



## Folge 045 - Freie Enthalpie (G) & Freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ) | SW Teil 4

### Inhalt der Folge:

- Wie wir bereits in Folge 042 gelernt haben, versteht man unter Stoffwechsel die chemischen Reaktionen in einem Organismus.
- In dieser Folge geht es nun darum, wie man ganz allgemein beschreiben kann, ob eine chemische Reaktion freiwillig (ohne äußeren Zwang) ablaufen kann.

### Thermodynamik - Die Lehre von Energie und Arbeit

- Die Thermodynamik ist ein Teil der klassischen Physik und beschäftigt sich mit den Zusammenhängen von Energie, Arbeit und Temperatur.
- Die Thermodynamik erlaubt auf Grundlage von ein paar Hauptsätzen und Zustandsgleichungen Aussagen darüber zu treffen, ob chemische Reaktionen aus energetischen Gründen möglich sind oder nicht.
- Ob eine chemischen Reaktionen aus energetischen Gründen freiwillig ablaufen kann oder nicht, wird in der Thermodynamik mit der freien Enthalpie (G) beschrieben

### Freie Enthalpie (G)

- Die freie Enthalpie (G) ist ein Maß für die Triebkraft einer chemische Reaktion und liefert Informationen darüber, ob eine Reaktion freiwillig (ohne äußeren Zwang) ablaufen kann.
- Die physikalische Größe der freien Enthalpie (G) ist Energie.
- Deshalb ist die Einheit der freien Enthalpie (G) natürlich Joule (J).
- Reaktionen die nicht freiwillig ablaufen können, benötigen eine Energiezufuhr, um überhaupt ablaufen zu können.

### Freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ )

- Die freie Enthalpie (G) eines Zustandes lässt sich nicht messen.
- Gemessen wird die Änderung der freien Enthalpie zwischen zwei Zuständen, also im Verlauf einer Reaktion.
- Die Änderung der freien Enthalpie (G) im Verlauf einer Reaktion nennt man deshalb auch freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ).
- Die sogenannte Gibbs-Helmholtz-Gleichung zeigt uns, dass die Änderung der freien Enthalpie ( $\Delta G$ ) von der Änderung der Enthalpie ( $\Delta H$ ) und der Änderung der Entropie ( $\Delta S$ ) im Verlauf einer chemischen Reaktion abhängt.

#### Gibbs-Helmholtz-Gleichung:

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

$\Delta G$ : Änderung der freien Enthalpie im Verlauf einer Reaktion (= freie Reaktionsenthalpie)

$\Delta H$ : Änderung der Enthalpie im Verlauf einer Reaktion (= Reaktionsenthalpie)

T: Temperatur

$\Delta S$ : Änderung der Entropie im Verlauf einer Reaktion (= Reaktionsentropie)

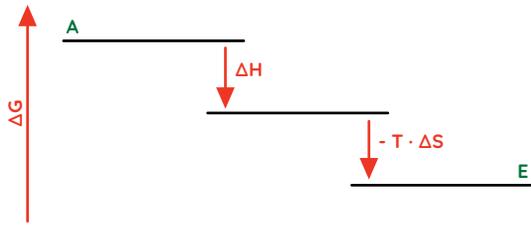
- $\Delta G < 0$  = exergonisch = Die Reaktion kann freiwillig ablaufen!
- $\Delta G = 0$  = Gleichgewichtszustand = Die Reaktion kann nicht freiwillig ablaufen!
- $\Delta G > 0$  = endergonisch = Die Reaktion kann nicht freiwillig ablaufen!

