, oxálico, fórmico, succínico, acético, cítrico e tartárico, dos quais ele escreveu que:

Sem me expor à acusação de malabarismo, descobri, guiado pela analogia da experiência, que o ácido carbônico, assim como os sete ácidos que contêm carbono, que foram examinados do ponto de vista da estequiometria, são termos de uma progressão geométrica, que difere da progressão anterior em que os expoentes dos poderes aumentam na ordem usual dos números; enquanto, ao contrário, a progressão aritmética que os álcalis produzem com esses ácidos mantém sua forma inalterada [Neuern Gegenstände, VI, v-vi].

Mais uma vez, há termos faltando na série de massas desses ácidos, e Richter supõe que correspondam a ácidos desconhecidos contendo carbono. Ele generalizou as diferenças que encontrou na série de massas de certos grupos de bases e ácidos para aplicar a todas as bases e ácidos conhecidos e concluiu que os pesos equivalentes das bases seguem uma série aritmética, enquanto os pesos equivalentes dos ácidos progredem geometricamente, mas não há registros em que ele explique o motivo dessa relação.

Apesar de toda a sua sistematização, Richter nunca deu uma declaração totalmente generalizada de sua lei de proporção equivalente, talvez por não ter muitas habilidades com a escrita, dificultando assim a leitura e interpretação dos seus trabalhos. Restou a Ernst Gottfried Fischer, professor de física e matemática no “Gymnasium zum Grauen Kloster” de Berlim<sup>6</sup>, dar um resumo claro do trabalho de Richter. Em sua tradução de 1802 de “Pesquisas sobre as leis da afinidade”, de Berthollet, Fischer coletou e confrontou os valores numéricos de Richter e os combinou em uma única tabela de pesos equivalentes. Essa tabela continha treze ácidos e oito bases, todos referenciados ao padrão único de 1.000 partes de ácido sulfúrico, o mesmo padrão que o próprio Richter usara consistentemente. Ao mesmo tempo, Fischer criticou a série de massas de Richter como hipóteses inaceitáveis, ecoando a crítica do filósofo kantiano Jakob Friederich Fries.

---

<sup>6</sup>Um ginásio é um tipo de escola de ensino secundário existente em alguns países. Por analogia, “ginásio” também se refere ao ensino realizado, o que nos dias de hoje corresponderia ao Ensino Fundamental.

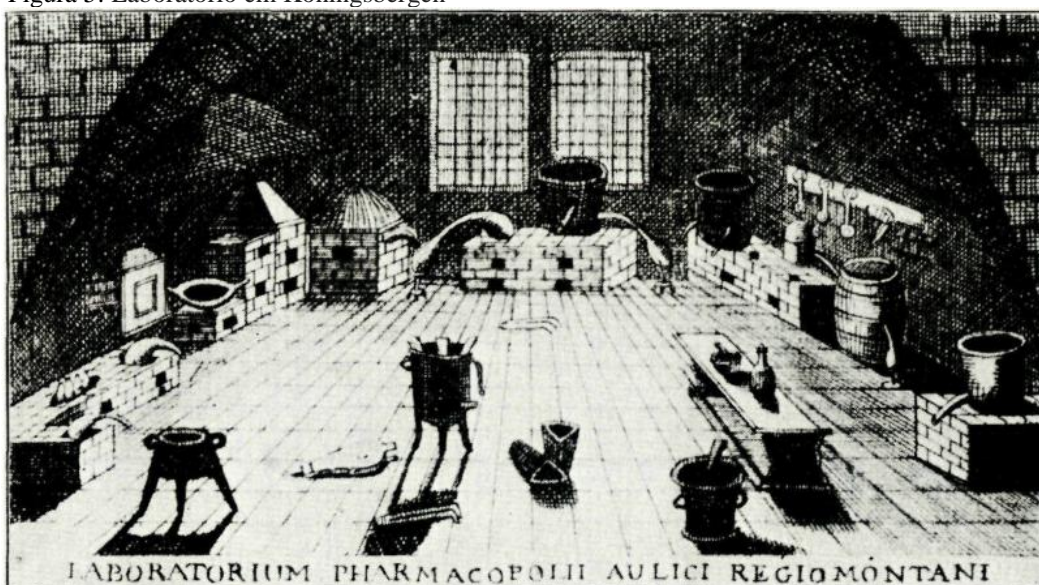


O trabalho de Fischer foi responsável pela disseminação do trabalho de Richter. Berthollet usou-o no seu “Teste de Química Estática” (Essai de statique chimique) de 1803, e Thomas Thomson incorporou-o na edição de 1807 do seu “Sistema de Química”. O próprio Richter reconheceu o valor da compilação de Fischer e, em 1803, publicou uma tabela mais completa, contendo os pesos equivalentes de dezoito ácidos e trinta bases. Embora os livros de Berthollet e Thomson recebessem ampla circulação, o de Richter não recebia, todos criticaram os aspectos especulativos de seu trabalho e sua escrita, enquanto elogiavam seus métodos experimentais.

Além de suas próprias publicações, Richter contribuiu, entre 1803 e 1805, com artigos importantes sobre oxigênio, luz, neutralidade, estequiometria e oxidação, “Dicionário de mão de Química” projetado com as mais recentes descobertas, que ele editou a partir do Volume III em diante. Entre seus outros trabalhos, Richter anunciou, em 1805, sua descoberta de um novo metal em minérios de níquel, que ele chamou de “niccolanum”. Descobriu-se, posteriormente, que essa substância não era nova, mas sim um níquel bastante impuro, contendo cobalto, ferro e arsênico.

O significado de sua estequiometria não foi reconhecido por vários anos, e seus resultados praticamente não influenciaram o desenvolvimento da química até depois da aceitação da teoria atômica de Dalton.

Figura 5: Laboratório em Koningsbergen



Fonte: C.G.Hagen, livro didático de Arte Botânica, 1778

## Situação de Aprendizagem

**Será que a Soda Cáustica comercializada nos supermercados é pura? Como podemos determinar?**

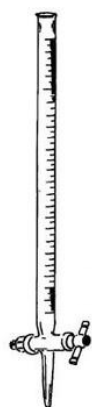
### AULA PRÁTICA: DETERMINAÇÃO DO GRAU DE PUREZA DA SODA CÁUSTICA COMERCIAL- TITULOMETRIA

Desentupir ralos e pias, fazer sabão e auxiliar na limpeza pesada são alguns usos cotidianos para a soda cáustica que pode ser adquirida no supermercado. A exemplo de outras substâncias como o álcool, é possível saber se o produto adquirido é 100% soda ou se há mistura?

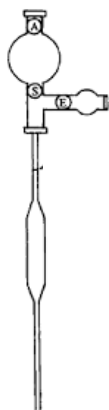
Para propor uma solução realizaremos um experimento de neutralização no qual utilizaremos uma solução conhecida de HCl (ácido clorídrico) e uma solução preparada com a soda comercial. Realizar experimentos em Química, demanda medidas de segurança e conhecimentos procedimentais, por isso, descrevemos o procedimento que deve ser seguido.

#### Materiais

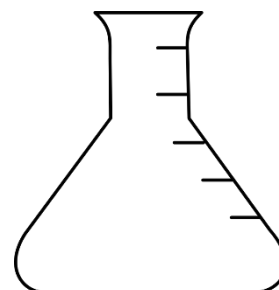
- 1 bureta de 25 mL



- 1 pipeta volumétrica de 10mL com pera de borracha



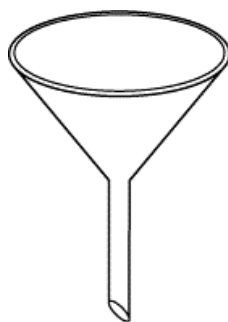
- 1 erlenmeyer de 250mL



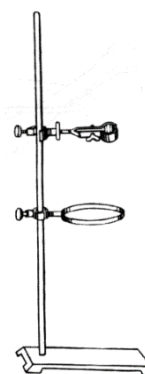
- 2 béqueres de 100 mL



- 1 funil de vidro



- 1 suporte para garra



- Solução de soda cáustica comercial (C= 4,0 g/L)
- Solução de HCl 0,1N
- Indicador metilorange

### Procedimento

- Descreva a reação entre a soda (NaOH) e o ácido clorídrico HCl, representando-a por meio de uma equação.
- Como preparar a solução de soda cáustica comercial a 4 g/L? Quais hipóteses devem ser feitas?
- Como obter a solução 0,1 N de HCl a partir da solução 1N?
- Com o auxílio de um béquer, medir 40mL de HCl 0,1N e com o auxílio de um funil, transferir para a bureta.
- Observar se não há bolhas de ar na bureta, e zerar. Por que não pode haver bolhas de ar? Por que a calibração (o zerar no equipamento) é feita?
- Em dois erlenmeyers, pipetar em cada um 10ml de solução de soda cáustica a ser titulada. Adicionar em cada erlenmeyer 1 gota de indicador metilorange e aproximadamente 50 mL de água destilada (escorrendo pelas paredes do recipiente).
- Iniciar a titulação: com a mão esquerda, abrir a torneira da bureta, e com a mão direita, segurar o erlenmeyer, agitando continuamente.
- Fechar a torneira da bureta, no instante em que ocorrer a mudança de coloração do indicador, de amarelo para rosa (ponto de viragem).
- Fazer a leitura na bureta do volume gasto de HCl, e anotar.
- Repetir a titulação com o segundo erlenmeyer e anotar o volume gasto de HCl. Comparar os volumes gastos de HCl.
- Fazer os cálculos para determinar a porcentagem de NaOH na solução.

### Conceitos e procedimentos importantes para a condução do experimento

#### a) Titulometria

Análise volumétrica ou volumetria: processo de análise quantitativa, que determina a concentração de uma solução através de um volume de solução de concentração conhecida.

$$\text{Equação fundamental da titulometria: } N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

Titulação: processo que determina, em laboratório, a normalidade ou a concentração desconhecida de uma solução.

Ponto de equivalência: determina o final de uma reação, ou o momento em que o titulado reagiu completamente com o titulante.

Indicadores: substâncias que indicam o ponto de equivalência (ou ponto final) de uma reação através da mudança de coloração.

#### Volumetria de neutralização

Acidimetria: é a determinação da concentração de um ácido através de uma base de concentração conhecida.

Alcalimetria: é a determinação da concentração de uma base através de um ácido de concentração conhecida.

Teor de pureza: é a percentagem da massa da substância pura em relação à massa total da amostra.

### Questionário

- 1) Calcule a massa de NaOH considerando o resultado da titulação.
- 2) Calcule a normalidade da solução de soda cáustica, utilizando a equação fundamental da volumetria e o resultado experimental obtido.
- 3) Calcule a massa correspondente de NaOH da solução de soda cáustica titulada.
- 4) Calcule a % de NaOH na solução utilizada.
- 5) Qual o teor de pureza do NaOH?
- 6) Qual a razão de escorrermos gota a gota o HCl no erlenmeyer?
- 7) Desejamos obter a partir dessa soda cáustica comercial 10 g de NaCl. Qual quantidade da solução de NaOH é necessária?

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Leve os alunos ao laboratório, divida-os em grupos, e entregue uma cópia do roteiro a cada grupo, explicando a função das vidrarias e o momento em que serão utilizadas. Oriente os alunos a seguirem os procedimentos conforme o roteiro e acompanhe a execução.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Com o roteiro em mãos, os alunos devem, antes de tudo, calcular as concentrações molares de HCl e NaOH. Seguir os procedimentos descritos no roteiro.

- ❖ Para realizar o cálculo da normalidade utilizar a equação

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2.$$

- ❖ Calcular a massa correspondente de NaOH da solução de soda cáustica titulada, utilizando a fórmula da normalidade  $N = \frac{n_{\text{Eqg}_1}}{V}$ , e em seguida converter em percentagem.
- ❖ Calcular o teor de pureza do NaOH, por meio da massa obtida e a massa molar.

### Um exemplo da realização da atividade

As condições climáticas e ambientais podem alterar levemente os resultados do experimento. O produto adquirido no comércio em suas diferentes marcas, também pode apresentar purezas diferentes. Colocamos este exemplo para auxiliar o professor que deseje implementar o experimento com seus estudantes.

- 1) As soluções tanto do ácido como da base foram preparadas:

NaOH: Para preparar a solução com concentração 4,0 g/L, foram pesadas na balança 2g de soda cáustica comercial (considerando-se uma pureza de 100%), a qual foi diluída para 500mL de solução.

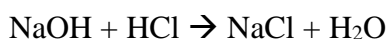
HCl: Para preparar a solução 0,1N de HCl, utilizamos uma solução padrão 1 mol/L. Como o HCl possui apenas um hidrogênio ionizável o equivalente-grama é 1, e consequentemente a normalidade é 1,0N.

2) Realizou-se o seguinte cálculo:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2 \rightarrow 1,0 \times V_1 = 0,1 \times 40 \rightarrow V_1 = 4 \text{ mL}$$

Então, foram pipetados 4mL da solução padrão diluindo-a, na sequência, a 40 mL.

