

TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS Y ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

% PEvAU	LEY / CONCEPTO	FÓRMULA	SIGNIFICADO DE LOS SÍMBOLOS	INFORMACIÓN
1	Definición de trabajo	$W = -p \cdot \Delta V$	W : Trabajo p : presión ΔV : Incremento de volumen	Calcula el trabajo puesto en juego cuando cambia el volumen en un gas. Si el volumen del gas aumenta se considera el trabajo negativo y si el volumen disminuye el trabajo es positivo.
2 (1%)	1 ^{er} Principio de la Termodinámica	$\Delta U = Q + W$ ΔU : Incremento de energía interna Q : Calor W : Trabajo	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;">Criterio de signos</div> 	Si el calor es absorbido por el sistema se considera positivo y si el calor se cede al entorno se considera negativo. Equivalente mecánico del calor: $4,18 \text{ J} = 1 \text{ cal}$
3	Procesos isotérmicos (T constante)	$Q = -W$	Q : Calor W : Trabajo	Si la temperatura es constante entonces $\Delta U = 0$
4 (5%)	Procesos isócoros (V constante)	$\Delta U = Q_V$	Q_V : Calor a volumen constante	Si el volumen es constante, entonces $W = 0$
5	Definición de entalpía	$H = U + p \cdot V$	H : Entalpía	La entalpía es el calor de reacción a presión constante.
6 (11%)	Procesos isóbaros (P constante)	$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$ $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$ $Q_P = Q_V + \Delta n \cdot R \cdot T$	ΔH : Incremento de entalpía Δn : Incremento de los moles estequiométricos de los productos gaseosos respecto a los reactivos gaseosos R : Constante de los gases perfectos ($8,31 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$) T : Temperatura absoluta $\Delta H = Q_P =$ Calor a presión constante	$\Delta H < 0$: Reacción exotérmica $\Delta H > 0$: Reacción endotérmica
7 (13%)	Ley de Hess	$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum_{i=1}^n \Delta H_i$	$\sum_{i=1}^n \Delta H_i$: Sumatorio de las entalpías de las diferentes reacciones parciales.	Cuando una reacción química se puede expresar como suma algebraica de otras, se calor de reacción es igual a la suma algebraica de los calores de las reacciones parciales.
8 (27%)	Entalpía estándar de formación	$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \sum \Delta H_{f(\text{productos})}^0 - \sum \Delta H_{f(\text{reactivos})}^0$ $\Delta H_{f(\text{elementos})}^0 = 0$	$\Delta H_{\text{reacción}}^0$: Incremento de la entalpía de la reacción $\sum \Delta H_{f(\text{productos})}^0$: $\sum \Delta H_{f(\text{reactivos})}^0$: Sumatorio del incremento de la entalpía estándar de formación de los productos y de los reactivos.	La entalpía estándar de formación de un compuesto, ΔH_f^0 , es el calor que resulta de la formación de un mol de ese compuesto a partir de sus elementos a 25°C y 1 atm de presión (condiciones estándar).

9 (11%)	Entalpía de enlace	$\Delta H_{reacción} = \sum \Delta H_{(enlaces\ rotos)} - \sum \Delta H_{(enlaces\ formados)}$	$\Delta H_{reacción}$: Incremento de la entalpía de la reacción $\sum \Delta H_{(enlaces\ rotos)}$, $\sum \Delta H_{(enlaces\ formados)}$: Sumatorio del incremento de la entalpía de los enlaces rotos y de los enlaces formados.	La entalpía de enlace es la energía que se requiere para romper un mol de enlaces entre dos átomos.
10	Definición de entropía	$\Delta S = \frac{Q_{reversible}}{T}$	ΔS : Incremento de entropía $Q_{reversible}$: Calor intercambiado si el proceso fuese reversible T : Temperatura absoluta a la que se realiza el proceso	La entropía, S, es la medida del grado de desorden de un sistema; cuanto mayor es el desorden de un sistema, mayor es su entropía.
11	2º Principio de la termodinámica	$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{entorno} > 0$	$\Delta S_{universo}$, $\Delta S_{sistema}$, $\Delta S_{entorno}$: Incremento de la entropía en el universo, en el sistema y en el entorno.	Un sistema evoluciona de forma espontánea si la entropía del universo aumenta con esa transformación.
12	3er Principio de la termodinámica	$S_{T=0K} = 0$	$S_{T=0K}$: Entropía de un cristal perfecto a cero grados Kelvin.	Cristal perfecto se considera cuando las partículas de una sustancia están perfectamente ordenadas.
13 (7%)	Entropía estándar de una reacción	$\Delta S_{reacción}^o = \sum S_{productos}^o - \sum S_{reactivos}^o$	$\Delta S_{reacción}^o$: Variación de la entropía estándar de la reacción. $\sum S_{productos}^o$, $\sum S_{reactivos}^o$: Suma de la entropía estándar de los productos y de los reactivos.	Se denomina entropía molar estándar de una sustancia, S°, al incremento de entropía de un mol de dicha sustancia en condiciones estándar con respecto a la que le correspondería en el cero absoluto.
14 (25%)	Definición de energía libre de Gibbs	$G = H - T \cdot S$ $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$	G : Energía libre de Gibbs ΔG : Incremento de la energía libre de Gibbs	$\Delta G < 0$: Reacción directa espontánea (la reacción inversa no sería espontánea) $\Delta G = 0$: La reacción directa y la inversa se encuentran en equilibrio. $\Delta G > 0$: Reacción no espontánea (la reacción inversa sí sería espontánea)
15	Energía libre de Gibbs de una reacción	$\Delta G_{reacción}^o = \sum \Delta G_{f(productos)}^o - \sum \Delta G_{f(reactivos)}^o$	$\Delta G_{reacción}^o$: Energía libre de formación estándar $\sum \Delta G_{f(productos)}^o$, $\sum \Delta G_{f(reactivos)}^o$: Sumatoria del incremento de la energía libre de formación estándar de los productos y de los reactivos.	La energía libre de formación estándar de un compuesto equivale al cambio de energía libre necesario para formar un mol de compuesto a partir de sus elementos en su estado fundamental en esas condiciones de P y T.

ΔH	ΔS	ΔG	Espontaneidad
< 0	> 0	< 0	Siempre es espontánea
< 0	< 0	< 0 a T baja	Espontánea a temperaturas bajas
> 0	< 0	> 0	Nunca es espontánea
> 0	> 0	< 0 a T alta	Espontánea a temperaturas altas