

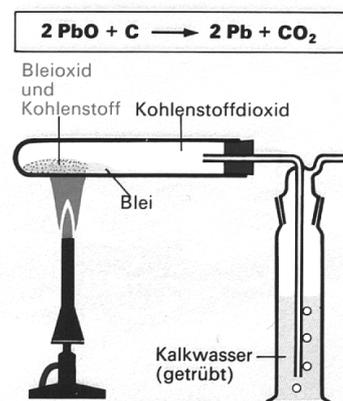
Chemisches Gleichgewicht

Einführung

Viele chemische Reaktionen laufen von der Seite der Edukte auf die Seite der Produkte. Erwärmt man z.B. ein Gemisch aus Bleioxid und Kohlenstoff, so entsteht Kohlendioxid und das Bleioxid wird zu Blei reduziert.

Diese Reaktion läuft vollständig von „links“ nach „rechts“. Dies ist jedoch nicht immer so. Viele chemische Reaktionen sind dadurch gekennzeichnet, dass sie in ein Gleichgewicht laufen, d.h. Edukte und Produkte liegen nach Abklingen der Reaktion beide nebeneinander vor.

Zur Einführung in die Lehre vom chemischen Gleichgewicht sollen einige Versuche durchgeführt werden:



Bildung von NH_4Cl

Geräte: <ul style="list-style-type: none"> • 2 Waschflaschen • Thermometer • 2 Schläuche mit Mundstück 	Chemikalien: <ul style="list-style-type: none"> • konz. $\text{HCl}(\text{aq})$ • konz. NH_4OH 	Sicherheit:  Entsorgung: Beide Lösungen verdünnen und zusammengeben. Abwasser.
--	---	--

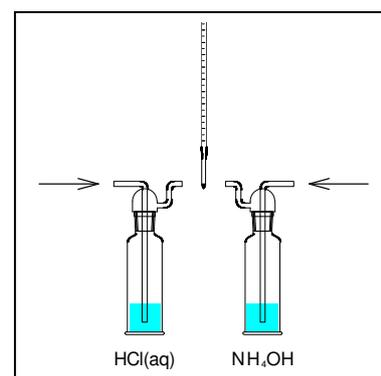
Durchführung: Man füllt die Waschflaschen mit konz. $\text{HCl}(\text{aq})$ bzw. konz. NH_4OH . Durch die Schläuche bläst man einen leichten Luftstrom durch die Lösungen (auf Durchflussrichtung achten). Die Mündungen der Waschflaschen richtet man auf ein Thermometer.

Beobachtung: Es bildet sich ein weißer Rauch von Ammoniumchlorid (NH_4Cl). Das Thermometer zeigt eine Temperaturerhöhung.

Auswertung:

$$\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{E}$$


Thermolyse von NH_4Cl

93

Geräte: <ul style="list-style-type: none"> • 2 Reagenzgläser • Reagenzglasklammer • Indikatorpapier • Brenner • Stativmaterial 	Chemikalien: <ul style="list-style-type: none"> • $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ (Xn) • dest. Wasser 	Sicherheit:  
--	---	--

1. Teil:

Durchführung: In einem Reagenzglas wird wenig Ammoniumchlorid erwärmt.

Beobachtung: Das Ammoniumchlorid wird gasförmig ohne zu schmelzen. Im kälteren Teil wird es wieder fest; auch hier ist keine flüssige Phase zu beobachten.

Auswertung: 2 Deutungsmöglichkeiten:

1. Sublimation und Resublimation: $\text{NH}_4\text{Cl(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl(g)}$
2. Thermische Zersetzung: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{E} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl(g)}$

2. Teil:

Durchführung: In einem Reagenzglas wird wenig Ammoniumchlorid erwärmt. In den mittleren Bereich werden oben unten im RG angefeuchtete Streifen Indikatorpapier angebracht. Es wird wieder erwärmt.

Beobachtung: Das Ammoniumchlorid wird gasförmig ohne zu schmelzen. Im kälteren Teil wird es wieder fest; auch hier ist keine flüssige Phase zu beobachten. Das Indikatorpapier zeigt wechselnde Färbungen (blau – rot)

Auswertung: Es handelt sich um eine thermische Zersetzung (Thermolyse), da gasförmiges HCl bzw. NH_3 nachgewiesen werden können.

Thermische Zersetzung: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{E} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl(g)}$

Beide Versuche zeigen, dass chemische Reaktionen umkehrbar sind. In welche Richtung eine Reaktion abläuft hängt ganz entscheidend von der Temperatur ab. Bei hohen Temperaturen findet die Thermolyse, d.h. die Zersetzung statt; bei tiefen Temperaturen setzt eher die Bildung von Ammoniumchlorid ein.

Die Säure-Base Definition von Brönstedt

Der schwedische Physikochemiker Johannes Nikolaus Brönstedt (1879 – 1947) entwickelte 1923 eine Säure-Base-Vorstellung, die sich bis heute als sehr zweckmäßig erwiesen hat.

Brönstedt-Definition:

Säuren sind Protonendonatoren.

