

pH-Wert: Das unsichtbare Maß unseres Lebens

Autor: Wolfram Klatt

Veröffentlicht am: 10.08.2026

Dokument generiert über Gesundheitsmythen.de

ZUSAMMENFASSUNG (ABSTRACT)

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Aktivität in wässriger Lösung. Der Artikel erklärt Autoprotolyse, Säure-Basen-Homöostase, den Bohr-Effekt sowie die wissenschaftliche Einordnung von Säure-Basen-Konzepten.

Der pH-Wert: Das unsichtbare Maß, das unser Leben bestimmt

1. Definition und Grundlagen (Der Einstieg)

Der Begriff „pH-Wert“ begegnet uns im Alltag nahezu überall: auf Shampooflaschen mit der Aufschrift „pH-hautneutral“, in Werbespots für Pflegeprodukte, beim Messen des Aquarienwassers oder in der Bodenkunde des eigenen Gartens. Doch was verbirgt sich hinter diesen zwei unscheinbaren Buchstaben? Der pH-Wert ist eine der zentralen Messgrößen der Naturwissenschaften, insbesondere der Chemie und Medizin. Er beschreibt präzise, wie sauer oder basisch (alkalisch) eine wässrige Lösung ist.

Eingeführt wurde die Kennzahl im Jahr 1909 von dem dänischen Biochemiker Søren Sørensen während seiner Arbeit in den Carlsberg-Laboratorien in Kopenhagen. Die Schreibweise leitet

sich historisch vermutlich ab vom lateinischen *potentia Hydrogenii* („Kraft des Wasserstoffs“) oder *pondus Hydrogenii* („Gewicht des Wasserstoffs“). Das „H“ steht für das chemische Element Wasserstoff (Hydrogenium).

Um die Natur von Säuren und Basen zu verstehen, empfiehlt sich ein Blick auf die subatomare Ebene. Nach der 1923 von Johannes Nicolaus Brønsted und Thomas Lowry unabhängig voneinander entwickelten Säure-Base-Definition gilt:

- **Säuren** sind Substanzen, die Protonen (H^+ -Ionen, also positiv geladene Wasserstoffkerne) abgeben können (**Protonendonatoren**).
- **Basen** sind Substanzen, die Protonen aufnehmen können (**Protonenakzeptoren**).

Ein freies Proton (H^+) ist extrem klein und besitzt eine außerordentlich hohe positive Ladungsdichte. In flüssigem Wasser existiert es daher niemals isoliert. Sobald eine Säure ein Proton abgibt, lagert sich dieses augenblicklich an das freie Elektronenpaar eines benachbarten Wassermoleküls (H_2O) an. Dabei entsteht ein sogenanntes **Oxonium-Ion** (H_3O^+), veraltet auch Hydronium-Ion genannt:



Der pH-Wert ist mathematisch definiert als der negative dekadische (zehner-) Logarithmus der Aktivität (bzw. vereinfacht der Konzentration) dieser Oxonium-Ionen:

$$\text{pH} = -\log_{10} (a_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

Die Metapher der logarithmischen Dezibelskala

Da die Konzentration von Oxonium-Ionen in wässrigen Lösungen über gewaltige Größenordnungen variiert – von mehr als 1 mol/l bis zu weniger als 10^{-14} mol/l –, wäre die Arbeit mit normalen Dezimalzahlen extrem unübersichtlich. Sørensens geniale Lösung glänzt durch mathematische Eleganz, ähnlich wie die Dezibelskala in der Akustik: Der Logarithmus wandelt riesige Spannen in eine überschaubare Skala um, die in wässriger Lösung üblicherweise von 0 bis 14 reicht.

