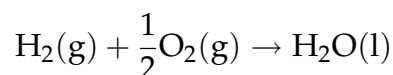


**Universitat de València**  
**ETSE**

**Tema 5**  
**Termodinámica Inorgánica**

**Juan José Borrás Almenar**  
**Departamento de Química**  
**Inorgánica**

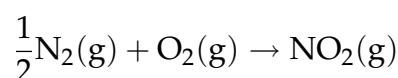
**EJERCICIO 1.** Determina la entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs para la reacción de formación del agua a partir de hidrógeno y oxígeno. Utiliza esta información para decidir si la reacción será espontánea o no.



Datos:

	$\Delta H_f^0(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S_f^0(\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	$\Delta G^0(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
H <sub>2</sub> (g)	0	+131	0
O <sub>2</sub> (g)	0	+205	0
H <sub>2</sub> O (l)	-286	+70	-237

**EJERCICIO 2.** Determina la entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs para la reacción siguiente. Indicar si será espontánea o no a la temperatura estándar.



Datos:

	$\Delta H_f^0(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S_f^0(\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	$\Delta G^0(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
N <sub>2</sub> (g)	0	+192	0
O <sub>2</sub> (g)	0	+205	0
NO <sub>2</sub> (g)	+33	+240	+51

**EJERCICIO 3.** ¿Qué enlace es más fuerte N-N o N=N?

**EJERCICIO 4.** Las moléculas de dinitrógeno y de monóxido de carbono son isoelectrónicas. Sin embargo, la energía del enlace C≡O (1072 kJ·mol<sup>-1</sup>) es mayor que la del enlace N≡N (942 kJ·mol<sup>-1</sup>). Sugiere la razón.

**EJERCICIO 5.** Coloca los siguientes compuestos en orden creciente de energía reticular: óxido de magnesio, fluoruro de litio y cloruro de sodio ¿Por qué?

**EJERCICIO 6.** Calcula los dos primeros términos de la serie de la constante de Madelung en la red de NaCl. Compáralo con el valor límite?

**EJERCICIO 7.** Calcula los dos primeros términos de la serie de la constante de Madelung para la red del cloruro de cesio. Compáralo con el valor límite.

**EJERCICIO 8.** Calcula la energía reticular del cloruro de cesio con base a la ecuación de Born-Landé.

**EJERCICIO 9.** Con los datos siguientes calcular  $\Delta H_f^0$  por mol de MgCl(s): entalpía de sublimación de un mol de Mg(s)=146 kJ; entalpía de disociación de 1/2 mol de Cl<sub>2</sub>(g) = 122 kJ; primera energía de ionización de 1 mol de Mg(g) = 738 kJ; afinidad electrónica de 1 mol de Cl(g) = -349 kJ, energía de red de 1 mol de MgCl(s) = -676 kJ.

**EJERCICIO 10.** Calcula la energía reticular del fluoruro de calcio con base a la ecuación de Born-Landé.

$$d = (r(\text{Ca}^{2+}) + r(\text{F}^-)) = 2,31 \cdot 10^{-10} \text{ m}; n = \frac{1}{2} (n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{F}^-)) = 8$$

**EJERCICIO 11.** Construye un ciclo de Born-Haber para la formación del fluoruro de aluminio. No hagas cálculos.

**EJERCICIO 12.** Construye un ciclo de Born-Haber para la formación del sulfuro de magnesio. No hagas cálculos.

**EJERCICIO 13.** Plantea un ciclo de Born-Haber y los datos suministrados para calcular la energía reticular del cloruro de calcio sólido ( $\text{CaCl}_2$ ).

Datos ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ):  $\Delta H_s = 178$ ,  $I_1 = 590$ ,  $I_2 = 1146$ ,  $D(\text{Cl}-\text{Cl}) = 244$ ,  $E(\text{Cl}) = -349$ ,  $\Delta H_f(\text{CaCl}_2) = -795,5$

**EJERCICIO 14.** Calcula utilizando un ciclo de Born-Haber, la entalpía de formación del fluoruro de cobre(I). Este compuesto adopta una estructura de blenda de zinc.

**EJERCICIO 15.** La energía reticular del hidruro de sodio es de  $-782 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Utilizando los datos adicionales, calcula la afinidad electrónica del hidrógeno atómico.

Datos:

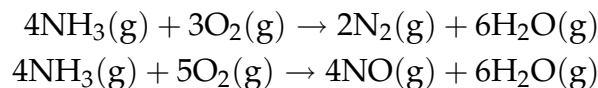
Entalpía de sublimación del  $\text{Na(s)} = +107 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\frac{1}{2}$  Energía de enlace del  $\text{H}_2 = +216 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; 1ª Energía de ionización del  $\text{Na(g)} = +502 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; energía reticular del  $\text{NaH} = -782 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^0(\text{NaCl(s)}) = -411 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**EJERCICIO 16.** Calcula el valor de la energía reticular del  $\text{KCl}$  utilizando la ecuación de Kaputinskii. Compáralo con el valor calculado a partir de los datos termodinámicos siguientes.

