



**GUÍA DIDÁCTICA DOCENTE**

**U.D.3 Fundamentos de combustión**



**I Olimpíada da Enerxía**

Liña temática 3

Producción de enerxía térmica

## TEMA 3: FUNDAMENTOS DE COMBUSTIÓN

### Introdución: Que é a combustión?

A combustión é unha reacción química que ocorre entre o osíxeno e un material que pode oxidarse (é dicir, un combustible), liberando enerxía en forma de calor. Esta enerxía adoita manifestarse visualmente mediante a aparición de chamas ou incandescencia. A combustión é un dos métodos máis comúns para obter enerxía calorífica, que se pode transformar noutros tipos de enerxía, como a cinética ou a eléctrica.

A combustión ten unha característica clave: é unha reacción altamente exotérmica, o que significa que libera grandes cantidades de enerxía en forma de calor. Esta enerxía é a razón pola que a combustión se emprega amplamente en calefacción, transporte, e en numerosos procesos industriais. Con todo, para que a combustión teña lugar, requírense condicións específicas que se explican a través do triángulo da combustión.

### O Triángulo da Combustión

Para que unha combustión poida producirse, precísanse tres elementos principais, que forman o chamado triángulo da combustión: o combustible, o comburente e a enerxía de activación. Se falta algún destes compoñentes, a combustión non pode ocorrer.

- **Combustible:** Este é o material que arde durante a combustión e pode presentarse en distintos estados físicos:
  - Gasosos: Como o propano, o butano ou o gas natural, amplamente utilizados en cociñas e sistemas de calefacción.
  - Líquidos: Exemplos comúns son a gasolina, o gasóleo e o biodiésel, empregados en vehículos e equipos industriais.
  - Sólidos: Exemplos clásicos inclúen o carbón e a biomasa, que son fontes tradicionais de enerxía en moitas partes do mundo.
- **Comburente:** O comburente é a substancia que facilita a combustión ao fornecer o osíxeno necesario para que o

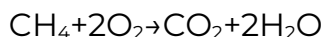
combustible poida arder. O aire que respiramos, composto aproximadamente por un 21% de osíxeno e un 79% de nitróxeno, actúa normalmente como comburente. En situacións industriais ou en atmosferas controladas, pódense empregar outras fontes de osíxeno, como o ozono.

- **Enerxía de Activación:** A enerxía de activación é a cantidade de enerxía inicial que se require para iniciar a reacción de combustión. Esta enerxía pode vir en forma de calor (como unha faísca ou un chisqueiro), ou mesmo por medio de compresión, dependendo do combustible. A enerxía de activación rompe os enlaces químicos do combustible, permitindo que reaccione co osíxeno e comece a liberación de enerxía.

### Reacción de Combustión e Coeficientes Estequiométricos

Unha reacción de combustión típica en combustibles baseados en hidrocarburos (como o metano, CH<sub>4</sub>) require a axuste dos coeficientes estequiométricos para garantir que a reacción respecte a lei de conservación da masa.

- Exemplo da reacción de combustión de metano:



Neste caso, un mol de metano reacciona con dous moles de osíxeno para producir un mol de dióxido de carbono e dous moles de auga.

- Axuste estequiométrico: O axuste de coeficientes realízase para asegurar que a mesma cantidade de cada elemento (carbono, hidróxeno, e osíxeno) se conserve en ambos os lados da ecuación. Este proceso de axuste tamén ten en conta o balance de enerxía e as proporcións precisas dos reactivos e produtos, aspectos esenciais para lograr unha combustión eficiente e controlar os produtos da reacción.
- Mestura estequiométrica: Dise que unha mestura é estequiométrica cando os moles de cada reactivo están en proporcións correctas segundo os coeficientes da reacción. Cando esta proporción se respecta, a combustión é completa, utilizando todo o combustible e o osíxeno dispoñibles. En moitos casos, trabállase con mesturas non estequiométricas para

controlar a velocidade de reacción ou para conseguir condicións especiais de combustión.

### Reactivo Limitante

O reactivo limitante nunha reacción de combustión é aquel reactivo que se esgota primeiro, limitando a cantidade de produtos que se poden formar. Cando unha mestura de reactivos non segue proporcións estequiométricas, un dos reactivos (normalmente o oxíxeno ou o combustible) estará en menor proporción respecto á súa proporción ideal, e será o que determinará a cantidade de enerxía liberada.

Exemplo de reactivo limitante: Nunha reacción de combustión cun exceso de osíxeno, o combustible sería o reactivo limitante, xa que a cantidade total de osíxeno non se consumirá. Este principio é útil en aplicacións onde é necesario regular a intensidade da combustión e minimizar a formación de produtos indeseables, como o monóxido de carbono, que se produce cando a combustión non é completa.

