

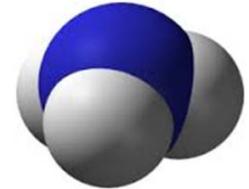
KI. 12 LB 2: Säure-Base-Gleichgewichte

Von welchen Vorkenntnissen gehe ich aus?

Welchen Charakter hatte der vorangegangene Lernbereich?

Welche Potenziale bietet dieser LB?

Erkunden Sie mittels Experiment das Löseverhalten von Ammoniak in wässriger Lösung (Demo-Exp.)



Durchführung:



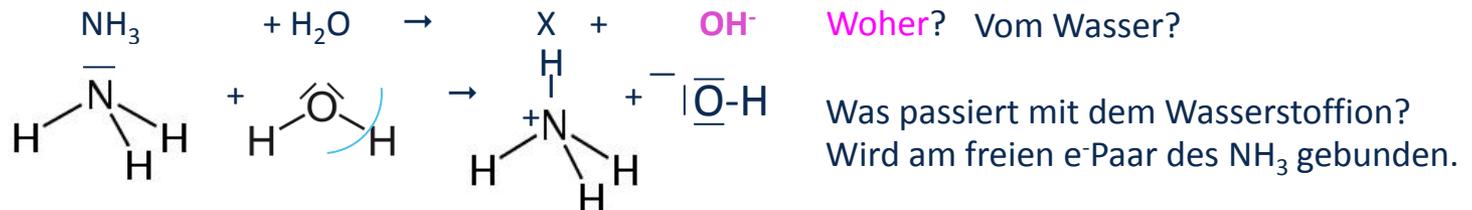
Beobachtungen:



Beobachtungen:	Wasserspiegel im Glasrohr steigt allmählich an	Wasser sprudelt heftig in den Rundkolben (Springbrunnen-effekt), sobald es an der Rohrspitze ist	Lösung im Kolben färbt sich pink
Auswertung I (Interpretation):		Offensichtlich entsteht Unterdruck → Nur gegeben, wenn sich das Gas im Wasser löst	→ Pinkfärbung durch Phenolphthalein zeigt basischen Bereich (pH > 10) an
Auswertung II (Begründung):	Wird durch Kapillarität und Druck der äußeren Wassersäule verursacht	→ Ammoniak ist sehr gut in Wasser löslich → Dipol, kann passive H ₂ -BB eingehen → Optimale Wechselwirkungen mit Wassermolekülen möglich	<p>???</p> <p>↯ Inwiefern kann Ammoniak basisch reagieren; es enthält kein Hydroxidion?</p>



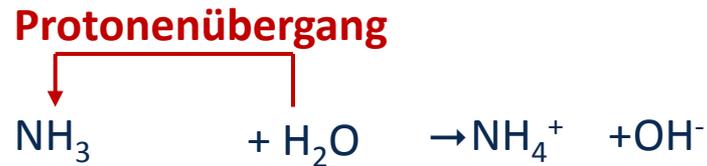
Klärung des Widerspruchs durch Interpretation der Erscheinungen im Experiment:



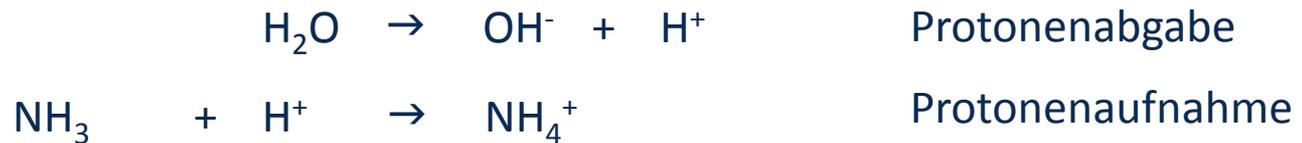
→ Ammoniak reagiert basisch, indem es dem Wasser ein Proton entzieht.
Dadurch wird ein Hydroxidion frei!



Beschreiben Sie anhand der Reaktionsgleichung das Wesen der Reaktion.



Teilprozesse:



→ Reaktion mit Protonenübergang = Protolyse

Erweiterung des Säure- und Basebegriffs

- Charakterisieren Sie eine Säure (am Bsp. von Salzsäure) und eine Base (am Bsp. Natriumhydroxid) auf der Grundlage der Theorie von Arrhenius.
- Vergleichen Sie die Reaktionen von Ammoniak und Natriumhydroxid mit Wasser.
- Ist das Verhalten von Säuren (am Bsp. von Salzsäure) mit dem neuen Ansatz erklärbar?