3) Em seguida, em dois erlenmeyers, foram pipetados em cada um 10mL de solução de soda cáustica que ia ser titulada. Adicionou-se em cada erlenmeyer 1 gota de indicador metilorange e 50 mL de água destilada (escorrendo pelas paredes, e devagar, devido à liberação de calor). Iniciou-se a titulação: com a mão esquerda, abriu-se a torneira da bureta, e com a mão direita, segurou-se o erlenmeyer, agitando continuamente, promovendo a reação:



4) A proporção estequiométrica é de 1 : 1, ou seja, uma molécula de ácido reage com exatamente uma de base:  $n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$ , foram gastos 7,4 mL do titulante (HCl)

Sendo  $M = n/V \rightarrow n = M \cdot V$ , temos a seguinte relação:

$$M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}$$

$$0,1 \times 7,4 = M_{\text{NaOH}} \times 67,4$$

$$0,74 = M_{\text{NaOH}} \times 67,4$$

$$M_{\text{NaOH}} = 0,74 / 67,4$$

$$M_{\text{NaOH}} = 0,011 \text{ mol/L}$$

5) Inicialmente, usamos 10 mL da solução padrão de NaOH com  $M = 0,1 \text{ mol/L}$ . Ao adicionarmos 50 mL de  $\text{H}_2\text{O}$ , a concentração da solução passou a ser  $M = 0,016 \text{ mol/L}$ , segundo o cálculo:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0,1 \times 10 = M_2 \times 60 \rightarrow M_2 = 0,016 \text{ mol/L}$$

Com esse cálculo, consideramos que a soda cáustica é 100% pura.

6) Ao passo que ao realizarmos a titulação encontramos uma concentração de 0,011 mol/L. Dessa forma, para sabermos a pureza da soda cáustica calculamos:

$$0,016 \text{ mol/L} \text{ ---- } 100\%$$

$$0,011 \text{ mol/L} \text{ ---- } x$$

$$x = 68,75\% \text{ , ou seja, a pureza da soda cáustica é de aproximadamente } 68,75\%$$

## Situação de Aprendizagem

### Por que a normalidade não é uma medida de concentração de soluções usual em Química?

**DETERMINAÇÃO PERMANGANOMÉTRICA DE SULFÓXIDOS: mais uma armadilha no uso de normalidades**

**Resenha do artigo de Viktoria K. L. Osório – Química Nova (1992)**

Ao introduzir seu artigo, Osório (1992) destaca que a literatura sobre o Ensino de Química adverte quanto ao uso dos conceitos de equivalente e normalidade, e que, apesar de a tendência atual primar pela extinção dos termos, eles ainda são encontrados em alguns livros-textos e até mesmo em recomendações da IUPAC.

Na sequência, a autora apresenta um recorte histórico, no qual ela descreve como e quando surgiram os conceitos de “pesos equivalentes” e “pesos atômicos”, e como esses termos se misturavam na explicação dos resultados experimentais de vários cientistas que estudavam, entre outros assuntos, a base da Teoria Atômica de Dalton. Houve um tempo de grande confusão nos conceitos fundamentais, pois diversos autores utilizavam os termos “pesos equivalentes” e “pesos atômicos” sem distinção, e observa que o caminho para o esclarecimento do problema foi apontado em 1811 por Avogadro.

O assunto também foi discutido no Congresso de Karlsruhe, que reuniu 140 cientistas europeus para tentar resolver a confusão reinante nos conceitos de equivalentes, átomos e moléculas, porém sem resultados decisivos imediatos, já que a ideia prevalecente era de que se devia respeitar a liberdade de cada pesquisador.

Anos mais tarde, em 1905, Mendeleiev relegava os equivalentes a um segundo plano, em seu livro “Princípios de Química”, justificando que a teoria dos equivalentes era simples e precisa se cada metal formasse apenas um óxido e apenas um sal. Nesse ponto, a autora traz o nome de Benjamim Richter, e seus importantes trabalhos que apontavam a ideia de equivalência Química, e ressalta que apesar de não ser encontrado nos trabalhos de Richter, nem nos de Fischer, o termo “equivalência”, suas tabelas são verdadeiras tabelas de equivalentes-grama.

Foram essas tabelas que deram origem ao sistema de normalidades, introduzido em 1860 por John J. Griffin, para designar a composição de soluções com propósitos

analíticos. O termo “soluções normais” indicava que tais soluções continham quantidades equivalentes de solutos (por exemplo 0,0113g NH<sub>3</sub>/ 0,042g HNO<sub>3</sub>/ 0,046g K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). Nessa época, os pesos atômicos e moleculares corretos disponíveis não eram aceitos de modo geral, o que fez com esse conceito fosse muito útil. E, apesar das advertências contra seus usos, os termos “equivalente” e “normal” estavam tão arraigados que a própria IUPAC, em 1978, publicou recomendações sobre o seu emprego.

Em seguida, a autora apresenta uma análise de sulfóxidos, que demonstram diversas propriedades favoráveis a métodos analíticos, por exemplo: podem ser titulados, como bases, por ácidos; absorvem radiações de vários comprimentos de onda, em forma livre ou combinada; podem ser reduzidos a sulfetos ou oxidados a sulfonas.

Em sua análise, a autora mostra os dados experimentais de um ensaio de titulação, e observa que os cálculos estequiométricos dão o mesmo resultado, quer sejam efetuados em termos de números de equivalentes-gramas, quer em quantidade de matéria. E, em suas conclusões, destaca que o sucesso da normalidade está relacionado à praticidade e rapidez no uso da expressão  $NV = N^*V^*$ , pois o titulante e titulado reagem entre si equivalente a equivalente. No entanto, para que a expressão seja aplicável, é imprescindível que o titulante apresente o mesmo valor de equivalente-grama na reação de padronização e na reação analítica, o que não é tão fácil de conseguir quando se trata de reações com transferência de elétrons, onde oxidante e/ou redutor contém elementos que apresentam uma gama variada de estados de oxidação estáveis.

Enfim, a normalidade é uma forma de expressar a concentração de uma solução, e indica o número de equivalentes-gramas do soluto em 1 (um) litro de solução. Esta é calculada através do quociente entre o número de equivalente-grama (eg) de soluto dissolvidos e o volume de solução em litros. O grande problema no uso da normalidade são as limitações da fórmula e as dificuldades de raciocínio, ao lidar com os conceitos e efetuar as conversões de unidades de concentração (mol/L; g/L) para normalidade quando se trata de reações entre compostos que apresentam mais de um número de valência.

#### PARA SABER MAIS

Acesse o endereço eletrônico [http://quimicanova.sbq.org.br/detalhe\\_artigo.asp?id=1599](http://quimicanova.sbq.org.br/detalhe_artigo.asp?id=1599), para ter acesso ao artigo completo.



## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Realize a leitura do artigo, e discuta com os alunos, por meio dos exemplos nele apresentados, ou outros de sua preferência, as exceções que dificultam a adoção da normalidade para a determinação da concentração de soluções, justificando o motivo pelo qual os termos “equivalente-grama” e “normal” entraram em desuso.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Refletir sobre a utilização da normalidade como medida de concentração de soluções, comparando com as medidas mais utilizadas (Concentração comum, Concentração em quantidade de matéria – mol).



O Capítulo 2 traz a história de um cientista que, praticamente, não é mencionado nos livros didáticos, mas que realizou importantes trabalhos, contribuindo para o desenvolvimento da Química e para as pesquisas em ciência da sua época. Richter foi considerado o pai da Estequiometria, acreditava que toda ciência verdadeira é matemática aplicada, e dedicou toda a sua vida a pesquisar as leis de acordo com as quais os números químicos são combinados por “medida, número e peso”. Uma de suas maiores contribuições, com certeza, foi sua Lei de Proporção Equivalente que permitiu o desenvolvimentos de novas ideias e pesquisas em Química, entre as quais o caminho para se chegar a uma forma de determinar a concentração de soluções, a “Normalidade”. Nesse sentido, este capítulo teve o intuito de fazer conhecida a história desse cientista e permitir a análise e comparação de termos que foram muito utilizados na Química em determinada época e que hoje foram substituídos, mostrando a evolução do conhecimento científico.

**CAPÍTULO 3 –**  
**Proust e sua Lei das**  
**Proporções**  
**Definidas**

# Feitos científicos

## Joseph Louis Proust



Joseph Louis Proust, também conhecido como Louis Proust, nasceu em 26 de setembro de 1754, em Angers, na França, e morreu em 5 de julho de 1826, na mesma cidade. Foi um químico francês que provou que as quantidades relativas dos elementos constituintes de qualquer composto químico puro permanecem invariantes, independentemente da fonte do composto. De forma simplificada, quando dois ou mais elementos se combinam para formar substâncias, conservam entre si proporções definidas. Isso é conhecido como a lei de Proust, ou a lei das proporções definidas (1793), e é o princípio fundamental da química analítica.

Filho de um farmacêutico, Proust se preparou para a mesma ocupação, primeiro com o pai em Angers e depois em Paris, onde também estudou química com Hilaire-Martin Rouelle. Em 1776, Proust foi nomeado farmacêutico no Hospital Salpêtrière, em Paris. No entanto, em 1778, Proust abandonou a farmácia para se tornar professor de química no recém-criado Seminário Patriótico Vascongado em Vergara, Espanha. Esta escola foi a criação da Real Sociedad Económica Vascongada dos Amigos do País, a primeira e mais importante das sociedades provinciais “iluminadas” da Espanha.

Em 1780, Proust retornou a Paris, onde lecionou Química no Musée, uma instituição de ensino privada fundada pelo empresário científico Jean-François Pilâtre de Rozier, para demonstrar seus conhecimentos científicos aos nobres. Parte dessa associação envolveu Proust com experimentos aerostáticos, que culminaram em uma ascensão de balão com Pilâtre em 23 de junho de 1784, em Versalhes, na presença da corte real.

Em 1786, Proust retornou à Espanha para ensinar química nas escolas de Artilharia de Segóvia e de Salamanca, a fim de introduzir os cadetes de artilharia no mais recente treinamento científico relevante. Por causa do atraso científico da Espanha, instrutores especializados precisavam ser procurados no exterior. Proust foi recomendado por ninguém menos que o grande químico francês Antoine Laurent Lavoisier.

Proust não assumiu sua cadeira até 1792, devido a uma combinação de ineficiência burocrática e suas próprias demandas exigentes por equipamentos de laboratório. Quando finalmente estava pronto, seu laboratório era inegavelmente um dos melhores da Europa e, provavelmente, ele fez a maior parte de sua química prática e analítica lá. Dificuldades com as autoridades militares resultaram na sua transferência em 1799 para Madri.

Proust é mais conhecido como um químico analítico<sup>7</sup>, particularmente por sua enunciação da lei de proporções definidas. A essência da lei de Proust é que as substâncias químicas só se combinam verdadeiramente para formar um pequeno número de compostos, cada um dos quais é caracterizado por componentes que se combinam em proporções fixas em massa. Observe o exemplo:

**Tabela 1:** Demonstração experimental da Lei de Proust

	<b>Fe + S → FeS</b>		<b>Proporção em massa</b>
<b>1º experimento</b>	56,0 g	32,0 g	56,0 : 32,0 = 1,75 : 1,00
<b>2º experimento</b>	47,6 g	27,2 g	47,6 : 27,2 = 1,75 : 1,00
<b>3º experimento</b>	81,2 g	46,4 g	81,2 : 46,4 = 1,75 : 1,00

A formulação de Proust e a demonstração experimental (tabela 1) dessa lei estavam voltadas exclusivamente para compostos binários inorgânicos, como óxidos, sulfetos e sulfatos metálicos. Ele acreditava que a maioria dos metais formava dois óxidos distintos em proporções constantes - que ele denominou de mínimo e máximo - e estes, por sua vez, eram capazes de produzir duas séries separadas de compostos. Para sulfetos, Proust afirmou que existia apenas um por metal, com exceção do ferro.

Embora as declarações da lei que atraíram a atenção dos químicos europeus tenham aparecido pela primeira vez em revistas francesas a partir de 1797, Proust formulou a lei em 1793 e a publicou em 1795 em periódicos espanhóis. A lei de

<sup>7</sup>A química analítica é o ramo da química que trata da identificação ou quantificação de espécies ou elementos químicos, e o químico analítico é o técnico responsável por selecionar os métodos analíticos e operar os equipamentos laboratoriais.

proporções definidas de Proust teve precursores na química e um paralelo na mineralogia francesa no século XVIII. Contemporânea com a formulação de Proust foi a doutrina de espécies minerais fixas na mineralogia francesa, que foi definida em termos de forma cristalina fixa e composição química constante.

A lei de proporções definidas de Proust foi contestada em 1803 pelo eminente químico francês Claude Louis Berthollet, que havia refinado sua própria teoria de afinidade química em 1801 para sugerir que a combinação química não estava necessariamente restrita a proporções definidas de saturação. Ele afirmava que a composição das substâncias não era fixa, fato mais tarde verificado em relação a certos compostos. O sulfato ferroso,  $\text{FeS}$ , por exemplo, varia ligeiramente de composição conforme a fonte de onde é extraído. A controvérsia ocorreu em revistas científicas francesas e consistia de um ou dois documentos por ano de cada protagonista.

No coração da controvérsia estava a definição de combinação química. Berthollet acreditava que a afinidade química era uma força semelhante à gravidade e achava que qualquer tipo de combinação entre substâncias era uma expressão dessa mesma força. Não havia nenhuma diferença fundamental entre solução e combinação química e, desse modo, a Lei das Proporções Constantes era apenas um caso especial da lei geral da afinidade. Ele havia denominado algumas combinações em proporções variáveis (por exemplo, sulfetos metálicos) e as considerou como verdadeiros compostos.

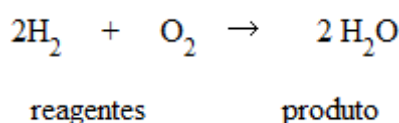
O que acabou resolvendo a disputa em favor de Proust foi o impacto da teoria química atômica (1808) do químico inglês John Dalton. A teoria atômica de Dalton forneceu uma base teórica simples para a lei de proporções definidas, especialmente depois que o químico sueco Jöns Jacob Berzelius estabeleceu a relação conceitual entre a lei de Proust e a teoria de Dalton em 1811.

