



LERNINHALTE
CHEMIE 12 - MuG
erstellt von der Fachschaft Chemie

C 12.1
Chemisches Gleichgewicht

Umkehrbare / Reversible Reaktionen	<ul style="list-style-type: none">– Bei einer Reaktion gebildete Produkte reagieren wieder zu den Edukten, die Edukte wieder zu den Produkten, somit bestimmen 2 Reaktionen die Gesamt-Reaktion.
Hin- und Rückreaktion	<ul style="list-style-type: none">– Die beiden Teil-Reaktionen einer reversiblen Reaktion (s.o.!).
Reaktions- geschwindigkeit	<ul style="list-style-type: none">– Sie gibt an, ob eine chemische Reaktion schnell oder langsam verläuft.– Sie kann festgelegt werden als der Betrag der Änderung der Stoffmengenkonzentration von an der Reaktion beteiligten Stoffen pro Zeiteinheit.
Chemisches Gleichgewicht (GG)	<ul style="list-style-type: none">– Im GG liegen Edukte und Produkte in sich nicht mehr verändernden Stoffmengenkonzentrationen vor.– Das GG ist abhängig vom Druck p, der Temperatur T und den Stoffmengenkonzentrationen c der beteiligten Stoffe.
Stationäres bzw. dynamisches Gleichgewicht / Gleichgewichtszustand	<ul style="list-style-type: none">– Im Gleichgewichtszustand kommt es nicht zum Stillstand der Reaktion (stationäres GG), im Gegenteil: die Hin- und die Rück-Reaktionen laufen gleichzeitig und gleich schnell weiter ab (dynamisches GG).

<p>Massenwirkungsgesetz (MWG) und Gleichgewichtskonstante K_c</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Das MWG ist die mathematische Behandlung einer GG-Reaktion. Dabei gilt z.B. für folgende GG-Reaktion $nA + mB \rightleftharpoons vC + wD :$ $K_c = \frac{[C]^v \cdot [D]^w}{[A]^n \cdot [B]^m}$ – Die Konzentrationen der Produkte stehen im Zähler, die der Edukte im Nenner, die stöchiometrischen Faktoren werden zu Exponenten. K_c ist die GG-Konstante, die von p, T und c abhängt.
<p>Prinzip von Le Chatelier oder auch Prinzip des kleinsten Zwanges</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Wird auf ein im GG befindliches System ein Zwang ausgeübt (Änderung der Reaktionsbedingungen c, p oder T), dann weicht dieses System diesem äußeren Zwang in Richtung eines verminderten Zwanges aus.
<p>Störung von Gleichgewichten durch Veränderung von:</p> <ul style="list-style-type: none"> – Konzentration c – Temperatur T – Druck p 	<ul style="list-style-type: none"> – Für die Überlegungen, in welche Richtung sich ein solches GG verändert, braucht man: – bei Veränderungen der Stoffmengenkonzentration c das MWG – bei Veränderungen der Temperatur T die Angabe zur Reaktionsenthalpie ΔH – bei Veränderungen vom Druck p die vollständige Reaktionsgleichung und die Aggregatzustände der Edukte und Produkte
<p>Technische Anwendung: Ammoniak-Synthese (Haber-Bosch-Verfahren)</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Dabei handelt es sich um eine GG-Reaktion zur Herstellung von Ammoniak aus elementarem Wasserstoff und elementarem Stickstoff mit sehr geringer Ausbeute. – Diese GG-Reaktion ist durch Veränderungen von c, p, T und die Verwendung eines Katalysators zum Optimieren der schlechten Ausbeute steuerbar.
<p>Chemische Reaktionen (energetisch betrachtet)</p> <ul style="list-style-type: none"> – Entropie S – Gibbs-Helmholtz-Gleichung 	<ul style="list-style-type: none"> – Die Entropie S, die Enthalpie H und die Temperatur entscheiden darüber, ob eine chemische Reaktion abläuft oder nicht. – Den Zusammenhang von S, H und T gibt die Gibbs-Helmholtz-Gleichung wieder. Alle drei Größen bestimmen die Freie Enthalpie G: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

