

Thema: Säure-Base, Aufgaben und Antworten

Lernziele resp. Fragengebiete:

- Ab [SB-01](#) : Definitionen, was sind Säuren, Verhalten von Säuren
- Ab [SB-10](#) : Korrespondierende Säure-Base Paare
- Ab [SB-20](#) : Aussagen zur Säurestärke, pKs
- Ab [SB-25](#) : Dissoziationsgrad einer Säure
- Ab [SB-40](#) : pH-Wert - Verdünnungen
- Ab [SB-60](#) : Mischungen - Neutralisation
- Ab [SB-70](#) : Titrationsen

Aufgabe: SB-01

Was ist eine Säure oder Base?

Lösung:

Es gibt verschiedene Definitionen. Die Einfachste: eine Säure ist eine Verbindung, welche H^+ (auch Protonen genannt) abgeben kann, z.B. HF. Eine Base ist demzufolge eine Substanz, welche H^+ aufnehmen kann.

Aufgabe: SB-02

Ist ein H^+ das Gleiche wie ein Proton?

Lösung:

Im Prinzip ja, ABER Achtung: Es ist das Proton eines nackten Wasserstoffatoms ('H ohne Elektron') gemeint. Pro Memoria: die Elemente setzen sich aus den Protonen und eventuell Neutronen zusammen (sowie einer gewissen Zahl Elektronen). Somit haben alle Elemente auch eine gewisse Anzahl Protonen, Helium zum Beispiel zwei Protonen. Diese Protonen machen aber NICHT das Charakteristikum einer Säure aus.

Aufgabe: SB-03

Formuliere Reaktionen für folgende gegebene Substanzen. Die Abkürzung LM steht für das Lösungsmittel.

Es geht nicht darum zu beurteilen, ob die erforderten Reaktionen möglich sind oder nicht, sondern darum, dass z.B. bei einer erforderten Säurereaktion das gegebene Teilchen ein H^+ abgibt und das Lösungsmittel dieses dann aufnimmt.

- HBr, Säurereaktion, LM: Wasser
- HF, Basenreaktion, LM: Wasser
- HF, Säurereaktion, LM: Wasser
- HF, Säurereaktion, LM: NH_3
- H_2O , Säurereaktion, LM: Wasser
- CH_3COOH , Säurereaktion, LM: Wasser
- CH_3OH , Basenreaktion, LM: NH_3
- CH_3OH , Säurereaktion, LM: Wasser

Lösung:

- $HBr + H_2O \rightleftharpoons Br^- + H_3O^+$
- $HF + H_2O \rightleftharpoons FH_2^+ + OH^-$
- $HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$
- $HF + NH_3 \rightleftharpoons F^- + NH_4^+$
- $H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$
- $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$
- $CH_3OH + NH_3 \rightleftharpoons CH_3OH_2^+ + NH_2^-$
- $CH_3OH + H_2O \rightleftharpoons CH_3O^- + H_3O^+$

Aufgabe: SB-10

Was sind konjugierte Säure-Base-Paare?

Lösung:

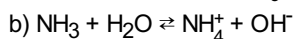
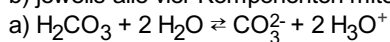
Gibt eine Säure sein(e) Protonen ab, so entsteht das Basenteilchen (Base weil es ja theoretisch das Proton wieder aufnehmen könnte). Diese zusammengehörenden Paare werden konjugierte Säure-Base-Paare genannt.

Beispiel: H_3O^+ als Säure wird zu H_2O . Somit wäre H_3O^+ / H_2O das Säure-Base-Paar. Trivial but: beachte, dass zuerst das Säure-

Teilchen (H_3O^+) erscheint.

Aufgabe: SB-11

Bezeichne folgende Säure-Base-Paare genauer ('x ist konjugierte Säure / Base von y etc'). Konkret gilt es also, bei der Aufgabe a) resp. b) jeweils alle vier Komponenten miteinander in Beziehung zu setzen.



Lösung:

a) H_2CO_3 ist die konjugierte Säure zu CO_3^{2-}

CO_3^{2-} ist die konjugierte Base zu H_2CO_3

H_2O ist die konjugierte Base zu H_3O^+

H_3O^+ ist die konjugierte Säure zu H_2O

b) NH_3 ist die konjugierte Base zu NH_4^+

NH_4^+ ist die konjugierte Säure zu NH_3

H_2O ist die konjugierte Säure zu OH^-

OH^- ist die konjugierte Base zu H_2O

Aufgabe: SB-12

Ergänze folgende Tabelle, wobei das erste Beispiel gelöst ist.