As narrativas tradicionais da história da química concentraram-se exclusivamente no trabalho analítico de Proust. No entanto, sua carreira na verdade foi sustentada por atividades químicas mais práticas. Por exemplo, o contexto da afirmação mais antiga de Proust de que, ao combinar substâncias, formavam-se dois compostos distintos em proporções máximas e mínimas provenientes de seu estudo sobre o lançamento de canhões; em particular, dizia respeito à proporção de estanho para cobre em duas ligas de bronze. Em uma área relacionada à química aplicada, Proust publicou os mais abrangentes estudos experimentais sobre pólvora. Ele também realizou importantes investigações em química nutricional, sugerindo métodos para a fabricação de vários suplementos nutricionais.

## Situação de Aprendizagem

**Será que as relações proporcionais entre as massas dos reagentes e as massas dos produtos se mantêm constantes em todas as transformações químicas?**

**Dica:** A forma que representamos uma transformação ou reação química chama-se equação química. Na equação química, os participantes da reação são chamados de reagentes (1º membro) e produtos (2º membro). Exemplo:



**Obs.:** As atividades desse capítulo foram adaptadas do livro do GEPEQ (módulo 2, p.79 a 103).

### As relações proporcionais em massa nas reações químicas

1- Sabe-se que formação da água ocorre segundo a reação  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ , na qual, de acordo com registros de Lavoisier em seus trabalhos eram “necessárias 85 partes de oxigênio e 15 partes também em massa de hidrogênio para compor 100 partes de água...” Essa conclusão somente foi possível a partir de dados experimentais semelhantes aos descritos na tabela abaixo:

Estado inicial			Estado final		
Experiência	Massa de gás oxigênio (g)	Massa de gás hidrogênio (g)	Massa de água (g)	Massa de gás oxigênio que não reagiu (g)	Massa de gás hidrogênio que não reagiu (g)
1	0,033	0,002	0,018	0,016	-
2	0,033	0,004	0,037	-	-
3	0,033	0,006	0,037	-	0,002
4	0,085	0,015	0,095	-	0,004

Já Proust verificou que nessa reação de formação da água, o hidrogênio sempre reagia com o oxigênio em uma proporção constante e definida. Com base nos dados da tabela, responda:

- a) Quantas vezes a massa de hidrogênio utilizada na experiência *b* é maior do que a massa do mesmo gás usada na experiência *a*?
- b) Observe as massas do oxigênio nas experiências *a* e *b*. Quantas vezes a massa usada em *b* é maior do que a massa usada em *a*?
- c) Quantas vezes a massa de água obtida em *b* é maior do que a obtida em *a*?
- d) Por que a massa de água obtida em *b* é maior, se as massas de oxigênio em *b* e *a* são iguais?
- e) Compare as massas de oxigênio e de hidrogênio que reagem nas experiências *a* e *c*. Como se pode explicar as diferentes quantidades de água formadas nesses experimentos?
- f) Calcule, para cada ensaio, quantas vezes a massa de oxigênio que reage é maior do que a massa de hidrogênio que reage.
- g) Que massa de oxigênio (O<sub>2</sub>) seria necessária para reagir totalmente com 0,005 g de hidrogênio (H<sub>2</sub>)?
- h) Qual a quantidade de água seria formada com a junção de 1,60 g de oxigênio e 0,30 g de hidrogênio?

2- Para formar o óxido de magnésio (MgO), reagiu-se totalmente 0,50 g de magnésio metálico (Mg) e 0,33 g de oxigênio (O<sub>2</sub>). Que massa de óxido de magnésio espera-se nessa experiência? Que massa de oxigênio é necessária para reagir totalmente com 1,0 g de magnésio? Em que você se baseou para responder a essas questões?

3- No aquecimento de 2,16 g de óxido de mercúrio (HgO), em sistema aberto, observa-se que a massa do sistema diminui em 0,16 g. Lembrando seus estudos anteriores, a que você atribui essa perda de massa? Qual a diminuição no valor da massa do sistema que seria observada no aquecimento de 1,08 g de óxido de mercúrio nas mesmas condições do ensaio anterior?

4- Considerando as conclusões sobre a conservação de massa e sobre as proporções constantes nas transformações químicas, complete a tabela abaixo, referente à transformação do mármore em gesso sob a ação de ácido sulfúrico, admitindo que os reagentes sejam consumidos totalmente.

Mármore (Carbonato de cálcio, CaCO <sub>3</sub> )	+ Chuva ácida (Solução de ácido sulfúrico, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	→ Gesso (Sulfato de cálcio, CaSO <sub>4</sub> )	+ Gás carbônico (CO <sub>2</sub> )	+ Água (H <sub>2</sub> O)
100,0 g	98,0 g	136,0 g	44,0 g	
50,0 g		68,0 g		
	196,0 g			

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Apresente aos alunos a tabela do exercício 1 e peça a eles que observem as relações entre as massas dos reagentes e produtos, analisando o que acontece com as massas em cada experiência. A partir dessa análise, os alunos devem traçar uma linha de raciocínio para responder aos demais exercícios.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Comparar as massas dos reagentes e produtos em cada reação apresentada, por meio da realização de operações mentais.



No Capítulo 3, apresentamos o trabalho de Joseph Louis Proust, um químico francês que provou que, quando dois ou mais elementos se combinam para formar substâncias, conservam entre si proporções definidas. Isso é conhecido como a lei de Proust, ou a Lei das Proporções Definidas, extremamente utilizada na Estequiometria por fornecer a base teórica da “combinação química”. As narrativas tradicionais da história da química concentraram-se exclusivamente no trabalho analítico de Proust, no entanto sua carreira, na verdade, foi sustentada por atividades químicas mais práticas. Em uma área relacionada à química aplicada, Proust publicou os mais abrangentes estudos experimentais sobre pólvora. Ele também realizou importantes investigações em química nutricional, sugerindo métodos para a fabricação de vários suplementos nutricionais. Desse modo, as Situações de Aprendizagem propostas nesse capítulo têm por objetivo levar o aluno a comparar quantidades de reagentes e produtos envolvidos em transformações químicas, estabelecendo a proporção entre as suas massas, mobilizando esquemas que envolvem o raciocínio proporcional.



# CAPÍTULO 4 – Dalton e suas contribuições para as Leis Ponderais

# Feitos científicos

## John Dalton



O químico britânico John Dalton nasceu em Eaglesfield, Inglaterra, em 6 de setembro de 1766, e foi educado como membro da *Sociedade dos Amigos*, grupo protestante surgido em meados do século XVII, cujos adeptos ficaram conhecidos como *Quakers*<sup>8</sup>. Seu avô Jonathan Dalton era sapateiro e seu pai Joseph era um tecelão. Joseph casou-se com Deborah Greenup em 1755, jovem de uma próspera família Quaker. O pai de Dalton ganhava uma renda modesta como um tecelão de tear manual. Quando criança, Dalton ansiava por uma educação formal, mas sua família era muito pobre. Ficou claro que ele precisaria trabalhar para ajudar com as finanças da família desde tenra idade.

John Dalton frequentou a escola de gramática Quaker, de John Fletcher, em Eaglesfield. Quando John tinha apenas 12 anos de idade, Fletcher passou a escola para o irmão mais velho de John, Jonathan, que chamou o jovem Dalton para ajudá-lo com o

---

<sup>8</sup>Os *quakers* são uma seita cristã originada na Inglaterra do século XVII. Eles reagiram contra a Igreja oficial por meio de interpretações próprias da Bíblia e da investigação dos segredos da Natureza como forma de conhecer as obras de Deus. Ao contrário de outras seitas radicais do período, o quakerismo sobreviveu, caracterizando-se como um grupo com hábitos próprios, cultuando o recolhimento, a pureza moral e a prática ativa do pacifismo, da solidariedade e da filantropia.

ensino. Dois anos depois, os irmãos compraram uma escola em Kendal, onde ensinaram aproximadamente 60 estudantes, alguns deles pensionistas. Como professor, Dalton recorreu às experiências de dois importantes mentores: Elihu Robinson, um cavaleiro quaker de alguns meios e gostos científicos em Eaglesfield, e John Gough, um estudioso matemático e clássico de Kendal, dos quais adquiriu os primeiros princípios da matemática, do grego e do latim, bem como conhecimento prático na construção e uso de instrumentos meteorológicos e instruções para manter os registros diários.

Em 1793, Dalton mudou-se para Manchester a fim de ensinar matemática em uma academia dissidente, o New College. Ele levou consigo as folhas de prova de seu primeiro livro, uma coletânea de ensaios sobre tópicos meteorológicos baseados em suas próprias observações, juntamente com as de seus amigos John Gough e Peter Crosthwaite. Este trabalho, *Meteorological Observations and Essays (Observações Meteorológicas e Ensaios)*, foi publicado em 1793. Ele criou pouca agitação no início, mas continha ideias originais que, juntamente com os artigos mais desenvolvidos de Dalton, marcaram a transição de meteorologia de um tópico de folclore geral a uma séria busca científica.

Dalton estava bem posicionado para observar vários fenômenos meteorológicos, afinal nasceu e cresceu no montanhoso Lake District, na Inglaterra. Ele confirmou sua opinião, contra a opinião contemporânea, de que a atmosfera era uma mistura física de aproximadamente 80% de nitrogênio e 20% de oxigênio. Ele mediu a capacidade do ar de absorver o vapor de água e a variação de sua pressão parcial com a temperatura. Um dos contemporâneos de Dalton, o cientista britânico John Frederic Daniell, mais tarde aclamou-o como o "pai da meteorologia".

Logo após sua chegada a Manchester, Dalton foi eleito membro da Sociedade Literária e Filosófica de Manchester. Sua primeira contribuição para essa sociedade foi uma descrição do defeito que ele havia descoberto em sua própria visão e na de seu irmão. Este trabalho foi a primeira publicação sobre o daltonismo<sup>9</sup>. No ano seguinte à sua chegada em Manchester, Dalton começou a ensinar química, usando como livro-texto o *Elements of Chemistry* – tradução inglesa do tratado de Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794), o que lhe rendeu conhecimentos importantíssimos para a consolidação da sua teoria atômica.

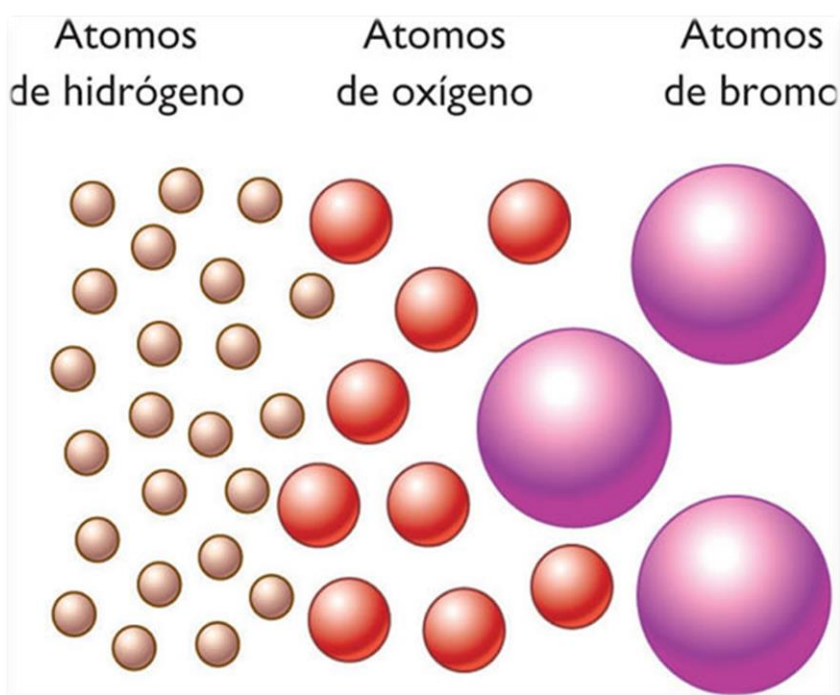
---

<sup>9</sup> **Daltonismo**, também conhecido como **discromatopsia** ou **discromopsia**, é uma perturbação da percepção visual caracterizada pela incapacidade de diferenciar todas ou algumas cores, manifestando-se muitas vezes pela dificuldade em distinguir o verde do vermelho, e normalmente tem origem genética. O distúrbio, que era conhecido desde o século XVIII, recebeu esse nome em homenagem ao químico John Dalton, que foi o primeiro cientista a estudar a anomalia da qual ele mesmo era portador.

Sem dúvida, o trabalho mais influente de Dalton em química foi a sua teoria atômica. Ele sustentou que a matéria é composta de partículas pequenas e indivisíveis, que as partículas, ou átomos, de cada elemento eram únicas, e que reações químicas estavam envolvidas no rearranjo de átomos para formar novas substâncias. Essa visão das reações químicas define com precisão o assunto atual. A teoria de Dalton forneceu uma base para a compreensão dos resultados de experimentalistas anteriores, incluindo a lei de conservação da matéria (a matéria não é criada nem destruída) e a lei da composição constante (todas as amostras de uma substância têm composições elementares idênticas).

Tentativas de descobrir precisamente como Dalton desenvolveu essa teoria provaram-se inúteis; até as próprias lembranças de Dalton sobre o assunto são incompletas. Ele baseou sua teoria de pressões parciais na ideia de que apenas os átomos presentes em uma mistura de gases se repelem. Essa conceituação explicava por que cada gás em uma mistura se comportava de maneira independente. Embora essa visão tenha se mostrado errônea, ela serviu a um propósito útil ao permitir que ele abolisse a ideia mantida por muitos atomistas anteriores, do filósofo grego Demócrito ao matemático e astrônomo Ruggero Giuseppe Boscovich, do século XVIII, de que átomos de todos os tipos da matéria são iguais. Dalton afirmou que os átomos de diferentes elementos variam em tamanho e massa, e essa afirmação é a característica principal de sua teoria atômica.

