

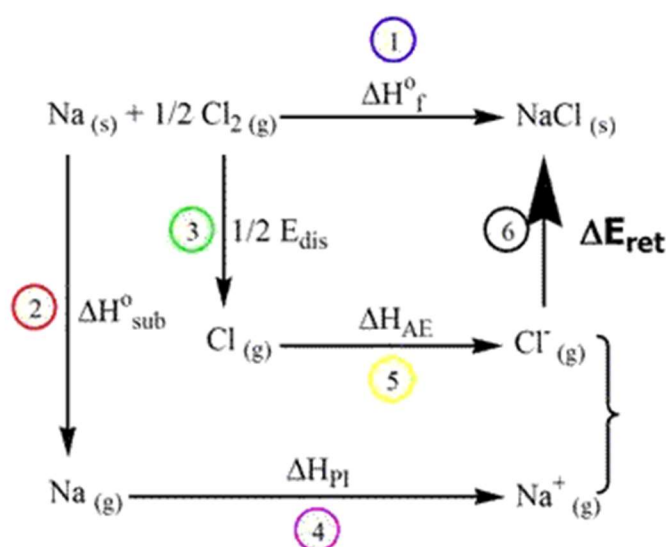
Ciclo de Born-Haber

El ciclo de Born–Haber es un ciclo de reacciones químicas desarrollado en un principio por el físico Max Born y el químico alemán Fritz Haber en 1917.

El ciclo de Born–Haber comprende la formación de un compuesto iónico desde la reacción de un metal (normalmente un elemento del grupo 1 o 2) con un no metal (como gases, halógenos, oxígeno u otros).

Los ciclos de Born–Haber se usan principalmente como medio para calcular la energía reticular, que no puede ser determinada experimentalmente.

COLORURO DE SODIO – Na Cl



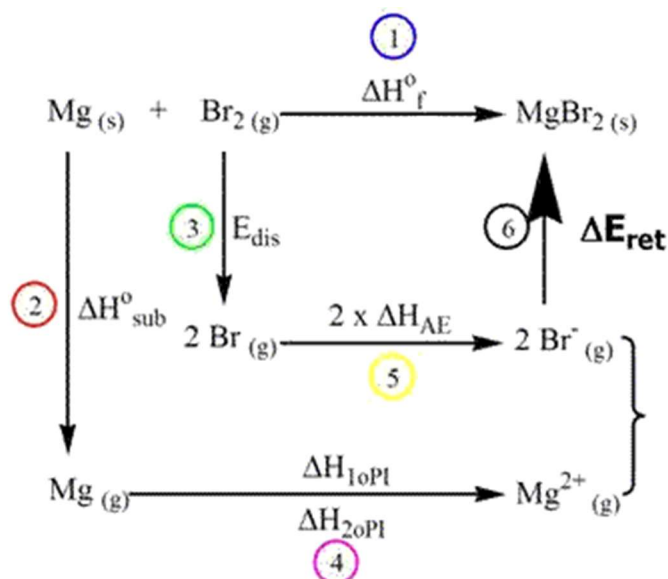
Por la Ley de Hess

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_{\text{sub}}^\circ + \frac{1}{2} E_{\text{dis}} + \Delta H_{\text{PI}} + \Delta H_{\text{AE}} + \Delta E_{\text{ret}}$$

- ΔH_f° = entalpía estándar de formación del sólido iónico. La entalpía estándar de formación de una sustancia es el calor (a presión constante) liberado o consumido en la formación de 1 mol de la sustancia a partir de sustancias simples en estado padrón (estado físico y alotrópico más estable a 298 K y 1 atm). Por convención las sustancias elementales tienen entalpía estándar igual a cero.
- $\Delta H_{\text{sub}}^\circ$ = entalpía de sublimación (o vaporización) del metal.
- E_{dis} = energía de disociación – energía necesaria para disociar ($X_2 \rightarrow 2X$) 1 mol de moléculas de gas. También llamada energía de atomización.
- ΔH_{PI} = potencial de ionización (PI)
- ΔH_{AE} = variación de entalpía asociada al proceso de afinidad electrónica (A.E.) (energía de electroafinidad)

