

Chemieschulaufgabe

0. Grundwissen

- Redoxreaktionen (Begriff; Gleichungen)
- Säure – Base – Rkt. nach Bronsted
- Elektronegativität, Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität
- Chemische Bindungen (Jonenbindung, Atombindung, pol. Atombindung)
 - zwischen verschiedenen Molekülen
 - § Wasserstoffbrückenbindungen
 - § Dipol – Dipol – Anziehungskräfte
 - § Van – der – Waals – Kräfte
- Allg. Reaktionsprinzip:
Salz einer schwachen Säure + starke Säure
schwache Säure + Salz der starken Säure

1. Gesetzmäßigkeit beim Stoffumsatz

Die Reaktionsgeschwindigkeit – der zeitliche Verlauf bei chem. Rkt.

Bsp.	Knallgas – Explosion (rasch)	1/1000 Sekunde
	Rosten eines Kfzs (langsam)	10 Jahre

In beiden Fällen wird die Reaktionsdauer aber nicht die Reaktionsgeschwindigkeit angegeben.

Chemische Reaktionsgeschwindigkeit (RG):

Umsetzung einer bestimmten Molekülzahl in einer bestimmten Zeit

$$v_{\text{chem}} = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad \text{Molekülzahl, Molzahl}$$

Die Stoffmenge in mol lässt sich indirekt bestimmen durch das:

1. Volumen
1 mol Gas = 22,4 l
2. Konzentration
 $c = \frac{n}{v}$

Die Geschwindigkeit bei chem. Rkt. wird in der Regel gemessen als Volumenveränderung pro Zeiteinheit bzw. als Konzentrationsänderung pro Zeiteinheit.

Die Rkt.geschw., hier die Bildungsgeschwindigkeit eines Stoffes wird im Laufe der Zeit immer geringer. Dies gilt für alle Produkte.

Im Laufe der Zeit nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit der Edukte immer stärker ab.

- Bildungsgeschwindigkeit wird immer geringer
- Zersetzungsgeschwindigkeit wird immer geringer

Begründung für den Kurvenverlauf:

Die Wahrscheinlichkeit für wirksame Teilchenzusammenstöße, wird geringer da die Konzentration der Ausgangsstoffe abnimmt.



der entstandene Rauch wird stärker je näher man die beiden Reaktionspartner zusammenschiebt

2. Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit

Temperatur

Mg in kaltem HCl langsame Gasentwicklung (positive Knallgasp.)
 heißem HCl heftige Gasentwicklung (heftigerere Knallgasp.)
 $2\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

Erklärung:

Je höher die Temperatur ist, desto höher ist die Kinetische Energie (Bewegungsenergie) der reagierenden Teilchen. Je mehr Teilchen durch Wärmezufuhr eine bestimmte Energieschwelle überschritten haben (Aktivierungsenergie) desto schneller verläuft die chem. Rkt.

Natriumtiosulfat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ + verd. Salzsäure bei verschiedenen Reaktionstemp.
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{NaCl}$
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S}$ (instabil)

RGT:

10° Temperaturerhöhung bewirkt eine Verdopplung der RG.

Konzentration

Je konzentrierter die Ausgangsreagenzien sind, desto schneller verläuft die Reaktion

Erklärung:

Je Konzentrierter eine Lsg. ist, desto wahrscheinlicher sind wirksame Teilchenzusammenstöße und desto höher ist die Reaktionsgeschwindigkeit.

Druck

Erklärung:

Bei Gasen bewirkt eine Druckerhöhung eine Konzentrationserhöhung, wodurch chem. Reaktionen beschleunigt werden.

Oberfläche

Zink (Zn) reagiert mit Schwefelsäure
 Zinkgranaten (grobe Stücke)

geringe Oberfläche kaum
 Gasentwicklung (Knallgasp.)
 große Oberfläche starke
 Gasentwicklung (Knallgasp.)

Zinkpulver

Erklärung:

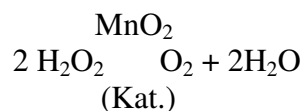
Größere Oberfläche höhere Zahl an Teilchenzusammenstößen

Im Alltag:

Mehlstaubexplosionen; schlagende Wetter im Bergbau; fein verteiltes Benzin in Motoren

Katalysator

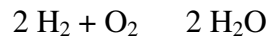
H_2O_2 wird auf Braunstein MnO_2 getropft 
 Stürmische Gasentwicklung und positive Glimmspanprobe (O_2 -Entwicklung)



Braunstein wird bei der Rkt. nicht verbraucht, selbst wenn man sehr große Mengen H_2O_2 zusetzt.

Wasserstoff wird über eine Platinoberfläche geleitet
spontane Entflammung

Die Rkt. von H_2 reagiert also auch bei Zimmertemperatur wegen dem Katalysator Pt.



Erklärung:

Platin ermöglicht die Rkt., indem es die Aktivierungsenergie herabsetzt

Wirkungsweise:

Vermutlich Schwächung von Atombindungen, sodass die Moleküle reaktionsfreudiger werden.

