

Der pH-Wert

1. Worum es geht

„pH-neutral“: Dieser Werbeaussage begegnet man oft bei Hautwaschmitteln. Wir wollen beleuchten, was hinter dieser Aussage steckt und welche Bedeutung dieser beworbene „pH-Wert“ außerhalb der Kosmetikbranche hat.

Unter dem Stichwort „pH-Wert“ findet man in Wikipedia die Eintragung:

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung. Er ist der negative dekadische Logarithmus (= Zehnerlogarithmus) der Wasserstoffionen-Aktivität. Er ist eine dimensionslose Zahl.

<https://de.wikipedia.org/wiki/PH-Wert>

Ich hoffe, dass Sie nach Ende der Lektüre dieser Folge wissen, was damit gemeint ist! Wenn Sie die chemischen Hintergründe im Moment nicht so sehr interessieren, eine vereinfachte Version:

Der pH-Wert ist ein Maß dafür, wie sauer oder alkalisch (der chemische Gegensatz von sauer) eine Lösung ist.
Seine Skala reicht von 1 (stark sauer) über 7 (neutral, weder sauer noch alkalisch) bis 14 (stark alkalisch).

Mit dieser Information können Sie auch direkt zu Kapitel 6 („Wo der pH-Wert wichtig ist“) springen und die vorherigen Kapitel über die Wissenschaftsgeschichte, die chemischen Hintergründe und die Möglichkeiten zur Messung des pH-Wertes später nachholen.

2. Vom Geschmack zur Chemie, eine Odyssee der Wissenschaft

Die Geschmacksbezeichnung „sauer“ ist jedem geläufig und man verbindet damit unmittelbar konkrete Vorstellungen, von der sauren Gurke bis zum edlen Balsamico.

Schon die Alchemisten des Mittelalters vermuteten eine gemeinsame Grundlage dafür, dass verschiedene Substanzen den gleichen Geschmackseindruck hervorrufen.

Aus der weiteren Geschichte nach der Suche nach diesem gemeinsamen Etwas aller Säuren möchte ich nur eine Etappe herausgreifen:

1773 vertiefte der französische Chemiker ANTOINE LAURENT DE LAVOISIER (1743-1794) die Experimente seines englischen Kollegen JOSEPH PRIESTLEY (1733-1804).

Dieser hatte festgestellt, dass beim Erhitzen verschiedener Stoffe ein Gas entwich.

LAVOISIER konnte belegen, dass dieses Gas als Bestandteil der Luft für Verbrennungsvorgänge notwendig ist (und umgekehrt aus „verbrannten“ Stoffen wieder zurück gewonnen werden kann). Da die Verbrennungsprodukte von Nichtmetallen (z.B. Schwefel oder Phosphor) mit Wasser saure Lösungen entstehen lassen,

schlussfolgerte er, dass der für alle diese Verbrennungsprodukte gemeinsame Anteil für die Säurebildung verantwortlich sei. Er nannte daher das Gas *oxygène* (*oxygenium*,

aus gr. *ὀξύς* *oxys* 'spitz, sauer' und *γεννάω* *gennaō* 'ich erzeuge', also 'Säurebildner').

Den übrigen Teil der Luft, der keinen Anteil an der Verbrennung hat, nannte er *azote* (aus gr. ζῶω *zoo* 'ich lebe' mit der Verneinungsvorsilbe *a-* 'nicht für das Leben'). Dieses Wort ist heute noch die französische Bezeichnung für das Gas, das im Deutschen „Stickstoff“ heißt, weil es eine Flamme oder Lebewesen erstickt. Das Symbol N für das chemische Element leitet sich vom wissenschaftlichen „Nitrogenium“ ab. *Nitron* (νίτρον) war die griechische Bezeichnung für den Salpeter (Natriumnitrat NaNO_3), der schon seit dem Altertum aus Mauerausscheidungen (Salpeter: lat. *sal petrae*, 'Felsensalz') oder Stallböden gewonnen wurde. Der Wortteil *-genium* (der auch vielen anderen Fachbegriffen auftaucht, leitet sich von gr. γενής *genes* 'Bildner' her, also 'Salpeterbildner'. Im Englischen heißt der Stickstoff daraus *nitrogen*.

Erst der deutsche Chemiker JUSTUS LIEBIG (1803-1873) erkannte, dass der Sauerstoff zu unrecht „beschuldigt“ wurde und Säuren in Wirklichkeit Wasserstoffverbindungen sind. Umgekehrt sind aber keineswegs alle Wasserstoffverbindungen „Säuren“.

Damit nähern wir uns dem eigentlich Entscheidenden: Der Begriff „Säure“ ist nämlich doppeldeutig. Der Fehler in der historischen Aufklärung der Frage „Was ist eine Säure?“ lag darin, dass man nahe liegender Weise vermutete, in jeder Flüssigkeit, die sauer schmeckt und oft aggressive Wirkungen zeigt, sei jeweils eine Substanz enthalten, die für diese Eigenschaften verantwortlich ist. Der schwedische Physiker - und Chemiker SVANTE AUGUST ARRHENIUS (1859-1927) beendete den langen Irrweg nach der Antwort auf die Frage. Er konnte zeigen, dass der „saure Charakter“ einer wässrigen Lösung auf der Gegenwart positiv geladener Wasserstoffatome (also H^+ -Ionen oder Protonen) beruht. „Säuren“ im Sinne seiner Theorie sind also Stoffe, die in Wasser H^+ -Ionen bilden.

