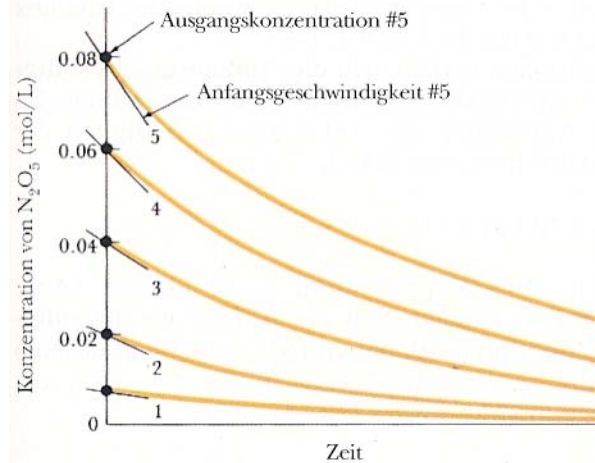


Abhängigkeit der Ausgangsgeschwindigkeit von der Ausgangskonzentration



Abbildung 12.5 a) Die Anfangsgeschwindigkeit der Zersetzung von N_2O_5 , abgeleitet aus der Steigung der Tangenten in $t = 0$, wächst mit steigender Anfangskonzentration an N_2O_5 . b) Die Anfangsgeschwindigkeit ist proportional zur Anfangskonzentration, denn bei der Auftragung der Anfangsgeschwindigkeiten gegen die Anfangskonzentrationen der fünf Proben aus a) ergibt sich eine Gerade. # bedeutet Nummer der Probe.



$$v_0 = k \times [\text{N}_2\text{O}_5]_0$$

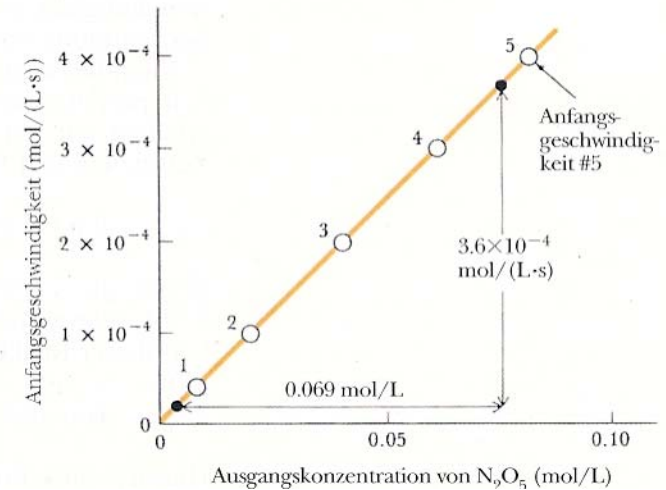
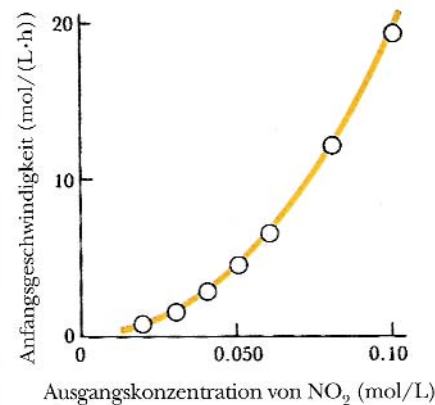
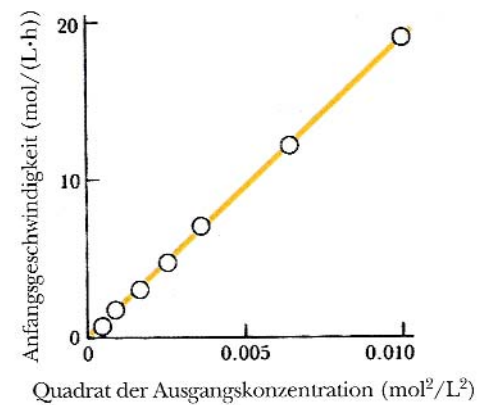


Abbildung 12.6 a) Trägt man die Anfangsgeschwindigkeit der Zersetzung von NO_2 in NO und O_2 bei 300°C gegen die Konzentration an NO_2 auf, erhält man keine Gerade. b) Bei der Auftragung der Geschwindigkeit gegen das Quadrat der NO_2 -Konzentration ergibt sich jedoch eine Gerade.



(a)

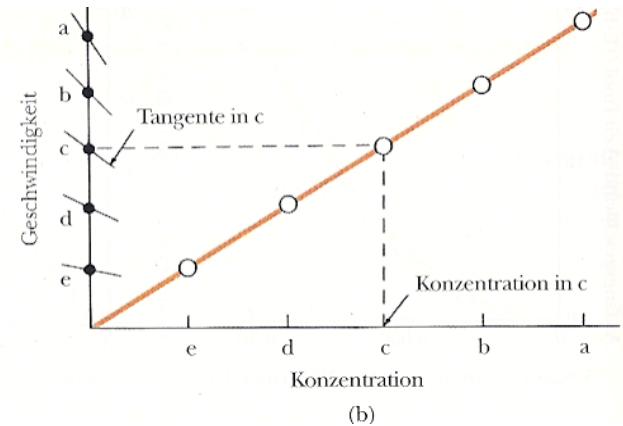
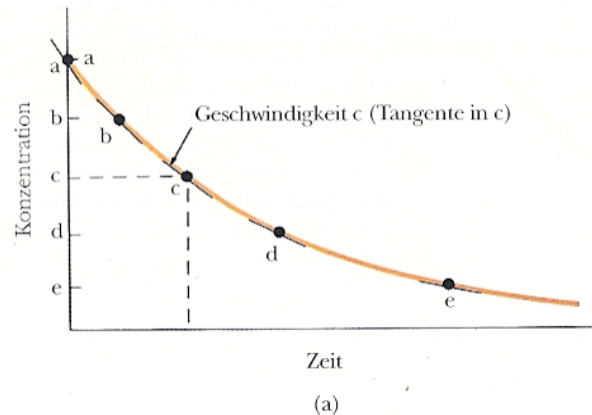


