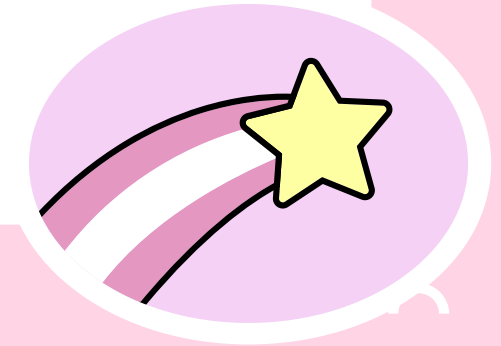


PRESENTACIÓN

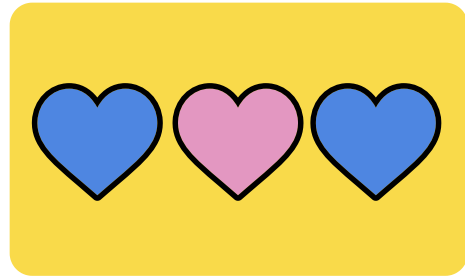
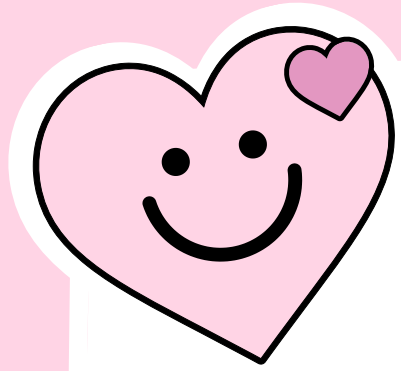
FINAL



FÍSICA II

DOCENTE: JONATAN RODRÍGUEZ REA

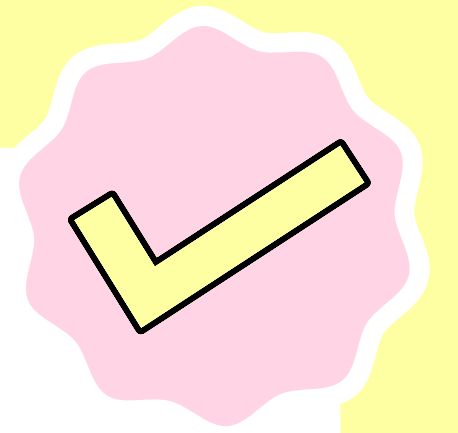
ALUMNA: SONIA MEDINA SOLÍS



ÍNDICE

✦ Entalpía	3
✦ Tipos de entalpía	5
✦ Entropía	7
✦ Ejercicios de Entalpía	10
✦ Ejercicios de Entropía	16
✦ Bibliografía	21





ENTALPÍA

Es la cantidad de energía que un sistema termodinámico intercambia con el exterior a presión constante, en otras palabras, es la cantidad de energía que el sistema absorbe o libera durante un proceso isobárico. En Física y Química se suele representar con la letra H , y su unidad de medida son los Joules (J).

Como todo objeto se puede considerar como un sistema termodinámico, éste concepto hace referencia a la cantidad de calor que cede o pierde el sistema mientras la presión es constante.

Todo proceso de este tipo se puede clasificar en:

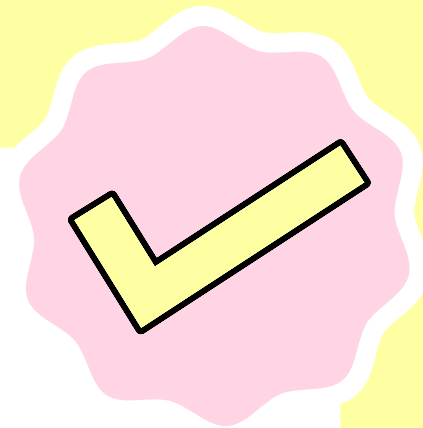
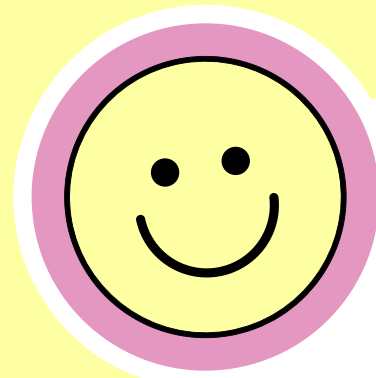
Endotérmico: Absorben calor o energía del medio.

Exotérmico: Liberan calor o energía al medio.

A pink circle with a black number 3 inside, set against a background of purple and white diagonal stripes.

3

(concepto, 2013–2023)