### Estudo da Enerxía Liberada

A enerxía liberada nunha reacción de combustión é o resultado da rotura e formación de enlaces químicos nos reactivos e produtos, respectando o principio de conservación da enerxía. Este principio establece que a enerxía total do sistema e dos arredores permanece constante, é dicir, a enerxía nin se crea nin se destrúe, só se transforma.

- Capacidade calorífica: Cada substancia ten unha capacidade calorífica característica, que é a cantidade de calor necesaria para elevar a súa temperatura nun grao. Esta propiedade é clave para calcular a enerxía liberada durante a combustión. A capacidade calorífica pódese expresar como capacidade calorífica molar (cando o sistema é un mol de sustancia), capacidade calorífica específica (cando é por gramo), ou simplemente como capacidade calorífica absoluta  $C$ .

- Fórmula xeral:

$$q = m \cdot c_e \cdot \Delta T$$

onde  $q$  é a calor liberada,  $m$  a masa,  $c_e$  a capacidade calorífica específica, e  $\Delta T$  a variación de temperatura. Este cálculo permite coñecer o efecto da combustión sobre a temperatura do sistema e sobre os arredores, importante en deseños de sistemas de calefacción e motores de combustión.

### Poder Calorífico

- O poder calorífico dun combustible é a cantidade total de enerxía liberada cando se queima completamente e os produtos da combustión volven á temperatura inicial. Hai dúas formas de expresar o poder calorífico:
- Poder Calorífico Superior (PCS): Indica a enerxía total liberada cando a auga formada durante a combustión está en estado líquido. Este valor é o máis alto posible, xa que inclúe a enerxía necesaria para condensar o vapor de auga.
- Poder Calorífico Inferior (PCI): Corresponde á enerxía liberada cando a auga nos produtos da combustión está en estado de vapor, o que implica unha perda de calor pola evaporación da auga. En moitas aplicacións industriais, utilízase o PCI xa que representa a enerxía útil dispoñible.
- Unidades de PCS e PCI: Normalmente exprésanse en  $\text{kJ/kg}$  para combustibles sólidos e líquidos, e en  $\text{kJ/m}^3$  para combustibles gasosos.

A elección entre PCS e PCI inflúe na eficiencia enerxética: mentres que o PCS representa o máximo rendemento, o PCI adoita ser máis relevante en aplicacións prácticas onde non se recupera a enerxía da condensación do vapor de auga.

## Conclusión

A combustión é fundamental na produción de enerxía, con aplicacións en calefacción, transporte e xeración eléctrica. Coñecer os fundamentos da combustión, como o triángulo de combustión, o axuste de coeficientes estequiométricos, o reactivo limitante e o poder calorífico, resulta esencial para comprender e optimizar estes procesos.

- **Consideracións ambientais:** As reaccións de combustión xeran gases como o dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e outros contaminantes, que contribúen ao cambio climático e á contaminación atmosférica. A eficiencia da combustión e o uso de combustibles alternativos poden reducir o impacto ambiental.
- **Perspectivas futuras:** Hoxe en día, a investigación en combustión inclúe o desenvolvemento de tecnoloxías máis limpas e o aproveitamento de combustibles renovables. Alternativas como a combustión controlada e os biocombustibles ofrecen perspectivas máis sustentables para satisfacer a crecente demanda enerxética de maneira responsable.

## Referencias

"Fundamentos de Combustión" en Khan Academy.

URL: <https://es.khanacademy.org/>

"Introducción a la Combustión" en la Enciclopedia Britannica.

URL: <https://www.britannica.com/science/combustion>

National Institute of Standards and Technology (NIST): Termodinámica de la Combustión.

URL: <https://www.nist.gov/>

"Fundamentos de la Combustión y su Impacto Ambiental" en la Agencia de Protección Ambiental (EPA).

URL: <https://www.epa.gov/>

- Turns, S. R. (2011). An Introduction to Combustion: Concepts and Applications (3rd ed.). Boston: McGraw-Hill.
- Glassman, I., Yetter, R. A., & Glumac, N. G. (2014). Combustion (5th ed.). San Diego: Academic Press.
- Kuo, K. K. (2005). Principles of Combustion (2nd ed.). Hoboken, NJ: Wiley-Interscience.
- Warnatz, J., Maas, U., & Dibble, R. W. (2006). Combustion: Physical and Chemical Fundamentals, Modeling and Simulation, Experiments, Pollutant Formation. Berlin: Springer-Verlag.