**Leis das reações químicas (Leis ponderais)**

As **Leis Ponderais** são as leis experimentais que regem as reações químicas em geral e são relativas às massas dos componentes dessas reações. São basicamente leis que relacionam as massas dos reagentes e produtos em uma reação química qualquer.

As leis das reações químicas são divididas em dois grupos: Leis Ponderais e Leis Volumétricas, portanto a [Lei de Gay Lussac](https://www.infoescola.com/termodinamica/lei-de-gay-lussac/) não participa das Leis Ponderais.

As Leis Ponderais surgiram no final do Século XVIII, e vários químicos e estudiosos da época possuem participação ativa na elaboração das mesmas. A seguir veremos mais especificamente cada uma delas.

[**Lei da conservação da massa (Lei de Lavoisier)**](https://www.infoescola.com/quimica/lei-da-conservacao-das-massas/)

“*Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.*” (Antoine Lavoisier)

Por volta de 1774, o químico francês [Antoine Laurent Lavoisier](https://www.infoescola.com/biografias/antoine-lavoisier/) (1743 – 1794) contou com a colaboração de sua esposa Marie Anne Lavoisier para realizar experiências sobre [combustão](https://www.infoescola.com/reacoes-quimicas/combustao/) e [calcinação](https://www.infoescola.com/quimica/calcinacao/) de [substâncias químicas](https://www.infoescola.com/quimica/substancia-quimica/), a fim de quantificar e verificar a variação de massa nessas reações químicas. A base para os experimentos realizados pelo Sr. e Sra. Lavoisier foi um experimento de 1760 do químico russo Mikhail Lomonosov.

Com o experimento, Lavoisier pôde notar que ao calcinar metais expostos ao ar, havia a formação de [óxidos](https://www.infoescola.com/quimica/oxidos/) metálicos que tinham peso maior que o metal de partida, contudo, ao realizar a combustão de matéria orgânica como o carvão, também exposto ao ar, a massa final era menor que a massa de partida. Lavoisier então adquiriu maiores informações sobre as reações que aconteciam ao calcinar e realizar a combustão de diferentes compostos químicos e observou que o gás que ativava as reações de queima era o [oxigênio](https://www.infoescola.com/elementos-quimicos/oxigenio/) (nome dado ao gás pelo próprio Lavoisier algum tempo depois), e que após realizar mais experimentos pôde deduzir que as reações de combustão e de calcinação são resultado da reação química da combinação do oxigênio com outros componentes. Realizando experimentos em sistemas fechados, que possibilitaram medir com maior precisão a massa dos reagentes e produtos das reações de calcinação e combustão, inclusive os reagentes e produtos gasosos que participam ativamente de tais reações, Lavoisier concluiu que as variações observadas nos experimentos realizados em sistema aberto se somadas as massas dos reagentes e produtos gasosos era constante no início e fim das reações de combustão e calcinação as quais os materiais eram submetidos.

Com a Lei de Lavoisier, podemos concluir então que numa reação química realizada em sistema fechado, a massa permanece constante do início ao fim da reação, ou seja, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos obtidos.

m(reagentes) = m(produtos)

A Lei de Lavoisier em sua forma originalmente proposta atualmente não se aplica apenas às [reações nucleares](https://www.infoescola.com/quimica/quimica-nuclear/), devido ao fato de que estas reações envolvem transmutações nucleares, onde há mutação dos núcleos dos reagentes, além da alteração da massa inicial dos núcleos dos reagentes que é sempre maior que a massa final dos núcleos dos produtos deste tipo de reação.

[**Lei das proporções constantes ou definidas (Lei de Proust)**](https://www.infoescola.com/quimica/lei-de-proust/)

“*Toda substância possui uma proporção constante, em massa, na sua composição, e a proporção na qual reagem e se formam é constante.*” (Joseph Louis Proust)

O químico e farmacêutico francês Joseph Louis Proust (1754 – 1826), ao realizar experimentos relacionados à composição do [carbonato](https://www.infoescola.com/compostos-quimicos/carbonatos/) de cobre, concluiu que, independentemente do método, procedência ou processo de preparação a proporção dos elementos químicos de sua composição era sempre a mesma. Esse experimento foi o que impulsionou Proust a, em 1794 ou 1797 (há variação de datas nas diferentes literaturas disponíveis) propor a **Lei das Proporções Definidas**, ou também como é conhecida, a **Lei de Proust**.

Com experimentos realizados utilizando apenas [substâncias puras](https://www.infoescola.com/quimica/substancia-pura/), Proust pôde verificar que as massas tanto dos reagentes quanto dos produtos participantes da reação possuem sua proporção sempre constante, e isso independe das quantidades, por exemplo:

H2 + ½ O2 → H2O

2g + 16g → 18g

0,4g + 3,2g → 3,6g

Com o exemplo acima podemos concluir que, numa amostra de água, sempre haverá 11,1% em massa de [hidrogênio](https://www.infoescola.com/elementos-quimicos/hidrogenio/) e 88,9% em massa de oxigênio na composição. Também é possível observar que a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos, e mesmo que haja mais que um reagente formando apenas um produto, suas proporções são sempre constantes.