C 12.2

Protolysegleichgewichte

Säure-Base-Definition nach Brønsted	<ul style="list-style-type: none"> – Charakterisierung von Säuren und Basen: Brønsted-Säuren (= Protonen-Donatoren) sind Moleküle oder Ionen, die ihre Protonen an Brønsted-Basen (=Protonen-Akzeptoren) abgeben können. Die Brønsted-Basen nehmen die von den Brønsted-Säuren abgegebenen Protonen auf. – Allgemein: Brønsted-Säure: $HS \rightarrow H^+ + S^-$ Brønsted-Base: $B + H^+ \rightarrow BH$
Protolysen	<ul style="list-style-type: none"> – Reaktionen, in denen Protonen übergehen, auch Säure-Basen-Reaktionen genannt.
Korrespondierende Säure-Base-Paare	<ul style="list-style-type: none"> – Betrachte folgende Säure-Base-Reaktion: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ – Als korrespondierendes Säure-Base-Paar gehören zusammen: HCl / Cl^- bzw. H_3O^+ / H_2O – Die Säuren und Basen in diesen Paaren unterscheiden sich nur in einem Proton. – Folgende Schreibweise ist üblich: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ S1 B2 S2 B1
Autoprotolyse	<ul style="list-style-type: none"> – Es gibt Stoffe, wie z.B. Wasser, bei denen zwischen den eigenen Molekülen Protonen übergehen können. $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ – Dieser Vorgang wird als Autoprotolyse bezeichnet.
Ionenprodukt des Wassers und pH-Wert	<ul style="list-style-type: none"> – Das Ionenprodukt des Wassers K_W ist das Ergebnis der Anwendung des MWG auf die Autoprotolyse-GG-Reaktion $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ – In neutralem Wasser gilt: $K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ – Der pH-Wert ist definiert: $\text{pH} = -\lg(c(H_3O^+))$

<p>Säure- und Basenstärke, Säure- und Basen-Konstante K_S bzw. K_B, pK_S- bzw. pK_B-Wert</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Die Säurestärke (Basenstärke) bringt zum Ausdruck, wie stark die Säure (Base) zur Protolyse mit Wasser neigt. – Die Säurestärke (Basenstärke) wird durch K_S bzw. K_B (als Zehnerpotenz) oder durch den pK_S - bzw. pK_B - Wert (als logarithmierte Form) ausgedrückt.
<p>Berechnung von pH-Werten wässriger Lösungen von starken und schwachen Säuren</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Die Berechnung der pH-Werte starker Säuren geht von vollständiger Protolyse aus, der pH-Wert wird direkt durch Logarithmierung der H_3O^+-Konzentration errechnet. – Die Berechnung der pH-Werte schwache Säuren geht von nur teilweiser Protolyse aus, der pH-Wert wird mithilfe der Formel errechnet: $pH = pK_S + \lg [c(A^-) : c(HA)]$
<p>Berechnung von pH-Werten wässriger Lösungen von starken und schwachen Basen</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Analog, nur als OH^- bzw. pOH. – Dabei gilt: $pH + pOH = 14$
<p>Säure / Base - Indikatoren</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Dabei handelt es sich um schwache organische Säuren bzw. Basen, deren protonierte Formen andere Farben besitzen als die nicht protonierten.
<p>Ermittlung und Interpretation von Titrationskurven Auswahl geeigneter Indikatoren</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Sie geschieht mittels pH-Elektroden. Das sind Elektroden, die die H_3O^+ - Konzentration erfassen. Dabei wird eine Säure mit einer Base titriert (und umgekehrt). Wird dabei die verbrauchte Milliliter-Anzahl gegen den pH-Wert abgetragen, so erhält man die Titrationskurve. – Im fast senkrechten Abschnitt liegt der Äquivalenzpunkt der Titration. Innerhalb dieses pH-Sprungs muss auch der Indikator seine Farbe wechseln.
<p>pK_S-Bestimmung durch Halbtitration</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Durchführung einer Titration der zu bestimmenden schwachen Säure mit einer starken Lauge. Der pK_S – Wert entspricht dann dem pH-Wert bei 50-%-iger Neutralisation.
<p>Puffersysteme: Wirkungsweise und Bedeutung</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Das sind Systeme, die aus einer schwachen Säure und ihrem zugehörigen Salz aufgebaut sind. Das Konzentrationsverhältnis der beiden Komponenten im Normalfall beträgt 1 : 1. – Puffersysteme können bis zu einem gewissen Grad trotz zugegebener Säure bzw. Base den pH-Wert konstant halten.

