

QUIMICA GENERAL E INORGÁNICA

UNIDAD VI

TERMOQUÍMICA

Definición. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Entalpía y energía interna. Calor específico. Caloría. Ecuaciones termoquímicas. Calor normal de formación. Calores de combustión y de neutralización. Calores sensible y latente. Calores de fusión y de vaporización. Leyes de Lavoisier – Laplace y de Hess. Espontaneidad de las reacciones. Cambio de energía libre. Concepto de entropía.

La Termoquímica

Estudia

La ganancia o pérdida de
energía en forma de calor

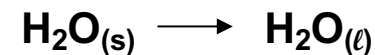
Las reacciones
Químicas

Ejemplo



Los cambios
Físicos

Ejemplo



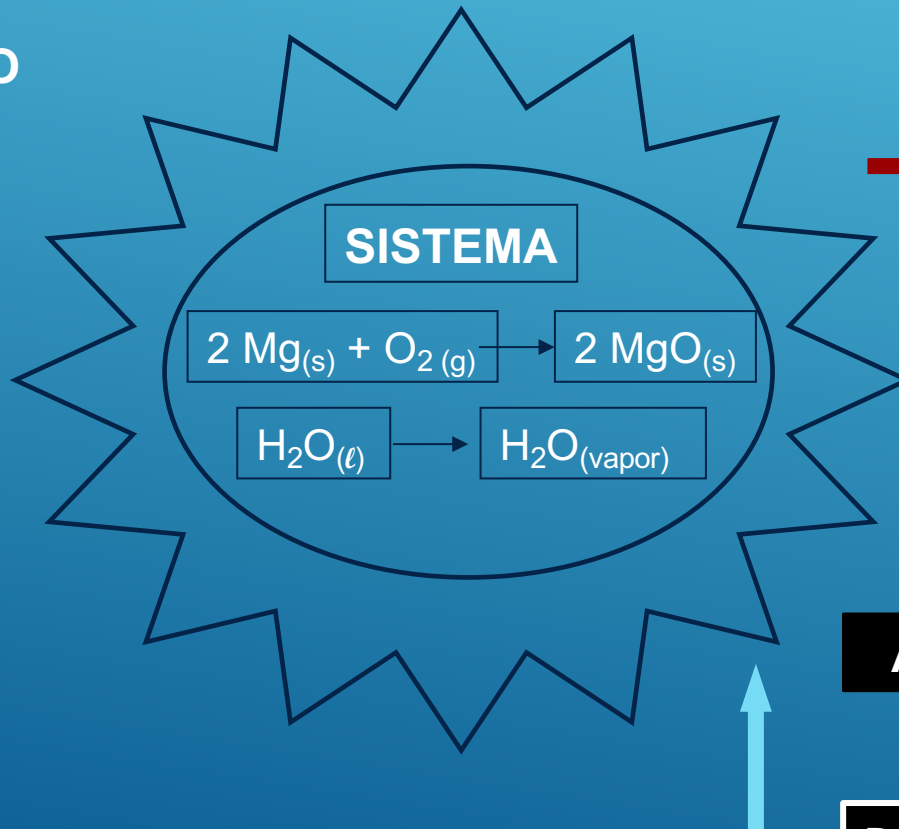
Para analizar los cambios de energía que se producen con las reacciones químicas y cambios físicos, se debe definir:

SISTEMA: son las sustancias que intervienen en los cambios físicos y químicos

ENTORNO O MEDIO

AMBIENTE: es todo lo que rodea al sistema

ENTORNO



PROCESO EXOTÉRMICO:

Liberación de calor

Reacción
exotérmica

Absorción de calor

Reacción endotérmica

PROCESO ENDOTÉRMICO:

Reacción exotérmica

Toda reacción que al producirse libera energía en forma de calor

Reacción endotérmica

Toda reacción que para producirse absorbe energía en forma de calor

SEGÚN LAS CONDICIONES QUE SE REALICEN

LAS ENERGÍAS O CALORES TIENEN NOMBRES ESPECÍFICOS

EN LOS CAMBIOS QUÍMICOS

**Calor Normal de
Formación: $\Delta H^{\circ}f$**

**Calor Normal de
Combustión: $\Delta H^{\circ}c$**

**Calor Normal de
Neutralización: $\Delta H^{\circ}N$**

EN LOS CAMBIOS FÍSICOS

**Calores Latentes: { De Vaporización
De Fusión**

EN LAS REACCIONES QUÍMICA Y CAMBIOS QUÍMICOS:

Entalpía: H

Energía Interna: E

UNIDADES DE ENERGÍA: JOULE (J) ; Kcal ; electrón voltio (ev)



Entalpía (H)

Calor ganado o perdido en una reacción química cuando se mantiene constante la presión

Variación de entalpía (ΔH)

Variación de calor que se da entre productos y reactivos de la reacción química (cuando se mantiene constante la presión)

Energía interna (E)

Calor ganado o perdido en una reacción química cuando el volumen permanece constante.

Variación de energía interna (ΔE)

Variación de calor que se da entre productos y reactivos de la reacción química (cuando se mantiene constante el volumen)

UNIDADES DE H y E:

$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

$\frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$

$\frac{\text{cal}}{\text{mol}}$

Para una reacción química o cambio físico **EXOTÉRMICO**

$$\Delta H = -$$

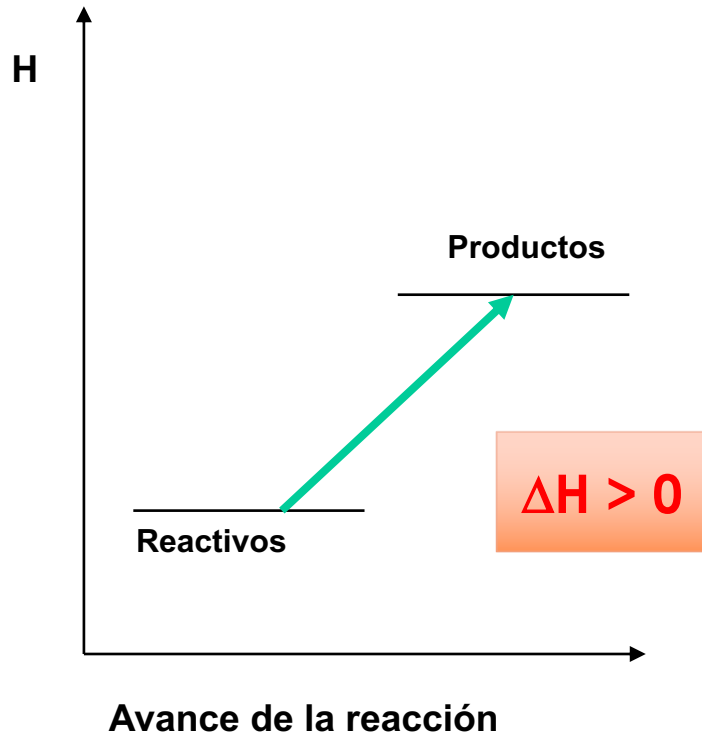
Para una reacción química o cambio físico **ENDOTÉRMICO**

