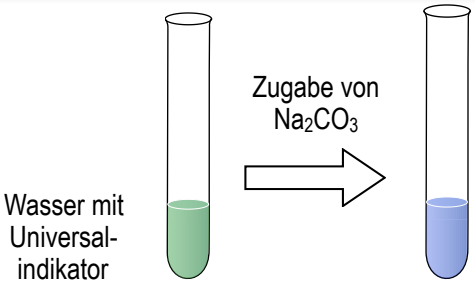
Möglicher Ablauf

1 *Problemstellung entdecken, Vorstellungen entwickeln*

Mit dem Vorstellen des Einsatzes von Sodalösungen im Haushalt beim Reinigen kann die Frage aufgeworfen werden, warum eine Sodalösung überhaupt alkalisch ist.

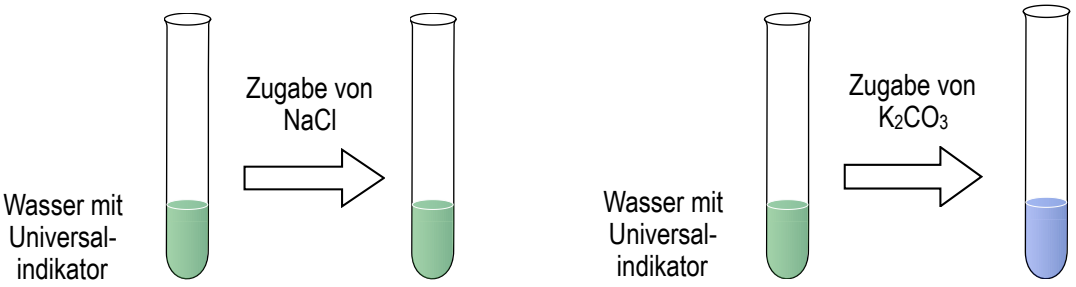


Die Diskussion kann unterstützt werden durch ein Demonstrationsexperiment, bei dem mit Hilfe von Universalindikator die alkalische Wirkung überprüft wird.



2 *Analyse der Problemstellung, Erklärungsansätze entwickeln*

A. Die Lernenden sollten anhand der im Natriumcarbonat enthaltenen Ionen einen Erklärungsansatz für die alkalische Wirkung formulieren können. Als Ursache kommen nur die Carbonat-Ionen in Frage. Da bekannt sein sollte, dass z. B. eine Natriumchlorid-Lösung nicht alkalisch ist, ‚müssten die Na^+-Ionen ausgeschlossen werden können. Gegebenenfalls kann aber auch der pH-Wert einer NaCl-Lösung überprüft werden. Genauso könnte zur Absicherung der Überlegungen eine Kaliumcarbonat-Lösung auf ihren pH-Wert untersucht werden – sind die Carbonat-Ionen ausschlaggebend, müsste diese Lösung ebenfalls stark alkalisch sein.



B. In einem weiteren Schritt kann die Reaktionsgleichung, die der alkalischen Wirkung zu Grunde liegt, entwickelt werden. Zwei Reaktionsgleichungen müssten dabei zur Diskussion gestellt werden, in beiden Fällen nehmen die Säurerestanionen ein Proton auf:

1. $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$
2. $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

Schon an dieser Stelle kann rein qualitativ diskutiert werden, inwieweit die zweite Reaktion eine Rolle spielen kann für die Entstehung der alkalischen Lösung. Sind in der ersten Reaktion schon OH^- -Ionen entstanden, würde dies eine weitere Bildung von OH^- -Ionen in der zweiten Reaktion bremsen, da die Konzentration eines Produktes in dieser Gleichgewichtsreaktion schon vor dem Start der Reaktion hoch wäre. Des Weiteren könnte die Beobachtung mit in die Diskussion eingebracht werden, dass keine Gasblasenbildung zu beobachten war, als Soda in Wasser aufgelöst wurde. Damit kann die zweite Reaktion - wenn überhaupt, nur in relativ geringem Umfang ablaufen.

C. In einem dritten Gedankenschritt kann die Vernetzung mit dem Vorwissen der Lernenden vorgenommen werden. Falls notwendig kann man als Lehrender die pKs-Werte von Kohlensäure bzw. Hydrogencarbonat neben die Reaktionsgleichungen notieren und zu Kommentaren zum Zusammenhang auffordern.