[**Lei das proporções múltiplas (Lei de Dalton)**](https://www.infoescola.com/quimica/lei-de-dalton/)

“*Quando dois elementos formam duas ou mais substâncias compostas diferentes, se a massa de um deles permanecer fixa a do outro irá variar em uma relação de números inteiros e pequenos*”. (John Dalton)

John Dalton (1766 – 1844), foi químico, meteorologista e físico inglês que criou diversas teorias e é o [fundador da teoria atômica moderna](https://www.infoescola.com/quimica/modelo-atomico-de-dalton/). Com a realização de experimentos voltados às massas dos reagentes e produtos de reações químicas, Dalton criou a Teoria das Proporções Múltiplas, onde a massa fixa de um dos elementos se combina com massas diferentes de um segundo elemento, formando compostos diferentes, por exemplo:

[Monóxido de carbono](https://www.infoescola.com/quimica/monoxido-de-carbono/): 1C + ½ O2 → 1 CO

[Dióxido de carbono](https://www.infoescola.com/quimica/dioxido-de-carbono/): 1C + 1 O2 → 1 CO2

Na primeira reação vemos a reação na proporção de 1:1, ou seja, para 1 átomo de carbono utiliza-se 1 átomo de oxigênio e o produto da reação é o monóxido de carbono. Já na segunda reação temos mantida a quantidade de carbono, porém a proporção de oxigênio é dobrada, sendo realizada na proporção 1:2, formando o dióxido de carbono.

Um dos exemplos mais encontrados na literatura para demonstrar a aplicação efetiva desta Lei é a formação de [óxidos](https://www.infoescola.com/quimica/oxidos/) diversos, como por exemplo, os óxidos formados por nitrogênio:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Nitrogênio** | **Oxigênio** | **Óxido Formado** | **Proporção** |
| 28g | 16g | N2O | 2:1 |
| 28g | 32g | N2O2 | 2:2 |
| 28g | 48g | N2O3 | 2:3 |
| 28g | 64g | N2O4 | 2:4 |

Genericamente podemos definir que:

A + B → C
ma + mb → mc

A + B’ → C’
ma + m’b → m’c

Mantendo a massa de um dos reagentes constante, a massa do(s) outro(s) reagentes e a massa do(s) produto(s) é(são) variável(eis).

**Reações Químicas e Teoria Atômica Clássica Exercícios**

01. (UFTM-MG) Indique, para as leis ponderais, a alternativa INCORRETA.
A) As massas de um elemento químico, que se combinam com uma massa fixa de um segundo elemento para formar compostos diferentes, estão entre si numa proporção de números inteiros, em geral pequenos.
B) Diferentes amostras de uma mesma substância contêm proporções idênticas dos elementos que a constituem.
C) Quando as massas de dois elementos, que reagem com a mesma massa de um terceiro elemento, reagirem entre si, elas o farão na mesma proporção das massas anteriores (ou múltiplos ou submúltiplos simples dessa relação).
D) Quando dois elementos se unem para formar um composto, a razão entre as massas que se combinam é sempre uma razão de números inteiros e pequenos.
E) A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja a reação química que aí se verifique.

02. (PUC-SP) Querendo verificar a Lei de Conservação das Massas (Lei de Lavoisier), um estudante realizou a experiência esquematizada a seguir:



Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido.
A) A Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e de [pressão](https://exerciciosweb.com.br/fisica/hidrostatica-densidade-pressao-e-principio-de-stevin-exercicios/).
B) A Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
C) De acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes, quando estes se encontram no mesmo estado físico.
D) Para que se verifique a Lei de Lavoisier, é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.

03. Reações Químicas e [Teoria Atômica](https://exerciciosweb.com.br/quimica-exercicios-gabarito/atomistica/teoria-atomica-dalton-modelos-atomicos-exercicios/) Clássica: (UFU-MG) Podemos considerar que Dalton foi o primeiro cientista a formalizar, do ponto de vista quantitativo, a existência dos átomos. Com base na evolução teórica e considerando os postulados de Dalton citados a seguir, marque a única alternativa considerada CORRETA nos dias atuais.
A) Os átomos de um elemento são todos idênticos.
B) Uma substância elementar pode ser subdividida até se conseguirem partículas indivisíveis chamadas átomos.
C) Dois ou mais átomos podem combinar-se de diferentes maneiras para formar mais de um tipo de composto.
D) É impossível criar ou destruir um átomo de um elemento químico.

04. (Unimontes-MG–2007) A busca da simplicidade dentro da complexidade da natureza levou John Dalton a propor o seu modelo de átomo, tendo como base as razões das massas dos elementos que se combinaram para formar compostos. A hipótese atômica que contraria o modelo proposto por Dalton é:
A) Uma transformação resulta em novos átomos.
B) Os átomos de um mesmo elemento são idênticos.
C) Átomos diferentes apresentam massas diferentes.
D) Um composto resulta da combinação de átomos.

05. Reações Químicas e Teoria Atômica Clássica: (UERJ-2006)
Na natureza nada se cria, nada se perde. Tudo se transforma. Esse enunciado é conhecido como Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa. Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas, I e II, mostradas na figura a seguir. Nos pratos dessas balanças, foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:
• Pratos A e B: carvão
• Pratos C e D: esponja de aço



A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças. Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e de retirada de massas, respectivamente, nos seguintes pratos:
A) A e D;

B) B e C;

C) C e A;

D) D e B