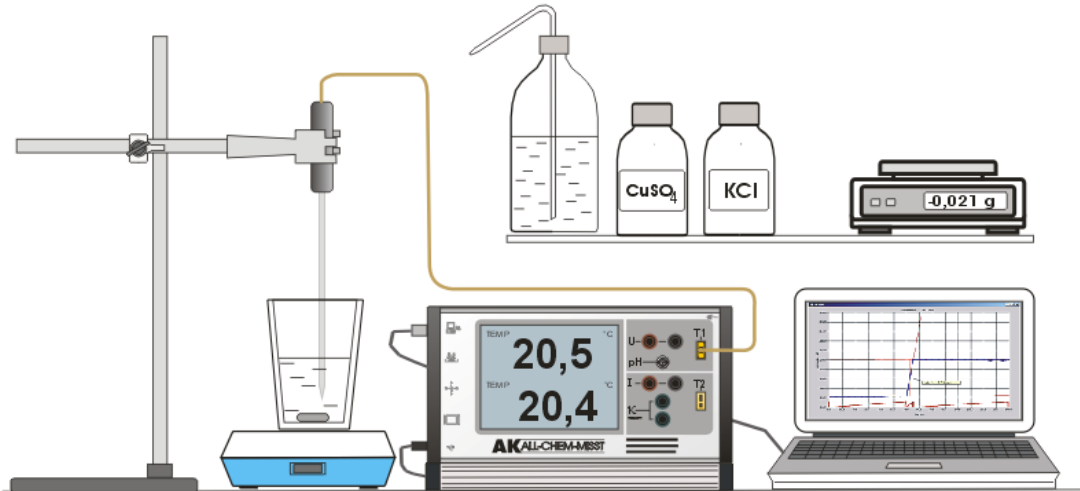


Prinzip: Eine Salzportion wird im Kalorimeter gelöst und die dabei entstehende Wärmemenge berechnet. Nimmt man wasserfreies Kupfersulfat und blaues Kupfersulfat, so läßt sich nach dem Satz von Hess die Hydratationswärme berechnen.

Versuchsaufbau:



Materialliste:

Geräte:

- 1 ALL-CHEM-MISST II / Netzteil
- 1 Computer
- 1 USB- oder serielles Kabel
- 1 Temperaturfühler
- 1 Styroporbecher, ca. 250 mL
- 1 Uhrglas
- 1 Waage (mind. 200g/0.01g)

- 1 Stativ
- 1 Muffe
- 1 Greifklemme, klein
- 1 Magnetrührer
- 1 Rührmagnet, (stark !)
- 1 Becherglas, 200 mL
- 1 Bunsenbrenner
- 1 Gasanzünder

- 1 Dreifuß
- 1 Glasfasernetz

Chemikalien:

- dest. Wasser
- evtl. Eis
- CuSO₄ ✘
- KCl

Vorbereitung des Versuches:

- Geräte entsprechend der Zeichnung bereitstellen und aufbauen.
- Den Computer über das serielle oder USB- Kabel mit dem "ALL-CHEM-MISST II" verbinden.
- Den Styroporbecher auf die Waage stellen, den Rührmagnet zugeben und austarieren.
- Ca. 180 g Wasser von Raumtemperatur in den Becher füllen und die Masse (m_W) notieren.
- Den Becher auf den Magnetrührer stellen und den Temperaturfühler (T1) eintauchen.

Computerprogramm: AK Analytik 32.NET (→ Schnellstarter → ALL-CHEM-MISST_II 1-Kanal)

Angezeigte Messgröße:	Temperatur	Kanal	T1	
Für Grafik	10 - 30 °C	Zeitintervall:	2 s	Gesamtzeit: (für Grafik) 100 s
Messung über Zeit				Direkt zu Messung

Durchführung des Versuches:

- Die Messung mit Klick auf oder mit der Taste **S** starten.
- Das Uhrglas auf die Waage stellen, ca. 5 g Salz (z.B.: KCl - Raumtemperatur) zugeben und austarieren.
- Danach das Salz in den Styroporbecher geben, das Uhrglas zurückwiegen und die Masse des zugegebenen Salzes (m_S) notieren (Vorzeichen nicht beachten).
- Nach etwa 100 Sekunden den Versuch mit Klick auf oder mit der Taste **Esc** beenden.

Masse (Wasser) m_W		g
Masse (Salz) m_S :		g


Auswertung des Versuches:

Prinzip: Für das Lösen des Salzes wird eine bestimmte Wärmemenge verbraucht oder frei.


$$Q = Q_W + Q_{\text{Kal}}$$

$$Q = (c_W \cdot m_W + W_{\text{Kal}}) \Delta T_1$$

Man geht davon aus, dass Wasser und Salz die gleiche Ausgangstemperatur haben, und dass die Lösung (Wasser und Salz) die gleiche Wärmekapazität wie Wasser besitzt. Hier erfolgt die Bestimmung der Temperaturdifferenz nach der Drei-Geraden-Methode.


