

MEDAT

REPETITORIEN

#2018

6./7./8./9. JUNI

16 - 19 UHR

(9. JUNI AUCH 12 - 15 UHR)



Wer sind wir?

- Referat für Studien- und MaturantInnenberatung
<http://medat.oehmedwien.at>
- ÖH Med Wien
<http://oehmedwien.at/>
- ÖH – Österreichische HochschülerInnenschaft
<https://www.oeh.ac.at>

Zeitplan – Änderungen vorbehalten!

- Mittwoch

- 16:00 Uhr Chemie
- 17:15 Uhr Physik
- 18:30 Uhr Mathematik



- Donnerstag

- 16:00 Uhr Biologie
- 18:00 Uhr Kognitive Fähigkeiten und Fertigkeiten
- 18:45 Uhr Soziale und Emotionale Kompetenzen

- Freitag:

- 16:00 Uhr Team-Based-Learning Biologie (**ausgebucht!**)

- Samstag:

- 12:00 Uhr Team-Based-Learning Chemie (**ausgebucht!**)
- 16:00 Uhr Team-Based-Learning Physik/Mathematik (**ausgebucht!**)

Weitere Infos

- Bei Fragen:
 - Bitte nach dem Vortrag
 - Per Mail: matbe@oehmedwien.com
 - In unseren Beratungszeiten:
Montag 17-19 Uhr, Dienstag 13-15 Uhr
im Histologischen Institut
- Videos vermutlich ab nächster Woche auf www.medat.oehmedwien.at
- Bitte seid saubere, zukünftige Medizinstudierende!

REDOX REAKTIONEN

WAS IST DAS ÜBERHAUPT?

- Redoxreaktion = Übertragung von Elektronen zwischen Edukten

- Reduktion: Aufnahme von Elektronen

- Oxidation: Abgabe von Elektronen

- Wofür?

um Reaktionen und entstehende Nebenprodukte korrekt darstellen zu können



WIE GEHT MAN VOR?

1. Oxidationszahlen bestimmen
2. Was wird oxidiert, was reduziert?
3. Teilgleichungen aufschreiben
4. Abgegebene und aufgenommene Elektronen bestimmen
5. Ladungsausgleich:
 1. saures Milieu: H_3O^+
 2. basisches Milieu: OH^-
6. Stoffausgleich mit Wasser
7. Elektronenbilanz ausgleichen
8. Evtl. kürzen und Gesamtreaktion aufschreiben



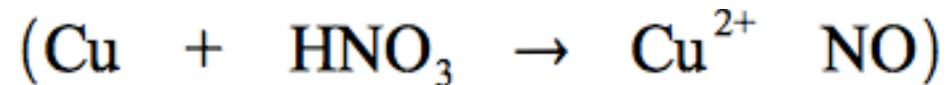
OXIDATIONSZAHLEN

Wir spalten gedanklich die einzelnen Atome in Moleküle in Ionen

1. OXIDATIONSZAHLEN BESTIMMEN

Elementares Kupfer wird in Salpetersäure- Lösung gegeben. Hierbei entstehen Kupfer-II-Ionen (Cu^{2+}) sowie Stickstoffmonoxid (NO)

Formulieren Sie die Redox-Gleichung sowie die Teilgleichungen!



2.+3 WAS WIRD OXIDIERT WAS REDUZIERT?

4. ABGEBENE UND AUFGENOMMENE ELEKTRONEN



6. STOFFAUSGLEICH MIT WASSER

Anzahl des Sauerstoffs/Wasserstoffs muss auf beiden Seiten gleich sein
Falls nicht wird das mit H₂O ausgeglichen

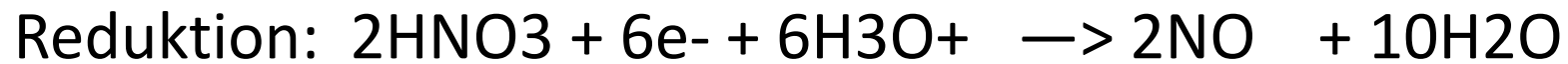


7. ELEKTRONENBILANZ AUSGLEICHEN

Oxidation: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$

Reduktion: $\text{HNO}_3 + 3 \text{e}^{-} + 3 \text{H}_3\text{O}^{+} \longrightarrow \text{NO} + 5 \text{H}_2\text{O}$

8. KÜRZEN UND GESAMTREAKTION AUFSCHREIBEN





FERTIG

SÄURE BASEN REAKTIONEN

DEFINITION

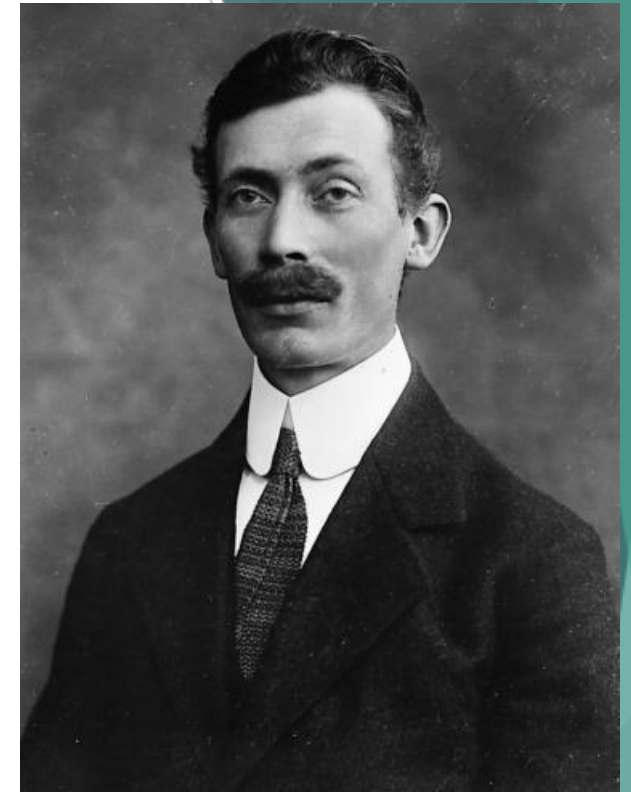
Nach Brønsted:

Säuren sind Protonendonatoren

Basen sind Protonenakzeptoren

—> RedOx Reaktionen sind Elektronenübertragungen

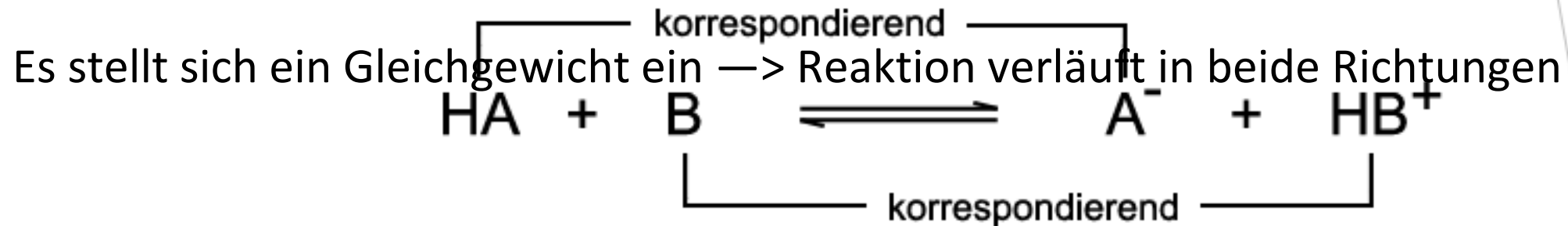
—> Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübertragungen



Säure-Basen-Paare

Säure HA gibt ihr Proton (H⁺) ab → wird zur Base

Base B nimmt ein Proton (H⁺) auf → wird zu Säure

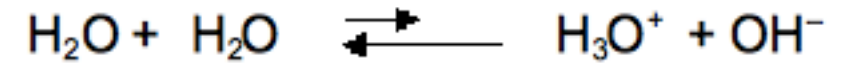


In wässrigen Lösungen werden Protonen von H₂O aufgenommen → es entstehen Hydronium
→ wird auch als „Wasserstoffionenkonzentration“ oder einfach „H⁺“ bezeichnet

SONDERFALL WASSER

Wasser leitet Strom → wieso?

- Wasser reagiert zu einem kleinen Teil mit sich selbst
→ Eigendissoziation
- es entstehen OH⁻ und H₃O⁺
- durch die Ionen kann Strom geleitet werden



Die Konzentration der Ionen ist minimal zusammen ergeben sie $10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$

Ionenprodukt: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$

Konzentration von H₃O⁺ bzw. OH⁻ gibt an, wie stark sauer, basisch oder neutral die Lösung ist

In neutralen Lösungen ist die Konzentration von OH⁻ gleich der von H₃O⁺
 10^{-7} mol/l jeweils

Saure Lösung | $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

Neutrale Lösung | $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Basische Lösung | $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

Der pH Wert

= negativ dekadischer Logarithmus der Konzentration von Protonen (H^+) bzw. Hydronium-Ionen (H_3O^+) in wässriger Lösung

- $pH = -\log [H_3O^+]$

—> übersichtlicher

- Maß für den Säuregehalt einer Lösung —> Unterscheidung zwischen Säuren und Basen

- $pH < 7$ sauer

- $pH = 7$ neutral

- $pH > 7$ basisch

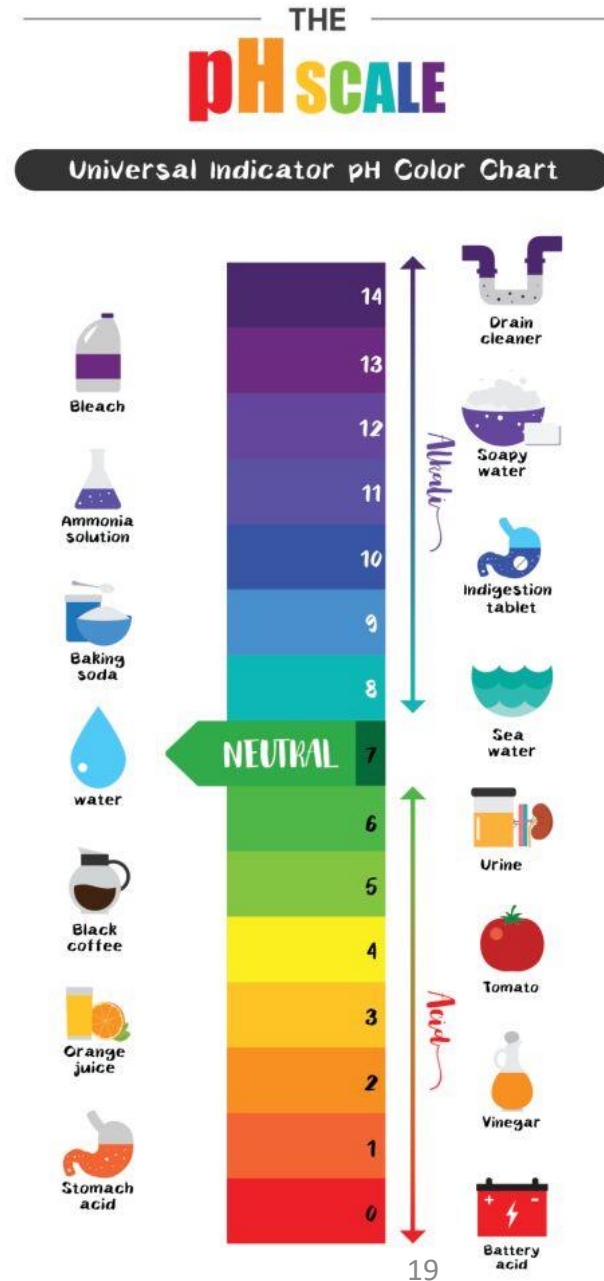
- Bsp.

$pH = 0$ ($[H_3O^+] = 1 \text{ mol/l} = 10^0 \text{ mol/l}$)

$pH = 14$ ($[H_3O^+] = 10^{-14} \text{ mol/l}$)

- pOH-Wert = negativer dekadischer Logarithmus der OH- Konzentration

- $pOH = -\log [OH^-]$



Der pH Wert

$$([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]) = 10^{-14}$$

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

Wenn der pH Wert bekannt ist, lässt sich ganz einfach der pOH Wert berechnen und vice versa

Bsp.

Bei einem pH von 4 liegt der pOH bei 10, die Hydroxid-Ionen-Konzentration ist dann $[\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ mol/l}$

Der pKs Wert

Merke:

Der pH-Wert ist ein Maß,
wie stark sauer eine Lösung ist.

Der pK_s-Wert ist ein Maß,
wie stark die Tendenz einer Säure ist,
ihr Proton (n das Lösungsmittel) abzugeben..

Säuren und Basen dissoziieren in Wasser nicht vollständig
—> wie stark sie dissoziieren hängt von der Säurestärke ab.



Man kann dieses Gleichgewicht mit dem Massenwirkungsgesetz beschreiben

$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Und zum leichteren Rechnen —> negativ dekadischer Logarithmus
pK_s = -logK_s

Der pKs Wert

$$K_s = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

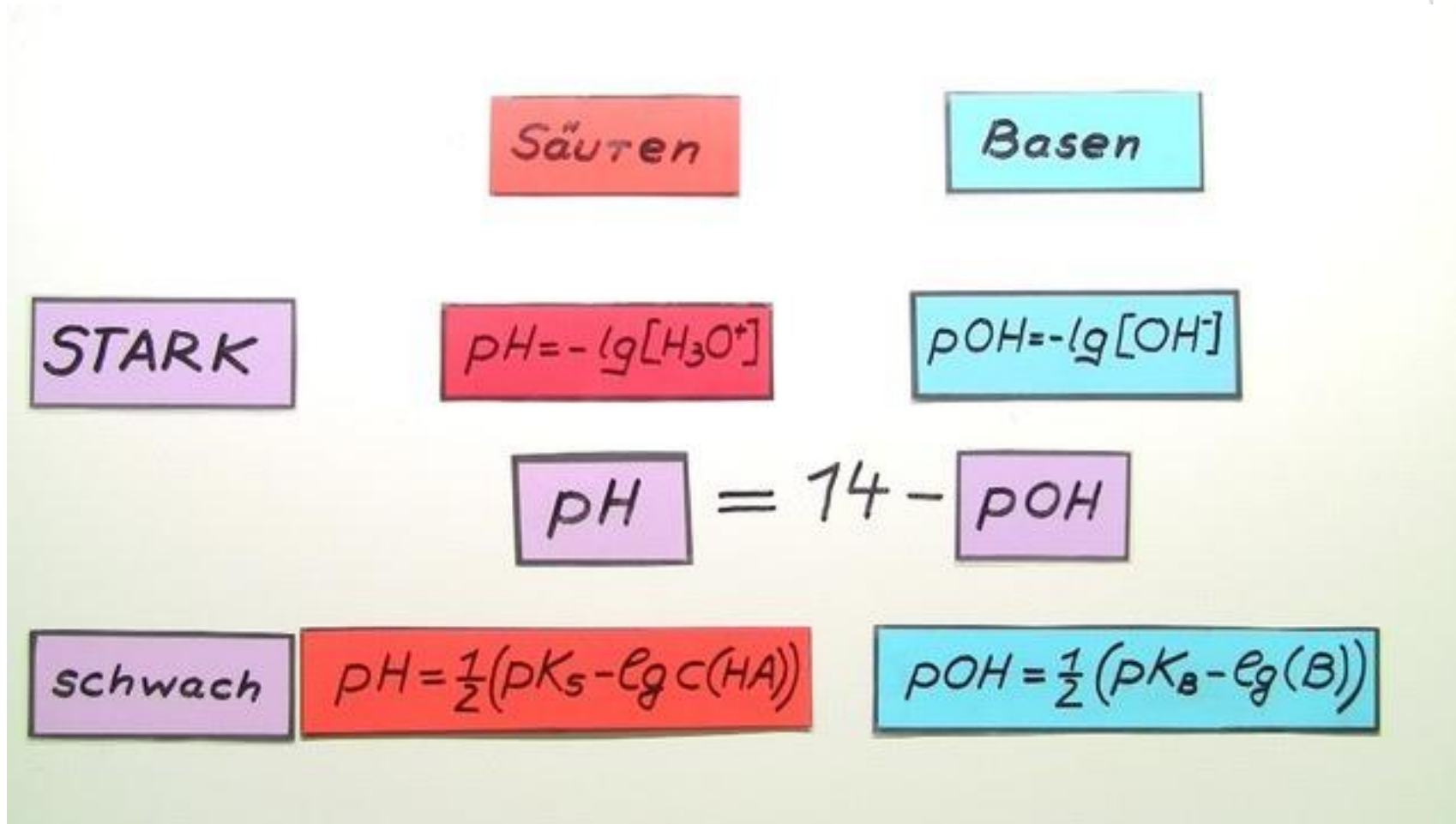
$$pK_s = -\log(K_s)$$

Starke Säure: Gleichgewicht rechts, große Säurekonstante → kleinen pKs-Wert

Schwache Säure: Gleichgewicht links, kleine Säurekonstante → großer pKs Wert

pKS und pKB eines konjugierten Säure-Base-Paares: **pKS + pKB = 14**

pH Wert Berechnung



**Vielen Dank für eure Aufmerksamkeit
und viel Glück im MedAT!**

Quellenangabe

- http://www.gym1.at/chemie/skripten/anorg_4.pdf
- http://www.gymnasium-stein.de/filedownload/Fachschaften/Faecher_Gruppe_1/Chemie/Downloads/Redox.pdf

Aufgerufen am 05.06.2018

Bilder aus

- <https://www.2te-chance.com/was-hilft-gegen-rost/>
- <https://www.istockphoto.com/de/vektor/die-ph-skala-universal-indikator-ph-color-chart-diagramm-gm813656014-131695991>
- [http://denstoredanske.dk/It, teknik og naturvidenskab/Kemi/Danske kemikere/Johannes Nicolaus Brønsted](http://denstoredanske.dk/It,_teknik_og_naturvidenskab/Kemi/Danske_kemikere/Johannes_Nicolaus_Brønsted)
- http://www.gym1.at/chemie/skripten/anorg_4.pdf
- <https://www.sofatutor.com/chemie/videos/ph-wert-berechnung-einfuehrung>

Aufgerufen am 05.06.2018