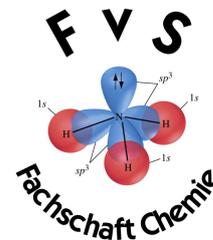


Wiederholungsthema:

Säuren und Basen



Zusammenfassung:

Äpfel und Zitronen schmecken sauer; Milch wird sauer, wenn sie zu lange steht. Verantwortlich dafür sind Fruchtsäuren bzw. Milchsäure. Als Gegenspieler der Säure bezeichnet man die Base. Basen bilden in Wasser sogenannte alkalische Lösungen (Laugen), welche sich seifig anfühlen (z.B. Seifenlauge).

Diese ursprüngliche Definition einer Säure bzw. Lauge mithilfe des Geschmacks bzw. des Gefühls auf der Haut sind für die Chemie unzureichend, zumal das Testen des Geschmacks und das Berühren von Säuren und Laugen zu starken Verätzungen führen können.

Zur Klassifizierung von Säuren und Basen eignen sich daher andere Definitionen besser.



Achtung

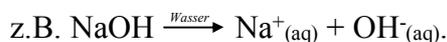
Definition von Säure und Base

1887 definierte *Svante Arrhenius* Säuren als Teilchen, die in Wasser in Wasserstoffionen (H^+) und Säurerest-Anionen dissoziieren,



[Die Wasserstoffionen verbinden sich mit weiteren Wassermolekülen, weshalb man häufig H_3O^+ schreibt (Hydronium-Ion). $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$]

Basen dissoziieren laut Arrhenius in Wasser zu Hydroxidionen (OH^-) und Baserest-Kationen,



Während sich das Säure-Base-Konzept von Arrhenius ausschließlich auf Wasser als Lösungsmittel bezieht, ist die 1923 von *Johannes Brønsted* aufgestellte Definition unabhängig vom Lösungsmittel. Nach Brønsted bezeichnet eine Säure einen Protonendonator, d.h. ein Teilchen, das Protonen (H^+ -Ionen) an einen Reaktionspartner abgeben kann. Der Reaktionspartner, der das Proton aufnimmt, wird als Protonenakzeptor bzw. Base bezeichnet.

Laut Brønsted muss, wenn ein Stoff als Säure reagiert, gleichzeitig ein anderer Stoff anwesend sein, der als Base reagiert. In einer Säure-Base-Reaktion wird demnach ein Proton von der Säure auf die Base übertragen, wobei dann die korrespondierende Base bzw. Säure entsteht,



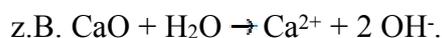
Hier sind $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ und $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ Paare von korrespondierender Säure und Base.

Bildung von Säuren und Basen

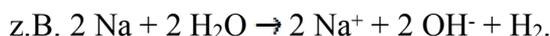
Bei der Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser entstehen Säuren,



Metalloxide bilden mit Wasser basische/alkalische Lösungen,



Alkalische Lösungen entstehen auch bei Reaktion von Alkali- oder Erdalkalimetallen mit Wasser unter Wasserstoffentwicklung,



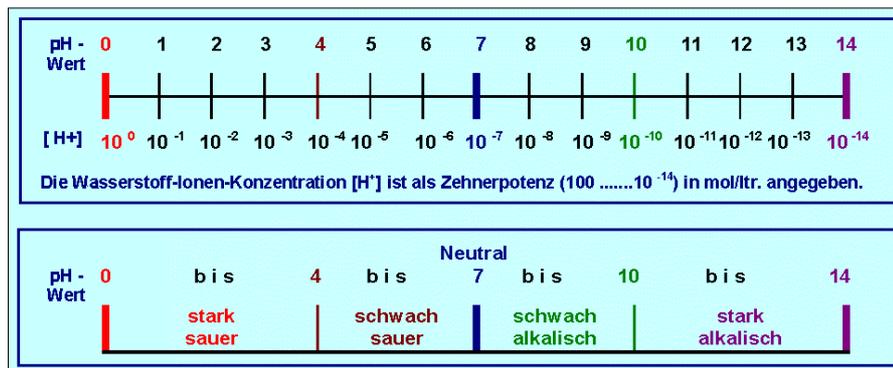
Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen

Saure und alkalische Lösungen sind stark ätzend, weshalb man sie vorsichtig handhaben muss. Bei starken Verdünnungen können Säuren auch ungefährlich sein, so enthält zum Beispiel Cola verdünnte Phosphorsäure und kann trotzdem ohne Verätzungen getrunken werden.

Da in sauren und alkalischen Lösungen Ionen vorhanden sind, leiten diese elektrischen Strom.

Der pH-Wert

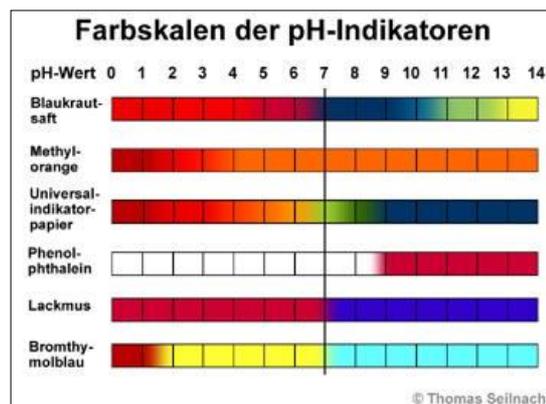
Der pH-Wert einer Lösung kann als negativer dekadischer („10er“) Logarithmus der Konzentration an H⁺-Ionen ermittelt werden: $\text{pH} = -\lg[\text{c}(\text{H}^+)]$. Kleine pH-Werte bedeuten demnach eine große Konzentration an Wasserstoffionen. So kann man mithilfe des pH-Wertes ermitteln, ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist: Saure Lösungen haben pH-Werte von 0 bis 6, alkalische Lösungen von 8 bis 14. Dazwischen liegen neutrale Lösungen mit einem pH-Wert von 7.



Indikatoren

Indikatoren sind Farbstoffe, die abhängig vom pH-Wert ihre Farbe ändern. Sie zeigen in sauren Lösungen eine andere Farbe als in alkalischen. Universalindikator färbt sich beispielsweise in Säuren rot/gelb, bei basischen Lösungen blau/violett und im Neutralen grün.

Andere Indikatoren zeigen andere Farbumschläge.



Übungsaufgaben:

1. Entscheide und begründe, ob es sich bei folgenden Verbindungen um Säuren oder Basen handelt...

a) ...wenn die Definition von Arrhenius zugrunde liegt.

b) ...wenn die Definition von Brønsted zugrunde liegt.

HCl, NH₃, H₂SO₄, NaOH, Ca(OH)₂, HCN, CH₃COOH, AlCl₃

2. Entscheide, ob folgende Aussagen richtig oder falsch sind. Korrigiere sie gegebenenfalls.

a) Die pH-Skala reicht von 0 bis 14.

b) Alkalische Lösungen haben einen pH-Wert unter 7, basische Lösungen einen pH-Wert über 7.

c) Brønsted-Säuren geben Elektronen ab.

d) Säuren bilden in Wasser Hydroxidionen.

e) Gibt man eine Säure in Wasser, so entsteht eine saure Lösung.

f) Lauge und Base sind zwei verschiedene Wörter für ein und dasselbe.

g) Ein positiv geladenes Wasserstoffion ist ein Proton.

h) Brønsted-Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen (Protonenakzeptoren).

3. Hydrogencarbonat-Ionen haben die Formel HCO₃⁻. Erläutere, warum Hydrogencarbonat sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann. Begründe, wovon abhängt, ob es als Säure oder Base reagieren wird.

