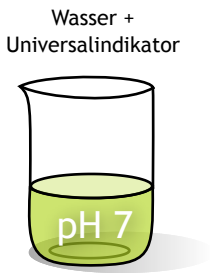
Didaktisch-methodische Hinweise

Die Thematisierung der Autoprotolyse des Wassers ist notwendige Voraussetzung für eine angemessen umfangreiche Erfassung der Brønstedschen Säure-Base-Theorie. Der logische Zusammenhang zwischen pK_S- und pK_B-Wert von korrespondierende Säure-Base-Paaren kann sonst kaum wirklich verstanden werden. Voraussetzung für eine sinnvolle Beschäftigung mit dem Thema ist die Kenntnis der pH- und pOH-Definition; ohne diese bleiben alle Argumentationen auf einer qualitativen Ebene ohne die zu Grunde liegenden Gesetzmäßigkeiten zu erfassen.
Es bietet sich in diesem Zusammenhang auch an, auf die Temperaturabhängigkeit des Autoprotolysegleichgewichts einzugehen, da so deutlich wird, dass die verwendeten Werte für „pH-neutral“ sich nur auf eine bestimmte Temperatur beziehen. Für biologische Systeme ist diese oft ein wichtiger Aspekt, so dass in „Rezepturen“ für z.B. Nährmedien für Bakterien oder für Inkubationsmedien für Enzyme angegeben wird, bei welcher Temperatur der pH-Wert gemessen und dann eingestellt werden soll, um die gewünschten reproduzierbaren Bedingungen zu erreichen.
Als messbare Konsequenz der durch Temperaturänderung veränderten Autoprotolyse-Gleichgewichtslage wird in der hier gewählten Vorgehensweise die Beeinflussung der elektrischen Leitfähigkeit von Wasser mit in die Betrachtung einbezogen, wodurch der Blick etwas erweitert wird.
Die außerdem thematisierte besonders gute elektrische Leitfähigkeit von sauren Lösungen wegen der besonderen Art des Ladungstransports durch H_3O^+-Ionen kann (muss aber nicht) den Gedankengang abrunden.

Möglicher Ablauf

1 *Problemerfassung*

Anknüpfungspunkt an den vorangegangenen Unterricht ist die Neubetrachtung der bisher als „selbstverständlich“ hingenommenen Tatsache, dass Wasser einen pH-Wert von 7 hat und damit „neutral“ ist.

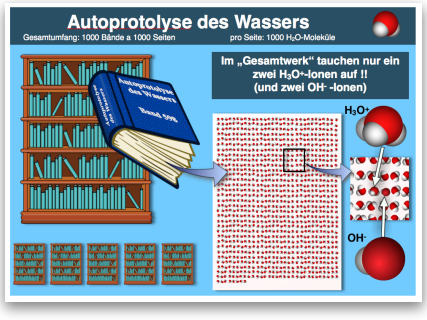


Eine genauere Betrachtung dieses „Allgemeinwissens“ führt zu der Erkenntnis, dass auch pH-neutrale Flüssigkeiten demnach H_3O^+-Ionen im Wasser enthalten, obwohl keine Säure zugegeben wurde.

Damit ergibt sich die Frage nach der Herkunft dieser H_3O^+-Ionen.

2 *Problemstellung bearbeiten*

Einzige mögliche Quelle für die H_3O^+-Ionen ist das Wasser selbst; die Formulierung der Autoprotolyse-Reaktion und die Diskussion der Konsequenzen (es entstehen gleichzeitig auch OH^- -Ionen) sollte nach der ausgiebigen Diskussion von K_S-Werten und Protolyse-Reaktionen im Zusammenhang mit diversen Säuren kein Problem darstellen.



Mit der Berechnung des K_S-Wertes von Wasser wird die extreme Gleichgewichtslage in einem ersten Schritt veranschaulicht. Es hat sich in diesem Zusammenhang bewährt, die extrem geringe Konzentration von H_3O^+-Ionen und OH^- -Ionen durch geeignete Vergleiche eindrucksvoll zu veranschaulichen. Die hier gewählte Darstellung wurde in Anlehnung an eine Idee von Dickerson/ Geis („Chemie - eine lebendige und anschauliche Einführung“) erstellt. (eine kleine Ungenauigkeit

wurde dabei in Kauf genommen: eigentlich handelt es sich nur um 1,8 H_3O^+-Ionen und OH^- -Ionen im „Gesamtwerk“, nicht zwei….)

