



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 4:

Stark macht schwach... und umgekehrt!



Im Magen des Menschen herrscht ein „ungemütliches“ Milieu: Der pH-Wert liegt im nüchternen Zustand zwischen 1,0 und 1,5, was einer etwa 0,5%-igen Salzsäure entspricht. Dieses stark saure Milieu ist notwendig, damit die Eiweißverdauung beginnen kann und dient gleichzeitig der Abwehr von möglichen Krankheitserregern, den Mikroorganismen, die wir uns täglich über die Nahrung zuführen. Damit sich unser Magen nicht auch selbst verdaut, gibt es bestimmte Schutzeinrichtungen, die einen Angriff der „starken“ Salzsäure auf unsere Magenschleimhaut verhindert.

Im Tier- und Pflanzenreich sind Säuren weit verbreitet, zumeist handelt es sich dabei um „schwache“ Säuren. Z. B.:

- Methansäure, das Abwehrgift der Ameisen,
- Essigsäure, bestimmt den sauren Geschmack des Salats,
- Kohlensäure, erfrischt uns in „Sprudelwasser“ oder Limonade,
- Oxalsäure, ist für den säuerlichen Geschmack des Rhabarbers und der Stachelbeeren verantwortlich,
- Zitronensäure, lässt uns nach einem Biss in Zitronen u. a. Zitrusfrüchte, Kiwis oder Ananas manchmal ganz schön das Gesicht verziehen,
- Weinsäure oder Äpfelsäure, ist in vielen Früchten enthalten.



Auch im Internet wird häufig über die gesundheitsschädliche Wirkung von Cola diskutiert, wobei viele User die Ansicht vertreten, dass die in Cola enthaltene Phosphorsäure stark dafür verantwortlich sei. Richtig ist aber, dass die Phosphorsäure nur eine schwache Säure ist und daher unserem Magen oder unseren Zähnen keinen Schaden zufügt.

Was macht eine Säure stark bzw. schwach?

Zur Klärung dieser Frage betrachten wir die „starke“ Salzsäure und die „schwache“ Phosphorsäure vergleichend.

Die Säurereaktion mit Wasser:

Als einprotonige Säure fungiert ein Chlorwasserstoff-Molekül als Protonendonator:



Als dreiprotonige Säure gibt ein Phosphorsäure-Molekül drei Protonen schrittweise ab:

1. Protolysestufe: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
2. Protolysestufe: $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
3. Protolysestufe: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

Schwefelsäure, eine starke Säure, enthält zwei Protonen pro Molekül und protolysiert demnach in einer zweistufigen Reaktion. Die Anzahl der Protonen, die in einem Säuremolekül gebunden sind, kann also nicht als Maß für die Säurestärke herangezogen werden. An der Reaktionsgleichung erkennt man aber, dass die Säurereaktion mit Wasser mehr oder weniger unvollständig verläuft und sich ein Protolyse-Gleichgewicht einstellt. Die Ursache für die unterschiedlichen Säurestärken muss demnach in der Lage des chemischen Gleichgewichts begründet sein:

MWG:
$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Säurerest-Ion})}{c(\text{Säure}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

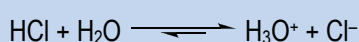
Die Konzentration des Wassers wird als nahezu konstant angenommen und durch mathematisches Umformen auf die Seite der Konstante gebracht; sie erhält nun die Bezeichnung „**Säurekonstante**“, K_S .

Daraus folgt: $K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Säurerest-Ion})}{c(\text{Säure})}$ Die Dimension der Säurekonstante ist mol / L.

Die Säurekonstante:

Salzsäure $K_S = 1,0 \cdot 10^7 \text{ mol/L}$

Der Wert von K_S ist viel größer als 1. Unter Berücksichtigung des MWG bedeutet das, dass das Protolyse-Gleichgewicht fast vollständig auf der Seite der Produkte liegt. Die Salzsäure ist also fast vollständig protolysiert. Das bessere Reaktionsschema:



Phosphorsäure $K_S = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ (1.)