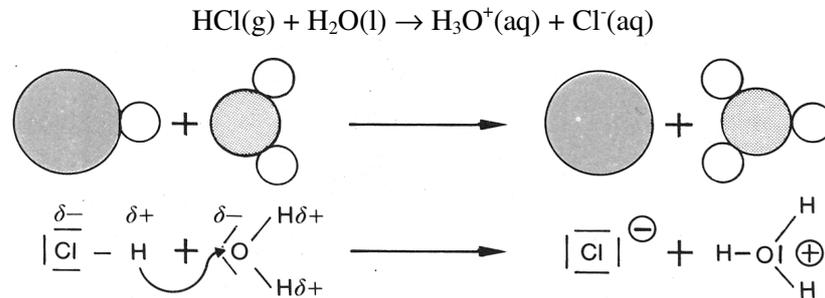
Basen sind Protonenakzeptoren.

Der Begriff „Donator“ stammt vom lateinischen Wort donare = schenken. Protonendonatoren werden auch als Protonenspende bezeichnet.

Der Begriff „Akzeptor“ stammt vom lateinischen Wort accipere = annehmen. Protonenakzeptoren werden auch als Protonenempfänger bezeichnet.

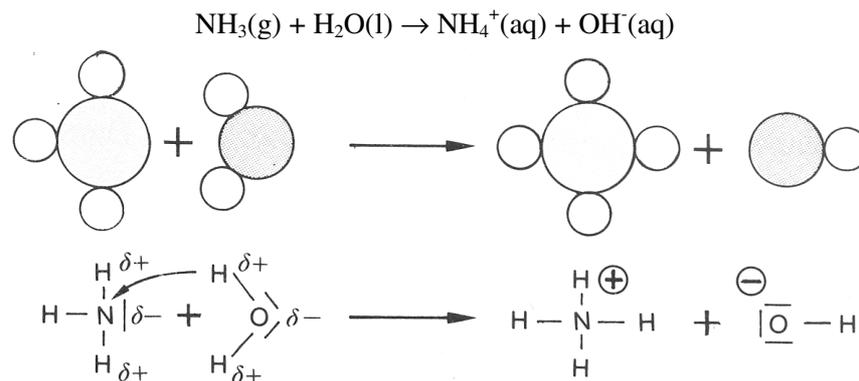
Beispiele:

- Das Gas Chlorwasserstoff (Hydrogenchlorid) zeigt keine elektrische Leitfähigkeit, da HCl-Moleküle vorliegen. Leitet man Chlorwasserstoff in Wasser, so weist die Reaktionslösung (Salzsäure) eine gute elektrische Leitfähigkeit auf. Es muss eine chemische Reaktion mit dem Wasser stattgefunden haben, die zur Bildung von Ionen führte.



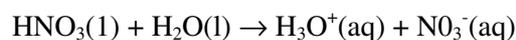
Nach Brönsted ist das HCl-Molekül die Säure, da es ein Proton abgibt; dadurch entsteht ein Cl^- -Anion. Das H_2O -Molekül ist die Base, da es ein Proton aufnimmt. Es bildet sich dabei ein Oxonium-Ion H_3O^+ , das in der hydratisierten Form als Hydronium-Ion $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ bezeichnet wird.

- Leitet man Ammoniakgas in Wasser, so erhält man eine basische Lösung. Auch hier muss eine chemische Reaktion zwischen den Ammoniakmolekülen (NH_3) und den Wassermolekülen (H_2O) stattgefunden haben.

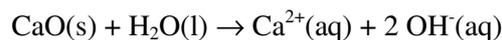


Das Wassermolekül ist hier die Säure, da es ein Proton abgibt, das vom Ammoniakmolekül als Base aufgenommen wird. Durch die Protonenübertragung bilden sich ein Ammoniumion NH_4^+ und das Hydroxidion OH^- .

- Reaktion zwischen Salpetersäure und Wasser:



- Reaktion zwischen Calciumoxid und Wasser:



In allen Beispielen reagieren Säuren mit Basen.

Hierbei kommt es stets zu einer Übertragung von Protonen. Protonen sind die Kerne der Wasserstoffatome (H^+)

Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübertragungsreaktionen (**Protolysen**)

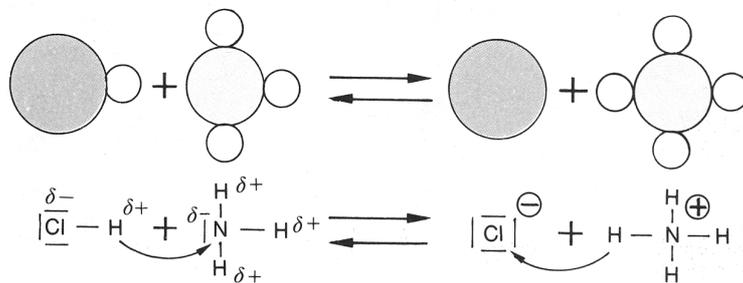
Die Beispiele zeigen, dass in den wässrigen Lösungen von Säuren immer Hydroniumionen $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ und in wässrigen Lösungen von Basen immer Hydroxidionen $\text{OH}^-(\text{aq})$ vorliegen. In den Alkalimetallhydroxiden (z.B. NaOH) sind bereits im festen Zustand Hydroxidionen vorhanden, die beim Lösen hydratisiert werden.

Wässrige Lösungen von Säuren enthalten H_3O^+ -Ionen
Wässrige Lösungen von Basen enthalten OH^- -Ionen

Man kann erkennen, dass es auf den Reaktionspartner ankommt, ob ein Teilchen als Säure oder als Base reagiert. So kann z.B. das Wassermolekül H_2O als Protonendonator oder als Protonenakzeptor auftreten. Solche Stoffe werden als amphotere Stoffe oder als Ampholyte bezeichnet.

