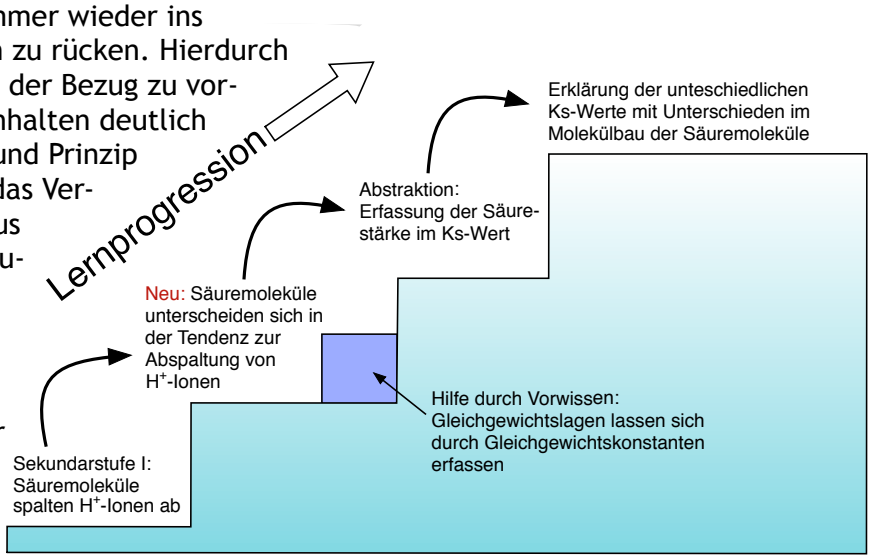
Didaktische Anmerkungen

Die Schülerinnen und Schüler kennen aus der Sekundarstufe I nach den meisten bundeslandspezifischen Lehrplänen Säuren als Moleküle, die H^+-Ionen abspalten können. Für die Sekundarstufe II kommt ein wichtiger neuer Aspekt hinzu: die Säurestärke. Das fachwissenschaftlich fundierte Verständnis des Konzepts der Säurestärke baut auf der Kenntnis von chemischen Gleichgewichten und Gleichgewichtskonstanten auf. Auch die Säurestärke wird in Form einer Gleichgewichtskonstanten quantitativ erfasst.

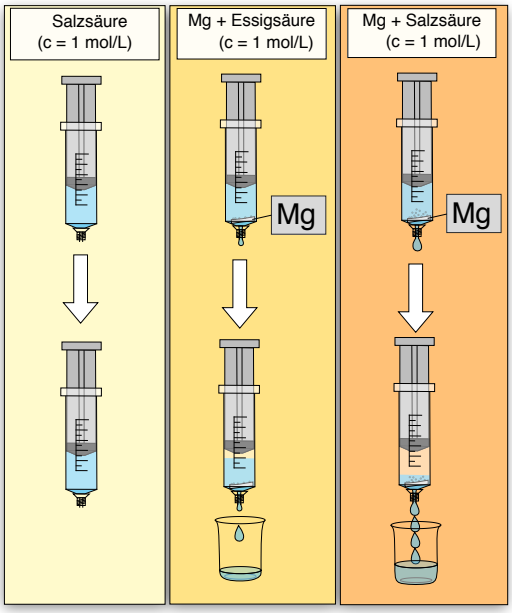
Für die Unterrichtskonzeption zur Erarbeitung des Konzepts der Säurestärken ist zu empfehlen, diesen Gedanken immer wieder ins Zentrum der Betrachtungen zu rücken. Hierdurch wird den Lernenden sowohl der Bezug zu vorangegangenen Unterrichtsinhalten deutlich (chemische Gleichgewicht und Prinzip von Le Chatelier) als auch das Verständnis weiterer Inhalte aus dem Themenbereich der Säure-Base-Theorie erleichtert (z.B. Autoprotolyse-Gleichgewicht, Puffer-Gleichgewichte oder Abhängigkeit des Protolysegrades von der Konzentration einer Säurelösung).