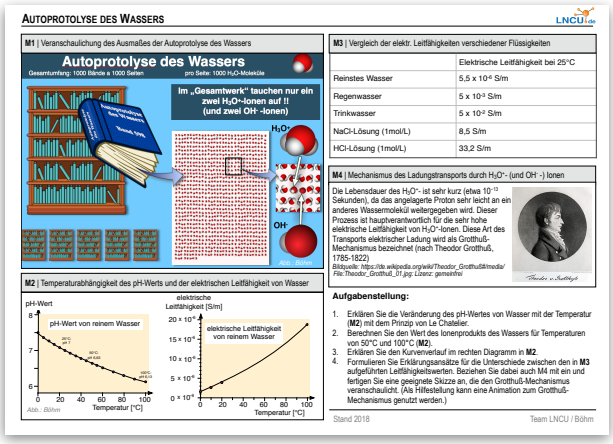
Auch die Einführung des Ionenprodukts des Wassers bietet sich an dieser Stelle an, um den Zusammenhang zwischen pH-Wert und pOH-Wert mathematisch zu erfassen. Ausgehend von dem Term für K_S des Wassers

$$K_S = \frac{c_{H_3O^+} \bullet c_{OH^-}}{c_{H_2O}} = \frac{10^{-7}\,mol/L \bullet 10^{-7}\,mol/L}{55{,}56\,mol/L} = 1{,}8 \bullet 10^{-16}\,mol/L$$

kann die Besonderheit dieser Gleichung im Vergleich zu allen anderen bisher betrachteten K_S-Termen diskutiert werden: Im Nenner steht immer noch die Konz. von H_2O, die als konstant angesehen werden kann. Multipliziert man auf den beiden Seiten der Gleichung mit 55,56 mol/L, so erhält man eine neue Konstante: das Ionenprodukt des Wassers (10^{-14} mol^2/L^2). Durch Logarithmieren ergibt sich eine Gesetzmäßigkeit, auf die im weiteren Verlauf der Unterrichtsreihe noch oft zurückgegriffen wird:

pH+pOH=14.

3 *Vertiefung der Problemstellung: Einfluss der Temperatur auf das Autoprotolyse-Gleichgewicht und die elektrische Leitfähigkeit von Wasser*

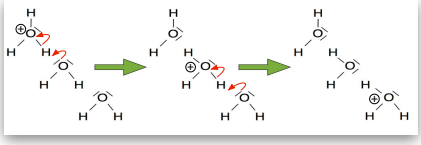


Mit Hilfe des Arbeitsblattes, das idealerweise jeder Schüler alleine bearbeiten sollte, können die neu erworbenen Kenntnisse in einem erweiterten Zusammenhang angewendet und damit besser im Gedächtnis verankert werden.

Das Arbeitsblattes erfüllt außerdem die Funktion, gewisse Grundkompetenzen im naturwissenschaftlichen Denken und Arbeiten zu trainieren: Auswerten von Diagramme, Visualisierung von komplexeren Zusammenhängen auf Teilchenebene mit geeigneten Schemadarstellungen oder auch Vernetzen verschiedener Materialien.

Falls von den Schülerinnen und Schülern keine anschauliche Schemadarstellung zum Ladungstransport durch H_3O^+-Ionen präsentiert wird, kann auf eine vorbereitete Darstellung zurückgegriffen werden. (Eine zusätzliche Veranschaulichung bietet eine Animation auf wikipedia: https://de.wikipedia.org/wiki/Grotthuß-Mechanismus)

Grotthuß-Mechanismus



4

Anwendung, Übung und Vertiefung

Zum Abschluss bieten sich Übungsaufgaben an, mit deren Bearbeitung die Lernenden die Zusammenhänge noch weiter verinnerlichen.

Beispiele:

Aufgabe 1: Berechnen Sie die pH- und pOH-Werte einer sauren Lösung ($c(H_3O^+) = 3 \cdot 10^{-2}$ mol/L) und einer alkalischen Lösung ($c(H_3O^+) = 3 \cdot 10^{-10}$ mol/L)!

Aufgabe 2: Berechnen Sie für die Lösungen mit den pH-Werten 3,5 und 9,7 die Konzentrationen der H_3O^+- und OH^--Ionen!

Aufgabe 3: Berechnen Sie die Konzentrationen der H_3O^+- Ionen in reinem Wasser bei 10°C ($Kw = 0{,}36 \cdot 10^{-14}$ mol²/L²). Ist Wasser bei diesen Temperaturen sauer, neutral oder alkalisch? Begründen Sie Ihre Aussage!

Aufgabe 4: Wie hat sich die Konzentration der H_3O^+- Ionen verändert, wenn sich der pH-Wert einer Lösung von 1 auf 2 verdoppelt hat? Wie verändert sich der pH-Wert (ausgehend von pH 1), wenn die H_3O^+- Ionen-Konzentration verdoppelt oder verzehnfacht wird?

Aufgabe 5: Gibt es auch pH-Werte kleiner Null?

Aufgabe 6: Erläutern Sie mit Hilfe des Prinzips von Le Chatelier, wie sich die Zugabe von 0,1 mol HCl-Gas zu 1 Liter Wasser auf das Autoprotolyse-Gleichgewicht des Wassers auswirkt.