Bisherige Modellvorstellung

Exempl. Modellerweiterung

Übertragung und Verallgemeinerung

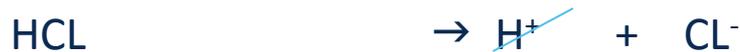
Anknüpfungspunkte

Säure	Konzepte	Base
$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	<i>Arrhenius</i>	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
... dissoziiert in wässriger Lösung in Wasserstoff-Ion und Säurerest-Ion		... dissoziiert in wässriger Lösung in Baserest-Ion und Hydroxid-Ion
$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$	Erweiterung durch <i>Brönstedt</i>	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Säuren geben Protonen ab; = Protonendonatoren.		Base nehmen Protonen auf; = Protonenakzeptoren
$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$		$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$
$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$	<i>allgemein</i>	$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HB}^+ + \text{OH}^-$

Erklären Sie die Reaktion von Salzsäure mit Natriumhydroxid mittels Ansatz nach Brönstedt. Stellen Sie die Teilgleichungen auf, wobei Sie zunächst das Wasser vernachlässigen können.



Teilprozesse:



Protonenabgabe

Protonenaufnahme

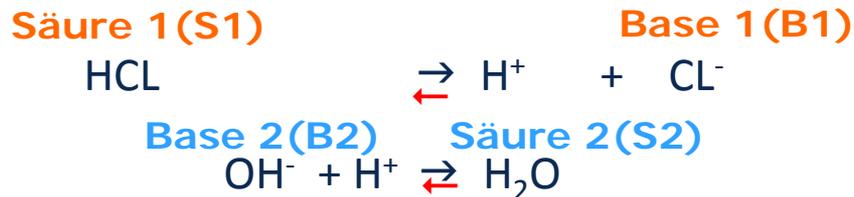
**→ Reaktion mit Protonen-
übergang = Protolyse**

(Das Natriumion bleibt unverändert)

→ Reaktion mit Protonenübergang = typische Reaktion von Säuren und Basen.

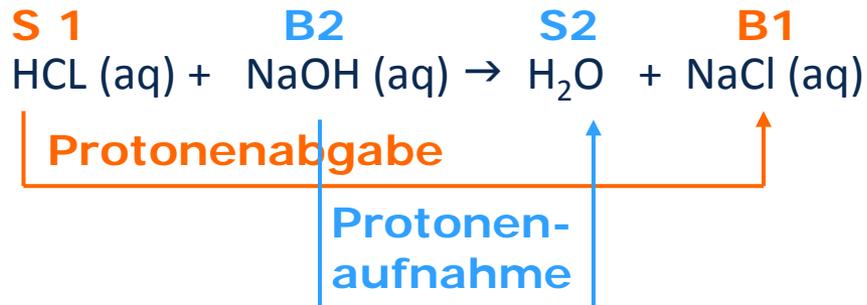
Erweiterung und andere Darstellungsform:

Teilprozesse:



Protonenabgabe

Protonenaufnahme



→ **Reaktionen sind in Abhängigkeit vom Reaktionspartner umkehrbar!**

Beschreiben Sie das Verhalten des Chloridions für den Fall der Rückreaktion.

Beschreiben Sie das Verhalten des Wassers für den Fall der Rückreaktion.

Korrespondierende Säure-Base-Paare:

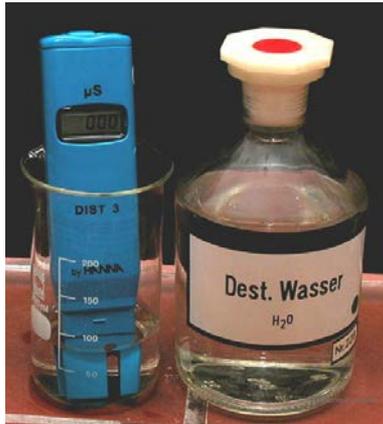


Protonenabgabe und Protonenaufnahme sind (unter entsprechenden Bedingungen) umkehrbar. Es stellt sich ein **chemisches Gleichgewicht** ein!

An einer Protolyse (Reaktion mit Protonenübergang)/Säure-Base-Reaktion sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt.

Korrespondierende Säure-Base-Paare: HA/A⁻ // B/HB⁺

Phänomen:



Typische Leitfähigkeit von Wasser:

Reinstwasser $5.5 \cdot 10^{-6} \text{ S/m}$

Trinkwasser $0.005 - 0.05 \text{ S/m}$

Sehr gering,
aber nicht 0 !?