$$\Delta H = +$$

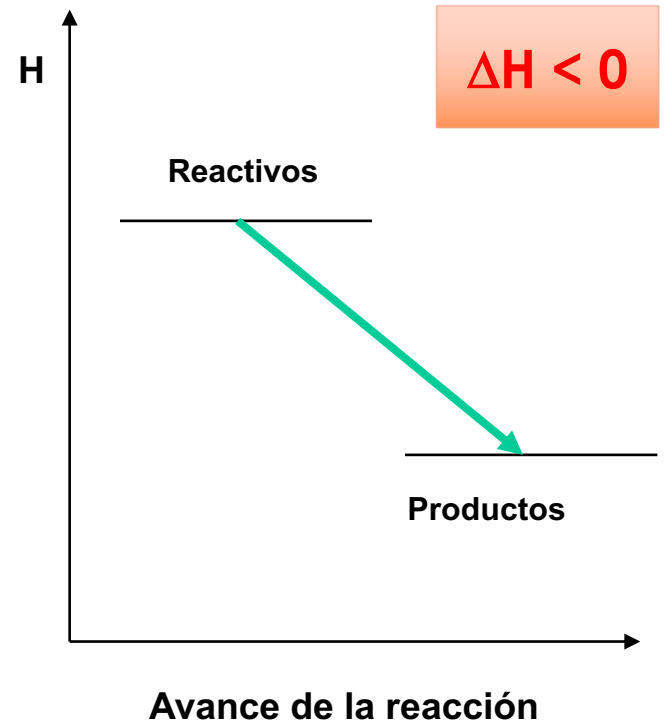
DIAGRAMAS ENTALPICOS

REACTIVOS → PRODUCTOS

Reacción Endotérmica



Reacción Exotérmica



ECUACIONES TERMOQUÍMICAS

CUANDO SE ESCRIBE UNA ECUACIÓN TERMOQUÍMICA

ES CONDICIÓN INDICAR

El estado físico de
todas las
sustancias

La variación de
entalpía: ΔH

Usando
los símbolos

s: sólido
ℓ: líquido
g: gas
ac: acuoso

ECUACIONES TERMOQUÍMICAS

Ejemplo:



EXPRESA LAS SIGUIENTES ECUACIONES COMO TERMOQUÍMICAS:



Calor normal de formación de un compuesto ($\Delta H^{\circ}f$)

Se define como la variación de entalpía que se produce cuando se forma un mol de compuesto a partir de sus elementos medidos en CNPT

CONDICIONES NORMALES EN TERMOQUÍMICA:

P= 1 atm,

T= 298 K =25°C

Cuando una ecuación termoquímica:

- a) se multiplica por un factor también $\Delta H^{\circ}f$ se multiplica por el mismo factor**
- b) si se divide por un factor también $\Delta H^{\circ}f$ se divide por el mismo factor**

Tabla de calores normales de formación de algunas sustancias a 25° C

Compuesto	ΔH_f° kJ/mol	Compuesto	ΔH_f° kJ/mol	Compuesto	ΔH_f° kJ/mol
H₂O(l)	-285,8	SiO₂(s)	-910,9	HCl(g)	-94,55
H₂O(g)	-241,8	SO₂(g)	-296,8	Al₂O₃(s)	-1609,8
CO₂(g)	-393,51	SO₃(g)	-395,2	CuO(s)	-155,2
CO(g)	-110,52	H₂O₂(l)	-187,8	Fe₂O₃(s)	-822,16
NH₃(g)	-46,3	HBr(g)	-36,4	NaCl(s)	-411,0
NO(g)	90,25	HgS(s)	-58,2	CaCO₃(s)	-1207
CH₄(g)	-74,81	CaO(s)	-635,5	ZnO(s)	-347,98
SiH₄(g)	34	MnO₂(s)	-519,7	CH₃OH(l)	-57,02
C₆H₆(l)	49,03	HF(g)	-268,61	C₂H₅OH(l)	-277,7

EJERCICIOS.

En base a la tabla de los ΔH°_f , escriba la ecuación termoquímica de formación de los siguientes compuestos:



Aplicaciones de los ΔH°_f

Calor normal de reacción: $\Delta H^\circ_r = \Sigma \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \Sigma \Delta H^\circ_f \text{ reactivos}$

1.- Usando la tabla de los ΔH°_f , calcule la variación de calor que se produce en la siguiente reacción realizada en condiciones normales.



$$\Delta H^\circ_r = [(3 \times -393,51) + (2 \times 0)] - [(-822,26) + (3 \times -110,52)] =$$

Represente en un diagrama entálpico la reacción anterior

2.- Calcule el ΔH° para el cambio físico:



En un diagrama entálpico represente el cambio físico

Calor normal de combustión (ΔH°_c)

Se define como el calor desprendido cuando se quema un mol de combustible en una atmósfera de O_2 para dar como únicos productos $CO_{2(g)}$ y $H_2O_{(l)}$ medidos en CNPT.



