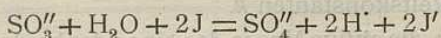


Die Beobachtung des Fortschrittes der Reaktion beruhte auf folgenden Überlegungen:

Um Natriumsulfit zu titrieren, läßt man die Sulfitlösung in eine angesäuerte Jodlösung fließen, wobei im wesentlichen sich folgender Vorgang:



abspielt, das heißt, auf 1 Mol Sulfit wird 1 Mol Jod verbraucht. Bei der Titration von Thiosulfat mit Jod jedoch wird auf 1 Mol Thiosulfat nur $\frac{1}{2}$ Mol Jod verbraucht.

Wenn man also Sulfitlösungen titriert, in denen ein Teil des Sulfits in Thiosulfat übergegangen ist, so wird die verbrauchte Jodmenge um so kleiner sein, je mehr Sulfit in Thiosulfat übergegangen ist, um schließlich bei vollständigem Umsatz auf den halben Wert zu sinken.

Bei den einzelnen Versuchen wurde nun so verfahren, daß die Reaktionsflüssigkeit, nachdem vom überschüssigen Schwefel abfiltriert worden war, in schwach angesäuerte Jodlösung von bekanntem Gehalte fließen gelassen wurde und das überschüssige Jod mit Natriumthiosulfat zurücktitriert wurde.

Bei genügend raschem Titrieren schadet der Säurezusatz, der für die Titration des Sulfits nötig ist, der Titration des Thiosulfats nicht, da in der verdünnten Lösung, besonders bei Anwesenheit von Sulfit, der Zerfall des Thiosulfats unter Schwefelabscheidung bei Zimmertemperatur nur sehr langsam von statten geht. Die folgende Tabelle gibt die Daten an, aus denen die Brauchbarkeit der Methode ersichtlich wird:

Na ₂ SO ₃	Na ₂ S ₂ O ₃	Verbrauchte Jodmenge	
		in Kubikzentimeter	$\frac{1}{10}$ norm. Lösung:
		berechnet	gefunden
7·4	5·3	20·1	20·3
			19·9

Die Versuchsergebnisse sind in den folgenden Tabellen mitgeteilt.

In der ersten Spalte sind die Versuchszeiten t in Minuten, in der zweiten Spalte die Anzahl Kubikzentimeter $\frac{1}{10}$ normaler Jodlösung, die durch das Reaktionsgemisch zur betreffenden