Das entscheidende Detail dieser Skala, das im Alltag häufig übersehen wird: **Jede Veränderung um eine ganze pH-Stufe entspricht einer Verzehnfachung oder Zehntelung der Säurekonzentration.**

[pH-Wert]	[Milieu]	[Beispielsubstanzen]
pH 0 , Salzsäure (1 mol/l)	Stark Sauer	Batteriesäure (H ₂ SO ₄)
pH 1-2	Stark Sauer	Magensaft, Zitronensaft
pH 3-4	Mäßig Sauer	Speiseessig, Cola, Fruchtsäfte
pH 5	Leicht Sauer	Schwarzer Kaffee, unverschmutzter Regen
pH 6	Schwach Sauer	Kuhmilch, menschlicher Speichel
pH 7,0	NEUTRAL	Reines Wasser (bei 25 °C)
pH 7,35-7,45	Leicht Basisch	Menschliches Blutplasma
pH 8-9)	Schwach Basisch	Meerwasser, Natronlösung (NaHCO ₃)
pH 10-11	Mäßig Basisch	Seifenlauge, Magnesiummilch
pH 12-13	Stark Basisch	Haushalts-Ammoniak, Bleichmittel
pH 14	Stark Basisch	Rohrreiniger (NaOH-Lauge, 1 mol/l)

Eine Flüssigkeit mit pH 5 ist somit keineswegs „nur ein bisschen saurer“ als eine mit pH 6, sondern enthält exakt **10-mal** so viele freie Oxonium-Ionen. Verglichen mit reinem Wasser (pH 7) weist eine Lösung mit pH 4 bereits die **1.000-fache** Konzentration an H_3O^+ -Ionen auf.

2. Der naturwissenschaftliche Mechanismus (Die Tiefe)

Die Autoprotolyse des Wassers

Um die chemische Basis des pH-Wertes vollständig zu verstehen, lohnt ein Blick auf das thermodynamische Gleichgewicht von flüssigem Wasser. Selbst chemisch reinstes Wasser ist kein träges System aus starren Molekülen. Es findet eine fortlaufende mikroskopische Reaktion statt: die sogenannte **Autoprotolyse**. Dabei übertragen zwei Wassermoleküle bei Zusammenstoßen spontan ein Proton:



Es entstehen Oxonium-Ionen (H_3O^+) und Hydroxid-Ionen (OH^-). Nach dem Massenwirkungsgesetz stellt sich bei einer Raumtemperatur von 25 °C ein konstantes Reaktionsgleichgewicht ein, das durch das **Ionenprodukt des Wassers** (K_w) beschrieben wird:

$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

In reinem Wasser halten sich Oxonium- und Hydroxid-Ionen exakt die Waage. Die Konzentration beider Ionenarten beträgt jeweils genau 10^{-7} mol/l . Bildet man daraus den negativen dekadischen Logarithmus, ergibt sich:

$$\text{pH} = -\log_{10}(10^{-7}) = 7$$

Hinweis zur Temperaturabhängigkeit: Die Autoprotolyse ist ein endothermer Prozess. Bei menschlicher Körpertemperatur (37 °C) liegt das Ionenprodukt höher ($K_w \approx 2,4 \cdot 10^{-14}$), sodass der neutrale Punkt von Wasser bei etwa pH 6,81 liegt.

Konzentration versus Aktivität

In verdünnten Lösungen kann die Konzentration der Ionen näherungsweise mit ihrer tatsächlichen Wirksamkeit gleichgesetzt werden. In konzentrierteren Lösungen treten jedoch elektrostatische Wechselwirkungen auf: Geladene Ionen ziehen sich gegenseitig an und bilden sogenannte „Ionenatmosphären“ (beschrieben durch die Debye-Hückel-Theorie). Dadurch wird die Beweglichkeit und Reaktionsfähigkeit der Ionen eingeschränkt.

Die Physikalische Chemie unterscheidet daher streng zwischen der analytischen Konzentration c und der wirksamen **Aktivität** a :

$$a = \gamma \cdot c$$

Hierbei ist γ der Aktivitätskoeffizient. Der exakte pH-Wert misst stets die Aktivität der Oxonium-Ionen.

Puffersysteme: Die chemischen Stoßdämpfer

Ein zentraler Begriff der Säure-Base-Chemie ist das **Puffersystem**. Ein Puffer ist eine Lösung, die ihren pH-Wert auch bei Zugabe beträchtlicher Mengen an Säuren oder Basen nahezu konstant hält. Er besteht in der Regel aus einer schwachen Säure (HA) und ihrer

korrespondierenden schwachen Base (A^-).

