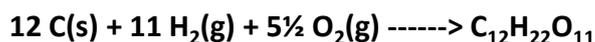
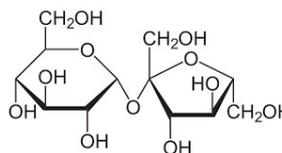


### Valores de $\Delta H_f$ a partir de los calores estándar de combustión ( $\Delta H_c$ )

Para medir directamente el calor de formación de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) debe llevar a cabo la siguiente reacción:



Pero nadie ha podido averiguar cómo hacer que esta reacción ocurra directamente bajo ninguna circunstancia, por lo que no hay una forma directa de medirla.

¿Cómo, entonces, podemos obtener  $\Delta H_f$  para compuestos como la sacarosa?

1

Si el compuesto en cuestión se puede quemar, que generalmente es mucho más fácil de hacer que hacerlo a partir de sus elementos, entonces tenemos una fuente de datos de energía que podemos usar para calcularlos

Esto se debe a que los productos de la combustión son casi siempre compuestos cuyos valores de  $\Delta H_f$  son conocidos o pueden medirse por medios directos.



Entonces :

$$\Delta H_c = [(12)\text{CO}_2\text{(g)} + (11)\text{H}_2\text{O(l)}] - [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{(s)} + (12)\text{O}_2\text{(g)}]$$

$$-5639.7 \text{ kJ/mol} = [(12)\text{-}393.5 + (11)\text{-}285.8] - [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{(s)} + (12)\text{0}]$$

$$-5639.7 = -4722 -3143.8 -[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{(s)}]$$

$$-2226.1 = \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{(s)}$$

2

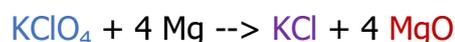
### OTRAS ANCLAS TERMODINÁMICAS

Las entalpías de formación de algunos óxidos producen alta energía.

El aluminio en particular libera mucha energía cuando se oxida, y es por eso que se usa en varias mezclas de alta energía: explosivos, fuegos artificiales, combustible para cohetes, etc. Los transbordadores espaciales (como el retador y otros) usaban aluminio como combustible sólido. El combustible líquido era oxígeno e hidrógeno, que se combinan para formar agua y liberar una gran cantidad de energía. El óxido de magnesio también se agrega comúnmente a los explosivos

Ejemplo

Photoflash: mezcla de Mg con  $\text{KClO}_4$  (oxidante)



$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-436.4 + 4(-601.1)] - [-432.2 + 4(0)] = -2408.5 \text{ kJ /mol}$$

3

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

Para que  $\Delta G$  sea negativo, para que tengamos una reacción espontánea, es conveniente que  $\Delta H$  también sea negativo y que  $\Delta S$  sea positivo.

Un  $\Delta H$  negativo indica una reacción exotérmica. Es de sentido común suponer que las reacciones exotérmicas son espontáneas (como quemar azúcar, por ejemplo).

Un  $\Delta S$  positivo indica un aumento en la entropía a medida que avanza la reacción. Eso es lo que esperaríamos, porque sabemos que el cambio espontáneo va en la dirección de un mayor desorden. Es importante tener en cuenta que hay un factor de temperatura en el término de entropía.

Si una reacción química es impulsada por la entropía, por ejemplo, ocurre porque proporciona un gran aumento en la entropía y no es exotérmica, será más favorable a temperaturas más altas.

Un ejemplo típico de tal proceso es disolver cloruro de sodio en agua. No es exotérmico (no vemos que se produzca calor)



4



Un sólido cristalino NaCl rompe su estructura y sus iones se dispersan en el agua que lo disuelve. Aunque se produce solvatación (moléculas de agua se ordenan alrededor de los iones), podemos decir que se produce un aumento del desorden. Variación de entropía positiva.

Es de esperar que este proceso se vea favorecido por una temperatura más alta, de acuerdo con la ecuación  $\Delta G$ . Y eso es exactamente lo que se observa