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$	?	$pK_S\ H_2CO_3 : 6{,}52$
$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$	↔	$pK_S\ HCO_3^- : 10{,}3$

pKS1 bezieht sich auf das GG: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$

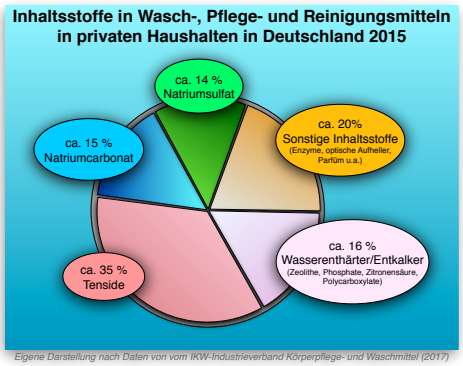
pKS2 bezieht sich auf das GG: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$

Bekanntes Vorwissen: Die Tendenz zur Abgabe von H^+-Ionen ist beim Hydrogencarbonat-Ion viel kleiner als beim H_2CO_3-Molekül. Daher liegt das Protolyse-Gleichgewicht für H_2CO_3 weiter auf der Produktseite als für HCO_3^-.
Für die Betrachtung der Rückreaktion heißt das aber genauso: Die Tendenz zur Aufnahme von H^+-Ionen ist beim Carbonat-Ion viel größer als beim Hydrogencarbonat-Ion (was schon alleine wegen der zweifach negativen Ladung sofort plausibel ist).
Demnach wäre es auch plausibel, dass die Carbonat-Ionen in stärkerem Maße H_2O-Molekülen H^+-Ionen entziehen und damit in erster Linie für die alkalische Reaktion verantwortlich sind.

Diese Überlegungen können experimentell unterstützt werden: Es kann überprüft werden, wie stark $NaHCO_3$ in Wasser den pH-Wert verändert, indem etwas $NaHCO_3$ in Wasser mit Universalindikator gegeben wird. Die deutlich schwächere alkalische Reaktion bestätigt die Überlegungen. *(Die Frage, warum NaHCO3 in dem Experiment nicht als Säure fungiert, kann hier durchaus schon formuliert werden; die Klärung der Frage ist aber erst später im Sinne eines stringenten Gedankengangs sinnvoller, wenn auch K_B-Werte eingeführt wurden und pK_S- und pK_B-Werte von Ampholyten verglichen werden können).*

3 *Anwendung der Überlegungen auf weitere Säurerestanionen*

A. Eine Abbildung zu Inhaltsstoffen von Wasch- und Reinigungsmitteln kann die Diskussion zur Funktion der verschiedenen Inhaltsstoffe einleiten. Außer für Natriumsulfat müsste für alle Inhaltsstoffe die Funktion ungefähr umrissen werden können. (Eine Vertiefenden Diskussion ist an dieser Stelle auch nicht notwendig - ggf. kann diese Unterrichtsphase aber auch zu einer kurzen Wiederholung der Entstehung der Wasserhärte genutzt werden.) Für den weiteren Unterrichtsverlauf sollte



dann der Fokus auf die Frage gelenkt werden, ob Natriumsulfat genau wie Natriumcarbonat den pH-Wert beeinflusst und damit in Reinigungsmitteln eine ähnliche Funktion erfüllt.

B. Die anschließende Diskussion kann analog zur vorangegangenen Unterrichtsphase geführt werden. Da der Gedankengang schon einmal durchlaufen wurde, sollten die Lernenden die Schlussfolgerungen eigenständig ziehen können. Ggf. kann als Hilfestellung eine ähnliche Darstellung wie im vorangegangenen Unterrichtsabschnitt eingesetzt werden:

$SO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + OH^-$	? ↔	$pK_S\ H_2SO_4$: -3
$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4 + OH^-$		$pK_S\ HSO_4^-$: 1,92

