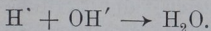


sehr ungünstig. Mischen wir nun äquivalente Mengen einer Säure und einer Base, z. B. Salzsäure und Kalilauge, bringen wir also eine große Anzahl H' -Ionen und OH' -Ionen zusammen, so können diese vielen H' und OH' nicht frei nebeneinander bestehen, sondern vereinigen sich fast alle zu Wasser.

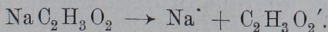


Durch diesen Vorgang wird aber das Gleichgewicht, das zwischen dem nicht gespaltenen Anteil der Salzsäure und ihren Ionen bestand, gestört; für die verschwundenen H' bilden sich durch weitere Spaltung von HCl neue Wasserstoffionen; das entsprechende gilt für KOH . Diese Verschiebung dauert so lange, bis alles HCl und KOH aufgespalten ist und nur die Ionen Cl' und K' übrig geblieben sind (neben nicht gespaltenem KCl). Da praktisch keine H' und OH' mehr in der Lösung vorhanden sind, so reagiert die Lösung weder sauer noch basisch: sie ist neutral.

Wir sehen also, daß die Neutralisation einer Base durch eine Säure auf Wasserbildung hinausläuft. Wie beschaffen das Anion der Säure und das Kation der Base ist, das erscheint für das Wesen des Vorganges gleichgültig. In der Tat ist die Wärmemenge, die bei der Neutralisation entwickelt wird, für alle Säuren und Basen gleich; sie ist ja die Wärme, die bei der Vereinigung von H' mit OH' frei wird. Daneben ist aber naturgemäß die Wärme zu berücksichtigen, die bei der Aufspaltung der nicht dissoziierten Anteile von Säure und Base umgesetzt wird. Dieses Korrektionsglied ist bei starken Säuren und Basen sehr klein, da diese schon bei mäßiger Verdünnung sehr weit dissoziiert sind.

Verdrängung einer schwachen durch eine starke Säure.

Die altbekannte Tatsache, daß schwache Säuren aus ihren Salzen durch starke Säuren verdrängt werden, beruht auf einer ähnlichen Verschiebung des Ionengleichgewichtes. Als Beispiel nehmen wir essigsaures Natrium und Salzsäure. Das essigsaure Natrium ist als Salz einer starken Base weitgehend dissoziiert:



Werden nun durch das Ansäuern zahlreiche H' in die Lösung eingeführt, so verbinden sich diese zum größten Teile mit dem Anion $C_2H_3O_2'$ zu nicht dissoziierter Essigsäure.

Auf einer entsprechenden Gleichgewichtseinstellung beruht es,

wenn eine schwache Base durch eine starke Base aus einem Salze verdrängt wird.

Auf Verschiebungen, an denen sich die Ionen des Wassers beteiligen, beruht die Erscheinung, daß neutrale Salze schwacher Säuren mit starker Base, z. B. kohlensaures Natron, in wässriger Lösung alkalisch reagieren, also merkliche Mengen von Hydroxylionen enthalten, während umgekehrt Salze starker Säuren mit schwachen Basen, z. B. Zinkchlorid, Lackmuspapier, röten, also Wasserstoffionen aufweisen.

Durch die Messung derartiger Gleichgewichte hat man in viele chemische Vorgänge einen tieferen Einblick erhalten.

Dritter Abschnitt.

Theorie der galvanischen Ketten.

Umwandlung von chemischer in elektrische Energie.

Umgekehrt wie der elektrische Strom chemische Wirkungen hervorbringt, können auch chemische Vorgänge elektrischen Strom liefern. Hatten wir durch Elektrolyse von geschmolzenem Bleichlorid metallisches Blei und gasförmiges Chlor erhalten, so gibt diese Zusammenstellung

Blei | geschmolzenes Bleichlorid | Chlor

ihrerseits einen elektrischen Strom, der in umgekehrter Richtung fließt. Waren vorher Bleiionen und Chlorionen entladen worden, so gehen nunmehr an einem Pole Blei, am anderen Chlor in Lösung. Die Spannung dieser Kette ist nach der Theorie gleich der Gegenspannung, die während der Elektrolyse zu überwinden war.

Konzentrationsketten.

Bei der Elektrolyse von Kupfersulfat zwischen Kupferelektroden (siehe S. 13) änderte sich die Konzentration des Elektrolyten, sie fiel an der Kathode und stieg an der Anode. Durch die Ausbildung dieses Konzentrationsunterschiedes wird ein Energievorrat aufgespeichert, der seinerseits elektrische Energie liefern kann.

Osmotische Theorie.

Die Energiemengen, die bei Konzentrationsänderungen umgesetzt werden, kann man allgemein der Berechnung zugänglich machen, wenn man entsprechend dem Gasdruck den osmotischen