Datos ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ):  $\Delta H_s(\text{K}) = 89,1$ ,  $I_1 = 418$ ,  $D(\text{Cl}-\text{Cl}) = 244$ ,  $E(\text{Cl}) = -349$ ,  $\Delta H_f(\text{KCl}) = -436,7$

**EJERCICIO 17.** En una red de Cloruro de Cesio, los iones se tocan a lo largo de la diagonal del cubo. Si los radios iónicos son  $r_+$  y  $r_-$ , calcula la longitud de la arista de la celda unidad.

**EJERCICIO 18.** En el análisis de los factores termodinámicos y cinéticos comparamos estas dos reacciones:



Sin consultar ninguna tabla de datos:

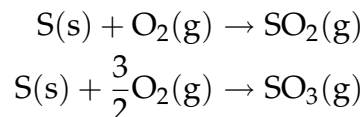
- ¿Hay alguna diferencia importante entre los factores de entropía de las dos reacciones?
- Tomando en cuenta el inciso anterior y el hecho de que la energía libre de la segunda reacción es menos negativa que la de la primera, deduzca el signo de la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno,  $\text{NO}$ .

**EJERCICIO 19.** Calcula la entalpía de formación del óxido de calcio utilizando un ciclo de Born-Haber. Obtén los datos necesarios de las tablas suministradas. Compara el valor obtenido con el experimental para  $\Delta H_f(\text{CaO(s)})$ . Después calcula un ciclo similar asumiendo que el óxido de calcio es  $\text{Ca}^+\text{O}^-$  en vez de  $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ . Asumir que la energía reticular del  $\text{Ca}^+\text{O}^-$  es  $800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Discute por que el segundo escenario está menos favorecido en términos de entalpía.

**EJERCICIO 20.** Construye los ciclos de Born-Haber para hipotéticos compuestos  $\text{NaCl}_2$  y  $\text{NaCl}_3$ . Calcula la entalpía de formación para ambos de estos compuestos teniendo en cuenta los valores de las tablas suministradas y los siguientes: energía reticular teórica del  $\text{NaCl}_2 = -2500 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , energía reticular teórica del  $\text{NaCl}_3 = -5400 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , 2ª  $E(\text{Na}) = 4569 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , 3ª  $E(\text{Na}) = 6919 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Compara los ciclos y sugiere la razón de porque  $\text{NaCl}_2$  y  $\text{NaCl}_3$  no son los productos preferidos.

**EJERCICIO 21.** El MgCl es muy soluble en agua mientras que el MgO<sub>2</sub> es muy insoluble en agua. Sugiere una explicación en términos de las hipotéticas etapas del proceso de disolución.

**EJERCICIO 22.** Utilizando los datos de las tablas suministradas, determina la energía libre de formación para las siguientes reacciones:



(a) Explica el signo del cambio de entropía en la formación del SO<sub>3</sub> (b) ¿Qué reacción de combustión es termodinámicamente preferida? (c) El SO<sub>2</sub> es más habitual que el SO<sub>3</sub>. Sugiere una razón para explicar la contradicción de esta afirmación con la respuesta dada en la cuestión (b).

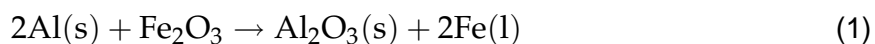
**EJERCICIO 23.** Utiliza la ecuación de Kaputinskii para calcular la energía reticular del cloruro de cesio y compárala con obtenido aplicando la ecuación de Born-Landé (Cuestión 8)

Radios atómicos

**EJERCICIO 24.** El talio puede presentar los estados de oxidación +1 y +3. Utiliza la ecuación de Kaputinskii para calcular los valores de la energía reticular del TlF y TlF<sub>3</sub>. Los radios de Tl<sup>+</sup> y Tl<sup>3+</sup> son 164 pm y 102 pm, respectivamente.

**EJERCICIO 25.** Bajo el efecto de altas presiones, el RbCl puede adoptar la estructura del CsCl. Calcula la diferencia de entalpía del proceso de transformación de la estructura de NaCl a la de CsCl. Dato: Energía reticular del CsCl en la estructura de NaCl = -693 kJ·mol<sup>-1</sup>.

**EJERCICIO 26.** Una de las reacciones más espectaculares es la reacción de la termita:



La reacción es tan exotérmica que se obtiene Fe fundido (de hecho se utilizó para la fabricación de raíles de trenes). Utilizando los datos de las Tablas suministradas, calcula la entalpía de esa reacción.