Ampholyte sind Stoffe, die sowohl als Säure als auch als Base reagieren können

Der Begriff „Ampholyt“ stammt vom griechischen Wort amphoteros = beiderseitig.



Umkehrbare Reaktionen

Anhand der durchgeführten Versuche wird deutlich, dass chemische Reaktionen grundsätzlich umkehrbar sind.

Weitere Beispiele für umkehrbare Reaktionen sind:

Die Bildung und Zersetzung von Wasser oder die Reaktion von weißem Kupfersulfat zu blauem Kupfersulfat und umgekehrt.

Veresterung: Essigsäure + Ethanol \rightarrow Essigsäureethylester + Wasser

Verseifung: Essigsäureethylester + Wasser \rightarrow Essigsäure + Ethanol

Interessant ist die Frage, wie sich Systeme verhalten, wenn sie die Möglichkeit haben, in einem Gefäß Hin- und Rückreaktion gleichzeitig ablaufen zu lassen.

Was wird geschehen, wenn z.B. Ammoniumchlorid in einem geschlossenen System erwärmt wird. In dem Maße, in dem sich aus den Edukten die Produkte bilden wird auch die Möglichkeit der Rückreaktion immer größer. Es wird sich möglicherweise ein Gleichgewicht ausbilden.

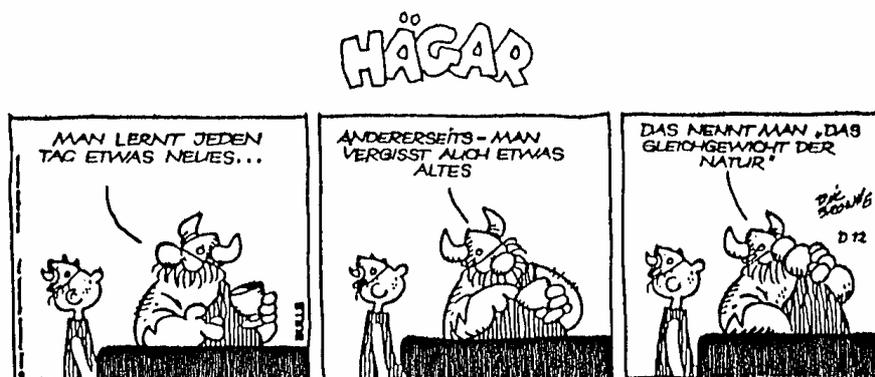
Stellt sich das Gleichgewicht unabhängig davon ein, ob man von den Edukten oder von den Produkten ausgeht? Dies soll im Folgenden geklärt werden.

Um das Wesen des Gleichgewichtszustandes besser verstehen zu können, muss man sich mit dem Begriff der Reaktionsgeschwindigkeit näher befassen, denn im Gleichgewichtszustand gilt:

Hin- und Rückgeschwindigkeit laufen gleichzeitig ab, bis hin zu einem Gleichgewicht. D.h. die Substanzmenge, die pro Zeiteinheit gebildet wird, wird genau so groß sein, wie die Substanzmenge, die pro Zeiteinheit zerfällt.

Im Gleichgewichtszustand gilt:

Geschwindigkeit der Hinreaktion = Geschwindigkeit der Rückreaktion



Schon den Wikingern war dieser Sachverhalt bekannt!

Der Apfelkrieg

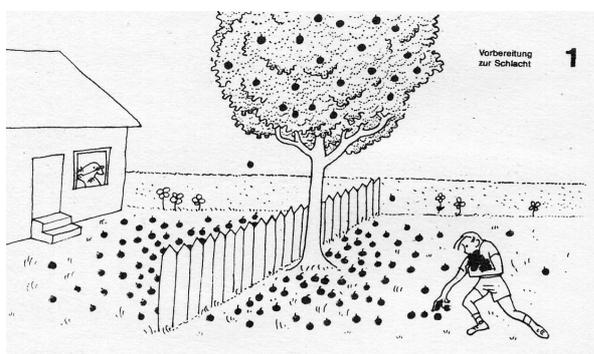
(übernommen aus: Dickerson/Geis Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung, Verlag Chemie)

„Wir wollen das Konzept des chemischen Gleichgewichts durch eine auf den ersten Blick scheinbar weit hergeholte, aber tatsächlich mathematisch korrekte Analogie einführen. Man stelle sich einen Apfelbaum vor, der auf der Grenzlinie zwischen zwei Gärten steht; in dem einen wohnt ein verschrobener alter Mann und in dem anderen ein Vater, der seinem Sohn aufgetragen hat, hinauszugehen und den Garten von Fallobst zu reinigen. Der Junge merkt schnell, dass man die Äpfel am einfachsten dadurch los wird, dass man sie in den Nachbargarten wirft. Er tut es und erregt den Zorn des alten Mannes. Jetzt beginnen der Junge und der Mann Äpfel hin und her über den Zaun zu werfen, so schnell sie können. Wer wird gewinnen?