EJEMPLOS

ENDOTHERMIC REACTIONS

EXOTHERMIC REACTIONS



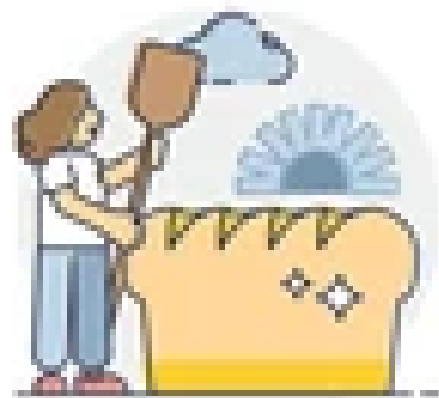
DISSOLVING SALT IN WATER



PHOTOSYNTHESIS



COOKING AN EGG



BAKING BREAD



WATER EVAPORATION



WATER AND ACID REACTION



CAMPFIRE



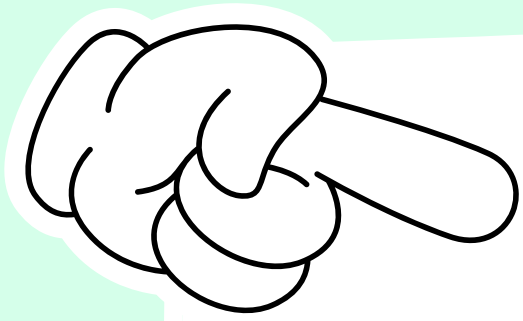
NUCLEAR FISSION



FREEZING WATER INTO ICE



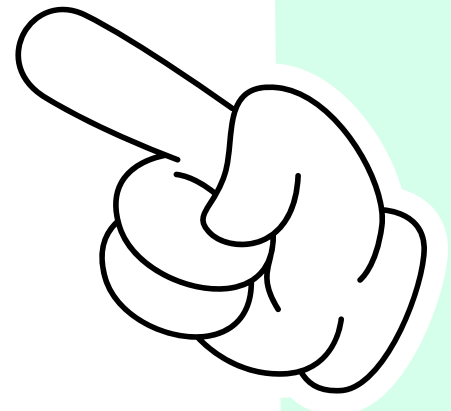
RUSTING



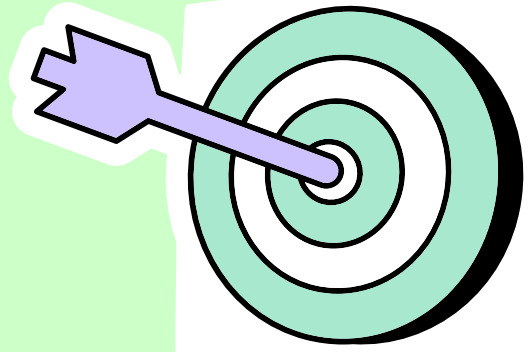
TIPOS DE ENTALPÍA

★ Entalpía en fenómenos químicos

- **Entalpía de formación:** Cantidad de energía necesaria para formar un mol de un compuesto a partir de sus elementos constitutivos en condiciones de presión y temperatura estándares (1 atm y 25° C).
- **Entalpía de descomposición:** Cantidad de energía absorbida o liberada cuando una sustancia compleja se divide en otras más simples.
- **Entalpía de combustión:** Cantidad de energía absorbida o liberada por la quema de 1 mol, siempre en presencia de oxígeno gaseoso.
- **Entalpía de neutralización:** Implica la energía liberada o absorbida siempre que bases y ácidos se neutralicen.



5

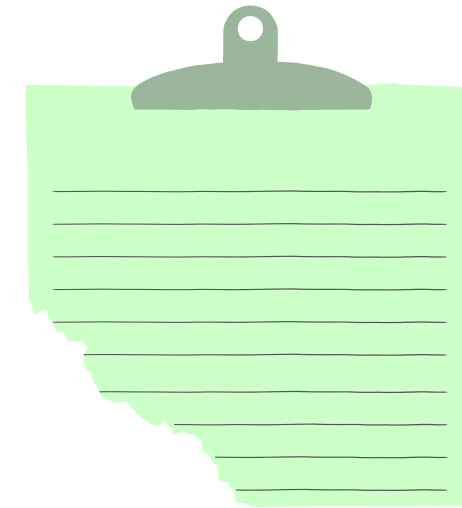
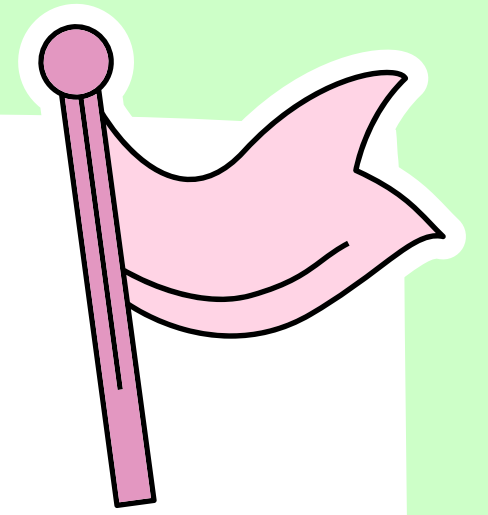


Entalpía en fenómenos físicos

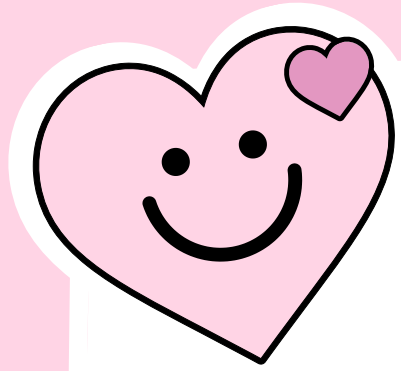
- **Entalpía de cambio de fase:** Implica la absorción o liberación de energía cuando 1 mol pasa de un estado de agregación a otro. Se subdivide en: entalpía de vaporización, de solidificación y de fusión.
- **Entalpía de disolución:** Es propia de las mezclas entre un soluto y un solvente, se divide en 2 fases: **Reticular** (absorbe energía) y de **Hidratación** (libera energía).