Combustibles

gases

- ✓ metano: CH_4
- ✓ etano: C_2H_6
- ✓ propano: C_3H_8
- ✓ butano: C_4H_{10}

líquidos

- ✓ alcohol etílico: C_2H_5OH
- ✓ alcohol metílico: CH_3OH
- ✓ benceno: C_6H_6

Ejercicios.

Escriba la ecuación termoquímica cuando se quema un mol de los siguientes combustibles:.

1.- $\text{CH}_4 (g)$ (metano); $\Delta H^\circ_c = -890,4 \text{ kJ/mol}$

2.- $\text{C}_3\text{H}_8 (g)$ (propano); $\Delta H^\circ_c = -2220,1 \text{ kJ/mol}$

3.- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (l)$ (etanol); $\Delta H^\circ_c = -1366,9 \text{ kJ/mol}$

4.- $\text{C}_6\text{H}_6 (l)$ (benceno); $\Delta H^\circ_c = -3301,5 \text{ kJ/mol}$

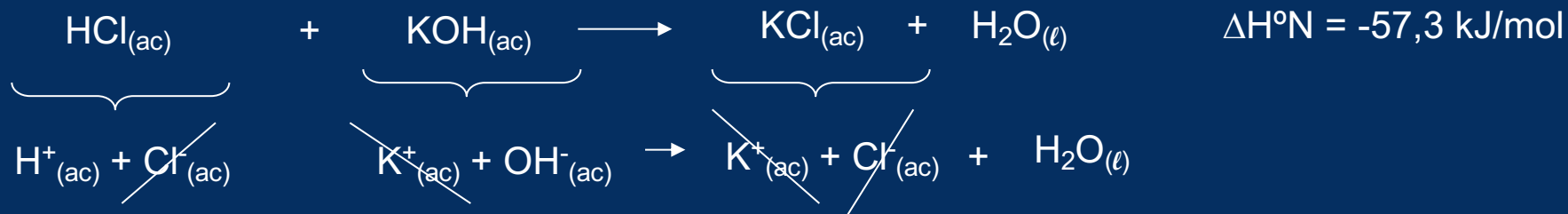
A series of several parallel white diagonal lines of varying lengths and positions, located in the bottom right corner of the slide, serving as a decorative element.

Calor normal de neutralización ($\Delta H^{\circ}N$)

Se define como la variación de entalpía que se produce cuando en CNPT, se combinan cantidades equivalentes de un ácido y una base, ambos en solución acuosa.



Ejemplo.



La neutralización es un proceso exotérmico debido a la formación de 1 mol de agua líquida a partir de sus iones acuosos, liberándose 57,3 kJ/mol, cuando reaccionan 1 equivalente-gramo de ácido con 1 equivalente-gramo de base.