Figura 7: Diferença entre átomos de Hidrogênio, Oxigênio e Bromo segundo a teoria de Dalton



Fonte: <http://quimica.caxias.ifrs.edu.br/wp-content/uploads/2017/05/JUNHO-QI.pdf>

Seu argumento de que cada elemento tinha seu próprio tipo de átomo era contra-intuitivo para aqueles que acreditavam que ter tantas partículas fundamentais diferentes destruiria a simplicidade da natureza, mas Dalton considerou fantasiosas suas objeções. Ele se concentrou em determinar as massas relativas de cada tipo diferente de átomo, um processo que poderia ser realizado, segundo ele, considerando apenas o número de átomos de cada elemento presente em diferentes compostos químicos.

Em um livro de memórias lido para a Sociedade Literária e Filosófica de Manchester em 21 de outubro de 1803, ele afirmou: “*Uma investigação sobre os pesos relativos das partículas finais dos corpos é um assunto, tanto quanto eu sei, inteiramente novo; Ultimamente tenho processado este inquérito com um sucesso notável*”. Ele descreveu seu método de medir as massas de vários elementos, incluindo hidrogênio, oxigênio, carbono e nitrogênio, de acordo com a forma como se combinavam com massas fixas umas das outras. Se tais medidas fossem significativas, os elementos teriam que combinar em proporções fixas. Dalton tomou as proporções fixas como garantidas, desconsiderando a controvérsia contemporânea entre os químicos franceses Joseph Louis Proust e Claude-Louis Berthollet sobre essa mesma proposição.

**Tabela 2:** Os pesos atômicos segundo Dalton.

Espécie química	Pesos atômicos ( <i>sic</i> )	
	1805	1808
Hidrogênio	1	1
Azoto	4,2	5
Carbono	4,3	5
Amônia	5,2	6
Oxigênio	5,5	7
Água	6,5	8
Fósforo	7,2	9
Hidrogênio fosforetado (PH <sub>3</sub> )	8,2	-
Gás nitroso (NO)	9,3	12
Éter	9,6	-
Óxido gasoso de carbono (CO)	9,8	12
Óxido nitroso (N <sub>2</sub> O)	13,7	17
Enxofre	14,4	13
Ácido nítrico (NO <sub>2</sub> )	15,2	19
Hidrogênio sulfuretado (H <sub>2</sub> S)	15,4	16
Ácido carbônico (CO <sub>2</sub> )	15,3	19
Álcool	15,1	16
Ácido sulfuroso (SO <sub>2</sub> )	19,9	-
Ácido sulfúrico (SO <sub>3</sub> )	25,4	34
Hidrogênio carburetado da água estagnada (CH <sub>4</sub> )	6,3	7
Gás olefiante (C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> )	5,3	6

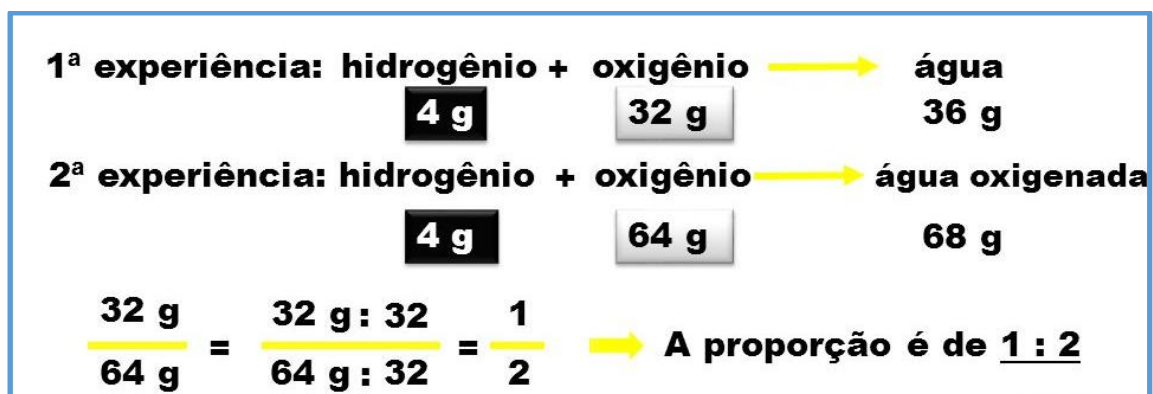
Fonte: FILGUEIRAS, 2004, p. 43.

A primeira coluna da Tabela 2 foi apresentada oralmente por Dalton em 1803 e em seguida, publicada como artigo nas “Memórias da Sociedade Filosófica de Manchester” (2ª série, v. 1, p. 271-287, 1805). A segunda coluna foi publicada no livro “Um Novo Sistema de Filosofia Química” (1808). O padrão é o átomo de hidrogênio, cujo peso atômico foi considerado unitário.

As medidas de Dalton, por mais grosseiras que sejam, permitiram-lhe formular a Lei das Proporções Múltiplas:

**Quando dois elementos formam mais de um composto, as massas de um elemento que combinam com uma massa fixa do outro estão na proporção de pequenos números inteiros.**

Assim, tomando os elementos como A e B, várias combinações entre eles ocorrem naturalmente de acordo com as proporções de massa A: B = x: y ou x: 2y ou 2x: y, e assim por diante. Observe o exemplo:

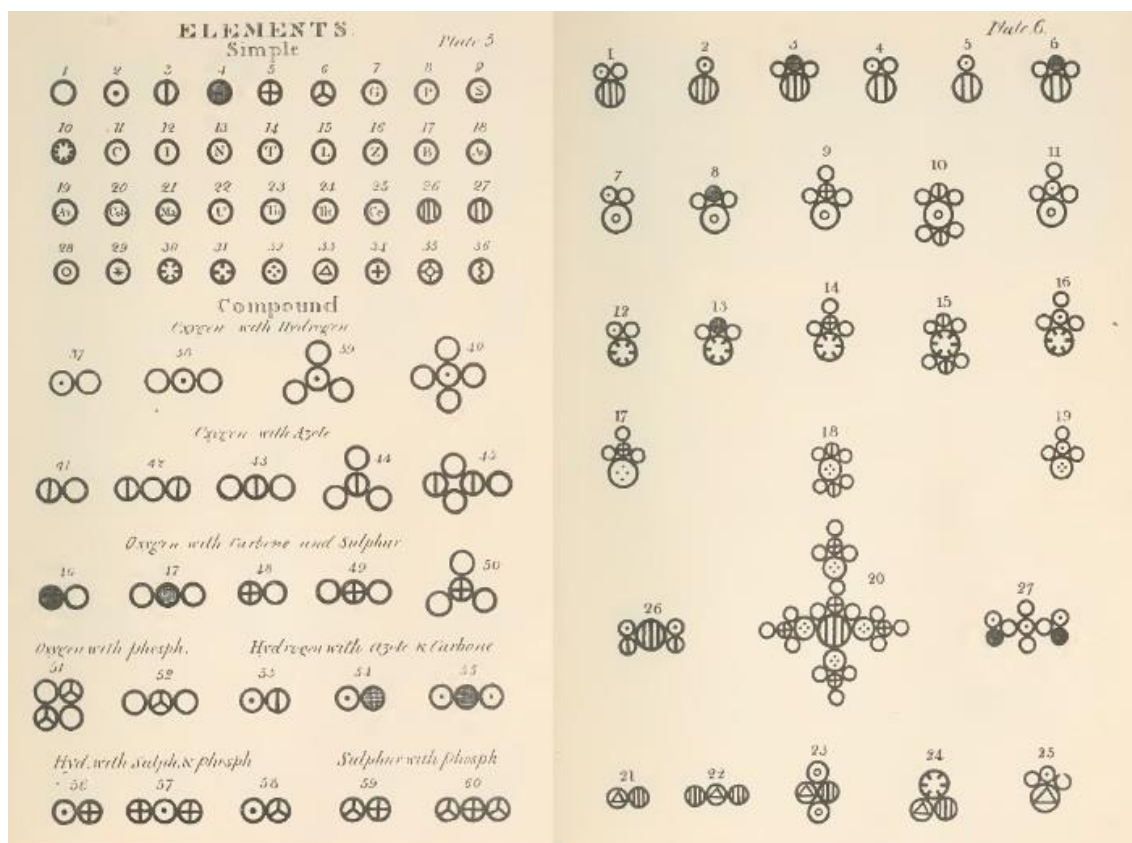


Seguindo a regra do exemplo acima, diferentes compostos foram formados pela combinação de blocos de construção atômica de diferentes massas. Como o químico sueco Jöns Jacob Berzelius escreveu a Dalton: “A lei das múltiplas proporções é um mistério sem a teoria atômica”. E Dalton forneceu a base para essa teoria.

Permaneceu, entretanto, o problema de que o conhecimento das proporções era insuficiente para determinar o número real de átomos elementares em cada composto. Por exemplo, descobriu-se que o metano continha duas vezes mais hidrogênio que o etileno. Seguindo a regra de Dalton de “maior simplicidade”, a saber, que AB é a combinação mais provável para a qual ele encontrou uma justificativa meritória na geometria de

esferas compactadas, ele atribuiu ao metano uma combinação de um carbono e dois átomos de hidrogênio ( $\text{CH}_2$ ) e ao etileno uma combinação de um átomo de carbono e um de hidrogênio ( $\text{CH}$ ). Hoje sabemos que essas combinações não estavam corretas, pois a molécula de metano é quimicamente simbolizada como  $\text{CH}_4$  e a molécula de etileno como  $\text{C}_2\text{H}_4$ . Tal fato se repetiu com outras moléculas. A molécula de água, por exemplo, foi representada como  $\text{OH}$ , hoje se sabe que sua representação é  $\text{H}_2\text{O}$ , e a amônia foi representada como  $\text{NH}$ , contudo o correto é  $\text{NH}_3$ . Isso é menos importante do que o fato de que o sistema de átomos e moléculas de Dalton é quase idêntico ao modo como podemos representá-los hoje. Veja, na Figura 8, os exemplos das representações de Dalton para os elementos e os compostos, como foi publicado em seu livro “Uma Nova Filosofia Química”, inspirada nas representações alquímicas.

Figura 8: Representação de Dalton para os elementos e compostos.



Fonte: DALTON, 1808

Na representação de Dalton, apresentada acima, os elementos são ilustrados por meio de esferas com detalhes que diferenciam cada um, e os compostos são apresentados por meio da combinação desses elementos. A teoria atômica de Dalton triunfou, pois, seu

argumento fundamental estava correto, mas o seu aperfeiçoamento foi um processo gradual, finalizado em 1858, somente depois que o químico italiano Stanislao Cannizzaro apontou a utilidade da hipótese de Amedeo Avogadro na determinação das massas moleculares. Desde então, os químicos demonstraram que a teoria do atomismo daltoniano é um fator-chave subjacente a novos avanços em seu campo. A química orgânica, em particular, progrediu rapidamente quando a teoria de Dalton ganhou aceitação.

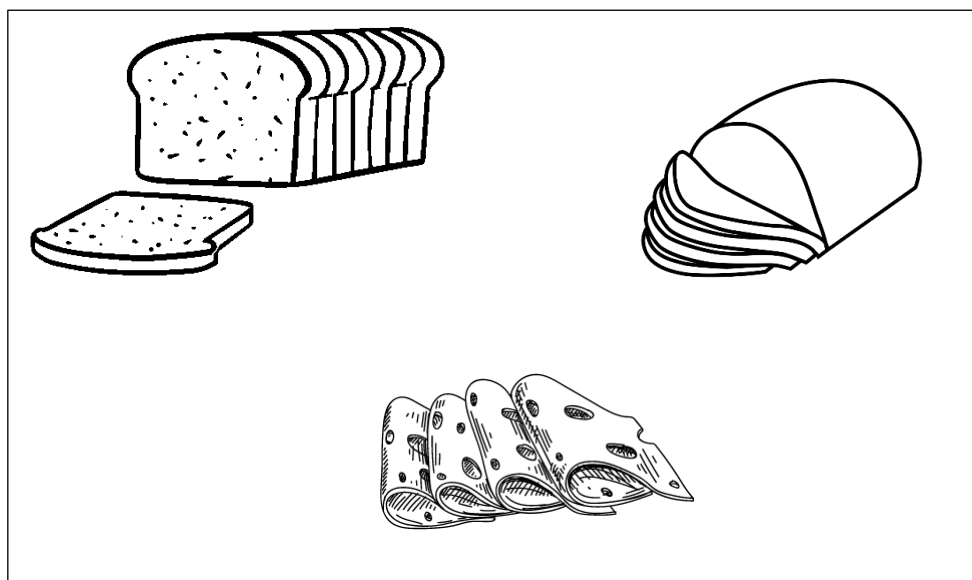
Após a idade de 50 anos, Dalton realizou pouco trabalho científico de distinção, embora ele continuasse a pesquisar em vários campos. Começou a provar seu valor e ganhou amplo reconhecimento, foi eleito para a irmandade da Royal Society of London e da Royal Society of Edinburgh, recebendo a concessão de um grau honorário na Universidade de Oxford, e eleito como um dos apenas oito associados estrangeiros da Academia Francesa de Ciências, tomando o lugar deixado pela morte de Humphry Davy. Ele também recebeu uma pensão na lista civil da coroa britânica. Em Manchester, foi eleito presidente da Sociedade Literária e Filosófica em 1817, continuando nesse cargo pelo resto de sua vida. A sociedade forneceu-lhe um laboratório depois que o New College se mudou para York. Dalton permaneceu em Manchester e ensinou alunos particulares, morreu de um derrame e a ele foi concedido o equivalente a um funeral de estado por seus colegas da cidade.



## Situações de Aprendizagem

### Vamos montar sanduíches?

**Dica:** Você está recebendo 8 fatias de pão, 8 fatias de queijo e 9 fatias de presunto. Monte sanduíches observando a proporção entre os ingredientes, e represente sua ação por meio de uma equação, como se fosse uma reação química.