Ciclo de Born-Haber

BROMURO DE MAGNESIO – MgBr₂

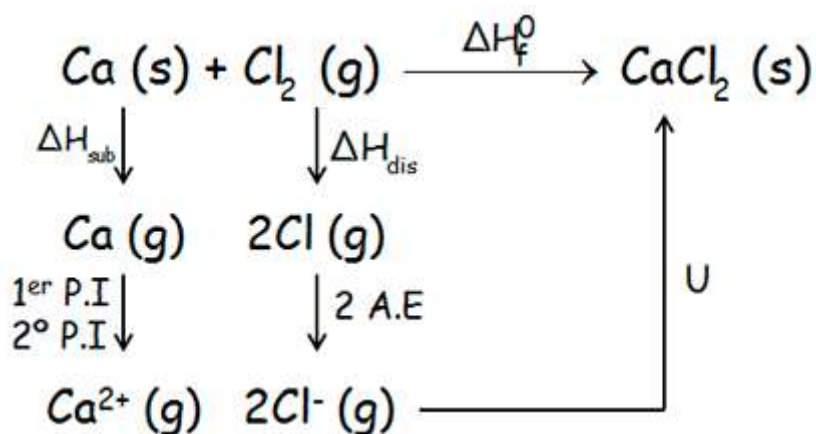


Por la Ley de Hess

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{sub}}^0 + E_{\text{dis}} + \Delta H_{1\text{oPI}} + \Delta H_{2\text{oPI}} + 2 \times \Delta H_{\text{AE}} + \Delta E_{\text{ret}}$$

fuente de las imágenes: <https://quimica.laguia2000.com/>

CLORURO DE CALCIO – CaCl₂



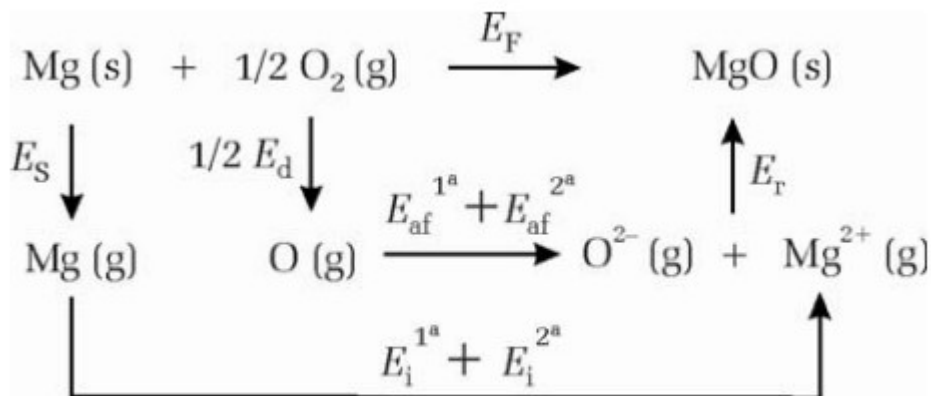
$$U = \Delta H_f^0 - \Delta H_{\text{sub}} - (\text{P.I.})_1 - (\text{P.I.})_2 - \Delta H_{\text{dis}} - 2\text{A.E}$$

Ciclo de Born-Haber

Calcula la energía de red o reticular del MgO si en la formación a partir de sus elementos se desprenden 602 kJ/mol.