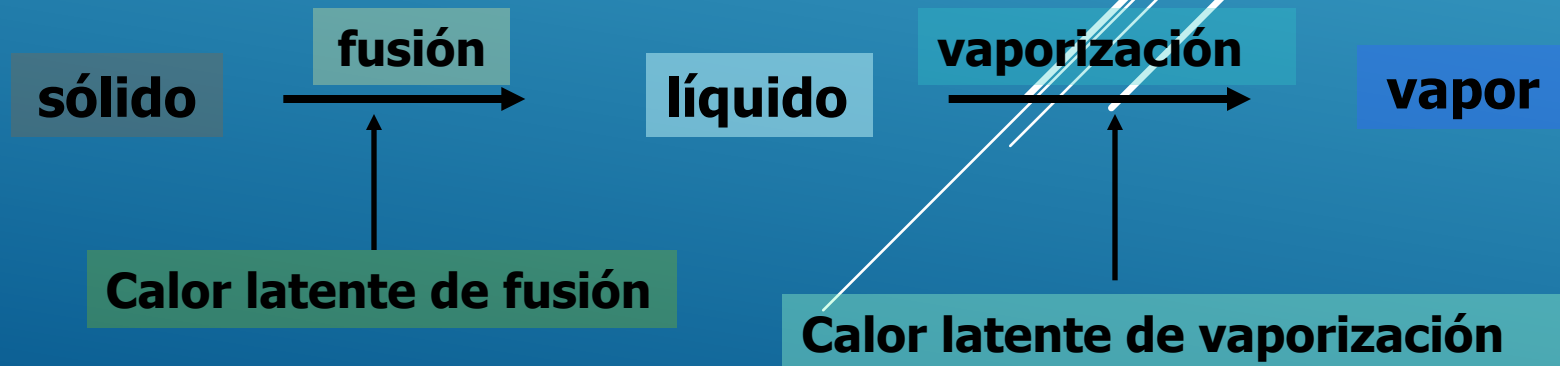
Siempre que reaccione 1 eqg de un ácido con un eq-g de una base se libera 57,3 kJ/mol, ya que se forma agua a partir de sus iones acuosos.

Calor sensible

Es el calor suministrado a una sustancia que provoca únicamente un aumento de temperatura sin que se produzca cambio físico.

Calor latente

Es el calor que se debe suministrar a una sustancia para provocar un cambio físico a temperatura constante.



Calor latente de fusión (L_f)

Es el calor que se debe suministrar a gramo de sólido para que pase totalmente al estado líquido, siendo $t^0 = \text{cte}$ e igual al punto de fusión del sólido.

Ejemplo: L_f hielo = 6,01 kJ/mol; $t = 0^\circ \text{C}$



Calor latente de vaporización (L_v)

Es el calor que se debe suministrar a gramo de líquido para que se vaporice totalmente a $t^0 = \text{cte}$ e igual a la temperatura de ebullición del líquido.

Ejemplo: L_v agua líquida = 40,7 kJ/mol; $t = 100^\circ \text{C}$

LEYES DE LA TERMOQUÍMICA

Se basan en el principio de la conservación de la energía, que establece, la energía de un sistema permanece constante, esto implica, que la energía no se crea ni se destruye, solo se transforma

Ley de Lavoisier - Laplace

Establece que el calor de formación de un compuesto es numéricamente igual al calor de descomposición del mismo con el signo cambiado

- a) Usando la tabla de los ΔH°_f escriba la ecuación termoquímica de formación del $\text{ZnO}_{(g)}$
- b) Escriba la ecuación termoquímica invertida