### Was sagt uns die Gibbs-Helmholtz-Gleichung?

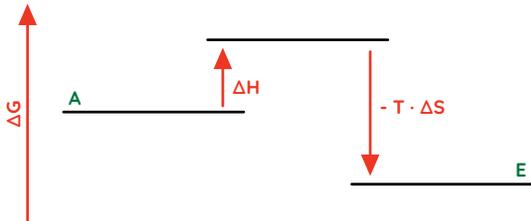
- Im Grunde genommen vereint die Gibbs-Helmholtz-Gleichung zwei Naturgesetze, die Veränderungen in einem System bewirken:
  1. Gesetz 1: Ein sich selbst überlassenes System strebt einen möglichst energiearmen Zustand an.
    - A. Dieses Naturgesetz wird in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung mit der Reaktionsenthalpie ( $\Delta H$ ) zum Ausdruck gebracht.
    - B. Exotherme Reaktionen führen zu einem energieärmeren Zustand, da hierbei Wärmeenergie abgegeben wird.
    - C. Je mehr Wärmeenergie bei einer Reaktion abgegeben wird, desto negativer ist der Wert der Reaktionsenthalpie ( $\Delta H$ ).
    - D. Und je negativer der Wert der Reaktionsenthalpie ( $\Delta H$ ) ist, desto negativer bzw. kleiner ist der Wert der freien Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ).
    - E. Und wie wir bereits wissen, muss die freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ) negativ sein, damit eine Reaktion freiwillig ablaufen kann.
    - F. Deshalb haben exotherme Reaktionen [ $\Delta H < 0$ ] auch eher die Tendenz freiwillig abzulaufen als endotherme Reaktionen [ $\Delta H > 0$ ].
    - G. Denn [ $\Delta H < 0$ ] führt in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung dazu, dass  $\Delta G$  kleiner wird und [ $\Delta H > 0$ ] führt dazu, dass  $\Delta G$  größer wird.
  2. Gesetz 2: Ein sich selbst überlassenes System strebt einen Zustand größtmöglicher Unordnung an.
    - A. Dieses Naturgesetz wird in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung mit der Reaktionsentropie ( $\Delta S$ ) zum Ausdruck gebracht.
    - B. Je mehr Unordnung bei einer Reaktion erzeugt wird, desto positiver ist der Wert der Reaktionsentropie ( $\Delta S$ ).
    - C. Allerdings bedeutet [ $\Delta S > 0$ ] in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung [ $(-T \cdot \Delta S) < 0$ ].
    - D. Je größer der Wert der Reaktionsentropie ( $\Delta S$ ) ist, desto negativer bzw. kleiner ist also der Wert der freien Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ).
    - E. Und wie wir bereits wissen, muss die freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ) negativ sein, damit eine Reaktion freiwillig ablaufen kann.
    - F. Deshalb haben Reaktionen, die Unordnung erzeugen [ $\Delta S > 0$ ], auch eher die Tendenz freiwillig abzulaufen als Reaktionen, die Ordnung erzeugen [ $\Delta S < 0$ ].
    - G. Denn [ $\Delta S > 0$ ] führt in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung dazu, dass  $\Delta G$  kleiner wird und [ $\Delta S < 0$ ] führt dazu, dass  $\Delta G$  größer wird.

### Exergonische Chemische Reaktionen ( $\Delta G < 0$ )

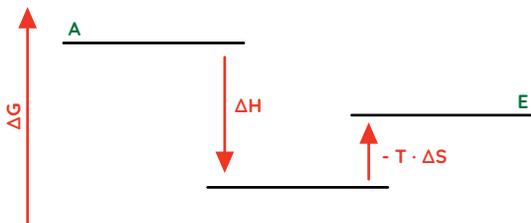
- Wir wissen, dass die freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ) negativ sein muss, damit eine Reaktion freiwillig ablaufen kann.
  - Auf mathematischer Ebene muss ( $\Delta H - T \cdot \Delta S$ ) also insgesamt negativ sein.
- Bei diesen drei Szenarien ist dies der Fall (A = Ausgangszustand der Reaktion; E = Endzustand der Reaktion):
  1. Exotherme Reaktionen ( $\Delta H < 0$ ) bei denen Unordnung erzeugt wird ( $\Delta S > 0$ ).
    - A. Denk dran, dass [ $\Delta S > 0$ ] in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung [ $(-T \cdot \Delta S) < 0$ ] ist.



1. Endotherme Reaktionen ( $\Delta H > 0$ ) bei denen ausreichend Unordnung erzeugt wird ( $\Delta S > 0$ ).
  - A. ( $\Delta G < 0$ ) ist möglich, wenn  $(-T \cdot \Delta S)$  negativ ist und wenn der Betrag von  $(-T \cdot \Delta S)$  größer ist als der Betrag von  $\Delta H$ .



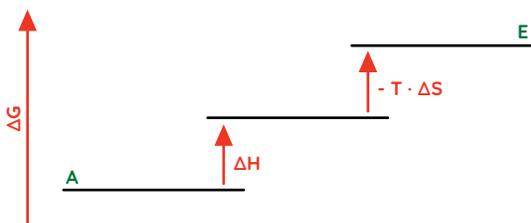
1. Exotherme Reaktionen ( $\Delta H < 0$ ), bei denen etwas Ordnung erzeugt wird ( $\Delta S < 0$ ).
  - A. Denk dran, dass [ $\Delta S < 0$ ] in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung [ $(-T \cdot \Delta S) > 0$ ] ist, da Minus mal Minus mathematisch Plus ergibt.
  - B. ( $\Delta G < 0$ ) ist möglich, wenn  $\Delta H$  negativ ist und wenn der Betrag von  $\Delta H$  größer ist als der Betrag von  $(-T \cdot \Delta S)$ .



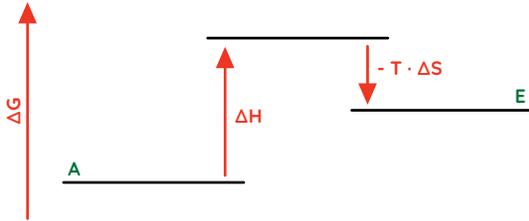
### Endergonische Chemische Reaktionen ( $\Delta G > 0$ )

- Wir wissen, dass die freie Reaktionsenthalpie ( $\Delta G$ ) positiv sein muss, damit eine Reaktion nicht freiwillig ablaufen kann.
  - Auf mathematischer Ebene muss  $(\Delta H - T \cdot \Delta S)$  also insgesamt positiv sein.
- Bei diesen drei Szenarien ist dies der Fall (A = Ausgangszustand der Reaktion; E = Endzustand der Reaktion):

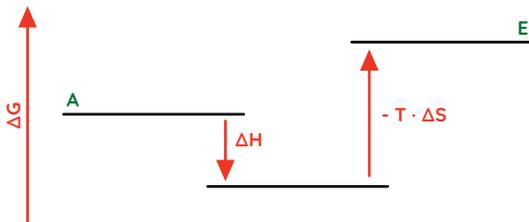
1. Endotherme Reaktionen ( $\Delta H > 0$ ) bei denen Ordnung erzeugt wird ( $\Delta S < 0$ ).



1. Endotherme Reaktionen ( $\Delta H > 0$ ) bei denen nicht ausreichend Unordnung ( $\Delta S > 0$ ).
  - A. ( $\Delta G > 0$ ) ist gegeben, wenn der Betrag von  $(-T \cdot \Delta S)$  kleiner ist als der Betrag von  $\Delta H$ .



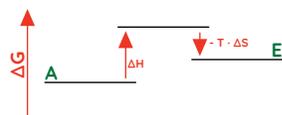
1. Exotherme Reaktionen ( $\Delta H < 0$ ), bei denen sehr viel Ordnung erzeugt wird ( $\Delta S < 0$ ).
  - A. ( $\Delta G > 0$ ) ist gegeben, wenn  $(-T \cdot \Delta S)$  positiv ist und wenn der Betrag von  $(-T \cdot \Delta S)$  größer ist als der Betrag von  $\Delta H$ .



### Der Einfluss der Temperatur auf die freie Enthalpie (G)

- Wenn man die Gibbs-Helmholtz-Gleichung betrachtet ( $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ ), sieht man natürlich direkt, dass die Temperatur ( $T$ ) auch ein Rolle spielt.
- Zunächst müsst ihr euch merken, dass die Temperatur in dieser Gleichung als absolute Temperatur angegeben werden muss.
  - Die Temperatur wird also nicht in Grad Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ), sondern in Kelvin ( $\text{K}$ ) angegeben.
- Für die Berechnung von  $\Delta G$  ist das deshalb interessant, weil der absolute Nullpunkt bei 0 Kelvin liegt (=  $-273,15^{\circ}\text{C}$ ).
- In der Gibbs-Helmholtz-Gleichung kann  $T$  also nicht negativ sein.
- Je höher  $T$  ist, desto größer ist auch der Betrag von  $(-T \cdot \Delta S)$  und das kann sich in manchen Fällen wiederum darauf auswirken, ob  $\Delta G$  positiv oder negativ ist.
- Ein Beispiel:
  - Die Temperatur kann zum Beispiel eine entscheidende Rolle bei endothermen Reaktionen ( $\Delta H > 0$ ) spielen, bei denen Unordnung erzeugt wird ( $\Delta S > 0$ ):

1. Die Temperatur ist niedrig ( $T$  ist klein) =  $\Delta G > 0$  = endergonisch



2. Die Temperatur ist hoch ( $T$  ist groß) =  $\Delta G < 0$  = exergonisch

