

fällt) einfach so, ohne dass ein Reaktionspartner oder ein Enzym daran mitwirken. Graphisch dargestellt sieht das folgendermaßen aus:

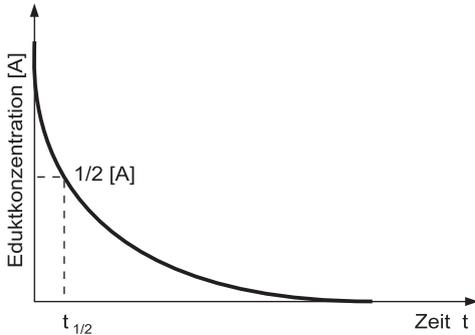


Abb. 22a: Reaktion, Halbwertszeit

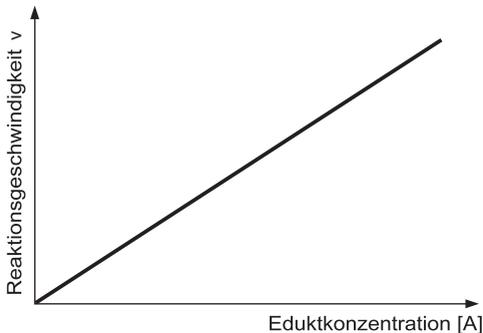


Abb. 22b: Reaktion 1. Ordnung

Wie man an Abbildung 22 a erkennen kann, ergibt der zeitliche Verlauf einer Reaktion 1. Ordnung eine von oben nach unten führende exponentielle Kurve. Daraus lässt sich ableiten, dass bei einer Reaktion 1. Ordnung

- die **Reaktionsgeschwindigkeit** während der gesamten Reaktionszeit **abnimmt** (wie die Eduktkonzentration). Grund: Je weniger Edukte da sind, die miteinander reagieren können, desto langsamer verläuft die Reaktion.
- die **Halbwertszeit**  $t_{1/2}$  einer Reaktion 1. Ordnung **konstant** ist; die Konstante lautet übrigens  $\ln 2/k$  oder umformuliert  $\ln 2 \cdot k^{-1}$ .

Trägt man die Geschwindigkeit  $v$  gegen die Eduktkonzentration auf, erhält man eine von unten nach oben führende Gerade (s. Abb. 22b). Daraus lässt sich ableiten, dass

- die Reaktionsgeschwindigkeit proportional zur Substratkonzentration ist (= Gerade). Das bedeutet: Ändert sich die Substratkonzentration, verändert sich **in gleichem Maße** auch die Reaktionsgeschwindigkeit. Bei einer Verdoppelung der Konzentration des Edukts A verdoppelt sich also auch die Reaktionsgeschwindigkeit.

### Übrigens...

Der Begriff **Halbwertszeit** gibt die Zeit an, nach der die **Halfte** der Edukte zu Produkten reagiert hat. Ist bei einer Reaktion die Halbwertszeit konstant, wird daher während der gesamten Reaktionsdauer pro Zeiteinheit die gleiche relative Menge an Edukten umgesetzt.

### 5.1.2 Reaktionen 2. Ordnung

$A + B \rightleftharpoons C$  oder auch  $2 A \rightleftharpoons B$ , wobei auch hier – wie bei den Reaktionen 1. Ordnung – die Anzahl der Produkte variieren kann ohne die Reaktionsordnung zu beeinflussen.

Bei dieser Art von Reaktionen reagieren ZWEI Edukte zu einem oder mehreren Produkten. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist hier also abhängig von der Konzentration beider Ausgangsstoffe (= von Edukt A und B in Beispiel 1 oder von 2 mal Edukt A in Beispiel 2). Mathematisch lässt sich die Geschwindigkeit einer Reaktion 2. Ordnung daher wie folgt darstellen:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] \text{ oder } v = k \cdot [A]^2$$

mit  $v$  = Geschwindigkeit,

$k$  = Geschwindigkeitskonstante (s. 5.2) und

A, B = Ausgangsstoff/Edukt