1. Quantos sanduíches você preparou?
2. Ocorreu sobra de ingredientes?
3. Qual foi a proporção de ingredientes para montar um sanduíche?
4. Vamos representar o pão, o queijo e o presunto pelos símbolos P, Q e Pr. Escreva a equação de produção dos sanduíches e as quantidades dos ingredientes.

$$\underline{\quad} + \underline{\quad} + \underline{\quad} = \underline{\quad} \text{ sanduíches}$$

5. Como você representaria a fórmula do sanduíche?
6. Escreva a equação de produção dos sanduíches.

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Os alunos devem ser organizados em pequenos grupos. Cada grupo de alunos deve receber em uma bandeja 8 fatias de pães, 8 fatias de queijo muçarela e 9 fatias de presunto, montar sanduíches com esses ingredientes e em seguida propor uma equação genérica que represente o resultado.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ O grupo precisa estar atento ao raciocínio proporcional e à razão.
- ❖ Montar sanduíches com os ingredientes apresentados.
- ❖ Representar, por meio de uma equação genérica, a montagem dos sanduíches. A equação deve representar fielmente o que o grupo se propôs a fazer.

## Situações de Aprendizagem

### Quais eram as ideias de Dalton acerca das transformações químicas? Como desenvolveu suas formas de representação?

**Obs.: As atividades dessa seção foram adaptadas do livro do GEPEQ (módulo 2, p. 109-130)**

1. Ao comparar o conceito de elemento proposto por Lavoisier com o conceito proposto por Dalton, pode-se afirmar que eles são contraditórios, ou um complementa o outro? Explique sua resposta.

2. As ideias de Dalton sobre os átomos foram representadas por meio de símbolos, carregados de significados. Dessa forma, o símbolo indicava não só o elemento, mas também, um átomo desse elemento, com massa característica, ou alguma massa padrão contendo um certo número de átomos.

Pensando nisso, qual seria a forma mais adequada para explicar que:

- a. a massa atômica é a massa relativa do átomo de um elemento químico?
- b. numa transformação química, a massa se conserva?
- c. transformações químicas envolvem massas proporcionais de reagentes e produtos?

3. Ao analisar as ideias de Dalton sobre a constituição da matéria, e considerando que ele as desenvolveu fundamentando-se na concepção de Newton sobre os gases, na qual eles seriam constituídos por minúsculas partículas dotadas de massa, em constante movimento, interagindo por repulsão, e com grandes espaços vazios entre elas, proponha uma explicação para o que se percebe quando se enche uma bexiga com gás.

4. Observe as questões a seguir e responda-as avaliando a utilização das ideias de Dalton e a limitação dessas ideias para explicar os fatos.

- a. Quando alguém abre um vidro de perfume, em um ambiente interno, é possível perceber a fragrância mesmo não estando tão perto do frasco, por quê?
- b. Como pode ser explicado o fato de um prego de ferro ou um pedaço de madeira serem materiais sólidos, com forma e volume constantes, em condições ambientes? Qual deve ser a estrutura de um sólido?
- c. Em condições ambientes, um líquido, como a água, por exemplo, pode escorrer e tomar a forma do recipiente que o contém, assim como também pode formar gotas. Como é possível explicar tais propriedades?











5. De acordo com Dalton, a matéria é constituída por diferentes partículas, que por sua vez formam as diferentes substâncias. Poderiam ser átomos de um único elemento, ou “átomos compostos” com mais de um elemento. Qual seria a explicação para o fato de que somente as substâncias compostas se decompõem?

6. Segundo Dalton, os átomos são partículas indivisíveis e indestrutíveis. Com base nessa afirmação:

a. Como é possível interpretar as transformações químicas? E a reversibilidade encontrada em algumas delas?

b. E o envolvimento de energia nas reações, em particular a sua liberação nas combustões, é possível explicar? Justifique.

7. Sabe-se que as concepções sobre a constituição da matéria são constantemente reelaboradas, e a forma de representar essas concepções acompanham essa reelaboração. Dalton representava os átomos e as substâncias por meio de símbolos circulares, como pode ser observado na figura abaixo,

Elementos		ma	Elementos		ma
	Hydrogênio	1		Estrôncio	46
	Azoto	5		Barita <sup>2</sup>	68
	Carbono	5,4		Ferro	50
	Oxygênio	7		Zinco	56
	Fósforo	9		Cobre	56
	Enxofre	13		Chumbo	90
	Magnésio	20		Prata	190
	Cal <sup>1</sup>	24		Ouro	190
	Soda	28		Platina	190
	Potassa	42		Mercúrio	167

<sup>1</sup>- Óxido de cálcio – hoje se sabe que é formado por dois elementos.

<sup>2</sup>- Uma das formas comuns que se encontra o Bário na natureza.

Tomando como base essas informações, represente três elementos utilizando os símbolos de Dalton e os símbolos utilizados atualmente. Qual o significado desses símbolos?

8. Considerando que as partículas que constituem o ácido clorídrico sejam formadas pela união de um átomo de hidrogênio com um átomo de cloro, sendo atualmente representadas pelo símbolo HCl, e sabendo que 1,0g de gás hidrogênio interage com

35,5g de gás cloro para formar 36,5g de ácido clorídrico, qual a massa atômica do cloro em relação ao hidrogênio? Explique seu raciocínio.

9. Observe as substâncias:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (hidróxido de cálcio),  $\text{H}_2\text{O}$  (água),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  (sulfato de ferro III), agora escreva a quantidade de átomos de cada elemento que compõem as partículas dessas substâncias.

10. Qual a diferença entre as representações: 2 O,  $\text{O}_2$  e  $2 \text{O}_2$ ?

11. Para Dalton as transformações químicas nada mais eram que rearranjos de átomos, sendo assim, na equação:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ , quantas partículas de cada reagente se rearranjam para formar uma partícula do produto?

12. Na equação não balanceada:  $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ , qual a quantidade de partículas de cada reagente se rearranja para formar seis partículas de cada produto?

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Apresente aos alunos as ideias de Dalton sobre as transformações químicas, promovendo uma comparação com as ideias de Lavoisier. Mostre exemplos das representações circulares de Dalton e destaque a evolução dos modelos.
- ❖ Entregue aos alunos uma ficha com atividades adaptadas sobre as transformações químicas, iniciando com a discussão sobre as representações circulares criadas por Dalton em comparação às de Lavoisier e à atual.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Os alunos precisam compreender a discussão sobre modelos de átomos diferenciando o conceito de elementos químicos propostos por Lavoisier e Dalton, para dessa forma compreender a representação atual. Perceber que as formas de representação são complementares e se alteram com o tempo.
- ❖ Estabelecer relações entre a constituição da matéria e as características dos estados físicos em que ela se apresenta.
- ❖ Compreender o poder explicativo dos modelos, mobilizando informações, como massa, para elaboração do modelo que leva ao número de partículas.

## Que tal conhecer mais sobre o trabalho de Dalton por meio de seus próprios escritos?

### LIVRO: A NEW SYSTEM OF CHEMICAL PHILOSOPHY

(Tradução nossa)

#### Capítulo 4 (Seção 1) – Oxigênio (Páginas 223 a 225)

O estado mais simples no qual o oxigênio pode ser procurado é aquele de um gás ou fluido elástico. O gás pode ser obtido,

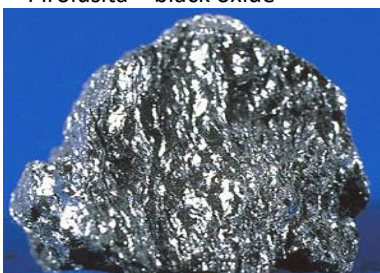
1<sup>o</sup>- *Sem aplicação de calor* – coloque 2 onças (28,35g) de chumbo vermelho (mínio) em uma garrafa de gás de 5 onças; então coloque uma onça do ácido sulfúrico mais forte; agite-a instantaneamente para promover a mistura, e adapte uma rolha com um tubo curvado: repentinamente uma grande quantidade de calor é gerada, fumaça branca enche a garrafa e se segue um fluxo abundante de gás, o qual pode ser depositado em um frasco sobre água, de forma usual. Aproximadamente, 30 polegadas cúbicas (1 polegada=2,54 cm) podem ser previstas. O gás deve ser exposto a uma mistura de água e ácido cítrico a qual absorverá 2/5 dele (ácido carbônico) e permanece um resíduo quase puro.

2<sup>o</sup>- *Com aplicação de calor* – coloque 2 onças de manganês ( dióxido de manganês, encontrado na pirolusita<sup>10</sup>) dentro de uma garrafa de ferro ou um cilindro metálico adequadamente preparado no qual um tubo recurvado é adaptado. Isto (o sistema) é então colocado no fogo e aquecido até ficar vermelho; gás oxigênio será liberado sendo recolhido como anteriormente; ele usualmente contém uma pequena porção de ácido carbônico a qual pode ser extraída com a mistura de água e cal. Três ou quatro quartilhos<sup>11</sup>(16 onças = 0,568L) de ar podem então ser obtidos.

3<sup>o</sup> - Duas onças de manganês podem ser colocadas num frasco com o mesmo peso de ácido sulfúrico; a mistura é feita numa pasta exposta ao calor de uma lamparina ou vela, e o gás é liberado como anteriormente, quase puro, se colocado sobre a água.

---

<sup>10</sup> Pirolusita – black oxide



<sup>11</sup> Unidade de medida pré-métrica de volume

4º- Se uma onça de nitre<sup>12</sup> é colocada numa garrafa de ferro, e exposto a uma chama vermelha forte, uma grande quantidade de gás (2 ou 3 galões<sup>13</sup>) pode ser obtida. Ela consiste de aproximadamente 3 partes de oxigênio e uma de azoto, misturados juntos.

5º- Coloque 100 grãos<sup>14</sup> de sal chamado clorato de potássio ( $\text{KClO}_3$ ) numa retorta de vidro ou barro; aqueça com uma lamparina até a retorta ficar parcialmente avermelhada, e a quantidade de gás oxigênio será expelida com grande rapidez. Em torno de 100 polegadas cúbicas serão obtidas livre de ácido carbônico e em relação a outros muito puro.



#### Capítulo 4 (Seção 1) -Propriedades do oxigênio (Páginas 225 a 228)

Para enumerar todas as propriedades do oxigênio e as combinações na qual ele entra, seria escrito meio compêndio de Química. Para o presente trabalho será suficiente destacar algumas das características mais relevantes.

1. Se a gravidade específica do ar atmosférico é denotada por 1, a do oxigênio será 1,127 segundo Davy, mas outros têm encontrado valores menores. Uma centena de polegadas cúbicas dele, a temperatura de 55°F, e pressão de 30 polegadas de mercúrio, pesa quase 35 grãos; a mesma quantidade de ar atmosférico pesa 31,1 grãos. O peso de um átomo de oxigênio é denotado por 7, sendo o do átomo de hidrogênio 1; isto é inferido dos pesos relativos daqueles elementos entrando em combinação para formar água. O diâmetro da partícula de oxigênio no seu estado elástico está para o do hidrogênio como 0,794 para 1<sup>15</sup>.

<sup>12</sup> Nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ )

<sup>13</sup> Unidade de volume do sistema britânico imperial usada para líquidos (4,546L)

<sup>14</sup> Menor unidade de massa do sistema britânico, igual a 0,002285 onças ou 64,8 m

<sup>15</sup> Para o diâmetro de uma partícula elástica é a raiz cúbica do peso de um átomo dividido pela gravidade específica do fluido. De onde, denotando o peso de um átomo de hidrogênio por 1, e a gravidade específica do gás hidrogênio também por 1, o peso de um átomo de oxigênio será 7, e a

gravidade específica do gás oxigênio 14; temos então  $\sqrt[3]{\frac{7}{14}} : 1$ , ou  $\sqrt[3]{\frac{1}{2}} : 1$ , ou 0,794: 1 assim como o

diâmetro de um átomo de oxigênio está para o diâmetro de hidrogênio.



2. Oxigênio une com hidrogênio, carvão vegetal, nitrogênio, fósforo, e outros corpos denominados combustíveis, de várias maneiras e proporções; quando misturado com hidrogênio e algum outro fluido elástico, ele explode por uma fagulha elétrica com barulho e um choque violento no recipiente, com liberação de muito calor. Isto é chamado de detonação. Em outros casos, a união do oxigênio com outros corpos é mais lenta, mas acompanhada por calor. Isso é usualmente chamado combustão, como na queima do carvão vegetal; e inflamação, quando acompanhado com chama como na queima do óleo. Em outros casos, a união é ainda mais lenta e, conseqüentemente, com pouco aumento de temperatura, como na deterioração de metais. Isto é chamado oxidação.

Corpos queimam na atmosfera, ou a camada de ar que envolve a Terra, em consequência do oxigênio nela contido, o qual é dado ser mais de 1/5 de toda a massa. Conseqüentemente, não é de surpreender que, no oxigênio puro, eles queimem com a rapidez e brilho muito superior àquele observado na combustão ordinária. Isto é facilmente exibido, mergulhando o corpo incandescente num frasco grande cheio de oxigênio; uma torneira, pequeno fio de ferro, carvão vegetal, e quase todos os fósforos, queimam com um brilho inconcebível neste gás. A natureza dos novos compostos formados será melhor considerada depois que as propriedades de outros princípios elementares tenham sido listadas.