Dihydrogenphosphat-Ion $K_S = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ (2.)

Hydrogenphosphat-Ion $K_S = 4,4 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$ (3.)

Der K_S -Wert der Phosphorsäure ist kleiner als 1. Unter Berücksichtigung des MWG stellt man fest, dass das Protolyse-Gleichgewicht mehr auf der Seite der Edukte liegt:



Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 4:

Stark macht schwach... und umgekehrt!



Für die Säurekonstante gilt die folgende Einteilung:

- $> 1 \text{ mol/L}$ sehr stark
- $1 - 1 \cdot 10^{-4,5} \text{ mol/L}$ stark
- $1 \cdot 10^{-4,5} - 1 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$ mittelstark
- $1 \cdot 10^{-9} - 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$ schwach
- $< 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$ sehr schwach

Nach dieser Einteilung handelt es sich bei Salzsäure mit $K_S = 1,0 \cdot 10^7 \text{ mol/L}$ um eine sehr starke Säure.

Je größer der K_S -Wert ist, desto stärker ist die Säure.

Je kleiner der K_S -Wert ist, desto schwächer ist die Säure.

Nach dieser Einteilung müsste Phosphorsäure mit $K_S = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ aber eine starke Säure sein!

In der Phosphorsäure gestaltet sich eine Aussage darüber etwas komplexer, da sich die drei Protolysenstufen gegenseitig bedingen (Prinzip von Le Chatelier). Um eine Aussage über die Säurestärke von Phosphorsäure machen zu können, müssen alle drei Protolysenstufen berücksichtigt werden. Das in der 1. Stufe gebildete Dihydrogenphosphat-Ion besitzt eine negative Ladung, die einer weiteren Abgabe positiv geladener Wasserstoff-Ionen entgegen wirkt. Das erklärt die geringere Protolyseneigung in den darauffolgenden Stufen und äußert sich in noch kleineren K_S -Werten:

$K_S(2) = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ und $K_S(3) = 4,4 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$. Das entspricht jeweils einer mittelstarken und schwachen Säure.

Da die K_S -Werte schwacher Säuren sehr klein und damit nahezu unvorstellbar sind [$K_S(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,00000000000044 \text{ mol/L}$], begegnet man für eine bessere Übersichtlichkeit diesem Umstand mit der Verwendung der negativen dekadischen Logarithmen dieser Werte. Der negative dekadische Logarithmus der Säurekonstante K_S wird **Säureexponent** $\text{p}K_S$, kurz **$\text{p}K_S$ -Wert**, genannt.

Salzsäure

$$\text{p}K_S = -\log K_S = -\log 1,0 \cdot 10^7 = -7$$

Phosphorsäure

$$\text{p}K_S = -\log K_S = -\log 7,5 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,12} \quad (1.)$$

Dihydrogenphosphat-Ion

$$\text{p}K_S = -\log K_S = -\log 6,2 \cdot 10^{-8} = \mathbf{7,2} \quad (2.)$$

Hydrogenphosphat-Ion

$$\text{p}K_S = -\log K_S = -\log 4,4 \cdot 10^{-13} = \mathbf{12,36} \quad (3.)$$

Für den Säureexponenten gilt die folgende Einteilung:

- $\leq -1,74$ sehr stark
- $-1,74 - 4,5$ stark
- $4,5 - 10$ schwach

Je kleiner der $\text{p}K_S$ -Wert ist, desto stärker ist die Säure.

Je größer der $\text{p}K_S$ -Wert ist, desto schwächer ist die Säure.

Salzsäure ist eine sehr starke Säure.

Phosphorsäure ist im Vergleich zur Salzsäure eine viel schwächere Säure.

Alte Chemikerweisheit:

Eine stärkere Säure verdrängt die schwächere Säure aus ihrem Salz.