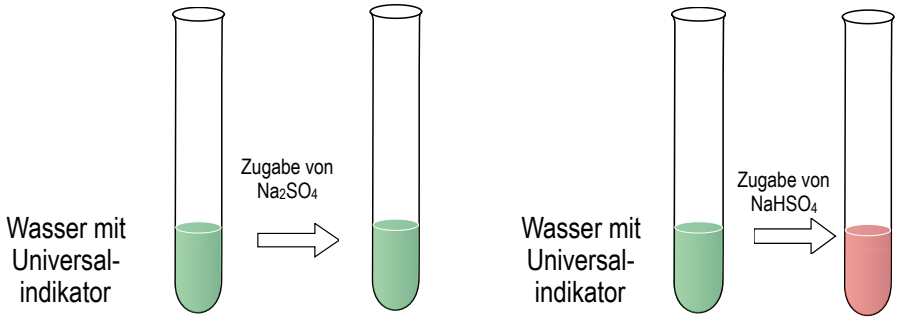
Protolyse-Gleichgewichte zu den pKS-Werten:

pK_S1 bezieht sich auf das GG: $H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + H_3O^+$

pK_S2 bezieht sich auf das GG: $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$

- Das oberes Gleichgewicht liegt mehr oder weniger komplett auf der Produktseite; das Bestreben der HSO_4^- -Ionen, H^+-Ionen aufzunehmen existiert somit so gut wie gar nicht.
- Das untere Gleichgewicht liegt auch noch zu einem guten Teil auf der Produktseite. Das Bestreben der SO_4^{2-} -Ionen zur H^+-Ionen-Aufnahme ist somit auch „sehr bescheiden“.

Experimentelle Überprüfung der Überlegungen nach der Präsentation durch die SuS:



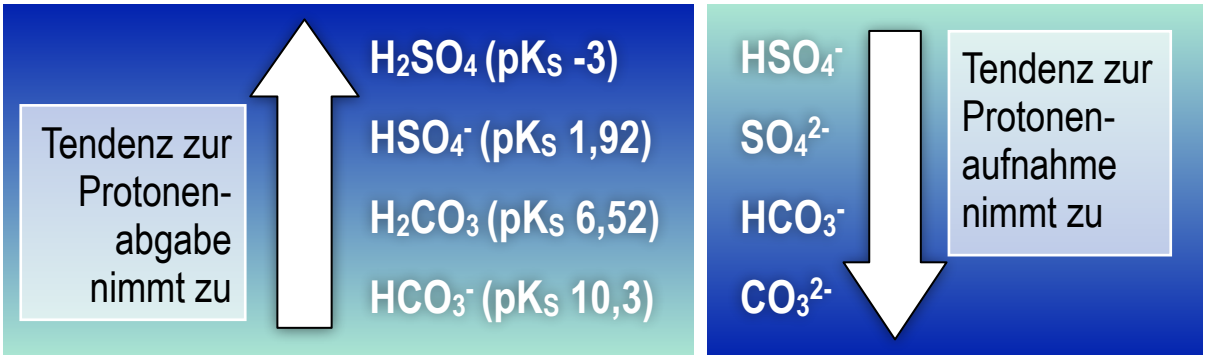
C. Zum Abschluss dieses Unterrichtsabschnitts kann zunächst festgehalten werden, dass Natriumsulfat in Reinigungsmitteln keine ähnliche Funktion wie Natriumcarbonat erfüllen kann, da es den pH-Wert nicht beeinflusst. Damit bleibt allerdings die Frage, welche Funktion es dann erfüllt. Letztendlich wird Natriumsulfat in Waschmitteln als „Füllstoff“ eingesetzt, der die Rieselfähigkeit erhalten soll (indem esr Feuchtigkeit bindet). Gerade für XXL-Packungen dient Natriumsulfat aber einfach als Streckmittel. Einen Hinweis hierauf könnte ein Vergleich der Dosierungsempfehlungen von Waschmittel-Jumbopackungen und Waschmittel-Konzentraten liefern. (*nähere Infos: https://www.daserste.de/information/ratgeber-service/haushaltscheck/03112014-haushalts-check-2-waschmittel-umwelt-100.html*)



4

Abstraktion 1: Gesetzmäßigkeiten entdecken: $pK_S + pK_B = 14$

Anhand der untersuchten Salze können die bisher betrachteten Säurerestanionen nach ihrer Tendenz zur Aufnahme von H^+-Ionen sortiert werden. Im Anschluss können die jeweiligen korrespondierenden Säuren inkl pKs-Werten zugeordnet werden.



Es liegt nahe, analog zur Säurestärke (K_S-Wert) auch eine Basenstärke mit einem K_B-Wert einzuführen, um die Tendenz zur Aufnahme von H+-Ionen quantitativ zu erfassen. Damit einher kann die Säure-Base-Definition von Brønsted aufgegriffen werden. Falls sie noch nicht im Unterricht der Sekundarstufe I auftauchte, kann sie an dieser Stelle des Unterrichts eingeführt werden.