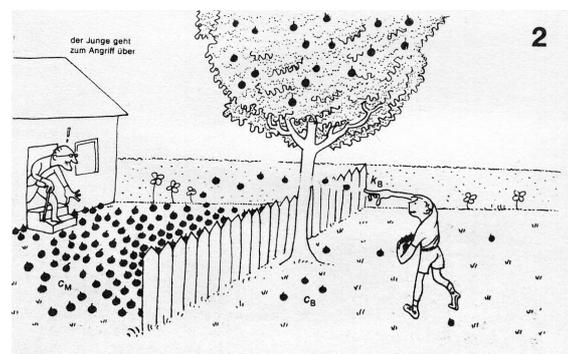
Die Schlacht läuft in fünf Phasen ab. Wenn man annimmt, dass der Junge stärker und schneller ist als der alte Mann, könnte man meinen, dass der Konflikt damit endet, dass alle Äpfel auf der Seite des alten Mannes landen (Phase I und II). Wenn sich auf beiden Seiten des Zaunes die gleiche Anzahl von Äpfeln befindet, ist es zwar richtig, dass der Junge die Äpfel die Äpfel schneller über den Zaun werfen wird, als sie der alte Mann zurückwerfen kann. Aber das heißt nur, dass mehr Äpfel auf der Seite des alten Mannes sein werden, die dann leichter zu erreichen sind. Auf der Seite des Jungen werden sie rarer, und der Junge muss mehr herumrennen, um sie aufzuheben. Schließlich wird ein Gleichstand oder ein Gleichgewicht erreicht, in dem die gleiche Anzahl Äpfel in beiden Richtungen über den Zaun fliegt. Der alte Mann wirft weniger schnell, hat aber geringere Mühe, Äpfel zu finden (Phase III); der Junge wirft schneller, verliert aber Zeit dadurch, dass er herumrennt und die wenigen Äpfel auf seiner Seite sucht (Phase IV). Das Verhältnis der Äpfel auf den beiden Seiten des Zaunes wird schließlich durch die relative Geschwindigkeit der beiden Kämpfer bestimmt, doch werden nicht alle Äpfel auf einer Seite landen (Phase V). Wir können die Geschwindigkeit, mit der der alte Mann die Äpfel wirft, ausdrücken durch:

$$\text{Geschwindigkeit}_M = k_M c_M$$

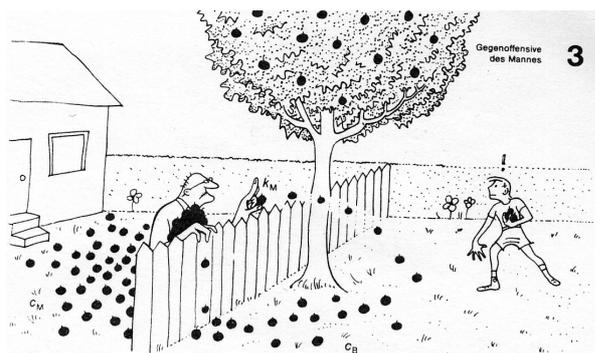
Die Geschwindigkeit wird gemessen in Äpfel pro Sekunde über den Zaun, und c_M ist die Konzentration der Äpfel auf der Seite des Mannes, ausgedrückt in Äpfel pro Quadratmeter Boden. Die Geschwindigkeitskonstante k_M hat die Einheit m^2/s



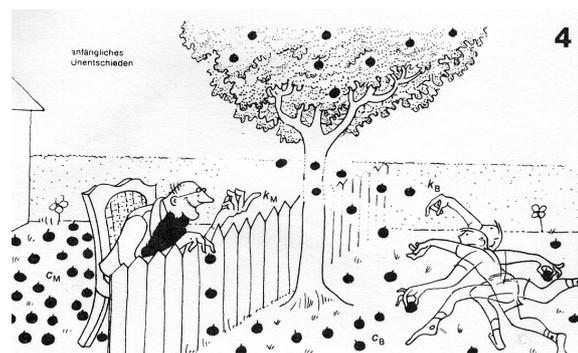
Phase I (Vorbereitung zur Schlacht)



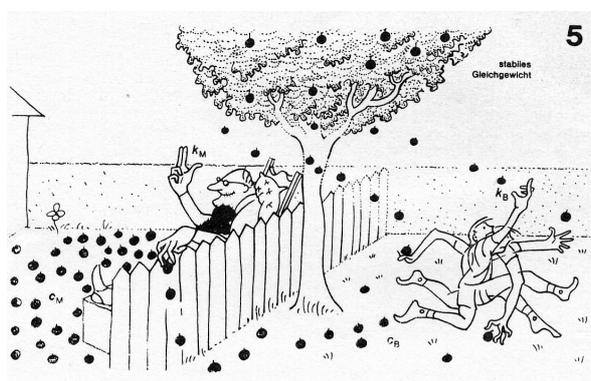
Phase II (Der Junge geht zum Angriff über)



Phase III (Gegenoffensive des Mannes)



Phase IV (anfängliches Unentschieden)



Phase V (stabiles Gleichgewicht)

Der Wert von k_M drückt die Behändigkeit des alten Mannes aus und seine Geschwindigkeit, mit der er das Gebiet auf seiner Seite des Zauns unter Kontrolle hat.

Die Geschwindigkeit, mit der der Junge die Äpfel über den Zaun zurückwirft, ist gegeben durch

$$\text{Geschwindigkeit}_B = k_B C_B$$

wobei C_B die Konzentration der Äpfel im Garten des Buben ist und k_B die Geschwindigkeitskonstante oder Behändigkeitskonstante, die angibt, wie schnell der Junge auf seiner Seite des Zauns aufräumt (in m^2/s). Da wir angenommen haben, dass der Junge schneller ist als der Mann, ist k_B größer als k_M .