3. A parte da atmosfera que é necessária para manter a vida animal é o gás oxigênio. Conseqüentemente, um animal pode subsistir por mais tempo numa dada quantidade de gás oxigênio puro que na mesma quantidade do ar comum ou atmosférico. No processo de respiração, uma porção de gás oxigênio desaparece e uma igual de ácido carbônico é produzida; uma mudança similar ocorre na combustão do carvão vegetal; é inferido, por consequência, que a respiração é a fonte do calor animal. Ar atmosférico inspirado contém em torno de 21% de gás oxigênio; o ar expirado, usualmente, contém em torno de 17% de oxigênio e 4 de ácido carbônico. No entanto, se uma expiração completa de ar for feita e a última porção do ar expirado for examinada, serão encontrados 8 a 9% de ácido carbônico, tendo-se perdido a mesma quantidade de gás oxigênio.
4. O gás oxigênio não é sensivelmente afetado pela passagem contínua de faíscas elétricas ou choques através dele; nenhuma outra operação pode ser feita para decompô-lo.

#### Capítulo 4 (Seção 2) – Hidrogênio (p. 228 a 231)

Gás hidrogênio pode ser adquirido pegando-se metade de uma onça de raspas, lascas ou outros pedaços pequenos de ferro ou zinco, colocando-os num frasco com duas ou três onças de água, despejando neste, quando muito,  $\frac{1}{4}$  de ácido sulfúrico, e uma efervescência será produzida com abundância de gás que se deposita sobre água na forma usual.

Algumas das propriedades relevantes são:

1. É o gás mais leve que se conhece. Sua gravidade específica é aproximadamente 0,0805, sendo a do ar atmosférico 1. Este é aproximadamente a média alcançada

dos resultados de diferentes filósofos. De onde eu encontro que 100 polegadas cúbicas deste gás pesam aproximadamente  $2 \frac{1}{2}$  grãos à temperatura e pressão médias. É declarado ser  $\frac{1}{14}$  do peso do oxigênio e  $\frac{1}{12}$  do peso do azoto e quase a mesma parte fracionária do peso do ar comum. O peso do átomo de hidrogênio é denotado como 1 e ele é feito de padrão de comparação para outros átomos elementares. O diâmetro de um átomo de hidrogênio, no seu estado elástico, é da mesma forma denotada pela unidade, e considerado como um padrão de comparação para o diâmetro dos átomos de outros fluidos elásticos.

2. Ele extingue corpos queimando, e é fatal para animais que o respiram.
3. Se um frasco é cheio com esse gás, e uma vela acesa, ou um ferro vermelho quente é aproximado do gargalo, o gás pega fogo e queima gradualmente até ser totalmente consumido. A chama é usualmente avermelhada ou branca amarelada.
4. Quando gás oxigênio e hidrogênio são misturados juntos, não é notada a mudança; mas se uma vela acesa é aproximada da mistura, ou uma faísca elétrica é passada através dela, ocorre uma violenta explosão. Os dois gases unem-se numa proporção constantemente a mesma, e produzem vapor, o qual num meio frio é instantaneamente condensado em água. Quando duas medidas de hidrogênio são misturadas com uma de oxigênio, e explode sobre água, o gás inteiro desaparece e o recipiente fica cheio com água, em consequência da formação e subsequente condensação do vapor.

Se duas medidas de ar atmosférico são misturadas com uma de hidrogênio, e uma faísca elétrica passa através da mistura, ocorre uma explosão e o gás residual encontrado é  $1 \frac{3}{4}$  de medidas, consistindo de azoto e uma pequena porção de hidrogênio. A porção da mistura que desaparece,  $1 \frac{1}{4}$ , sendo dividida por 3 dá aproximadamente  $\frac{4}{21}$ , denotando o oxigênio nas duas medidas de ar atmosférico, ou 21%. O instrumento para explodir tais misturas é chamado eudiômetro de Volta.

5. Outra propriedade notável do hidrogênio que merece destaque, apesar de não ser peculiar a ele, mas pertence em diferentes graus a todos os outros gases que diferem materialmente do ar atmosférico em gravidade específica; se um frasco cilíndrico de duas ou mais polegadas de diâmetro está cheio com hidrogênio, é suspenso e destampado por um momento ou dois quase todo conteúdo é esvaziado e substituído por gás atmosférico. Neste caso deve, evidentemente, sair do recipiente todo o material e o outro entrar da mesma maneira. Mas se o frasco de hidrogênio for mantido com o gargalo para baixo, ele perde o gás hidrogênio lentamente e gradualmente, e o ar atmosférico entra da mesma maneira; depois de alguns minutos serão encontrados ainda traços de hidrogênio remanescentes no frasco. Se um tubo de doze polegadas de comprimento e  $\frac{1}{4}$  de polegada de diâmetro interno for preenchido com hidrogênio nota-se pouca diferença se é mantido para cima ou para baixo; o gás escoa lentamente e gradualmente em cada caso, expirando após dez minutos, como seria após dois ou três segundos se o tubo tivesse uma polegada ou mais de diâmetro. Se um frasco de 3 ou 4 onças está cheio com hidrogênio, e uma rolha adaptada contendo um tubo de 2 ou 3 polegadas de comprimento e um décimo de polegada de diâmetro interno, não há qualquer diferença material na perda do gás se o frasco é mantido para cima ou para baixo; algumas horas se passarão antes de o hidrogênio ser dispersado.

6. Gás hidrogênio pode ser sujeito a eletrificação sem mudança.

#### Capítulo 4 (Seção 3) - Sobre o azoto ou nitrogênio (p.231 a 234)

Gás azótico ou nitrogênio pode ser obtido do ar atmosférico, do qual constitui a maior parte, por vários processos:

1. Para 100 medidas de ar atmosférico, colocam-se 30 de gás nitroso; a mistura mantida por algum tempo, deve ser passada duas ou três vezes através da água; ainda conterà uma pequena porção de oxigênio; para o resíduo colocam-se mais cinco medidas de gás nitroso e repita o procedimento anterior; pequenas porções do resíduo devem ser testadas separadamente pelo gás nitroso e pelo ar atmosférico, para ver se ocorre qualquer diminuição; se produzir uma diminuição após a mistura mostra que é esperado e outra redundante; conseqüentemente, uma pequena adição ao estoque deve ser feita em conformidade. Em poucas tentativas a proporção devida pode ser achada e o gás sendo bem lavado pode ser considerado azoto puro.
2. Se uma quantidade de polissulfeto de cálcio ( $\text{CaS}_x$ ) (um líquido amarelo obtido pela fervura de uma onça de uma mistura de partes iguais de enxofre e cal num quarto de água até reduzir a um quartilho) for agitado em duas ou três vezes sua massa de ar atmosférico por algum tempo, desprenderá todo oxigênio e resultará gás azótico puro.
3. Se para 100 medidas de ar atmosférico, 42 de hidrogênio são colocadas e uma faísca elétrica passada através da mistura, ocorrerá uma explosão expelindo 80 medidas de gás azótico, etc.

As propriedades deste gás são:

1. A gravidade específica do gás azótico à temperatura de  $55^{\circ}\text{F}$  e pressão de 30 polegadas é 0,967 segundo Davy considerando a do ar 1. O peso de 100 polegadas cúbicas é quase 30 grãos. O peso de um átomo de azoto é denotado por 5 sendo do hidrogênio 1; isto é inferido principalmente do composto denominado amônia e daquele de azoto e oxigênio que será visto depois. O diâmetro da partícula de azoto, no seu estado elástico está para aquele de um de hidrogênio assim como 0,747 está para 1.
2. Como hidrogênio, ele extingue as chamas em corpos incandescentes e é fatal se respirado por animais.
3. Gás azótico é menos propenso à combinação que a maioria dos gases, nunca combina com outro gás sozinho (só Nitrogênio); no entanto, se uma mistura dele com oxigênio está sujeita à passagem de uma faísca elétrica longa e contínua, ocorre uma combustão lenta do azoto e ácido nítrico é formado. Em outros casos, azoto pode ser obtido em combinação com oxigênio em várias proporções, e os compostos podem ser analisados, mas não facilmente sintetizados.
4. Gás azótico, conforme citado, constitui aproximadamente  $\frac{4}{5}$  do ar atmosférico, não obstante ser fatal para os animais que o respiram no seu estado não misturado; os outros  $\frac{1}{5}$  é gás oxigênio, o qual é meramente misturado e difundido através dos formadores. Essa mistura constitui a parte principal da atmosfera, sendo adequado, como notamos, para a vida animal e combustão.
5. Gás azótico não é afetado por eletrificações repetidas.

## Questões de aprofundamento

- 1- Represente as reações descritas através de uma equação para cada.
- 2- Você considera o que fez fácil ou difícil?
- 3- Descreva as quantidades de reagentes e produtos em uma unidade de medida usual nos nossos dias.
- 4- Compare a realização dos itens anteriores com as conversões que foram necessárias para a leitura do capítulo do livro de Lavoisier.
- 5- Com os procedimentos utilizados por Dalton para a obtenção do gás oxigênio, você acredita que suas reações realmente produziram o gás oxigênio? Justifique.
- 6- Por que foi importante para Dalton testar vários procedimentos para a obtenção do gás oxigênio?
- 7- Qual a diferença na produção de gás oxigênio por método utilizando calor e não utilizando calor?
- 8- Nos trabalhos de Dalton, você considera que há uma preocupação com as medidas ou quantidades de reagentes utilizados em seus estudos? Justifique.
- 9- Em comparação aos trabalhos de Lavoisier, Dalton tem as mesmas preocupações em relação às quantidades utilizadas em seus experimentos?

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Realize a leitura da tradução livre do Capítulo 4 (seções 1, 2 e 3) do livro “Um Novo Sistema de Filosofia Química”, juntamente com os alunos, destacando o ano da publicação, justificando dessa maneira as características da escrita, analisando e comparando as grandezas físicas e unidades de medida presentes no texto, bem como as ideias do autor.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Compreender o desenvolvimento do pensamento dos cientistas por meio dos próprios registros, e comparar criticamente os métodos utilizados nas pesquisas.
- ❖ Representar as reações descritas através de uma equação para cada.
- ❖ Descrever as quantidades de reagentes e produtos em uma unidade de medida usual nos nossos dias.



O Capítulo 4 trouxe a história do cientista responsável por uma Teoria Atômica inédita em sua época e que, durante o percurso, realizou trabalhos muito importantes para o desenvolvimento da Química e da ciência como um todo. A teoria de Dalton forneceu uma base para a compreensão dos resultados de experimentalistas anteriores, incluindo a lei de conservação das massas, de Lavoisier, e a lei das proporções constantes de Proust. Ele também foi responsável por desenvolver um sistema de representações para os elementos e os compostos, além da autoria da Lei de Proporções Múltiplas. As Situações de Aprendizagem, neste capítulo, objetivavam levar os alunos a compreender e diferenciar o conceito de elementos químicos propostos por Lavoisier e Dalton, e a mobilizar informações na resolução de questões que envolvem as formas de representação e as massas dos elementos e compostos.

**CAPÍTULO 5 –  
Avogadro, a  
conciliação da teoria  
atômica de Dalton e  
o trabalho de Gay-  
Lussac com os gases.**

# Feitos científicos

## Joseph Louis Gay Lussac



Joseph Louis Gay-Lussac (nascido em 6 de dezembro de 1778, em Saint-Léonard-de-Noblat, França - falecido em 9 de maio de 1850 em Paris), químico e físico francês, pioneiro em investigações sobre o comportamento dos gases, estabeleceu novas técnicas para análise e fez avanços notáveis na química aplicada.

Gay-Lussac era o filho mais velho de um advogado provincial e funcionário real que perdeu sua posição na Revolução Francesa de 1789. Seu pai o enviou para um colégio interno em Paris a fim de prepará-lo para estudar direito. No início de sua

escolaridade, Gay-Lussac adquiriu um interesse pela ciência, e sua capacidade matemática lhe permitiu passar no exame de admissão para a recém-fundada Escola Politécnica (École Polytechnique), onde as despesas dos estudantes eram pagas pelo estado. Embora a escola tenha sido projetada principalmente para treinar engenheiros, a química formava uma parte importante do currículo. Gay-Lussac provou ser um estudante exemplar durante seus estudos de 1797 a 1800. Após a formatura, ele entrou para a prestigiosa Escola de Pontes e Rodovias (École Nationale des Ponts et Chaussées). Ele se retirou desta escola em 1801 para se tornar assistente de pesquisa do químico Claude-Louis Berthollet, que havia instalado recentemente um laboratório em sua casa de campo em Arcueil, nos arredores de Paris, tornou-se o foco de uma sociedade científica privada pequena, mas muito influente. O primeiro volume de memórias da sociedade, publicado em 1807, incluiu contribuições de Gay-Lussac.

O químico francês Claude Louis Berthollet (1748-1822) fez muitas contribuições originais para a química teórica e aplicada, e foi um dos principais discípulos de Lavoisier. Ele fez um estudo especial sobre a química do tingimento a partir do qual publicou uma importante obra de dois volumes em 1791. E ainda, revolucionou a indústria do branqueamento, descrevendo a ação de branqueamento do gás cloro em uma solução alcalina. A carreira de Berthollet atingiu seu clímax durante a era napoleônica, quando ele foi escolhido para acompanhar Napoleão na expedição ao Egito e se tornou um membro proeminente do instituto científico e arqueológico que Napoleão estabeleceu no Cairo.