Der Begriff „Säure“ bezeichnet

- saure Lösungen, die ihre Eigenschaft durch die darin vorhandenen Wasserstoffionen erhalten, und
- Stoffe, die in der Lage sind, beim Lösen in Wasser aus ihren Molekülen diese Wasserstoffionen abzuspalten (das restliche Molekül wird daher als „Säurerest“ bezeichnet, er ist ein positiv geladenes Teilchen). Später stellte man fest, dass in wässrigen Lösungen keine freien Wasserstoffionen vorkommen, sondern stets an ein Wassermolekül gebunden vorliegen. Das Kopplungsprodukt aus einem Wassermolekül (H_2O) und einem Wasserstoffion (H^+) heißt Oxoniumion (früher Hydroniumion) mit der Formel H_3O^+ .

Die Bildung der Oxoniumionen ist also kein einfacher (Auf-)Lösungsvorgang, wie das Lösen von Zucker in Wasser, sondern eine chemische Reaktion: Beim Kontakt mit Wasser entreißen die Wassermoleküle den Säureteilchen ein Wasserstoffion. Oder vermenschlicht ausgedrückt: Das Wasserstoffion begeht Ehebruch: Ihm (oder ihr, das Ion ist ja sprachlich ein Neutrum) gefallen die kleinen flotten Wassermoleküle besser als sein alter Säurerest-Ehepartner, er trennt sich von ihm und schließt

mit dem Wasserteilchen eine neue Ehe. Sie sehen: Chemie ist überhaupt nicht so abstrakt und lebensfremd, wie viele glauben, es geht unter Molekülen nur allzu menschlich zu!

Am bekannten und chemisch einfachen Beispiel der Salzsäure lässt sich dieser Vorgang darstellen:

Die Säure im Sinne von ARRHENIUS ist die Verbindung Chlorwasserstoff. Sie besteht aus zweiatomigen Molekülen, in denen ein Wasserstoff- an ein Chloratom gebunden ist (Formel HCl). Es ist eine gasförmige Substanz, die sich leicht in Wasser löst. Sobald die HCl-Moleküle die Wassermoleküle „sehen“ findet massenhafter Ehebruch mit sofortiger Massenhochzeit statt: Die HCl-Molekül-„Ehen“ werden zerrissen, die Wasserstoffionen „heiraten“ Wassermoleküle und zurück bleiben die negativ geladenen Chloratome (korrekt Chloridionen, Cl⁻) als Scheidungsoffer. Dass es dabei im wahrsten Sinne „heiß hergeht“, sieht man an der kräftigen Erwärmung beim Einleiten von Chlorwasserstoffgas in Wasser.

3. Ein „Maßstab“ für Säuren

3.1. Prinzip

Da die Oxoniumionen für die Eigenschaft einer Lösung „sauer“ zu sein verantwortlich sind, hängt die Stärke einer Säure von ihrer Menge ab, die in der Lösung vorhanden sind.

3.2. Das „Mega-Super-Dutzend“ der Chemiker

Vernünftiger Weise gibt man dazu die Menge in einem bestimmten Vergleichsvolumen der Lösungen an, so wie man zu Vergleichszwecken am Regal des Lebensmittelhändlers neben dem Preis der Ware auch den Preis für 1 kg findet. Bei Waren aus nicht beliebig teilbaren Stücken (z.B. Eier) ist es allerdings zweckmäßiger eine bestimmte Stückzahl als Vergleichsmenge zu verwenden. So entstanden schon vor langer Zeit Bezeichnungen für handelsübliche Stückzahlen, heute noch gebräuchlich ist das Dutzend für 12 Stück. Heute weniger geläufig ist die nächst höhere Menge, das Schock für 60 Stück.

Da manchem von Ihnen das Denken mit Molekülen wenig anschaulich sein mag (wir haben eben leider als Kinder nie mit Molekülen gespielt), kann vielleicht ein Vergleich hilfreich sein:

Wenn Besitzer von Fischteichen Angler anlocken wollen, ist es für die potentiellen Kunden nicht wichtig, wie viele Fische der jeweilige Teichbesitzer insgesamt hat. Entscheidend ist ja, mit welcher Wahrscheinlichkeit der Angler einen Fisch erwischen kann. Dafür wäre z.B. die Zahl der Fische in einem Kubikmeter Wasser ein geeignetes Maß. Das wäre eine Angabe der Konzentration, also einer Menge (z.B. 120 Fische) bezogen auf ein bestimmtes Gesamtvolumen (1 Kubikmeter). Eine Konzentrationsangabe ist auch die Deklaration des Alkoholgehaltes in Wein oder Spirituosen, sie wird allerdings als prozentualer Anteil dargestellt. Da ein Dutzend Fische für einen Angler eine vernünftige Ausbeute für einen „Jagdtag“ wäre, könnte der Teichbesitzer statt „*Hier gibt es 120 Fische im Kubikmeter*“ auch werben: „*In meinem Teich sind in jedem Kubikmeter 10 Dutzend Fische*“.

Jetzt müssen wir nur noch die Fische gegen Moleküle austauschen. Nun sind Wassermoleküle doch deutlich kleiner als Fische: ihr Durchmesser liegt bei 0,28 nm. 1 nm (Nanometer) ist ein Millionstel Millimeter (10^{-9} m). Ein Fisch von knapp 30 cm

Länge ist also um das Milliardenfache größer als ein Wassermolekül. Bei solch kleinen „Fischen“ ist verständlicherweise eine Menge in der Größenordnung von Dutzenden für die praktische Arbeit im Labor, selbst bei den heutigen Genauigkeiten, viel zu gering. Die Chemiker haben sich deshalb ein „Mega-Super-Dutzend“ ausgedacht, das so genannte „Mol“.