C 12.3 Redox-Gleichgewichte

Grundbegriffe	<ul style="list-style-type: none"> – Oxidation – Reduktion – Elektronenübergang – Oxidationszahlen – Oxidationsmittel – Reduktionsmittel – Aufstellen einer Redox-Reaktion – siehe GW-Katalog Klasse 10 !
Vergleich der Grundbegriffe mit den Säure-Base-Reaktionen	<ul style="list-style-type: none"> – In beiden Fällen gehen Teilchen von einem zum anderen Reaktionsteilnehmer über. Beide Reaktionen unterliegen dem Donator-Akzeptor-Prinzip. – S/B: Protonen gehen über – Redox: Elektronen gehen über. – Es gibt bei beiden Donatoren und Akzeptoren: Säure – Protonendonator Base – Protonenakzeptor Reduktionsmittel – Elektronendonator Oxidationsmittel – Elektronenakzeptor
Korrespondierende Redoxpaare Korrespondierende Säure-Base-Paare	<ul style="list-style-type: none"> – $\begin{array}{ccccccc} \text{OM1} & + & \text{RM2} & \longleftrightarrow & \text{OM2} & + & \text{RM1} \\ \text{S1} & & \text{B2} & & \text{S2} & & \text{B1} \end{array}$ – Redox: Es handelt sich um Paare, die aus einer oxidierten und einer reduzierten Form bestehen. Beide gehen durch Übertragung von Elektronen ineinander über. – Säure-Base: Dabei handelt es sich um Paare, die sich nur in einem Proton unterscheiden (s.o.).
Halbzellen	<ul style="list-style-type: none"> – Eine Halbzelle besteht aus einer Elektrode, die in eine Elektrolytzelle eintaucht.
Galvanische Zellen	<ul style="list-style-type: none"> – Eine galvanische Zelle besteht aus zwei Halbzellen. Jede hat ihr Elektrodenpotential. Diese Halbzellen müssen leitend miteinander verbunden sein. Dann fließt zwischen beiden Halbzellen gemäß ihrer elektrochemischen Potentialdifferenz elektrischer Strom.
DANIELL-Element	<ul style="list-style-type: none"> – Beim DANIELL-Element handelt es sich um eine spezielle galvanische Zelle, die aus Zinkstab/Zinksulfat-Lösung und Kupferstab/Kupfersulfat-Lösung aufgebaut ist. Sie liefert eine Spannung von 1,1 Volt.

Elektrodenpotentiale und ihre Messung	– Elektrodenpotentiale sind mit der Normalwasserstoff-Elektrode einer Messung zugänglich.
Wasserstoff-Halbzelle oder Normalwasserstoff-Elektrode (NWE)	– Bei ihr taucht eine Platinelektrode bei 25°C in eine Lösung der Oxoniumionen-Konzentration $c(H_3O^+) = 1 \text{ mol/l}$. Das Platin-Blech wird dabei von einem Wasserstoff-Gasstrom mit dem Druck von 1,013 bar umspült.
Standardpotentiale	– Das Potential einer beliebigen Halbzelle bei Standardbedingungen, gemessen gegen die NWE. – Standardbedingungen sind: Ein Druck von 1,013 bar, eine Temperatur von 298,15 K (ung. 25°C und eine Aktivität in Lösung von 1 mol/l . Üblicherweise weichen die Aktivitäten aber von 1 mol/l ab.
Elektrochemische Spannungsreihe	– Zusammenstellung aller Standardpotentiale von Halbzellen
Nichtmetallische Redoxpaare	– z.B. die Redox-Paare $2 X^- / X_2$ mit $X = F, Cl, Br, I$
Konzentrationsabhängigkeit des Elektrodenpotentials: NERNST'sche Gleichung	– Die elektrochemischen Potentiale hängen von der Konzentration der Elektrolyt-Lösung ab. – Mathematisch ausgedrückt wird dies durch die NERNST'sche Gleichung: $E = E_0 + \frac{0,06 \text{ V}}{z} \cdot \lg \frac{c(OM)}{c(RM)}$ – Bei der Berechnung der Spannung einer Galvanischen Zelle müssen grundsätzlich beide Halbzellen gerechnet werden !
Konzentrationsabhängigkeit des Elektrodenpotentials: Konzentrationszelle	– Wird eine galvanische Zelle aus gleichen Elektroden und gleichen Elektrolyt-Lösungen aufgebaut, wobei sich die Elektrolyt-Lösungen nur in der Konzentration unterscheiden, so fließt auch hier elektrischer Strom.
Konzentrationsabhängigkeit des Elektrodenpotentials: pH-Abhängigkeit	– Bei Halbzellen, die pH-abhängig sind, wird die H_3O^+ – Konzentration ebenfalls in die NERNST'sche Gleichung aufgenommen.