Sollte es für eine Substanz z.B. keine konjugierte Base geben (z.B. F^-), dann soll der Zelleninhalt mit einem 'X' versehen werden.

	konj. Base	konj. Säure
H_2O	OH^-	H_3O^+
HS^-		
F^-		
H_2PO_4^-		
PO_4^{3-}		
H_3PO_4		
NH_3		
NO_2^-		

Lösung:

	konj. Base	konj. Säure
H_2O	OH^-	H_3O^+
HS^-	S^{2-}	H_2S
F^-	x	HF
H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	H_3PO_4
PO_4^{3-}	x	HPO_4^{2-}
H_3PO_4	H_2PO_4^-	x
NH_3	NH_2^-	NH_4^+
NO_2^-	x	HNO_2

Aufgabe: SB-13

Gegeben seien folgende Reaktionen. Ordne die beteiligten Stoffe in Korrespondierende Säure-Basen-Teilchen

{a} } $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
{b} } $\text{HSO}_4^- + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{SO}_4^{2-}$
{c} } $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
{d} } $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{SO}_4^{2-}$
{e} } $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{OH}^-$

Lösung:

Hinweis: konjugierte sowie Korrespondierende SB-Paare bezeichnen den gleichen Sachverhalt

	Säure 1	Base 2	Base 1	Säure 2
a) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	HCl	NH_3	Cl^-	NH_4^+
b) $\text{HSO}_4^- + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{SO}_4^{2-}$	HSO_4^-	CN^-	SO_4^{2-}	HCN
c) $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	H_3O^+	HS^-	H_2O	H_2S
d) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{SO}_4^{2-}$	HSO_4^-	N_2H_4	SO_4^{2-}	N_2H_5^+
e) $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{OH}^-$	H_2O	NH_2^-	OH^-	NH_3

Aufgabe: SB-14

Folgende Säuren seien in Wasser gelöst. Es gelte die Annahme, dass die Säuren vollständig deprotonieren. Schreibe die entsprechenden Ionen analog zur Aufgabe a) hin.

{a} Essigsäure: }	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
{b} Salzsäure: }	
{c} Ameisensäure: }	
{d} Schwefelsäure: }	
{e} Salpetersäure: }	
{e} Kohlensäure: }	

Lösung:

{a} Essigsäure: }	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
{b} Salzsäure: }	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
{c} Ameisensäure: }	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
{d} Schwefelsäure: }	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$
{e} Salpetersäure: }	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
{e} Kohlensäure: }	$\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$

Aufgabe: SB-15

Zeichne die Lewisformeln der folgenden Säuren.

{a} Essigsäure: }	
{b} Salzsäure: }	
{c} Ameisensäure: }	
{d} Schwefelsäure: }	
{e} Salpetersäure: }	
{e} Kohlensäure: }	

{e} Koniensäure: }

Lösung:

{a} Essigsäure: }	$\text{H}-\text{C}(\text{H})_2-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$
{b} Salzsäure: }	$\text{H}-\text{Cl}$
{c} Ameisensäure: }	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$
{d} Schwefelsäure: }	$\text{H}-\text{O}-\text{S}(=\text{O})_2-\text{O}-\text{H}$
{e} Salpetersäure: }	$\text{O}=\text{N}(\text{O})-\text{O}-\text{H}$
{e} Kohlensäure: }	$\text{H}_2\text{C}(\text{O})_2$

Aufgabe: SB-20Was ist der pK_S ?**Lösung:**

Sei HX eine Säure die mit Wasser reagiert, so lässt sich mit Hilfe des chemischen Gleichgewichtes folgendes definieren: $K = \frac{c[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot c[\text{X}^-]}{c[\text{H}_2\text{O}] \cdot c[\text{HX}]}$. Des weiteren kann weiter vereinfacht werden, da die Wasserkonzentration ca. 1000 mal grösser ist im Vergleich zu einer Säure: $K_S = \frac{c[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot c[\text{X}^-]}{c[\text{HX}]}$. Anstelle des K_S Wertes wird auch vom K_W Wert gesprochen.

Eine Substanz, welche somit 'gerne' seine Protonen abgibt (an Wasser) hätte somit einen hohen K_W -Wert und umgekehrt. Wiederum sind die Zahlen klein, daher wird wieder der (negative-Zehner)-Logarithmus genommen: $pK_S = -\log(K_S)$. Quintessenz: der pK_S entspricht der Abgabebereitschaft von H^+ (Protonen) einer Verbindung.

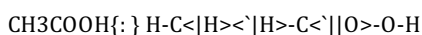
Aufgabe: SB-21Ist pH und pK_S das Gleiche?**Lösung:**

Nein. Kurz gesagt: Der pH-Wert entspricht (schlussendlich) einer bestimmten Anzahl Protonen, der pK_S -Wert entspricht einer Abgabebereitschaft der Protonen. (Hinweis: jeweils negativer dekadischer Logarithmus) Vergleich: viel Geld - wenig Geld (:pH), geizig - grosszügig (: pK_S).

Achtung (!): Mathematisch kann sich aber eine Gleichheit ergeben: aus der Henderson-Hasselbalch-Gleichung ($\text{pH} = \text{pK}_S + \log \dots$) folgt rein mathematisch, wenn der Beitrag des Log-Wertes gleich Null ist, $\text{pH} = \text{pK}_S$

Aufgabe: SB-22

Gegeben sei Essigsäure:



Welche H's sind sauer bei der Essigsäure: diejenigen H's beim Kohlenstoff oder das H beim Sauerstoff?

Lösung:

Eine Verbindung kann mehrere H-Atome enthalten, z.B. Essigsäure, CH_3COOH . Die an das C-Atom gebundene H's sind weniger stark polarisiert als das H, welches an das O-Atom gebunden ist. Grund: Unterschiede der Elektronegativitäten: C und H haben ähnliche EN-Werte und somit ähnlich partiell positiv resp. negativ geladen. O und H weisen jedoch sehr unterschiedliche EN-Werte auf, wobei das H klar positiv partiell geladen, im Gegensatz zum negativ partiell geladenen O-Atom. Das Abspalten eines H^+ (beachte: keine Teilladung sondern eine komplette positive Ladung resp. das Fehlen eines kompletten negativ geladenen Elektrons) wird somit durch diesen grossen EN-Unterschied erleichtert. (Hinweis für die Spezialisten: ja, ich weiss, HF macht Probleme, führt aber an dieser Stelle zu weit)

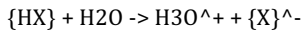
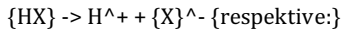
Aufgabe: SB-25

Es wird eine wässrige, 1 molare Lösung einer einprotonigen starken Säure hergestellt ('HX'). Welche der folgenden Aussagen ist korrekt. Begründe die Auswahl.

- Die Säure ist zu 0.1% dissoziiert
- Die Säure ist zu 1% dissoziiert
- Die Säure ist zu 10% dissoziiert
- Die Säure ist zu 100% dissoziiert

Lösung:

Die Definition einer starken Säure lautet, dass das Säure-Gleichgewicht komplett auf der deprotonierten Seite liegt:



Wenn somit **kein** Gleichgewicht vorliegt und die Säure komplett zerfällt, so spricht man auch von einer 100% Dissoziation. Korrekt ist also die Lösung **d**.

Aufgabe: SB-26

Was für Teilchen liegen in einer wässrigen 1 M H_2SO_4 -Lösung vor? In welchen relativen Mengen sind sie vorhanden? Erstelle eine Rangliste, beginne mit dem häufigsten Teilchen.

$pK_s(H_2SO_4)$ sei -3, $pK_s(HSO_4^-) = 1.92$.

Hinweis: Es kommen nur folgende Teilchen vor: H_2O , H_3O^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} , (fast) kein H_2SO_4 , da Schwefelsäure eine starke Säure ist

Lösung:

- Der $pK_s(H_2SO_4) = -3$, das heisst also, dass H_2SO_4 eine sehr starke Säure ist, und somit fast zu 100% sein erstes (!) H^+ abgibt. Damit bleibt aber (fast) kein H_2SO_4 übrig.
 $x > y > z > c(H_2SO_4)$
- Der Zusatz 1 M H_2SO_4 besagt, dass pro Liter Wasser (=1000 g/M(H_2O) = 55 mol) nur ein Mol H_2SO_4 vorhanden ist. Das Wasser ist also eindeutig im Überschuss: $55.5 \text{ mol } H_2O + 1 \text{ mol } H_2SO_4 \rightarrow 54.5 \text{ mol } H_2O + 0 \text{ mol } H_2SO_4 + 1 \text{ mol } H^+$
 $c(H_2O) > x > y > z > c(H_2SO_4)$. Offen sind also noch $c(H_3O^+)$, $c(HSO_4^-)$, $c(SO_4^{2-})$
- Der $pK_s(HSO_4^-) = 1.92$, also ca. 2 besagt, dass beim Start von (z.B.) 1000 HSO_4^- sich im GW ca. ein Hundertstel ($pK_s = 2 = -\log(0.01) = -\log(1/100)$) auf der Seite des Produkte (also SO_4^{2-}) befindet, der grosse Rest verbleibt beim Edukt (: HSO_4^-). Es gilt u.a. also:
 $c(HSO_4^-) > c(SO_4^{2-})$
- Offen ist noch die Frage nach H_3O^+ . Aus der ersten Reaktion entsteht mindestens ein Mol, bei weiteren Folgereaktionen entstehen weitere H_3O^+ . Alle anderen Konzentrationen bewegen sich in der Grössenordnungen unter einem Mol.
- Somit ergibt sich folgende Abfolge:
 $c(H_2O) > c(H_3O^+) > c(HSO_4^-) > c(SO_4^{2-}) > H_2SO_4$.

Aufgabe: SB-27

Gegeben sei Schwefelsäure. Der $pK_s(H_2SO_4)$ sei -3, $pK_s(HSO_4^-) = 1.92$.

Welche der folgenden Aussagen ist korrekt? Und fast wichtiger: weshalb?

- $c(H_2SO_4) > c(HSO_4^-) > c(SO_4^{2-})$
- $c(HSO_4^-) > c(H_2SO_4) > c(SO_4^{2-})$
- $c(H_2SO_4) = c(HSO_4^-) > c(SO_4^{2-})$
- $c(HSO_4^-) > c(SO_4^{2-}) > c(H_2SO_4)$
- $c(SO_4^{2-}) > c(HSO_4^-) > c(H_2SO_4)$

Lösung:

Der pK_s -Wert für H_2SO_4 beträgt ja -3. Das heisst konkret, dass fast alle H_2SO_4 sich zu HSO_4^- sowie H^+ zersetzen.

Der pK_s -Wert von 1.92 (also ca. 2) für HSO_4^- besagt, dass beim Start von (z.B.) 1000 HSO_4^- sich im GW ca. ein Hundertstel ($pK_s = 2 = -\log(0.01) = -\log(1/100)$) auf der Seite des Produkte (also SO_4^{2-}) befindet, der grosse Rest verbleibt beim Edukt (: HSO_4^-).

Damit ergibt sich folgendes Bild:



Aufgabe: SB-40

Beschreibe die Herstellung folgender Lösungen im Labor. Das Lösungsmittel sei immer destilliertes Wasser.

Annahme Die Substanzen seien als Salze vorliegend und lösen sich komplett in Wasser.

- 1 Liter einer 0.3 M NaOH-Lösung
- 1 Liter einer 0.4 M HCL-Lösung
- 25 ml 0.5 M NaOH-Lösung
- 30 ml 0.6 M H_2SO_4

Lösung:

Die Abkürzung 'M' ist ein Hinweis auf die Konzentration, so heisst z.B. 0.3 M, dass 0.3 mol der nachfolgenden Substanz in einem Liter Wasser gelöst sind, anders ausgedrückt: 0.3 mol/l

Mit $c=n/V$ und $n=m/M$ folgt: $c=m/MV$ resp. $m=c \cdot V \cdot M$

Achtung: hier ist nun das 'M' die Molmasse ! Je nach Situation steht das 'M' für Konzentration oder die Molmasse !

Vorgehen zur Herstellung der Lösung: Der Feststoff, z.B. NaOH wird abgewogen, in ein z.B. Becherglas gegeben und soviel destilliertes Wasser zugegeben wie erwünscht. Beachte, dass der Feststoff ein kleines Eigenvolumen beansprucht, dies aber nicht berücksichtigt werden muss.

- a) $m(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V \cdot M(\text{NaOH}) = 0.3 \text{ mol/l} \cdot 1.0 \text{ l} \cdot 58.5 \text{ g/mol} = 17.55 \text{ g}$
 Es werden also 17.55 g NaOH abgewogen und mit destilliertem Wasser das Becherglas bis zur Markierung von 1.0 Liter gefüllt.
- b) $m(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V \cdot M(\text{HCl}) = 0.4 \text{ mol/l} \cdot 1.0 \text{ l} \cdot 36.5 \text{ g/mol} = 14.6 \text{ g}$
 Man muss also 14.6 Gramm HCl abwägen und mit destilliertem Wasser das Becherglas bis zur Markierung von 1.0 Liter auffüllen.
- c) $m(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V \cdot M(\text{NaOH}) = 0.5 \text{ mol/l} \cdot 0.025 \text{ l} \cdot 58.5 \text{ g/mol} = 0.73 \text{ g}$
 Abwägen von 0.73 g NaOH und mit dest. Wasser bis zur Markierung von 25 ml auffüllen.
- d) $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.6 \text{ mol/l} \cdot 0.03 \text{ l} \cdot 98 \text{ g/mol} = 1.764 \text{ g}$
 Abwägen von 1.764 g H_2SO_4 und mit dest. Wasser bis zur Markierung von 30 ml auffüllen.

Aufgabe: SB-41

Was ist der pH?

Lösung:

Prinzipiell eine Konzentration ('Anzahl Teilchen pro Volumen'). Beim pH werden die H^+ (oder genauer H_3O^+) betrachtet. Da diese Anzahl sich in Grössenordnungen von 1 mol/l bis 0.00000000000001 mol/l bewegen nimmt man der Übersicht wegen den (negativen-Zehner)-Logarithmus, konkreter: $\text{pH} = -\log(c[\text{H}_3\text{O}^+])$.

Damit ergibt sich eine Spannweite des pH's von $-\log(1) = -\log(10^0) = 0$ bis zu $-\log(0.00000000000001) = \log(10^{-14}) = 14$

Aufgabe: SB-42

Wieso wird der Logarithmus verwendet?

Lösung:

Bei Berechnungen rund um das Thema Säure-Base hat man es sehr oft mit sehr kleinen Konzentrationen zu tun, dies entspricht auch dem Labor-Alltag. Üblicherweise bewegen sich die Konzentrationen irgendwo im Millimolaren Bereich. Werden nun zusätzlich die Konzentrationen der H_3O^+ betrachtet, so sind diese oftmals noch kleiner, z.B. 0.00001 mol/l oder 0.000001 mol/l. Welche der beiden Konzentrationen ist nun kleiner? Und hat man sich vielleicht beim Zählen der Nullen geirrt ... mühsam. Wird der (dekadische) Logarithmus genommen und mit -1 multipliziert, so erhält man eine Grösse, welche auch im Laboralltag viel intuitiver ist.

Aufgabe: SB-43

Berechne den pH einer 3 molaren Salzsäurelösung.

Lösung:

Der pH-Wert ist ja der negative (dekadische) Logarithmus der Konzentration von H_3O^+ Teilchen in einer Lösung. Die Konzentration muss sich im Bereich von 1 mol/l bis 10^{-14} mol/l bewegen. Somit ergibt sich ein möglicher pH-Wert von $\text{pH} = -\log 1 = 0$ bis $\text{pH} = -\log 10^{-14} = 14$.

Die Antwort (auf die Frage) lautet somit: kann nicht gesagt werden, da die Konzentration grösser als 1 mol pro Liter ist.

Aufgabe: SB-44

Berechne / Ergänze die Werte in folgender Tabelle.

$c(\text{H}_3\text{O}^+ \text{ mol/l})$	$c(\text{OH}^- \text{ mol/l})$	pH	pOH
0.001			
0.01			
	0.1		
	0.2		
		12	
			11

Lösung:

Zur Erinnerung: Das Ionenprodukt gilt für jede Konzentration, für jeden pH resp. pOH.

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

$c(\text{H}_3\text{O}^+ \text{ mol/l})$	$c(\text{OH}^- \text{ mol/l})$	pH	pOH
0.001 = 10^{-3}	10^{-11}	3	11

$0.001 = 10^{-3}$	10^{-11}	3	11
$0.01 = 10^{-2}$	10^{-12}	2	12
10^{-13}	0.1 (10^{-1})	13	1
$10^{-14}/0.2 = 5 \cdot 10^{-14}$	0.2	13.3	0.7
10^{-12}	$10^{-2} = 0.01$	12	2
$10^{-3} = 0.001$	10^{-11}	3	11

Aufgabe: SB-45

Ergänze die fehlenden Lücken in der Tabelle mit den Werten < 7 , $= 7$, > 7 , $< 10^{-7}$, $= 10^{-7}$ sowie $> 10^{-7}$

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H ₃ O ⁺ mol/l)			
pH			
c(OH ⁻ mol/l)			
pOH			

Lösung:

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H ₃ O ⁺ mol/l)	$> 10^{-7}$	$= 10^{-7}$	$< 10^{-7}$
pH	< 7	$= 7$	> 7
c(OH ⁻ mol/l)	$< 10^{-7}$	$= 10^{-7}$	$> 10^{-7}$
pOH	> 7	$= 7$	< 7

Aufgabe: SB-46

Gegeben sei eine Lösung A mit pH = 7 sowie eine Lösung B mit pH = 8. Beurteile (richtig - falsch) folgende Aussagen:

- Die H₃O⁺-Konzentration von A ist zehnmal so gross wie die der Lösung B
- Die H₃O⁺-Konzentration von A ist gleich der OH⁻ Konzentration von A
- Die H₃O⁺-Konzentration von B ist zehnmal kleiner als die c(OH⁻) der Lösung B

Lösung:

- korrekt
 $\text{pH} = 7 \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l};$
 $\text{pH} = 8 \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-8} \text{ mol/l}$
- korrekt
 Spezialfalls bei pH=7, $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$
- falsch.
 $\text{pH}=8 \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-8} \text{ mol/l};$
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 6 \rightarrow c(\text{OH}^-) = 10^{-6} \text{ mol/l}$
 also ist $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ 100· mal kleiner als $c(\text{OH}^-)$

Aufgabe: SB-47

Berechne die pH-Werte folgender Lösungen, das Lösungsmittel sei immer reines Wasser:

- 1 g Salzsäure (HCl) gelöst in einem Liter Wasser
- 1 kg Salzsäure (HCl) gelöst in einem Kubikmeter Wasser
- 1 g NaOH, gelöst in einem 2 Liter Wasser
- 81 mg HBr in 0.1 Liter Wasser
- 1 Gramm Schwefelsäure in 1 m³ Wasser. Annahme: komplette Deprotonierung der Schwefelsäure.

Lösung:

Hinweis 1: HCl ist eine starke Säure ($pK_s < 0$), d.h. es zerfällt in Wasser komplett zu H_3O^+ und Cl^- .

Hinweis 2: $pH = -\log(c(H_3O^+)) = -\log(n/V)$

Hinweis 3: $pH + pOH = 14$

Hinweis 4: HBr ist ebenfalls eine starke Säure

- a) $pH = -\log(1/36.5/1) = 1.56$
- b) $pH = -\log(1000/36.5/1000) = 1.56$
- c) $pOH = -\log(1/40/2) = 1.90$, $pH = 14 - pOH = 12.1$
- d) $pH = -\log(0.081/81/0.1) = 2$
- e) Schwefelsäure, H_2SO_4 gibt zwei H^+ ab!
 $pH = -\log(2 \cdot 1/98/1000) = 4.69$

Aufgabe: SB-48

Berechne die Masse an H_3O^+ sowie OH^- in ...

- a) ... einem Liter Wasser. $pH = 6$
- b) ... im Bodensee. Der pH sei 7

Lösung:

Mit $pH = -\log(c(H_3O^+))$ folgt: $c(H_3O^+) = 10^{-pH}$

Ebenso

Mit $pH = -\log(c(H_3O^+))$ folgt:

$$c(H_3O^+) = 10^{-pH} \text{ resp. } c(OH^-) = 10^{-pOH}$$

Ebenso gilt $c = n/V = m/MV$ und somit:

$$m = c \cdot V \cdot M$$

- a) $m(H_3O^+) = c \cdot V \cdot M = 10^{-6} \text{ mol/l} \cdot 1.0 \text{ l} \cdot 19 \text{ g/mol} = 1.9 \cdot 10^{-5} \text{ Gramm}$
 $m(OH^-) = 10^{-8} \text{ mol/l} \cdot 1.0 \text{ l} \cdot 17 \text{ g/mol} = 1.7 \cdot 10^{-7} \text{ Gramm}$
- b) Volumen Bodensee, grobe Schätzung: $l = 50 \text{ km}$, $b = 2 \text{ km}$, $h = 300 \text{ m}$
 $V = 30 \text{ km}^3 = 30 \cdot (1000 \text{ m} \cdot 1000 \text{ m} \cdot 1000 \text{ m}) = 10^9 \text{ m}^3 = 10^{12} \text{ liter}$
 $m(H_3O^+) = c \cdot V \cdot M = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{12} \text{ l} \cdot 0.019 \text{ kg/mol} = 1900 \text{ kg}$
 $m(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{12} \text{ l} \cdot 0.017 \text{ kg/mol} = 1700 \text{ kg}$

Aufgabe: SB-49

Berechne die pH-Werte folgender Lösungen, das Lösungsmittel sei immer reines Wasser:

- a) Eine 0.03 molare HCl-Lösung wird hundertfach verdünnt.
Berechne den pH vor und nach der Verdünnung
- b) 20 ml 0.05 M HCl wird mit 100 ml destilliertem Wasser verdünnt.
Berechne den pH vor und nach der Verdünnung
- c) Zu 50 ml einer 0.2 molaren NaOH-Lösung wird 100 ml destilliertes Wasser gegeben.
Berechne den pH vor und nach der Verdünnung

Lösung:

- a) Start-pH: $pH = -\log(0.03) = 1.5$
 Eine hundertfache Verdünnung heisst, dass auf ein Teil Lösung 99 Teile Wasser kommen
 z.B. 1 ml der 0.03 M Lösung plus 99 ml Wasser
 - $1000 \text{ ml} \approx 0.03 \text{ mol } H^+$
 - $1 \text{ ml} \rightarrow 0.00003 \text{ mol } H^+$
 - $pH = -\log(0.00003/0.001) = 1.52$
 - Beachte, dass 99 ml Wasser zugegeben werden
 - $pH = -\log(0.00003/(0.001+0.099)) = 3.52$
 Beachte, dass sich der Anstieg um zwei Zehnerpotenzen hinsichtlich der H^+ Konzentration ändert, ob um 2 Einheiten beim pH-Wert
- b) Start-pH: $pH = -\log(0.05) = 1.3$
 - 20 ml 0.05 M HCl heissen:
 - $1000 \text{ ml} \approx 0.05 \text{ mol } H^+$
 - $20 \text{ ml} \rightarrow 0.001 \text{ mol } H^+$
 - Beachte, dass 100 ml Wasser zugegeben werden
 - neuer pH: $pH = \log(n/V) = -\log(0.001/(0.02+0.1)) = 2.079$
- c) Start-pH: $pOH = -\log(0.2) = 0.7$, $pH = 14 - 0.7 = 13.3$
 - $1000 \text{ ml} \approx 0.2 \text{ mol } OH^-$
 - $50 \text{ ml} \rightarrow 0.01 \text{ mol } OH^-$
 - Beachte, dass 100 ml Wasser zugegeben werden
 - $pOH = -\log(0.01/(0.05+0.1)) = 1.18$
 $pH = 14 - 1.18 = 12.82$

$$pH = 14 - 1.18 = 12.82$$

Aufgabe: SB-60

Formuliere die Neutralisationsreaktionen in Ionenschreibweise und bilde die entsprechenden Salze, analog zur Aufgabe a).

{a} Natriumhydroxid + Salzsäure }	$Na^{+} + OH^{-} + H_3O^{+} + Cl^{-} \rightarrow NaCl\{aq\} + 2H_2O$
{b} Natriumhydroxid + Salpetersäure }	
{c} Natriumhydroxid + Kohlensäure }	
{d} Kaliumhydroxid + Schwefelsäure }	
{e} Kaliumhydroxid + Phosphorsäure }	

Lösung:

{a} Natriumhydroxid + Salzsäure }	$Na^{+} + OH^{-} + H_3O^{+} + Cl^{-} \rightarrow NaCl\{aq\} + 2H_2O$
{b} Natriumhydroxid + Salpetersäure }	$Na^{+} + OH^{-} + H_3O^{+} + NO_3^{-} \rightarrow NaNO_3\{aq\} + 2H_2O$
{c} Natriumhydroxid + Kohlensäure }	$2Na^{+} + 2OH^{-} + 2H_3O^{+} + 2CO_3^{2-} \rightarrow Na_2CO_3\{aq\} + 4H_2O$
{d} Kaliumhydroxid + Schwefelsäure }	$2K^{+} + 2OH^{-} + 2H_3O^{+} + SO_4^{2-} \rightarrow K_2SO_4\{aq\} + 4H_2O$
{e} Kaliumhydroxid + Phosphorsäure }	$3K^{+} + 3OH^{-} + 3H_3O^{+} + PO_4^{3-} \rightarrow K_3PO_4\{aq\} + 4H_2O$

Aufgabe: SB-61

Berechne den pH-Wert folgender Mischungen.

- Zu 80 ml einer 0.05 M Salzsäurelösung werden 100 ml einer 0.01 M Natronlaugenlösung gegeben.
- Zu 60 ml einer 0.015 KOH-Lösung werden 30 ml 0.2 M Salzsäurelösung gegeben.
- 10 ml 0.2 M Salzsäurelösung werden zuerst zehnfach verdünnt und dann mit 1.0 g $Ca(OH)_2$ versetzt.

Lösung:

- $c = n/V \rightarrow n = c \cdot V$
 - 80 ml 0.05 M HCl $\rightarrow n(HCl) = 0.004 \text{ mol}$
 - 100 ml 0.01 NaOH $\rightarrow n(NaOH) = 0.001 \text{ mol}$
 - übrig bleiben bei der Neutralisationsreaktion 0.003 mol HCl
 - Beachte: totales Volumen 80ml + 100 ml
 - $pH = -\log(0.003/0.18) = 1.78$
- 60 ml 0.015 M KOH $\rightarrow n(KOH) = 0.0009 \text{ mol}$
 - 30 ml 0.2 M HCl $\rightarrow n(HCl) = 0.006 \text{ mol}$
 - Beachte, dass KOH sich ähnlich verhält wie NaOH, also auch eine Base ist
 - übrig bleiben bei der Neutralisationsreaktion 0.0051 mol HCl
 - Beachte: totales Volumen 60ml + 30 ml
 - $pH = -\log(0.0051/0.09) = 1.25$
- Start-pH: $pH = -\log(0.2) = 0.7$
 - Zehnfache verdünnung heisst, dass zu den 10 ml noch zusätzliche 90 ml dest. Wasser gegeben wird
 - 10 ml 0.2 M HCl $\rightarrow n(HCl) = 0.002 \text{ mol resp. } 0.002 \text{ mol}$
 - $n(HCl) = 0.002 \text{ mol} \rightarrow 0.002 \text{ mol } H^{+}$
 - Totales Volumen: 10ml+90ml=100 ml
 - $pH = -\log(0.002/0.1) = 1.7$
 - Anstieg um eine pH-Einheit macht bei zehnfacher Verdünnung Sinn

- 1 g $Ca(OH)_2 \rightarrow n(Ca(OH)_2) = 1/74.1 = 0.0135 \text{ mol}$
- $n(Ca(OH)_2) = 0.0135 \text{ mol} \rightarrow n(OH) = 2 \cdot 0.0135 = 0.027 \text{ mol}$
- Neutralisationsreaktion: 0.002 mol H sowie 0.027 mol OH⁻
- übrig bleiben 0.025 mol OH⁻
- totales Volumen: 100 ml
- $pOH = -\log(0.025/0.1) = 0.6 \rightarrow pH = 14 - 0.6 = 13.4$

Aufgabe: SB-62

Gegeben sei jeweils ein Liter zweier Lösungen A und B mit dem gleichen Start-pH von 4.8. A sei eine Salzsäurelösung, B eine Essigsäurelösung.

Nun wird zu jeder Lösung ein Liter Wasser zugegeben

nun wird zu jeder Lösung ein Liter Wasser zugegeben.

- Berechne den neuen pH-Wert der Lösung A sowie B
- Bei welcher Lösung hat man eine grössere Veränderung des pH-Wertes, begründe

Hinweis: HCl ist eine starke Säure ($pK_s < 0$), Essigsäure eine schwache Säure ($pK_s > 0$)

Lösung:

Ausgehend vom pH-Wert kann nun für die starke Säure HCl sowie für die schwache Säure Essigsäure die Konzentration berechnet werden:

- Starke Säure: HCl
 $pH = -\log(c(H_3O^+))$, $c(H_3O^+) = 10^{-pH} = 0.000015 \text{ mol/l}$
 $c = n/V$ resp. $n = c \cdot V$
 $n = 0.000015 \cdot 1.0 \text{ l} = 0.000015 \text{ mol}$
- Schwache Säure: Essigsäure
 $pH = 1/2(pK_s - \log(HA))$, $c(HA) = \dots$
 $n = c \cdot V =$
- Nun wird zu jeder Lösung 1 Liter reines Wasser zugegeben, mit $c=n/V$ ergibt sich somit folgendes
- HCl: $pH = -\log(c(H_3O^+)) = -\log(n/V)$
 $pH = \log$

... noch nicht fertig !

Aufgabe: SB-70

Die Titration einer Säure (20 ml, unbekannte Konzentration) mit einer Base (0.1 M) benötigt bis zum Äquivalenzpunkt 30 ml der Base. Berechne daraus die Konzentrationen der Säure.

Lösung:

Es gilt beim Äquivalenzpunkt: $n(\text{Base}) = n(\text{Säure})$

mit $c=n/V$ erhält man:

$$c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base}) = c(\text{Säure}) \cdot V(\text{Säure})$$

$$c(\text{Säure}) = c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base}) / V(\text{Säure})$$

$$c(\text{Säure}) = 0.1 \text{ M} \cdot 30 \text{ ml} / 20 \text{ ml} = 0.15 \text{ M} = 0.15 \text{ mol/l}$$