Möglicher Ablauf

1 *Problemstellung entdecken, Vorstellungen entwickeln*

a) Lehrer-Demo-Experiment oder Schüler-Experiment: Reaktion von gleich großen Stücken Magnesiumband mit Essigsäure und Salzsäure (beide c = 1 mol/L) in unten offenen Spritzen. Das bei der Reaktion entsthende Wasserstoffgas drückt die Säurelösung aus der Spritze heraus und beendet damit irgendwann die Reaktion. Die Geschwindigkeit, mit der die Flüssigkeit aus der Spritze herausgedrückt wird, ist extrem unterschiedlich. Die unterschiedliche intensive Gasentwicklung wird so noch deutlicher sichtbar. Ein Kontrollansatz ohne Magnesium zeigt, dass aus der unten offenen Spritze ohne Reaktion keine Flüssigkeit herausläuft. Der Versuch kann auch als Video gezeigt werden (zu finden im Kurs *ChemZ Handhabung ▸ Manni und Gregor erklären ChemZ ▸ Säure und Knallgas ▸ Demonstration Säurestärke;* Link: https://lncu.de/index.php?cmd=courseManager&mod=contentText&action=attempt&courseId=36&unitId=141&contentId=575#content_headline)



b) Bei der Auswertung des Experiments durch die SuS muss damit gerechnet werden, dass das Vorwissen aus der Sekundarstufe I erst aktiviert und evtl. das Wasserstoffgas in der Spritze mit einem Zusatzexperiment nachgewiesen werden muss. Als Quintessenz sollte sich für beide Versuchsansätze die gleiche Reaktionsgleichung herauskristallisieren

$$2\ H_3O^+ + Mg \longrightarrow H_2 + Mg^{2+} + 2\ H_2O$$

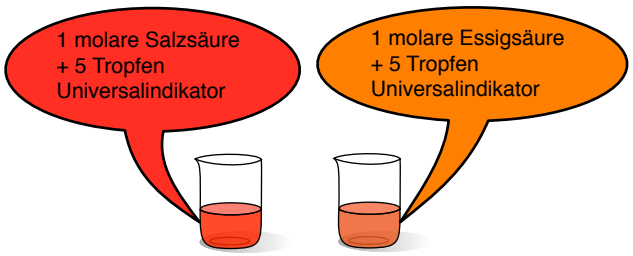
Als zu klärende Frage sollte sich sinngemäß herauskristallisieren:
Warum ist das Sprudeln, d.h. die Gasentwicklung, unterschiedlich intensiv, obwohl beide Säurelösungen die gleiche Konzentration aufweisen?

2 *Vertiefende Betrachtung der Problemstellung, Entwickeln eine Erklärungsansatzes, Einführung der Säurekonstanten*

Ggf. können die Faktoren, die die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen können, wiederholt werden, um mögliche Erklärungsansätze einzugrenzen:

- Konzentration der Edukte (hier Konz. der H_3O^+ -Ionen)
- Temperatur (mehr Ionen mit der für die Reaktion notwendigen Mindestenergie)
- Oberfläche des Magnesiums, an der H_3O^+ -Ionen angreifen können)

Da sowohl die Oberfläche des Magnesiumbandes als auch die Temperatur in beiden Ansätzen identisch war, bleibt als Ursache nur eine unterschiedlichen H_3O^+-Ionen-Konzentration als Erklärungsansatz:
Im Essigsäure-Ansatz muss eine geringere H_3O^+-Ionen-Konzentration vorliegen als im Salzsäure-Ansatz. Dies kann zunächst auch mit Universalindikator überprüft werden.



In einer anschließenden Betrachtung der Gleichgewichtslagen kann der Fokus auf die unterschiedlichen Gleichgewichtskonstanten gelenkt werden, um den Term für den K_S-Wert einzuführen.

<u>Essigsäure</u>

$HAc + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Ac^-$

$$K = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{Ac^-}}{c_{HA} \cdot c_{H_2O}}$$

$$K_S = K \cdot c_{H_2O} = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{Ac^-}}{c_{HAc}}$$

<u>Salzsäure</u>

$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

$$K = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{Cl^-}}{c_{HCl} \cdot c_{H_2O}}$$

$$K_S = K \cdot c_{H_2O} = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{Cl^-}}{c_{HCl}}$$

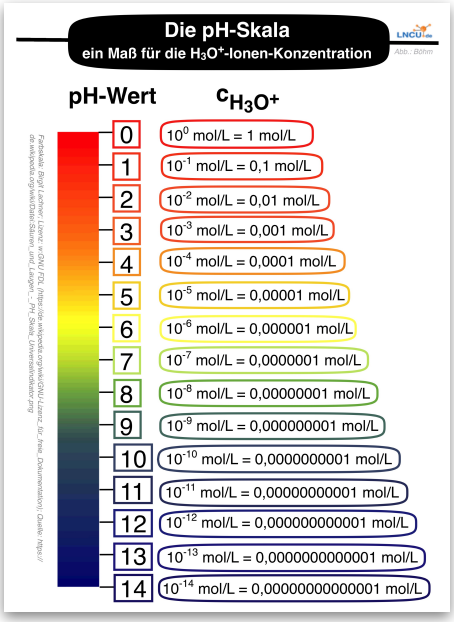
$\Longrightarrow$ **Je größer der Ks-Wert, desto weiter liegt das Gleichgewicht auf der Produktseite**; d.h. für Salzsäure muss der Wert größer sein als für Essigsäure.

