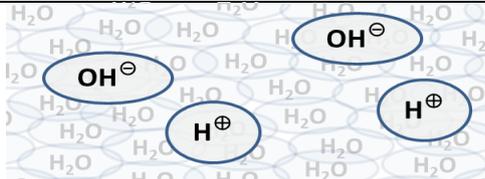


SÄUREN UND BASEN

1) DEFINITIONEN

REINES WASSER

enthält **gleich viel H^+ -Ionen und OH^- -Ionen** aus der Reaktion $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$



Die GGW-Konstante dieser Reaktion ist $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

In die GGW-Konstante dieser Reaktion ist die Konzentration von H_2O mit einbezogen, da sich diese Konzentration kaum ändert (es gibt nur sehr wenige H^+ und OH^-)

SÄUREN

BASEN

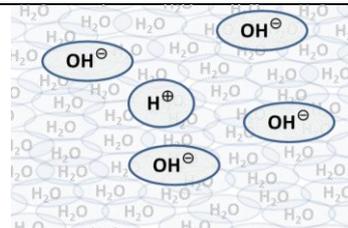
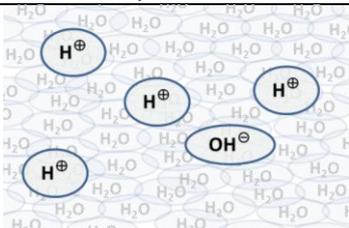
erzeugen in wässriger Lösung

H^+ -Ionen

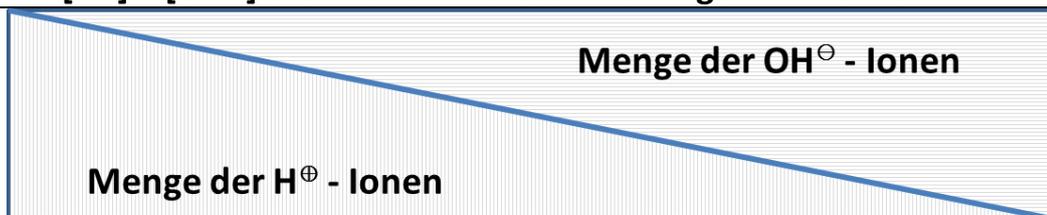
OH^- -Ionen

Wasserstoffkationen, Protonen; liegen in Wasser gebunden vor: H_3O^+ *Hydronium*

Hydroxid-Ionen



$[H^+] * [OH^-]$ bleibt auch in diesen Lösungen immer 10^{-14} !!



sauer

neutral

basisch

2) DER PH-WERT $pH = -\log_{10}[H^+]$

Der pH-Wert gibt indirekt die Konzentration (in mol/l) an H^+ -Ionen an: **$pH = -\log_{10}[H^+]$**

Neutrale Lösung: da $[H^+] = [OH^-]$ gilt $[H^+] = 10^{-7}$ mol/l
also ist der **$pH = 7$**

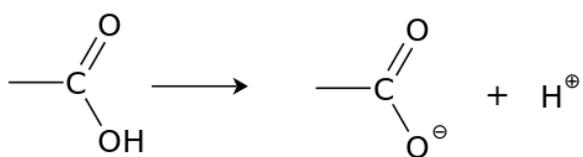
Saure Lösung:

da $[H^+] > [OH^-]$ gilt $[H^+] > 10^{-7}$ mol/l
also ist der **$pH < 7$**

Basische Lösung:

da $[H^+] < [OH^-]$ gilt $[H^+] < 10^{-7}$ mol/l
also ist der **$pH > 7$**

Messung des pH-Wertes wässriger Lösungen**el. Messgerät:** pH-Elektrode mit digitaler Anzeige**Universalindikator:** nimmt je nach pH-Wert eine andere Farbe an, gibt es als Lösung und als pH-Papier (Teststreifen)**Säure-Base-Indikator:** sind Stoffe, die bei Durchschreitung eines bestimmten pH-Werts ihre Farbe ändern**Der pOH-Wert**Dieser ist definiert als $\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^{\ominus}]$ In einer Lösung gilt: $\text{pOH} + \text{pH} = 14$ **3) BILDUNG DER IONEN H^{\oplus} UND OH^{\ominus}**

Säuren bilden H^{\oplus} -Ionen durch		Basen bilden OH^{\ominus} -Ionen durch	
Abgabe von H^{\oplus} $\text{HREST} \rightarrow \text{H}^{\oplus} + \text{Rest}^{\ominus}$ z.B.: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^{\oplus} + \text{NO}_3^{\ominus}$	Aufnahme von OH^{\ominus} aus Wasser: $\text{Säure} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SäureOH}^{\ominus} + \text{H}^{\oplus}$ z.B.: $\text{Fe}^{3\oplus} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})^{2\oplus} + \text{H}^{\oplus}$	Abgabe von OH^{\ominus} $\text{RESTOH} \rightarrow \text{REST}^{\oplus} + \text{OH}^{\ominus}$ z.B.: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^{\oplus} + \text{OH}^{\ominus}$	Aufnahme von H^{\oplus} aus Wasser $\text{Base} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBase}^{\oplus} + \text{OH}^{\ominus}$ z.B.: $\text{CO}_3^{2\ominus} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^{\ominus} + \text{OH}^{\ominus}$
ORGANISCHE SÄUREN: „CARBONSÄUREN“ Sind üblicherweise aus C,H und O aufgebaut und weisen als gemeinsames Strukturmerkmal eine „Carboxylgruppe“ auf. 		ORGANISCHE BASEN: „AMINE“ Sind üblicherweise aus C,H und N aufgebaut und weisen als gemeinsames Strukturmerkmal eine „Aminogruppe“ auf. $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{C}-\text{NH}_3^+ + \text{HO}^-$	

Korrespondierende Säure-Base-Paare

Rest^{\ominus} nennt man die korrespondierende Base zu HREST , da er durch Protonenaufnahme wieder basisch reagieren kann	SäureOH^{\ominus} nennt man die korrespondierende Base zur „Säure“, da SäureOH^{\ominus} durch Hydroxidabgabe wieder basisch reagieren kann	REST^{\oplus} nennt man die korrespondierende Säure zu RESTOH , da REST^{\oplus} durch Hydroxidaufnahme wieder sauer reagieren kann	HBase^{\oplus} nennt man die korrespondierende Säure zur „Base“, da sie durch Protonenabgabe wieder sauer reagieren kann
---	---	--	---

4) STÄRKE DER SÄUREN UND BASEN	
Starke Säuren reagieren vollständig zu H^\oplus und $Anion^\ominus$: $HCl \rightarrow H^\oplus + Cl^\ominus$	Starke Basen reagieren vollständig zu $Kation^\oplus$ und OH^\ominus : $NaOH \rightarrow Na^\oplus + OH^\ominus$
(dieser Zerfall wird auch <i>Dissoziation</i> genannt: sie sind <i>vollständig dissoziiert</i>)	
Schwache Säuren reagieren nur teilweise zu H^\oplus und $Anion^\ominus$: $H_2CO_3 \rightleftharpoons H^\oplus + HCO_3^\ominus$ $B(OH)_3 + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_4^\ominus + H^\oplus$	Schwache Basen reagieren nur teilweise zu $Kation^\oplus$ und OH^\ominus : $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^\oplus + OH^\ominus$ $PO_4^{3^\ominus} + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2^\ominus} + OH^\ominus$
Die Gleichgewichtskonstanten: (Wasser wird in die Konstante mit einbezogen!)	
$K_S = \frac{[Anion^-] * [H^+]}{[Säure]}$	$K_B = \frac{[Kation^+] * [OH^-]}{[Base]}$
$pK_S = -\log_{10}K_S$	$pK_B = -\log_{10}K_B$
für korrespondierende Säuren und Basen gilt: $pK_B + pK_S = 14$	

5) BEISPIELE FÜR SÄUREN UND BASEN					
SÄUREN			BASEN		
	Säure	pK_S	korresp. Base	pK_B	
starke Säure	HCl Salzsäure	-6	Cl^- Chlorid	20	schwache Base
	H_2SO_4 Schwefelsäure	-3	HSO_4^- Hydrosulfat	17	
	HSO_4^- Hydrosulfat	1,92	SO_4^{2-} Sulfat	12,08	
	HNO_3 Salpetersäure	-1,37	NO_3^- Nitrat	15,37	
schwache Säure	Fe^{3+}	2,22	$Fe(OH)^{2+}$	11,78	starke Base
	H_3CCOOH Essigsäure („HAc“)	4,75	H_3CCOO^- Acetat („Ac“)	9,25	
	H_2CO_3 Kohlensäure	6,52	HCO_3^- Hydrogencarbonat	7,48	
	HCO_3^- Hydrogencarbonat	10,4	CO_3^{2-} Carbonat	3,6	
	NH_4^+ Ammonium	9,25	NH_3 Ammoniak	4,75	
Teilchen, die sowohl sauer als auch basisch reagieren können nennt man amphoter z.B.: Hydrogencarbonat HCO_3^\ominus : $HCO_3^\ominus \rightleftharpoons CO_3^{2^\ominus} + H^\oplus$ $H_2O + HCO_3^\ominus \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^\ominus$					

6) EIGENSCHAFTEN WICHTIGER SÄUREN UND BASEN

HCl_(aq) Salzsäure: starke Säure Sie ist die wässrige Lösung des Gases Chlorwasserstoff HCl.
H₂SO₄ Schwefelsäure: starke Säure Konzentriert ist sie stark wasseranziehend: „hygroskopisch“
HNO₃ Salpetersäure: starke Säure Sie wirkt stark oxidierend. Deshalb kann sie als einzige Säure die Edelmetalle Kupfer und Silber auflösen.
H₂CO₃ Kohlensäure: schwache Säure Instabile Säure: Zerfällt zu Kohlendioxid und Wasser: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
NaOH_(aq) Natronlauge: starke Base Wässrige Lösung des Salzes Natriumhydroxid NaOH. Festes NaOH ist meist in Form von Plätzchen im Handel.
NH_{3(aq)} Ammoniaklösung: mittelstarke Base Wässrige Lösung des Gases Ammoniak NH ₃ . Die Lösung wird oft ungenau auch als Ammoniak benannt.

7) WICHTIGE REAKTIONEN

7.1. Die Neutralisation; Säure + Base → Salz + Wasser

Bei der Neutralisation treffen Säuren und Basen aufeinander. Die von Säuren gebildeten **Protonen** und die von den Basen gebildeten **Hydroxid-Ionen** reagieren dabei **zu Wasser**, sie heben sich in ihrer Wirkung auf – sie *neutralisieren* sich. Neutralisationsreaktionen sind keine Gleichgewichtsreaktionen.

Beispiel:

Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Lösung ist sauer
 Lösung von Natriumhydroxid in Wasser: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Lösung ist basisch
 Vereinigen der beiden Lösungen: $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ Lösung ist neutral

Allgemein: **Säure und Base** reagieren zu **Wasser und Salz**

Das Wort „Salz“ deckt sich im Fall von NaCl mit der Bezeichnung dieses Stoffes im Alltag. Chemisch betrachtet nennt man alle Verbindungen mit Ionenbindungen *Salze*.

Vollständige und teilweise Neutralisation:

a) **teilweise** Neutralisation: **nur ein H⁺ der Schwefelsäure wird neutralisiert**
 $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{aq}} + \text{KOH}_{\text{aq}} \rightarrow \text{K}^+_{\text{aq}} + \text{HSO}_4^-_{\text{aq}} + \text{H}_2\text{O}$ (=KHSO₄, Kaliumhydrogensulfat,
 „aq“ steht für „gelöst in Wasser“)

b) **vollständige** Neutralisation: **alle vorhandenen OH⁻ und H⁺ werden in Wasser umgewandelt**
 $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{aq}} + 2 \text{KOH}_{\text{aq}} \rightarrow 2 \text{K}^+_{\text{aq}} + \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}} + 2 \text{H}_2\text{O}$ (=K₂SO₄, Kaliumsulfat)

7.2. Metalloxide + Wasser → Base

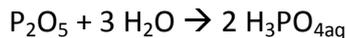
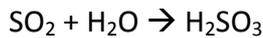
Löst man Metalloxide in Wasser entstehen Basen:



(Ausnahmen: Eisen, Aluminium)

7.3. Nichtmetalloxide + Wasser → Säure

Löst man Nichtmetalloxide in Wasser entstehen Säuren:



7.4. Unedle Metalle + Säuren → Wasserstoff + Salz

Unedle Metalle reagieren mit H^+ -Ionen (also mit allen Säuren) zu Wasserstoff und einem Salz:



7.5. Reaktion von Säuren mit Salzen

Für die Reaktion von Säuren mit Salzen gibt es zwei wichtige Regeln

„Die schwer flüchtige Säure treibt die leichter flüchtige Säure aus ihren Salzen“:	„Die stärkere Säure treibt die schwächere Säure aus ihren Salzen“:
$2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{HCl} + 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ <p style="text-align: center;"> 2H^+ </p>	$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;"> H^+ </p>
HCl-Gas ist im Gegensatz zu H_2SO_4 flüchtig. Es entweicht aus der Lösung und verschiebt deshalb das Gleichgewicht auf die rechte Seite.	NaHCO_3 ist ein Salz der Kohlensäure, die eine schwächere Säure als Salzsäure ist. Deshalb kann Salzsäure mit Natriumhydrogencarbonat reagieren und dadurch Kohlensäure bilden.

8) PUFFER

Ein Puffersystem ist eine Lösung, die trotz Zugabe einer Säure oder Base den pH-Wert der Lösung in gewissen Grenzen konstant hält. Als Puffer werden normalerweise Lösungen verwendet, die eine mittelstarke Säure und ihre korrespondierende Base in gleicher Konzentration enthalten.

Für alle Säuren gilt: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ mit $K_S = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$

Durch Umformung lässt sich daraus die **Henderson-Hasselbalch-Gleichung** herleiten:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Diese Gleichung gibt den **pH-Wert einer Pufferlösung** an, wenn die Lösung die Konzentration $[\text{HA}]$ an Säure und die Konzentration $[\text{A}^-]$ ihrer konjugierten Base hat.