Wenn der Junge seinen Garten völlig von Äpfeln gereinigt hätte, bevor der alte Mann herausgekommen wäre, dann wäre die Geschwindigkeit_M, zu Beginn der Schlacht größer gewesen als die Geschwindigkeit_B, und es hätte insgesamt einen Strom von Äpfeln auf die Seite des Jungen gegeben. Seine Behändigkeit würde ihm nichts nützen, wenn es keine Äpfel auf seiner Seite gäbe, die er aufheben könnte.

Wenn umgekehrt die Schlacht mit der gleichen Konzentration von Äpfeln auf jeder Seite begonnen hätte, dann wäre die Geschwindigkeit_B größer gewesen als die Geschwindigkeit_M, weil die Behändigkeitskonstante k_B , größer ist als k_M . Wenn beiden die gleiche Anzahl von Äpfeln zur Verfügung steht, ist der Junge immer besser dran als der alte Mann, da er schneller umherrennen kann. In beiden Fällen würde ein neutraler Beobachter zu seiner Überraschung feststellen, dass die Schlacht schließlich in einer Patt-Situation oder in einem Gleichgewicht endete, in dem Geschwindigkeit_M = Geschwindigkeit_B ist, an einem Punkt also, an dem die

zusätzlichen Äpfel auf der Seite des alten Mannes gerade die zusätzliche Behändigkeit des Jungen kompensieren. Die Geschwindigkeiten, mit denen Äpfel in beiden Richtungen über den Zaun geworfen würden, wären dieselben:

$$\text{Geschwindigkeit}_M = \text{Geschwindigkeit}_B \quad (\text{dynamisches Gleichgewicht})$$

$$k_M \cdot c_M = k_B \cdot c_B$$

Das Verhältnis der Konzentrationen bei diesem Stillstand oder in diesem stationären Zustand gibt uns die relativen Behändigkeiten des Mannes und des Jungen an:

$$\frac{c_M}{c_B} = \frac{k_B}{k_M}$$

Das Verhältnis der Äpfel in den beiden Gärten wird, wenn die Patt-Situation erreicht ist, unabhängig von den Ausgangsbedingungen immer dasselbe sein - gleichgültig ob zu Beginn alle Äpfel in dem Garten des Jungen oder des Mannes lagen oder zwischen den beiden aufgeteilt waren. Das Verhältnis der Äpfel in den beiden Gärten im Zustand des Gleichgewichts wird auch dasselbe sein, unabhängig davon, wie viele Äpfel es gibt - ein Dutzend oder tausend (solange wir Ermüdungserscheinungen ausschließen können). Eine Verdopplung der Zahl der Äpfel in der Schlacht verdoppelt die Geschwindigkeit, mit der der Junge sie finden und werfen kann, doch

sie verdoppelt auch die Geschwindigkeit, mit der der Mann sie zurückwerfen kann.

Die beiden Effekte heben einander im Verhältnis auf.

Ein solches Verhältnis, das unabhängig von den Ausgangsbedingungen und von den absoluten Zahlen ist, wird Gleichgewichtskonstante K genannt:

$$K = \frac{k_B}{k_M} = \frac{c_M}{c_B}$$

Wenn wir den Wert der Gleichgewichtskonstante kennen, entweder aus vergangenen Schlachten oder durch Kenntnis der Behändigkeitskonstanten k_M und k_B , dann können wir, wenn die Patt-Situation erreicht ist, bestimmen, wie viele Äpfel auf der Seite des alten Mannes sind, indem wir die Äpfel auf der Seite des Jungen zählen und einfache Arithmetik anwenden.

Beispiel:

Der Junge säubert sein Gebiet doppelt so schnell wie der alte Mann. In der Patt-Situation liegen im Garten des Jungen drei Äpfel pro Quadratmeter. Wie groß ist die Apfeldichte auf der Seite des alten Mannes?

Lösung:

Aus den Bedingungen folgt:

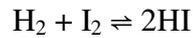
$$K = \frac{k_B}{k_M} = 2 \quad \text{und} \quad c_B = 3 \text{ Äpfel/m}^2$$

$$\text{dann ist:} \quad 2 = \frac{c_M}{3} \quad \text{oder} \quad c_M = 6 \text{ Äpfel/m}^2$$

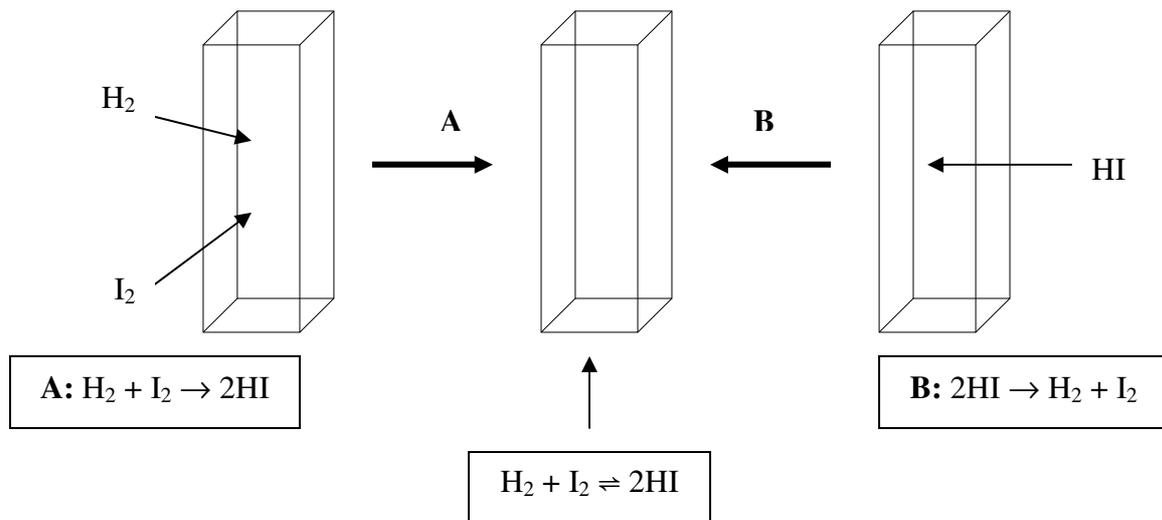
Der alte Mann hat im Gleichgewicht sechs Äpfel pro Quadratmeter auf seiner Seite. Die Patt-Situation ist ein Gleichgewicht zwischen zwei einander entgegen gerichteten Apfelwerfprozessen. Offensichtlich hat im Gleichgewicht das Hin- und Herwerfen von Äpfeln nicht aufgehört, doch wenn wir über die Zahl der Äpfel auf beiden Seiten Buch führten, würden wir feststellen, dass sich nichts mehr änderte.