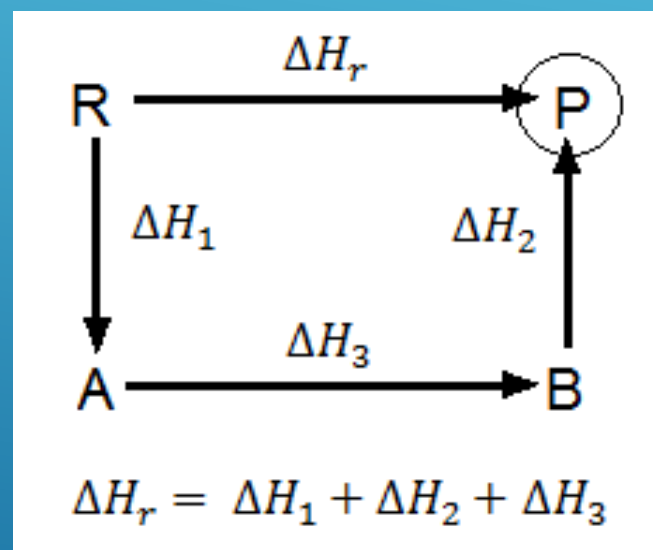
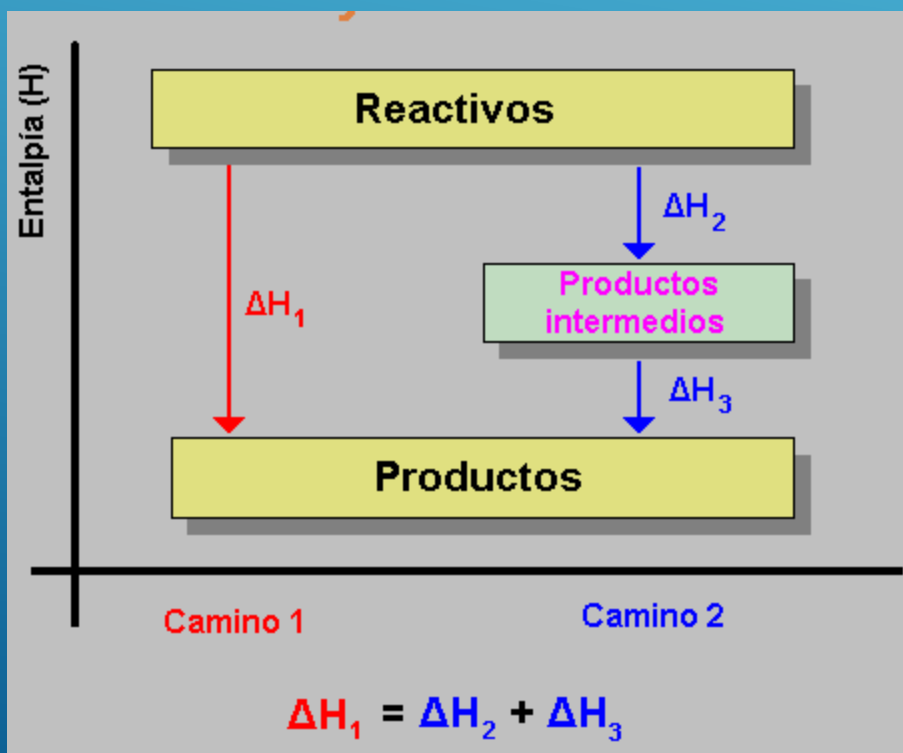
Aplicación de la Ley de Lavoisier-Laplace

A partir de: $2 \text{NaCl}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} ; \Delta H^\circ = 822 \text{ kJ}$,
calcule el ΔH°_f del $\text{NaCl}_{(s)}$

Importancia: cuando se invierte una ecuación termoquímica cambia el signo del calor.

Le Y de
H Es s

Establece que si una reacción se efectúa en varias etapas, el calor de la reacción total es igual a la suma algebraica de los calores de las diversas etapas y esta suma será idéntica al cambio de calor si la reacción se efectúa en un sola etapa.



Ley de Hess

Realice la suma de las siguientes ecuaciones termoquímicas y calcule el ΔH°_r de la reacción resultante



$\Delta H^\circ_r =$

Importancia de la ley: las ecuaciones termoquímicas pueden sumarse algebraicamente.

ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES

Definición: una reacción es espontánea cuando se produce directamente, en ausencia de una fuerza motriz externa y sin importar la velocidad con que se produce.

Ejemplos:

a) La combinación de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{F}_2(\text{g})$: es espontánea, con una elevada velocidad de reacción

b) La combinación de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$: es espontánea, con una baja velocidad de reacción

CRITERIO DE ESPONTANEIDAD

FUNCIÓN DE GIBBS O VARIACIÓN DE ENERGÍA LIBRE : ΔG

La energía libre de una reacción representa la energía potencialmente disponible capaz de transformarse en trabajo útil.