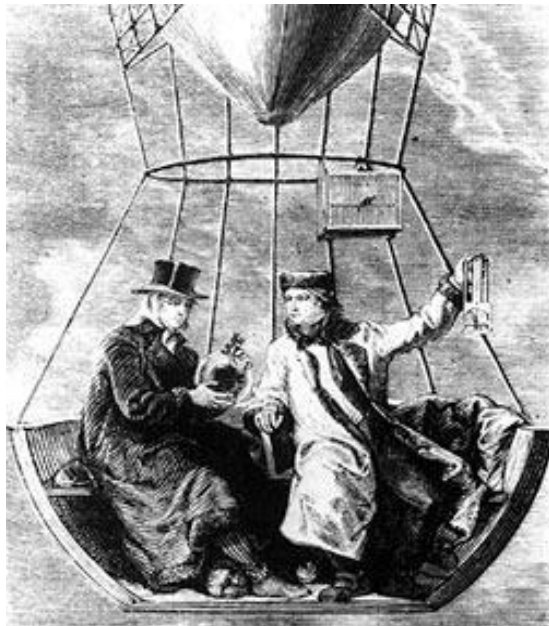
Na cidade de Arcueil, Berthollet foi acompanhado pelo eminente matemático Pierre-Simon Laplace, que contratou Gay-Lussac em experimentos sobre capilaridade para estudar forças de curto alcance. A primeira publicação de Gay-Lussac (1802), no entanto, foi sobre a expansão térmica de gases. Para garantir resultados experimentais mais precisos, ele usou gases secos e mercúrio puro. Ele concluiu, a partir de seus experimentos, que todos os gases se expandem igualmente na faixa de temperatura de 0 a 100 ° C (32 a 212 ° F). Esta lei, geralmente (e erroneamente) é atribuída ao físico francês Jacques Alexandre Cesar Charles como a "lei de Charles", foi a primeira de várias regularidades no comportamento da matéria que Gay-Lussac estabeleceu. Mais tarde, ele escreveu: "Se alguém não estivesse animado com o desejo de descobrir leis, muitas vezes escapariam da atenção mais esclarecida". Das leis que Gay-Lussac descobriu, ele continua sendo mais conhecido por sua lei dos volumes combinados de gases (1808). Ele já havia estabelecido, em 1805, que o hidrogênio e o oxigênio combinam em volume na proporção de 2: 1 para formar água. Experimentos posteriores com trifluoreto de boro e amônia produziram fumos espetacularmente densos e o levaram a investigar reações semelhantes, como a que ocorre entre o cloreto de hidrogênio e a amônia, que se combinam em volumes iguais para formar cloreto de amônio. Um estudo mais aprofundado permitiu-lhe generalizar sobre o comportamento de todos os gases. A abordagem de Gay-Lussac ao estudo da matéria era consistentemente volumétrica e não gravimétrica, em contraste com a de seu contemporâneo inglês John Dalton.

Outro exemplo do gosto de Gay-Lussac por razões volumétricas apareceu em uma investigação de 1810, sobre a composição de substâncias vegetais, realizada com seu amigo Louis Jacques Thénard. Juntos, eles identificaram uma classe de substâncias (mais tarde chamadas de carboidratos), incluindo açúcar e amido que continham hidrogênio e



oxigênio na proporção de 2: 1. Eles anunciaram seus resultados na forma de três leis, de acordo com a proporção de hidrogênio e oxigênio contidos nas substâncias.

Figura 9: Exploração no balão em 24 de agosto de 1804.



Fonte: <https://www.sciencehistory.org/historical-profile/joseph-louis-gay-lussac>

Quando jovem, Gay-Lussac participou de explorações perigosas para fins científicos. Em 1804, ele subiu em um balão de hidrogênio com Jean-Baptiste Biot, a fim de investigar o campo magnético da Terra em altas altitudes e estudar a composição da atmosfera. Eles alcançaram uma altitude de 4.000 metros (cerca de 13.000 pés). Em um voo solo seguinte, Gay-Lussac chegou a 7.016 metros (mais de 23.000 pés), estabelecendo, assim, um recorde que permaneceu intacto por meio século, para o voo de balão mais alto. Em meados de 1805/

1806, em meio às guerras napoleônicas, Gay-Lussac embarcou em uma turnê europeia com outro colega de Arcueil, o explorador prussiano Alexander von Humboldt.

A pesquisa de Gay-Lussac, juntamente com o patrocínio de Berthollet e do grupo Arcueil, ajudou-o a se tornar membro da prestigiosa Primeira Classe do Instituto Nacional (mais tarde a Academia de Ciências) em um estágio inicial de sua carreira (1806). Embora nenhuma vaga na seção de química existisse, suas credenciais em física eram suficientemente fortes para permitir que ele entrasse naquela seção. Em 1807, publicou um estudo importante sobre o aquecimento e resfriamento produzido pela compressão e expansão de gases. Isso depois de ter significância para a lei de conservação de energia. Três anos antes, Gay-Lussac havia sido nomeado para o posto de repetidor<sup>16</sup> na École Polytechnique (Escola Politécnica), onde, em 1810, ele recebeu uma cátedra (cadeira de professor) em química que incluía um salário substancial. Ele também foi admitido como professor de Física na Faculdade de Ciências em Paris, após a sua fundação em 1808. Nesse mesmo ano, ele se casou com Geneviève Rojot, com quem teve cinco filhos.

<sup>16</sup>O repetidor tinha como atribuição repetir as aulas a que assistia para os alunos que estavam sob a sua responsabilidade, acompanhá-los no recreio, apresentar o instituto aos visitantes, corrigir os exercícios dados pelo professor e substituí-lo quando fosse preciso

Em 1816, Gay-Lussac atuou como o editor conjunto dos *Annales de chimie et de physique* (Anais de Química e Física), uma posição que ele compartilhou com seu ex-colega de Arcueil, François Arago. Em 1818, tornou-se membro da comissão de pólvora do governo. Ainda mais lucrativa foi sua nomeação em 1829 como diretor do departamento de ensaios da Casa da Moeda de Paris, para a qual desenvolveu um método preciso para o ensaio da prata. Gay-Lussac também realizou experimentos para determinar o teor de álcool nos licores alcoólicos. Nos seus últimos anos, serviu como consultor para a fábrica de vidro da Saint-Gobain. Tal variedade de compromissos atesta o valor que seus contemporâneos deram à aplicação da química na solução de problemas sociais e econômicos. Ainda assim, Gay-Lussac não escapou das críticas dos colegas por se desviar do caminho da ciência “pura” e rumo ao caminho do ganho financeiro.

Gay-Lussac foi uma figura-chave no desenvolvimento da nova ciência da análise volumétrica. Em 1848 (o ano das revoluções), Gay-Lussac renunciou de suas várias nomeações em Paris, e se retirou para uma casa de campo de sua juventude, que foi abastecida com sua biblioteca e um laboratório particular. Na primavera de 1850, percebendo que estava morrendo, pediu a seu filho que queimasse um tratado que ele havia começado chamado “*Philosophie chimique*” (Filosofia Química). Em um elogio feito após sua morte na Academia de Ciências, seu amigo, o físico Arago, resumiu o trabalho científico de Gay-Lussac<sup>17</sup> como o de "um engenhoso físico e um excelente químico".

---

<sup>17</sup> Obs.: Não colocamos no material exercícios diretamente ligados à Lei de Gay-Lussac, pois o objetivo quanto à abordagem da sua biografia e seus estudos é introduzir a importância do trabalho de Avogadro na conciliação da teoria atômica de Dalton e o trabalho de Gay-Lussac com os gases.

# Feitos científicos

## Amedeo Avogadro

A contribuição de Gay-Lussac foi bastante significativa para o desenvolvimento dos cálculos estequiométricos, mas só foi aceita e compreendida a partir do trabalho de Amedeo Avogadro.

O conde Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro nasceu em Turim, Itália, em 09 de agosto de 1776. Avogadro se formou em jurisprudência em 1792, mas não praticou a profissão até receber seu doutorado em direito quatro anos depois,



quando passou a exercê-la em escritórios de advocacia e a ocupar outros cargos administrativos, e só mais tarde perceber sua vocação científica.

No final do século XVIII, ele recebeu cursos de física, incluindo eletricidade, e publicou, com calma, dois testes de eletricidade. Sua estreia na comunidade científica de Turim é notada e Avogadro torna-se membro da Academia de Ciências de Turim em 1804.

Em 1809, seu trabalho tomou uma nova direção depois de ler o livro *System of Chemistry (Sistema de Química)*, de Thomas Thomson, um dos primeiros químicos a aceitar a teoria atômica. Avogadro então se esforça por dois anos para provar, como veremos, que a abordagem atomística de Dalton e a abordagem volumétrica proposta por Gay-Lussac são compatíveis. Em 1811, Avogadro expôs sua famosa hipótese, que, embora tenha permitido um avanço significativo na pesquisa científica do século XIX, foi ignorada durante os cinquenta anos que se seguiram à sua publicação.

Em janeiro de 1815, ele se casou com Felicita Mazzia, com quem teve seis filhos. Avogadro então dedica o resto de sua vida à família, em vez de buscar seu sucesso profissional, morreu em 9 de julho de 1856 em Turim, com a idade de 80 anos. A hipótese

de Avogadro começou a ganhar amplo apelo entre os químicos somente depois que seu compatriota e colega cientista, Stanislao Cannizzaro, demonstrou seu valor em 1858, dois anos após sua morte. Para a maioria dos químicos do início do século XIX, a existência de átomos parecia ser uma ideia completamente louca. No entanto, uma descrição precisa da matéria tornava-se necessária para explicar muitos resultados experimentais.

Os proponentes da teoria atômica concordaram com uma descrição corpuscular da matéria. Ou seja, a matéria não é contínua nem infinitamente divisível e, portanto, consiste de partículas indivisíveis, hoje chamadas de átomos. John Dalton era um fiel defensor dessa teoria, e graças à sua “Lei das proporções múltiplas” conseguiu determinar os pesos atômicos relativos de corpos simples tomando como uma unidade a massa de hidrogênio e considerando que o peso atômico de cada elemento é a quantidade que reage com um grama de hidrogênio para formar a combinação mais estável.

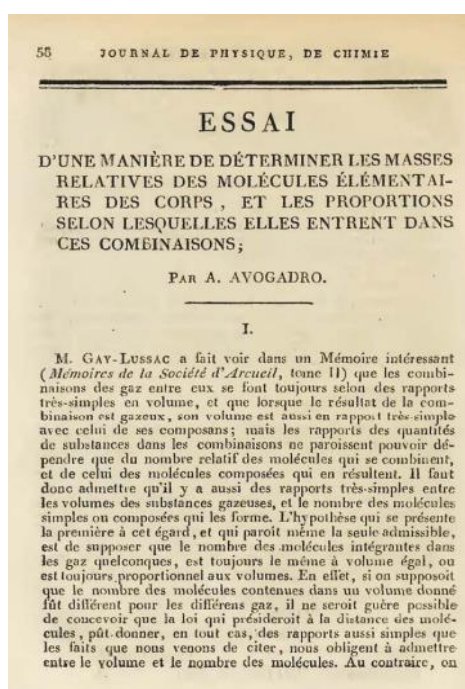
Ao mesmo tempo, Gay Lussac estava interessado na combinação de compostos químicos gasosos e afirma uma lei bastante semelhante à de Dalton: "Todos os gases, ao agirem uns sobre os outros, combinam sempre nas relações mais simples (... de 1 para 1, de 1 para 2, ou de 1 para 3...), e estas relações de volume não são observadas em substâncias sólidas e líquidas, ou quando consideramos pesos". Essa teoria foi fortemente rejeitada por Dalton, pois parecia incompatível com a síntese da água. De fato, Dalton fez a suposição simples de que os átomos se combinam na razão de 1:1. Descreveu, por exemplo, a reação de formação de água como sendo:  $H + O \rightarrow HO$ , enquanto as medidas em volume de Gay-Lussac iam na direção da reação  $2H + O \rightarrow H_2O$ , uma vez que requer a reação entre dois volumes de hidrogênio e um volume de oxigênio.

Para dar uma explicação teórica da lei de volumes de Gay-Lussac, Avogadro afirma em seu ensaio publicado em 1811 (Figura 3), “*Teste de uma maneira de determinar as massas relativas das partículas elementares de corpos e proporções em que eles insiram as combinações*”, que: "O número de moléculas integradoras (que hoje é chamado apenas de moléculas) em qualquer gás é sempre o mesmo em volume ou é sempre proporcional a volumes."

Para obter a sua hipótese, Avogadro diz, uma vez que os gases têm todos substancialmente o mesmo coeficiente de expansão e que são comprimidos da mesma forma (na mesma temperatura e pressão), há necessariamente o mesmo "vazio" entre as partículas, portanto o mesmo número de espécies no mesmo volume. Avogadro, no entanto, faz objeção à sua hipótese. De fato, se em uma combinação uma molécula de um gás combina com várias moléculas de outro gás, o número de moléculas do composto

resultante deve permanecer o número de moléculas do primeiro gás. Mas isso não está de acordo com os resultados de Gay-Lussac sobre a reação de formação da água. Para resolver esse problema, Avogadro formulou a hipótese de que o hidrogênio e o oxigênio são na verdade moléculas diatômicas. A equação de formação da água se torna:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ . Avogadro conclui seu trabalho afirmando que sua hipótese "é basicamente o sistema de Dalton, provido de um novo meio de precisão pela conexão que encontramos lá com o estabelecido pelo Sr. Gay-Lussac". Graças à sua hipótese, Avogadro concilia o trabalho de Dalton e Gay-Lussac.

Figura 10: A hipótese de Avogadro publicada neste ensaio em 1811



Fonte: AVOGADRO (1811)

Ampère declarará em 1814, três anos depois, uma hipótese semelhante, e após a elaboração do seu trabalho, afirmou que não estava ciente da hipótese de Avogadro. A princípio, a hipótese de Avogadro foi ignorada, rejeitada ou mal-entendida. Essa ignorância pode, em parte, ser justificada pela personalidade incomum de Avogadro. Ao contrário de muitos de seus contemporâneos, ele não tinha um mentor, não fazia parte de nenhum grupo de pesquisa, e raramente se comunicava ou viajava. Sua falta de contato com o mundo intelectual e científico limitou as discussões em torno de seu ensaio.