Auswerten aufrufen mit:  oder im Hauptmenü: \Rightarrow Auswerten \Rightarrow „Drei-Geraden-Methode“

Folgen Sie den Anweisungen für die **1. Vorperiode**, **2. Hauptperiode** und **3. Nachperiode**; dann:


 Weiter

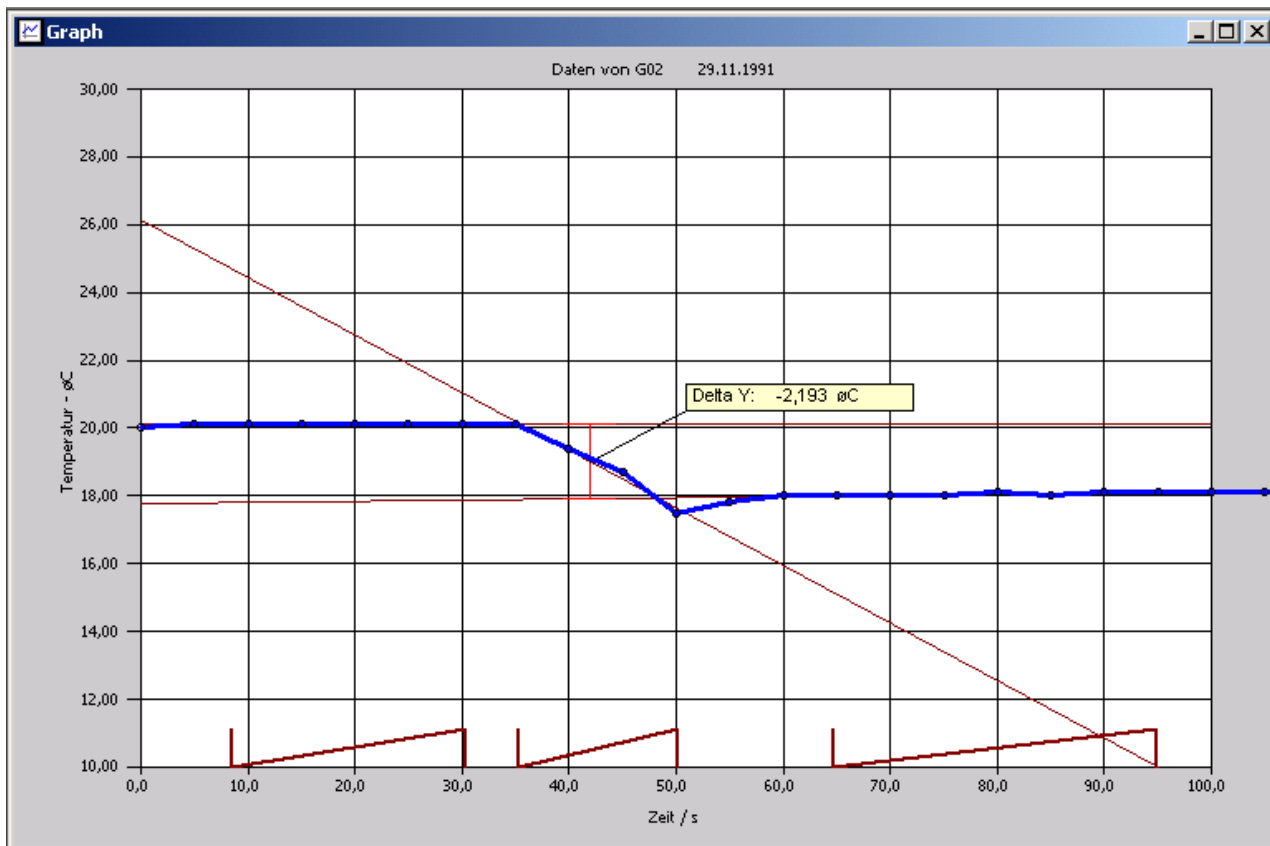
Ergebnis des Rechners: **DeltaY: -2.193 °C**

Eintragen der Werte:

 Beschriften

Ende:

 Fertig



Berechnung der Lösungswärme:

$$Q = (c_W \cdot m_W + W_{Kal}) \Delta T_1$$

Für die Beispielrechnung werden folgende Werte verwendet:

Spezifische Wärmekapazität von Wasser:	c_W	4,185 J / g · K
Masse des Wassers:	m_W	175.5 g
Masse des Salzes(KCl):	m_S	6.15 g
Wasserwert:	W_{Kal}	25.5 J / K

Berechnung:	Im Hauptmenü: ⇒ Extras ⇒ 'Taschenrechner'
Termeingabe:	$4.187 * 175.5 + 25.5) * 2.13$ ⇒ Eingabetaste drücken oder auf „=" klicken

Als Ergebnis liefert der Rechner: 1615 J pro 6,15g KCl

Die Umrechnung auf molare Bedingungen: $M(\text{KCl}) = 74.6 \text{ g/mol}$

$$\Delta H^0 = \Delta H \cdot \frac{M}{m}$$

Berechnung:	Im Hauptmenü: ⇒ Extras ⇒ 'Taschenrechner'
Termeingabe:	$1615 / 6.15 * 74.6$ ⇒ Eingabetaste drücken oder auf „=" klicken

Als Ergebnis liefert der Rechner: 19.6 kJ · mol⁻¹

Literaturwert:	$\text{KCl(s)} \rightarrow \text{KCl(aq)}$	$\Delta H = 18.4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 1)
		$\Delta H = 14 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 2)

Zur Bestimmung der Hydratationswärme von wasserfreiem Kupfersulfat subtrahiert man nach dem Satz von Hess nur die Lösungswärmen der beiden Kupfersalze von einander.

Literaturwerte:	$\text{CuSO}_4(\text{s})$	$\rightarrow \text{CuSO}_4(\text{aq})$	$\Delta H^0 = -67 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 2)
	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	$\rightarrow \text{CuSO}_4(\text{aq})$	$\Delta H^0 = 11 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 2)
	$\text{CuSO}_4(\text{s}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	$\Delta H^0 = -78 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 2)

- Literatur: Frei nach Praktikumsunterlagen des Chem. Instituts Dr. Flad Stuttgart 1988
F.Kappenberg, Computer im Chemieunterricht 1988, S. 151, Verlag Dr. Flad, Stuttgart
1) G.I. Schelinski, Energetik chemischer Reaktionen, Aulis Verlag Köln, 1981
2) K. Dehnert et al., Allgemeine Chemie, Schroedel Verlag, Hannover, 1987