<p>Elektrolyse: Elektrolyse-Zelle und Galvanische Zelle im Vergleich</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Die Elektrolyse-Zelle ist die Umkehrung der galvanischen Zelle. Diese Umkehrung gelingt aber nur durch Zuführung elektrischer Energie.
<p>Elektrolyse: Zersetzungsspannung und Überspannung</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Die zugeführte elektrische Energie braucht als Zersetzungsspannung mindestens die Spannung, die die galvanische Zelle selbst liefert. Oft wird mehr Spannung benötigt, die sog. Überspannung, die u.a. vom Elektrodenmaterial und den auf der Elektrode abgeschiedenen Produkten abhängt (speziell Gasen).
<p>Elektrolyse: Abscheidungs- potentiale</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Laufen Parallel-Reaktionen ab, so laufen die Reaktionen nach folgender Regel ab: An der Kathode (Anode) läuft die Reduktion (Oxidation) ab, deren Abscheidungspotential am größten bzw. positivsten (kleinsten/negativsten) ist. – Anders ausgedrückt: An der Kathode wird das edlere reduziert und an der Anode das unedlere oxidiert.
<p>Elektrochemische Energiequellen in Alltag und Technik: Batterie</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Eine Batterie ist eine Zusammenschaltung galvanischer Zellen, die bei Strombedarf elektrischen Strom liefern.
<p>Elektrochemische Energiequellen in Alltag und Technik: Akkumulator</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Der Akkumulator ist eine wieder aufladbare Batterie
<p>Elektrochemische Energiequellen in Alltag und Technik: Brennstoffzelle</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Eine Brennstoffzelle ist eine galvanische Zelle, bei der mindestens ein Brennstoff kontinuierlich zugeführt wird. – Oft wird unter Brennstoffzelle die Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle verstanden.
<p>Korrosion: – Säure-Korrosion – Sauerstoff- Korrosion – Lokalelement</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Allgemein versteht man unter Korrosion die Zersetzung/Veränderung/Zerstörung eines Metalles durch Wasser/Luftfeuchtigkeit oder Sauerstoff. – Bei der Säure-Korrosion werden die Metalle unter dem Einfluß von Oxonium-Ionen zerstört, bei der Sauerstoff-Korrosion durch Sauerstoff. – Ein Lokalelement ist in diesem Zusammenhang eine kurzgeschlossene galvanische Zelle.

<p>Korrosionsschutz: Überzüge aus Nichtmetallen bzw. Metallen</p>	<ul style="list-style-type: none"> – Generell kann das zu schützende Metall durch Überzüge verschiedenster Art am korrodieren gehindert werden: – Nichtmetalle: Farben, Harze, Öle, ... – Metalle: In diesem Falle wird das zu schützende Metall mit einem unedleren Metall überzogen. Wird diese Schutzschicht zerstört, so löst sich das Schutzschicht-Metall zu Gunsten des darunter sich befindlichen Metalles auf.
<p>Korrosionsschutz: Kathodischer Korrosionsschutz</p>	<ul style="list-style-type: none"> – In diesem Falle nimmt man bewußt in Kauf, dass Metalle/ Legierungen mit dem zu schützenden Metall verbunden werden, und diese sich dann als Anode in feuchter Umgebung zugunsten des zu schützenden Metalles selbst auflösen.