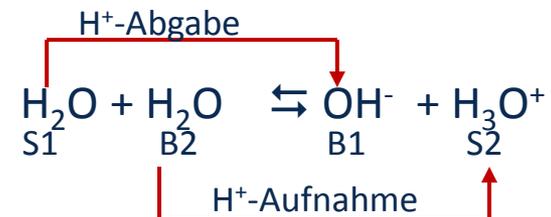
Erklärung, indem vom Bekannten ausgegangen wird:

Wasser kann in Abhängigkeit vom Reaktionspartner sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben.

= Wasser ist Ampholyt

→ Wasser kann mit sich selbst reagieren.
Kennzeichnen Sie die korr. Sr-B-Paare.

Diskutieren Sie die Lage des GGW.



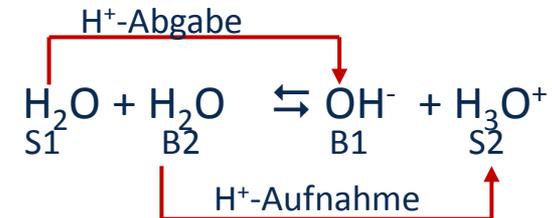
Diskutieren Sie die Lage des GGW.



Quantifizierung ermöglicht exakte Aussagen.

Da GGW, ist das MWG zugrunde zu legen.

Formulieren Sie das MWG für die Autoprotolyse des Wassers.



$$K_c = \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{H}_2\text{O})} = \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$

Bestimmen Sie die Konzentration reinen Wassers in mol/l und vergleichen Sie diese mit der Konzentration der Hydroniumionen im Wasser (=10⁻⁷ mol/l).

Lösungsansatz:

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = \frac{m}{M} \rightarrow \begin{array}{l} m = 1 \text{ kg (da 1L und Dichte 1kg/L)} \\ M = 18 \text{ g/mol} \end{array}$$

Rechnung:

$$c(\text{H}_2\text{O}) = 55,6 \text{ mol/l}$$

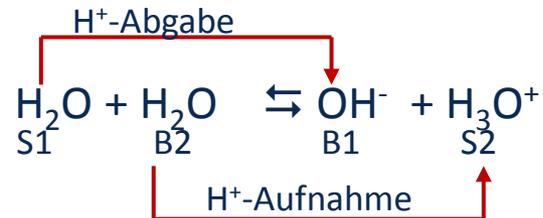
>>

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,0000001 \text{ mol/l}$$

→ Konzentrationsänderungen der Hydroniumionen haben quasi keinen Einfluss auf die Konzentration des Wassers → c(H₂O) = konstant

→ $c(\text{H}_2\text{O}) = \text{konstant}$

$$K_c = \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$



$$Q = +n \text{ kJ/mol}$$

Konstanten werden zusammengefasst:

$$K_c * c(\text{H}_2\text{O})^2 = c(\text{OH}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

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

Neue Konstante: **Ionenprodukt des Wassers**

$$K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

bei 24 °C, Ionenprodukt ist temperaturabhängig wie K_c

Begründen Sie, dass im reinen Wasser die Konzentration der Hydroniumionen $c=10^{-7} \text{ mol/l}$ beträgt. Bestimmen Sie die Konzentration der Hydroxidionen.

Leiten Sie über die Reaktionswärme ab, wie sich das Ionenprodukt bei steigender T verhält.

Nennen Sie weitere Möglichkeiten, das GGW zu beeinflussen.





Diskussion der Beeinflussbarkeit des GGW (qualitativ)

dann erst quantifizieren, wie sich das auf die Ionenverteilung auswirkt.



Der pH-Wert

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

Säure und Basestärke – Quantifizierung der Lage des Protolyse-GGW

Aufgabe:

Vergleichen Sie experimentell das Verhalten von Salzsäure und Essigsäure mit Zink. (siehe Arbeitsblatt)

Säure und Basestärke – Quantifizierung der Lage des Protolyse-GGW

Vergleichen Sie die Säure- bzw. Basestärke korrespondierender Säure-Base-Paare, z. B. HCl/Cl⁻

a) stoffbezogen, halbquantitativ, mittels RGI



b) durch Vergleich der Säure- und Basestärke



$$K_S = \frac{c(\text{Cl}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCl})}$$

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{HCl})}{c(\text{Cl}^-)}$$

→ starke Säure bildet schwache Base und umgekehrt

→ Schwache Säure bildet starke Base und umgekehrt

Vergleichen Sie - verschiedene Säure- und Basestärke korr. S-B-Paare.
- die Säure- und Basestärke des Wassers.