Além disso, naquele momento, poucos créditos eram dados para trabalhos que não foram verificados experimentalmente. Mas Avogadro estava restrito a um estudo teórico da química, usando os resultados experimentais de outros cientistas.

A hipótese de Avogadro é, sem dúvida, inovadora demais em relação ao conhecimento da época. Supor que moléculas eram compostas de dois átomos semelhantes parecia estranho, especialmente no contexto da teoria eletroquímica de Berzelius, em que qualquer combinação é explicada por cargas elétricas opostas. Finalmente, sua hipótese supõe a existência de átomos no gás, uma teoria que ainda era fortemente rejeitada naquele momento.

Essa hipótese só foi reconhecida cinquenta anos depois, quando foi ressuscitada. Em sua memória *Sunto di un corso di Filosofia Chimica* (Resumo de um curso de Filosofia Química) foi publicado em 1858 por Stanislao Cannizzaro (1826-1910), que tinha então 33 anos de idade, apresentando as suas investigações sobre o trabalho de meio século de químicos e físicos em toda a Europa (Figura 4). Embora ele não adicione novas peças ao quebra-cabeça, Cannizzaro tem a capacidade intelectual de ligar todas as informações à sua disposição, iluminando concepções anteriormente obscuras e confusas. Em particular, ele revisa os cinquenta anos que se seguiram à publicação da hipótese molecular de Avogadro.

Figura 11: Memória de Cannizzaro publicado em 1858



A primeira estimativa da constante foi feita por Loschmidt, a partir da densidade de partículas em um gás ideal; tinha o valor  $N_L = 2,6868 \times 10^{25} \text{ m}^{-3}$  (constante de Loschmidt). Quando o físico americano Robert Millikan determina a carga de um elétron em 1910, a comunidade científica acessa medições mais precisas da constante. A carga de um mol de elétrons é conhecida desde 1834 graças ao trabalho de Michael Faraday

sobre eletrólise. O valor do número de Avogadro é então obtido pela divisão da carga de um mol de elétrons pela carga de um elétron.

Em 1909, o físico Jean Perrin, que determinou o número de Avogadro por diferentes métodos, propõe nomeá-lo em homenagem a Avogadro. Assim, desde 1971, quando o mol se torna a unidade básica de quantidades de matéria, ao número de Avogadro é dada uma unidade, o mol<sup>-1</sup> e se torna uma constante ( $6,02 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>, ou seja  $6,02 \times 10^{23}$  partículas por mol).

Estudar o comportamento de cada átomo, molécula ou íon em um meio é, na prática, impossível, sendo necessário generalizar o estudo de um sistema para um grande número de partículas. O parâmetro que torna possível fazer a ligação entre a escala microscópica (isto é, a escala que considera as propriedades individuais de cada partícula) e a escala macroscópica (ou seja, a escala que globalmente estuda um grande número de partículas) é precisamente a constante de Avogadro. Avogadro é, de alguma forma, a base da física estatística, também chamada de termodinâmica estatística, que, a partir das propriedades microscópicas, descreve as propriedades e evoluções de sistemas físico-químicos com um grande número de partículas.

Fig. 12: Selo com a aparência de Avogadro e sua famosa hipótese emitida no centenário de sua morte (1956)



A constante de Avogadro é hoje uma das mais importantes constantes da química. Aparece em muitas leis usadas hoje, entre as quais podemos mencionar a lei dos gases perfeitos:

$$PV = nRT$$

onde R, constante universal dos gases perfeitos é o produto do número de Avogadro e da constante de Boltzmann  $k_B$ :

$$R = N_A k_B$$

Embora com algumas exceções, seus principais trabalhos tenham caído no esquecimento, Avogadro permanece conhecido mais de um século após a publicação de sua hipótese. Isso, de fato, contribuiu para grandes avanços na compreensão da química, em particular, para distinguir átomos e moléculas, desenvolver um sistema de peso atômico e para definir um simbolismo químico dos elementos.



## Situação de Aprendizagem

**Qual a forma mais adequada de determinar a quantidade de átomos e moléculas? Será que a contribuição de Avogadro foi mesmo importante?**

**Dica:** Para a realização das atividades será necessário que você tenha em mãos uma Tabela Periódica para consulta, e considere os conceitos de mol e massa molar.

**Obs.:** As atividades desse capítulo foram adaptadas do livro do GEPEQ (módulo 3, p. 165-170)

1- Inicialmente, localize na tabela os metais Magnésio, Cobre, Estanho e Zinco. Agora escreva:

- As massas molares desses elementos.
- A quantidade de átomos que estão contidos respectivamente nessas massas.

2- Pesquise na tabela as massas atômicas dos elementos que constituem as seguintes substâncias e calcule as massas molares de cada uma delas.

- FeO (óxido de ferro (II))
- CO<sub>2</sub> (dióxido de carbono)
- CaCO<sub>3</sub> (carbonato de cálcio)
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (óxido férrico)
- O<sub>2</sub> (gás oxigênio)

3- Qual a massa, em gramas, de

- $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de magnésio (Mg)?
- $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas de óxido de ferro (III), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?
- 3,0 mol de monóxido de carbono (CO)?
- 2,0 mol de gás hidrogênio (H<sub>2</sub>)?
- 0,5 mol de água (H<sub>2</sub>O)?
- 2,0 mol de dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>)?

4- Vamos tentar diferente? Calcule a quantidade de matéria (mols) que há em:

- 36,5 g de ácido clorídrico (HCl);
- 300 g de carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>);

- c) 32 g de dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>);
  - d) 112 g de ferro (Fe).
- 5- Na realização de um experimento foram usados 0,0016 g de cálcio.
- a) Que quantidade de matéria (mol) de cálcio corresponde a essa massa?
  - b) Quantos átomos de cálcio participam do experimento?
- 6- Considerando que um prego tem massa 3,0 g:
- a) Qual a quantidade de matéria (mol) de átomos de ferro que constitui esse prego?
  - b) Quantos átomos de ferro constituem esse prego?
  - c) Qual a massa, em gramas, de um único átomo de ferro?
- 7- Calcule o número de partículas que há em
- a) 20g de zinco, Zn
  - b) 0,5 g de cobre, Cu
  - c) 2,0 kg de óxido de ferro (III), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- 8- Em um experimento foram usadas  $7,2 \cdot 10^{24}$  partículas de gás hidrogênio. Que quantidade de matéria (mols) de H<sub>2</sub> foi usada?
- 9- Um mol de uma substância **X** contém  $1,8 \cdot 10^{24}$  átomos de carbono e  $4,8 \cdot 10^{24}$  átomos de hidrogênio. Qual a fórmula que representa a substância?
- 10-  $1,5 \cdot 10^{23}$  partículas de uma substância **A** correspondem a 4g da substância. Qual é a massa molar de **A**?

## Guia para a atividade

**Para a execução desta atividade o aluno deve ser exposto à seguinte situação:**

- ❖ Abordagem da síntese de Avogadro - Quantidade de matéria (mol), por meio de questões para aplicação do conhecimento sobre massa, quantidade de matéria e número de partículas.

**Regras de ação a serem seguidas:**

- ❖ Compreender a importância do trabalho de Avogadro para o desenvolvimento de questões importantes nas Ciências.
- ❖ Realizar os cálculos e reinterpretar situações anteriores com a nova grandeza.



No Capítulo 5 foram abordadas as biografias de dois importantes cientistas. Gay-Lussac desenvolveu um importante trabalho com os gases, com sua atenção voltada à volumetria, e suas ideias entraram em conflito com as ideias de Dalton. Daí a importância do trabalho de Avogadro, que permitiu a conciliação do trabalho desses cientistas, afirmando em sua hipótese que “o número de moléculas em qualquer gás é sempre o mesmo em volume ou é sempre proporcional a volumes”. Seu trabalho, no entanto, só foi reconhecido e retomado cinquenta anos depois, quando Canizarro liga as informações publicadas nesse período e valoriza a hipótese molecular de Avogadro. A partir de então, são obtidos valores pela divisão da carga de um mol de elétrons pela carga de um elétron, que dão origem ao número de Avogadro, o que contribuiu para grandes avanços na compreensão da química, em particular, para distinguir átomos e moléculas, desenvolver um sistema de peso atômico, e para definir um simbolismo químico dos elementos. Neste capítulo, as Situações de Aprendizagem objetivaram a aplicação do conhecimento sobre massa, quantidade de matéria e número de partículas, em meio ao raciocínio matemático.

## REFERÊNCIAS

AVOGADRO, A. Essai D'une manière de terminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles eles entrent dans ces combinaisons. **Journal de Physique, de Chimie**, julho 1811. Disponível em: <<https://www3.nd.edu/~powers/ame.20231/avogadro1811.pdf>>. Acesso em: 18 de janeiro de 2019.

CISCATO, Carlos A; BELTRAN, Nelson O. **Química**. São Paulo: Cortez, 1991. Coleção Magistério 2º grau. Série Formação Geral. 243 p.

CROSLAND, Maurice P. Joseph Gay-Lussac: french chemist. **Enciclopédia Britânica**. Disponível em: <<https://www.britannica.com/biography/Joseph-Louis-Gay-Lussac>>. Acesso em: 04 de agosto de 2018.

DALTON, John. **A new system of chemical philosophy**. Part I, Manchester, 1808.

GEPEQ. **Interações e Transformações: Química – Ensino Médio: Livro do aluno: Guia do professor**. 4ª ed. São Paulo: Edusp, 1998.

GULLERME, Jacques; GORDON, Elisabeth; MAUREL, Raymond. Chimie Histoire. **Encyclopædia Universalis** [online]. Disponível em: <<http://www.universalis.fr/encyclopedie/chimie-histoire/>>. Acesso em: 18 de julho de 2018.

JOHNSON, Horton A. Instrumentos Revolucionários: Ferramentas de Lavoisier como Objetos d'Art. **Science History Institute**. Disponível em: <<https://www.sciencehistory.org/distillations/magazine/revolutionary-instruments-lavoisiers-tools-as-objets-dart>>. Acesso em: 10 de julho de 2018.

LAVOISIER, Antoine L. **Tratado elementar de química**. Tradução L. S. P. Trindade. São Paulo: Madras, 2007.

LYNN, Van G. **Antoine Lavoisier: and his impact on Modern Chemistry**. 1ª ed. Mankato: Capstone, 2009. 40 p.

MAUSKOPF, Seymour H. **Joseph-Louis Proust: french chemist**. Enciclopédia Britânica. Disponível em: <<https://www.britannica.com/biography/Joseph-Louis-Proust>>. Acesso em 01 de agosto de 2018.

MELONI, Reginaldo A.; VIANA, Hélio E. B. O ensino de Química no Brasil e os debates sobre o atomismo: um estudo dos programas da educação secundária (1850-1931). **Química Nova na Escola**, São Paulo, v. 39, n.1, p. 46-51, fev. 2017. Disponível em: <[http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39\\_1/08-HQ-21-16.pdf](http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39_1/08-HQ-21-16.pdf)>. Acesso em: 13 de abril de 2019.

MELZER, Ehrick E. M.; AIRES, Joanez Aparecida. A História do desenvolvimento da teoria atômica: um percurso de Dalton a Bohr. **Amazônia Revista de Educação em Ciências e Matemática**, v.11 (22), p.62-77, Jan-Jun. 2015. Disponível em: <<https://periodicos.ufpa.br/index.php/revistaamazonia/article/download/2137/2635>>. Acesso em: 12 de abril de 2019.

OSÓRIO, V. K. L. Determinação permanganométrica de sulfóxidos: mais uma armadilha no uso de normalidade. **Química Nova**, São Paulo, v. 15, p. 99-103, jan. 1992. Disponível em:

<[http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol15No1\\_99\\_v15\\_n1\\_%2816%29.pdf](http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol15No1_99_v15_n1_%2816%29.pdf)

>. Acesso em: 14 de abril de 2017.

ROMANELLI, Lilavate I.; JUSTI, Rosária da S. **Aprendendo Química**. 2 ed. Ijuí: Ed. Unijuí, 2006. 232p.

ROSS, Sydney. **John Dalton**: Ritish Scientist. Enciclopédia Britânica. 2018.

Disponível em: <<https://www.britannica.com/biography/John-Dalton/Atomic-theory>>.

Acesso em: 25 de novembro de 2018

SACK, Harald. **Jeremias Richter and the Law of Definite Proportions**. Scihi Blog: daily blog on science, tech and art in history. Disponível em: <<http://scihi.org/jeremias-richter-definite-proportions-stoichiometry/>>. Acesso em 27 de julho de 2018.

SCIENCE HISTORY INSTITUTE. **Joseph Louis Gay-Lussac**: Gay-Lussac discovered one of the fundamental laws of gases, the law of combining volumes. 2017. Disponível em: <<https://www.sciencehistory.org/historical-profile/joseph-louis-gay-lussac>>. Acesso em 03 de agosto de 2018.

SNELDERS, H.A.M. **Richter, Jeremias Benjamin**. Complete Dictionary of Scientific Biography. Disponível em: <<https://www.encyclopedia.com/science/dictionaries-thesauruses-pictures-and-press-releases/richter-jeremias-benjamin>> Acesso em: 20 de julho de 2018.

VIANA, Hélio E. B. A Construção Atômica da Teoria de Dalton como Estudo de Caso – e algumas reflexões para o ensino de química. **Dissertação de Mestrado**. FE-USP. São Paulo, 2007. Disponível em:

<[http://www.educadores.diaadia.pr.gov.br/arquivos/File/2010/artigos\\_teses/2011/quimica/dissertacoes/const\\_teoriat\\_dalton\\_dissert.pdf](http://www.educadores.diaadia.pr.gov.br/arquivos/File/2010/artigos_teses/2011/quimica/dissertacoes/const_teoriat_dalton_dissert.pdf)>. Acesso em: 18 de abril de 2017.