Nehmen Sie bitte diese Bezeichnung einfach hin, so wie Sie sicher als Kind ein „Dutzend“ hingenommen haben, ohne über seine Entstehungsgeschichte nachzudenken. Das Wort ist zwar sprachlich aus „Molekül“ abgeleitet, hat aber inhaltlich eigentlich nichts damit zu tun. Es ist schlicht die Kurzbezeichnung für eine (große) „Stückzahl“, genauso wie eben das Ihnen geläufige Dutzend. Die Anzahl, die mit einem Mol angegeben wird, ist wahrhaft astronomisch: $6 \cdot 10^{23}$: Das ist eine 1 mit 23 Nullen!

Aber man muss bei der „Größe“ der Molekül, „fische“ eben eine derartig große Anzahl wählen, um zu einer praktisch handhabbaren Menge zu kommen. Am Beispiel des Wasser sei das verdeutlicht: in 18 g Wasser, also knapp 2 cl (ein großer Schnaps) sind genau so viele Wassermoleküle enthalten. Um mit diesem Wert richtig umgehen zu können, ist es wichtig sich klar zu machen, dass es sich dabei nicht um eine Maßeinheit wie Meter oder Kilogramm handelt, sondern eben um eine Anzahl. Das wird häufig besonders deshalb falsch verstanden, weil es für diese Anzahl auch eine Kurzbezeichnung „mol“ gibt, was eine Maßeinheit vortäuscht. Maßeinheiten sind immer im Vergleich mit einem konkreten Objekt definiert: Sie erinnern sich sicher noch an das „Urmeter“ oder „Urkilogramm“. Die Angabe „Der Tisch hat einen Durchmesser von 1,5 m“ bedeutet eben, dass der Tisch anderthalbfach so groß ist wie das Urmeter im Pariser Louvre. Angaben mit einer Maßeinheit beantworten die Frage nach „Wie groß?“, eine Angabe in mol die Frage „Wie viele?“.

3.3. Konzentrationsangaben der Chemiker

Wenn wir im Alltagsleben Konzentrationen (z.B. den Alkoholgehalt in Spirituosen oder den Säuregehalt in Essig) angeben, dann verwenden wir dazu als Vergleichsmaßstab meist die Menge in Gramm, die in einem Liter enthalten sind, oft auch in Form eines prozentualen Gehaltes. Diese Art der Konzentrationsangabe ist sinnvoll, wenn man den Gehalt an einer bestimmten Substanz (z.B. Alkohol) in verschiedenen Flüssigkeiten (Wein, Likör, Bier) miteinander vergleichen will.

Chemiker wollen aber den Gehalt an verschiedenen Stoffen vergleichen und haben dabei die chemische Wirksamkeit dieser gelösten Stoffe im Auge. Dafür ist aber nicht die Masse oder das Volumen, sondern die Zahl der Teilchen verantwortlich. In einer Kriminalstatistik wird ja auch die Zahl der Straftäter und nicht die Summe ihrer Körpergewichte angegeben! Zur Angabe von Konzentrationen verwenden die Chemiker daher „Zahl der Teilchen in einem bestimmten Volumen“. Sie werden es schon erraten haben: für die Zahl der Teilchen wird nicht deren Absolutzahl angegeben (das wären astronomisch große Zahlen), sondern die Molzahl, so wie in dem Beispiel mit den Fischteichen die Zahl der Dutzende an Fischen. Das Arbeiten mit der Zahl „1 mol“ ist immer etwas gewöhnungsbedürftig, in Wirklichkeit aber eine ganz praktische Möglichkeit, sich unnötig große Zahlen zu ersparen. Sie würden es sicher auch als wenig sinnvoll empfinden, wenn man den Erdumfang im Millimetern oder die Geschwindigkeit eines Autos in Millimetern pro Sekunde angeben würde. Auch Sie wurden schon in Molzahlen vermessen: schauen Sie sich doch einmal den Ausdruck Ihrer letzten Blutanalyse („Blutbild“) an. Für etliche Messwerte finden Sie

dort als Dimension „mmol/l“, in Worten „Millimol pro Liter“. Da die Konzentrationen vieler Stoffe im Blut relativ gering sind, wird „Millimol“, also Tausendstel Mol verwendet.

Die Konzentration der für den Säuregrad einer Lösung verantwortlichen Oxoniumionen wird ebenfalls in mol/l angegeben.

3.4. Der pH-Wert, eine logarithmische Skala

Bitte nicht erschrecken, wenn sie „logarithmisch“ lesen und an die Zeiten Ihres Mathematikunterrichtes erinnert werden, in denen man noch mit Logarithmentafeln arbeiten musste.

Wie man das Problem mit den riesigen Anzahlen von winzig kleinen Teilchen mit der Einführung des Mols in den Griff bekam, so musste man noch eine weitere Schwierigkeit praktikabel machen: Der Gehalt an Oxoniumionen kann in einer wässrigen Lösung über sehr große Bereiche hinweg variieren. nämlich zwischen 10^{-1} (ein Zehntel) mol/l und 10^{-14} mol/l (eine 1 mit 14 Nullen unter dem Bruchstrich!). Mit der Angabe der absoluten Konzentration in mol/l würde man sich also wieder sehr unpraktische Zahlenwerte einhandeln. Der dänische Chemiker SØREN PETER LAURITZ SØRENSEN (1868-1939) schlug vor, statt der absoluten Zahl (10^{-1} - 10^{-14} mol/l) nur die (positiven) Hochzahlen (1-14) zu verwenden. Jetzt sind wir der Auflösung des Rätsels in der Einführung schon ganz nahe: „*der negative dekadische Logarithmus (= Zehnerlogarithmus)*“ ist nichts anderes als diese positiv genommene (mathematisch also das Negative) Hochzahl zur Grundzahl 10 (mathematisch der Logarithmus zur Basis 10 oder *dekadischer Logarithmus*).

Bleibt nur noch eine kleine Schönheitskorrektur: Bei hohen Konzentrationen „behindern“ sich die Oxoniumion gegenseitig, ihre tatsächliche chemische Wirkung ist dadurch etwas schwächer. Man muss deshalb in diesen Bereichen die Konzentration durch die „Aktivität“ ersetzen (rechnerisch durch Multiplikation mit einem Korrekturfaktor, dem „Aktivitätskoeffizienten“). Offiziell muss daher in der pH-Wertdefinition nicht „Konzentration“ sondern „Aktivität“ stehen. Für Otto Normalverbraucher ist diese Korrektur aber durchaus vernachlässigbar.

Wenn Sie bis hierher durchgehalten haben: es ist geschafft, das Wikipedia-Zitat vom Anfang hat alle Schrecken verloren!

4. Der Umgang mit pH-Werten

4.1. Mehr ist weniger

Es ist ähnlich wie bei Schulnoten: bei der „klassischen“ Notenskala von 1-6 steht die „1“ für die beste Leistung. Die Punkteskala, die heute in der Oberstufe (im Ausland schon seit langer Zeit) verwendet wird, läuft genau entgegengesetzt: „10 Punkte“ entspricht einer „1“, „0 Punkte“ einer „6“. Bei der pH-Skala bedeutet „pH 1“: hier liegt eine stark saure Lösung vor, eine Vergrößerung des Wertes bedeutet eine Abschwächung des Säurecharakters.

4.2. Die logarithmische Skala

Beim Umgang mit pH-Werten ist aber die „logarithmische“ Skalierung von großer Bedeutung: Ein Sprung um eine pH-Stufe, z.B. von pH 7 nach pH 6 bedeutet eine Verzehnfachung der Oxoniumionen-Konzentration. Daher kann schon eine Veränderung um Zehntelbeträge z.B. in biologischen Systemen, gravierende Folgen haben.

Ähnlich arbeitet die Lautstärkeskala (dB-Skala), auch hier steigt die absolute Schalldruckstärke (mit der z.B. unser Trommelfell „bearbeitet“ wird) um das Zehnfache, wenn der dB-Wert um einen Zahlenschritt erhöht wird. Man hat auch hier eine logarithmische Skala gewählt, weil das menschliche Gehör einen sehr großen Bereich an Schalldruckstärken abdeckt.

4.3. Das andere Ende der Fahnenstange: die Laugen

Wir haben bisher nur von Säuren (sauren Lösungen) gesprochen. Es gibt aber noch einen chemischen Gegensatz: die Laugen (die aus historischen Gründen auch alkalische Lösungen heißen). Achtung: in der Chemie ist nicht „süß“, sondern „alkalisch“ der Gegensatz von „sauer“!

Alkalisch sind z.B. Seifenlösung (aus Naturseifen, nicht aus synthetischen Detergentien), Ammoniaklösung (die zum Abbeizen verwendet wird), die Elektrolytflüssigkeit moderner Batterien (sie heißen daher „Alkali“-zellen) oder viele Abflussreiniger, auch die meisten Waschmittel für die Geschirrspülmaschine sind alkalisch eingestellt.

Was steckt chemisch gesehen dahinter? Die Gegenspieler der Oxoniumionen (H_3O^+) sind die Hydroxidionen (OH^-). Dabei gilt: In dem Maß, in dem die Oxoniumionenkonzentration steigt, nimmt die Konzentration der Hydroxidionen ab und umgekehrt.

Im Bereich pH 1 bis etwas kleiner als pH 7 ist die Konzentration der Oxoniumionen größer als die der Hydroxidionen, die Lösungen sind sauer. Ist der pH-Wert größer als 7, haben wir es mit einer Lauge zu tun, die Konzentration der Hydroxidionen ist größer als die der Oxoniumionen. Bei genau pH 7 ist die Lösung weder sauer noch alkalisch, sie ist „neutral“, da die Menge der beiden Ionen gleich groß ist.

Auf die chemischen Hintergründe des Wechselspiels von Hydroxid- und Oxoniumionen möchte ich hier nicht näher eingehen, um diesen Beitrag nicht noch weiter zu verlängern.

Ich möchte aber eine Warnung aussprechen: die meisten Leute haben vor „Säuren“ großen Respekt, Laugen hingegen werden oft als „harmlos“ eingestuft. Biologisch und medizinisch gesehen sind aber Laugen eher gefährlicher als Säuren! Die zerstörerische Wirkung auf Gewebe ist sehr stark, ein Spritzer Natronlauge (z.B. von einem Abflussreiniger) kann schwere Augenschäden hervorrufen. Deshalb beim Arbeiten mit Laugen die Warnhinweise auf den Packungen (auch wenn sie manchmal nur sehr klein gedruckt sind) ernst nehmen! Alkalibatterien nie öffnen oder ins Feuer werfen, beim Platzen spritzt hoch konzentrierte Lauge heraus, die mindestens so gefährlich ist wie die Schwefelsäure aus einem Autoakku!!

5. Wie man einen pH-Wert bestimmt

5.1. Blaukraut oder Rotkohl: Indikatoren

Je nach Zubereitungsart wird aus dem gleichen Kohl entweder Blaukraut (die eher norddeutsche Variante, durch Zusatz von Natron) oder Rotkraut (mehr in Süddeutschland üblich, mit einem Schuss Essig). Was ist der chemische Hintergrund? Viele organische Farbstoffe können an ihren Molekülen positiv geladene Wasserstoffionen (H^+ -Ionen, Protonen) anlagern bzw. abspalten. Dies führt häufig zu einer Veränderung ihrer Farbe (spektrale Lichtabsorption). Die Menge an Molekülen mit oder ohne angekoppeltes Proton hängt dadurch vom pH-Wert der Lösung ab: in einer sauren Lösung sind viele Oxoniumionen vorhanden (niedriger pH-Wert), sie „drängen“

den Farbmolekülen Protonen auf, in Laugen (hoher pH-Wert, wenig Oxonium-, aber viele Hydroxidionen) entreißen die negativ geladenen Hydroxidionen den Farbstoffmolekülen Protonen. Durch diesen Mechanismus sind sie als Nachweismittel für den pH-Wert geeignet, man nennt sie pH-Indikatoren (lat. *indicare*, 'anzeigen') oder oft kurz „Indikatoren“.

Diese Eigenschaft hat auch der Farbstoff des Krautes. Es ist eine Verbindung aus der Gruppe der Anthocyane. Sie sind in vielen Pflanzen vorhanden und variieren in ihrem Farbspektrum zwischen Blau über Lila und Violett bis Rot. Ihr wissenschaftlicher Name leitet sich von den Blüten ab, für deren Farbe sie in vielen Fällen verantwortlich sind: gr. *ἄθος* *ánthos* 'Blüte' und *κυάνεος* *kyáneos* 'stahlblau, dunkelfarbig' (*κύανος* *kyanos* ist der Name der Kornblume). Auch der Farbwechsel, der bei manchen Blüten bei der Alterung zwischen Aufblühen und Abfallen zu beobachten ist, liegt an einer Veränderung des pH-Wertes in den Zellen (Beispiele dafür sind das Lungenkraut oder die Waldplatterbse). Neben der Mischung verschiedener Anthocyane machen die Pflanzen noch einen weiteren Griff in die Trickkiste der Chemie: durch Ankoppeln verschiedener Metallionen entstehen weitere Farbnuancen. Ein Beispiel ist recht bekannt: Hortensien blühen blau statt rot, wenn ausreichend Aluminiumionen im Boden vorhanden sind, in der Gärtnerei setzt man der Erde Alaun, eine Aluminiumverbindung, zu.

Im menschlichen Körper wirken Anthocyane als „Radikalfänger“, außerdem wird ihnen eine antioxidative Wirkung zugeschrieben. Sie tauchen daher oft als Bestandteile von Nahrungsergänzungsmitteln auf, die in der letzten Zeit unter der Bezeichnung „sekundäre Pflanzenstoffe“ stark beworben werden. Ihre physiologische Notwendigkeit wird allerdings, zurückhaltend formuliert, sehr kritisch beurteilt. Sie werden häufig (preiswert und rel. harmlos) als Farbstoffe in Nahrungsmitteln verwendet (E 163).

Der Rotkraut-Farbstoff hat aber wie alle Anthocyane nur eine geringe Beständigkeit, insbesondere gegen Luft (Sauerstoff), Licht und Temperaturerhöhung sind sie sehr empfindlich. Dies schränkt nicht nur ihre Verwendung als Nahrungsmittelfarbstoff, sondern auch als Laborhilfsmittel stark ein. Vorteilhaft ist die Empfindlichkeit bei der Fleckentfernung: sie lassen sich durch Fleckentferner auf Sauerstoffbasis verhältnismäßig leicht entfernen (vgl. den Beitrag „Flecken“ aus dieser Serie).

Andere natürliche Farbstoffe sind widerstandsfähiger, der „Klassiker“ darunter ist der aus bestimmten Flechten gewonnene Lackmusfarbstoff, den Sie vielleicht noch aus der Schule in Form des Lackmuspapieres kennen. Wie der Rotkrautsaft wechselt seine Farbe von Rot (sauer) nach Blau (alkalisch). Gerade für biologische oder auch landwirtschaftliche (Bodenuntersuchung) Zwecke war Lackmus günstig, da der Farbwechsel im Neutralbereich, also um pH 7, stattfindet. Um stärkere Säuren von schwächeren zu unterscheiden, ist er aber ungeeignet, da er eben schon ab dem schwach sauren Bereich seine Farbe nach Rot wechselt.

Heute verfügt die Chemie über eine breite Palette von Indikatoren, deren Farbwechsel bei unterschiedlichen pH-Werten liegt („Umschlagsbereich“). Da sie auch unterschiedliche Farbunterschiede besitzen (z.B. Gelb/Blau oder Gelb/Orange) kann man sie gleichzeitig nebeneinander einsetzen. Dies geschieht entweder durch Lösungsgemische („Mischindikatoren“), von denen man wenige Tropfen zu einer Probelösung gibt. Beliebt sind auch Messstreifen (Indikatorstäbchen), auf denen in übereinander angeordneten Streifen verschiedene Indikatoren aufgebracht sind. Man taucht sie kurz in die zu untersuchende Flüssigkeit und liest den pH-Wert auf einer Farbver-

gleichstabelle ab.

5.2. Elektrische Messgeräte

Für kontinuierliche Messungen (z.B. ständige Überwachung von Kläranlagen, Überwachung von Produktionsprozessen in der Industrie) sind Indikatoren ungeeignet. Für diese Zwecke, aber auch im Labor, werden elektrische Messgeräte mit speziellen Elektroden aus Glas eingesetzt.

6. Wo der pH-Wert wichtig ist

6.1. pH-neutral und neutraler pH-Wert: ähnlich im Wort aber verschieden in der Sache

Bei Hautreinigungsmitteln wird oft mit „pH-neutral“ geworben. Darunter versteht man, dass das Reinigungsmittel auf einen ähnlichen pH-Wert wie die menschliche Haut eingestellt ist. Dieser liegt bei $\text{pH} \approx 5,5$, also im schwach sauren Bereich, nicht bei $\text{pH} = 7$, dem chemischen Neutralpunkt. Naturseifen sind leicht alkalisch ($\text{pH} 9-10$), synthetische Reinigungsmittel („Syndets“) dagegen leicht sauer.

Es wird unterschiedlich beurteilt, ob das Waschen mit Naturseifen der Haut schadet. Sofern keine besondere Überempfindlichkeit vorliegt, wird beim (kurzfristigen) Kontakt mit Seife wahrscheinlich keine Schädigung zu erwarten sein, der „Säureschutzmantel“ wird von der Haut schnell wieder aufgebaut. Der leichte Säuregrad der Haut hat eine antibakterielle Wirkung: Viele Bakterien „mögen“ es lieber neutral oder alkalisch als sauer. Die „Hausfrauenhände“ mit ausgetrockneter und aufgerissener Haut entstanden, als noch von Hand mit Seife gewaschen wurde. Bei längerer Einwirkung der alkalischen (Natur-)Seifenlösung wird die Haut entfettet und das Hauteiweiß quillt auf. Beim Trocknen schrumpft sie dann und reißt ein, da sie durch das fehlende Fett weniger elastisch ist.

6.2. Auch wenn Sie sauer sind, Ihr Blut ist es nicht

Der pH-Wert des Blutes liegt im neutralen Bereich (7,35-7,45). Da unsere Zellen, aber auch der rote Blutfarbstoff Hämoglobin sehr empfindlich gegen pH-Wertverschiebungen sind, verfügt unser Körper über ein ausgeklügeltes System von Messfühlern und chemischen Korrektursystemen, um den pH-Wert des Blutes konstant zu halten. Abweichungen des pH-Wertes treten bei krankhaften Zuständen (z.B. in Zusammenhang mit Diabetes) auf. Für die Theorie einer ernährungsbedingten „Übersäuerung“ liegen keine wissenschaftlichen Belege vor (s. dazu z.B. die Pressemitteilung der Verbraucherzentrale Hessen: <https://web.archive.org/web/20071008103554/http://www.verbraucher.de/ernaehrung/presse/pm079-06.pdf>). Messungen des Urin-pH-Wertes lassen keine Rückschlüsse auf die Verhältnisse im Blut zu. Ebenso wenig kann man aus dem Gehalt an Harnstoff im Urin auf die Konzentration im Blut schließen. Urin ist das Produkt eines aufwendig gesteuerten „Sortierprozesses“ in den Nieren, der Inhaltsstoffe des Blutes aus dem Blut in die Urinflüssigkeit übergeben lässt.

6.3. Rhododendron und Kastanien: im Odenwald ja, im Kraichgau nein

Die Wasser- und Nährstoffaufnahme durch die Wurzeln von Pflanzen ist ein hochkompliziertes biochemisches System und in seiner Funktionsfähigkeit bei jeder Pflanzenart auf bestimmte, oft recht enge pH-Bereiche eingeschränkt. Grob kann man zwei Gruppen unterscheiden:

a. Säureliebende Pflanzen

Hierher gehören alle Arten, die in der Gärtnerei als „Moorbeetpflanzen“ bezeichnet werden (Hochmoore haben einen pH-Wert zwischen 3 und 4) wie Rhododendren. Aber auch manche Nutzpflanzen, wie Erdbeeren oder Esskastanien, lieben leicht sauren Boden. Für diese Pflanzen sind stark kalkhaltige Böden, wie die Lössböden des Kraichgaues mit pH-Werten um 9, etwa so „angenehm“ wie für uns ständig in Seifenlauge zu liegen. Auf kalkarmen Sandsteinböden wie im Odenwald blühen sie im wahrsten Sinne des Wortes auf, nicht ohne Grund findet man im Pfälzerwald die großen Kastanienwälder. Anpflanzungen solcher Arten im Garten in Gebieten mit kalkhaltigen Böden erfordern einen besonderen Aufwand, will man längere Zeit Freude an ihnen haben. Es muss eine Grube, mindestens in der Größe der (erwachsenen!) Pflanze ausgehoben und mit einem speziellen Substratgemisch gefüllt werden, das eine langfristig saure Umgebung für das Wurzelwerk liefern kann. Bewährt hat sich eine Mischung aus Laub und Nadelstreu (am besten schon etwas gealtert). Reiner Torf ist verhältnismäßig teuer, ökologisch bedenklich und meist nach kurzer Zeit zersetzt.

b. Kalkliebende Arten

Streng genommen müsste man sagen: Arten, die neutralen und alkalischen Boden bevorzugen. Im Allgemeinen wird aber eine alkalische Reaktion des Bodens durch Kalk hervorgerufen. Zu dieser Gruppe zählen viele unserer Nutzpflanzen. Am Ende dieses Beitrages finden Sie eine Liste optimaler pH-Wertbereiche.

6.4. Saurer Regen weckt „schlafende Hunde“

Bei den ersten Untersuchungen über die Folgen des sauren Regens glaubte man, in dem sinkenden pH-Wert der Böden auch eine wesentliche Ursache des Waldsterbens gefunden zu haben. Später stellte man fest, dass eine indirekte Folge des gesunkenen pH-Wertes für die Bäume wesentlich gravierendere Folgen hat, nämlich eine stark angestiegene Konzentration von löslichen Metallverbindungen, insbesondere Aluminium.

Dazu ein kleiner Ausflug in die Chemie der Metalle:

Außer weniger edler Metalle (Kupfer, Silber, Gold) kommen Metalle natürlich nur in Form von Verbindungen vor. Aus ihnen lernte der Mensch durch Verhüttungsprozesse die reinen, elementaren Metalle zu gewinnen. In allen Verbindungen liegen die Metalle als positiv geladene Ionen vor (z.B. Cu^{2+} , Al^{3+}). Diese (mehrfach!) positiv geladenen Teilchen binden negative Hydroxidionen (OH^-), die in alkalischen und neutralen Lösungen reichlich vorhanden sind, sehr fest an sich. Es entstehen Metallhydroxide, die in Wasser schwerlöslich sind (die positiven und negativen Ionen bilden sehr stabile Kristallgitter). Gelangen lösliche Metallverbindungen (z.B. aus Abgasen oder Abwässern) in den Boden oder in ein Gewässer mit neutralem oder alkalischem pH-Wert, werden sie sofort durch die Hydroxidionen „eingefangen“. Die Hydroxide lagern sich ab und sind für Pflanzen und Tiere „aus dem Verkehr gezogen“.

Diese „schlafenden Hydroxid-Hunde“ werden aber schlagartig geweckt, wenn der pH-Wert in saure Bereiche absinkt. Die positiv geladenen Oxoniumionen der sauren Lösung reißen jetzt umgekehrt aus den Hydroxid-Kristallen die Hydroxidionen heraus und die Metallionen werden frei gesetzt. Jetzt werden sie von Pflanzen und Tieren aufgenommen und entfalten ihre Giftwirkung auf den Stoffwechsel der Lebewesen. Vergleichsweise können Sie sich den Vorgang so vorstellen: in einem großen

Gefängnis (Kristallgitter) sitzen viele Verbrecher (Metallionen) ein. Ein Befreiungskommando (Oxoniumionen) reißt die Zellenwände (Hydroxidionen) ein und alle Verbrecher kommen frei, den Rest können Sie sich selbst ausmalen!

Die Wirkung säurehaltiger Niederschläge auf den pH-Wert des Bodens tritt um so schneller ein, je weniger er in der Lage ist, die eingetragene Säure chemisch unschädlich zu machen. Bestimmte Tonminerale und vor allem Kalk (Calciumcarbonat) können Säuren neutralisieren. Im Prinzip spielt sich dabei die gleiche Reaktion ab, wie wenn Sie Ihren Wasserkocher oder die Kaffeemaschine entkalken: der „Entkalker“ enthält Säuren (z.B. Zitronensäure), sie reagieren mit dem Kalk unter sichtbarem Aufbrausen (freigesetztes Kohlendioxid). Ist es hier das Ziel, den Kalk zu entfernen, werden im Boden durch diese Reaktion Säuren unschädlich gemacht. Recht anschaulich spricht man von einer „Pufferwirkung“ des Kalkes im Boden. Sind Böden von Natur aus kalkarm (z.B. Böden in Sandsteingebieten wie dem Odenwald oder im Nordschwarzwald) ist diese Pufferfähigkeit schnell aufgebraucht. Besonders in solchen Gebieten greift man als Gegenmaßnahme zur Kalkung, aus Flugzeugen wird Kalkmehl ausgebracht. Die Kalkung ist aber auch kein problemloses Werkzeug: einerseits erfordert es einen recht großen technischen Aufwand, andererseits wird der pH-Wert sehr schnell verschoben, was für die Pflanzen auch wieder ein Stressfaktor sein kann.

Auf die Giftigkeit des allgemein als für den Menschen harmlos eingestuften Aluminium wird in der letzten Zeit verstärkt hingewiesen. Aluminium ist eigentlich ein sehr „unedles“ (d.h. sehr reaktionsfreudiges) Metall. Bei Kontakt mit (Luft-)Sauerstoff oxidiert es sofort, im Prinzip genauso wie Eisen, das an der Luft rostet. Glücklicherweise bildet aber das Aluminiumoxid eine zwar sehr dünne, aber dichte „Haut“, die das darunterliegende Metall vor einer weiteren Zersetzung durch den Sauerstoff schützt. Leider ist die Oxidschicht, die sich auf Eisen bildet, relativ locker und der Sauerstoff kann immer tiefer eindringen. Eisenteile müssen daher durch Überzüge (Verzinken, Anstriche) geschützt werden. Eine besonders dichte Oxidhaut wird durch das „Eloxieren“ von Aluminium erzeugt (Eloxal : elektrolytisch oxidiertes Aluminium). Bei Kontakt mit säurehaltigen Lebensmitteln wird die schützende Aluminiumoxidschicht und auch das darunterliegende Metall durch den Angriff der Oxoniumionen zersetzt. Im Lebensmittel entstehen dadurch Konzentrationen von freien Aluminiumionen, mit denen die maximal als unbenklich eingestufte Aufnahmemenge schnell überschritten werden kann. Auch wenn Aluminiumteile nicht mehr so schön glänzen wie am Anfang: bitte nicht durch Scheuern (Scheuerpulver, Topfkratzer u.ä.) versuchen, es wieder zu „Polieren“: durch die mechanische Bearbeitung wird die Eloxalschicht zerstört und das Metall oxidiert sofort. Die dabei gebildete Oxidschicht ist aber weniger dicht und optisch noch viel weniger schön als die etwas angegraute Eloxalhaut. Es ist auch hier wieder ganz menschlich: Man muss zu seinem Alter stehen!

Fachbegriff-Erklärungen

alkalisch

Lösung mit einem pH-Wert >7 .