3. Das chemische Gleichgewicht

Umkehrbarkeit chem. Reaktionen

(V₁) Herstellung von CO_2 im „Kipp“-(-schen Gasentwickler)

Salzsäure + Marmor (Kalk)



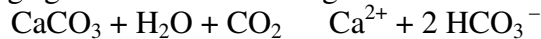
(V₂) Kalkniederschlagsbildung als Nachweis für CO_2 .

Calciumhydroxid „Kalkwasser“



Die Bildung von Kohlendioxid sowie die Bildung von Calciumcarbonat sind umkehrbar (Abhängigkeit von den Rkt. – Bedingungen).

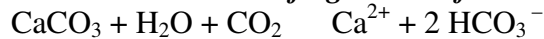
(V₃) Leitet man CO_2 im Überschuss in die Calciumhydrogencslg. ein, so löst sich der Anfangs gebildete Niederschlag wieder auf.



(V₄) längeres Stehen lassen bzw. Erhitzen; Kalkausscheidung:



Die Umkehrbaren Rkt. werden folgendermaßen zusammengefasst:



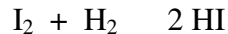
Kennzeichen : **Doppelpfeil**

Merke: alle chem. Rkt sind umkehrbar

Chemisches Gleichgewicht

Bei jeder Temperatur stellt sich ein Endzustand ein, in dem die Edukte und Produkte in bestimmten Mengenverhältnissen vorliegen. Dieser Zustand bezeichnet man als chem. Gleichgewicht.

„Hinreaktion“



„Rückreaktion“

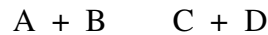
(violett) (farblos)

T(°C)	20°	280°	520°	1217°	
HI	99,99	82,2	75,5	62,4	farblos
I ₂	<0,01	8,9	12,2	18,8	schwach violett
H ₂	<0,01	8,9	12,2	18,8	violett

Liegen die Mengenverhältnisse auf Seiten der Produkte, so sagt man, das Gleichgewicht liegt rechts oder umgekehrt

Dynamisches Gleichgewicht

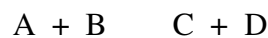
Würden alle Edukt- und Produktmoleküle unverändert im Gleichgewicht verharren, so läge ein statisches Gleichgewicht vor. In Wirklichkeit finden jedoch ständig Hin- und Rückreaktionen statt, d. h. im Gleichgewichtszustand reagieren einerseits Eduktmoleküle miteinander, andererseits zerfallen die gebildeten Produkte wieder.



Im Gleichgewichtszustand sind die Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktionen gleich groß. Deswegen bleiben die Konzentrationen an Edukten und Produkten konstant.

4. Massenwirkungsgesetz

Herleiten des Massenwirkungsgesetzes



Im Gleichgewichtszustand gilt:

Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion (\vec{v})

ist gleich der RG der Rückreaktion (\overleftarrow{v})

$$\vec{v} = \overleftarrow{v}$$

$$\vec{v} \sim c(A)$$

$$\vec{v} \sim c(B)$$

$$\vec{v} \sim c(A) \cdot c(B)$$

Einführung der Konstante k_1

$$\vec{v} = k_1 \cdot c(A) \cdot c(B)$$

analog:

$$\overleftarrow{v} = k_2 \cdot c(C) \cdot c(D)$$

$$k_1 \cdot c(A) \cdot c(B) = k_2 \cdot c(C) \cdot c(D)$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$$

Da K (constant) gilt: Der Quotient aus den Produkten der Konzentrationen der Endstoffe und der Produkte der Konzentrationen der Ausgangsstoffe, eines chem. Systems im Gleichgewicht hat den konstanten wert K .

$K > 1$ Gleichgewicht liegt rechts

$K = 1$ Gleichgewicht liegt in der Mitte

$K < 1$ Gleichgewicht liegt links

Merke: 10 Vol % = 10 % der Konzentration des Gases bei einer gewissen Temperatur. (durch Molares Volumen)

Volumina bei versch. Temperaturen:

$$\frac{p_1 \cdot t_1}{V_1} = \frac{p_2 \cdot t_2}{V_2}$$

5. Abhängigkeit der Gleichgewichtslage

von der Konzentration eines beteiligten Stoffes

V₁ Kaliumtiosyanat (Kaliumrhodanid) zum Nachweis von Eisenionen (Fe³⁺)

$$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$$

V₂ Weitere Verdünnung

Verblässung der blutroten Farbe (auffallend schnell)
 verringerte Konzentration => schwächere Farbe

V₃ Zugabe von Fe³⁺ zur stark verd. Lösung

V₄ SCN⁻

jeweils stärkere Rotfärbung

Die Erhöhung der Konzentration eines der Ausgangsstoffe genügt, dass das farbige Produkt wieder entsteht.

Merke:

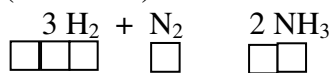
Durch Erhöhung der Eduktkonzentration verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts.

Führt man dagegen Wasser zu, verblasst die Lsg und es entstehen mehr Edukte.

Erhöht man in einem System, das sich im Gleichgewichtszustand befindet, die Konzentration eines Teilnehmers, so verlagert sich das Gleichgewicht so, dass der zugeführte Stoff verbraucht wird. Bei Erniedrigung umgekehrt.

von dem Druck

(bei Gasen)



Merke:

Sind bei Gleichgewichten gasförmige Stoffe enthalten, so begünstigt Druckerhöhung die volumenverkleinernde Rkt., Druckerniedrigung die volumenvergrößernde Rkt.

Bei Druckänderung bleibt die Massenwirkungskonstante erhalten.

$$K = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{N}_2)} \quad \left. \begin{array}{l} (2 \text{ mal Veränderung}) \\ (4 \text{ mal Veränderung}) \end{array} \right\} \text{Ausgleich durch Rkt. von } 3 \text{ H}_2 + \text{N}_2$$

von der Temperatur (Wärmeenergie)

Eine temp. Erhöhung (Zufuhr von Wärmeenergie) begünstigt in einem chem. Gleichgewicht die endotherme Reaktion und umgekehrt (exotherm).

Bei der Energieveränderung verändert sich die Massenwirkungskonstante K. Diese ist temperaturabhängig.

von einem Katalysator

Katalysatoren beschleunigen die Einstellung der Gleichgewichtslage haben aber keinen Einfluss auf die Gleichgewichtslage. Hin- und Rückrkt. werden gleich gefördert, sodass sich das Gleichgewicht schneller einstellen kann.

6. Zusammenfassung des MWG



Säure + Alkohol \rightleftharpoons H₂O + Ester großer K Wert

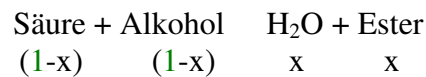
$$K = \frac{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{Ester})}{c(\text{Säure}) \cdot c(\text{Alkohol})}$$

Gleichgewichtsveränderung: T; p(bei Gasen); c

in diesem Fall durch Veränderung der Konzentration von Säure, Alkohol, Wasser oder Ester.

Aufgabe: 1 mol Alkohol soll mit 1 mol Säure zur Reaktion gebracht werden. K beträgt 4.

ges: wie viel Ester bzw. Wasser entstehen in 1 l.



$$K = \frac{x \cdot x}{(1-x) \cdot (1-x)} \quad \text{falls z.B. } 2 \text{ Fe} = x^2$$

Ergebnis nun oben einsetzen. falls z.B. $2 \text{ Fe} = 2 \cdot x$

7. Protolysegleichgewichte

Autoprotolyse des Wassers

(V₁) Leitfähigkeit von Leitungswasser : gut

(V₂) Leitfähigkeit von destillierten Wasser : gering

Aber auch Wasser, das mehrmals in platingefäßen destilliert wurde zeigt noch eine sehr geringe Leitfähigkeit.

Ursache: „Autoprotolyse“ von Wasser“



$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

$$-\log c(\text{H}_3\text{O}^+) = \text{pH}$$

$$-\log c(\text{OH}^-) = \text{pOH}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Stärke von Säuren und Basen: K_S – und K_B – Werte

Messung der Leitfähigkeit (Stromstärke)

bei 1mol/l HCl : 10mA

bei 1mol/l Essigsäure: kaum messbar

Schlussfolgerung:

Obwohl beide Säuren gleich konzentriert sind, enthält Essigsäure viel weniger Oxoniumionen als Salzsäure. Während bei HCl die Protolyse mit H_2O fast ganz abläuft, ist die Protolyse bei Essigsäure nur gering.



$$K = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(Cl^-)}{c(HCl) \cdot c(H_2O)}$$

da $c(H_2O)$ konstant in verdünnten wässrigen Lösungen:

$$K \cdot c(H_2O) = K_S = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(Cl^-)}{c(HCl)}$$

hoher K_S – Wert = starke Säure , niedriger K_S – Wert = schwache Säure

Vereinfachung

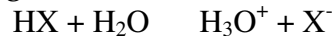
$$pK_S = -\log K_S$$

Zusammenhang zwischen K_S und pK_S und Säurestärke

Je größer K_S , desto stärker die Säure

Je kleiner pK_S , desto stärker die Säure.

allgemeine Säurereaktion:



Alle K_S und pK_S werden auf diesen Formensatz bezogen.

allgemeine Basenreaktion:



$$K \cdot c(H_2O) = K_B = \frac{c(OH^-) \cdot c(NH_4^+)}{c(NH_3)}$$

Vereinfachung

$$pK_B = -\log K_B$$

Zusammenhang zwischen K_B und pK_B und Basenstärke

Je größer K_B , desto stärker die Base

Je kleiner pK_B , desto stärker die Base.

Korrespondierende (Konjugierte) Säure Base Paare

Säure 1 Base 2 Säure 2 Base 1

Säure/Base 1 : zusammengehöriges Säure-Base-Paar

Säure/Base 2 : zusammengehöriges Säure-Base-Paar

Eine starke Säure hat eine schwache korrespondierende Base.

Zusammenhang zw. der Säure und Basestärke

$$K_S \cdot K_B = K_W = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_S + \text{p}K_B = \text{p}K_W = 14$$