Se pueden presentar los siguientes casos:

ΔG (-) la reacción se produce espontáneamente

ΔG (+) la reacción no es espontánea

$\Delta G = 0$ la reacción se halla en equilibrio

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔG : diferencia de energía libre

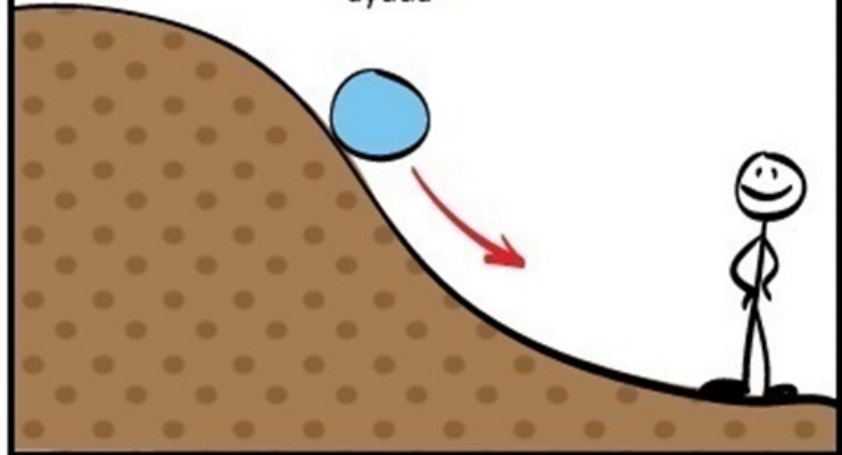
ΔH : diferencia de entalpía

ΔS : diferencia de entropía

T : temperatura absoluta (en K)

$-\Delta G$

Dirección espontánea,
cuesta abajo procede sin
ayuda



$+\Delta G$

Dirección no espontánea,
cuesta arriba procede sólo si
hay trabajo realizado.

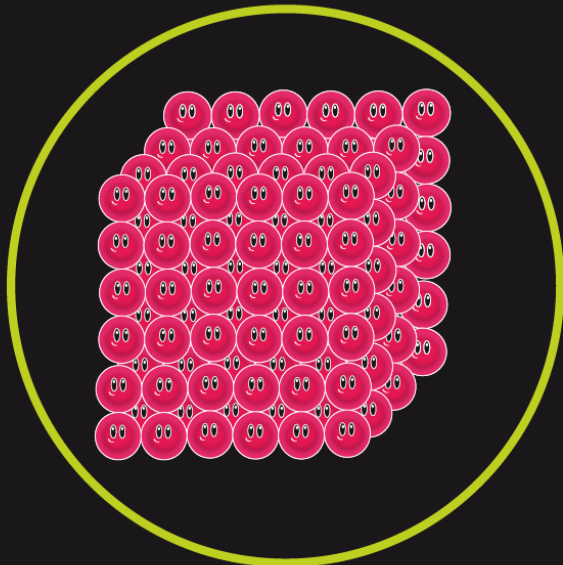


ENTROPÍA

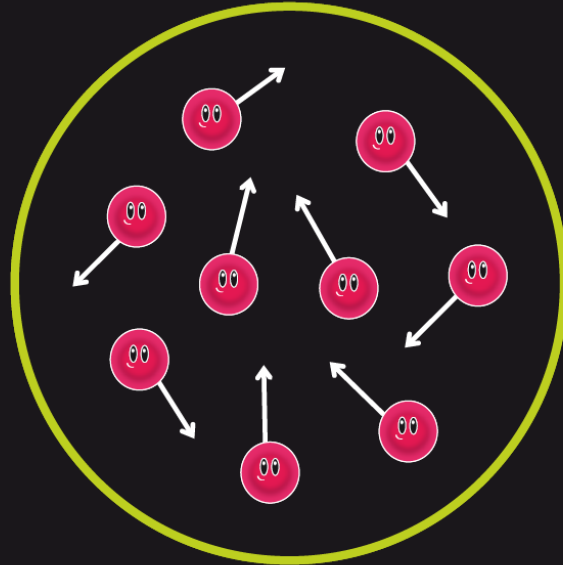


Definición
La entropía es un parámetro que describe el desorden que tienen las partículas en un sistema





Sólido
Menor entropía



Gas
Mayor entropía

Aumento de temperatura



Sólido



Líquido



Gaseoso

Menor

ENTROPÍA
DESORDEN

Mayor

ENTROPÍA

