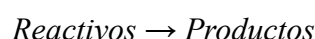


# Reacciones exotérmicas y endotérmicas

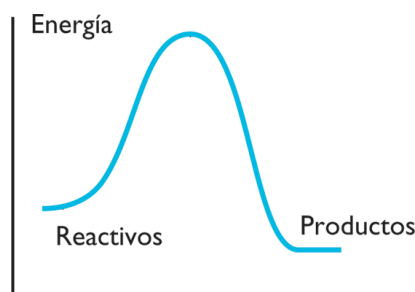
Los conceptos de reacción exotérmica y endotérmica son fáciles de entender, al menos en teoría. Es en la práctica de algunos ejercicios cuando podemos encontrarnos con algún problema a la hora de diferenciar ambos tipos de reacciones. Pero vayamos por partes...

Una reacción es **exotérmica** cuando al ocurrir desprende energía en forma de calor, y es **endotérmica** si, por el contrario, absorbe energía del medio. Para entender por qué sucede esto, debes recordar que en una reacción siempre hay unos reactivos que dan lugar a unos productos:

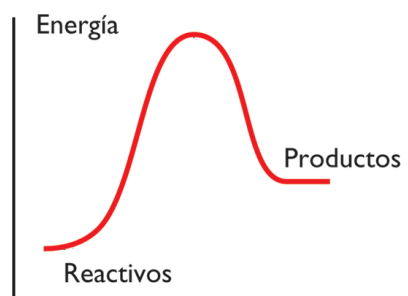


Tanto los compuestos reactivos como los productos tienen su propio nivel de energía (encerrada en los enlaces que unen entre sí sus átomos).

Si la energía final de los productos es menor que la energía inicial de los reactivos, se ha perdido energía en el proceso. Esa energía es la que se desprende al medio, normalmente en forma de calor:



Sin embargo, si la energía final es mayor que la inicial (es decir, los productos han ganado energía respecto de los reactivos), quiere decir que la reacción ha absorbido energía del medio (de algún sitio ha tenido que salir):



## Cajón de Ciencias

Para saber qué cantidad de energía se ha desprendido o absorbido, solo tenemos que hacer:

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$$

Por eso, si la diferencia de energía es de signo positivo, se considera que la reacción es endotérmica, y exotérmica si es de signo negativo.

Pero **¡OJO!** cuando esta diferencia de energía aparece incluida en una reacción química, el tema de los signos puede llevar a confusión. Fíjate en las siguientes reacciones:

- A)  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \mathbf{213 \text{ Kcal}}$   
B)  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) - \mathbf{213 \text{ Kcal}} \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
C)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NH}_3 + 10\text{H}_2\text{O} - \mathbf{80,3 \text{ KJ}}$   
D)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \mathbf{80,3 \text{ KJ}} \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NH}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$

(No te preocupes si ves raros los compuestos de las reacciones C y D; ahora no es eso lo importante. Fíjate solo en lo que está en negrita. Tampoco importa si las unidades están en kilojulios o kilocalorías)

La reacción A ¿es exotérmica o endotérmica? Pues aunque la energía aparezca en positivo, es exotérmica. ¿Por qué? Porque esa reacción se leería “un mol de metano más dos moles de oxígeno producen un mol de dióxido de carbono, dos moles de agua y 213 kilocalorías”. Es decir, **desprende** energía. La reacción B, que es la misma, tiene el término de la energía al otro lado, y en este caso sí aparece con el signo negativo de las reacciones exotérmicas. Esta se leería “un mol de metano más dos moles de oxígeno y una pérdida de 213 kilocalorías dan un mol de dióxido de carbono y dos moles de agua”. Como ves, de nuevo hablamos de perder calor.

Por el mismo motivo, las reacciones C y D (que también son la misma, con el término de energía en lados distintos) son ambas endotérmicas. C quiere decir que en el lado derecho han “desaparecido” 80,3 KJ (que ha pasado a formar parte de los productos). En D, significa que hace falta añadir 80,3 kilojulios (que provienen del medio) para que se formen los productos.

Todo esto te puede parecer un poco lioso. Pero mejor que aprenderte un criterio de signos es que entiendas qué significan los signos positivo y negativo a cada lado de la reacción. Imagina que las cifras de energía están en el medio en que ocurra la reacción, y por lo tanto, piensa en términos de energía que aparece en el medio si esta es positiva, o que desaparece del medio si esta es negativa.