

Vorkurs Chemie - Tag 4

Säuren und Basen

(Flüssiges) Wasser

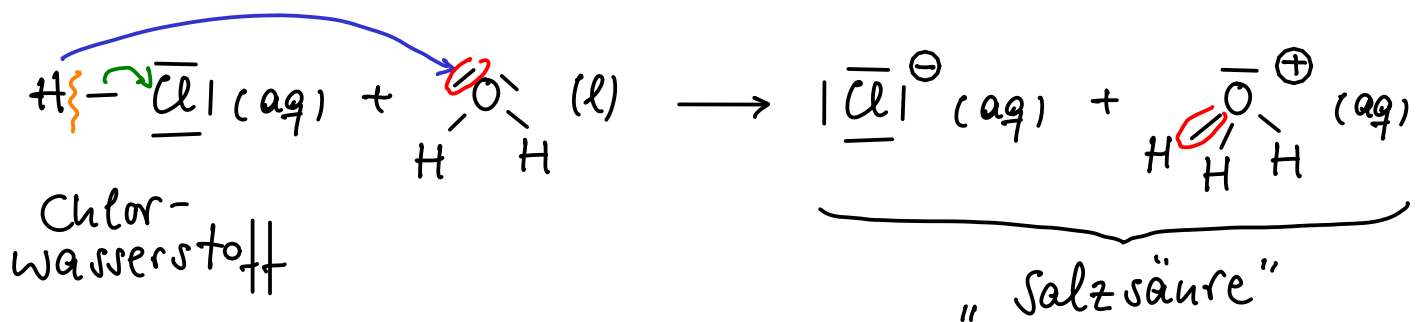
→ chemie - interaktiv. net

- " Die Oberflächenspannung des Wassers"
- " Teilchenmodell(e) von (Eis und) Wasser"
- " Modell zum Schmelzvorgang von Eis"
- Lösen eines NaCl-Kristalls in Wasser
(„Auflösung eines NaCl-Modells in W.“)

Säure/Base-Konzept nach BRÖNSTED und LOWRY

Protonentransfer-Reaktionen in wässriger Lösung
= H^+ -Ionen (!) formation of hydrochloric acid

Beispiele:



HNO_3
Salpetersäure

NO_3^-
Nitrat

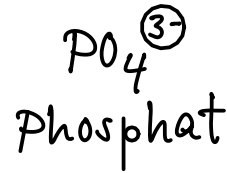
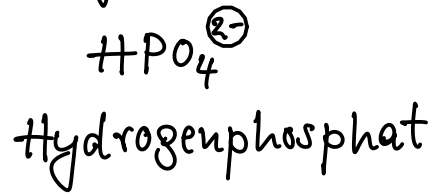
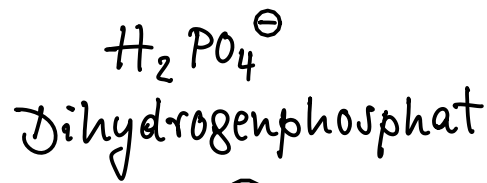
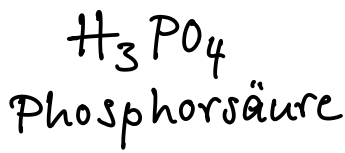
H_2SO_4
Schwefelsäure