Säuren: Teilchen die H+-Ionen abspalten können, also **Protonendonatoren**
Basen: Teilchen,die H+-Ionen aufnehmen können, also **Protonenakzeptoren**

Die Herleitung des Terms für den K_B-Wert kann analog zur Herleitung des K_S-Terms erfolgen.

Säurestärke

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$

$$K_S = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{A^-}}{c_{HA}}$$

Basenstärke

$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$

$$K_B = \frac{c_{OH^-} \cdot c_{HA}}{c_{A^-}}$$

Werden die pKB-Werte der vier Säurerestanionen auf der rechten Seite angegeben, sollte auffallen, dass diese zusammen mit den pK_S-Werten auf der linken Seite in der Summe 14 ergeben. Eine Liste mit pK_S-Werten und pK_B-Werten gängiger korrespondierender Säure-Base-Paare, wie sie in allen Schulbüchern mehr oder weniger umfangreich auftauchen, kann an dieser Stelle schon als „Datensammlung“ eingeführt werden, die die schon erkannte Gesetzmäßigkeit bestätigt.

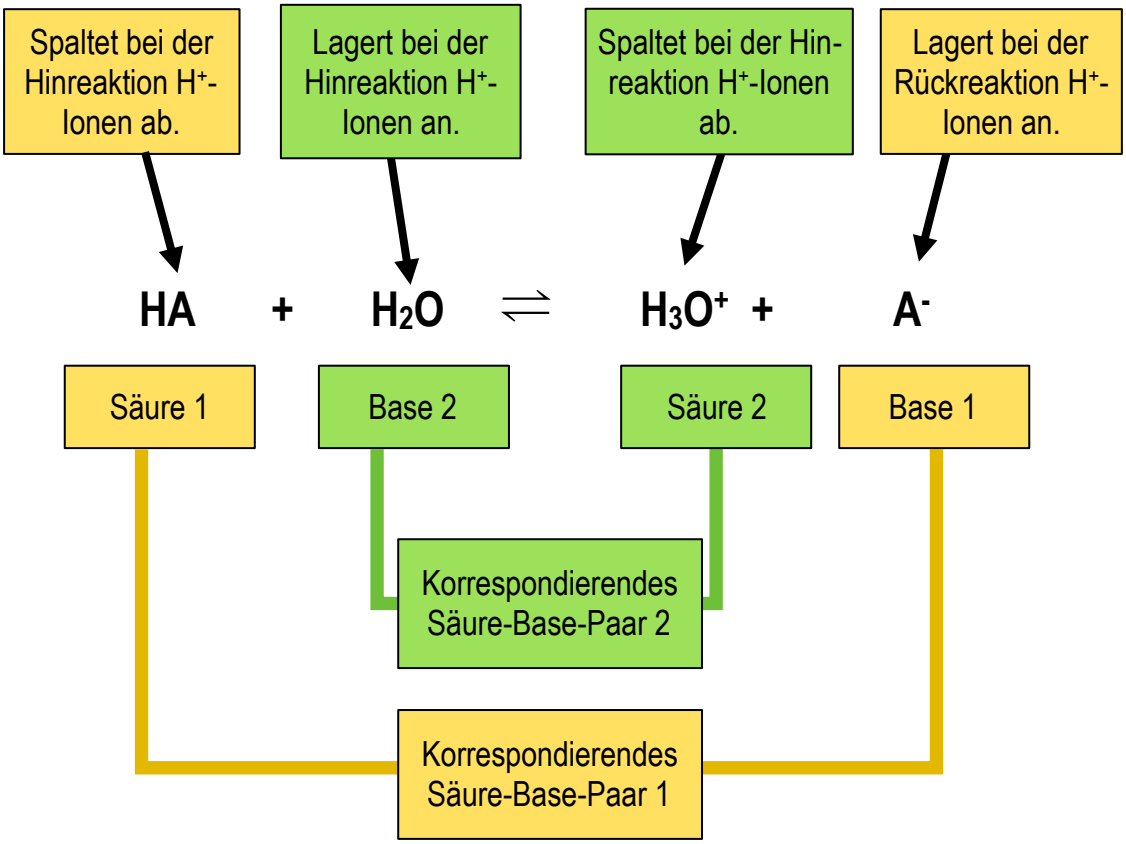
Werden die Terme für K_S- und K_B- Werte wie oben nebeneinander notiert, erkennen einige Lernenden in der Regel schon, dass „man kürzen kann“, wodurch die schon formulierte Gesetzmäßigkeit auch auf mathematischem Weg hergeleitet werden kann.

$$K_S \cdot K_B = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{A^-}}{c_{HA}} \bullet \frac{c_{OH^-} \cdot c_{HA}}{c_{A^-}} = c_{H_3O^+} \cdot c_{OH^-} = 10^{-14}$$

Logarithmiert: $pK_S(HA) + pK_B(A^-) = pKw = 14$

5 *Abstraktion 2: Korrespondierende Säure-Base-Paare*

Anhand einer einfachen Reaktion kann das Konzept des korrespondierenden Säure-Base-Paars eingeführt werden.

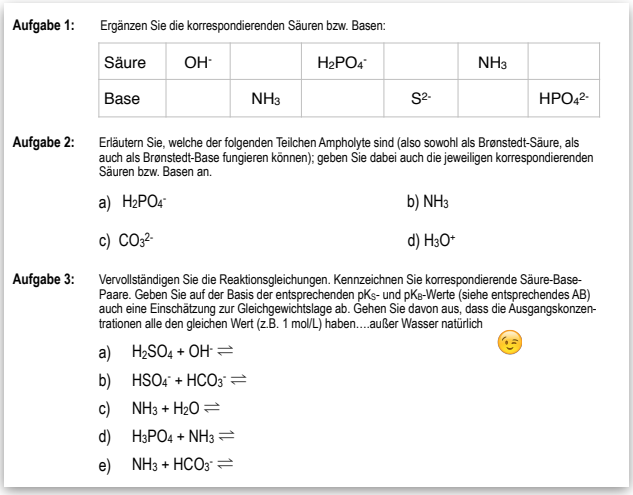


Es sollte zum Abschluss festgehalten werden, dass die in der vorangegangenen Unterrichtsphase festgestellte Gesetzmäßigkeit nur für korrespondierende Säure-Base-Paare gilt. Ansonsten besteht immer wieder die Gefahr, dass die Schülerinnen und Schüler insbesondere bei Ampholyten (wie HCO_3^- oder HSO_4^-) versuchen, anhand des pK_S-Wertes des Ampholyten auch seinen pK_B-Wert vorhersagen zu können.

6 *Übung, Anwendung, Festigung*

Mit verschiedenen Anwendungs- und Übungsaufgaben sollte das neu erworbenen zusätzlich vertieft und langfristig im Gedächtnis verankert werden.

Beispielhaft zeigt die nebenstehende Auswahl einige denkbare Aufgaben, deren Schwerpunkt auf dem Verständnis des Konzepts des korrespondierenden Säure-Base-Paars liegt.



Aufgabe 1: Ergänzen Sie die korrespondierenden Säuren bzw. Basen:

Säure	OH^-		$H_2PO_4^-$		NH_3	
Base		NH_3		S^{2-}		HPO_4^{2-}

Aufgabe 2: Erläutern Sie, welche der folgenden Teilchen Ampholyte sind (also sowohl als Brønstedt-Säure, als auch als Brønstedt-Base fungieren können); geben Sie dabei auch die jeweiligen korrespondierenden Säuren bzw. Basen an.

a) $H_2PO_4^-$ b) NH_3

c) CO_3^{2-} d) H_3O^+

Aufgabe 3: Vervollständigen Sie die Reaktionsgleichungen. Kennzeichnen Sie korrespondierende Säure-Base-Paare. Geben Sie auf der Basis der entsprechenden pK_S- und pK_B-Werte (siehe entsprechendes AB) auch eine Einschätzung zur Gleichgewichtslage ab. Gehen Sie davon aus, dass die Ausgangskonzentrationen alle den gleichen Wert (z.B. 1 mol/L) haben....außer Wasser natürlich

a) $H_2SO_4 + OH^- \rightleftharpoons$

b) $HSO_4^- + HCO_3^- \rightleftharpoons$

c) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons$

d) $H_3PO_4 + NH_3 \rightleftharpoons$

e) $NH_3 + HCO_3^- \rightleftharpoons$