Das Iodwasserstoff-Gleichgewicht

Bei der Bildung von Iodwasserstoff (HI) aus den Elementen Wasserstoff (H_2) und Iod (I_2) herrscht ebenfalls ein chemisches Gleichgewicht, sofern die Reaktion in einem geschlossenen Gefäß stattfindet, aus dem keine gasförmigen Stoffe entweichen können. Die Gleichung für diese chemische Reaktion lautet:

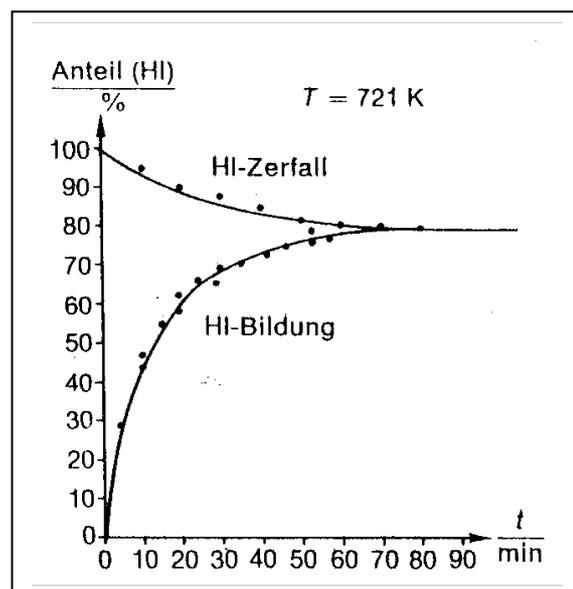


In der Gleichung sind die Bildung (Hinreaktion) und der Zerfall (Rückreaktion) von Iodwasserstoff vereint.



Bildung des Iodwasserstoffgleichgewichts ($T = 721 \text{ K}$)

Trägt man den Anteil Iodwasserstoff im Reaktionsgemisch gegen die Zeit für die Hin- und Rückreaktion auf, so erhält man folgendes Diagramm:

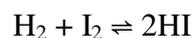


Es zeigt sich, dass der Iodwasserstoff-Anteil stets auf den gleichen Wert hinausläuft, egal ob man von der Bildung von Iodwasserstoff (zu Beginn 0% Iodwasserstoff) oder vom Zerfall (zu Beginn 100% Iodwasserstoff) ausgeht, vorausgesetzt, die äußeren Bedingungen sind exakt gleich. Das Gleichgewicht ist somit von beiden Seiten aus erreichbar.

Reaktionsgeschwindigkeit und Gleichgewicht

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist definiert als Stoffumsatz pro Zeiteinheit. Sie ist abhängig von äußeren Faktoren wie der Temperatur. Entscheidend ist aber auch die Konzentration der an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe. Man kann sich diesen Umstand erklären, indem man annimmt, dass eine Reaktion immer dann stattfinden kann, wenn zwei Teilchen zusammenstoßen (Kollision).

Je höher die Konzentrationen der beteiligten Teilchen sind, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass es zu einem Zusammenstoß zwischen ihnen kommt. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist somit proportional zu der Teilchenkonzentration. Formuliert man diesen Umstand in Form von mathematischen Gleichungen für das Iodwasserstoffgleichgewicht,



so ergibt sich für die Reaktionsgeschwindigkeiten v_{Hin} und $v_{\text{Rück}}$:

$$\begin{aligned}v_{\text{Hin}} &\sim c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2) \\v_{\text{Rück}} &\sim c(\text{HI})^2\end{aligned}$$

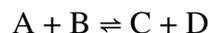
Dabei sind v_{Hin} = Geschwindigkeit der Hinreaktion, $v_{\text{Rück}}$ = Geschwindigkeit der Rückreaktion, $c(\text{H}_2)$, $c(\text{I}_2)$ und $c(\text{HI})$ die Konzentrationen der beteiligten Stoffe. Um aus der Proportionalität eine Gleichung zu machen, wird der Proportionalitätsfaktor k eingeführt. Dieser Term ist eine reaktionsabhängige Konstante, die stoffspezifische Eigenschaften der an der Reaktion beteiligten Teilchen beinhaltet.

