

## Lei de Lambert–Beer

### CITAÇÃO

Lima, L.S. (2013)  
Lei de Lambert–Beer,  
*Rev. Ciência Elem.*, V1 (01):047.  
[doi.org/10.24927/rce2013.047](https://doi.org/10.24927/rce2013.047)

### EDITOR

José Ferreira Gomes,  
Universidade do Porto

### RECEBIDO EM

06 de março de 2010

### ACEITE EM

17 de fevereiro de 2011

### PUBLICADO EM

17 de fevereiro de 2011

### COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2019.  
Este artigo é de acesso livre,  
distribuído sob licença Creative  
Commons com a designação  
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite  
a utilização e a partilha para fins  
não comerciais, desde que citado  
o autor e a fonte original do artigo.

[rce.casadasciencias.org](http://rce.casadasciencias.org)



Luís Spencer Lima

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

[luisspencerlima@gmail.com](mailto:luisspencerlima@gmail.com)

A lei de Lambert–Beer (também designada por lei de Lambert–Beer–Bouguer) estabelece uma relação entre a absorvância (também chamada absorbância ou absorvência) de uma solução e a sua concentração, quando atravessada por uma radiação luminosa monocromática colimada (raios luminosos paralelos).

A absorvância ( $A$ ) corresponde ao simétrico do logaritmo decimal do inverso [ou simétrico do logaritmo] da transmitância ( $T$ ), que é o quociente entre a potência radiante de saída (após atravessar a amostra em estudo) e a de entrada, respetivamente  $P_{\lambda}^0$  e  $P_{\lambda}$ . Ou seja, a absorvância é uma medida da “quantidade” de luz que é absorvida pela amostra.

$$T = \frac{P_{\lambda}}{P_{\lambda}^0} \quad (1)$$

$$A = \log \left( \frac{P_{\lambda}^0}{P_{\lambda}} \right) = -\log T = \log \left( \frac{1}{T} \right) \quad (2)$$

e a lei de Lambert–Beer é traduzida pela seguinte expressão matemática:

$$A = \epsilon l c \quad (3)$$

Nesta equação (3),  $c$  representa a concentração molar da espécie em solução ( $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ , no SI),  $l$  a distância percorrida pela radiação através da solução ( $m$ , no SI) e  $\epsilon$  o coeficiente de absorção molar da espécie em estudo ( $\text{m}^2 \text{mol}^{-1}$ , no SI).

O referido coeficiente é uma medida da capacidade que uma espécie química tem de absorver a radiação, para um determinado comprimento de onda. Na FIGURA 1 é apresentado um esquema do princípio em que se baseia a lei de Lambert–Beer.

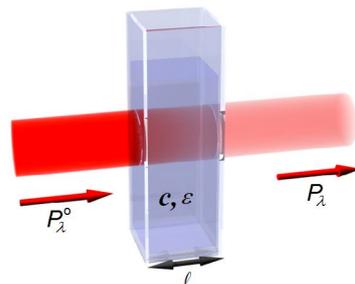


FIGURA 1. Esquema da diminuição da potência radiante de uma radiação monocromática após atravessar uma cuvette de largura  $l$  contendo a solução com uma concentração  $c$  no componente em estudo e um coeficiente de absorção molar característica  $\epsilon$ .

Esta lei foi descoberta pela primeira vez em 1729 pelo matemático, geofísico e astrónomo francês Pierre Bouguer (1698-1758). A sua autoria é, contudo, frequentemente atribuída de forma errada ao matemático, físico e astrónomo francês Johann Lambert (1728-1777). No seu trabalho em 1760<sup>1</sup>, Lambert citou a descoberta de Bouguer e constatou que a fração de luz que é absorvida por uma amostra é independente da potência radiante incidente ( $P \lambda^0$ ). Este facto é conhecido como *lei de Lambert*, embora, na realidade, só seja verdadeira se o  $P \lambda^0$  for pequeno e se a extensão de outros fenómenos como a dispersão da luz ou reações fotoquímicas for desprezável. Só 92 anos depois é que a lei foi modificada de forma a incluir a concentração da solução na fórmula de cálculo. Essa modificação foi da autoria do físico e matemático alemão August Beer (1825-1863).

Para a correta utilização e aplicação da lei de Lambert-Beer, é necessário que estejam reunidos alguns pré-requisitos, nomeadamente:

- As partículas (átomos, moléculas ou iões) presentes em solução devem absorver a luz de forma independente entre si;
- O meio absorvente deve ser homogéneo (solução) e não dispersar a radiação;
- A radiação incidente deve estar colimada (raios paralelos entre si) e deve atravessar a mesma distância durante a qual interage com as partículas existentes em solução;
- A radiação deve ser monocromática, isto é, ser composta por apenas um comprimento de onda selecionado (normalmente, correspondente ao comprimento de onda para o qual a absorvância da espécie em estudo é máxima);
- O fluxo da radiação incidente não pode induzir processos que impliquem a desestabilização dos átomos, moléculas ou iões, como por exemplo excitação eletrónica que dê origem a fenómenos de fluorescência ou fosforescência.

Caso não estejam reunidas estas condições, então verificam-se desvios à referida lei. Normalmente, verificam-se desvios à lei para concentrações mais elevadas, pois alguns processos como, por exemplo, a dispersão da luz, são cada vez mais significativos, pelo que não podem ser ignorados.

O coeficiente de absorção molar tem  $\text{m}^2 \text{mol}^{-1}$  como unidades SI. No entanto, como a unidade de concentração mais comum é a mol/L ( $\text{mol dm}^{-3}$ ) e a distância percorrida pela radiação através da solução é mais facilmente medida em cm, resulta que a unidade mais comum de  $\epsilon$  é  $\text{mol}^{-1} \text{L cm}^{-1}$  ( $= 0,1 \text{ m}^2 \text{mol}^{-1}$ ).

## REFERÊNCIAS

<sup>1</sup> [Johann Heinrich Lambert biography](#), consultado em 31/01/2010.