Hydroxide

Salzartige Verbindungen mit dem OH⁻-Ion.

Lösung alkalisch, Schwermetallhydroxide schwerlöslich.

Hydroxidion

OH⁻; verantwortlich für *alkalische Reaktion einer Lösung

≠ Oxoniumion

Indikator

Farbstoff, dessen Farbe vom Säure- bzw. Alkalitätsgrad der Lösung abhängig ist. Indikatoren dienen qualitativ zur Erkennung saurer bzw. alkalischer Lösungen, quantitativ zur Bestimmung des * pH-Wertes. (*indicare* (lat.) = ankündigen) .

Indikatoren sind schwache organische Säuren, deren Säurerest-Ionen eine andere Farbe besitzen als die Säuremoleküle.

Lauge

alkalische Lösung (Lösung mit einem pH-Wert >7) Lösung, die mehr OH⁻-Ionen als H₃O⁺-Ionen enthält.

LOSCHMIDTSche Zahl (L)

Anzahl der Teilchen in 1 *mol eines Stoffes. L ist gleich der Anzahl der Atome in 12 g Kohlenstoff. $L = 6,02 \cdot 10^{23}$ (andere Bezeichnung: AVOGADRO-Konstante N_A)

Mol

Einheit der Stoffmenge.

In 1 mol eines Stoffes sind *L Teilchen oder Elementargruppen enthalten.

Oxoniumion

H₃O⁺; verantwortlich für saure Reaktion einer Lösung

≠ Hydroxidion

pH-Wert

Maßgröße zur Angabe des Säure- bzw. Alkalitätsgrades einer Lösung. Alkalische Lösungen zeigen einen Wert zwischen 7 und 14, neutrale den Wert 7, saure Lösungen Werte zwischen 1 und 7.

Proton

Baustein der Atomkerne, positiv geladen, Ladungsbetrag gleich dem eines Elektrons, weitgehend massegleich mit Neutron (1 u) .

Durch die Anzahl der Protonen im Atomkern ist die Kernladung des entsprechenden Elementes bestimmt.

Da die Kerne der Wasserstoffatome nur aus einem Proton bestehen, wird das Wasserstoffion H⁺ auch als Proton bezeichnet.

sauer

Lösung mit einem * pH-Wert <7

Säure

- a. saure Lösung (Lösung mit einem pH-Wert < 7)
- b. Lösung, die mehr H_3O^+ -Ionen als OH^- -Ionen enthält.
- c. Verbindung, die ein H^+ -Ion (Proton) abgeben kann.

optimale pH-Werte für Pflanzen	
Nutzpflanzen	
7,5 – 8,0	Espalette
7,0 – 8,0	Ackerbohne
6,5 – 8,5	Luzerne
6,5 – 8,0	Spargel
6,5 – 7,5	Feldsalat, Kohlrabi, Schwarzwurzeln, Zwiebeln
6,0 – 7,5	Blumenkohl, Bohnen, Erbsen, Möhren, Pfefferminze, Porree, Rosenkohl, Rote Bete, Sellerie, Weißkohl, Rotkohl, Wirsing
6,0 – 7,0	Brokkoli, Grünkohl, Mais, Schnittlauch
5,5 – 8,0	Olivenbaum
5,5 – 7,5	Kopfsalat, Kürbis, Schalotten, Tomaten, Weizen
5,5 – 7,0	Gurken, Radieschen, Rettich, Spargel, Spinat, Zitrusfrüchte, Mais, Roggen, Sorghumhirse, Weißklee
5,5 – 6,5	Petersilie, Kürbis
5,0 – 7,5	Gerste, Reis, Sojabohne
5,0 – 7,0	Kartoffeln, Tabak, Wein
5,0 – 6,0	Fenchel
5,0 – 6,5	Saat-Hafer, Gartenbohne, Bastard-Klee
4,5 – 6,5	Baumwolle
Obstsorten	
6,5 – 7,5	Erdbeeren, Süßkirschen
6,0 – 7,5	Johannisbeeren schwarz und weiß, Zwetschge, Pflaume, Stachelbeere
6,0 – 7,0	Äpfel, Birnen, Haselnuss, Pfirsich
5,5 – 7,0	Johannisbeeren rot, Rhabarber
5,5 – 6,5	Himbeeren, Brombeeren, Sauerkirschen
4,5 – 6,5	Heidelbeeren, Preiselbeeren
Nadelgehölze	
6,0 – 7,0	Thujen
5,5 – 7,0	Eiben, Kiefern, Lärchen, Zedern
5,5 – 6,5	Fichten, Tannen, Wacholder, Zypressen
Laubgehölze	
6,0 – 7,5	Ahorn, Buche, Liguster, Linde, Platane, Robinie, Rose
6,0 – 7,0	Forsythie
5,5 – 7,5	Pappel, Weide
5,5 – 7,0	Magnolie
5,5 – 6,5	Flieder
5,0 – 6,0	Birke, Eiche, Kastanie, Trauerweide

Zierpflanzen	
6,5 – 7,0	Klivia, Wachsblume
6,0 – 7,0	Zierspargel
5,5 – 6,5	Zierpflanzen allgemein
5,0 – 6,0	Weihnachtskaktus
4,5 – 6,0	Heidekraut, Maiglöckchen
4,5 – 5,5	Farne, Usambaraveilchen
4,0 – 6,0	Waldmeister
4,0 – 5,5	Azaleen, Rhododendren, Kamelie
4,0 – 4,5	Hortensien

Quellen: <http://www.gartenpflanzen-infos.de/168/pH-wert-boden.html>, <https://de.wikipedia.org/wiki/Boden-pH>