$$v_{\text{Hin}} = k \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$$

$$v_{\text{Rück}} = k' \cdot c(\text{HI})^2$$

Das Massenwirkungsgesetz

Für die allgemeine Reaktion



sind gemäß der obigen Gleichungen folgende Reaktionsgeschwindigkeiten zu formulieren:

$$v_{\text{Hin}} = k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B})$$

$$v_{\text{Rück}} = k' \cdot c(\text{C}) \cdot c(\text{D})$$

Im Gleichgewichtszustand gilt, da die Hin- und Rückreaktion gleich schnell ablaufen:

$$v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$$

und somit auch:

$$k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B}) = k' \cdot c(\text{C}) \cdot c(\text{D})$$

Durch Umformung erhält man:

$$\frac{k}{k'} = \frac{c(\text{C}) \cdot c(\text{D})}{c(\text{A}) \cdot c(\text{B})}$$

Da k und k' beides Konstanten sind, kann man sie zu einer Konstanten K zusammenfassen:

$$\frac{k}{k'} = K$$

Man erhält so die Gleichung:
$$K = \frac{c(\text{C}) \cdot c(\text{D})}{c(\text{A}) \cdot c(\text{B})}$$

Diese Gleichung wird als Massenwirkungsgesetz bezeichnet. Das Massenwirkungsgesetz (MWG) gilt grundsätzlich für alle chemischen Reaktionen, jedoch strenggenommen nur dann, wenn sie in geschlossenen Systemen ablaufen. Unter geschlossenen Systemen versteht man, dass zwar ein Energie-, jedoch kein Materieaustausch mit der Umgebung stattfinden kann. Diese Einschränkung ist insofern logisch, da sich natürlich kein chemisches Gleichgewicht einstellen kann, wenn einer der Reaktionspartner aus dem Reaktionsgefäß entweichen kann. Das Massenwirkungsgesetz hat einen hohen praktischen Nutzen. So kann man bei Kenntnis der Massenwirkungskonstanten (K) Aussagen machen, ob das Gleichgewicht bei einer Reaktion mehr auf Seiten der Edukte (K mit kleinem Wert) oder der Produkte (K mit großem Wert) liegt. Weiter können Gleichgewichtskonzentrationen berechnet werden, wenn K und die Konzentrationen mindestens einer weiteren Komponente bekannt sind. Diese Anwendungen sind besonders interessant für chemische Reaktionen, die in großtechnischem Maßstab durchgeführt werden.

Für das gut untersuchte Iodwasserstoffgleichgewicht wurden durch Messreihen folgende Werte gefunden und die Gleichgewichtskonstante zu 54,44 bestimmt:

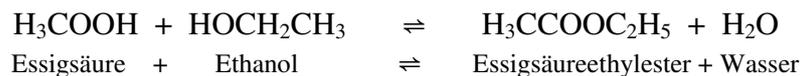
Versuch Nr.	Gleichgewichtskonzentrationen in mol/L bezogen auf: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$			$K = \frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{I}_2) \cdot c(\text{H}_2)}$
	$c(\text{HI})$	$c(\text{I}_2)$	$c(\text{H}_2)$	
1	$17,67 \cdot 10^{-3}$	$3,13 \cdot 10^{-3}$	$1,83 \cdot 10^{-3}$	54,5
2	$16,48 \cdot 10^{-3}$	$1,71 \cdot 10^{-3}$	$2,91 \cdot 10^{-3}$	54,6
3	$13,54 \cdot 10^{-3}$	$0,74 \cdot 10^{-3}$	$4,56 \cdot 10^{-3}$	54,3
4	$3,54 \cdot 10^{-3}$	$0,48 \cdot 10^{-3}$	$0,48 \cdot 10^{-3}$	54,4
5	$8,41 \cdot 10^{-3}$	$1,14 \cdot 10^{-3}$	$1,14 \cdot 10^{-3}$	54,4
Mittelwert:				54,44

Das Massenwirkungsgesetz für das Gleichgewicht $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ heißt somit:

$$K = \frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{I}_2) \cdot c(\text{H}_2)} = 54,44$$

Experimentelle Bestimmung einer Gleichgewichtskonstanten

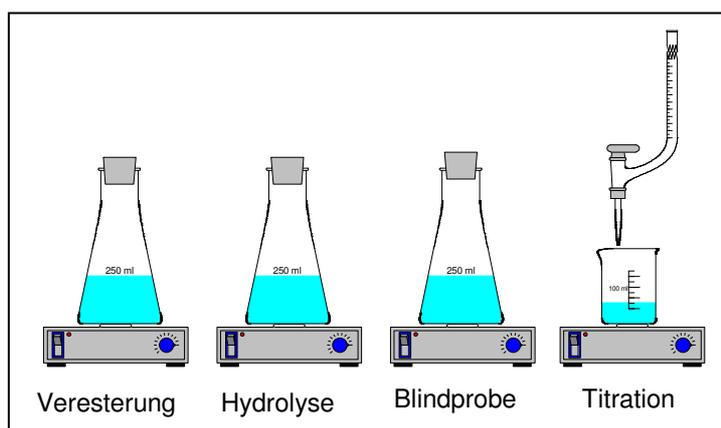
Das Reaktionsschema des zu untersuchenden Gleichgewichtes lautet:



Gleichgewicht: Veresterung - Esterhydrolyse

Geräte: <ul style="list-style-type: none"> • Erlenmeyerkolben • Stopfen • Rührer • Bürette • Becherglas 	Chemikalien: <ul style="list-style-type: none"> • Essigsäure 100% (C) • Ethanol • Konz. Schwefelsäure (C) • Aceton (F) • Essigsäureethylester (F) • Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) 	Sicherheit: <div style="display: flex; justify-content: space-around;">   </div> <p>Schülerversuch</p>
---	---	---

Aufbau:



Durchführung:

Es werden eine Veresterung, eine Esterhydrolyse und eine Blindprobe wie folgt in je einem 100 ml Erlenmeyerkolben angesetzt:

Veresterung: 0,5 mol (28,6 ml) Essigsäure, 0,5 mol (29,2 ml) Ethanol, 0,5 ml konz. Schwefelsäure (Katalysator) und Aceton als Lösungsvermittler bis zu einem Gesamtvolumen von 100 ml.

Esterhydrolyse: 0,5 mol (49 ml) Essigsäureethylester, 0,5 mol (9 ml) dest. Wasser, 0,5 ml konz. Schwefelsäure (Katalysator) und Aceton als Lösungsvermittler bis zu einem Gesamtvolumen von 100 ml.

Blindprobe: Ca. 40 ml dest. Wasser vorlegen, 0,5 ml konz. Schwefelsäure zugeben und bis zu einem Gesamtvolumen von 100 ml mit dest. Wasser auffüllen.

Die Ansätze werden einige Tage bei Zimmertemperatur gerührt. Dann wird von jeder Probe jeweils 1 ml entnommen, mit dest. Wasser auf etwa 50 ml verdünnt, ein paar Tropfen Indikatorlösung (Bromthymolblau) zugegeben und mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol / L}$) bis zum Farbumschlag nach blau titriert. Für jede Probe wird das Volumen der verbrauchten Natronlauge notiert.

Aufgaben:

1. Die Mittelwerte aller Gruppen für jede der drei Proben werden gebildet.
2. Berechne, wieviel ml Natronlauge bei den Ansätzen *Veresterung* und *Esterhydrolyse* auf die enthaltene Essigsäure entfällt.
3. Berechne daraus (und mit Hilfe der Anfangskonzentrationen) die Konzentrationen der Edukte und Produkte in den beiden Ansätzen und ermittle die Gleichgewichtskonstante K .

Auswertung:

zu 1: Die Mittelwerte von verschiedenen Gruppen ergaben:

Verbrauch $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$:	a)	Veresterung:	18,8 ml
	b)	Hydrolyse:	18,3 ml
	c)	Blindprobe:	2,0 ml

zu 2: Die Differenz im Verbrauch an Natronlauge zwischen der Veresterung / Hydrolyse sowie der Blindprobe entspricht der Menge, die für die Konzentration der im Gleichgewicht vorhandenen Essigsäure bei der Titration benötigt wurde:

a)	Veresterung:	16,8 ml
b)	Hydrolyse:	16,3 ml

zu 3: Verwendete Abkürzungen: HAc = Essigsäure Ester = Essigsäureethylester
Eth = Ethanol

Veresterung

- 1) Konz. von HAc im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}x \cdot 1 \text{ ml HAc} &= 0.1 \text{ mol / L} \cdot 16.8 \text{ ml NaOH} \\x &= 1.68 \text{ mol / L} \\ \Rightarrow c[\text{HAc}] &= 1.68 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 2) Die Anfangskonzentrationen betragen:

$$\begin{aligned}c_0[\text{HAc}] &= 5 \text{ mol / L} \\c_0[\text{Eth}] &= 5 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 3) Damit ergeben folgende Konzentrationen im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}c[\text{HAc}] &= 1.68 \text{ mol / L} \\c[\text{Eth}] &= 1.68 \text{ mol / L} \\c[\text{Ester}] &= (5 - 1.68) \text{ mol / L} = 3.32 \text{ mol / L} \\c[\text{H}_2\text{O}] &= (5 - 1.68) \text{ mol / L} = 3.32 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 4) Ermittlung der Gleichgewichtskonstanten:

$$K = \frac{c[\text{Ester}] \cdot c[\text{H}_2\text{O}]}{c[\text{HAc}] \cdot c[\text{Eth}]} = 3.91$$

(Lit. Wert: $K = 4$)**Hydrolyse**

- 1) Konz. von HAc im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}x \cdot 1 \text{ ml HAc} &= 0.1 \text{ mol / L} \cdot 16.3 \text{ ml NaOH} \\x &= 1.63 \text{ mol / L} \\ \Rightarrow c[\text{HAc}] &= 1.63 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 2) Die Anfangskonzentrationen betragen:

$$\begin{aligned}c_0[\text{Ester}] &= 5 \text{ mol / L} \\c_0[\text{H}_2\text{O}] &= 5 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 3) Damit ergeben folgende Konzentrationen im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}c[\text{HAc}] &= 1.63 \text{ mol / L} \\c[\text{Eth}] &= 1.63 \text{ mol / L} \\c[\text{Ester}] &= (5 - 1.61) \text{ mol / L} = 3.37 \text{ mol / L} \\c[\text{H}_2\text{O}] &= (5 - 1.61) \text{ mol / L} = 3.37 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 4) Ermittlung der Gleichgewichtskonstanten:

$$K = \frac{c[\text{Ester}] \cdot c[\text{H}_2\text{O}]}{c[\text{HAc}] \cdot c[\text{Eth}]} = 4.27$$

(Lit. Wert: $K = 4$)