Als noch zu klärende Fragen für den weiteren Unterrichtsablauf sollten herausgearbeitet werden:

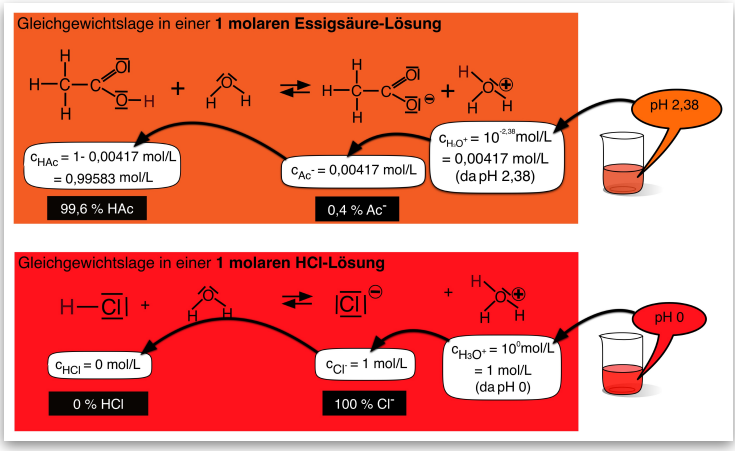
- Wie groß sind die K_S-Werte, (bzw. wie kann man sie ermitteln) ?
- Warum ist die Tendenz zur Abspaltung von H^+-Ionen bei HCl-Molekülen größer als bei Essigsäuremolekülen?

3 *Berechnung der Säurekonstanten, Einführung der pH-Definition*

Sollen die K_S-Werte berechnet werden, benötigen die Lernenden Daten zur Gleichgewichtslage. Es bietet sich an, die Problemstellung über die exakte H_3O^+-Ionen-Konzentration zu lösen, da in diesem Zusammenhang dann auch die fachwissenschaftlichen Hintergründe der pH-Skala im Unterricht zu behandeln.
Anhand einer Abbildung kann der Zusammenhang zwischen pH-Wert und H_3O^+-Ionen-Konzentration von den Lernenden selbst formuliert werden. Die Besonderheit der logarithmischen Skala kann dabei ebenfalls mit Hilfe von kleineren Übungsaufgaben herausgearbeitet werden.



Die exakten pH-Werte der beiden Lösungen (pH 0 und pH 2,38) können anschließend zum Vergleich der H_3O^+-Ionen-Konzentrationen und anschließend zum Vergleich der Gleichgewichtslagen genutzt werden. Dabei können mit Hilfe der H_3O^+-Ionen-Konzentrationen alle anderen Konzentrationen ermittelt werden, um anschließend die K_S-Werte zu berechnen.



Für Essigsäure ist dies problemlos möglich:

$$K_S = \frac{10^{-2,38}\ mol/L \cdot 10^{-2,38}\ mol/L}{1 - 10^{-2,38}\ mol/L} = \frac{10^{-4,76}\ mol^2/L^2}{0,99583\ mol/L} = 1,746 \cdot 10^{-5}$$

Für Salzsäure jedoch stellt sich das Problem, dass bei den gegebenen Werten beim Einsetzen in den K_S-Term durch Null dividiert würde. Dass allerdings bei höheren

Konzentrationen durchaus auch HCl-Moleküle vorliegen (im Nenner also bei ganz exakter Betrachtung doch keine Null steht), kann deutlich gemacht werden, indem ein angefeuchtetes Indikatorpapier über konzentrierte Salzsäure gehalten wird. Die Rotfärbung beweist, dass HCl-Moleküle aus der Lösung entweichen - insofern liegen auch in Salzsäure HCl-Moleküle vor, bei kleineren Konzentrationen sind diese allerdings in so kleinen Konzentrationen vorhanden, dass sie quasi nicht nachweisbar sind. Der K_S-Wert sehr groß sein muss.
Der K_S-Wert von 10^6 muss dann von der Lehrkraft vorgegeben werden. (Mit diesem Wert kann man natürlich berechnen, wie groß die H_3O^+-Ionen-Konzentration in einer 1 molaren Salzsäure exakt ist: statt 1 mol/L erhält man 0,999999 mol/L.)



