

## Reaktionsgeschwindigkeit

Faustregel: Die **Reaktionsgeschwindigkeit** erhöht sich um das 2-4 fache, wenn man die Temperatur um **10°** erhöht (ist nicht immer so).

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist abhängig von.

- der Temperatur
- den Druck
- der Konzentration  $c$  (Teilchenzahl) der Reaktionspartner
- der Anwesenheit von Katalysatoren, die die Aktivierungsenergie **W<sub>a</sub>** herabsetzen
- Reaktionsoberfläche, Kohlenstaubexplosion hier ist die Reaktionsoberfläche sehr groß oder feinverteiltes Mehl kann auch explodieren

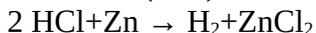
Eine Linie mit Schwarzpulver brennt normal ab, wenn man diese anzündet. Wird das Schwarzpulver in ein Rohr gefüllt und dieses verschlossen (mit einem Stoffetzen oder sonst was), dann findet eine Explosion statt, weil die entstandene Wärmeenergie zu einer starken Temperaturerhöhung führt und auch die Verbrennungsgase den Druck im Rohr stark erhöhen.

Reaktionsgeschwindigkeit RG Schwarzpulver ca. **300 m/s** im verschlossenen Rohr  
„ RG TNT (Sprengstoff) ca. **6000 m/s**

Die Reaktionsgeschwindigkeit RG ist nicht konstant

Die RG ist abhängig von der Stoffmengenkonzentration (Teilchenkonzentration) und bei einer chemischen Reaktion werden natürlich die Reaktionspartner verbraucht und somit nimmt die Anzahl der reaktionsfähigen Teilchen mit fortlaufender Zeit ständig ab.

Beispiel: 350 mg Zinkstaub reagiert mit 100 ml Salzsäure mit der Konzentration von  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$  (mol pro Liter)



Der entstandene Wasserstoff wird aufgefangen und das Volumen von  $\text{H}_2$  wird gemessen.

- die Reaktion läuft am Anfang „stürmisch“ ab und es wird viel  $\text{H}_2$  pro Zeiteinheit produziert
- mit fortschreitender Zeit verlangsamt sich die RG, weil ja  $\text{HCl}$  verbraucht wird und somit weniger Teilchen für die Reaktion zur Verfügung stehen
- die Konzentration von  $c(\text{HCl})$  nimmt mit fortlaufender Zeit ab
- die Konzentration von  $c(\text{ZnCl}_2)$  nimmt mit fortlaufender Zeit zu

Über das Wasserstoffgas  $\text{H}_2$  kann man die Konzentrationen der anderen Stoffe berechnen und graphisch auswerten (Kurvenverlauf aufzeichnen)

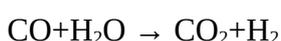
Das Zinkchlorid  $\text{ZnCl}_2$  ist farblos und ist nicht sichtbar und löst sich in Wasser. Man kann das Zinkchlorid durch das Eindampfen (Wasser verdampfen) gewinnen.

Die RG ist dann  **$R_g = - \Delta c(\text{HCl}) / \Delta t$**  das Minuszeichen bedeutet, daß  $c(\text{HCl})$  abnimmt  
 **$R_g = + \Delta c(\text{ZnCl}_2) / \Delta t$**  das Pluszeichen bedeutet, daß  $c(\text{ZnCl}_2)$  zunimmt

$\Delta t = t_2 - t_1$  ist das Zeitintervall in Sekunden/Minuten

Hinweis: RG ist nicht konstant, sondern eine Funktion ( $y = f(x) = \dots$ ) in Abhängigkeit von der Zeit  $t$ .

kinetische Betrachtung



Eine chemische Reaktion findet statt, wenn 2 reaktionsfähige Teilchen zusammentreffen.

$\text{CO} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  also 1 Teilchen CO und 1 Teilchen  $\text{H}_2\text{O}$

Liegen nun im gleichen Reaktionsraum 3  $\text{H}_2\text{O}$  Teilchen vor, dann ist die Konzentration an  $\text{H}_2\text{O}$  auch höher und damit auch die Möglichkeit für eine Reaktion.

Die Stoßzahl Z (Anzahl der Zusammenstöße) ist  $Z \sim c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \text{Stoffmengenkonzentration}$  (Teilchenzahl im Reaktionsraum)

Das Selbe gilt für CO mit  $Z \sim c(\text{CO})$

Variiert man die Teilchenzahl von CO und  $\text{H}_2\text{O}$ , so ergibt sich aus Beobachtungen/Experimente

$Z \sim c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})$  und weil die Reaktionsgeschwindigkeit RG proportional der Stoßzahl Z ist

**$\text{RG} \sim c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})$**  man führt nun den Proportionalitätsfaktor k ein und erhält somit die

Geschwindigkeitsgleichung  **$\text{RG} = k \cdot c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})$**

Die allgemeine Form lautet für diese Reaktion  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$  also  **$\text{RG} = k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B})$**

Ein anderer Reaktionstyp ist  $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$  allgemein  $3 \text{A} + 1 \text{B} \rightarrow 2 \text{C}$

$\text{A} + \text{A} + \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{C}$

eingesetzt:  $\text{RG} = k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B})$  ergibt  **$\text{RG} = k \cdot c(\text{A})^3 \cdot c(\text{B})$**

#### Beispiel Einfluß Temperatur

Reaktion	T in K	k in 1/s
$2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$	300	$4 \cdot 10^{-5}$
	310	$17 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl}$	700	$4,2 \cdot 10^{-5}$
	710	$7,2 \cdot 10^{-5}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl}$	300	$5,9 \cdot 10^{-30}$
	310	$190 \cdot 10^{-30}$

#### Temperatur/innere Energie U

Die **innere Energie U** der Materie ist die Summe der kinetischen Energie (Bewegungsenergie) der Teilchen (Atome/Moleküle).

Die Teilchen bewegen sich um einen gedachten Mittelpunkt in Richtung aller 3 Achsen x-y-z im Raum.

Beim absoluten Nullpunkt bei  $T = 0^\circ \text{K}$  (Kelvin)  $t = -273,15^\circ \text{Celsius}$ , findet keine Bewegung statt.

Mit zunehmender Temperatur steigt die Bewegung der Teilchen und somit auch die innere Energie U.

Nicht alle Teilchen haben die gleiche kinetische Energie und manche haben eine solch hohe Energie, dass diese eine Flüssigkeitsphase (bei Wasser ist das die Verdunstung) verlassen können.

Es ist logisch, daß Teilchen mit hoher Energie besser miteinander reagieren, als Teilchen mit geringer Energie.

- je höher die Temperatur, um so höher ist die Anzahl energiereicher Teilchen und damit steigt auch

die Reaktionsgeschwindigkeit **RG**, weil dann viele Teilchen die **Aktivierungsenergie** **W<sub>a</sub>** erreichen