Diese Regel macht man sich zum Beispiel bei der Herstellung von Säuren aus ihren Salzen zu nutze. Will man z. B. Phosphorsäure herstellen, so sucht man sich ein Salz dieser Säure, also z. B. Natriumphosphat, und versetzt es mit einer stärkeren Säure, z. B. Salzsäure. Die Salzsäure treibt die Phosphorsäure aus ihrem Salz aus:



Beim Erhitzen des Gemisches ist es möglich, die Phosphorsäure abdestillieren.

Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 4:

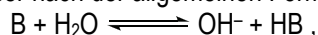
Stark macht schwach... und umgekehrt!



	K_S in mol/L	pK_S	Säure	Konjugierte Base	pK_B	K_B in mol/L	
Volständige Protonenabgabe	$1,0 \cdot 10^{11}$	-11	HI	I ⁻	25	$1,0 \cdot 10^{-25}$	Keine Protonen-aufnahme
	$1,0 \cdot 10^{10}$	-10	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	24	$1,0 \cdot 10^{-24}$	
	$1,0 \cdot 10^9$	-9	HBr	Br ⁻	23	$1,0 \cdot 10^{-23}$	
	$1,0 \cdot 10^7$	-7	HCl	Cl ⁻	21	$1,0 \cdot 10^{-21}$	
	$1,0 \cdot 10^3$	-3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	17	$1,0 \cdot 10^{-17}$	
	55,5	-1,74	H ₃ O ⁺	H ₂ O	15,74	$1,8 \cdot 10^{-16}$	
	$2,1 \cdot 10^1$	-1,32	HNO ₃	NO ₃ ⁻	15,32	$4,8 \cdot 10^{-16}$	
	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	12,08	$8,3 \cdot 10^{-13}$	
	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,13	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	11,87	$1,3 \cdot 10^{-12}$	
	$6,0 \cdot 10^{-3}$	2,22	[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Fe(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	11,78	$1,7 \cdot 10^{-12}$	
Säurestärke nimmt zu	$7,2 \cdot 10^{-4}$	3,14	HF	F ⁻	10,86	$1,4 \cdot 10^{-11}$	Basesärke nimmt zu
	$4,5 \cdot 10^{-4}$	3,35	HNO ₂	NO ₂ ⁻	10,65	$2,2 \cdot 10^{-11}$	
	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75	HCOOH	HCOO ⁻	10,25	$5,6 \cdot 10^{-11}$	
	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	9,25	$3,8 \cdot 10^{-10}$	
	$1,4 \cdot 10^{-5}$	4,85	[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Al(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	9,15	$7,1 \cdot 10^{-10}$	
	$3,0 \cdot 10^{-7}$	6,52	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	7,48	$3,3 \cdot 10^{-8}$	
	$1,2 \cdot 10^{-7}$	6,92	H ₂ S	HS ⁻	7,08	$8,3 \cdot 10^{-8}$	
	$9,1 \cdot 10^{-8}$	7,00	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	7,00	$1,1 \cdot 10^{-7}$	
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	6,80	$1,6 \cdot 10^{-7}$	
	$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25	NH ₄ ⁺	NH ₃	4,75	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
Keine Protonen-abgabe	$4,0 \cdot 10^{-10}$	9,40	HCN	CN ⁻	4,60	$2,5 \cdot 10^{-5}$	Volst. Protonen-aufnahme
	$4,0 \cdot 10^{-11}$	10,40	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	3,60	$2,5 \cdot 10^{-4}$	
	$4,4 \cdot 10^{-13}$	12,36	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	1,64	$2,3 \cdot 10^{-2}$	
	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,00	HS ⁻	S ²⁻	1,00	$1,0 \cdot 10^{-1}$	
	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,74	H ₂ O	OH ⁻	-1,74	55,5	
	$1,3 \cdot 10^{-16}$	15,90	C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ O ⁻	-1,90	$7,9 \cdot 10^1$	
	$1,0 \cdot 10^{-23}$	23,00	NH ₃	NH ₂ ⁻	-9,00	$1,0 \cdot 10^9$	
	$1,0 \cdot 10^{-24}$	24,00	OH ⁻	O ²⁻	-10,00	$1,0 \cdot 10^{10}$	

Eine ausführliche Tabelle befindet sich in jedem Tafelwerk.