Foto: David Berardan; Quelle: https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_chloride; Lizenz: public domain

4 *Erklärung unterschiedlicher K_S-Werte*

A. Allgemeine Überlegungen

In einem letzten Gedankenschritt gilt es die Frage zu klären, worauf die unterschiedliche große Tendenz zur Abspaltung von H^+-Ionen in wässriger Lösung zurückzuführen ist. Sind die Säuremoleküle ähnlich gebaut (dies wäre z. B. der Fall beim Vergleich von Essigsäure und Chloressigsäure, beim Vergleich von Schwefelsäure und Schwefliger Säure usw.) ist die Erklärung der unterschiedlichen K_S-Werte gut auf den Punkt zu bringen. Dementsprechend wird der Fokus im Schulunterricht auf solche Vergleiche gerichtet. Beim Vergleich unterschiedlich gebauter Moleküle wie im aktuellen Fall HCl- und HAc-Moleküle sind die Verhältnisse etwas komplexer.
Es ist in diesem Falle didaktisch geschickter, im Unterricht verschiedene Faktoren zu sammeln, die die Tendenz zu Abspaltung von H^+-Ionen beeinflussen, ohne deren Bedeutung genauer zu quantifizieren. Als Ergebnis steht dann die Erkenntnis, dass in der Gesamtbilanz aller Faktoren HCl-Moleküle leichter dissoziieren als HAc-Moleküle.
Diese Phase dient gleichzeitig zur Wiederholung diverser Unterrichtsinhalte aus anderen Themenbereichen (z. B. kann hier auch wiederholt werden, warum Carboxylgruppen überhaupt H^+-Ionen abspalten).

Eine Liste solcher Faktoren könnte z. B. folgende Punkte beinhalten:

- Größe der Bindungsenergie, die aufgebracht werden muss, um die Bindung zum H-Atom zu spalten (Welche Bindung ist prinzipiell leichter zu spalten? eine H-O-Bindung oder eine H-Cl-Bindung?)
- Ausmaß der Polarisierung der Bindung zum positiv polarisierten H-Atom (je stärker die Polarisierung, desto besser können sich H_2O-Moleküle anlagern und das H^+-Ionen „wegziehen“; hierdurch wird also auch die Bindungsenergie wiederum beeinflusst)
  - Die Polarisierung hängt wiederum ab vom EN-Wert des Atoms, an das das abzuspaltende H-Atom gebunden ist.
  - Außerdem spielen weitere elektronenziehende oder elektronenschiebende Effekte in der Nähe des abzuspaltenden H-Atoms eine Rolle (beim HAc-Molekül z. B. durch das doppelt gebundene O-Atom und die Methylgruppe).
- Bilanz der Hydratisierungsenergien: Bei der Reaktion entstehen aus elektrisch neutralen Molekülen H_3O^+-Ionen und Säurerest-Anionen, die intensiver hydratisiert werden können. Je nach dem Ausmaß der Hydratisierung des Säuremoleküls und der Säurerest-Anionen (unterschiedliche Größe und dadurch unterschiedliche Ladungsdichte) ergeben sich unterschiedliche Energiebilanzen.

- Wahrscheinlichkeit, mit der ein H^+-Ion sich wieder am Säurerest-Anion anlagert. (beeinflusst durch Ladungsdichte des Säurerest-Anions, durch eventuelle Delokalisierung der negativen Ladung….)

B. Übungsaufgaben

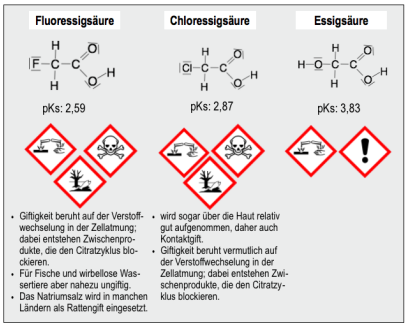
Zur konkreten Erklärung unterschiedlicher K_S-Werte sollten Säure-Beispiele gewählt werden, deren „Molekül-Grundgerüst“ vergleichbar ist und deren Molekülbau sich nur in einem Detail unterscheidet. Dann kann auch plausibel erklärt werden, wie dieser eine Unterschied sich auf den K_S-Wert auswirkt - selbst wenn die Erklärung nicht alle aufgelisteten Punkte beinhaltet (konkrete Angaben zu Hydratisierungsenergien oder Bindungsenergien sind für eine schlüssige Erklärung nicht immer notwendig).