(b)

$$v_0 = k \times [\text{NO}_2]_0^2$$

Geschwindigkeitsgesetze und Reaktionsordnungen

Abbildung 12.7 a) Die momentanen Geschwindigkeiten der N_2O_5 -Zersetzung zu verschiedenen Zeiten der Reaktion erhält man aus den Tangentensteigungen. b) Trägt man diese Geschwindigkeiten gegen die noch vorhandene N_2O_5 -Konzentration auf, ergibt sich eine Gerade.



Geschwindigkeitsgesetz = Gleichung für **momentane** Reaktionsgeschwindigkeit als Funktion der **momentanen** Konzentration

Reaktionsgeschwindigkeit = $k \times [\text{Reaktant}]^a$ a = **Reaktionsordnung**

$$v = k \times [\text{N}_2\text{O}_5]$$

$a = 1$ Reaktion 1.Ordnung

$$v = k \times [\text{NO}_2]^2$$

$a = 2$ Reaktion 2. Ordnung

Mikroskopische Interpretation des Arrhenius-Gesetzes

Gasphasenreaktionen: Stoßtheorie

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

Frequenzfaktor:
Stoßhäufigkeit & **Orientierung**

"Erfolgsfaktor" : Wahrscheinlichkeit
für **erfolgreiche Stöße**

$$E_a \geq RT \Rightarrow \text{Stoß erfolgreich}$$

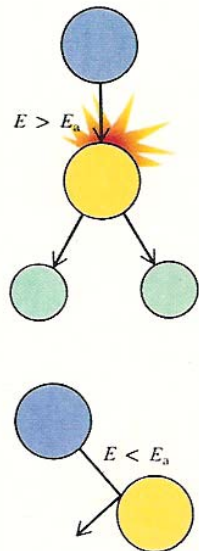


Abbildung 12.19 Nach der Stoßtheorie erfolgen chemische Reaktionen nur dann, wenn die Moleküle mit einer gewissen Mindestenergie, der Aktivierungsenergie der Reaktion (oben), aufeinanderprallen. Andernfalls fliegen sie wie Billardkugeln wieder auseinander (unten).

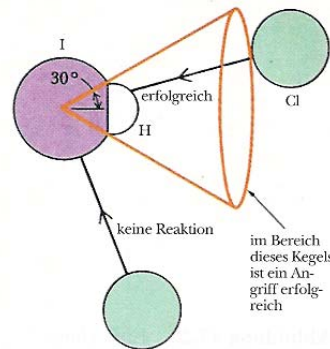


Abbildung 12.21 Ob überhaupt eine Reaktion erfolgt, wenn zwei Teilchen aufeinanderstoßen, hängt auch von ihrer gegenseitigen Orientierung ab. Bei der Reaktion zwischen einem Cl-Atom und einem HI-Molekül führen nur diejenigen Stöße zu einer Reaktion, bei denen das Cl-Atom sich dem HI-Molekül auf einer Linie innerhalb des braunen Kegels nähert, obwohl die Energie anderer Stöße die Aktivierungsenergie übersteigen mag.

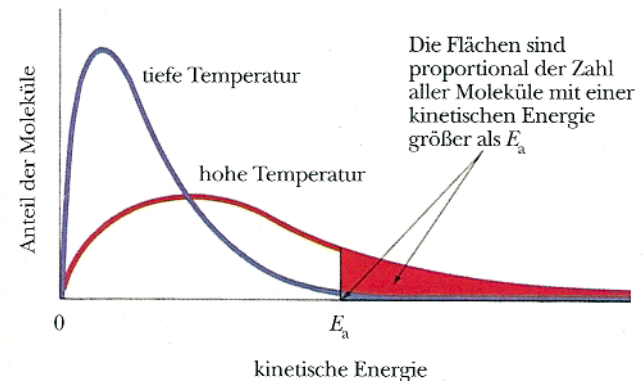


Abbildung 12.20 Die farbigen Flächen unter den Kurven repräsentieren den Anteil an Molekülen, die mit einer kinetischen Energie größer oder gleich E_a aufeinandertreffen. Dieser Anteil steigt mit zunehmender Temperatur.

Mikroskopische Interpretation des Arrhenius-Gesetzes

Reaktionen in flüssiger Phase: Theorie des aktivierten Komplexes

Abbildung 12.22 Ein Reaktionsprofil für eine exotherme Reaktion. Die Theorie des aktivierten Komplexes chemischer Reaktionen geht davon aus, daß die potentielle Energie der reagierenden Moleküle ansteigt, wenn sie sich einander nähern, ein Maximum im aktivierten Komplex erreicht und anschließend wieder abfällt, wenn die Produktmoleküle sich bilden und voneinander trennen. Nur Moleküle mit ausreichender Energie und der richtigen Orientierung können die Aktivierungsschwelle überwinden und reagieren, wenn sie zusammenstoßen.