(concepto, 2013–2023)



6



ENTROPÍA

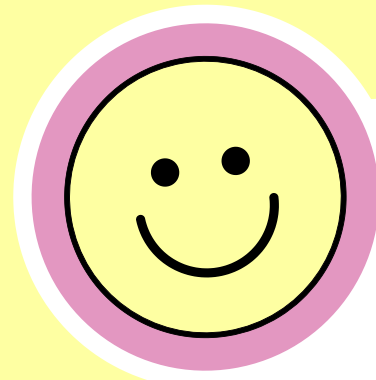
Se refiere al grado de desorden de un sistema termodinámico. Cuando se produce una variación de entropía positiva, los componentes del sistema pasan a un estado de mayor desorden que cuando se produce una entropía negativa. Este concepto se relaciona con la Segunda Ley de la Termodinámica, dado un periodo de tiempo suficiente, los sistemas tenderán al desorden, ese potencial de desorden será mayor en la medida en la que más cerca el sistema se encuentre en equilibrio.

A mayor equilibrio, mayor entropía.

En otras palabras, éste concepto es el cálculo de la energía interna de un sistema que no es útil para realizar un trabajo pero que existe y se acumula en un estado determinado, es la energía excedente o desechable.



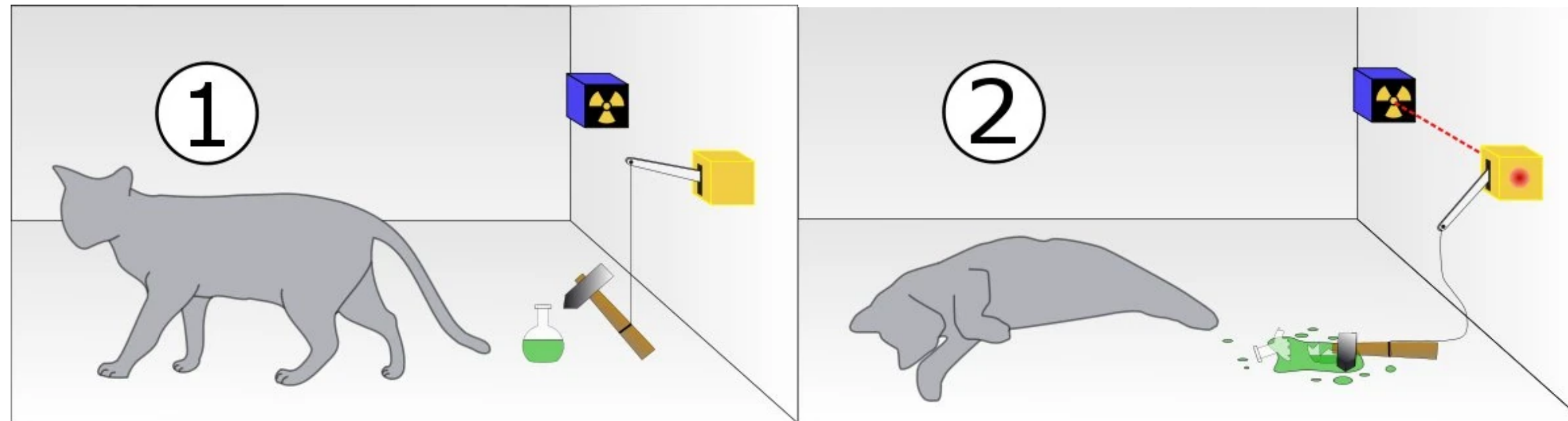
(concepto, 2013–2023)



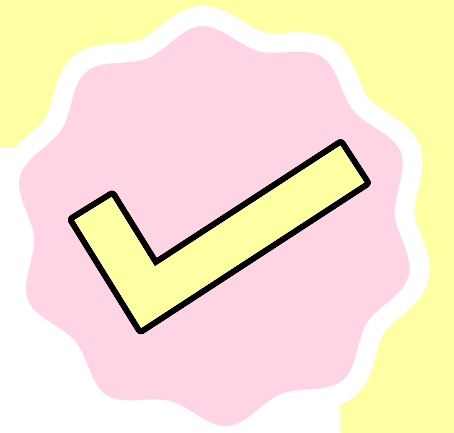
Cuando un sistema pasa de un estado inicial a un secundario en un proceso isotérmico, la variación de entropía será igual a la cantidad de calor que intercambie el sistema con el medio ambiente dividido por su temperatura.

$$S_2 - S_1 = (Q_1 \rightarrow Q_2) / T$$

La entropía negativa, sintropía o neguentropía, es el tipo de entropía que un sistema libera para mantener bajos niveles de entropía. El concepto fue desarrollado por el físico Erwin Schrödinger en 1943.



(concepto, 2013-2023)



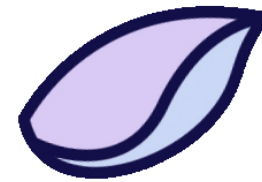
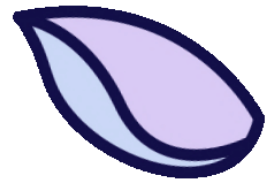
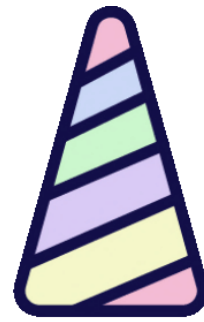
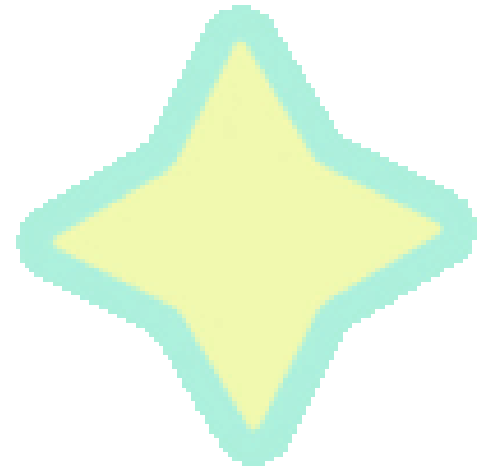
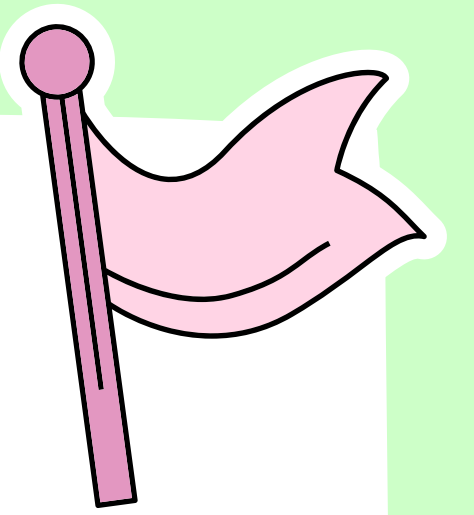
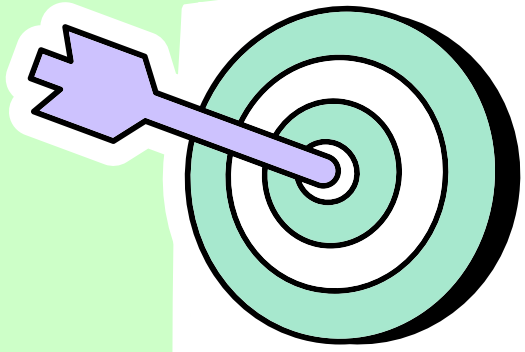


✦ EJEMPLOS

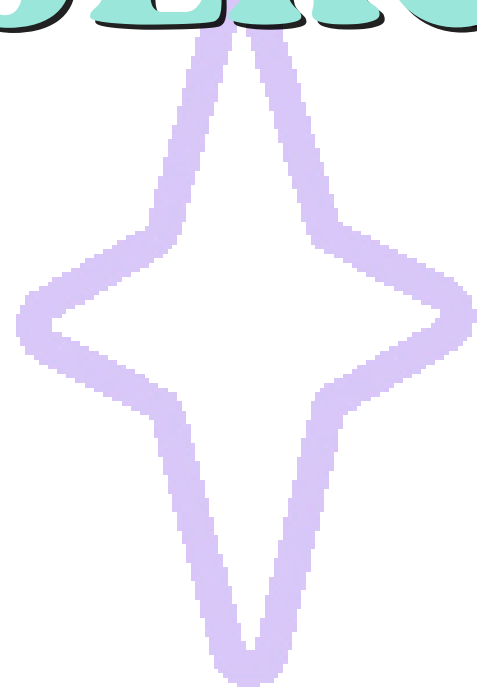
- **La ruptura de un plato:** Supongamos que es un sistema ordenado, equilibrado y con alto potencial entrópico, vemos que su fragmentación es un proceso natural que no sucede de manera espontánea en sentido inverso, por lo tanto es considerado como un proceso irreversible.
- **La descomposición radiactiva:** Los átomos inestables y de alta carga entrópica se convierten en otros más estables, cambiando de elemento. Liberan grandes cantidades de energía, a eso le llamamos radiación, este proceso es irreversible.
- **El fin del universo:** La Física contemporánea plantea una teoría sobre la "muerte térmica", dice que la entropía del universo alcanzará un equilibrio, un punto máximo de entropía, con ello ya no habrá ningún cambio de todo tipo o alguna evolución.



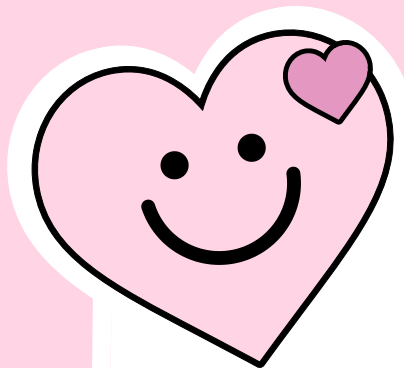
(concepto, 2013–2023)



EJERCICIOS DE ENTALPÍA



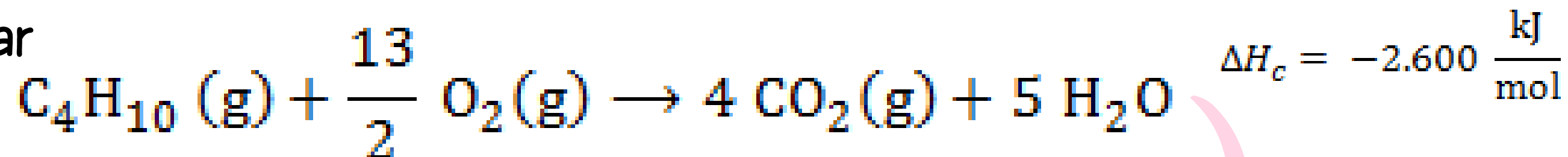
10



La variación de entalpía estándar de la reacción de combustión del butano es 2.600 kJ/mol.



- a) Calcula el calor que se desprende en la combustión de un metro cúbico de butano medido en condiciones estándar de presión y temperatura.
- b) Calcula el valor de la variación de energía interna por mol de butano en condiciones estándar



$$\text{a) } PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{101.325 \text{ Pa} \cdot 1 \text{ m}^3}{8.31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 40.9 \text{ mol}$$

$$Q = -2.600 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 40.9 \text{ mol} = \boxed{106.383.1 \text{ kJ}}$$

Constante utilizada:
8.31 Pa m³/mol K

11

Q = Variación de H * N de moles

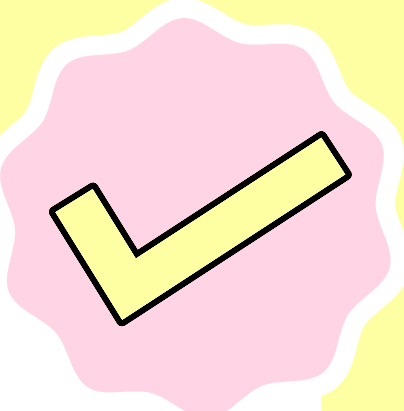
(Castaños, 2015)



$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$

Variación de la energía interna = Calor a volumen constante
 Variación de la entalpía = Calor a presión constante



$$b) \quad \Delta U = Q_v = Q_p - \Delta nRT = -2.600.000 \frac{\text{J}}{\text{mol}} - (-3'5) \cdot 8'31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$\Delta U = -2.591.332'7 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \rightarrow \boxed{\Delta U = -2.591'3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$$

Variación de la energía interna = Variación de H - (N de moles*R*T)

NOTA: Las condiciones estándar de presión y temperatura equivalen a 1 atm y a 298K aprox., no hay que confundirlas con las condiciones constantes o normales.

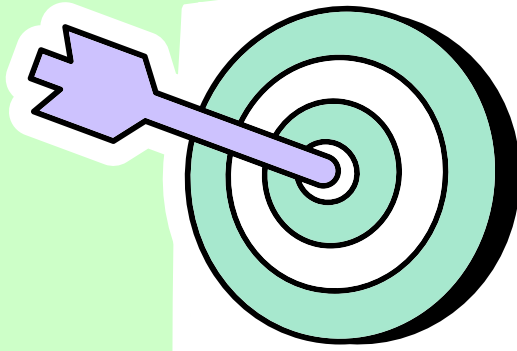




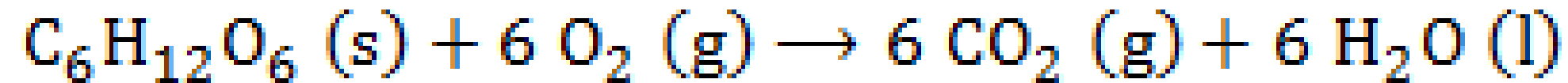
Las entalpías estándar de formación de la glucosa, el etanol, el agua y el dióxido de carbono son (-1.280, -278, -286 y -394) kJ/mol, respectivamente. Calcula en las mismas condiciones:

- La entalpía de la combustión de la glucosa
- El cambio de entalpía que se produce en la fermentación de la glucosa según la reacción:





a) La entalpía de la reacción de combustión de la glucosa es:



$$\Delta H_c = 6 \cdot \Delta H_f[\text{CO}_2(\text{g})] + 6 \cdot \Delta H_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})]$$

$$= 6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-286) - (-1.280) = \boxed{-2.800 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$$

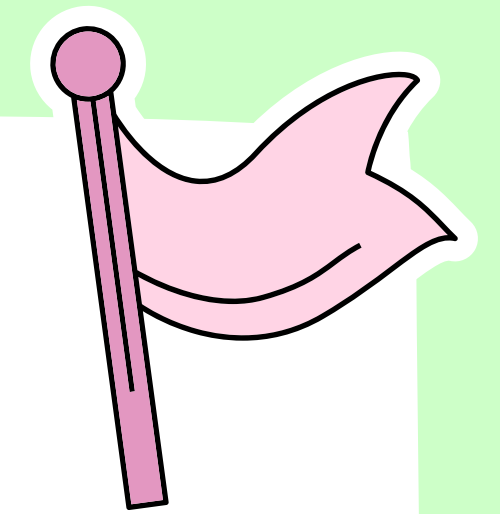
$$\Delta H_r^{\circ} = \sum n_P \cdot \Delta H_{f,P}^{\circ} - \sum n_R \cdot \Delta H_{f,R}^{\circ}$$

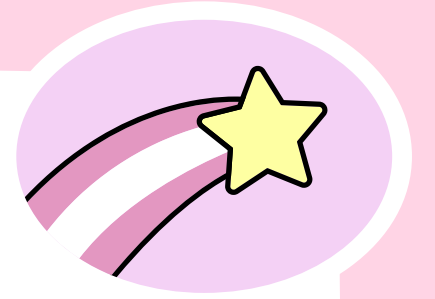
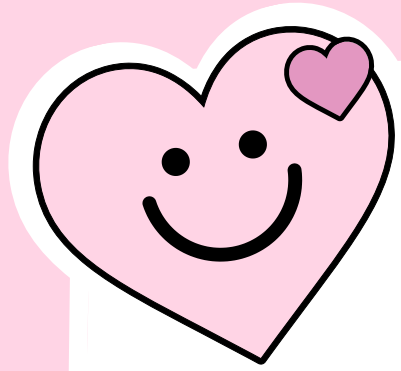
n_P = coeficiente estequiométrico de los productos en la reacción ajustada

n_R = coeficiente estequiométrico de los reactivos en la reacción ajustada

$\Delta H_{f,P}^{\circ}$ = entalpías de formación de los productos

$\Delta H_{f,R}^{\circ}$ = entalpías de formación de los reactivos



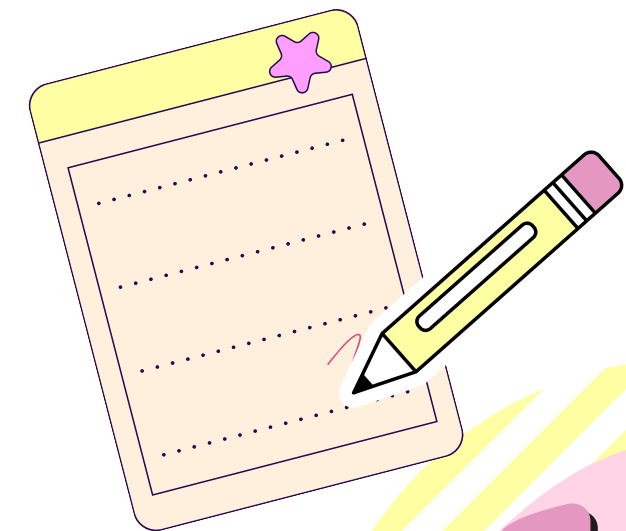


b) En el caso de la fermentación de glucosa a etanol:

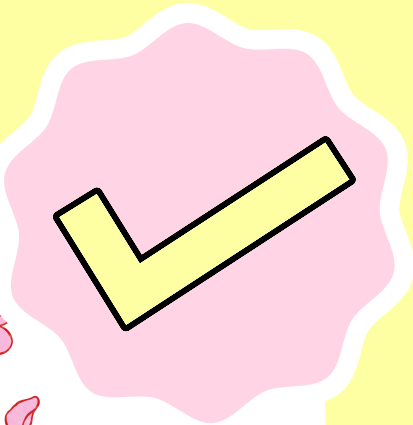
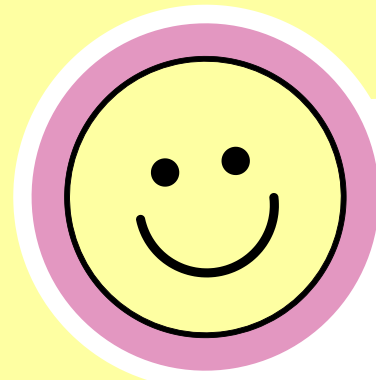


$$\Delta H_r = 2 \cdot \Delta H_f [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})] + 2 \cdot \Delta H_f [\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H_f [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})]$$

$$= 2 \cdot (-278) + 2 \cdot (-394) - (-1.280) = \boxed{-64 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}$$

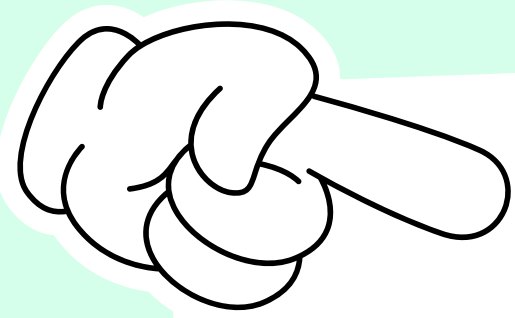


15



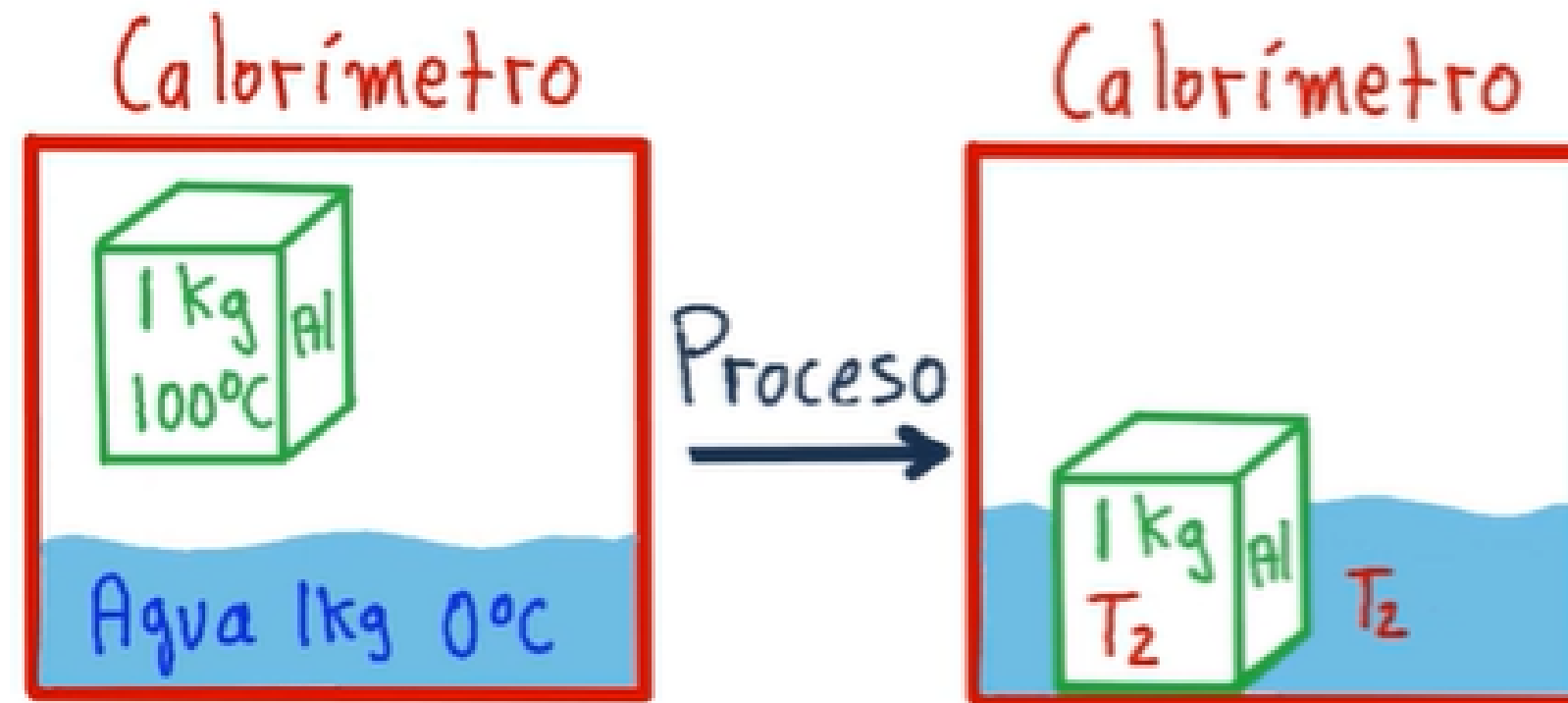
EJERCICIOS DE ENTROPÍA

16



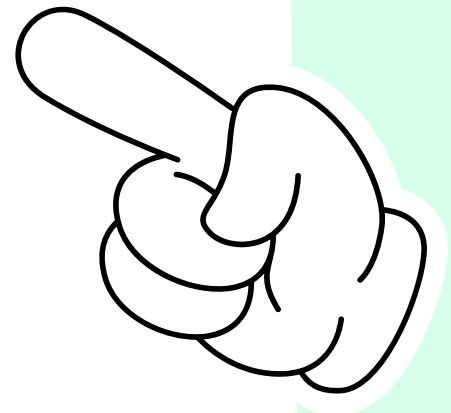
Un kilo de aluminio a 100°C se introduce en un calorímetro que contiene 1 kg de agua a 0°C . Calcular:

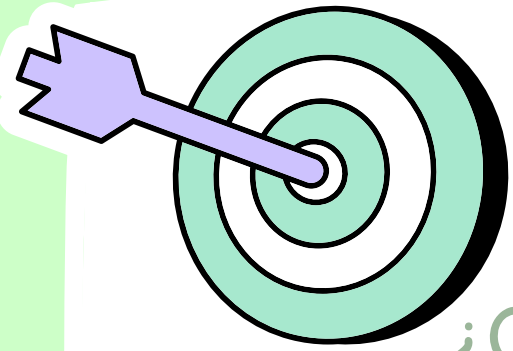
- a) La temperatura final del sistema
- b) La variación total de entropía del sistema



$$\underbrace{C_{\text{Al}}}_{\text{Sólido}} = 0,215 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} ; \underbrace{C_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{líquido}} = 1 \frac{\text{Cal}}{\text{gK}}$$

Capacidad calorífica





a) Como estamos en presencia de un calorímetro se ocupa la siguiente formula $Q_1+Q_2=0$.

¿Cómo saber cuál es el calor 1 y el calor 2?

El calor 1 le corresponde al cuerpo que cede o absorbe calor sin cambiar de estado. Sabemos que $Q_1 = Q_{\text{sen}} = mC*(T_2-T_1)$ $Q_2 = Q_{\text{sen}} = mC*(T_2-T_1)$

$$Q_1 = Q_{\text{al}} = (1000 \text{ gr})(0.215 \text{ Cal/gr}^\circ\text{C})*(T_2-100)^\circ\text{C} = 215(T_2-100)\text{Cal}$$

$$Q_2 = Q_{\text{agua}} = (1000 \text{ gr})(1 \text{ Cal/gr}^\circ\text{C})*(T_2-0)^\circ\text{C} = 100T_2 \text{ Cal}$$

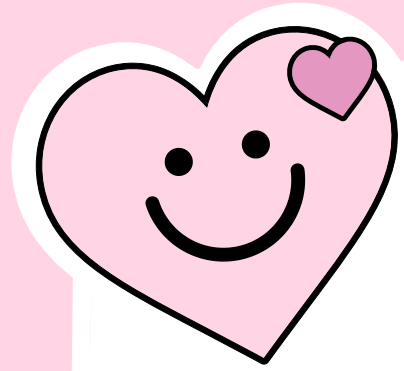
$$215(T_2-100) + 1000T_2 = 0 \quad \longrightarrow \quad 215T_2 - 21,500 + 1000T_2 = 0$$

$$T_2 = 17.6954 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 21,500/1,215$$

$$1,215T_2 = 21,500$$

18



$$\Delta S_{Tot} = \Delta S_{AI} + \Delta S_{H_2O}$$

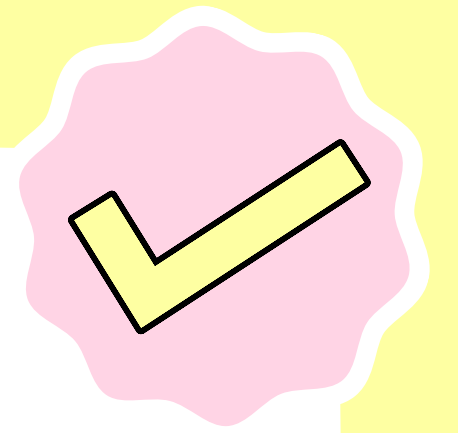
$$\Delta S_{AI} = \left(0.215 \frac{\text{Cal}}{\text{gK}}\right) (1000 \text{ gr}) \text{Ln}\left(\frac{17.7 + 273}{100 + 273}\right) = -53.6 \text{ Cal/K}$$

$$\Delta S_{H_2O} = \left(1 \frac{\text{Cal}}{\text{gK}}\right) (1000 \text{ gr}) \text{Ln}\left(\frac{17.7 + 273}{0 + 273}\right) = 62.8 \text{ Cal/K}$$


$$\Delta S_{Tot} = -53.6 \text{ Cal/K} + 62.8 \text{ Cal/K} \longrightarrow 9.2 \text{ Cal/K}$$



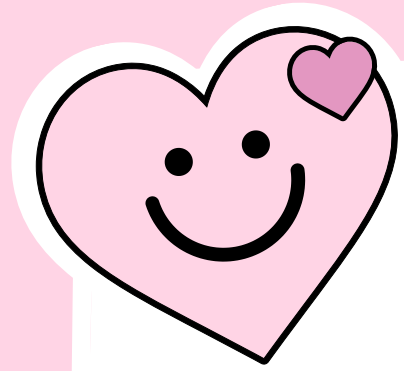
19



- ✦ La capacidad calorífica específica (C_p) del agua es prácticamente constante, $1 \text{ Cal/g}^\circ\text{C}$ en el intervalo de 25°C a 75°C a 1 atm . Calcule la entropía para el calentamiento reversible de 100 gr de agua desde 25°C hasta 50°C a 1 atm .

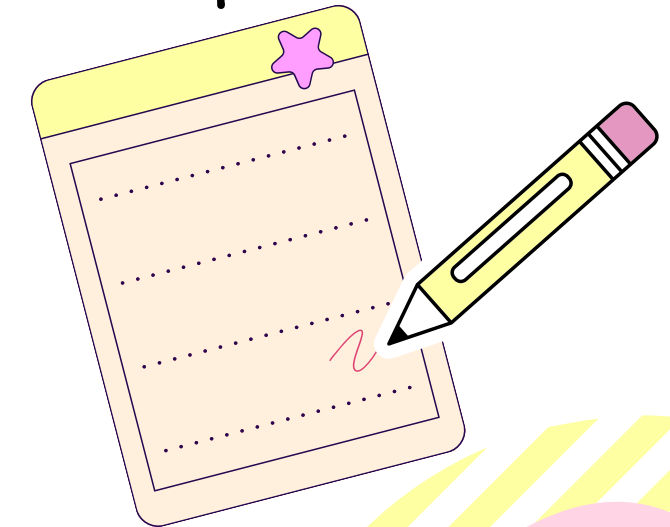
$$\Delta S = C_p * m * \left(\ln \frac{T_2}{T_1} \right)$$
$$= \left(4.1868 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \right) (100 \text{ gr}) \ln \left(\frac{50}{25} \right) = 1.0585 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$
A magnifying glass with a purple handle and a green lens is positioned over the final result of the equation. Below the result, there is a starburst graphic consisting of many small, colorful stars (red, blue, green, yellow) and a larger, solid pink star.

20



BIBLIOGRAFÍA

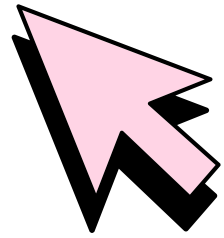
- ✦ concepto. (2013–2023). "¿Qué es la entalpía?", en Entalpía, en <https://concepto.de/entalpia/#:~:text=La%20entalp%C3%ADa%20es%20la%20cantidad%20de%20energ%C3%ADa%20que%20un%20sistema,que%20la%20presi%C3%B3n%20no%20cambia>, (fecha de consulta: 8 de mayo de 2023).
- ✦ concepto. (2013–2023). "¿Qué es la entropía?", en Entropía, en <https://concepto.de/entropia/>, (fecha de consulta: 8 de mayo de 2023).

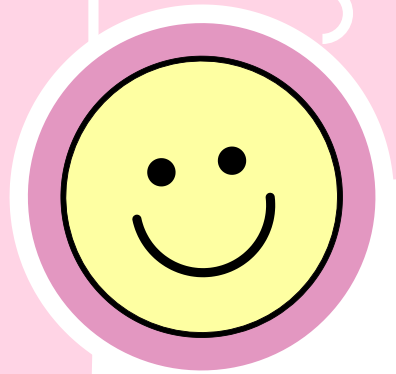




✦ Castaños, E. (2015). "Ejercicios de cálculo de entalpías", en CIENCIADELUX, en <https://lidiakonlaquimica.wordpress.com/2015/06/29/ejercicios-de-calculo-de-entalpias/>, (fecha de consulta: 9 de mayo de 2023).

✦ Docsity. (2023). "problemas de entropia, Ejercicios de Fisicoquímica", en docsity, en <https://www.docsity.com/es/problemas-de-entropia/5935772/>, (fecha de consulta: 10 de mayo de 2023).





MUCHAS
GRACIAS