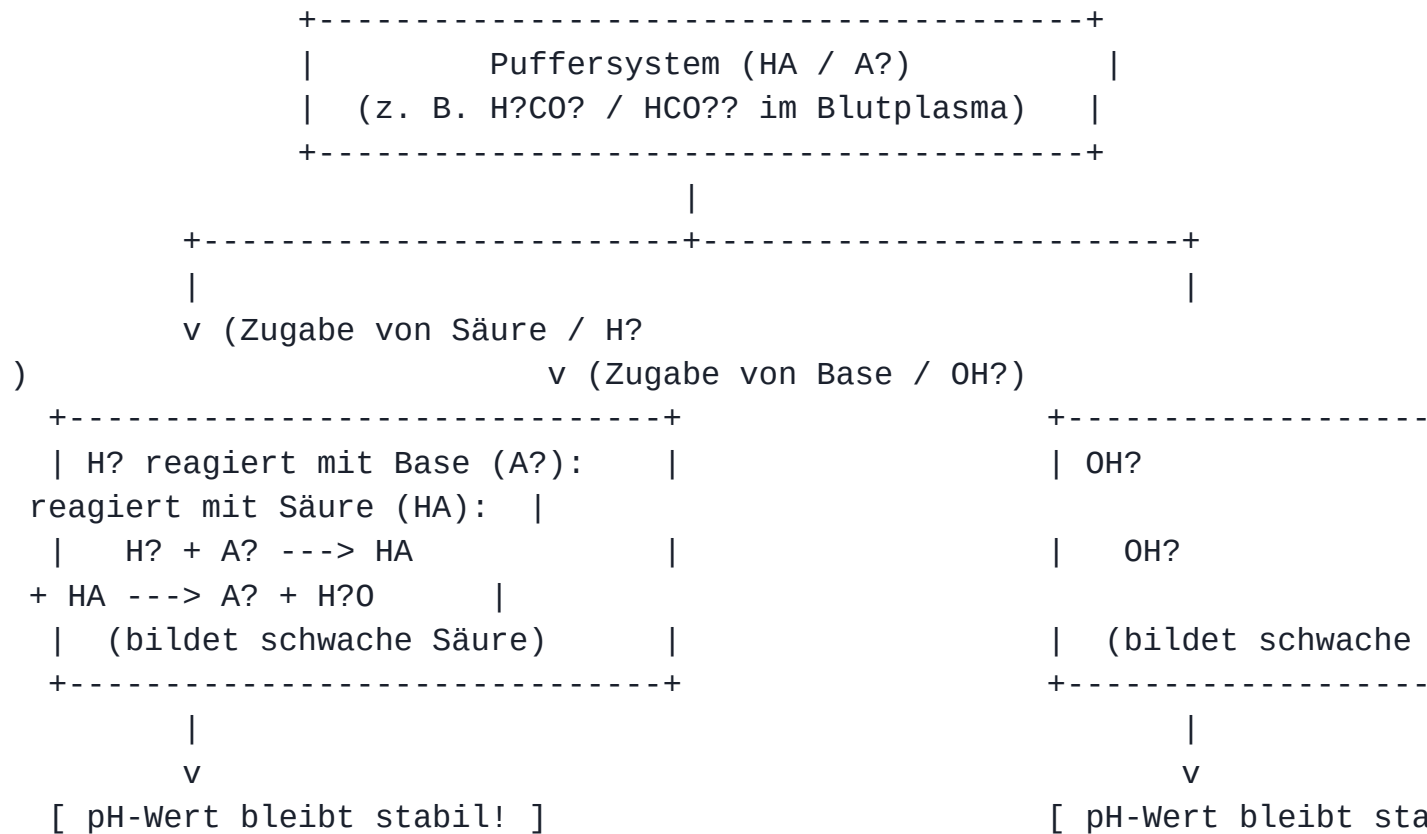
Das Verhalten eines Puffers wird mathematisch durch die **Henderson-Hasselbalch-Gleichung** (auch Puffergleichung genannt) beschrieben:

$$pH = pK_s + \log_{10} \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

Wobei pK_s für den negativen dekadischen Logarithmus der Säurekonstante steht.

Metapher des chemischen Stoßdämpfers

Stellen wir uns ein Puffersystem wie den Stoßdämpfer eines Fahrzeugs vor: Trifft ein plötzliches Hindernis (eine starke Säure oder Base) auf das System, absorbiert die Puffer-Komponente den Stoß, anstatt die Erschütterung (eine drastische pH-Änderung) direkt an das Gesamtsystem weiterzugeben.



3. Bedeutung für Natur, Körper und Alltag (Die Relevanz)

Die Bedeutung des pH-Wertes erstreckt sich über fast alle Bereiche der Biologie, Medizin, Geowissenschaften und Technik.

Die zelluläre Ebene und Enzymfunktionen

Nahezu jedes Protein und Enzym besitzt ein spezifisches **pH-Optimum** – ein eng umgrenztes Milieu, in dem seine dreidimensionale Struktur durch Wasserstoffbrücken, ionische Wechselwirkungen und van-der-Waals-Kräfte optimal gefaltet ist.

Weicht der Umgebung-pH-Wert deutlich vom Optimum ab, werden Aminosäurereste protoniert oder deprotoniert. Dies führt zum Zusammenbruch der Raumstruktur (**Denaturierung**). Das Enzym verliert seine katalytische Aktivität, wodurch essenzielle Stoffwechselprozesse der Zelle umgehend zum Erliegen kommen.

Humanphysiologie: Säure-Basen-Homöostase

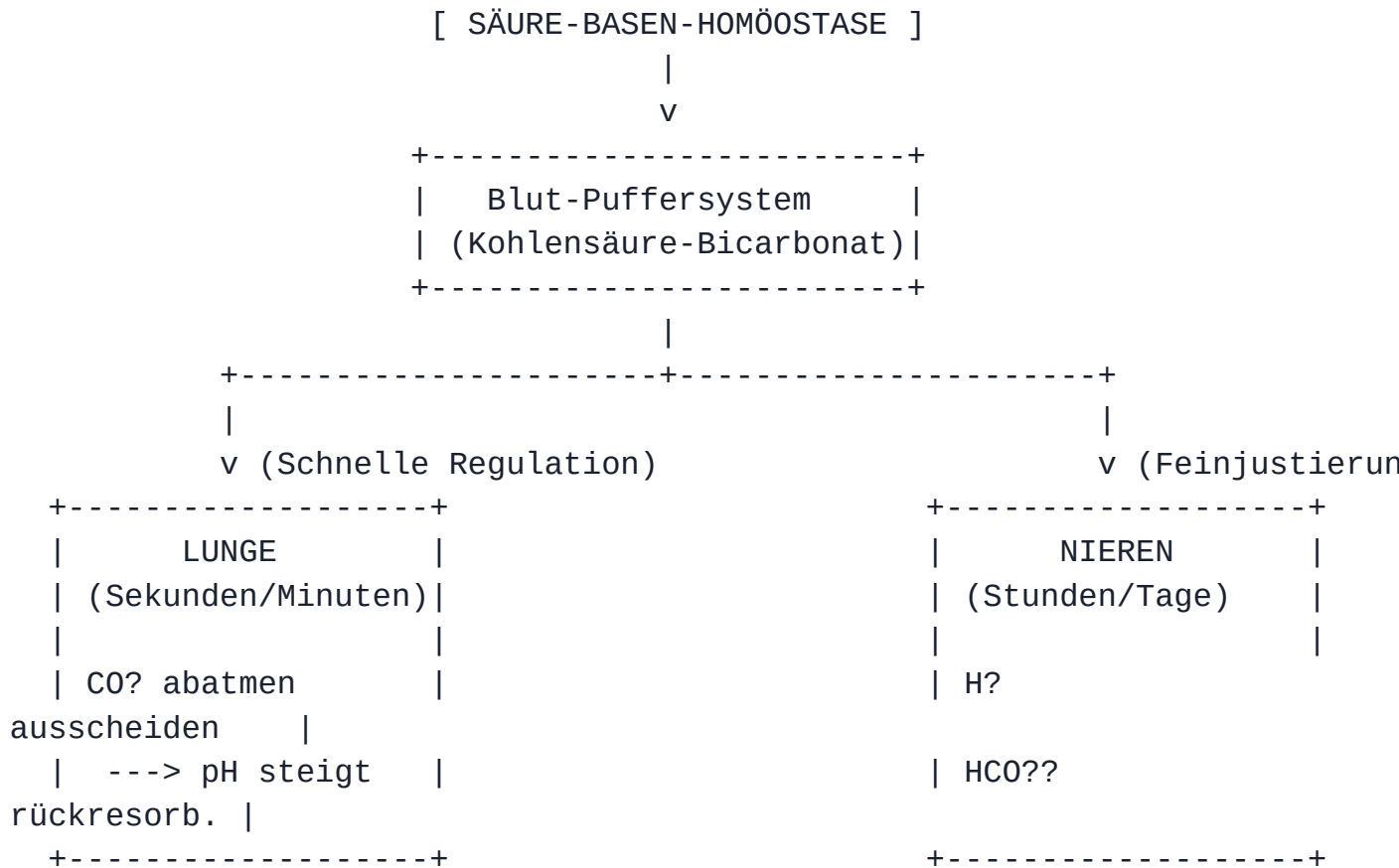
Im menschlichen Körper wird der pH-Wert in verschiedenen Organen und Flüssigkeiten auf Mikrogramm genau reguliert:

1. **Blutplasma (pH 7,35 – 7,45):** Das Blut ist leicht basisch. Abweichungen nach unten (Azidose, pH < 7,35) oder oben (Alkalose, pH > 7,45) führen zu schweren Störungen des Nervensystems, des Herz-Kreislauf-Systems und des Zellstoffwechsels. Werte unter 6,8 oder über 7,8 gelten als akut lebensbedrohlich.
2. **Kohlensäure-Bicarbonat-Puffer:** Der wichtigste Puffer des Blutes basiert auf folgendem Gleichgewicht:



3. Das Regulations-Orchester (Lunge & Nieren):

- Die **Lunge** reagiert innerhalb von Sekunden bis Minuten: Durch beschleunigte Atmung wird mehr CO_2 abgeatmet, wodurch das Gleichgewicht nach links verschoben und dem Blut Säure entzogen wird (pH steigt).
- Die **Nieren** steuern die Feinabstimmung über Stunden bis Tage: Sie scheiden gezielt Protonen (H^+) aus oder reabsorbieren Bicarbonat-Ionen



4. **Magensaft (pH 1,5 – 2,0):** Belegzellen der Magenwand pumpen unter hohem Energieaufwand Protonen in den Magenraum. Der extrem saure pH-Wert denaturiert Nahrungsproteine, aktiviert das Verdauungsenzym Pepsin (aus Pepsinogen) und tötet einen Großteil mit der Nahrung aufgenommener Bakterien ab.
5. **Säureschutzmantel der Haut (pH 4,7 – 5,5):** Ein leicht saurer Hydrolipidfilm aus Schweiß, Talg und Stoffwechselprodukten der residenten Hautflora schützt die Haut vor der Besiedlung durch pathogene Keime.

Umwelt und Ökologie

- **Boden-pH und Landwirtschaft:** Der pH-Wert des Bodens entscheidet über die Löslichkeit von Pflanzennährstoffen. Fällt der Boden-pH unter 5,0, lösen sich toxische Aluminium-Ionen (Al^{3+}) aus den Tonmineralien, was das Wurzelwachstum schädigt.

- **Ozeanversauerung:** Durch die Aufnahme anthropogenen Kohlendioxids (CO_2) aus der Atmosphäre sinkt der durchschnittliche pH-Wert der Weltmeere. Seit Beginn der Industrialisierung ist er von etwa 8,2 auf 8,1 gefallen. Da es sich um eine logarithmische Skala handelt, entspricht dies einer Zunahme der Oxonium-Ionen-Konzentration um knapp 30 %. Dies erschwert kalkbildenden Organismen (Korallen, Muscheln, Plankton) den Aufbau ihrer Aragonit- und Calcit-Skelette.

Haushalt und Technik

- **Fermentation:** Bei der Herstellung von Sauerkraut, Joghurt oder Sauerteig senken Milchsäurebakterien den pH-Wert ab. Das saure Milieu hemmt Fäulniserreger und macht die Lebensmittel haltbar.
- **Reinigungsmittel:**
 - **Säurehaltige Reiniger (pH 2–3):** Zitronen- oder Milchsäure löst anorganischen Kalk (CaCO_3) auf.
 - **Stark basische Reiniger (pH 13–14):** Rohrreiniger mit Natriumhydroxid (NaOH) verseifen Fette und zersetzen organische Proteine (z. B. Haare).

4. Häufige Missverständnisse und Halbwissen (Die Aufklärung)

In der Öffentlichkeit existieren zum Thema pH-Wert verschiedene Missverständnisse, die oft auf der Verwechslung chemischer und biologischer Begriffe beruhen.

Missverständnis 1: „pH 7 ist das Ideal für biologische Systeme“

Im alltäglichen Sprachgebrauch gilt „neutral“ oft als Synonym für „gut“ oder „ausgewogen“. Chemisch bedeutet pH 7 jedoch lediglich, dass bei 25 °C gleich viele H_3O^+ - wie OH^- -Ionen vorliegen. Biologische Organismen benötigen keineswegs überall einen neutralen Wert:

- Die Haut benötigt ihren sauren Schutzmantel (pH ~5).
- Der Magen arbeitet optimal bei pH 1,5 bis 2,0.
- Das Blutplasma benötigt ein leicht basisches Milieu von pH 7,35 bis 7,45.

Ein einheitlicher pH-Wert von 7,0 im gesamten Körper wäre physiologisch nicht lebensfähig.

Missverständnis 2: „Kleine Zahlenänderungen auf der pH-Skala sind unbedeutend“

Da der pH-Wert logarithmisch skaliert ist, entspricht eine scheinbar geringfügige Abweichung von 0,1 Einheiten im Blutplasma einer Veränderung der H^+ -Ionen-Konzentration um etwa 26 %. Ein Abfall des Blut-pH-Wertes von 7,40 auf 7,10 stellt eine Verdopplung der Säurebelastung dar und bedeutet einen medizinischen Notfall.

Missverständnis 3: Säurestärke versus pH-Wert

Häufig wird die Säurestärke (pK_s -Wert) mit dem pH-Wert verwechselt. Die Säurestärke beschreibt die intrinsische Neigung eines Moleküls, Protonen abzugeben. Der pH-Wert hingegen beschreibt den *aktuellen Zustand* einer konkreten Lösung, welcher maßgeblich von der Verdünnung abhängt. Eine verdünnte starke Säure kann einen höheren (weniger sauren) pH-Wert aufweisen als eine hochkonzentrierte schwache Säure.

Missverständnis 4: Säuren gelten als gefährlich, Basen als mild

In vielen Medien werden Säuren oft als primäre Verätzungsgefahr dargestellt, während Laugen fälschlicherweise als milder wahrgenommen werden. In der Medizin ist bekannt: **Starke Laugen verursachen oft tiefgreifendere Gewebeschäden als Säuren.**

- **Säuren** führen zu einer sogenannten *Koagulationsnekrose*: Proteine verklumpen an der Oberfläche und bilden eine Schorfschicht, die das tiefe Eindringen der Säure teilweise bremst.
- **Laugen** bewirken eine *Kolliquationsnekrose*: Sie verseifen Zellmembranlipide und verflüssigen das Gewebe, wodurch die Lauge rasch in tiefere Gewebeschichten vordringt.

5. Wissenschaftliche Einordnung von Diättrends und Säure-Basen-Konzepten (Die Abgrenzung)

In den letzten Jahrzehnten haben Ernährungskonzepte rund um das Thema „Säure-Basen-Haushalt“, „basische Ernährung“ oder „alkalisches Wasser“ große Aufmerksamkeit in der Öffentlichkeit erlangt. Das Bedürfnis vieler Menschen nach einer gesunden Lebensweise ist verständlich und positiv. Dennoch lohnt sich ein sachlicher Blick auf die physiologischen Zusammenhänge.

Das Konzept der „systemischen Übersäuerung“ aus physiologischer Sicht

In populären Ratgebern wird gelegentlich behauptet, dass der Verzehr bestimmter Lebensmittel (z. B. Fleisch, Käse, Getreide) zu einer großflächigen „Übersäuerung“ des Körpers oder des Blutes führe.

Aus Sicht der Humanphysiologie ist hierzu festzuhalten: **Der Blut-pH-Wert eines gesunden Menschen wird durch die körpereigenen Puffersysteme sowie die Aktivität von Lunge und Nieren in einem sehr engen Bereich (7,35 bis 7,45) konstant gehalten.** Eine echte medizinische Azidose (Übersäuerung des Blutes) entsteht nicht durch alltägliche Ernährungsformate, sondern ist die Folge schwerer organischer Erkrankungen (z. B. fortgeschrittenes Nierenversagen, Entgleisung bei Diabetes mellitus oder schwere Atemstörungen) und bedarf einer raschen intensivmedizinischen Behandlung.

Die Bedeutung von Urin-Messstreifen

Oft wird empfohlen, den pH-Wert des Urins mit Teststreifen zu überprüfen, um Rückschlüsse auf den Säure-Basen-Zustand des Gesamtkörpers zu ziehen.

Physiologisch schwankt der pH-Wert des Urins natürlicherweise im Tagesverlauf (ca. pH 5,0 bis 8,0), abhängig von der Nahrungsaufnahme. Ein saurer Urin nach dem Verzehr proteinhaltiger Nahrung zeigt, dass die Nieren überschüssige Säureäquivalente (z. B. aus dem Abbau schwefelhaltiger Aminosäuren) korrekt über den Harn ausscheiden. Der schwankende Urin-pH-Wert ist somit ein Zeichen einer funktionierenden Organregulation und erlaubt keine direkten Rückschlüsse auf eine Veränderung des Blut-pH-Wertes.

Alkalisches Wasser („Basisches Wasser“)

Auch Produkte wie „alkalisches Aktivwasser“ (mit pH-Werten von 8 bis 10) werden gelegentlich als gesundheitsfördernd beworben.

Physiologisch betrachtet trifft jede getrunkene Flüssigkeit im Magen auf den stark sauren Magensaft (pH 1,5 bis 2,0). Geringe Mengen schwach basischen Wassers werden durch die dort vorhandene Salzsäure im Bruchteil einer Sekunde neutralisiert. Eine Auswirkung auf den systemischen Blut-pH-Wert tritt dadurch nicht ein.

Die wissenschaftliche Bewertung pflanzenbetonter Ernährung

Dass eine Ernährung mit einem hohen Anteil an Gemüse, Obst, Hülsenfrüchten und Nüssen gesundheitsfördernd ist, wird von Fachgesellschaften wie der Deutschen Gesellschaft für Ernährung (DGE) ausdrücklich bestätigt. Der Nutzen dieser Ernährungsweise beruht jedoch auf der hohen Zufuhr von:

- Ballaststoffen zur Förderung der Darmgesundheit,
- Essenziellen Vitaminen und Mineralstoffen,
- Sekundären Pflanzenstoffen mit antioxidativen Eigenschaften.

Die positiven Effekte einer gemüsureichen Ernährung sind somit wissenschaftlich gut belegt, stehen aber nicht im Zusammenhang mit einer hypothetischen Absenkung oder Anhebung des Blut-pH-Wertes.

6. Faszination Wissenschaft (Der Wow-Effekt)

Abseits alltäglicher Anwendungen zeigt der pH-Wert in der biologischen Evolution faszinierende Mechanismen.

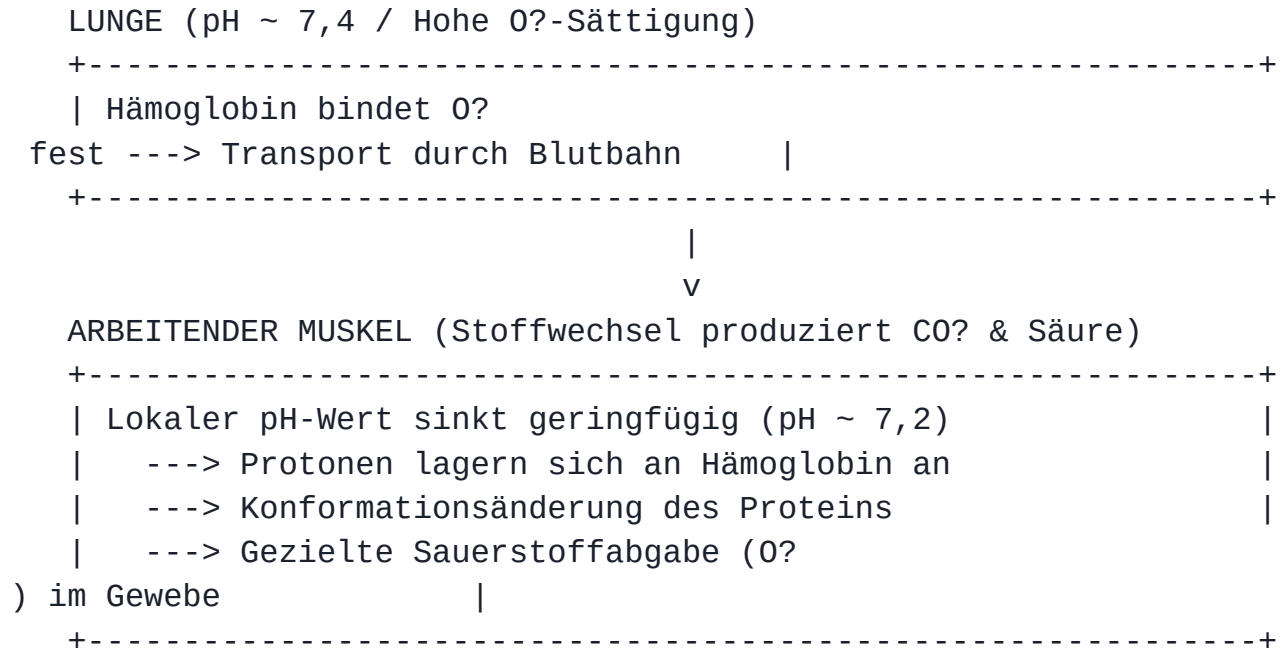
Der Bohr-Effekt: Molekulare Steuerung des Sauerstofftransports

Ein elegantes Beispiel für die pH-Abhängigkeit biologischer Systeme ist der **Bohr-Effekt**, der 1904 von dem dänischen Physiologen Christian Bohr entdeckt wurde.

Der rote Blutfarbstoff Hämoglobin transportiert Sauerstoff von der Lunge in das Gewebe. In intensiv arbeitenden Muskeln fällt durch den Stoffwechsel vermehrt Kohlendioxid (CO_2) und Lactat an. Dies führt lokal zu einer leichten Absenkung des pH-Wertes im Kapillarbett des

Muskels.

Das Hämoglobin-Molekül besitzt Aminosäurereste, die bei sinkendem pH-Wert Protonen binden. Dadurch verändert sich die Raumstruktur des Hämoglobins (Allosterie), was seine Bindungsaffinität für Sauerstoff herabsetzt. **Das Hämoglobin gibt seinen Sauerstoff präzise dort ab, wo die Stoffwechselaktivität und somit der Säureanfall am höchsten sind.**



Extremophile Organismen: Leben bei pH 0

In der Mikrobiologie existieren sogenannte **acidophile Organismen**, die unter Bedingungen leben, die für die meisten Lebewesen tödlich wären.

Ein extremer Vertreter ist das Archaeon *Picrophilus torridus*. Es wächst optimal bei einem pH-Wert von 0,7 und Temperaturen von 60 °C in vulkanischen Solfatarenfeldern. Das Mikromilieu entspricht verdünnter Schwefelsäure.

Um in dieser extrem sauren Umgebung zu überleben, verfügt der Organismus über spezialisierte Anpassungen:

- Seine Zellmembran besteht aus ungewöhnlichen **Etherlipiden** (Tetraether-Lipiden), die gegen Säurehydrolyse extrem stabil sind.
- Die Zelle nutzt hocheffiziente, ATP-getriebene Protonenpumpen, die eindringende Protonen kontinuierlich nach außen befördern. Dadurch hält die Zelle ihr Zytoplasma

im Inneren bei einem nahezu neutralen pH-Wert von etwa 5,6 stabil.

Das Studium solcher extremophilen Organismen erweitert unser Verständnis von den chemischen Grenzen biologischen Lebens und liefert wertvolle Modelle für die Forschung in der Astrobiologie.

Dieses Dokument ist ein offizieller Export von Gesundheitsmythen.de (COMUN e.V.). Alle Fakten und Quellenangaben sind auf der Website einsehbar.