Betrachtet man die Basereaktion mit Wasser nach der allgemeinen Form,



so lassen sich die für Säuren zutreffenden Aussagen analog nachvollziehen. Das MWG lautet:

$$K = \frac{c(OH^-) \cdot c(HB)}{c(Base) \cdot c(H_2O)}$$

Da die Konzentration von Wasser als nahezu konstant gilt, folgt:

$$K \cdot c(H_2O) = K_B = \frac{c(OH^-) \cdot c(HB)}{c(Base)} \quad \text{Die Dimension der Basekonstante } K_B \text{ ist mol / L.}$$

Wegen relativ kleiner K_B -Werte schwacher Basen wird der pK_B -Wert durch den negativen dekadischen Logarithmus gebildet:

$$pK_B = -\log K_B$$

Je kleiner der pK_B -Wert ist, desto stärker ist die Base. Je größer der pK_B -Wert ist, desto schwächer ist die Base. Aus der obigen Tabelle ist außerdem ersichtlich, dass eine starke Säure immer mit einer schwachen Base konjugiert ist und umgekehrt (Bezug zum Titel des Arbeitsblattes).

Beispiel: $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$ konjugierte S.-B.-Paare: (1) HCl / Cl⁻ und (2) H₂O / H₃O⁺
Starke Säure / schwache Base schwache Base / starke Säure

Stoff-Teilchen-Konzept

Struktur-Eigenschafts-Konzept

Donator-Akzeptor-Konzept

Gleichgewichts-Konzept

Energie-Konzept



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 4:

Stark macht schwach... und umgekehrt!



pH-Wert-Berechnung

Sehr starke Säuren und Basen

Ist die gelöste Säure oder Base sehr stark und handelt es sich um eine verdünnte Lösung, dann verläuft die Protolyse praktisch vollständig, das Protolyse-Gleichgewicht liegt vollständig auf der Seite der Protolyse-Produkte. Bei vollständiger Protolyse werden alle Säure- bzw. Baseteilchen in Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen überführt. In der Lösung ist deshalb die Konzentration der H_3O^+ -Ionen bzw. der OH^- -Ionen so groß wie die Ausgangskonzentration c_0 der starken Säure bzw. starken Base. Demnach gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 \quad c(\text{OH}^-) = c_0$$

In die Definitionsgleichung für den pH-Wert

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

kann deshalb an die Stelle der Oxonium-Ionen direkt die Ausgangskonzentration der Säure eingesetzt werden. Liegt eine Basenlösung vor, so ist die Konzentration der Hydroxid-Ionen in die Konzentration der Oxonium-Ionen umzurechnen.

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)}$$

Berechnung gilt bei:

$$\frac{K_S}{c(\text{Säure})} > 100 \quad \text{bzw.} \quad \frac{K_B}{c(\text{Base})} > 100$$

$$\text{p}K_S \leq 0 \quad \text{bzw.} \quad \text{p}K_B \leq 0$$

Starke bis schwache Säuren und Basen

In wässrigen Lösungen starker bis schwacher Säuren oder Basen verläuft die Protolyse nicht vollständig. In der Lösung liegen die Säuren bzw. Basen und deren Protolyse-Produkte gleichzeitig vor. Die Gleichgewichtskonstanten lauten:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Säurerest-Ion})}{c(\text{Säure})} \quad K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB})}{c(\text{Base})}$$

Berechnung gilt bei:

$$100 > \frac{K_S}{c(\text{Säure})} > 0,01 \quad \text{bzw.} \quad 100 > \frac{K_B}{c(\text{Base})} > 0,01$$

$$\text{p}K_S \leq 4 \quad \text{bzw.} \quad \text{p}K_B \leq 4$$

Aus den Reaktionsgleichungen geht hervor, dass in einer Säurelösung die Konzentrationen der Oxonium-Ionen und der korrespondierenden Säurerest-Ionen sowie in einer Basenlösung die Konzentrationen der Hydroxid-Ionen und der korrespondierenden Säure (HB) gleich sind:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{Säurerest-Ion}) \quad c(\text{OH}^-) = c(\text{HB})$$