4. In einem See wird regelmäßig der pH-Wert gemessen. Dieses Jahr wurde eine Erniedrigung von pH=5 auf pH=4 festgestellt. Wieso ist dies mit dem Sterben der meisten Lebewesen in diesem Gewässer verbunden? Wie hat sich der Säuregehalt des Sees verändert?

Beschreibe eine Möglichkeit, wie man den ursprünglichen pH-Wert wieder herstellen könnte.

5. Gib die Namen der Säurerest-Anionen der folgenden Säuren an.

Chlorwasserstoff (HCl), Phosphorsäure (H₃PO₄), Chlorsäure (HClO₃), Schweflige Säure (H₂SO₃)

6. Gib die Säuren an, von denen die angegebenen Säurerest-Anion abstammen.

Sulfat (SO₄²⁻), Carbonat (CO₃²⁻), Nitrat (NO₃⁻), Bromid (Br⁻)

Lösungen:

1.

Verbindung	a) nach Arrhenius	b) nach Brønsted
HCl	Säure, da in Wasser H ⁺ -Ionen gebildet werden (Säurerestion: Cl ⁻)	Säure, da Protonen abgegeben werden können (polarisierte Bindung zwischen Cl und H; korrespondierende Base: Cl ⁻)
NH ₃	Keine Base, da keine OH ⁻ -Ionen vorhanden; Keine Säure, da in Wasser keine H ⁺ -Ionen gebildet werden	Base, da Protonen aufgenommen werden können (korrespondierende Säure: NH ₄ ⁺) Säure, da Protonen abgegeben werden können (korrespondierende Base: NH ₂ ⁻) [nur bei stärkeren Brønsted-Basen]
H ₂ SO ₄	Säure, da in Wasser H ⁺ -Ionen gebildet werden (Säurerestion: SO ₄ ²⁻)	Säure, da Protonen abgegeben werden können (korrespondierende Base: HSO ₄ ⁻)
NaOH	Base, da in Wasser OH ⁻ -Ionen entstehen (Baserestkation: Na ⁺)	OH ⁻ ist eine Base, da Protonen aufgenommen werden können (korrespondierende Säure: H ₂ O), NaOH als solches ist keine Base, in wässriger Lösung hingegen liegt OH ⁻ vor
Ca(OH) ₂	Base, da in Wasser OH ⁻ -Ionen entstehen (Baserestkation: Ca ²⁺)	OH ⁻ ist eine Base, da Protonen aufgenommen werden können (korrespondierende Säure: H ₂ O), Ca(OH) ₂ als solches ist keine Base, in wässriger Lösung hingegen liegt OH ⁻ vor
HCN	Säure, da in Wasser H ⁺ -Ionen gebildet werden (Säurerestion: CN ⁻)	Säure, da Protonen abgegeben werden können (korrespondierende Base: CN ⁻)
CH ₃ COOH	Säure, da in Wasser H ⁺ -Ionen gebildet werden (Säurerestion: Acetat)	Säure, da Protonen abgegeben werden können (korrespondierende Base: Acetat)
AlCl ₃	Weder Säure noch Base, da bei der Dissoziation in Wasser keine Wasserstoff- oder Hydroxidionen entstehen	Weder Säure noch Base, da Protonen weder abgegeben (keine vorhanden) noch aufgenommen werden können

2.

- Die pH-Skala reicht von 0 bis 14. ✓
- ✗
„Alkalische“ und „basische“ Lösungen bezeichnen beide die Lösung einer Base in Wasser. Sie haben einen pH-Wert von über 7. Der zweite Teil der Aussage ist demnach richtig.
- ✗
Brønsted-Säuren geben Protonen ab. Bei Elektronenübertragungen spricht man von Redox-Reaktionen.
- ✗
Säuren bilden in Wasser Hydroniumionen (H₃O⁺), Hydroxidionen liegen in alkalischen Lösungen vor.
- Gibt man eine Säure in Wasser, so entsteht eine saure Lösung. ✓
- ✗
„Base“ bezeichnet Teilchen, die Protonen aufnehmen können (bzw. bei Arrhenius feste Hydroxide). „Lauge“ ist ein anderer Begriff für basische oder alkalische Lösungen, welche entstehen, wenn eine Base in Wasser gegeben wird.
- Ein positiv geladenes Wasserstoffion ist ein Proton. ✓ (Ein Wasserstoffatom H enthält ein Proton und ein Elektron. Gibt dieses ein Elektron ab, so bleibt nur ein Proton übrig, welches mit H⁺ bezeichnet wird.)
- Brønsted-Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen (Protonenakzeptoren). ✓

Lösungen (Fortsetzung):

3. Hydrogencarbonat enthält ein positiv polarisiertes Wasserstoffatom, welches als Proton abgespalten werden kann. In diesem Fall reagiert HCO_3^- als Säure:



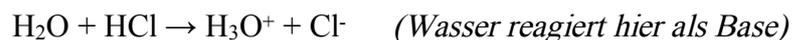
Andererseits kann es auch ein Proton von einem Reaktionspartner (Säure HA) aufnehmen und so als Base reagieren:



Ob Hydrogencarbonat als Säure oder Base reagiert hängt also vom Reaktionspartner ab. Das Hydrogencarbonat-Ion wird nur dann als Säure reagieren und ein Proton abgeben (korrespondierendes Säure-Base Paar: $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$), wenn der Reaktionspartner (B^-) eine stärkere Base als Carbonat ist, d.h. eine höhere Affinität für Protonen hat.

Umgekehrt wird das Hydrogencarbonat-Ion als Base reagieren und ein Proton aufnehmen (korrespondierendes Base-Säure-Paar: $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$), wenn der Reaktionspartner (HA) eine stärkere Säure als Kohlensäure ist.

Stoffe, die sowohl als Säure als auch als Base reagieren können, nennt man Ampholyte. Ein sehr wichtiger Ampholyt ist z.B. Wasser:



4. Da die pH-Skala logarithmisch ist, bedeutet schon eine Absenkung um nur eine Einheit einen Anstieg des Säuregehalts im Gewässer um das Zehnfache. Dies können Fische usw. nicht überleben.

Um den pH-Wert wieder um eine Einheit zu erhöhen, muss das Wasser um das Zehnfache verdünnt werden. Dazu könnte man den See bis auf ein Zehntel seines Volumens auspumpen und anschließend mit sauberem Wasser auffüllen. Alternativ könnte man die neunfache Menge des im See enthaltenen Wassers zusätzlich hinzugeben. Dabei würde allerdings die ganze Umgebung überflutet. Auch die erste Möglichkeit erscheint wenig praktikabel.

Durch Zugabe von Lauge könnte man stattdessen versuchen, die Säure zu neutralisieren. Hierbei besteht die Gefahr, dass durch die Lauge weitere Umweltschäden verursacht werden.

Insgesamt ist festzuhalten, dass ein Absenken des pH-Wertes um eine ganze pH-Einheit einer großen Erhöhung des Säuregehalts entspricht und somit einer Umweltkatastrophe gleichkommt.

5. Chlorwasserstoff \Rightarrow Chlorid (Cl^-)

Phosphorsäure kann nacheinander drei Wasserstoff-Ionen abspalten. Es lassen sich daher drei mögliche Säurerest-Ionen angeben:

Dihydrogenposphat (H_2PO_4^-)

Hydrogenposphat (HPO_4^{2-})

Posphat (PO_4^{3-})

Chlorsäure \Rightarrow Chlorat (ClO_3^-)

Schweflige Säure: Es lassen sich zwei Säurerest-Ionen angeben: Hydrogensulfit (HSO_3^-)
Sulfit (SO_3^{2-})

6. Sulfat \Rightarrow Schwefelsäure

Carbonat \Rightarrow Kohlensäure

Nitrat \Rightarrow Salpetersäure

Bromid \Rightarrow Bromwasserstoff