**Chemie Protokoll**

***1.Rückblick Enthalpie Definition***

***2.Aufgabe (Textvorlage im Anhang)***

***3.neues Thema die Entropie***

***3.1Standard Bildungsentropie***

***3.2 StandardReaktionsentropie***

***3.3Vorblick auf Gibbs-Helmholtz-Gleichung***

1.

**Die Enthalpie ist ein Maß für die Energie eines thermodynamischen Systems. Sie wird durch den Buchstaben H (Einheit: Joule Symbol=J) symbolisiert, wobei das H vom englischen ,,heat content'' (Wärmeinhalt) abgeleitet ist. In der Chemie spielt außerdem die molare Enthalpie Hm (Einheit: kJ/mol) und die spezifische Enthalpie h (Einheit: kJ/kg) eine wichtige Rolle. Sie beschreiben die Enthalpie in Bezug auf die Stoffmenge (n) bzw. die Masse (m).**

2. **Erarbeiten sie sich selbständig den Begriff Entropie, sowie des 2.Hauptsatzes der Thermodynamik. Machen sie sich Notizen.**

Die Entropie ist ein Maß für die Unordnung eines Systems. Bei allen chemischen Reaktionen nimmt die Gesamtentropie von System und Umgebung zu.

Bei exothermen Reaktionen wird Energie abgegeben, sodass sich die Wärmebewegung der Teilchen in der Umgebung verstärkt. Die dadurch in der Umgebung verursachte Zunahme der Entropie ist umgekehrt proportional zur Temperatur.

So lässt sich bei etwa 0 Kelvin von Eis eine Entropie von S=0 bestimmen .

Erwärmt man nun das Eis so beginnen die Wassermoleküle an ihren festen Gitterplätzen zu schwingen. Die Entropie nimmt zu.

Bei 273K kommt es so zum Entropiesprung, da die Wassermoleküle beim ändern des Aggregatzustandes ihre Gitterplätze verlassen.

Beim Übergang zum Gasförmigen Zustand ordnen sich die Wassermoleküle geordnet an, sodass die Entropie nochmals steigt.

Die Standardreaktionsentropie ergibt sich so aus der Differenz der Entropie der Produkte und des Ausgangsstoffes.

**3. Die Entropie (griech: entrepein= Umkehren)**

∆S= in [] Q=Wärme

T=Austauschtemperatur

Q=-H Reversibilität=Umkehrbarkeit

∆S=H=Ausgetauschte Wärme

∆RSm=

Entropie auf die Natur bezogen: Die Entropie nimmt immer zu wenn ein Prozess Freiwillig ist.(Alles was in der Natur vorkommt Strebt nach der Entropie)

In Einem isolierten System ist die Änderung der Entropie = 0, da keine Wärme ausgetauscht wird.

**3.1Standardbildungsentropie :**

**Berechnung:**

∆rSm = ∑∆BSm°(Produkte) − ∑∆BSm°(Edukte)

Analog wie beim Satz von Hess über molare Standardbildungsenthalpien.

**3.2 Standardreaktionsentropie :**

**Berechnung:**

Mit Hilfe der Molaren Standardentropie kann man die Standardreaktionsentropie für eine Reaktion berechnen.

\Delta S_{Reaktion}^{0} = \sum n \cdot S_{m}^{0} (Produkte) - \sum n \cdot S_{m}^{0} (Edukte) 

Sehen wir uns zur Berechnung der Standardreaktionsentropie einmal die Bildung von Wasser (H_{2}O ) aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff an.

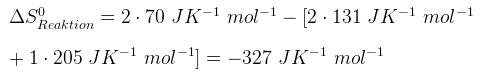
2~H_{2(g)} + O_{2(g)} \to 2~H_{2}O_{(l)}

Wir berechnen \Delta S_{Reaktion}^{0} aus der Anzahl der entstandenen Produkte (n) multipliziert mit der molaren Standard-Entropie S_{m}^{0} dieses Produkts. Anschließend wiederholt man dieselbe Berechnung für die Edukte, und zieht die Summe davon dann von der Summe der Produkte ab.

So erhält man:

 \Delta S_{Reaktion}^{0} = 2 \cdot S_{m}^{0} (Wasser)-[ 2 \cdot S_{m}^{0} (H_{2}) + 1 \cdot S_{m}^{0} (O_{2})] 

Setzt man nun für S_{m}^{0} noch die Werte ein und multiplizieren diese molare Standardentropie dann noch mit der Teilchenanzahl n erhält man nun:



An dem negativen Vorzeichen der Standardreaktionsentropie erkennt man nun, dass die Unordnung abnimmt, da die Entropie (Unordnung) sinkt, und das System durch die Reaktion an Ordnung gewinnt.

**3.3 *Vorblick auf Gibbs-Helmholtz-Gleichung***

***Berechnung:***

Um nun zu untersuchen, ob eine Reaktion denn spontan ablaufen wird oder nicht, muss man die Gesamtänderung der Entropie betrachten. Ist diese positiv, wird der Prozess spontan stattfinden. Nun ist diese Beschreibung jedoch etwas unglücklich, da man so jedes Mal das System und die Umgebung betrachten muss.

Wesentlich besser verfährt man mit der Gibbs Freien Enthalpie. Für einen Prozess bei konstantem Druck und konstanter Temperatur gilt:

 \Delta S_{Gesamt} = \Delta S_{System} + \Delta S_{Umgebung} = \Delta S_{System} -\frac{\Delta H_{System}}{T} 

Nun braucht man nicht mehr auf Änderungen in der Umgebung Acht geben, da in die rechte Seite der Gleichung lediglich Größen des Systems und die Temperatur mit einfließen. Durch Umformen und Multiplikation mit –T erhält man \Delta G, was die Gibbs Freie Enthalpie ist.

 \Delta G = \Delta H-T\cdot \Delta S_{System} 

Nun muss man lediglich die Gibbs Freie Enthalpie berechnen. Ist diese negativ, so wird der Prozess spontan ablaufen. In diesem Fall bezeichnet man den Vorgang als exergone Reaktion. Wenn hingegen Delta G Größer Null  gilt, spricht man von einer endergonen Reaktion. Diese wird nicht spontan stattfinden.

\Delta G>0**=endergone Reaktion**

**\Delta G<0=exergone Reaktion**

**Quellen:**

https://de.wikipedia.org/wiki/Gibbs-Energie

http://www.chemie.de/lexikon/Enthalpie.html

http://www.chemie.de/lexikon/Standardentropie.html

http://www.uni-protokolle.de/foren/viewt/86537,0.html

http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/1/pc/pc\_03/pc\_03\_03/pc\_03\_03\_03.vlu/Page/vsc/de/ch/1/pc/pc\_03/pc\_03\_03/pe\_03\_03\_04.vscml.html

http://solid13.tphys.physik.uni-tuebingen.de/muether/physik1/skript/06-07.pdf

https://de.wikibooks.org/wiki/Entropie:\_Formel#Dritter\_Hauptsatz\_der\_Thermodynamik

http://www.tf.uni-kiel.de/matwis/amat/mw1\_ge/kap\_5/backbone/r5\_3\_2.html

Chemie-Buch