Für die Säurekonstante und die Basekonstante gilt demnach:

$$K_S = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{Säure})} \quad K_B = \frac{c^2(\text{OH}^-)}{c(\text{Base})}$$

Die Gleichgewichtskonzentration der Säure $c(\text{Säure})$ ergibt sich als Differenz aus der Ausgangskonzentration $c_0(\text{Säure})$ und der Gleichgewichtskonzentration der Oxonium-Ionen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$, da für jedes verbrauchte Säureteilchen ein Oxonium-Ion entsteht. Analoges gilt für Basen:

$$c(\text{Säure}) = c_0(\text{Säure}) - c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad c(\text{Base}) = c_0(\text{Base}) - c(\text{OH}^-)$$

Die Gleichungen für die Säurekonstante bzw. Basekonstante lauten dann:

$$K_S = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{Säure}) - c(\text{H}_3\text{O}^+)} \quad K_B = \frac{c^2(\text{OH}^-)}{c_0(\text{Base}) - c(\text{OH}^-)}$$

Sind die K_S -Werte bzw. K_B -Werte und die Ausgangskonzentrationen bekannt, so lassen sich mit Hilfe quadratischer Gleichungen zunächst die Konzentration der Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen und anschließend die pH-Werte berechnen.

$$0 = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 + K_S \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) - K_S \cdot c_0(\text{Säure}) \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_S}{2}\right)^2 + K_S \cdot c_0(\text{Säure})}$$

$$0 = c(\text{OH}^-)^2 + K_B \cdot c(\text{OH}^-) - K_B \cdot c_0(\text{Base}) \quad c(\text{OH}^-) = -\frac{K_B}{2} + \sqrt{\left(\frac{K_B}{2}\right)^2 + K_B \cdot c_0(\text{Base})}$$

In Näherung kann der Säureexponent verwendet werden:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_S - \lg c_0(\text{Säure})) \quad \text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{Base}))$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_B - \lg c_0(\text{Base}))$$

Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 4:

Stark macht schwach... und umgekehrt!



Sehr schwache Säuren und Basen

Bei sehr schwachen Säure- bzw. Baselösungen (genau genommen auch bei hoch konzentrierten starken Säure- bzw. Baselösungen) verläuft die Protolyse so unvollständig, dass die Gleichgewichtskonzentration der H_3O^+ -Ionen bzw. der OH^- -Ionen sehr klein gegenüber der Ausgangskonzentration der Säure bzw. Base ist:

Berechnung gilt bei:

$$\frac{K_S}{c(\text{Säure})} < 0,01 \quad \text{bzw.} \quad \frac{K_B}{c(\text{Base})} < 0,01$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \ll c_0 \quad c(\text{OH}^-) \ll c_0$$

Diese Konzentrationen dürfen dann gegenüber den Ausgangskonzentrationen vernachlässigt werden. Es ergeben sich für K_S und K_B die vereinfachten Gleichungen:

$$K_S = \frac{c^2(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{Säure})} \quad K_B = \frac{c^2(\text{OH}^-)}{c_0(\text{Base})}$$

Die Konzentration der Oxonium-Ionen bzw. der Hydroxid-Ionen beträgt dann:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{Säure})} \quad c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{Base})}$$

Die so erhaltenen Größen für die Konzentrationen der Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen können in die entsprechenden pH-Werte umgerechnet werden.

Der Protolysegrad α

Die K_S -bzw. K_B -Werte sind ein Maß für die Stärke einer Säure bzw. einer Base. Nach dem MWG verschiebt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts (z. B. Beim Verdünnen einer Säure) so, dass – bei gleichbleibender Temperatur – der K_S -Wert unverändert bleibt. Es handelt sich also im Gegensatz zum pH-Wert um eine *konzentrationsunabhängige* Größe.

Aus den Werten ist aber nicht direkt ablesbar, welcher Anteil der Säure tatsächlich mit Wasser reagiert hat. Dafür gibt es eine weitere Größe, den Protolysegrad α .

Für die Dissoziation einer Säure gilt: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

Der Protolysegrad α gibt denjenigen prozentualen Anteil der ursprünglich vorhandenen Säuremoleküle HA an, die wirklich mit den Wassermolekülen reagiert haben.

$$\alpha = \frac{c_0(\text{HA}) - c(\text{HA})}{c_0(\text{HA})} = \frac{c(\text{A}^-)}{c_0(\text{HA})} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HA})}$$

Damit ist der Protolysegrad ein spezieller Reaktionsgrad, für den gilt: $0 < \alpha < 1$ bzw. $0\% < \alpha < 100\%$.

Sehr starke Protolyte haben einen Protolysegrad nahe 1 (=100%), bei sehr schwachen Protolyten ist der Protolysegrad sehr klein (nahe 0).

Für den Protolysegrad einer Base gilt entsprechend:

$$\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$$

$$\alpha = \frac{c_0(\text{B}) - c(\text{B})}{c_0(\text{B})} = \frac{c(\text{HB}^+)}{c_0(\text{B})} = \frac{c(\text{OH}^-)}{c_0(\text{B})}$$

Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept





Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 4:

Stark macht schwach... und umgekehrt!



Aufgabenstellung:

1. Üben Sie zunächst den Umgang mit den richtigen Gleichungen anhand der folgenden Aufgaben!
 - a) Ordnen Sie folgende Teilchen nach zunehmender Säurestärke in Formelschreibweise:
Wasser, Ammoniak, Salpetersäure, Schwefelwasserstoff, Ammonium-Ionen, Hydrogencarbonat-Ionen, Kohlensäure, Phosphorsäure, Salzsäure, Schwefelsäure, Oxonium-Ionen, Essigsäure, Hydrogensulfat-Ionen, Hydroxid-Ionen.
 - b) Wird zu einer Natriumhydrogencarbonat-Lösung eine Portion Essigsäure-Lösung gegeben, ist eine rege Gasentwicklung zu beobachten. Das Gas Kohlenstoffdioxid ist zu identifizieren. Erklären Sie dieses Phänomen.
Tipp: Betrachten Sie die Säurestärke.
 - c) Berechnen Sie die pH-Werte folgender Lösungen mit den Stoffmengenkonzentrationen $c = 0,1 \text{ mol/L}$:
Salzsäure, Essigsäure, Schwefelsäure, Natronlauge und Ammoniak.
 - d) Berechnen Sie die Konzentration einer Natronlauge mit dem pH-Wert von 12,5.
 - e) Berechnen Sie die Konzentration einer Ammoniaklösung mit $\text{pH} = 11$; $\text{pK}_\text{B}(\text{NH}_3) = 4,63$.
 - f) Nach den Berechnung aus (c) müsste eine Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 10^{-8} \text{ mol/L}$ einen pH-Wert von 8 haben. Berichtigen Sie den Denkfehler.

2.

Hallo,
in Colagetränken ist die gefährliche Phosphorsäure enthalten und, unter gewissen Umständen, nicht gerade gesund.

Also doch nicht so gesund, das Cola ?!

Grüße Duesentrieb.

Quelle: <http://forum.oekotest.de/cgi-bin/YaBB.pl?num=1103722230>

Berechnen Sie den pH-Wert in einer Literflasche Coca Cola, wenn bei der Herstellung 11 g Phosphorsäure pro Gallone (entspricht etwa 4,5 L) als Zutat verwendet werden, und antworten Sie auf den abgebildeten Forumsbeitrag in Bezug auf eine mögliche ätzende Wirkung von Cola. Gehen Sie dabei auch auf den Protolysegrad ein.

Hinweis:

Planen Sie zunächst Ihre Vorgehensweise bei dieser Berechnung, notieren Sie für die einzelnen Schritte die benötigten allgemeinen Gleichungen sowie Reaktionsgleichungen und beginnen Sie erst dann mit der eigentlichen Berechnung.

Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept