



**Prinzip**

Die Farbabnahme bei der Reaktion von Kristallviolett mit Natronlauge bei unterschiedlichen Temperaturen wird fotometrisch erfasst und unter reaktionskinetischen Gesichtspunkten ausgewertet. Der Versuch verläuft analog zu Versuch I06. Das Ergebnis von I07 kann in die Auswertung mit aufgenommen werden.

**Versuchsaufbau, Vorbereitung des Versuches und Vorbereitung am Computer: siehe Arbeitsblatt I 06**

Zusätzlich wird ein ALL-CHEM-MISST II zur Temperaturbestimmung benutzt. Der Messfühler wird in die Buchse T1 gesteckt .

**Durchführung**

Der Versuch wird nach Arbeitsblatt I06 bei unterschiedlichen Temperaturen: z.B.: 10, 30 , 40 und 50 Grad Celsius durchgeführt. Lesen Sie dazu die Temperatur am "ALL-CHEM-MISST II" ab und notieren Sie diese, umgerechnet in K ( $T = \vartheta + 273$  K), in der unten stehenden Tabelle.

Bei den höheren Temperaturen können Sie den Versuch eher beenden, da die Reaktionsgeschwindigkeit deutlich höher ist. Vergessen Sie nicht, die Daten nach dem Versuch zu speichern. Dateiname z.B.: KV-11 (bedeutet 11 °C

**Tabelle der Versuchsbedingungen / Ergebnisse**

Wertepaar	Temperatur T in K	Geschw.-konstante in 1/s
1		
2		
3		
4		
5		

**Bestimmung der Aktivierungsenergie und der Arrhenius-Konstanten**

Geben Sie die Temperaturen und die zugehörigen Geschwindigkeitskonstanten per Tastatur wie folgt beschrieben ein:

**Auswertung**

**y-Achse**

Obergrenze: 0,048  
 Zahlenformat: 0,0000  
 Messgröße: Geschw.-Konstante  
 Einheit: s<sup>-1</sup>  
 Beschr.: 10  
 Gitter: 10  
 Untergrenze: 0,010

**x-Achse**

Untergrenze: 285  
 Zahlenformat: 0,0  
 Messgröße: Temperatur  
 Einheit: K  
 Beschr.: 7

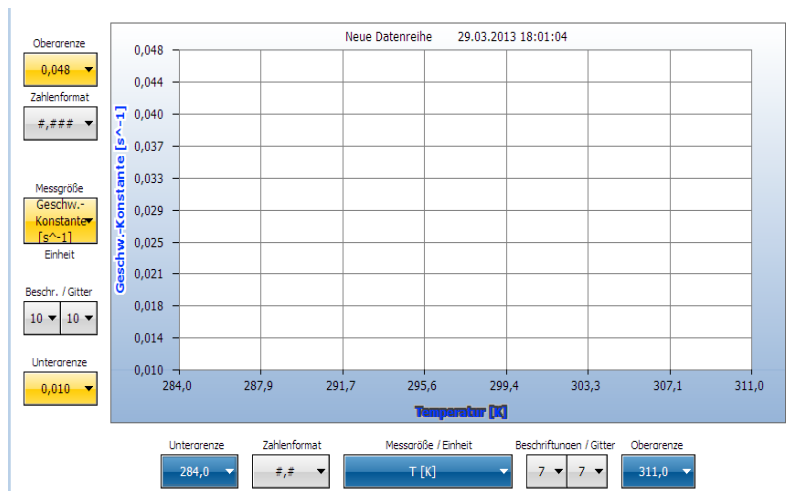
▶ Gitter: 7

▶ Obergrenze: 350

Akzeptieren

Werte eintippen: jeweils weiter mit [Enter]

Ende mit ⇨ Fenster Schließen



Entsprechend Arbeitsblatt ARK01 (Seite 4) gilt für die Abhängigkeit der Geschwindigkeitskonstanten von der Temperatur die Arrhenius-Gleichung

$$- E_A / R \cdot T$$

$$k = A \cdot e$$



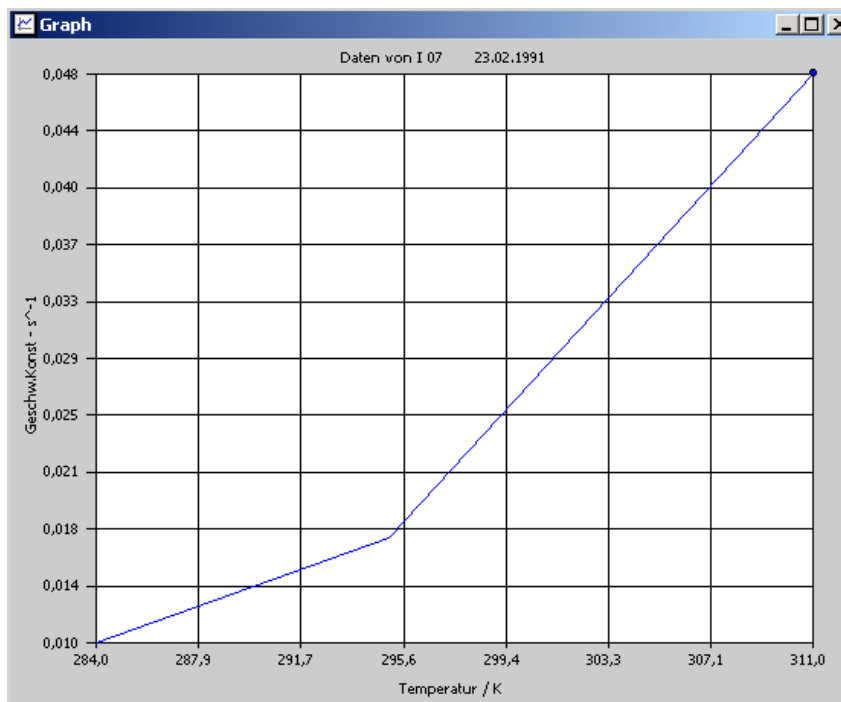
Durch Logarithmieren lässt sich die Gleichung in folgende Form bringen:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_A}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Man trägt  $\ln k$  gegen  $1/T$  auf und kann aus der Steigung die Aktivierungsenergie berechnen.

Für die weitere Auswertung wurden folgende Werte benutzt:

Dateiname	Wertepaar	Temperatur in K	Geschw.-konstante in 1/s
KV-11	1	284	0.010
KV-22	2	295	0.017
KV-38	3	311	0.048
	4		
	5		



Um die x-Werte besser darstellen zu können, werden sie nach der Umrechnung ( $T \rightarrow 1/T$ ) noch mit dem Faktor 1000 multipliziert.

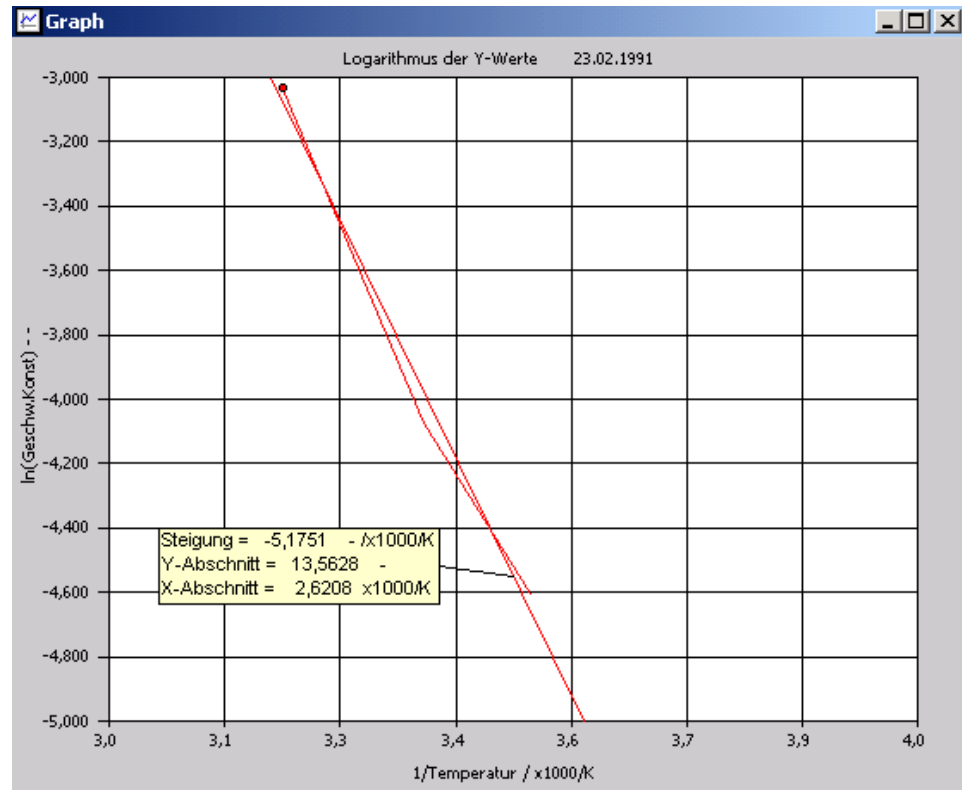
- ▶ Hauptmenü: **AK Analytik 11** Start Messung Favoriten **Auswerten** Hinzufügen **Daten umrechnen**
- ▶ **Umrechnen mit einzugebender Funktion** **Eigene Funktion eingeben**
- ▶ **1000/YA** ? **OK**
- ▶ **Klick auf das Farbpalettensymbol**
- ▶ x- Untergrenze: **3** x-Messgröße: **1/Temperatur** Einheit **x1000/K** x- Obergrenze: **4**
- ▶ **Akzeptieren** **Neue Datenreihe** **In neun Graphen einzeichnen** **Akzeptieren**
- ▶ **Projekt** **Speichern unter**
- ▶ Projektnamen eingeben (hier: Beispiel) **KV-Arhh** und **Akzeptieren**



Umrechnung der y-Werte (Logarithmieren)

- ▶ Hauptmenü: **AK Analytik 11** Start Messung Favoriten **Auswerten** Hinzufügen **Daten umrechnen**
- ▶ **Umrechnen mit einzugebender Funktion** **Kinetik: Logarithmieren der y-Werte** **OK**
- ▶ **Neue Datenreihe** **In neuen Graphen einzeichnen** **Akzeptieren**
- ▶ **Zeichnen** und **Beschriften** (evtl. Position ändern) und **Fertig**

Auf dem Bildschirm erscheint die Angabe der Steigung: -5,17 (\*1000 K). Notieren Sie sich diese.



Die Steigung des Graphen muss nun noch mit R (8,314 J/mol·K) multipliziert werden und man erhält die Aktivierungsenergie dieser Reaktion: 95.61 kJ/mol (direkt in kJ, weil der Faktor 1000 schon bei der reziproken Temperatur eingerechnet war).

- ▶ Favoriten im Hauptmenü **AK Analytik 11** Start Messung **Favoriten** Auswerten Hinzufügen
- ▶ **Rechner** Termeingabe: **-5,17\*8,314** **=**

Als Ergebnis liefert der Rechner:

-42 kJ/mol

Literaturwert: c

- 48 kJ/mol<sup>2</sup>) bzw. - 88 kJ/mol<sup>1</sup>)

Beachten:



Entsorgung

Ausguss (nach evtl. Neutralisation)

Literatur

1. K.Hagenstein, Script des GDCH-Fortbildungskurses, Offenbach 1990
2. W. Jansen et al., Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht, Lehrerbuch Seite 232 ff, Aulis Verlag, Köln 1984