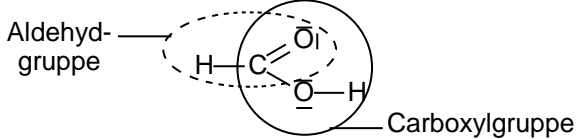


Allgemeine Säurereaktionen

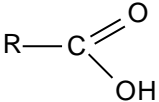
<p>Definition Säure: S. sind Stoffe, die in wässriger Lösung in freie Wasserstoff-Ionen (Protonen) H^+ und Säurerest-Ionen dissoziieren (aufspalten)</p> <p>H^+ = Träger der Eigenschaft „sauer“</p>		<pre> graph TD SA[Säure] --> Protonen-spender P[Proton] P --> Hydronium-Ion HI[Hydronium-Ion] HI --> Neutralisation W[Wasser] W --> Hydroxid-Ion OH[Hydroxid-Ion] OH --> Protonen-empfänger B[Base] B --> korrespondierendes Säure-Base-Paar SA SA --> pH-Wert pH[pH-Wert] OH --> pH-Wert pH HI --> pH-Wert pH W --> pH-Wert pH </pre>				<p>Definition Base: B. sind Stoffe, die in wässriger Lösung in freie Hydroxid-Ionen OH^- und Metallkationen oder Ammonium-Ionen dissoziieren (aufspalten)</p> <p>OH^- = Träger der Eigenschaft „basisch“</p>	
Allgemeine Säurereaktionen	Wortgleichung	Wesentliche Ionengleichung/Reaktionstyp	Salzsäure	Schwefelsäure	Methansäure HOAm	Ethansäure HOAc	
Formel/Lewis-Formel			$H-\underline{\underline{Cl}}$	$\begin{array}{c} HO \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ HO \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^- \\ \diagdown \\ H-C \\ \diagup \\ \delta^- \end{array} \begin{array}{c} \delta^+ \\ \diagdown \\ O \\ \diagup \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^- \\ \diagdown \\ H_3C-C \\ \diagup \\ \delta^- \end{array} \begin{array}{c} \delta^+ \\ \diagdown \\ O \\ \diagup \\ H \end{array}$	
Dissoziation	Chem. R., bei der aus Molekülen frei bewegliche Ionen entstehen	$H-X \rightleftharpoons H^+ + X^-$ $H-X + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^-$ RPÜ	$H-Cl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$	$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2 H^+ + SO_4^{2-}$	$HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$ $HOAm \rightleftharpoons H^+ + AmO^-$	$H_3C-COOH \rightleftharpoons H^+ + H_3C-COO^-$ $HOAc \rightleftharpoons H^+ + AcO^-$	
Neutralisation	Säure + Base \rightleftharpoons Salz + Wasser	$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$ $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2 H_2O$, RPÜ	$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + Cl^- + H_2O$	$2 H^+ + SO_4^{2-} + 2 Na^+ + 2 OH^- \rightleftharpoons 2 Na^+ + SO_4^{2-} + 2 H_2O$	$H^+ + HCOO^- + Na^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + HCOO^- + H_2O$	$H^+ + H_3C-COO^- + Na^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + H_3C-COO^- + H_2O$	
R. mit unedlem Metall	verd. Säure + unedles Metall \longrightarrow Salz + Wasserstoff	$Me + 2 H^+ \longrightarrow Me^{2+} + H_2 \uparrow$ $Me + 2 H_3O^+ \longrightarrow Me^{2+} + H_2 \uparrow + H_2O$ Redox = REÜ	$2 H^+ + 2 Cl^- + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2 Cl^- + H_2 \uparrow$	$2 H^+ + SO_4^{2-} + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2 \uparrow$	$2 H^+ + 2 HCOO^- + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2 HCOO^- + H_2 \uparrow$	$2 H^+ + 2 H_3C-COO^- + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2 H_3C-COO^- + H_2 \uparrow$	
R. mit Metalloxyd	Metalloxyd + verd. Säure \longrightarrow Salz + Wasser	$MeO + 2 H^+ \longrightarrow Me^{2+} + H_2O$	$2 H^+ + 2 Cl^- + MgO \longrightarrow Mg^{2+} + 2 Cl^- + H_2O$	$2 H^+ + SO_4^{2-} + MgO \longrightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O$	$2 H^+ + 2 HCOO^- + MgO \longrightarrow Mg^{2+} + 2 HCOO^- + H_2O$	$2 H^+ + 2 H_3C-COO^- + MgO \longrightarrow Mg^{2+} + 2 H_3C-COO^- + H_2O$	
Veresterung	Alkansäure + Alkanol \rightleftharpoons Alkansäurealkylester + Wasser	<i>V. = Molekülreaktion \neq Neutralisation (Ionenreaktion)</i> Kondensation \subset Substitution			$HCOOH + HOCH_3 \rightleftharpoons HCO-OCH_3 + H_2O$	$CH_3COOH + HOCH_2CH_3 \rightleftharpoons CH_3CO-OCH_2CH_3 + H_2O$	

Allgemeine Säurereaktionen

Name der Salze	Salz: Ionenbez., Ionengitter, Ionenkristall	Chloride	Sulfate	Formiate	Acetate
wichtige Salze	a) Düngemittel b) Zwischenprodukte c) R. in wässriger Lösung				
NW der Säurerest-Ionen	Farbreaktion Nd Gas	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl} \downarrow$ Weiß, käsig	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 \downarrow$ weiß, feinkristallin		
Sonderstellung der Methansäure	Allgemeine Säurereaktionen und Reduktionswirkung aufgrund der Aldehydgruppe <div style="text-align: right; margin-top: 10px;">  </div>				

Allgemeine Säurereaktionen

Ausgewählte Alkansäuren

	Methansäure	Ethansäure	Propansäure
Formel $R-COOH$ $C_nH_{2n+1}-COOH$			
Herstellung			
Reaktivität 			
Eigenschaften der Säure NW-Reaktionen des a) Formiat-Ions b) Acetat-Ions	<p>Farblose stechend riechende Flüssigkeit, Sdp. 100,5 °C, in jedem Verh. Mit Wasser mischbar ;saurer Charakter viel stärker ausgeprägt als bei Alkanolen, ist die stärkste unter den Monocarbonsäuren; bakterizide Wirkung; diemerisiert über WBB</p> <p>Sonderstellung in der homologen Reihe der Alkansäuren</p> <p>Reduktion von ammoniakalischer $AgNO_3$ Lsg</p> <p>Entfärbung einer $KMnO_4$-Lsg.</p> <p>Reduktion einer K_2CrO_4-Lsg</p> <p>$HCOOH + [O] \longrightarrow CO_2 + H_2O$</p> <p>$HCOOH \xrightarrow{Pt;Pd;25^\circ C} CO_2 + H_2$</p>	<p>Stechend riechende Flüssigkeit, Sdp. 118 °C, erstarrt bei 16,5 °C zu eisartigen Kristallen</p>	<p>Mit Wasser mischbare Flüssigkeit, schweißartiger Geruch</p>

Allgemeine Säurereaktionen

Experiment

In den mit **A** und **B** gekennzeichneten Gefäßen befinden sich gleichkonzentrierte Lösungen von Methan- und Ethansäure. Identifizieren Sie die beiden Stoffe durch **zwei** verschiedene chemische Reaktionen. Fordern Sie dazu die Geräte und Chemikalien an und erstellen Sie ein Protokoll. (Abiaufgabe)

Aufgaben:

1. Benennen Sie diejenige organische Substanz, die
 - a) mit Ethanol zu $C_3H_6O_2$ reagiert,
 - b) sauerstoffhaltig ist,
 - c) eine ammoniakalische Silbernitrat-Lösung reduziert bzw. mit Fehling'scher Lösung reagiert,
 - d) Universalindikator rot färbt.

2. Bestimmen Sie diejenige organische Substanz, durch die
 - a) eine ammoniakalische Silbernitrat-Lösung zu metallischem Silber reduziert,
 - b) die mit Ethanol zu $C_3H_6O_2$ reagiert,
 - c) die mit einem unedlen Metall unter Wasserstoffentwicklung reagiert,
 - d) Bromwasser entfärbt wird, wobei ein Gas entsteht, das in Barytwasser eingeleitet, dieses trübt.
 - e) mit einer schwefelsauren Kaliumpermanganat-Lösung unter Gasentwicklung und Entfärbung des Reaktionsgemisches reagiert.Formulieren Sie für c) und d) die Reaktionsgleichungen.

3. Bestimmen Sie die sauerstoffhaltige organische Substanz, durch die
 - a) eine ammoniakalische Silbernitrat-Lösung zu metallischem Silber reduziert wird,
 - b) mit Ethanol zum Ester mit der Summenformel $C_3H_6O_2$ reagiert,
 - c) mit metallischem Natrium unter Wasserstoffentwicklung reagiert und die
 - d) in der Reaktion mit Bromwasser die Brom-Lösung entfärbtFormulieren Sie für die Reaktionen die Reaktionsgleichungen.

Allgemeine Säurereaktionen

Acidität (Säurestärke)

- **Grundbegriff:**
Ein Molekül besteht aus einer begrenzten Anzahl von Atomen, die durch chemische Bindungen zusammengehalten werden
- **Ein Molekül besteht aus einer begrenzten Anzahl von Atomkernen und Elektronen, die in bestimmter Weise räumlich verteilt sind**

Die *Struktur* eines Moleküls umfasst

- die Gesamtheit aller qualitativen und quantitativen Informationen über die Anordnung der Atomkerne,
- über die Wechselwirkungen zwischen den Atomen und
- über die Verteilung der Elektronendichte im Molekül

Die *Konstitution* eines Moleküls umfasst die Angaben über die Verknüpfung von Atomen bzw. Atomgruppen

ARRHENIUS (Iontheorie)

Definition:

- **Säure** sind Stoffe, die in wässriger Lösung in freie Wasserstoff-Ionen (Protonen) H^+ und Säurerest-Ionen dissoziieren.
- Das Wasserstoff-Ion H^+ (Proton) ist alleiniger Träger der Eigenschaft „sauer“.
- **Basen** sind Stoffe, die in wässriger Lösung in freie Hydroxid-Ionen OH^- und Metall- bzw. NH_4^+ -Kationen dissoziieren.
- Träger der basischen Eigenschaft ist das Hydroxid-Ion OH^- .

Nachweis:

Säuren

- H^+ färben den Universalindikator rot.
- Ursache für die Färbung ist das Vorliegen freier Protonen.
- Lösungen, die freie H^+ enthalten und die charakteristische Färbung von Indikatoren bewirken, bezeichnet man als Säuren / saure Lösungen.
- Farbänderungen bei Indikatoren kann als Nachweis für saure Lösungen bzw. Protonen H^+ in wässriger Lösung benutzt werden

Basen

- Hydroxid-ionen färben den Universalindikator blau.
- Ursache für die Färbung ist das Vorliegen freier Hydroxid-Ionen.
- Lösungen, die freie OH^- enthalten und die charakteristische Färbung von Indikatoren bewirken, bezeichnet man als Basen / alkalische Lösungen.
- Farbänderungen bei Indikatoren kann als Nachweis für basische Lösungen bzw. OH^- in wässriger Lösung benutzt werden.

Acidität organischer Verbindungen Y-H kann beeinflusst werden durch:

Allgemeine Säurereaktionen

- durch die Festigkeit der Y-H-Bindung
- durch die Elektronegativität des Atoms Y
- durch Faktoren, die das Anion Y⁻ (korrespondierende Base) im Vergleich zur undissoziierten Verbindung Y-H (korrespondierende Säure) stabilisieren (I-Effekte, Mesomerie-Effekte, WBB, Entropie- und Enthalpie-Effekte)

Die Acidität einer beliebigen Verbindung H-X wird durch jeden Struktureinfluss gesteigert, der die Ablösung des Protons erleichtert und andererseits die Rekombination zur undissoziierten Säure durch Stabilisierung des Anions X⁻ erschwert.

Beispiel:

