

# Leistungssteigerung im Sport

## Säure- und Basenhaushalt im Körper

Peter Bützer

### Inhalt

1	Einleitung/Theorie .....	2
2	Der Einfluss der Atmung.....	3
2.1	Wie kann durch Atmung Base gebildet werden?.....	3
2.2	Weshalb kann eine Substanz wie Essig für Blut und Urin neutral sein?.....	4
2.3	Saure Früchte und neutrales Gemüse Säuren neutralisieren? .....	4
2.4	Proteine mit basischen Bausteinen bilden Säuren? .....	4
3	Falsche Interpretationen von saurem Urin!.....	5
3.1	Der Säure-Basen Begriff .....	6
3.2	Die Säure-Basen-Theorie der Nahrungsmittel .....	6
3.3	Die versteckte Säure und eine Ionentauscher - Reaktion .....	7
3.4	Ein Experiment zur Veranschaulichung.....	8
3.5	Simulation einer Kaliumaufnahme.....	8
4	Harnsäurebildungskapazität und PRAL von Lebensmitteln.....	11
5	Etwas Stoffwechsel .....	13
5.1	Was kann die Leber noch ausser oxidieren? .....	13
5.2	Wer bestimmt also die Säure-Basen-Eigenschaften von Blut und Urin?....	13
6	Basische Substanzen im Sport.....	13
7	Modellbildung des physiologischen pH-Verlaufs .....	15
7.1	Aufgabenstellung.....	15
7.2	Durchführung.....	15
7.3	Beobachtungen/Messungen.....	15
7.4	Reaktionsgleichungen/Berechnungen.....	16
7.5	Folgerungen .....	16
8	Simulation.....	16
	Simulationsdiagramm (Typ 4 mit Vensim PLE).....	16
	Gleichungen.....	17
8.1	Vergleich .....	18
8.2	Interpretation .....	19
8.3	Salzregulation in der Niere .....	19
8.4	Die Salzausscheidung in der Niere .....	20
9	Physiologische Daten zur Beurteilung der Salzmengen .....	21
10	Literatur.....	22

Prof. Dr. Peter Bützer  
Pädagogische Hochschule St.Gallen

## 1 Einleitung/Theorie

**Man ist, was man isst?** – oder die zugeführte Nahrung hat einen Einfluss auf den Säure-Basen-Haushalt des Körpers. Gewisse Nahrungsmittel sind bekannt dafür, dass sie Säuren, andere, dass sie Basen bilden. Einfache Zusammenhänge sind hier nicht zu erwarten, denn saure Zitronen oder Essig bilden beispielsweise im Körper Basen<sup>1</sup>.



Abbildung 1: Saure Früchte machen das Blut nicht sauer?

Der pH-Wert ist ein **logarithmisches** Mass dafür, wie sauer oder basisch eine wässrige Flüssigkeit ist, beispielsweise das Blut oder der Urin ist.

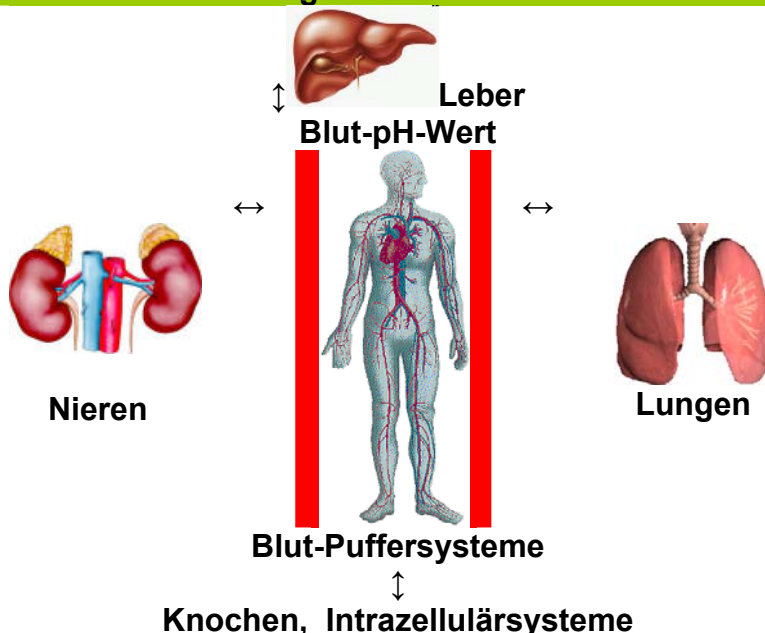
**Definition:  $pH = -\log[H_3O^+]$**

Der pH-Wert des Blutes wird in einem sehr engen Bereich von 7.35 bis 7.45 gehalten (krankhafte Extremwerte pH: bis 6.8 oder 7.8). Der Prozess, der diese Konstanz gewährleistet, heisst Pufferung. Dabei werden mit einer chemischen Reaktion starke Säuren in schwache Säuren und starke Basen in schwache Basen umgewandelt.

Längerfristige Korrekturen können durch die Lungen durch abatmen von  $CO_2$ , die Nieren durch ausscheiden von Säuren oder Basen oder die Leber durch binden oder freisetzen von Säuren erfolgen<sup>2</sup> – alles Säure-Basen- und Redoxreaktionen.

Scheiden die Nieren Säuren aus, wird der Urin sauer. Der Normalbereich von Urin

### Nahrung und Metabolismus



liegt zwischen 4.6 und 8.0, bei Doping-Tests sollte er zwischen 5 und 7 liegen<sup>3</sup>. Somit können über den pH-Wert des Urins einige Rückschlüsse auf den Säure-Basen-Haushalt des Körpers gemacht werden. Für genauere Aussagen muss jedoch der pH-Wert des Blutes bestimmt werden.

Ein zu tiefer pH-Wert wird mit Xanthin-, Cystein-Harnsäure- und Calciumoxalatsteinen, zu hohe Werte mit Calciumcarbonat, Calciumphosphat und Magnesiumphosphat-Nierensteinen in Zusammenhang gebracht<sup>4</sup>.

Abbildung 2: Metabolische Systeme, die den Säure-Basenhaushalt beeinflussen

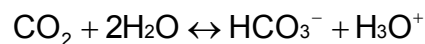
Eine Ernährung reich an Früchten und Gemüse, also eigentlich sauren Nahrungsmitteln kann fast paradoxerweise den pH-Wert erhöhen, also Basen bilden.

Selbstverständlich sind die basischen Stoffe Kalium-, Natrium- oder Magnesiumcitrat oder Natriumhydrogen carbonat ( $\text{NaHCO}_3$ , Natriumbicarbonat) in der Lage Blut- und Urin basischer zu machen. Fleisch, Fische, Eier und Käse bilden im Stoffwechsel vor allem Säuren, senken also den pH-Wert, ebenso wie das saure Salz Ammoniumchlorid ( $\text{NH}_4\text{Cl}$  wird als Testsubstanz verwendet).

Ganz wichtig ist es, bei dem oft esoterisch und homöopathisch angehauchten und damit auch meist unlogisch behandelten Thema, die korrekten wissenschaftlichen Erklärungen, und damit die chemischen Hintergründe auszuleuchten. Ein Beispiel einer häufigen falschen Aussage: Natrium, Kalium, Calcium und Magnesium seien basisch<sup>5</sup>. Das ist unsinnig, denn diese Elemente liegen erstens nicht elementar vor und zweitens sind sie als Ionen nicht basisch!!

## 2 Der Einfluss der Atmung

Bei physischer Leistung bildet der Muskel durch Oxidation von Kohlenhydraten Milchsäure und dann Kohlendioxid, welches über das Blut abtransportiert werden muss. Für den Abtransport ist das Hydrogencarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ ) wichtig.  $\text{HCO}_3^-$  ist basisch,  $\text{CO}_2$  bildet mit Wasser die Kohelsäure, kann somit als saurer Teil angesehen werden.



$$K = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]^2}; K_s = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_s \cdot \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}; \text{pK}_s = 6.1$$

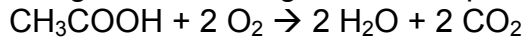
Das Verhältnis  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2]$  ist im Ruhezustand ca. 1/20, fällt aber mit zunehmender Leistung ab, womit der pH-Wert sinkt. Dieses Absinken kann durch Erhöhen des basischen Anteils von  $[\text{HCO}_3^-]$  verzögert werden, was die Leistungsfähigkeit verbessert.

### 2.1 Wie kann durch Atmung Base gebildet werden?

Das Enzym Carbonat-Dehydratase ( $M_R$  28 000–30 000, Umsatzzahl ( $10^6/\text{s}$ )) katalysiert mit die reversible Reaktion  $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ . Wird nun das  $\text{CO}_2$  durch die Atmung entfernt, so bildet sich  $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ . Wird also die schwache Base Backpulver,  $\text{NaHCO}_3$ , eingenommen, so bildet sich im Körper die stärkere Base  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

## 2.2 Weshalb kann eine Substanz wie Essig für Blut und Urin neutral sein?

Essigsäure im Essig wird im Körper oxidiert zu Wasser (H<sub>2</sub>O) und Kohlendioxid (O<sub>2</sub>).

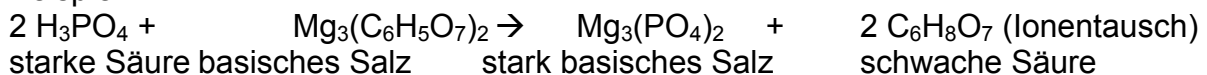


Das CO<sub>2</sub> wird jedoch über die Lungen abgeatmet. Eine Substanz, die mit Wasser eine Säure bildet, Kohlensäure H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, verschwindet aus dem Kreislauf, das neutrale Wasser bleibt zurück. Diese Reaktionsfolge gilt für alle Kohlenhydrate, Fette und Carbonsäuren (Citronensäure, Milchsäure etc.).

## 2.3 Saure Früchte und neutrales Gemüse Säuren neutralisieren?

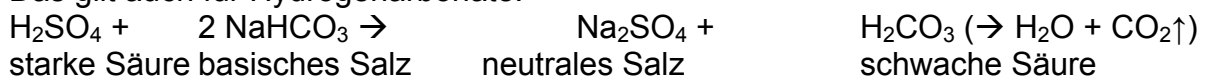
Früchte und Gemüse enthalten nebst den schwachen Carbonsäuren ziemlich viele Salze von Carbonsäuren. Diese Salze dieser Säuren sind selbst basisch wie z.B. Magnesiumcitrat [Mg<sub>3</sub>(C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>)<sub>2</sub>]. Stärkere Säuren reagieren mit solchen Salzen, indem sie selbst ein neues Salz bilden und dabei eine schwächere Säure freisetzen. Wenn eine starke Säure neutralisiert wird und dabei eine schwache Säure bildet, so nennt man das chemisch Pufferung.

Beispiel:



Folgerung: Es bleiben entweder neutrale oder basische Salze zurück!

Das gilt auch für Hydrogencarbonate:

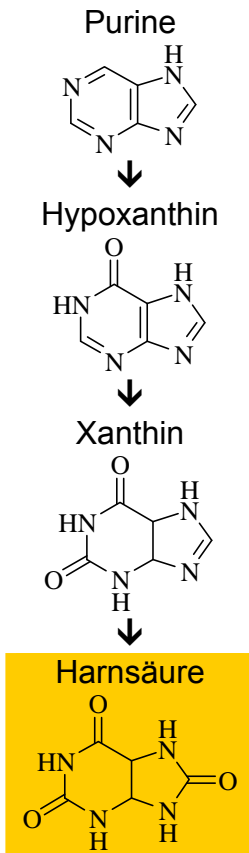


Saure Früchte beispielsweise enthalten organische Säuren und Salze von Säuren. Nun hat es viel mehr Säuren als basische Salze – das schmeckt sauer. Werden nun die organischen Säuren als CO<sub>2</sub> abgeatmet, so bleiben die basischen Salze zurück – saure Nahrungsmittel können damit für uns mit dem Stoffwechsel (Oxidation) basisch werden.

## 2.4 Proteine mit basischen Bausteinen bilden Säuren?

Die stickstoffhaltigen Purine von ADP, ATP, NADH, DNA, RNA etc. werden im Stoffwechsel zu Harnsäure abgebaut, wobei 1 mg Purine maximal 2,4 mg Harnsäure bilden können.

Zellabbau

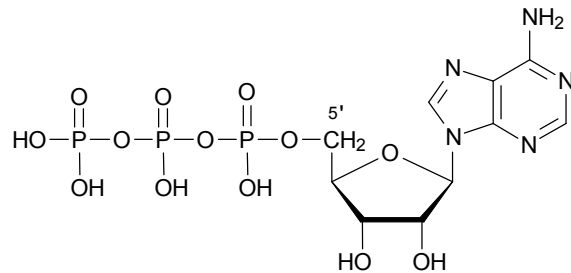


Nahrung



Purine kommen in der DNA, der RNA, aber auch in ATP vor.

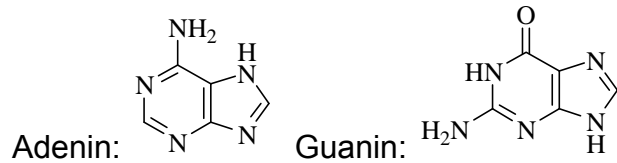
ATP:



Oxidation

Oxidation

Bestandteile der DNA:



Oxidation

pKs=5.4

In den Proteinen hat es zudem schwefelhaltige Aminosäuren (Cystein, Methionin), welche beim oxidativen Abbau und bei Reaktion mit Wasser zu der starken Schwefelsäure oxidiert werden.

Purine und schwefelhaltige Aminosäuren, die für uns wichtig sind, kommen vor allem im Fleisch vor. Was wir nicht für unseren Proteinaufbau an diesen Aminosäuren brauchen, wird abgebaut und bildet Säuren

Abbildung 3: Abbau der Purine zu Harnsäure

– Schwefel, die starke Schwefelsäure ( $2 S + 3 O_2 + 2 H_2O \rightarrow 2 H_2SO_4$ ). Harnsäure ist nicht nur schädlich, denn sie kann den giftigen Ammoniak ( $NH_3$ ) zum Ammoniumsalz ( $NH_4^+$ ) binden und so ausscheiden. Eine nützliche Wirkung besitzt Harnsäure, ähnlich der L-Ascorbinsäure (Vitamin C) im Organismus als Antioxidans, da sie mit sauerstoffhaltigen Radikalen und mit Eisen-Verbindungen höherer Oxidations-Stufen reagiert<sup>6</sup>.

Reduktiv, das Gegenteil der Oxidation, bildet sich aus Aminosäuren und Amiden der basische Ammoniak, der im Fäces (Kot) leicht nachgewiesen werden kann<sup>7</sup>.

### 3 Falsche Interpretationen von saurem Urin!

Wenn nach Einnahme von Nahrungsmitteln der pH-Wert des Urins einen sauren Wert anzeigt, kann der Schluss, dass das Nahrungsmittel säurebildend ist völlig falsch sein – das Gegenteil könnte stimmen. Proteine können also auch Basen bilden. Die weit verbreiteten pseudowissenschaftlichen Meinungen sind somit so falsch, dass nicht einmal das Gegenteil davon richtig ist.

### 3.1 Der Säure-Basen Begriff<sup>8</sup>

Beginnen wir die Säure-Basen-Geschichte dort, wo die modernen Theorien starten. Justus von Liebig (1803-1873) sprach dem Wasserstoff saure Eigenschaften zu, der durch Metalle ersetzt werden kann. Mit der Ionentheorie von Svante August Arrhenius (1859-1927) wurde das Wasserstoff-Ion ( $H^+$ ) als der alleinige Träger der Eigenschaft „sauer“ und entsprechend das Hydroxid-Ion ( $OH^-$ ) als der alleinige Träger der Eigenschaft „basisch“ bezeichnet. Ergänzend dazu führte 1909 Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939) den Begriff des pH-Wertes ein. In den zwanziger Jahren des letzten Jahrhunderts entwickelten unabhängig voneinander Thomas Martin Lowry in Cambridge und Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947) in Kopenhagen einen breiteren Säure-Basen-Begriff. Nach dieser Theorie sind Säuren Verbindungen, welche Protonen abgeben können (Protonen-Donatoren) und Basen Verbindungen, die Protonen aufnehmen können (Protonen-Akzeptoren). Nicht viel später, 1923, wurde vom amerikanischen Chemiker Gilbert Newton Lewis (1875-1946) ein noch allgemeiner gültiges Säure-Base-Konzept entwickelt, welches das Proton nicht mehr im Zentrum hat. Nach seinem Modell sind Säuren Substanzen mit Elektronenpaar-Lücken (Elektronenpaar-Akzeptoren), also Substanzen, die ein Elektronenpaar aufnehmen können, Basen sind Substanzen mit freien Elektronenpaaren (Elektronenpaar-Donatoren). Es wäre spannend diese Theorie auf die vorliegende Thematik konsequent anzuwenden!

### 3.2 Die Säure-Basen-Theorie der Nahrungsmittel

Eine wichtige Person im Zusammenhang mit säure- und basenbildenden Eigenschaften von Nahrungsmitteln ist Ragnar Berg (1873-1956). Dieser schwedische Chemiker aus Göteborg kam 1896 ins kaiserliche Deutschland und wurde schliesslich 1908 Leiter des Laboratoriums im Sanatorium „Weisser Hirsch“ in Dresden. Berg war wohl der bekannteste Wegbereiter der „Basentheorie“, die er im Jahre 1912 in der „Chemiker-Zeitung“ veröffentlichte. Er baute seine Aussagen vorwiegend auf Untersuchungen der Asche wichtiger Nahrungsmittel auf. Mit seiner Tabelle zu den Nahrungs- und Genussmitteln („sauer“ und „basisch“ metabolisierte Nahrung mit besonderer Berücksichtigung des Ascheanteils der Kost) prägte er Diskussionen zu diesem Thema bis heute. Den Einfluss auf den Säure-Basen-Haushalt des Körpers veröffentlichte er 1920 im Buch „Die Nahrungs- und Genussmittel“. Auch die sogenannten neuen Säure-Basen-Tabellen von Nahrungsmitteln bauen oft auf den Grundlagen von Ragnar Berg auf und entsprechen daher nicht mehr dem heutigen Wissen – seine Theorie hat historisch bedingt die Grundlagen bei Arrhenius!

Die noch heute weit verbreitete Behauptung, Getreide würde Säure bilden (z.B.<sup>9,10,11</sup>), beruht auf missinterpretierten Urin-Untersuchungen, aber auch andere Nahrungsmittel sind falsch eingeteilt worden (z.B.<sup>12</sup>). Es ist korrekt, dass kaliumreiches Getreide und auch andere kaliumreiche Nahrungsmittel Säuren freisetzen und damit den Urin sauer machen. Der Urin wird einige Zeit nach Einnahme von kaliumreichem Getreide sauer, das lässt sich leicht mit pH-Papier nachprüfen. Ganz rasch schliesst man daraus, Getreide würde „säuern“ – und das ist falsch.

Weshalb ist das eine Fehlinterpretation? Sie hat die Ursache in den nicht berücksichtigten, biochemischen Austauschreaktionen zwischen  $K^+$ - und  $H^+$ -Ionen. Vereinfacht kann man sagen, dass sich die  $K^+$ - und  $H^+$ -Ionen auf drei verschiedene Kompartimente mit Wasser, den Intrazellulärraum, den Extrazellulärraum und die Niere/Blase (Urin) verteilen.

Es ist bekannt, dass überschüssige Protonen vom Extrazellulärraum in den Intrazellulärraum verschoben werden. Das Protein Collagen im Bindegewebe, das eine grosse Säure-Basen-Pufferkapazität besitzt, ist hier als Ausnahme zu sehen, weil es sich analog dem Intrazellulärraum verhält.

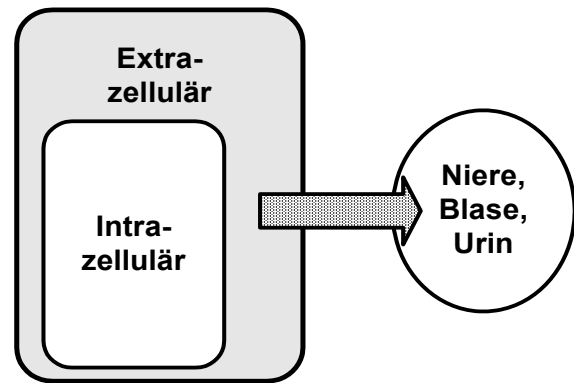


Abbildung 4: Unterscheidung der Flüssigkeiten im Körper, die verschiedene Konzentrationen von Kalium und Protonen (pH-Wert) aufweisen können.

### 3.3 Die versteckte Säure und eine Ionentauscher - Reaktion

pH-Messungen im Blut- Plasma oder im Vollblut gemessen, erfassen immer nur den Extrazellulärraum. Die intrazellulären  $H^+$ -Ionen im Zellinnern sind somit nicht berücksichtigt. Das ist die Ursache für so viele Irrtümer bei der Interpretation der pH-Messungen von Urin.

Wir wissen, dass Kalium ( $K^+$ ) ein typisch intrazelluläres Kation ist, im Zellinneren hat es eine 30-40mal höhere Konzentration als aussen.

Zelläusseres (extrazellulär) pH-Wert: 7.2 - 7.6 $Na_a^+ + K_a^+$	Zellmembran  $\leftrightarrow$	Zellinneres (intrazellulär) pH-Wert: 6,9 - 7,2 $Na_i^+ + K_i^+$
460    10	mmol/l	50    400

Abbildung 5: Wichtige Konzentrationen der Zellen

Entscheidend ist, dass viele Anionen in der Zelle an Proteine gebunden sind und somit die Zellwand nicht passieren können. Angetrieben durch die Elektroneutralität wandern bei einem Kaliummangel anstelle der fehlenden  $K^+$ -Ionen nun die  $H^+$ -Ionen in den Intrazellulärraum (Ionentausch, Donnan-Gleichgewicht). Diese im Zellinneren versteckten  $H^+$ -Ionen sind somit aus dem Plasma ins Zellinnere verschwunden. Da man damit eine Abnahme der  $H^+$ -Konzentration im Plasma feststellen kann, tritt als Folge des Kaliummangels ein Anstieg des pH-Werts, eine sogenannte Alkalose auf. Dieser Vorgang im Plasma ist jedoch gleichzeitig mit einer intrazellulären Azidose gekoppelt. Das macht die Situation besonders kritisch, weil sich die versteckten  $H^+$ -Ionen dem biochemischen Regelkreis entziehen, der die Säureelimination der Niere steuert. Vordergründig paradox, wird der Urin somit bei Kaliummangel alkalisch. Ist im Zellinnern Säure gespeichert, und nimmt man kaliumreiche Nahrung zu sich, so wird das Blut und anschliessend der Urin sauer – die  $K^+$ -Ionen verdrängen die  $H^+$ -Ionen aus der Zelle (Ionentausch). Somit ist bei dieser physiologischen Situation die Aussage richtig, dass Kaliumsalze zur Säureausscheidung führen. Die Folgerung ist jedoch falsch, dass kaliumreiche Nahrungsmittel, wie beispielsweise eiweissarmes Getreide eine Säurebildung auslösen. Für die Ernährung kann wichtig sein, dass

eine Übersäuerung oft auch mit intrazellulären Defiziten an Kalium und Magnesium korreliert. Natriumionen, die vor allem im extrazellulären Raum in höherer Konzentration vorhanden sind, können diese Austausch-Funktion wahrscheinlich nicht wahrnehmen.

### 3.4 Ein Experiment zur Veranschaulichung

Im Zellinnern sind bei einem Kaliummangel die sauren  $H^+$  an die Eiweisse gebunden. Die Eiweisse können das Zellinnere nicht verlassen. Kommen nun  $K^+$ -Ionen von kaliumhaltigem Getreide in die Zelle, dann binden sich diese im Austausch an die Eiweisse und die sauren  $H^+$ -Ionen treten aus dem Zellinneren ins Zelläussere über. Diesen Vorgang nennt man Ionenaustausch.

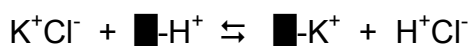
Dieser Prozess lässt sich eindrücklich mit einem einfachen Experiment zeigen.

Man nehme einen sauren Ionentauscher und gebe darauf eine Lösung von Kaliumchlorid KCl (geht auch mit KAc, NaCl,  $Na_3PO_4$ ...).

Man nehme einen sauren Ionentauscher ( $\blacksquare-H^+$ ) in einem Chromatografierohr und gebe eine Lösung von neutralem Kaliumchlorid (KCl) zu.

Beobachtung: Die ausfliessende Flüssigkeit, das Eluat, wird sauer! (kann Natrium- und Kaliumionen nicht unterscheiden, im Gegensatz zu unseren Zellen).

Interpretation: Beim sauren Ionentauscher sind die Anionen am Kunststoff ( $\blacksquare$ ) fixiert, die daran gebundenen  $H^+$  lassen sich austauschen (die Anionen in den Zellen an Proteine). Das  $K^+$  verdrängt nun das Proton ( $H^+$ ) und bildet Salzsäure:



Folgerung:

Die Interpretation von pH-Messungen im Urin ist nicht so einfach, wie das die „moderne Ernährungslehre“ der Allgemeinheit nahebringen will.

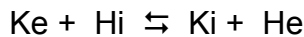
Hier sind die Grundlagen der Chemie dringend nötig, um Irrtümer zu korrigieren.

### 3.5 Simulation einer Kaliumaufnahme

#### Annahmen

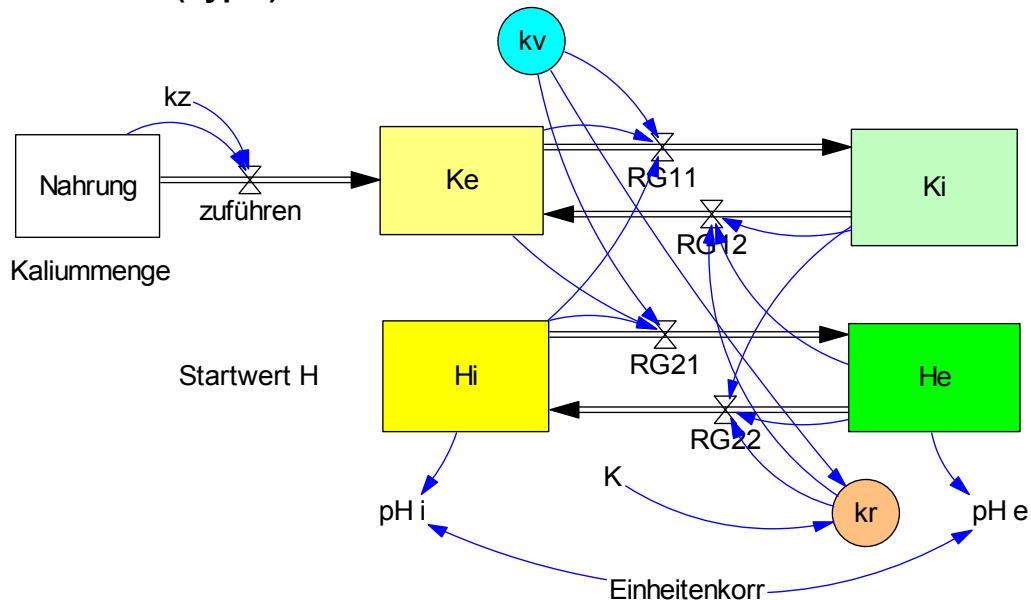
1. Kalium wird aus der Nahrung aufgenommen. Halbwertszeit ca. 5 Minuten
2. Kalium und Protonen bauen zwischen dem extrazellulären und dem intrazellulären Raum ein Gleichgewicht auf.
3. Kommt Kalium in die Zelle, werden Protonen verdrängt.
4. Kommen Protonen in die Zelle, wird Kalium verdrängt.
5. Kalium wird von der Zelle selektiv und mit einer grossen Gleichgewichtskonstanten aufgenommen.

6. Der zeitliche Verlauf der pH-Werte wird bei Aufnahme von Kaliumionen für die beiden Kompartimente, extrazellulär und intrazellulär berechnet.

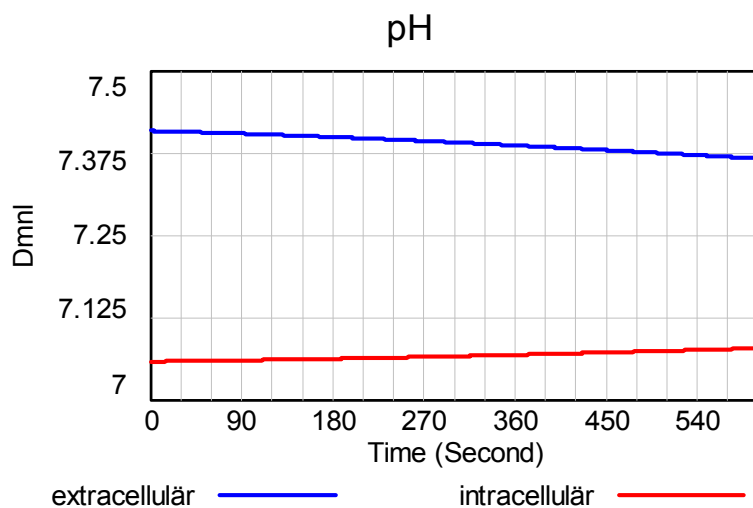


Ein Proton muss mit ca.  $10^8$  Kaliumionen konkurrieren. Somit ist es plausibel, dass die Gleichgewichtskonstante  $K$  mit  $10^7$  angenommen werden kann.

**Simulation (Typ 3)<sup>13</sup> mit Vensim<sup>14</sup>**



**Abbildung 6: Vereinfachtes Simulationsdiagramm (Typ 3)<sup>15</sup> für die gegenseitige Beeinflussung von Kalium und Protonen, extrazellulär und intrazellulär.**



**Abbildung 7: Zeitdiagramm der pH-Werte. Gemessen werden die extrazellulären Konzentrationen, welche auch die Urinkonzentrationen direkt beeinflussen.**

**Dokumentation (Gleichungen, Parameter)**

- (01) Einheitenkorr= 0.001\*1  
Units: mmol [0.001,0.001]  
Korrektur der Einheiten vom pH-Wert, weil der Logarithmus nur von einer dimensionslosen Zahl berechnet werden kann.  
Zusätzlich Umrechnung von mmol in mol, da der pH-Wert sich auf [H3O+] in mol/l bezieht.
- (02) FINAL TIME = 600

- Units: Second  
The final time for the simulation.
- (03) He= INTEG (RG21-RG22, 3.98e-005)  
Units: mmol [2.51e-005,6.31e-005]  
Protonen (H3O+) extracellulär pH=7.4 -> 3.98\*10-8 mol/l = 3.98\*10-5 mmol/l
- (04) Hi= INTEG (RG22-RG21, Startwert H)  
Units: mmol [6.31e-005,0.000126]  
Protonen (H3O+) intracellulär
- (05) INITIAL TIME = 0  
Units: Second  
The initial time for the simulation.
- (06) K= 1e+007  
Units: Dmnl [0,1e+008]  
Gleichgewichtskonstante
- (07) Kaliummenge= 10  
Units: mmol [0,200]
- (08) Ke= INTEG (+RG12-RG11+zuführen, 4)  
Units: mmol [0,7]  
Normbereich im Serum: 3.6–5.4 mmol/l, Kalium extracellulär: 4 mmol/l
- (09) Ki= INTEG (RG11-RG12, 150)  
Units: mmol [130,170]  
intrazelluläre Kaliumkonzentration: ungefähr 150 mmol/l
- (10) kr= kv/K  
Units: 1/(Second\*mmol) [0,1e-018]
- (11) kv= 1e-005  
Units: 1/(mmol\*Second) [0,0.0001]
- (12) kz= 0.0017  
Units: 1/Second [0,20]  
Reaktionsgeschwindigkeitskonstante: Halbwertszeit für die Aufnahme 600 s = 5 Minuten -> kz=0.0017
- (13) Nahrung= INTEG (-zuführen, Kaliummenge)  
Units: mmol [0,?]  
Aufnahme aus der Nahrung über den GI-Trakt, Molmasse Kalium: 39.102 g/mol - 1 mmol = 39 mg, gefährlich sind Werte über 6 mmol/l Blut = 234 mg/l
- (14) pH e= -ln(He\*Einheitenkorr)/2.3  
Units: Dmnl [0,14]  
2.3: Korrektur vom natürlichen zum Zehnerlogarithmus
- (15) pH i= -ln(Hi\*Einheitenkorr)/2.3  
Units: Dmnl [0,14]  
2.3: Korrektur vom natürlichen zum Zehnerlogarithmus
- (16) RG11= kv\*Ke\*Hi  
Units: mmol/Second [0,?]  
Reaktionsgeschwindigkeit Kalium: extracellulär-intracellulär
- (17) RG12= kr\*Ki\*He  
Units: mmol/Second [0,?]  
Reaktionsgeschwindigkeit Kalium: intracellulär-extracellulär
- (18) RG21= kv\*Ke\*Hi  
Units: mmol/Second [0,?]  
Reaktionsgeschwindigkeit Protonen: intracellulär-extracellulär
- (19) RG22= kr\*Ki\*He  
Units: mmol/Second  
Reaktionsgeschwindigkeit Protonen: extracellulär-intracellulär
- (20) SAVEPER = TIME STEP  
Units: Second [0,?]  
The frequency with which output is stored.
- (21) Startwert H= 8.91e-005  
Units: mmol [6.31e-005,0.000126]  
pH=7.05 -> 8.91e-5 mmol/l
- (22) TIME STEP = 1  
Units: Second [0,?]

- (23) The time step for the simulation.  
zuführen=  $kz \cdot \text{Nahrung}$   
Units: mmol/Second [0,0.1]  
Zufuhr von Kaliumionen

**Folgerung:**

Durch Aufnahme von Kaliumsalzen wird der pH-Wert des Blutes gesenkt. Gleichzeitig steigt jedoch der Kaliumgehalt der Zellen (intrazellulär).

Diese Simulation zeigt, dass sich die Aussage bei einer kleineren Gleichgewichtskonstanten  $K$  in das Gegenteil umkehrt. Das heisst, in vernetzten Systemen sind keine einfachen qualitativen Aussagen möglich!

**4 Harnsäurebildungskapazität und PRAL<sup>16</sup> von Lebensmitteln<sup>17</sup>**

Harnsäure (2,6,8-Trihydroxypurin, Purin-2,6,8-triol) ist das Abbau- und Oxidationsprodukt der Purinbasen und damit das Endprodukt des Purinstoffwechsels.

Purine sind mit den Pyrimidinen wichtige Bausteine der Nukleinsäuren. Sie werden vom menschlichen Körper selbst gebildet und sind somit nicht essentiell. Fleisch enthält viel Purine.

PRAL (Potential Renal Acid Load) ist ein Mass für die potentielle Säurebelastung der Niere. Die Einheit von PRAL ist mEq: Milliäquivalent Säure.

Tabelle 1: Wichtige Säurebildner

100 g Lebensmittel	Purin mg	Harnsäure mg	PRAL mEq	100 g Lebensmittel	Purin mg	Harnsäure mg	PRAL mEq
Rinderleber	231	554	15.4	Grünkohl	13	30	-7.9
Kalbsleber	182	460	14.2	Kohlrabi	13	30	-5.5
Schweineleber	125	300	15.7	Sellerie (Knolle)	13	30	-5.2
Lammfleisch (Muskelfleisch)	76	182	7.6	Zwieback	12	29	5.9
Kalbfleisch (Muskelfleisch)	63	150	9	Banane	11	25	-5.5
Schweinefleisch (Muskelfleisch)	63	150	7.9	Feldsalat	10	24	-5.0
Hammekotelett	61	146	7.8	Spargel	10	25	-0.4
Rindfleisch (Muskelfleisch)	58	140	7.8	Brötchen	9	21	1.8
Rosenkohl	25	60	-4.5	Ananas	8	20	-2.7
Weizenvollkornbrot	25	60	5.3	Aprikose	8	20	-4.8
Broccoli	21	50	-1.2	Aubergine	8	20	-3.4
Spinat	21	50	-14.0	Orange	8	20	-2.7
Blumenkohl	19	45	-4.0	Pfirsich	8	18	-2.4
Mischbrot	19	45	-4.0	Sauerkraut	8	20	-3.0
Bohnen - grün	18	42	-3.1	Wassermelone	8	20	-1.9
Lauch (Porree)	17	40	-1.8	Weintrauben	8	20	-3.9

Wenn viel Purin vorhanden ist, hat es gleichzeitig grössere Mengen an Phosphorsäureester, welche beim hydrolytischen Abbau teilweise zu Phosphorsäure und dann zu den Phosphaten werden. Daher ist die Übereinstimmung in den Tendenzen von Puringehalt und PRAL recht gut.

Dieses PRAL-Modell berücksichtigt die Mineralstoff- und Eiweisszusammensetzung von Nahrungsmitteln, die durchschnittliche Aufnahme der entsprechenden Nährstoffe aus dem Darm, den Schwefelstoffwechsel und die Ausscheidung organischer Säuren über die Nieren.

Die Säure-Basen-Eigenschaften von Lebensmitteln ist bestimmt durch<sup>18</sup>:

1. die chemische Zusammensetzung (Proteine, Kohlenhydrate, Mineralstoffe etc.)
2. die Resorptionsgeschwindigkeiten der wichtigen Nährstoffe.
3. die metabolischen Reaktionen, die zu Säuren, Basen oder Neutralstoffen führen.

## 5 Etwas Stoffwechsel

### 5.1 Was kann die Leber noch ausser oxidieren?

Säuren können im Stoffwechsel auch durch Konjugation (Esterbildung) neutralisiert werden und Ester können mit Wasser zu Säuren hydrolysieren. Der basische Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) kann mit  $\text{CO}_2$  zum neutralen Harnstoff ( $\text{H}_2\text{N-CO-NH}_2$ ) werden.

### 5.2 Wer bestimmt also die Säure-Basen-Eigenschaften von Blut und Urin?

Die totale Pufferkapazität des Blutes wird durch die Konzentration der verfügbaren Anionen bestimmt, wie das Hydrogencarbonat im Plasma und in den Erythrozyten, das Hämoglobin, die Plasmaeiweiße sowie den Phosphatgehalt im Plasma und den Erythrozyten.

Folgerung:

Der Säure-Basen-Haushalt im Metabolismus des Körpers kann mit Redox-, Säure-Basen- und Veresterungs- resp. Verseifungs-Reaktionen erklärt werden.

## 6 Basische Substanzen im Sport

Basischer Urin unterdrückt die Freisetzung von gewissen basischen Dopingmitteln oder erschwert deren Nachweis – daher werden basische Salze auch missbräuchlich verwendet. Der pH von Urin bei Doping-Kontrollen sollte daher zwischen 5 und 7 liegen.

Um die bei einer körperlichen Leistung gebildeten Säuren abzufangen, werden im Sport oft basische Salze verwendet<sup>19,20</sup>. Das ist vor allem dann der Fall, wenn im anaeroben Bereich Milchsäure gebildet wird. Diese kann fast nur als Salz abtransportiert werden. Somit ist es möglich, sich einen gewissen Vorrat an Basen vor der Leistung zuzulegen. Das kann einerseits mit Natriumhydrogencarbonat (Natriumbicarbonat,  $\text{NaHCO}_3$ ) oder mit Gemischen von Alkali- (Na, K) und Erdalkali (Ca, Mg)- Salzen als Carbonate, Hydrogencarbonate, Aspartate, Glutamate oder Citrate<sup>21</sup> erfolgen. Alle diese Salze haben den Säurerest der schwachen Carbonsäure ( $-\text{COO}^-$ ) und sind daher basisch.

Die natriumhaltigen Salze sind für Personen mit Kreislaufkrankungen nicht zu empfehlen, schon gar nicht in hohen Dosen! Hohe Dosen von Kaliumsalzen sind gefährlich.

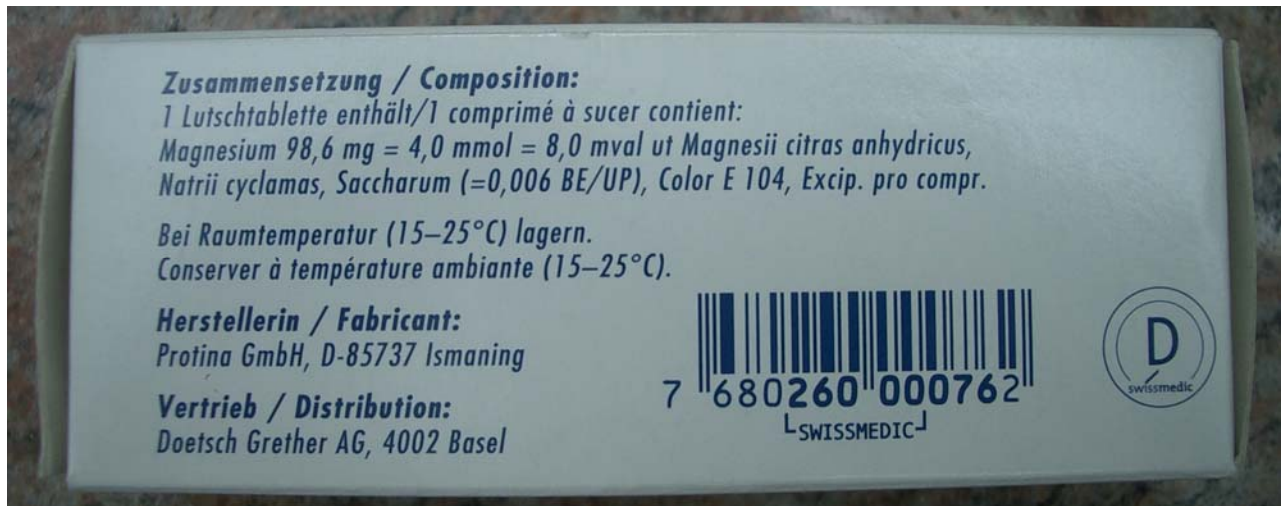


Abbildung 8: Verpackung von Tabletten mit Magnesiumcitrat [ $\text{Mg}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2$ ]

In einer Studie wurde gezeigt, dass die Leistungsdauer durch eine Basenzufuhr erheblich gesteigert werden kann<sup>22,23</sup>. Durchschnittlich sportlichen Männern wurden 2 Stunden vor dem Test 20 g Natriumhydrogencarbonat ( $\text{NaHCO}_3$ ) gegeben. Die Zeit während der sie die volle Leitung beim Laufen bringen konnten stieg dabei von 270 auf 440 Sekunden!! Die Begründung für den Effekt war, dass die gebildete Milchsäure besser abgeführt werden konnte, die einen hemmenden Effekt auf den Muskel hat (spürbar als Muskelbrennen?).

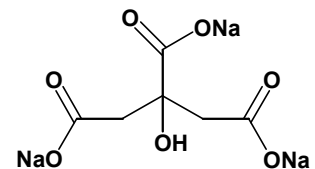


Abbildung 9:  
Citronensäure-  
Trinatriumsalz  
pKs1=3.15;  
pKs2=4.77;  
pKs3=5.19

Die normale Bicarbonatkonzentration im Blut beträgt 24-31 mmol/l. Ein chemischer Aspekt:  $\text{NaHCO}_3$  ist ein Antacidum, das im Magen sofort mit der Magensäure reagiert:

$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2)$  das gibt immerhin ca. 6 Liter Gas!

Die Neutralisation der Salzsäure muss dann im Dünndarm nicht mehr erfolgen, was zur Folge hat, dass das Blut basischer wird.

Bei Natriumcitrat ist keine Gasbildung zu erwarten, es ist daher als basisches Salz besser geeignet<sup>24</sup>.

6 g Natriumcitrat während 4 Tagen ergab bei 10 Männern einen pH-Anstieg im Urin, ein vermehrte Natrium- und eine reduzierte Kalium- und Magnesium-Ausscheidung<sup>25</sup>.

17 Collegestudenten wurde vor einem 5 km Lauf 0.5 g/kg Natriumcitrat gegeben. Gegenüber der Placebo-Gruppe verringerte sich die Endzeit um ca. 2.6%<sup>26</sup>. Weil die Laktatkonzentration gegenüber der Placebo-Gruppe höher war, wurde auf eine vermehrte Beteiligung der anaeroben Leistung geschlossen. Höhere Dosen als 0.3 g pro kg Körpergewicht scheinen keine Steigerung mehr zu bringen<sup>27</sup>.

Interessant ist, dass Magnesiumpräparate oft als Magnesiumcitrate in den Handel gelangen. Das Citrat wird dann im Stoffwechsel zu  $\text{CO}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}$  oxidiert.

Bei 9 trainierten Amateursportlern und einer Amateursportlerin wurde in je drei 3000 Meter Läufen im Blindversuch mit Placebos die Wirkung von basischen Salzen (ein Gemisch von Natriumcarbonat, Natriumcitrat und Magnesiumcitrat) auf die Leistung getestet. Bei allen Sportlern wurde eine Leistungssteigerung festgestellt, im Mittel um 5.45%<sup>28</sup>.

Auch ausgewählte Nahrungsmittel sind in dieser Hinsicht besonders gut geeignet, den Basenhaushalt bei körperlicher Leistung im Lot zu halten. So hat der „Rheintaler Ribelmals“ besonders viel Kalium und Magnesium, nebst günstig verfügbarer Stärke<sup>29</sup>.

## 7 Modellbildung des physiologischen pH-Verlaufs

### 7.1 Aufgabenstellung

Man erstelle ein Simulations-Modell um den Basenanstieg (pH) im Blut und Urin nach Einnahme von Natriumcitrat zu beschreiben. Natriumcitrat gehört bei den Lebensmittelzusatzstoffen zu den Säuerungsmittel und Säureregulatoren, E 331.

Citronensäure-Trinatriumsalz-Dihydrat,  $C_6H_5Na_3O_7 \cdot 2H_2O$ ,  $M=294.10 \text{ g/mol}$ ,  
 2-Hydroxy-1,2,3-propantricarbonsäure Trinatrium-Salz,  
 Löslichkeit(25°C): 425g/l(H<sub>2</sub>O)

### 7.2 Durchführung

Die Messdaten in der Tabelle sind mit einem dynamischen Modell nachzubilden.

### 7.3 Beobachtungen/Messungen

pH-Werte nach Gabe von 0.3 g Natriumcitrat pro kg Körpergewicht mit einer Aufnahmerate von 0.3 g/min<sup>30</sup>.

Zeit (Std)	Blut pH	Urin pH
0	7.395	5.8
0.5	7.4	
1	7.422	7.7
1.5	7.448	
2	7.454	8
2.5	7.462	
3	7.461	8.2
3.5	7.469	
4	7.463	8
4.5	7.453	
5	7.45	8.1
5.5	7.446	
6	7.449	8
6.5	7.447	
7	7.443	7.9
7.5	7.444	
8	7.446	8

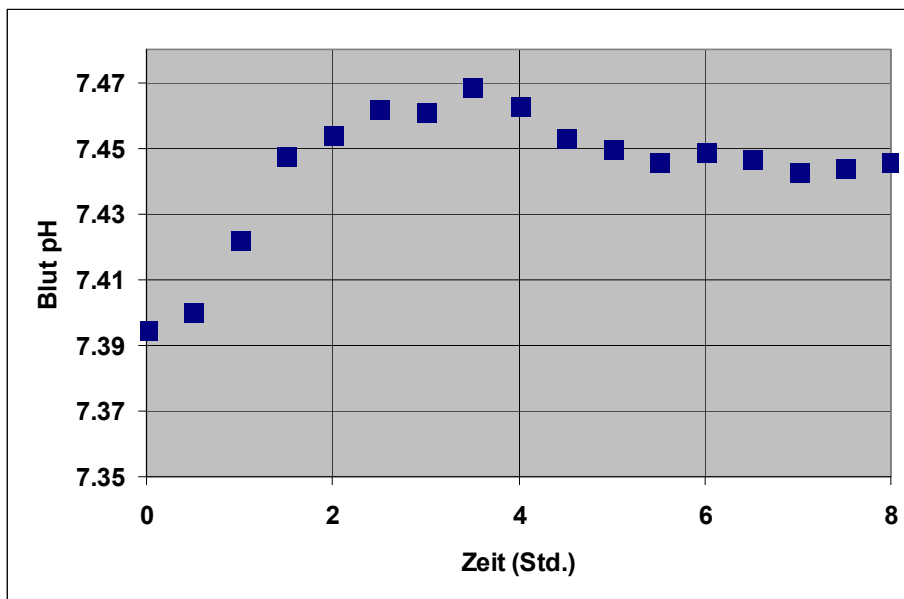


Abbildung 10: Blut-pH-Werte nach Gabe von Basenpulver

Im Blut zeigt sich der erwartete Anstieg des pH-Wertes. Der Verlauf des Blut-pH-Wertes zeigt die Charakteristik eines Einschwingvorgangs eines Reglers.

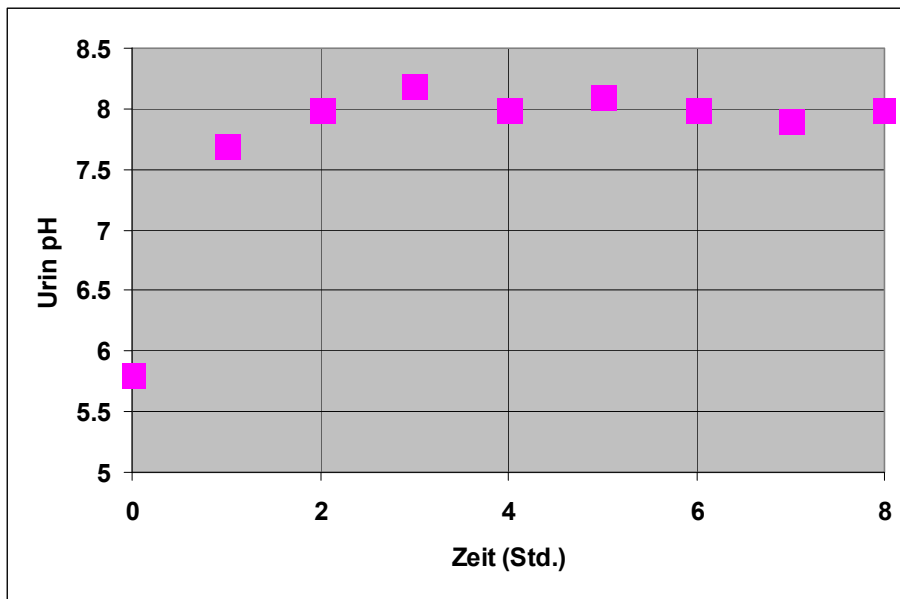


Abbildung 11: Urin-pH-Werte nach Gabe von Basenpulver

Im Urin kann die Einnahme des basischen Salzes nachgewiesen werden weil der pH-Wert ansteigt.

#### 7.4 Reaktionsgleichungen/Berechnungen

pH-Berechnung:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ ,  $\text{pOH} = \frac{1}{2} * (\text{pK}_b - \log(c))$

#### 7.5 Folgerungen

Der pH-Anstieg ist sehr rasch, im Blut und im Urin. Die kaum merkliche Verzögerung im Urin lässt auf sehr hohe Eliminationsgeschwindigkeiten schließen.

Die pH-Werte im Urin übersteigen den Wert 7, welcher bei den Dopingkontrollen als obere Grenze festgelegt wird. Trotzdem gelten basische Salze nicht als Doping!

### 8 Simulation

#### Simulationsdiagramm (Typ 4)<sup>31</sup>

Die Simulation geht davon aus, dass:

1. Die Zufuhr von Natriumacetat so rasch erfolgt, wie in den Unterlagen beschrieben.
2. Die Resorption vom Verdauungstrakt ins Blut konzentrationsabhängig ist.
3. Die Elimination konzentrationsabhängig ist.
4. Aus den Konzentrationen die pH-Werte berechnet werden müssen.
5. Die pH-Werte sich als Summe der bereits vorhandenen Konzentrationen plus die Zunahme rechnen.

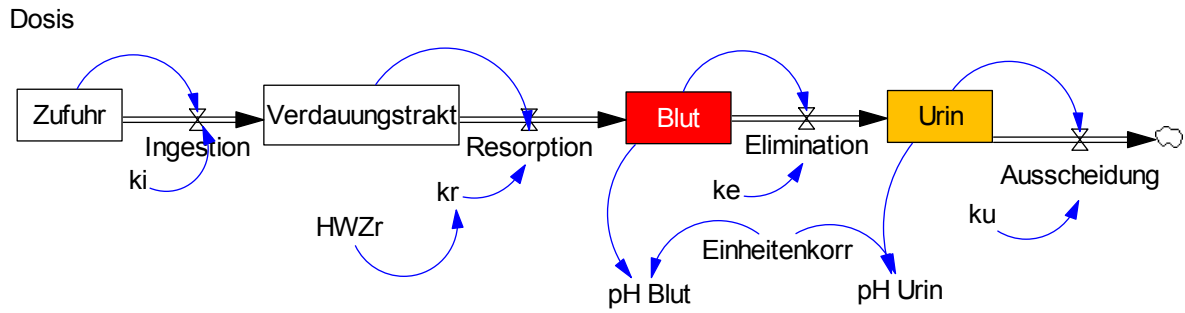


Abbildung 12: Simulationsdiagramm der Aufnahme von Basen

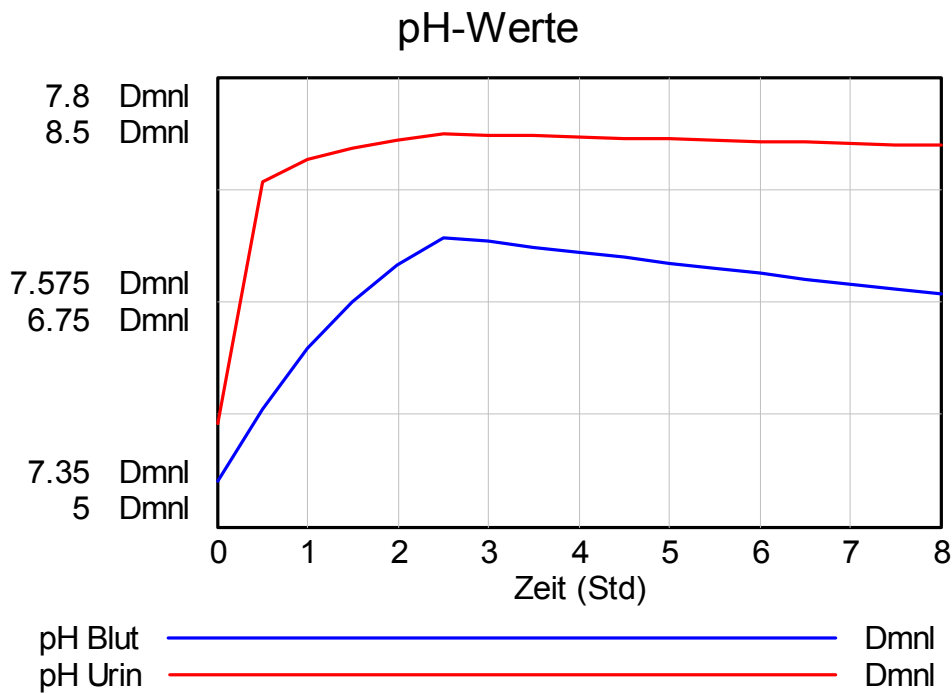


Abbildung 13: Zeitdiagramm der Aufnahme von Basen

### Gleichungen

- (01)  $Ausscheidung = ku \cdot Urin$   
Units: mol/Hour [0, ?]  
8 mal in 8 Stunden ausgeschieden
- (02)  $Blut = INTEG (+Resorption - Elimination, 0)$   
Units: mol [0, ?]
- (03)  $Dosis = 21$   
Units: mol [14, 35, 7]
- (04)  $Einheitenkorr = 1 \cdot 1$   
Units: 1/mol [1, 1]  
Logarithmen können nur von dimensionslosen Werten berechnet werden.
- (05)  $Elimination = ke \cdot Blut$   
Units: mol/Hour [0, ?]
- (06)  $FINAL TIME = 8$   
Units: Hour  
The final time for the simulation.
- (07)  $HWZr = 9$   
Units: Hour [0, ?]  
Abschätzung, Aufnahme im Dünndarm
- (08)  $Ingestion = IF THEN ELSE(Zufuhr > 0, ki, 0)$   
Units: mol/Hour [0, ?]

- (09) INITIAL TIME = 0  
Units: Hour  
The initial time for the simulation.
- (10) ke= 12  
Units: 1/Hour [10,100]  
Abschätzung: HWZ 3.5 Min
- (11) ki= 0.03  
Units: mol/Hour [0,?]  
0.001 mol = 1 mmol = 300 mg ; 0.001\*60 --> 0.06 --> ca. 300 mg/min; ca. 50% wird aufgenommen --> 0.03
- (12) kr= LN(2)/HWZr  
Units: 1/Hour
- (13) ku= 60  
Units: 1/Hour [50,100]
- (14) pH Blut=14-1/2\*(8.81-LN(3.98\*10<sup>-5</sup>+Blut/5\*Einheitenkorr)/LN(10))  
Units: Dmnl [0,14]  
pKb=8.81, bei pH 7.395 ist pOH=6.605 --> c=10<sup>-(pKb-2pOH)</sup> --> c= 3.98e-5
- (15) pH Urin=IF THEN ELSE(Urin>0,14-1/2\*(8.81-LN(2.57\*10<sup>-8</sup>\*0.1+Urin/0.1\*Einheitenkorr)/LN(10)),5.8 )  
Units: Dmnl [0,14]  
pKb=8.81, bei pH=5.8 ist pOH=8.2 --> c=10<sup>-(pKb-2pOH)</sup> --> c= 2.57e-8
- (16) Resorption= kr\*Verdauungstrakt  
Units: mol/Hour [0,?]
- (17) SAVEPER = 0.5  
Units: Hour [0,?]  
The frequency with which output is stored.
- (18) TIME STEP = 0.01  
Units: Hour [0,?]  
The time step for the simulation.
- (19) Urin= INTEG ( Elimination-Ausscheidung, 0)  
Units: mol [0,?]
- (20) Verdauungstrakt= INTEG (Ingestion-Resorption, 0)  
Units: mol [0,?]
- (21) Zufuhr= INTEG (-Ingestion, Dosis/294)  
Units: mol  
0.0714 mol entspr. 21 Gramm --> 0.3 g/kg für eine Person mit 70 kg, 294.1 g/mol; Molmasse von Natriumcitrat-Dihydrat

## 8.1 Vergleich

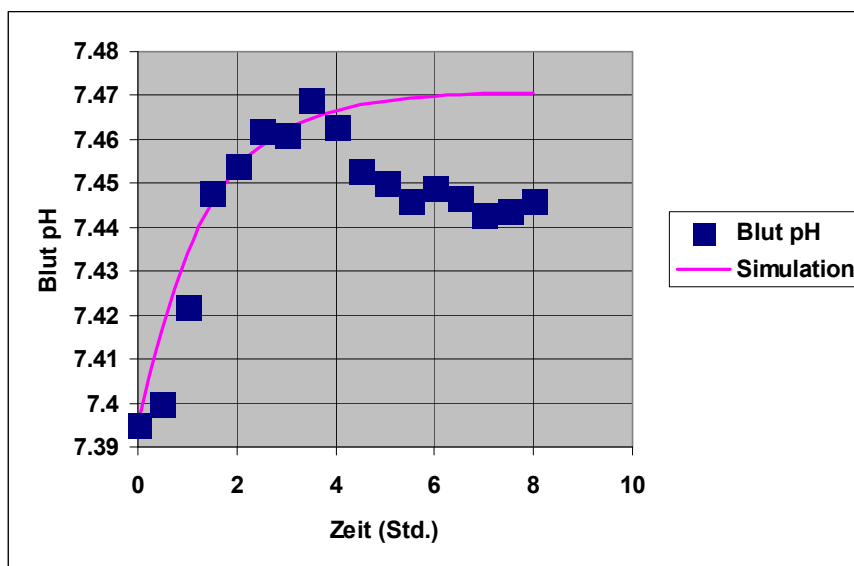


Abbildung 14: Vergleich des Verlaufs des pH-Wertes im Blut mit der Simulation

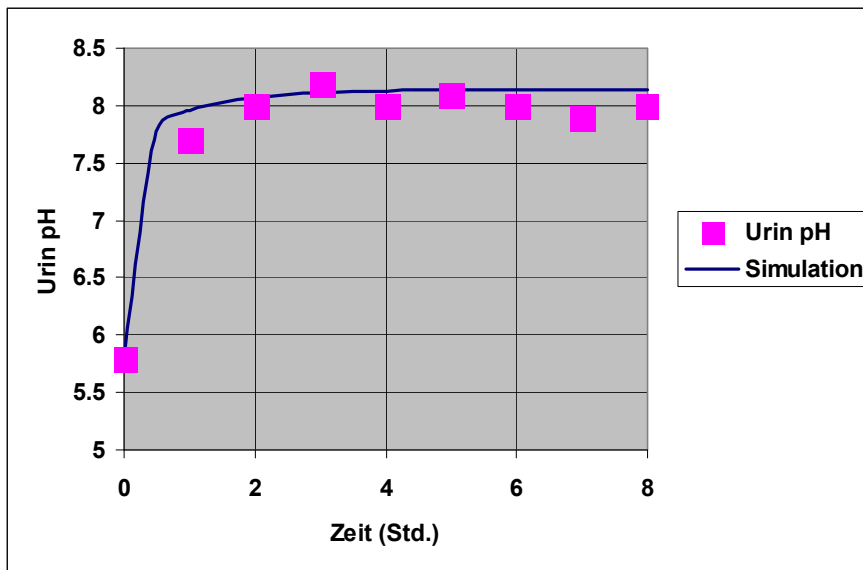


Abbildung 15: Vergleich des Verlaufs des pH-Wertes im Urin mit der Simulation

## 8.2 Interpretation

Angesichts der Komplexität der Prozesse kann das einfache Modell die pH-Verläufe im Blut und im Urin recht gut nachbilden.

Die Simulation zeigt sehr gut, dass die pH-Schwankungen im Blut relativ klein, im Urin hingegen gross sind.

Der pH-Wert des Blutes zeigt ein Überschieszen und dann eine Verminderung bis auf einen einigermaßen stabilen Wert. Das ist ein typisches Verhalten von einem Regler, der in dieser Simulation nicht berücksichtigt worden ist – hier ein biochemischer Regler.

Die basischen Salze wirken bei gewissen Sportarten nachweislich leistungssteigernd, trotzdem gehören sie nicht zum Doping.

## 8.3 Salzregulation in der Niere

Die Niere hat die Aufgabe das sog. innere Milieu konstant zu halten (im Meer war das durch die grosse Masse Wasser gewährleistet)

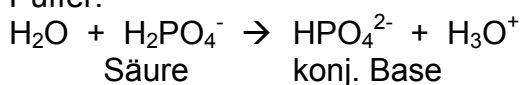
Die regulierte Wasserabgabe schützt den Körper vor Überwässerung und hält den osmotischen Druck konstant.

Durch Regulation der Ionen- Abgabe hält die Niere die normale Elektrolytzusammensetzung im Plasma aufrecht.

Der Urin kann sauer oder basisch sein. Der niedrigste Wert liegt bei pH 4.5.

Phosphat ist unter Normalbedingungen einer der wichtigsten Urinpuffer.

Puffer:



pKs ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ) = 7.2

## 8.4 Die Salzausscheidung in der Niere

Frage: Wie kann die Ionenausscheidung durch die Niere mit dem pH- Wert gesteuert werden?

Die Niere hat die Aufgabe das sogenannte innere Milieu konstant zu halten (im Meer war das durch die grosse Masse Wasser gewährleistet). Die regulierte Wasserabgabe schützt den Körper vor Überwässerung und hält den osmot. Druck konstant. Durch Regulation der Ionen- Abgabe hält die Niere die normale Elektrolytzusammensetzung im Plasma aufrecht. Der Urin kann sauer oder basisch sein. Der niedrigste Wert liegt bei pH 4.5. Phosphat ist unter Normalbedingungen einer der wichtigsten Urinpuffer.

Der Normalwert des Glomerulusfiltrats beträgt pH 7.2.

Mit dem Phosphat liegt ein Puffer vor:

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ist eine schwache Säure,  $\text{HPO}_4^{2-}$  ist ihre konjugierte Base.

$$\text{pH} = \text{pKs} + \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right); \text{ Puffergleichung}$$

$$\text{pH} = \text{pKs} + \log \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right);$$

$$\log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \text{pH} - \text{pKs}$$

$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = e^{(\text{pH} - \text{pKs})}$$

$$\text{für pH} = 7.2 \text{ ist } \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 1$$

$$\text{für pH} = 4.5 \text{ ist } \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0.002$$

$$\text{für pH} = 7.6 \text{ ist } \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 2.5$$

Interpretation:

Bei pH = 7.2 werden gleich viele  $\text{HPO}_4^{2-}$  Ionen (14) wie  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  Ionen (14) ausgeschieden; mit 28 Phosphationen werden 42 positive Ionen (z.B.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  etc.) ausgeschieden.

Bei pH = 4.5 werden praktisch nur  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  Ionen ausgeschieden; mit 28 Phosphationen werden 28 positive Ionen (z.B.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  etc.) ausgeschieden.

Bei pH = 7.6 werden 2.5 mal so viele  $\text{HPO}_4^{2-}$  Ionen (20) wie  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  Ionen (8) ausgeschieden; mit 28 Phosphationen werden 48 positive Ionen (z.B.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  etc.) ausgeschieden.

## 8.5 Folgerung

Je basischer der Urin wird, desto mehr Kationen werden ausgeschieden! Ein basischer Urin bedeutet somit auch Salzverlust – das ist jedoch bei Einnahme von basischen Salzen wichtig, denn die zugeführten Kationen müssen auch wieder entfernt werden.

## 9 Physiologische Daten zur Beurteilung der Salzmengen

Tabelle 2: Kalium-, Magnesium- und Natriumcitrat, Daten

Name	Summenformel	Molmassen (g/mol)	Anzahl geladene Teilchen pro Mol	mosm <sup>32</sup> pro Gramm	mg Kation/g	Tägl. Bedarf Kation mg
Kaliumcitrat (Trikaliumcitrat)	$C_6H_5K_3O_7 \cdot H_2O$	Monohydrat: 324,41	4	12.33	$K^+$ 360	$K^+$ 2000-6000
Natriumcitrat (Trinatriumcitrat)	$C_6H_5Na_3O_7 \cdot 5H_2O$	Pentahydrat: 348,2	4	11.49	$Na^+$ 198	$Na^+$ 2000-3000
Magnesiumcitrat (Dimagnesiumtricitrat)	$C_{12}H_{10}Mg_3O_{14}$	451,11	5	11.08	$Mg^{2+}$ 162	$Mg^{2+}$ 200-350

Die Osmolalität im Körper beträgt ca. 281-297 mosm/kg  $H_2O$ . Im Blutplasma entspricht 1 Liter Plasma 0.93 kg  $H_2O$  (pro Liter sind ca. 70 g Proteine). Die Erhöhung der Osmolalität von nur 3 mosm/kg  $H_2O$  genügt, um die ADH-Ausschüttung im Hypothalamus bzw. im Hypophysenhinterlappen zu erhöhen<sup>33</sup>. ADH gelangt dann mit dem Blut zur Niere und bewirkt dort eine verminderte Wasserausscheidung. Der dabei stimulierte Durst ist eine Aufforderung, das Körperwasser aufzufüllen.

Für eine isotonische Lösung müssten daher ca. 20 g Citrat-Salz pro Liter eingesetzt werden. Dabei ist noch nicht berücksichtigt, dass die Citrate der verschiedenen Kationen unterschiedlich toxisch sind und unterschiedlich rasch aufgenommen und ausgeschieden werden.

Tabelle 3: Ionen im Blutplasma<sup>34</sup>

Ion als Elektrolyt	Konzentration (mmol/l)	Gefährl. Menge mmol	Gefährl. Menge g Citrat	Rasch austauschbar mmol/kg	Resorption HWZ Std.	Biolog. HWZ Tage
$Na^+$	136-146	300	97.3	40	1	11-13
$K^+$	3,8-5,2	186	60	47	1.5	50-60
$Ca^{2+}$	2,3-2,7	250	b	4.5-5.5		25
$Mg^{2+}$	0,8-1,2	23-45 <sup>a</sup>	5-10	2.6-5.7	4.5	10
$Cl^-$	96-106			33	0.3	5-10
$HCO_3^-$	24-28					
$HPO_4^{2-}$	1,0-1,4					
Laktat <sup>-</sup>	1-2					
Pyruvat <sup>-</sup>	0,1-0,2					
Citrat <sup>3-</sup>	0,1-0,2					

a: Resorption von 30-60% berücksichtigt

b: Die Löslichkeit von Calciumcitrat-tetrahydrat beträgt bei Zimmertemperatur nur 9,6 g/l Wasser

**Für alle Substanzen gilt die Aussage von Paracelsus:  
„Allein die Dosis macht, dass etwas ein Gift ist.“**

**„Niemand ist gegen Irrtümer gefeit; das Grosse ist, aus ihnen zu lernen.“**  
*Karl Raimund Popper, (1902-1994) britischer Erkenntnisphilosoph*

## Literatur

- 
- <sup>1</sup> Wissenschaftliche Tabellen, Band 1, Nahrungsmittel, Ciba-Geigy Ltd., Basel, 1977, 239-255
  - <sup>2</sup> Binden von Säuren: Veresterung, freisetzen: Esterhydrolyse
  - <sup>3</sup> ANTI DOPING COMMISSION OF INDIA, SAMPLE TAKING PROCEDURE, <http://www.adcoi.org/procedure.htm>, 2004-10-10
  - <sup>4</sup> Irfan A. Agha, M.D., Department of Medicine, Renal Division, St. Louis University, St. Louis, MO. Review provided by VeriMed Healthcare Network.
  - <sup>5</sup> Marko P., Säure-Basen-Haushalt, Übersäuerung, ihre Folgen und was dagegen zu tun ist, <http://www.gesund-durch-essen.ch/Ac-Ba.html>, 2004-10-10
  - <sup>6</sup> Harnsäure: Römpf Lexikon Chemie – Version 2.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1999
  - <sup>7</sup> Wissenschaftliche Tabellen, Band 1, Fäces, Ciba-Geigy Ltd., Basel, 1977, 150
  - <sup>8</sup> z.T., aus Säure-Base-Begriff: Römpf Lexikon Chemie – Version 2.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1999
  - <sup>9</sup> Marko P., Säure-Basen-Haushalt, Übersäuerung, ihre Folgen und was dagegen zu tun ist, <http://www.gesund-durch-essen.ch/Ac-Ba.html>, 2004-11-07
  - <sup>10</sup> Baumgartner J., Der Vegetarier 1/92, Seite 12-14
  - <sup>11</sup> Spitzbart R., Basenpulver – Sinn oder Unsinn: LKH Gmunden klärt auf, Krankenhaus Gmunden, <http://www.lkh-gmunden.at/index.php?main=/46791.php>, 2004-11-07
  - <sup>12</sup> SCHWEIZER-KOCHREZEPT.CH, Der Säure / Basen Haushalt, 2004-11-07
  - <sup>13</sup> Bützer P., Roth M., Die Zeit im Griff, Systemdynamik in Chemie und Biochemie, verlag pestalozzianum, Zürich 2006, S. 50
  - <sup>14</sup> Vensim PLE, Ventana Systems Ins., <http://www.vensim.com/download.html>, 2004-10-11
  - <sup>15</sup> Bützer P., Roth M., Die Zeit im Griff, Systemdynamik in Chemie und Biochemie, verlag pestalozzianum, Zürich 2006, S. 50ff
  - <sup>16</sup> Remer T., Manz F., Potential renal acid load of foods and its influence on urine pH, Am Diet Assoc (1995) 95:791-797
  - <sup>17</sup> MedizinInfo, Lebensmitteltabellen für Purine und Harnsäure, <http://www.medizininfo.de/rheuma/purine/tabellen.htm>, 2004-10-10
  - <sup>18</sup> Remer T., Influence of diet on acid-base balance, Semin Dial, Jul-Aug; 13(4), 2000, 221-226
  - <sup>19</sup> Tiriyaki GR, Atterbom HA. The effects of sodium bicarbonate and sodium citrate on 600m running time of trained females. J Sports Med Physical Fitness 1995; 35: 194-198.
  - <sup>20</sup> McNaughton, L.R. (2000). Bicarbonate and Citrate. In Nutrition In Sport. Edited by Ronald J. Maughan. Malden, MA: Blackwell Science, Inc.
  - <sup>21</sup> Walker AF, Marakis G, Christie S and Byng M: Mg citrate found more bioavailable than other Mg preparations in a randomised, double-blind study. Magnesium Research 16:183-191 (2003)
  - <sup>22</sup> Fox D., Hard Cheese, New Scientist, 15 December 2001, 45
  - <sup>23</sup> Mc Naughton L, Thompson D: Acute versus chronic sodium bicarbonate ingestion and anaerobic work and power output. J Sports Med Phys Fitness 41 (2001) 456-462
  - <sup>24</sup> Rafoth R., CYCLING PERFORMANCE TIPS, <http://www.cptips.com/nutmyt.htm>, 2004-10-10
  - <sup>25</sup> Karlaganis G, Citric acid, <http://www.chem.unep.ch/irptc/sids/OECD/SIDS/77929.pdf>, 2004-10-10
  - <sup>26</sup> Oöpik V et al: Effects of sodium citrate ingestion before exercise on endurance performance in well trained college runners. Br J Sports Med 37 (2003) 485-489
  - <sup>27</sup> Williams M.H., Sodium bicarbonate, <http://www.humankinetics.com/sdsu/content/viewnotes.cfm?sid=30>, 2004-10-11
  - <sup>28</sup> Weber M., Leistungssteigerung mit basischen Salzen, Diplomarbeit, PHS St.Gallen, 2006
  - <sup>29</sup> Büchel K., Rheintaler Ribelmals – mehr als nur das Brot der armen Leute, Facharbeit, PHS St.Gallen, 2005
  - <sup>30</sup> Street D., Green S., Effect of ingestion rate of sodium citrate on blood and urine pH, 5th IOC World Congress on Sport Sciences with the Annual Conference of Science and Medicine in Sport 1999, Sydney 31 October -5 November 1999, <http://www.ausport.gov.au/fulltext/1999/iocwc/abs114b.htm>, 2004-10-10
  - <sup>31</sup> Bützer P., Roth M., Die Zeit im Griff, Systemdynamik in Chemie und Biochemie, verlag pestalozzianum, Zürich 2006, S. 57
  - <sup>32</sup> Unter Osmolarität versteht man in der Medizin die Konzentration osmotisch wirksamer Teilchen, unabhängig von deren Art bzw. Zusammensetzung oder elektrischer Ladung. m: Milli
  - <sup>33</sup> Silbernagl Stefan, Despopolos Agamemnon, dtv-Atlas der Physiologie, Georg Thieme Verlag, 1983, S.140
  - <sup>34</sup> Lang K., Wasser, Mineralstoffe, Spurenelemente, Dr. Dietrich Steinkopf Verlag, Darmstadt, 1974