HSO_4^-
Hydrogensulfat

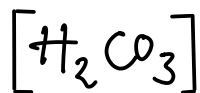
HSO_4^-

SO_4^{2-}
Sulfat

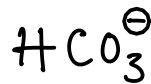
zwei-
protonige
Säure



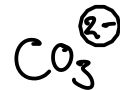
drei-
protonige
Säure



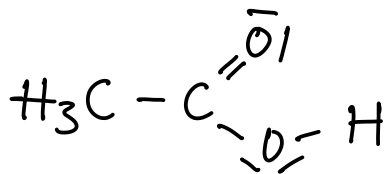
Kohlensäure



Hydrogencarbonat

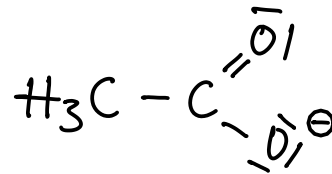


Carbonat



Ethansäure

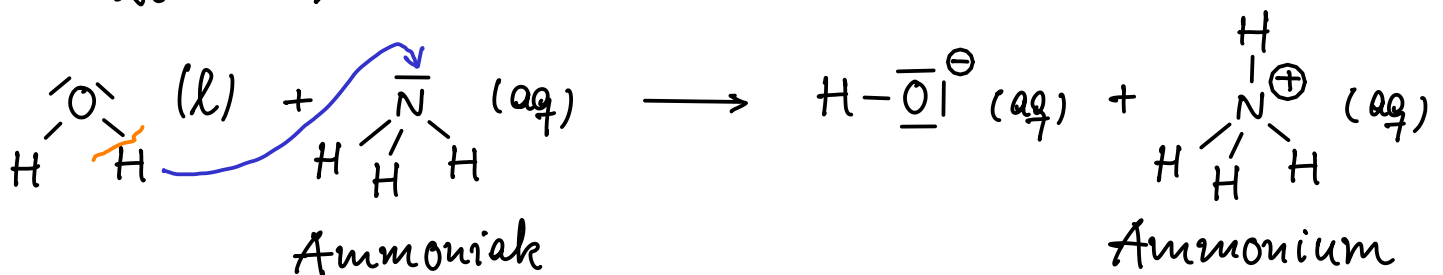
(„Essigsäure“)



Ethanoat

(„Acetat“)

Das Proton kann auch vom Wasser transferiert werden:



Jetzt wird's quantitativ...

Ionenprodukt des Wassers

= das in wässrigen Lösungen konstante Produkt aus der Konzentration der $\text{H}_3\text{O}^{\oplus}$ -Ionen und der Konzentration der OH^{\ominus} -Ionen:

$$K_w = c_{\text{H}_3\text{O}^{\oplus}} \cdot c_{\text{OH}^{\ominus}} = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$

(bei Raumtemperatur)

pH-Wert

$$\text{pH} = -\log_{10} \left(\frac{c_{\text{H}_3\text{O}^{\oplus}}}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}} \right)$$

Beispiele:

$$c_{\text{H}_3\text{O}^{\oplus}} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \dots \rightarrow \quad \text{pH} = 7$$

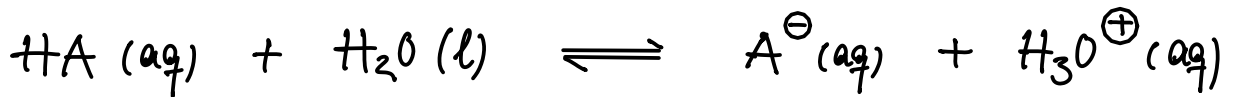
$$c_{\text{H}_3\text{O}^{\oplus}} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \dots \rightarrow \quad \text{pH} = 5$$

Analog: pOH-Wert

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Die Stärke von Säuren und Basen

Säure in ^{verd.} wässriger Lösung (vgl. σ):



$$\text{MWG: } K_c = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^\oplus} \cdot c_{\text{A}^\ominus}}{c_{\text{HA}} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}}} \quad | \cdot c_{\text{H}_2\text{O}}^*$$

* $c_{\text{H}_2\text{O}}$ ist in verdünnten wässrigen Lösungen annähernd konstant!

$$K_c \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^\oplus} \cdot c_{\text{A}^\ominus}}{c_{\text{HA}}} = K_s \quad \underline{\text{Säurestärke}}$$

$$pK_s = -\lg\left(\frac{K_s}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}\right)$$

$pK_s < -1 \rightarrow$ „starke Säure“
 $4 \leq pK_s \leq 10 \rightarrow$ „schwache Säure“

Analog für Basen!

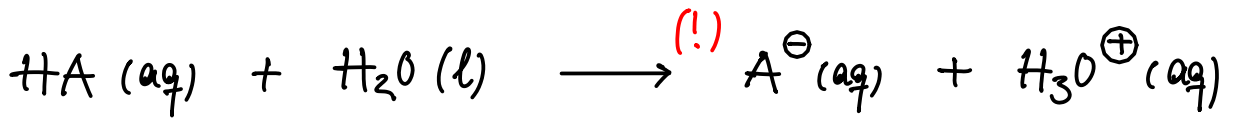
$$pK_s + pK_B \text{ (korrespondierende Base)} = 14$$

Säurekonstanten

(Säure/Base-Konzept nach Lewis)

Berechnung von pH-Werten

Starke Säuren



$$\rightarrow c_{\text{H}_3\text{O}^\oplus} = c_0(\text{HA})$$

Analog für starke Basen!

Schwache Säuren

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \lg(c_{\text{HA}}))$$

Ausgangs-
konz.
einsetzen!

Schwache Basen

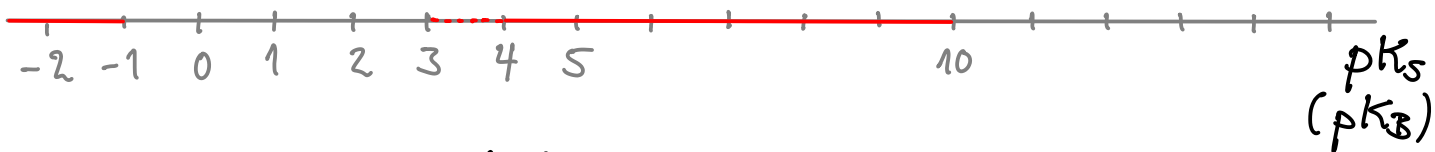
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg(c_B))$$

Ausgangs-
konz.
einsetzen!

Anwendbarkeit der Formeln - Grenzen

starke
Säuren
bzw. Basen

schwache Säuren
bzw. Basen



pH-Werte von Salzlösungen

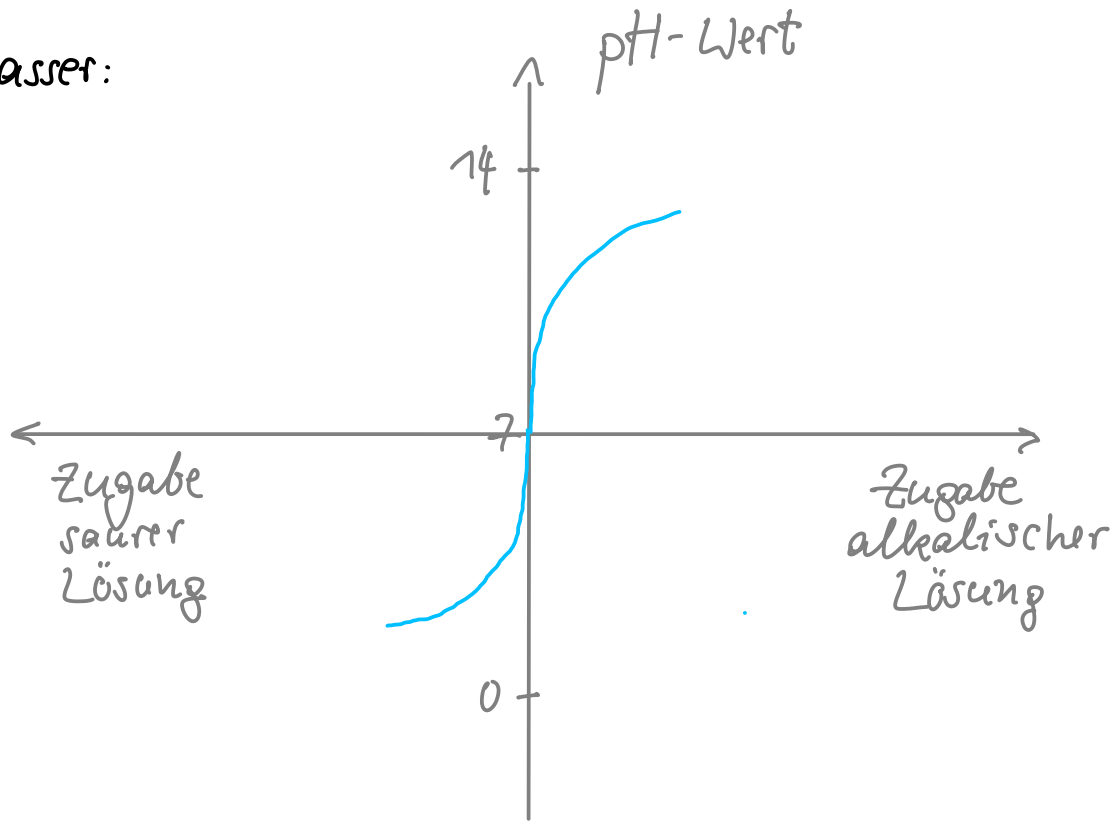
Beispiel:



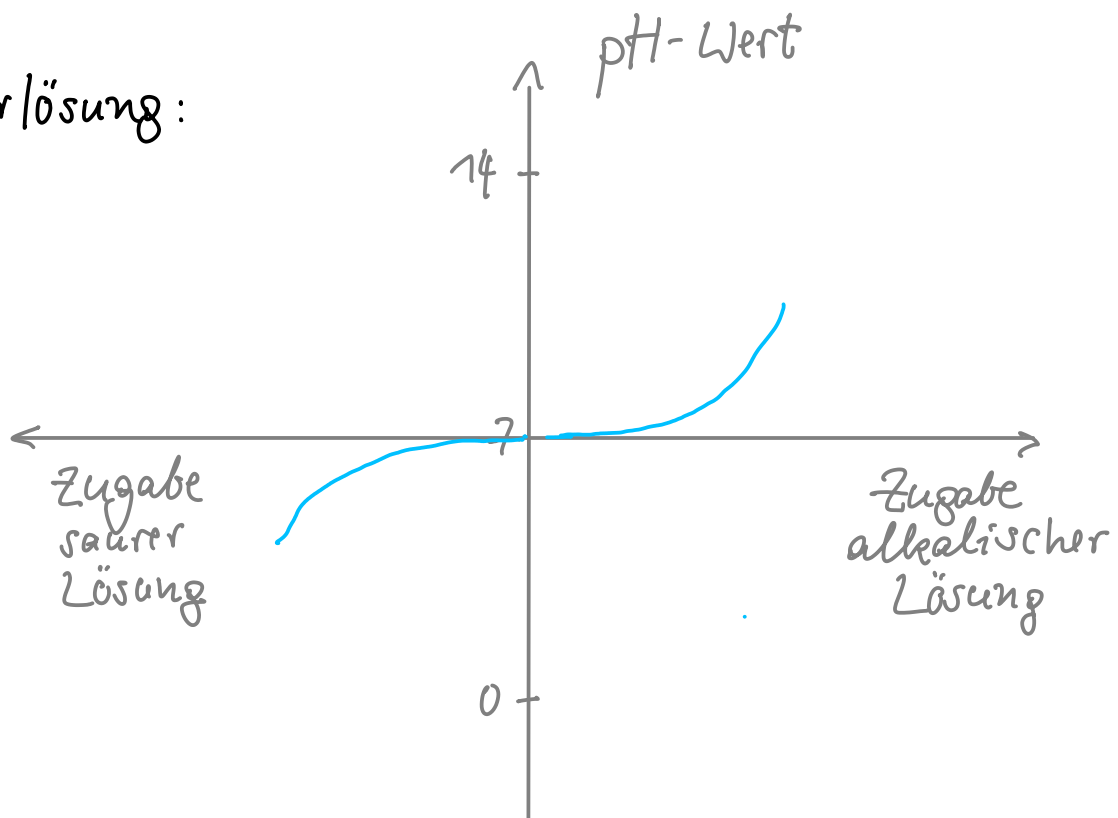
Einfluss auf den pH-Wert? } Einfluss auf den pH-Wert?

Eine Besonderheit: Pufferlösungen
Lösungen, die (etwa) gleiche Stoffmengen einer schwachen Säure und ihrer korrespondierenden Base enthalten, heißen Pufferlösungen. Diese ändern ihren pH-Wert nur wenig, wenn wenig saure oder alkalische Lösung zugefügt wird.

Wasser:



Pufferlösung:



Für die Berechnung des pH-Wertes von Pufferlösungen gibt es eine eigene Formel:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \left(\frac{c_B}{c_S} \right)$$

Ausgangskonz. einsetzen

Puffergleichung

Ausgangskonz. einsetzen