Datos:

- $E_s(\text{Mg}) = 148 \text{ kJ/mol}$;
- $E_i^{1^\circ} + E_i^{2^\circ}(\text{Mg}) = 1450 \text{ kJ/mol}$;
- $E_d(\text{O}_2) = 250 \text{ kJ/mol}$;
- $E_{af}^{1^\circ} + E_{af}^{2^\circ}(\text{O}) = -844 \text{ kJ/mol}$.



$$E_F = E_S + E_i^{1^\circ} + E_i^{2^\circ} + \frac{1}{2} E_d + E_{af}^{1^\circ} + E_{af}^{2^\circ} + E_r$$

$$E_r = E_F - E_S - (E_i^{1^\circ} + E_i^{2^\circ}) - \frac{1}{2} E_d - (E_{af}^{1^\circ} + E_{af}^{2^\circ})$$

Como en la formación del MgO (s) se desprenden 602 kJ/mol, significa que la energía de formación del MgO será negativa.

$$E_r = -602 - 148 - 1450 - \frac{1}{2} \cdot 250 - (-844) = -1481 \text{ kJ}$$

Por lo que la energía reticular del MgO es: $E_r = -1481 \text{ kJ/mol}$

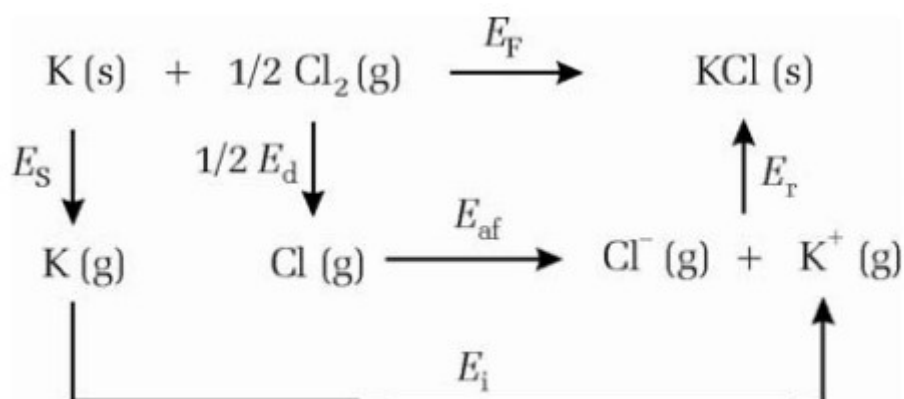
Calcula la energía reticular del KCl sabiendo que en la formación a partir de sus elementos se liberan 437 kJ/mol.

Datos:

- $E_s(\text{K}) = 89 \text{ kJ/mol}$;
- $E_i(\text{K}) = 418 \text{ kJ/mol}$;
- $E_d(\text{Cl}_2) = 244 \text{ kJ/mol}$;
- $E_{af}(\text{Cl}) = -348 \text{ kJ/mol}$.

Ciclo de Born-Haber

$K_{(s)} \longrightarrow K_{(g)}$	$\Delta H_S = 89.98 \text{ kJ/mol}$
$K_{(g)} \longrightarrow K^+_{(g)} + 1e^-$	$\Delta H_I = 418.50 \text{ kJ/mol}$
$\frac{1}{2} Cl_{2(g)} \longrightarrow 2 Cl^*_{(g)}$	$\frac{1}{2} \Delta H_D = 120.95 \text{ kJ/mol}$
$Cl^*_{(g)} + 1e^- \longrightarrow Cl^-_{(g)}$	$\Delta H_E = -348.62 \text{ kJ/mol}$
$K^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \longrightarrow KCl_{(s)}$	$U = -716.89 \text{ kJ/mol}$
$K_{(g)} + \frac{1}{2} Cl_{2(g)} \longrightarrow KCl_{(s)}$	$\Delta H_f = -436.08 \text{ kJ/mol}$



$$E_F = E_S + E_i + \frac{1}{2} E_d + E_{af} + E_r$$

$$E_r = E_F - E_S - E_i - \frac{1}{2} E_d - E_{af}$$

La energía de formación del KCl (s) es igual a -437 kJ/mol , luego: $E_r = -437 - 89 - 418 - \frac{1}{2} \cdot 244 - (-348) = -718 \text{ kJ}$

Por lo que la energía reticular del KCl es: $E_r = -718 \text{ kJ/mol}$