Säure und Basestärke – Quantifizierung der Lage des Protolyse-GGW

$$K_S = \frac{c(\text{Cl}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCl})}$$

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{HCl})}{c(\text{Cl}^-)}$$

$$K_S * K_B = \frac{c(\text{Cl}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCl})} * \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{HCl})}{c(\text{Cl}^-)}$$

$$K_S * K_B = c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{OH}^-) = K_W$$

$$\text{bzw.} \quad pK_S + pK_B = pK_W$$

Verhalten mehrwertiger Säuren

- Qualitativ
- Quantitativ


**Verhalten von Hydrogen-
Ionen als Ampholyte**
(durch Vergleich deren Säure-
und Basestärke) vgl. Wasser


**Verhalten von Salzen in
wässriger Lösung**

Verhalten von Salzen in wässriger Lösung



*Salze als
Katalysatoren,*



*z. B. Kaliumnitrat,
Ammoniumsulfat,*

*wie
Aluminiumchlorid*

*Natrium-
hydrogencarbonat*

Welche Wirkung haben Salze auf den pH-Wert der Medien in denen sie angewendet werden?

Entwickeln Sie einen Plan, wie Sie die o.g. Frage klären können!



Verhalten von Salzen in wässriger Lösung

Welche Wirkung haben Salze auf den pH-Wert der Medien in denen sie angewendet werden?

Entwickeln Sie einen Plan, wie Sie die o.g. Frage klären können!

Erkundungsexperiment
*und anschließend
Interpretation der
Beobachtungen*

*Aus den Kenntnissen zur
Säure-Base-GGW und deren
Stärke kann eine
Voraussage gemacht
werden!
Anschließend
Bestätigungsexperiment*

Ionen der Salze	Einfluss auf das Verhalten des Salzes in wässriger Lösung
Kationen der 1. und 2. HG	⇒ kein Einfluss
kleine, hoch geladene Kationen (Al ³⁺ , Fe ³⁺ , Zn ²⁺)	⇒ reagieren sauer durch die Abgabe von Protonen aus ihrer Hydrathülle (Die Atombindung im Wassermolekül wird durch das Kation so stark polarisiert, dass einzelne Protonen abgespalten werden können.) z. B. $[Al(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Al(OH)(H_2O)_5]^{2+} + H_3O^+$
Anionen (ohne H)	⇒ reagieren basisch z.B. PO ₄ ²⁻ <i>Ausnahmen:</i> <ul style="list-style-type: none"> • Sehr schwache Basen $pK_B < 15,74$ (pK_B des Wassers) ⇒ ohne Einfluss • Schwache Basen $9 < pK_B < 15,74$ ⇒ sehr geringer Einfluss, der vernachlässigt werden kann
Ampholyte	⇒ reagieren in Abhängigkeit ihrer pK_S/pK_B -Werte: $pK_S = pK_B \Rightarrow$ neutral $pK_S < pK_B \Rightarrow$ saure Reaktion $pK_S > pK_B \Rightarrow$ basische Reaktion

Anwendungsaufgaben (Säure-Base-GG)



Muscheln

Die Uratmosphäre der Erde enthielt im Präkambrium **16 % Kohlenstoffdioxid**. Meeresorganismen, wie z. B. Muscheln und Algen, verringerten im Laufe der Zeit den Anteil des atmosphärischen Kohlenstoffdioxids, gleichzeitig nahm der Sauerstoffgehalt der Atmosphäre zu.

Die Algen im Meer verarbeiten große Mengen Kohlenstoffdioxid und produzieren damit Sauerstoff und Glucose. Durch diese „Tätigkeit“ der Algen wird im engeren Umfeld Kalktuff (poröses Calciumcarbonat) als Begleiterscheinung gebildet.

Kohlenstoffdioxid löst sich gut in Wasser, deshalb enthalten Gewässer physikalisch gelöstes Kohlenstoffdioxid und Kohlensäure, welche protolytisiert. Durch die Protolyse der Kohlensäure bedingt, bildet sich mit den ebenfalls in Gewässern enthaltenen Calcium-Ionen das folgende Gleichgewicht aus:



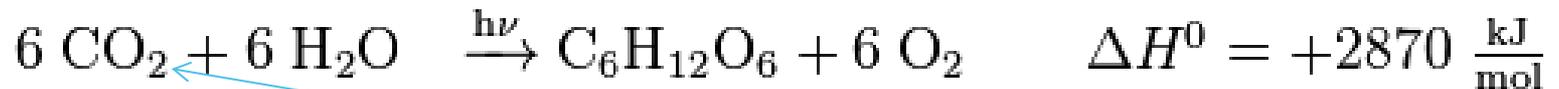
Eine weitaus größere Menge an Calciumcarbonat (Kalk) wird von Meerestieren (Korallen, Muscheln) gebildet. Sie bauen mithilfe des hydrogencarbonathaltigen Wassers ihre Kalkgehäuse auf und geben dabei u. a. Kohlenstoffdioxid an die Umgebung ab. Die Muschelschale besteht vereinfachend hauptsächlich aus Kalk, dessen Kristalle mittels einer organischen, wasserunlöslichen Substanz verkittet sind.

Heute ist in den kalkhaltigen Sedimenten und Gebirgen ein großer Anteil des Kohlenstoffs im Calciumcarbonat gebunden und die Atmosphäre enthält nur noch ca. **0,03 % Kohlenstoffdioxid**.

Anwendungsaufgaben

Muscheln

1. Erklären Sie den Beitrag der Algen zur Verminderung des Gehaltes an Kohlenstoffdioxid in der Uratmosphäre.
2. Begründen Sie mithilfe von Betrachtungen am gegebenen Gleichgewicht, dass im engeren Umfeld der Algen eine Kalktuffbildung zu beobachten ist.



Ebenso GL für alle Erklärungen zum Kalk-Kohlensäure-GGW

Zusammenfassung

Säure-Base-Reaktion	Redoxreaktion
Protonenübergang: gleichzeitige Protonenabgabe und Protonenaufnahme	Elektronenübergang: gleichzeitige Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme
Säure als Protonendonator Base als Protonenakzeptor	Reduktionsmittel als Elektronendonator Oxidationsmittel als Elektronenakzeptor
Korrespondierendes Säure-Base-Paar $\text{Säure} \rightleftharpoons \text{Base} + \text{H}^+$	Korrespondierendes Redox-Paar $\text{RedM} \rightleftharpoons \text{OxM} + \text{e}^-$
Säure-Base-Reaktion $\text{Säure 1} + \text{Base 2} \rightleftharpoons \text{Säure 2} + \text{Base 1}$	Redoxreaktion $\text{RedM 1} + \text{OxM 2} \rightleftharpoons \text{RedM 2} + \text{OxM 1}$
Protonenübergang  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$	Elektronenübergang  $\text{Mg} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Quellen

ARNOLD, K; DIETRICH, V; U.A.: Chemie Oberstufe. Allgemeine Chemie, Physikalische Chemie. Berlin: Cornelsen Verlag 2009.

ALTMAYER, W.; DIETRICH, T.; U.A.: SALTERS CHEMIE. Chemical Ideas. Braunschweig: Westermann Schroedel Diesterweg Schönigh Winklers GmbH 2012.

Bildquellen:

Folie 4: <http://fachschaften.kst.ch/chemie/chicd/kap3/kap32.htm> (26.02.2014)

Folie 5: http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/15/thc/bindung/tc026_typchembind.vlu.html (05.03.2014)

Folie 10: Chemie heute - Lehrer-CD : Materialien für den Chemieunterricht. Hannover: Schroedel 2000, S. 172.

Folie 15: <http://www.periodensystem.com/> (05.03.2014)

Folie 16:

http://www.adpic.de/lizenzfreie_bilder/Fahrzeuge%20_und_%20Verkehr/Bus%20_und_%20Bahn/Eisenbahnschienen_24319.html (05.03.2014)

http://www.bw-discount.de/contents/de/p3103_Camping_Outdoor_K%FCche_Kochtopf_Suppentopf_Topf_Aluminium_Alu_15_Liter.html (05.03.2014)

<http://www.schuelerlexikon.de/tafelwerk/710/pse/e025.htm> (05.03.2014)

Folie 17: <http://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Manganite-Rhodochrosite-LTH53B.JPG> (05.03.2014)

<http://anorganik.chemie.vias.org/kaliumpermanganat.html> (05.03.2014)

http://www.seilnacht.com/Chemie/ch_kmno4.htm (05.03.2014)

Folie 31: <http://www.bs-wiki.de/mediawiki/index.php?title=Datei:Manganometrie.png> (08.03.2014)

Folie 33: <http://jumk.de/mein-pse/calcium.php> (08.03.2014)