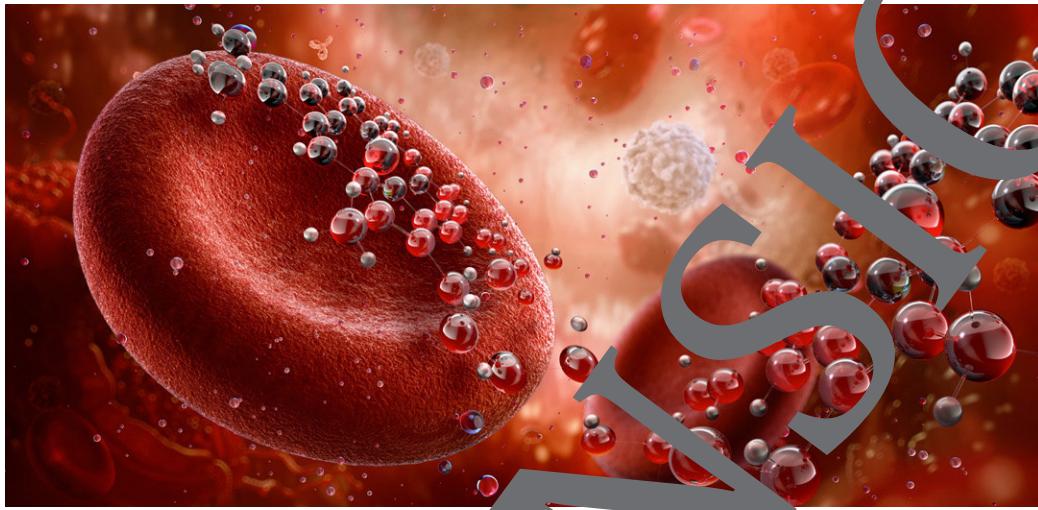


## II.D.21

### Säuren – Basen – Salze

## Wirkungsweise und Bedeutung von Puffersystemen – Puffer im Blut

Nach einer Idee von Dennis Dietz



© quantic69/iStock/Getty Images Plus

Schon kleine Schwankungen im pH-Wert des Bluts können schwerwiegende Folgen haben. Verantwortlich für die Stabilität dieses essentiellen Systems sind verschiedene Puffersysteme, die den physiologischen pH-Bereich zuverlässig sichern. In dieser Unterrichtseinheit steht die Säure-Basen-Chemie im Zentrum: Die chemischen Grundlagen der Säurerückreaktion werden erläutert und mit Beispielen aus dem menschlichen Organismus verknüpft. Dabei rücken auch Krankheitsbilder wie Azidose und Alkalose in den Fokus, die zeigen, welche dramatischen Konsequenzen eine Störung des Gleichgewichts haben kann. Der Harn erfüllt lebenswichtige Aufgaben – es versorgt den Körper mit Sauerstoff und Nährstoffen und transportiert Abfallstoffe wie Kohlendioxid ab. Seine Bedeutung tritt jedoch oft erst dann ins Bewusstsein, wenn gesundheitliche Probleme oder Verletzungen auftreten.

#### KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: 11–13

Dauer: 14 Unterrichtsstunden

Kompetenzen: 1. Erkenntnisgewinnungskompetenz; 2. Bewertungskompetenz; 3. Kommunikationskompetenz

Einzelarbeit, Partnerarbeit, Klausuraufgabe

Puffersysteme, Bikarbonat-Puffer, Hämoglobin, Proteine, Proteinpuffer, Phosphatpuffer, Puffergleichung, Brønsted, Säure, Base, Blut, Azidose, Alkalose, Atmung, Stoffwechsel, diabetische Ketoazidose, Ketokörper

## Auf einen Blick



### Vorbemerkungen

Die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie als Download.

### 1.–4. Stunde

Thema: Puffersysteme im Blut

M 1

Das Bikarbonat- und weitere Puffersysteme im Blut

M 2

Übersäuerung des Blutes – Chemische Beobachtung der Azidose

M 3

Basenüberschuss im Blut – Chemische Beobachtung der Azidose

M 4

Untersuchung der Pufferwirkung – ein Schülerversuch

Dauer:

**Vorbereitung:** 20 min, **Durchführung:** 35 min



Chemikalien:

- Wasser
- Natriumacetat
- Essigsäure (1 M)
- Universalindikator
- Salzsäure (1 M)
- Natronlauge (2 M)

Geräte:

- Schutzbrille pro Person
- 7 Bechergläser
- Messzylinder
- 2 Pipetten
- Spatel

**M 3**

## Basenüberschuss im Blut – Chemische Betrachtung der Azidose

Eine Alkalose liegt vor, wenn der pH-Wert des Bluts über 7,45 steigt. Anzeichen für eine Alkalose sind Reizbarkeit, Muskelzuckungen und -krämpfe sowie ein Kribbeln in den Fingern und Zehen. Im Extremfall kann es zu Muskelspasmen kommen. Zunächst einmal unterscheidet man zwei Formen der Alkalose. Bei einer metabolischen Alkalose kommt es infolge eines Säureverlusts oder einer großen Aufnahme an Basen zu einer Erhöhung des pH-Werts des Bluts. Eine respiratorische Alkalose tritt auf, wenn durch ein schnelles und tiefes Atmen (einer Hyperventilation) zu viel Kohlenstoffdioxid ausgeatmet wird. Im Folgenden sollen diese beiden Formen der Alkalose genauer erläutert werden.

### 1. Die metabolische Alkalose

Eine metabolische Alkalose kann beispielsweise dadurch entstehen, dass durch ein ständiges Erbrechen zu einem permanenten Verlust an Magensäure (Säure) kommt. Da diese in einem solchen Fall ständig nachgebildet werden muss, kommt es zu einer Erhöhung des pH-Werts im Blut. Doch was passiert dabei genau? Die Magensäure wird durch die Belegzellen in der Magenschleimhaut gebildet (Abbildung 1). Aus dem Blut diffundiert Kohlenstoffdioxid in die Belegzellen. Hier reagiert dieses mit Wasser zur Kohlensäure. Die Kohlensäure dissociert wiederum in Protonen und Hydrogencarbonat-Ionen. Dieser Prozess wird durch das Enzym Carboanhydrase (CA) katalysiert. Über eine Protonenpumpe gelangen die Protonen anschließend in das Mageninnere. Die Chlorid-Ionen gelangen in das Mageninnere, indem sie zunächst gegen Hydrogencarbonat-Ionen im Blut ausgetauscht werden.

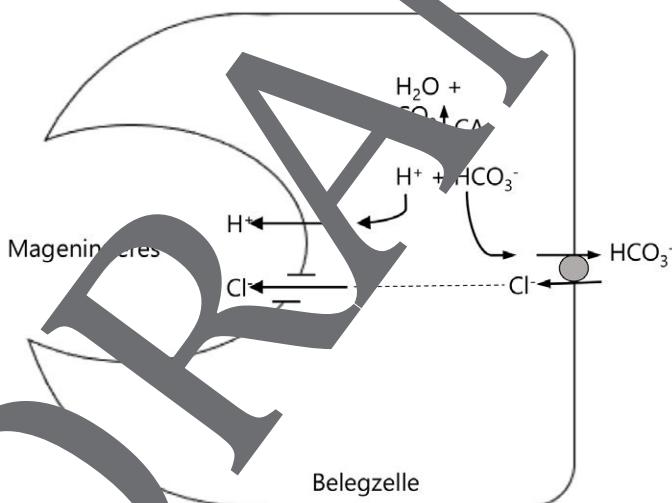


Abb. 1: Produktion von Magensäure in einer Belegzelle der Magenschleimhaut

© RAABE 2025 erstellt mit ChemDraw

Dies hat eine Erhöhung der Hydrogencarbonat-Ionen-Konzentration im Blut zur Folge. Hier regieren die Hydrogencarbonat-Ionen als Brønsted-Base. Eine Erhöhung des pH-Werts im Blut ist die Folge.

In seltenen Fällen kann eine metabolische Azidose auch durch den übermäßigen Konsum von Basen wie Backnatron verursacht werden. Backnatron besteht aus Natriumhydrogencarbonat. Die Ursache für den pH-Wert-Anstieg liegt in diesem Fall also ebenfalls in einer erhöhten Hydrogencarbonat-

Ionen-Konzentration im Blut. Ein starker Elektrolytverlust kann ebenfalls eine metabolische Alkalose auslösen. Hierbei wird infolge des Elektrolytverlusts die Nierenfunktion eingeschränkt, sodass die Niere nicht mehr in der Lage ist, den Säure-Base-Haushalt aufrechtzuerhalten.

## 2. Die respiratorische Alkalose

Das durch die Zellatmung gebildete Kohlenstoffdioxid liegt gelöst vor (Schritt 1). Hier reagiert es mit dem Wasser zunächst unter der Bildung von Kohlensäure (Schritt 2). Die Kohlensäure reagiert anschließend mit Wasser zu Hydrogencarbonat-Ionen sowie Oxonium-Ionen (Schritt 3).

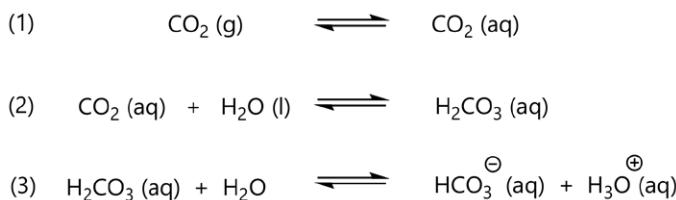


Abb. 2: Relevante Gleichgewichtsreaktionen bei einer respiratorischen Alkalose

© RAABE, erstellt mit ChemDraw

Bei allen diesen Schritten handelt es sich um Gleichgewichtsreaktionen, die miteinander gekoppelt sind. Wenn eine Person hyperventiliert, dann wird in kurzer Zeit Kohlenstoffdioxid ausgeatmet. Damit die Konzentration an gelöstem Kohlenstoffdioxid im Blut aufrechterhalten werden kann, wird zunächst Kohlensäure aus den Hydrogencarbonat- und den Oxonium-Ionen nachgebildet. Die Kohlensäure zerfällt wiederum in Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die Folge ist also ein Absinken der Oxonium-Ionenkonzentration und damit ein Anstieg des pH-Werts. Eine Alkalose wird stets durch die Behandlung der Ursache behandelt. Im Fall einer Hyperventilation kann daher das Beruhigen der Person ausreichen. Hilfreich ist auch das Atmen in eine Papiertüte, da so ausgeatmetes Kohlenstoffdioxid vermehrt wieder eingeatmet wird.

**Hinweis:** Früher wurde das Atmen in eine Papiertüte empfohlen; heute in verschiedenen Leitfäden wegen möglicher Risiken allerdings nicht mehr, da Atemnot auch andere Ursachen, wie zum Beispiel durch einen Herzinfarkt, haben kann. Besser ist Beruhigung, geführte Atmung und eine ärztliche Abklärung.

## Aufgaben

1. Erstellen Sie ein Überblicksschema für die Ursachen einer Alkalose.
2. Stellen Sie die Bildung von Magensäure in einem Fließdiagramm dar.
3. Erklären Sie das Ansteigen des pH-Werts im Blut infolge eines übermäßigen Erbrechens.
4. Erläutern Sie weshalb die Abbildung 1 modellhaft ist, und äußern Sie Modellkritik.
5. Berechnen Sie die Konzentration an Kohlensäure im Blut für den Fall einer Alkalose, bei der eine Konzentration von 37 mmol/l für Hydrogencarbonat-Ionen bestimmt wurde. Gehen Sie vereinfachend davon aus, dass es im Blut nur das Bikarbonatpuffersystem gibt.
6. Erklären Sie anhand des Prinzips von Le Chatelier, weshalb eine Hyperventilation zu einer Alkalose führen kann.

**M 4****Untersuchung der Pufferwirkung – ein Schülerversuch**

In dem folgenden Versuch untersuchen Sie den Einfluss der Zusammensetzung eines Puffers auf dessen Fähigkeit zur pH-Wert-Pufferung. Dazu werden zunächst drei Acetatpuffer verschiedener Zusammensetzung hergestellt und anschließend mit Säuren und Basen auf deren Fähigkeit zur Pufferung des pH-Werts überprüft.



**Schülerversuch: Pufferwirkung im Vergleich**

**Vorbereitung:** 20 min, **Durchführung:** 35 min

Chemikalien	Geräte
<input type="checkbox"/> Wasser <input type="checkbox"/> Natriumacetat <input type="checkbox"/> Essigsäure (1 M)  <input type="checkbox"/> Universalindikator  <input type="checkbox"/> Salzsäure (1 M)  <input type="checkbox"/> Natronlauge (1 M) 	<input type="checkbox"/> Schutzbri  <input type="checkbox"/> 7 Bechergl  <input type="checkbox"/> Messzylinder  <input type="checkbox"/> 2 Pipet  <input type="checkbox"/> Spatel

**Entsorgung:** Die Natriumacetatlösung kann über den Sammelbehälter für Salzlösungen entsorgt werden. Die Pufferlösungen sollten einen pH-Wert zwischen 6 und 8 aufweisen, um in den Sammelbehälter für Salzlösungen entsorgt zu werden

**Vorbereitung der Lösung und der Reagenzien:****1. Herstellung einer 1 M Natriumacetatlösung:**

Hierfür werden 8,2 g Natriumacetat in 200 ml Wasser gelöst.

**2. Acetatpuffer 1:**

Es werden 20 ml Essigsäure zu 20 ml Natriumacetatlösung in ein Becherglas gegeben und gerührt.

**3. Acetatpuffer 2:**

Es werden 4 ml Essigsäure zu 36 ml Natriumacetatlösung in ein Becherglas gegeben und gerührt.

**4. Acetatpuffer 3:**

Es werden 36 ml Essigsäure und 4 ml Natriumacetatlösung in ein Becherglas gegeben und gerührt.

**Versuchsdurchführung:**

Jeweils 20 ml einer zu untersuchenden Pufferlösung werden in ein Becherglas gegeben und mit 5 Tropfen Universalindikatorlösung versetzt. Anschließend wird tropfenweise Salzsäurelösung in das eine Becherglas und Natronlauge in das andere Becherglas gegeben, bis eine deutliche Farbveränderung der Pufferlösung zu erkennen ist. Die Anzahl der dafür benötigten Tropfen wird notiert. Das Vorgehen wird mit den anderen beiden Pufferlösungen wiederholt.

**Aufgaben**

- Notieren Sie Ihre Versuchsbeobachtungen und erklären Sie Ihre Ergebnisse mithilfe der Henderson-Hasselbalch-Gleichung.
- Bewerten Sie, ob es sinnvoll ist, den wirksamen Bereich eines Puffersystems als  $\text{pH} = \text{pK}_\text{s} \pm 1$  zu definieren.

# Mehr Materialien für Ihren Unterricht mit RAAbits Online

Unterricht abwechslungsreicher, aktueller sowie nach Lehrplan gestalten – und dabei Zeit sparen.

Fertig ausgearbeitet für über 20 verschiedene Fächer, von der Grundschule bis zum Abitur: Mit RAAbits Online stehen redaktionell geprüfte, hochwertige Materialien zur Verfügung, die sofort einsetz- und editierbar sind.

- ✓ Zugriff auf bis zu **400 Unterrichtseinheiten** pro Fach
- ✓ Didaktisch-methodisch und **fachlich geprüfte Unterrichtseinheiten**
- ✓ Materialien als **PDF oder Word** herunterladen und individuell anpassen
- ✓ Interaktive und multimediale Lerneinheiten
- ✓ Fortlaufend **neues Material** zu aktuellen Themen



**Testen Sie RAAbits Online  
14 Tage lang kostenlos!**

[www.raabits.de](http://www.raabits.de)