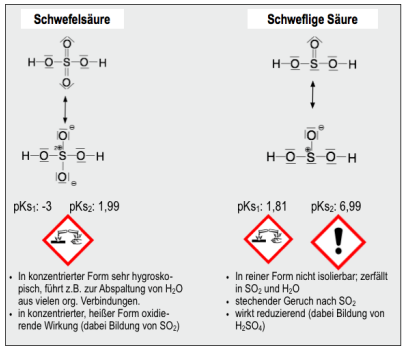
- Klassiker sind die Vergleiche diverser Carbonsäuren, deren K_S-Werte aufgrund diverser +I- und -I-Substituenten in unterschiedlicher Anzahl und unterschiedlichem Abstand zur Carboxylgruppe mehr oder weniger stark voneinander abweichen.
- Weiterhin bietet sich der Vergleich von aus der Sekundarstufe I bekannten Säuren wie H_2SO_4 und H_2SO_3 oder von HNO_3 und HNO_2 an.
- Auch die verschiedenen Halogenwasserstoffe kann man im Zusammenhang mit den Angaben zu den Bindungsenergien besprechen.

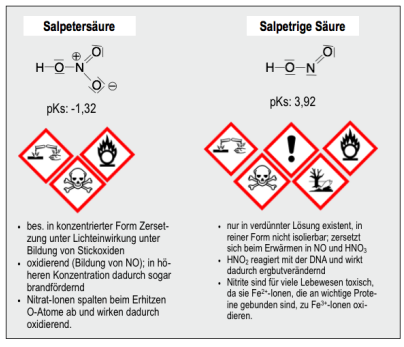
In allen Fällen bieten diese Vergleiche die Möglichkeit, über den Tellerrand der reinen Säurestärke-Thematik hinaus weitere Kriterien zur Beurteilung des Gefahrenpotentials von Säuren in die Diskussionen „einzuschleusen“. Bei der Auswahl von Säuren für bestimmte Einsatzgebiete kommt es nicht nur auf den K_S-Wert an. Weitere Fragen tauchen in der Praxisanwendung auf:

- Sind die Säuren oder die Säurerest-Anionen giftig?
- Entweichen gesundheitsschädliche oder unangenehm riechende Gase aus der Säure?
- Sind die Säuren hitzestabil und lichtunempfindlich oder zersetzen sie sich leicht?
- Sind die Säurerest-Anionen selbst auch reaktiv, treten deshalb evtl. unerwünschte Nebenreaktionen auf, wenn mit der jeweiligen Säure gearbeitet wird?

Durch ausgewählte Zusatzinformationen zu den zu vergleichenden Säuren kann den Lernenden deutlich gemacht werden, dass vor der Entscheidung für den Einsatz einer bestimmten Säure eine intensive Recherche zu den sonstigen Eigenschaften der Säure notwendig ist. (Mit youtube-Videos können die Informationen ggf. ergänzt werden, z. B. zur oxidierenden Wirkung von konz. Salpetersäure)







C. Anwendung



Zum Abschluss kann die Thematik mit der Alltagswelt der Schülerinnen und Schüler verknüpft werden.
Es ist zu diskutieren, warum im professionellen Bereich andere andere Entkalkungsmittel eingesetzt werden als im Haushalt und warum z. B. Salzsäure oder Salpetersäure gar nicht eingesetzt werden. Hier kann diskutiert werden, wie stark oder schwach die Säure ist (K_S-Werte werden benötigt), die eingesetzt wird, ob man demnach mit kleinen Wirkstoffmengen auskommt oder größere Mengen benötigt (die ggf. auch transportiert werden müssen), ob man mit langen oder kurzen Einwirkzeiten zu rechnen hat (weil die pH-Werte der eingesetzten Lösungen unterschiedlich sind), ob mit Atemschutz gearbeitet werden muss oder ob die Wirkstoff biologisch abbaubar ist ob bei hohen oder niedrigen Temperaturen gearbeitet wird usw.

Voraussetzung ist natürlich, dass den Schülerinnen und Schülern der Einsatz von Säuren zum Entfernen von Kalk bekannt ist. (z. B. aus dem Unterricht in der Sekundarstufe I oder aus dem Themenkomplex rund um den natürlichen Kalkkreislauf.)