

Vom Le Châtelier zur Homöostase.  
Osmolarität, pH in Biochemie.  
Puffersysteme im Blut.

Wir schaffen das zusammen:  
Von Chemieprüfung bis Biochemie Rigorosum  
Dr. Lengyel Anna

# Kolligative Eigenschaften

Eine Stoffeigenschaft ist *kolligative* bezeichnet, wenn sie nur von der **Teilchenzahl**, nicht aber von der Art (oder chemischen Zusammensetzung) der Teilchen abhängt.

Beispiele:

- Osmotischer Druck
- Dampfdruckerniedrigung
- Gefrierpunktserniedrigung
- Siedepunktserhöhung

# Die Osmose – das physikalische Phänomen

- *Die Osmose (im allgemein):* Lösungsmittel-Bewegung vom Ort hoher Konzentration zum Ort niedriger Konzentration durch einen semipermeablen Membran
- *Der osmotische Druck einer Lösung:* Der Druck, der aufgewendet werden muss, um das Einfließen von Wasser zu verhindern

# Der osmotische Druck

$$\Pi = i c R T$$

- $\Pi$  = der osmotische Druck
- $i$  = van't Hoff-Faktor
- $c$  = Molarität **aller** gelösten Stoffe, also  $i \cdot c = i_1 \cdot c_1 + i_2 \cdot c_2 + i_3 \cdot c_3 + \dots i_n \cdot c_n$
- $R$  = universale Gaskonstante
- $T$  = Temperatur

# Frage

## Wie können wir unterscheiden Molarität und Osmolarität (osmotischer Konzentration)?

- Molarität ( $c$ ): mol gelöster Stoff in 1 dm<sup>3</sup> Lösung
- Osmolarität ( $c_{\text{osm}}$ ): Molarität **aller** gelösten Stoffe, also
$$i \cdot c = i_1 \cdot c_1 + i_2 \cdot c_2 + i_3 \cdot c_3 + \dots i_n \cdot c_n$$

Der Unterschied zwischen Molarität und osmotischer Konzentration kann an einem Beispiel verdeutlicht werden:

- Molarität: Eine 100 millimolare Natriumchlorid-Lösung enthält 0,1 Mol NaCl pro Liter ( $c = 0,1 \text{ mol/l} = 100 \text{ mmol/l}$ ).
- Osmotische Konzentration: In der Lösung dissoziiert das Kochsalz in die Ionen Na<sup>+</sup> und Cl<sup>-</sup>, sodass 0,2 Mol osmotisch aktive Teilchen gelöst sind ( $c_{\text{osm}} = 0,2 \text{ osmol/l} = 200 \text{ mosmol/l}$ ). Die tatsächliche osmotische Konzentration ist etwas geringer, da nicht alle Teilchen dissoziieren und die Löslichkeit temperaturabhängig ist.

# Frage

**Welche normale osmotische Konzentration hat das Blutplasma?**

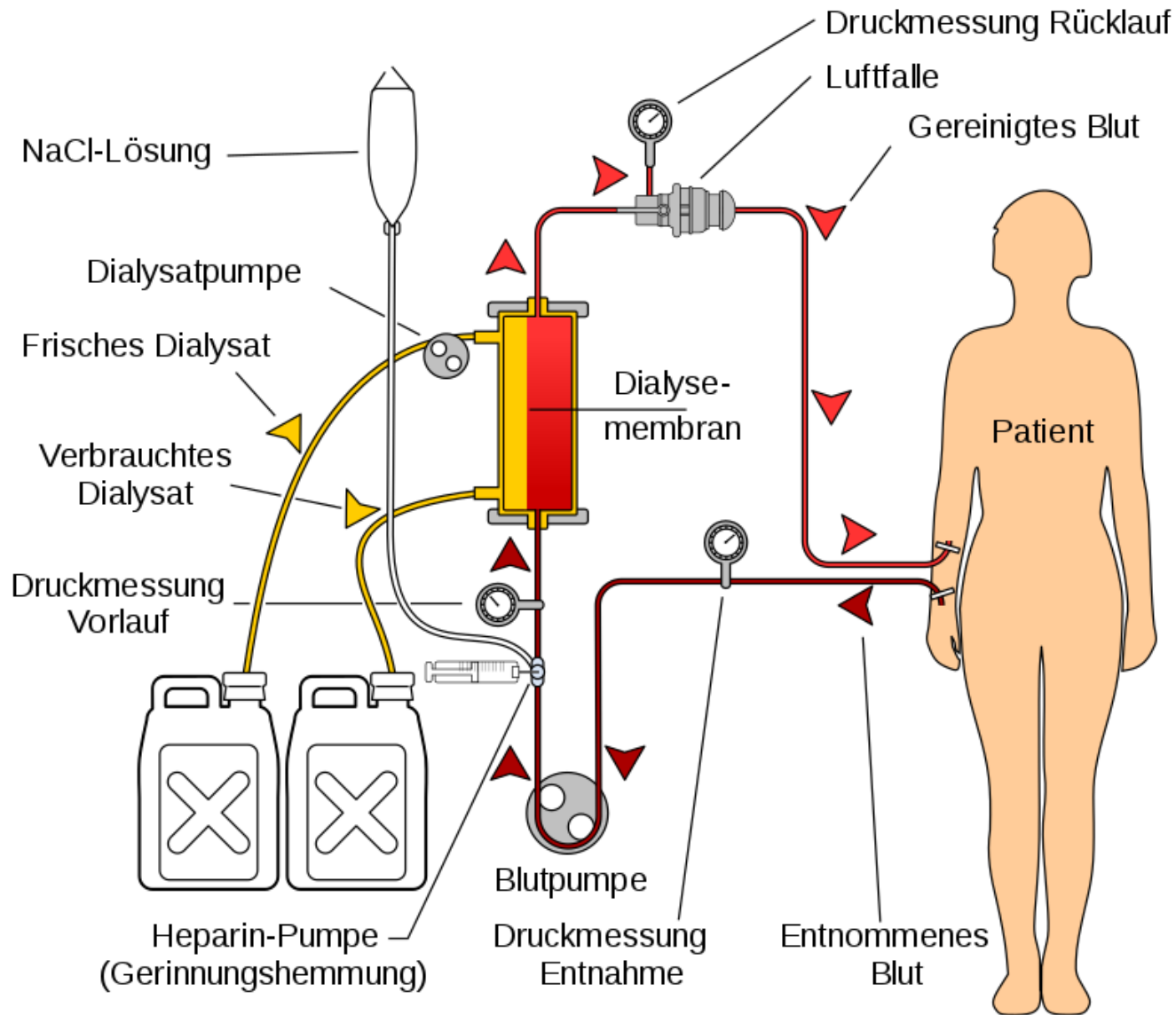
*Osmolarität des Blutplasmas:*

290 Milliosmol < cBP < 310 Milliosmol äquivalent zu  
~150 mM NaCl (0,9%)

(alias *isotone* oder *physiologische* Kochsalzlösung)

Milliosmol = mOsm = mosmol/l

# Hämodialyse



# Frage

**Compared to water, the environment on the inside of the blood cell could best be described as:**

- a. hypertonic
- b. ginandtonic
- c. isotonic
- d. hypotonic



# Frage

| Lösung                | Hypotonisch | Isotonisch | Hypertonisch |
|-----------------------|-------------|------------|--------------|
| 0,3M Kochsalz         |             |            |              |
| 0,05M Glukose         |             |            |              |
| 0,1M Calciumchlorid   |             |            |              |
| 0,1M Natriumphosphat  |             |            |              |
| 0,15M Harnstoff       |             |            |              |
| 0,15M Kaliumchlorid   |             |            |              |
| 0,1M Mannose          |             |            |              |
| 0,1M Magnesiumchlorid |             |            |              |
| 0,3M Laktat           |             |            |              |
| 0,1M Ethanol          |             |            |              |

# Frage

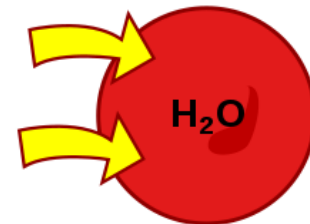
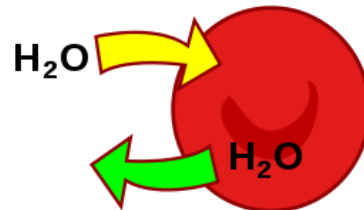
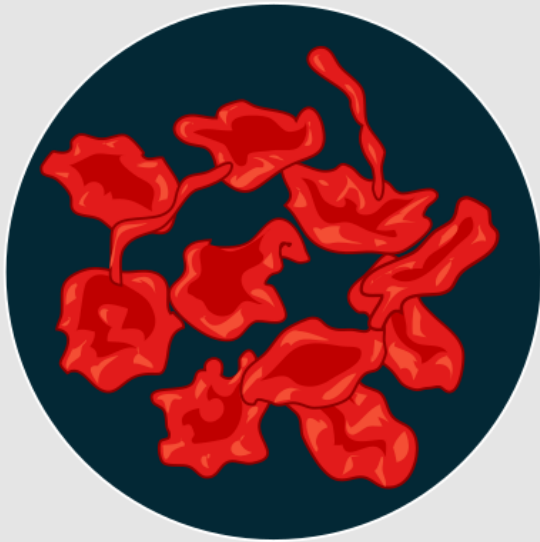
Isotonische Kochsalzlösungen werden gegenüber hypertonischen oder hypotonischen Kochsalzlösungen bevorzugt, wenn Dehydratisierung behandelt wird, weil \_\_\_\_\_.

- A.** Isotonische Kochsalzlösungen verursachen keine weitere Dehydratisierung so die Zellen werden nicht mehr schrumpfen, aber verursachen auch keine übermäßige Hydratisierung, die zu Schwellung führen wurde.
- B.** Isotonische Kochsalzlösungen führen zum Schrumpfen der Zellen und erschweren deren Überhydratation.
- C.** Isotonische Kochsalzlösungen lassen die Zellen anschwellen, wodurch es schwieriger wird, sie wieder zu dehydrieren.
- D.** Isotonische Kochsalzlösungen werden keiner anderen Kochsalzlösung vorgezogen.

**Hypertonic**

**Isotonic**

**Hypotonic**



# Frage

Was würde passieren, wenn Sie einem Patienten eine Infusion mit reinem Wasser geben würden?

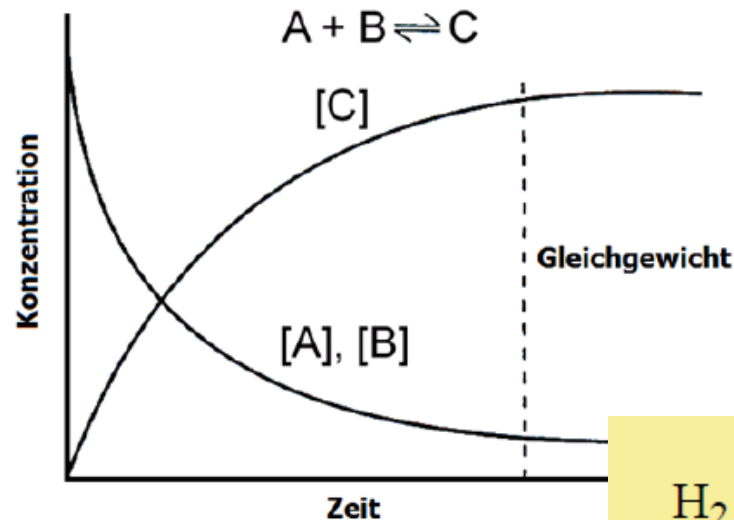
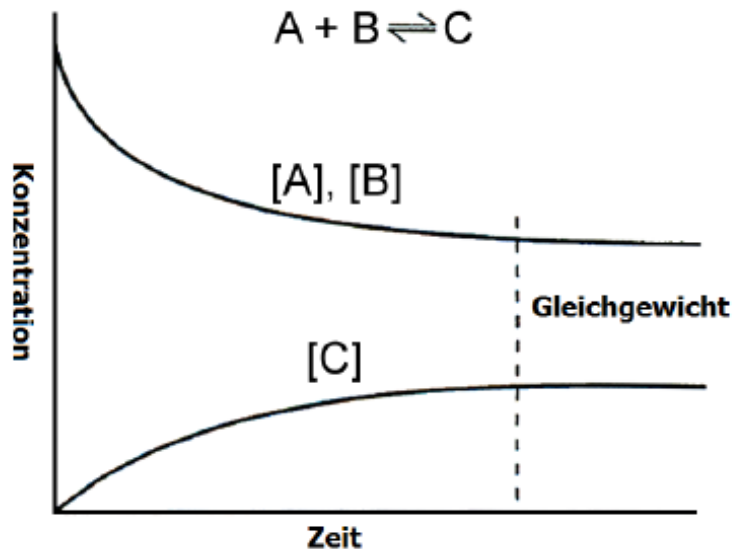
- a. Ihre Blutkörperchen würden schrumpfen.
- b. Ihre Blutkörperchen würden platzen.
- c. Der Patient würde langsam rehydriert.
- d. Ich würde für meine hervorragende medizinische Versorgung befördert.

# Frage

In dem in der vorherigen Frage beschriebenen Szenario würde sich Wasser in welcher Richtung bewegen?

- a. rein die Blutkörperchen
- b. raus den Blutkörperchen
- c. sowohl rein als auch raus, aber ohne netto Veränderung
- d. Wasser würde sich nicht bewegen

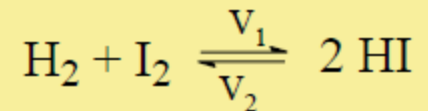
# Gleichgewichtsreaktionen



Equilibrium liegt auf der Seite der Edukte oder auf der Seite des Produkts.

Reversibel, dynamisch, die Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktion sind gleich.

Massenwirkungsgesetz gibt den Wert der Gleichgewichtskonstante (K)



$$V_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

$$V_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

Beim Gleichgewicht:  $V_1 = V_2$

$$k_1 \cdot [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

# Prinzip des kleinsten Zwanges

## Le Châtelier-Braun-Prinzip

Wird ein chemisches System im Gleichgewicht gestört, übt man einen Zwang – die Änderung der Bedingungen – aus, dann stellt sich ein neues Gleichgewicht dem Zwang ausweichend ein.

Den folgenden Faktoren beeinflussen das Gleichgewicht:

- Konzentrationsänderungen
- Druckänderungen
- Temperaturänderungen

# Frage



- Typ des Gleichgewichts?
- Was passiert mit dem Gleichgewicht falls
  - a. wir steigen dem Druck?
  - b. wir entfernen  $\text{NH}_3$ ?
  - c. wir entfernen  $\text{N}_2$ ?
  - d. wir geben Katalyst?



$$\Delta H^\circ = -180 \text{ kJ}$$

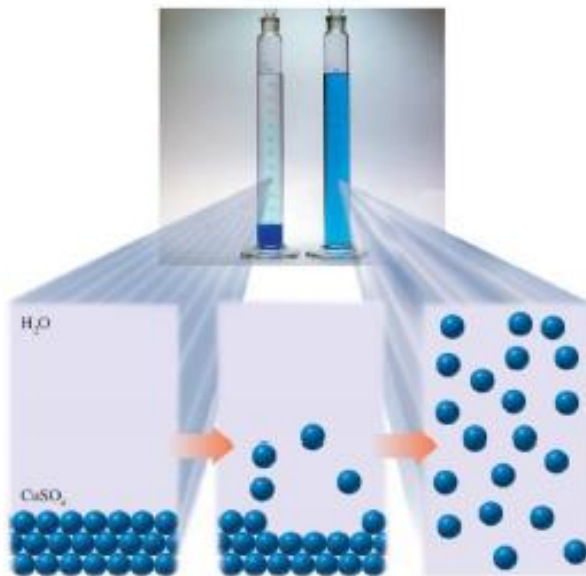
$[\text{O}_2] \uparrow$  Wann wird es recht?



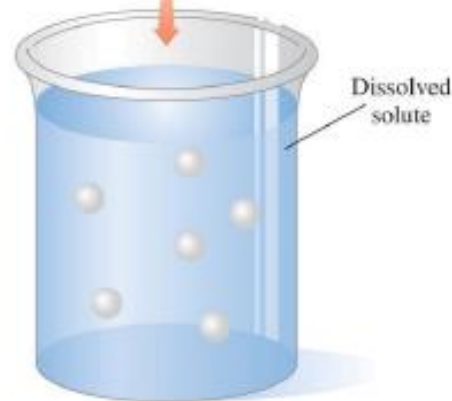
# Löslichkeit

**Löslichkeit** : die maximale Menge eines gelösten Stoffes, die in der gegebenen Menge Lösungsmittel bei bestimmter Temperatur aufgelöst werden kann.

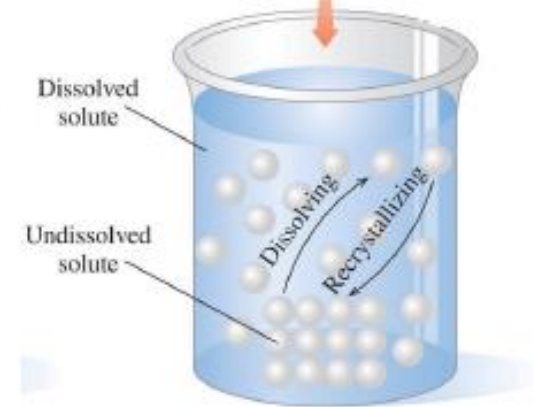
Sie ist temperatur- und bei den Gasen druckabhängig.



Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.



ungesättigte Lösung



gesättigte Lösung

# Die Einfluss von Druck auf die Löslichkeit der Gasen

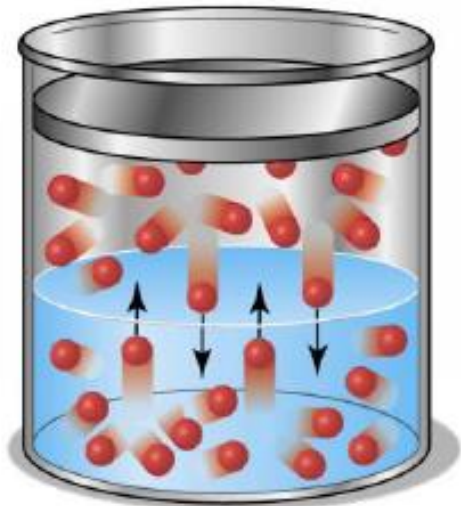
## Henry-Gesetz:

$$\text{Löslichkeit} = k \cdot p$$

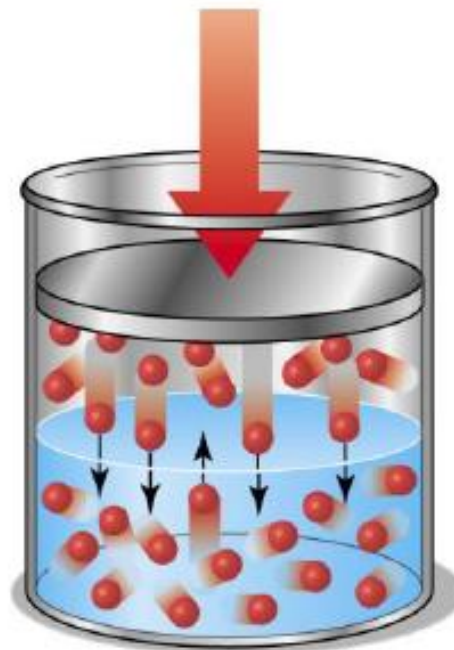
p: Partialdruck vom Gas über die Lösung

k: Konstante,

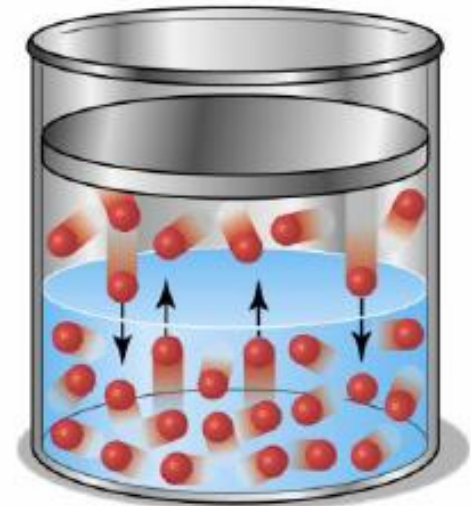
hängt von Stoff und Temperatur ab



Gleichgewicht

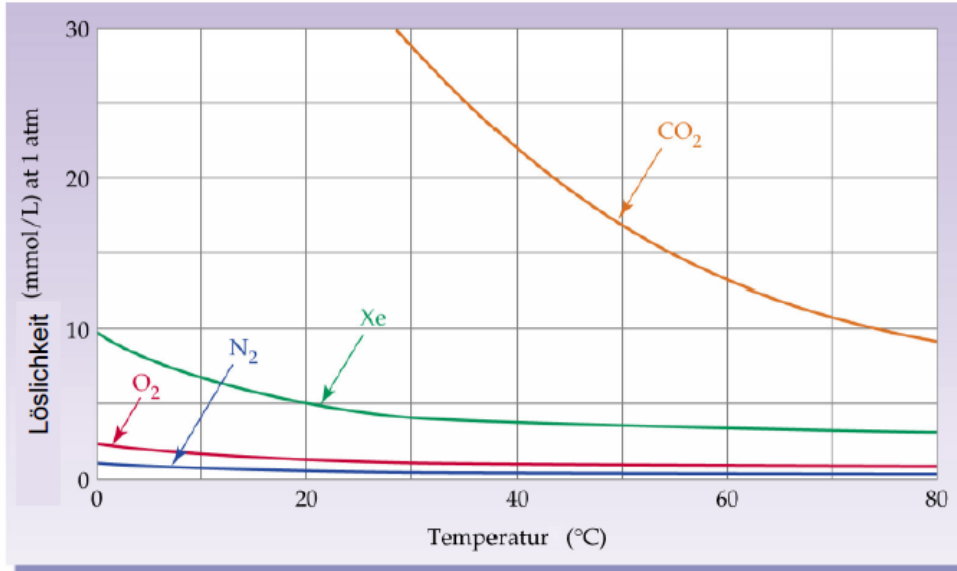


Druck wird erhöht



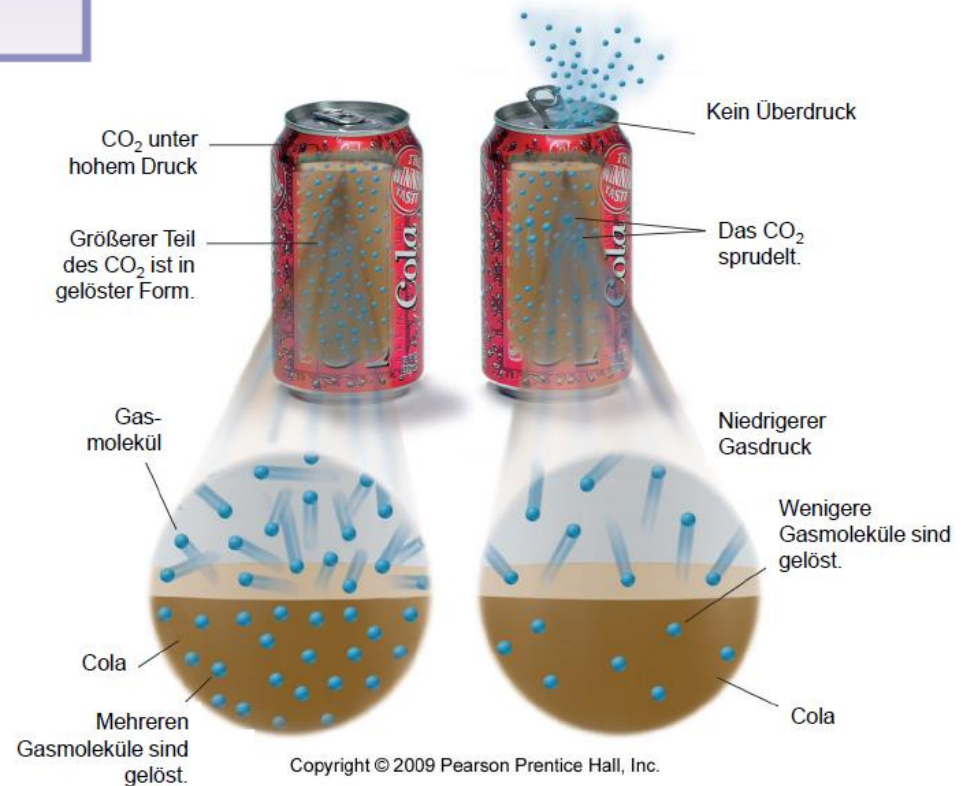
neues Gleichgewicht

**Löslichkeit der Gasen:** umgekehrt proportional mit der Temperatur



# Frage

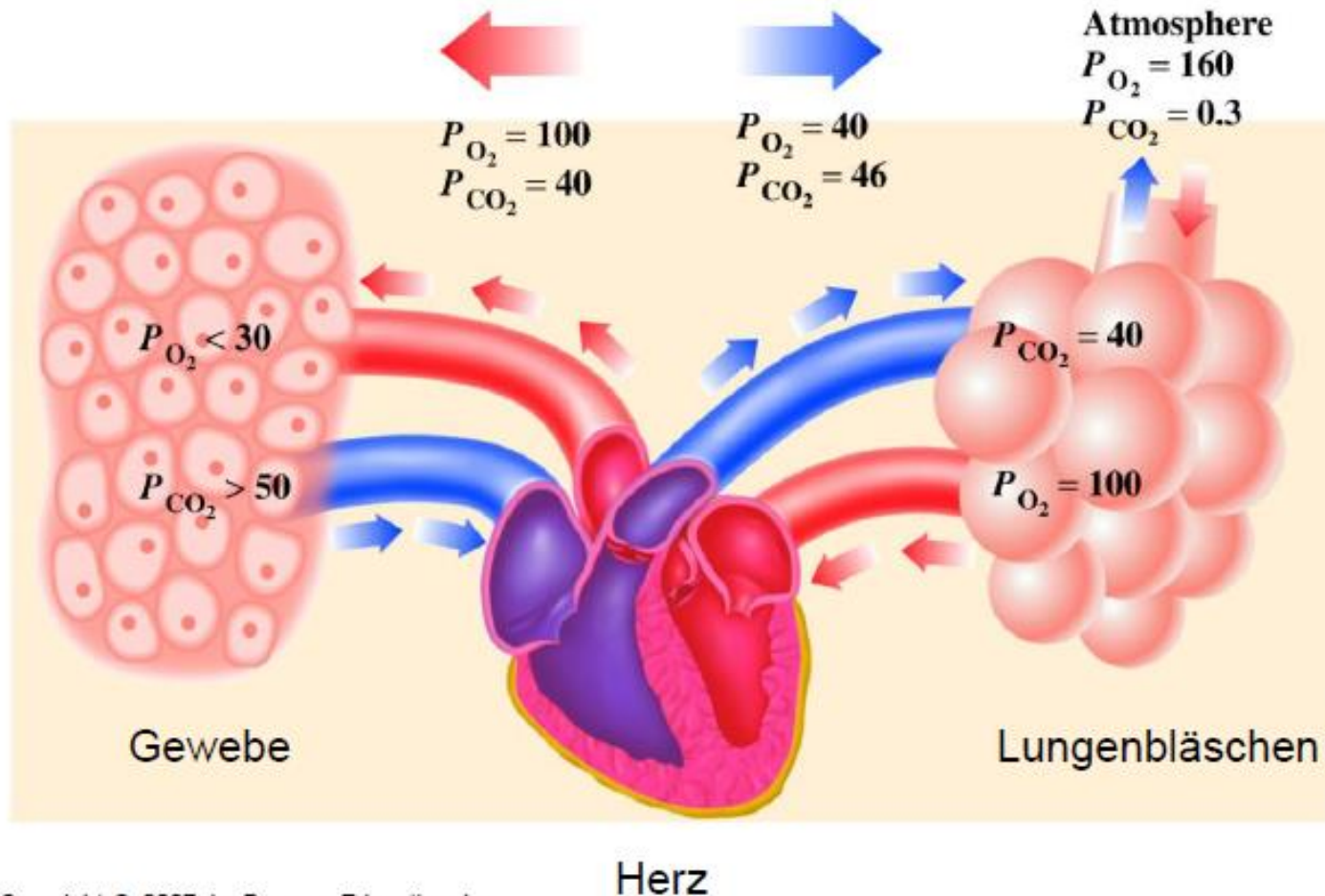
Warum trinken wir Cola, Bier, Champagner, usw **kalt**, aber Tee warm?





## Gasgehalt vom Blut

- In den Lungen:  $O_2$  wird von Blut aufgenommen,  $CO_2$  abgegeben.
- In den Geweben:  $O_2$  gelangt zu den Zellen,  $CO_2$  wird vom Blut aufgenommen.



# Elektrolyten

**Elektrolyten:** ionische oder polare kovalente Verbindungen.

**Elektrolytische Dissoziation:** Freisetzung von Ionen eines Elektrolyts beim Lösen im Wasser. (Aus dem Ionengitter, Ion-Dipol-Anziehungen, Hydrathülle)

**Starke elektrolyten:** dissoziieren zka. Vollständig (70-100%), darum haben sie elektrische Leitfähigkeit. Z.B.: starke Säuren, Starke Basen, wasserlösliche Salze  
In festem Zustand sind keine Ionen, die sich frei bewegen können.

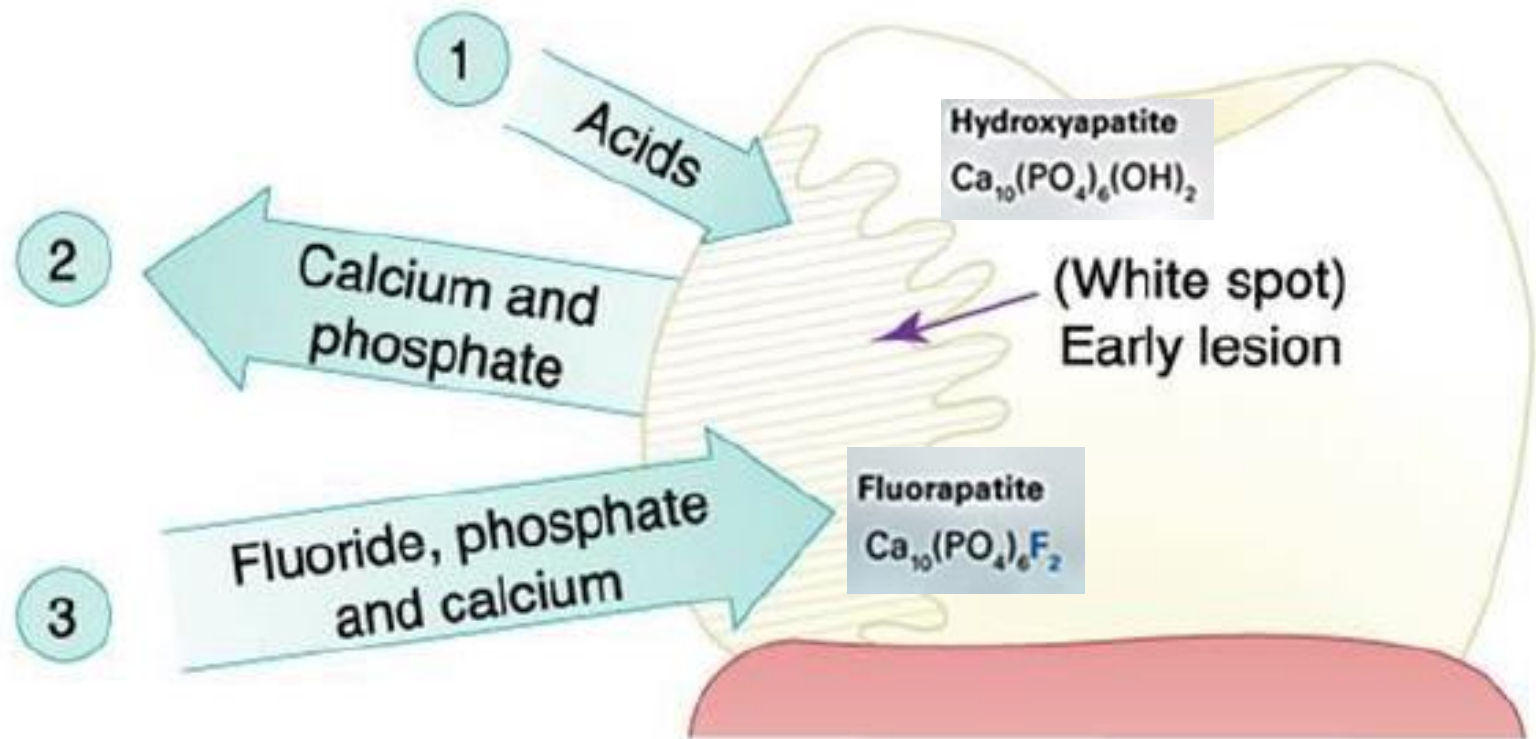
**Schwache Elektrolyten:** dissoziieren nicht vollständig, nur teilweise, so existieren sie in Lösungen überwiegend als Moleküle. Z.B.: schwache Säuren, schwache Basen

**Nichtelektrolyten:** in Lösungen bilden keine Ionen, darum leiten sie den elektrischen Strom gar nicht. Z.B.: Ethanol, Saccharose, Harnstoff

**Löslichkeit:** die Konzentration der gesättigten Lösung entspricht der Löslichkeit des betreffenden Stoffes.

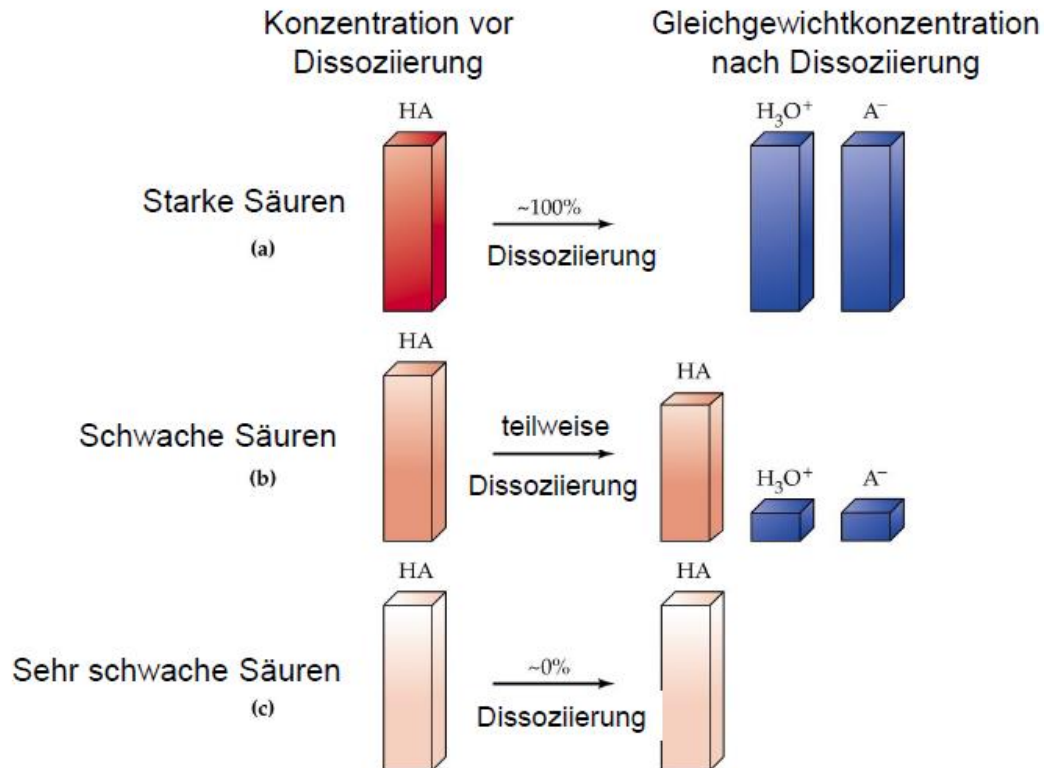
Es hängt von der **Temperatur** ab.

Ionische Verbindungen mit basischen Anionen besitzen höhere Löslichkeit bei einer **niedrigeren pH-Wert**.



1. The tooth is attacked by acids in plaque and saliva.
2. Calcium and phosphate dissolve from the enamel in the process of demineralization.
3. Fluoride, phosphate and calcium re-enter the enamel in a process called remineralization.

# Schwache oder starke?



# Schwache Elektrolyten

Weil sie dissoziieren nicht vollständig in der Lösung, das gelöste Molekül ist im Gleichgewicht mit den Ionen.

## Dissoziationsgrad ( $\alpha$ )

Es gibt den Bruchteil der gesamten Stoffmenge des Elektrolyts, der in Ionen dissoziiert ist. (Manchmal in Prozent gegeben.) Es hängt immer von der Konzentration ab.

$$\alpha = \frac{\text{dissoziierte Stoffmenge}}{\text{ganze Stoffmenge}}$$

Falls **HA** ist eine schwache Säure, und die ursprüngliche Konzentration der Säure ist  $c$  (mol/dm<sup>3</sup>), die Dissoziationskonstante ( $K_a$ ) ist gleich mit:

$$\frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$$

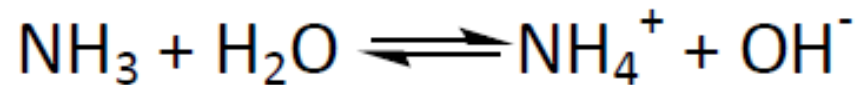
wobei  $1 - \alpha$  ist zka 1



# Massenwirkungsgesetz

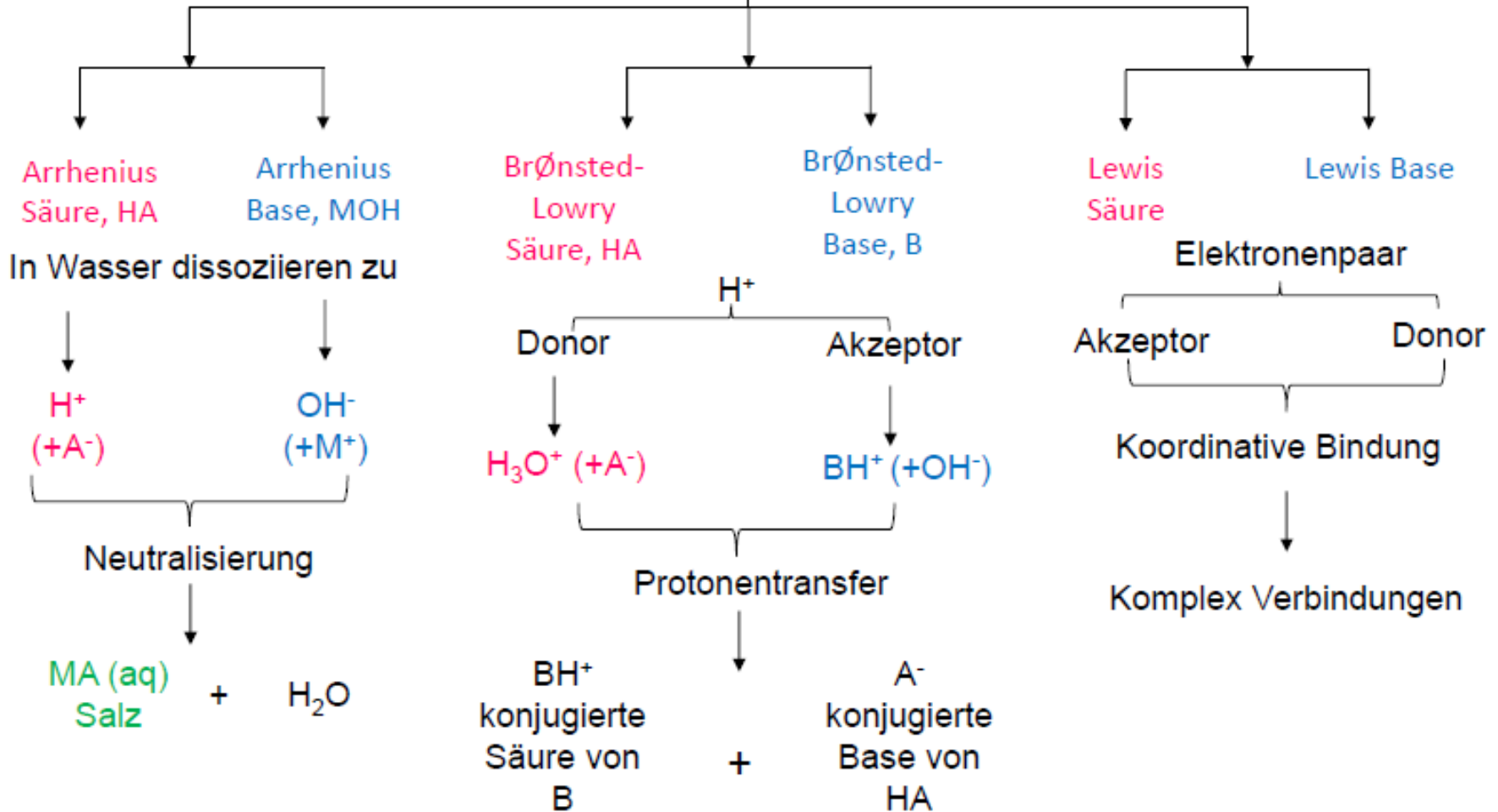


$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

# Säuren und Basen



Sie können:

- stark/schwach
- einwertig/polyvalent sein.

## Arrhenius Theorie:

*Säuren* dissoziieren in Wasser und erzeugen  $\text{H}^+$ - oder  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen



*Basen* dissoziieren in Wasser und bilden  $\text{OH}^-$ -Ionen



## Brønsted-Lowry Theorie:

*Säuren* sind Protonendonator-Moleküle oder Ionen z.B.:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HSO}_4^-$

*Basen* sind Protonenakzeptor Stoffe z.B.:  $\text{CN}^-$

Säure-Base-Reaktionen bedeuten einen Protonentransfer.

Aus einer Säure entsteht eine konjugierte Base, aus einer Base eine konjugierte Säure.

## Lewis Theorie: (Dative oder koordinative Bindung)

*Lewis-Säuren* sind Elektronenpaar-Akzeptoren

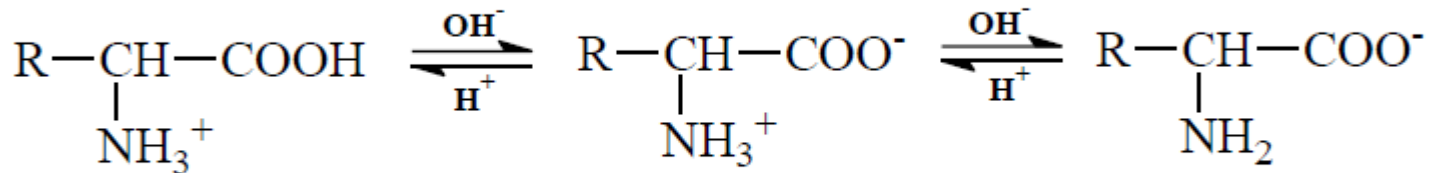
*Lewis-Basen* sind Elektronenpaar-Donatoren

# Amphoterie

**Begriff:** amphotere Verbindungen können sich sowohl als Säure, als auch als Base verhalten (sie können Proton donieren oder akzeptieren) abhängig von dem Reaktionspartner.

Amphotere Oxide sind nicht wasserlöslich, aber lösen sich in Säuren oder Basen: (z.B.  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ).

## Amphotere Eigenschaft der Aminosäuren:



**Kation**

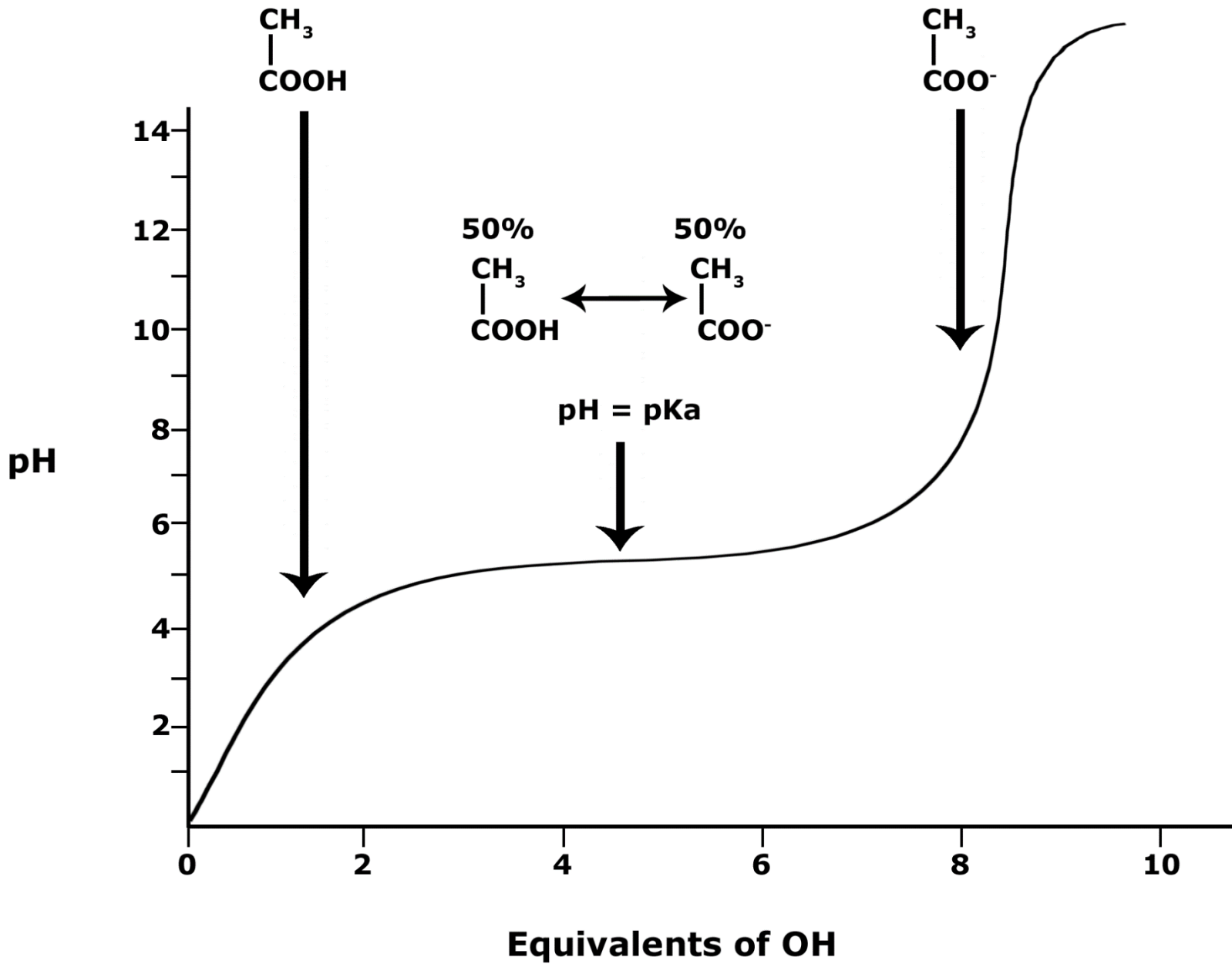
(saueres Milieu)

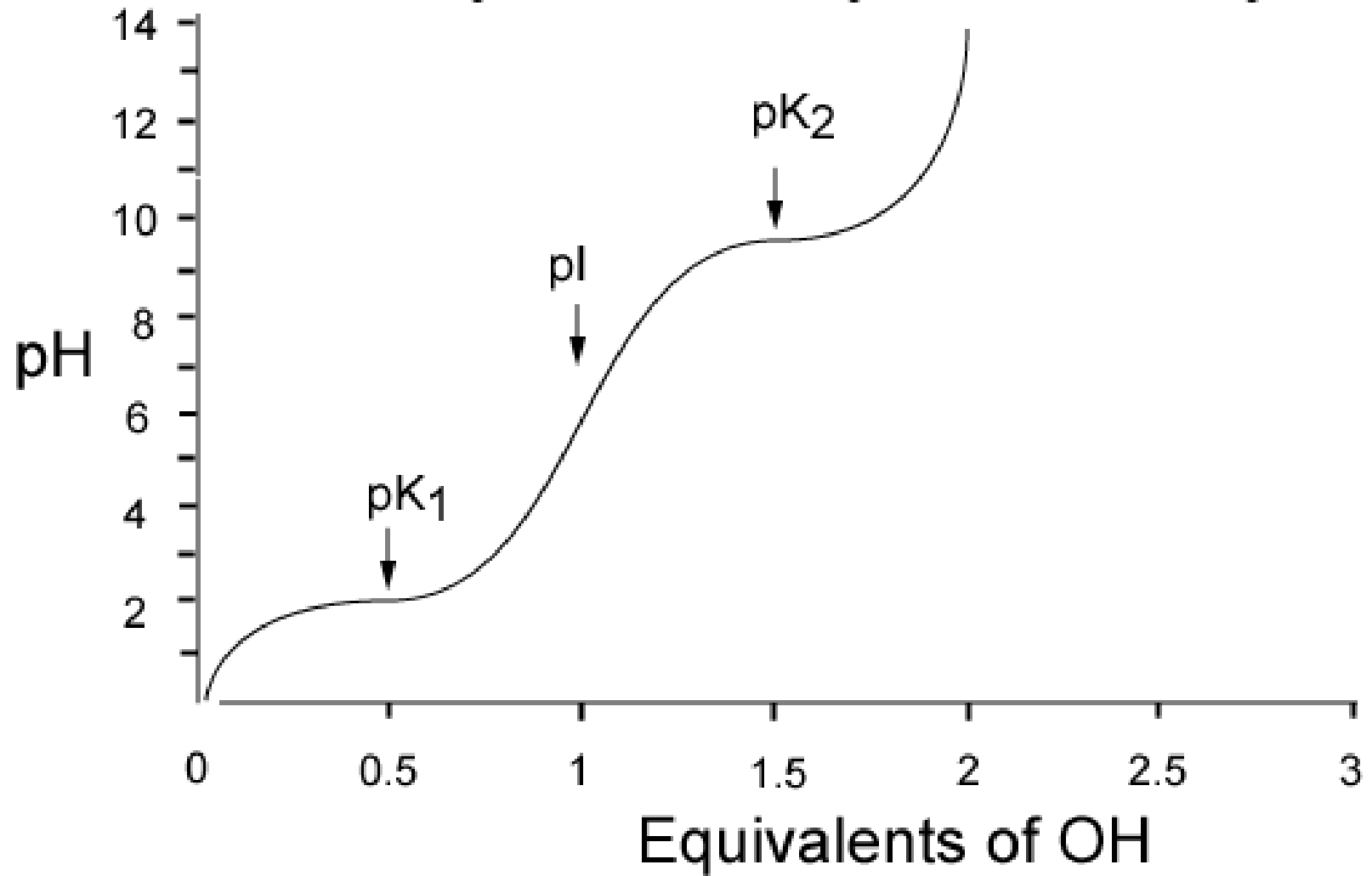
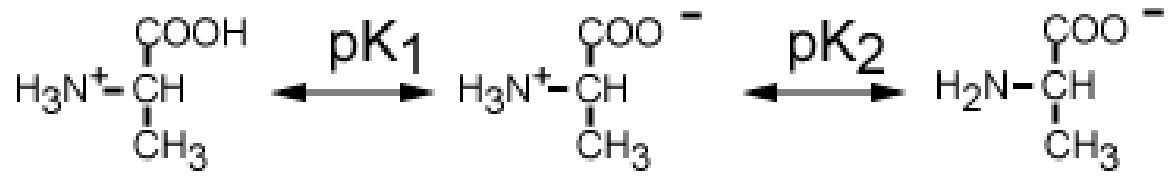
**Zwitterion**

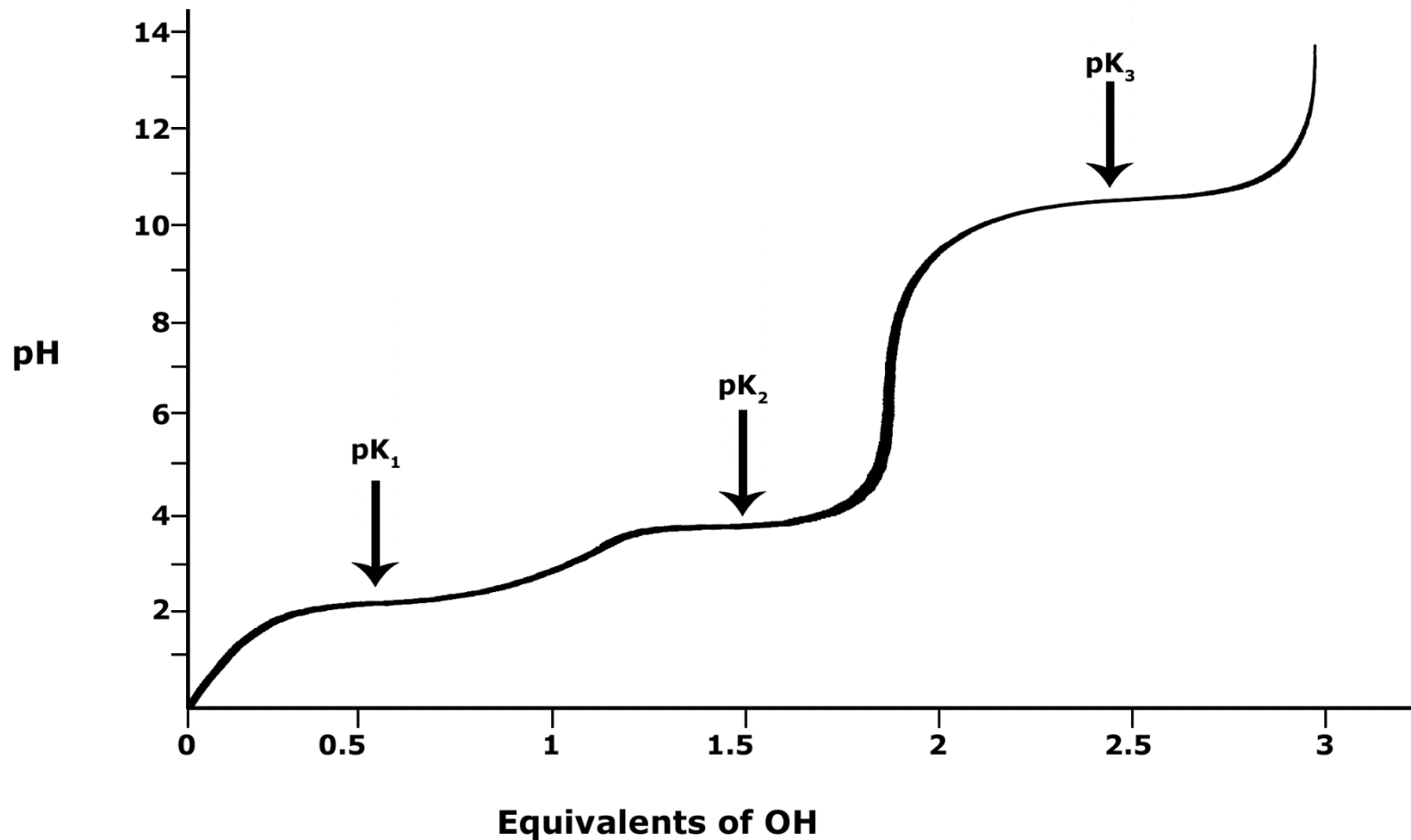
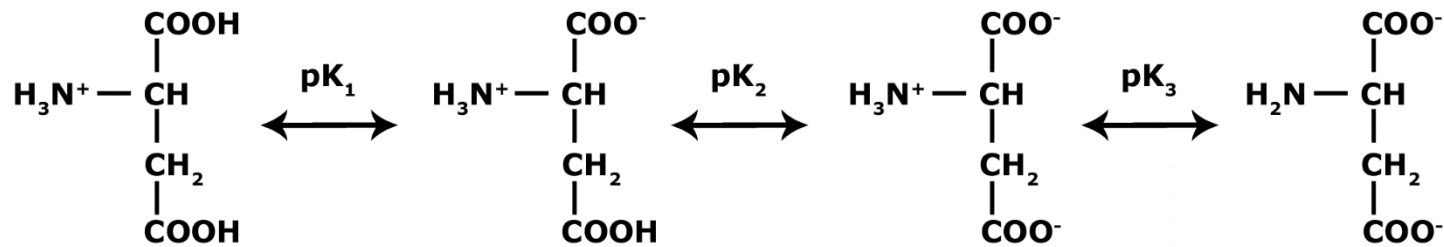
(~neutrales Milieu)

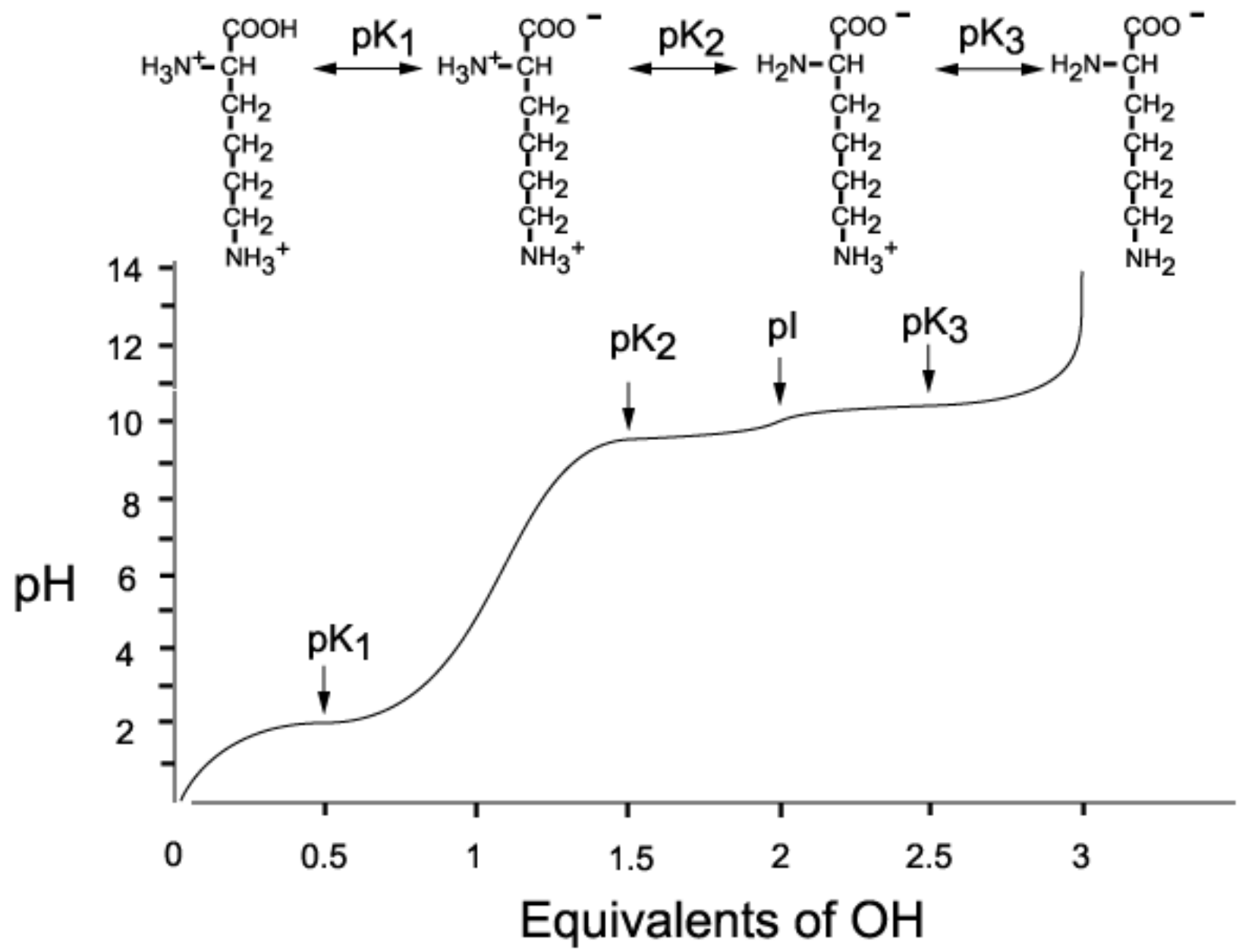
**Anion**

(basisches Milieu)





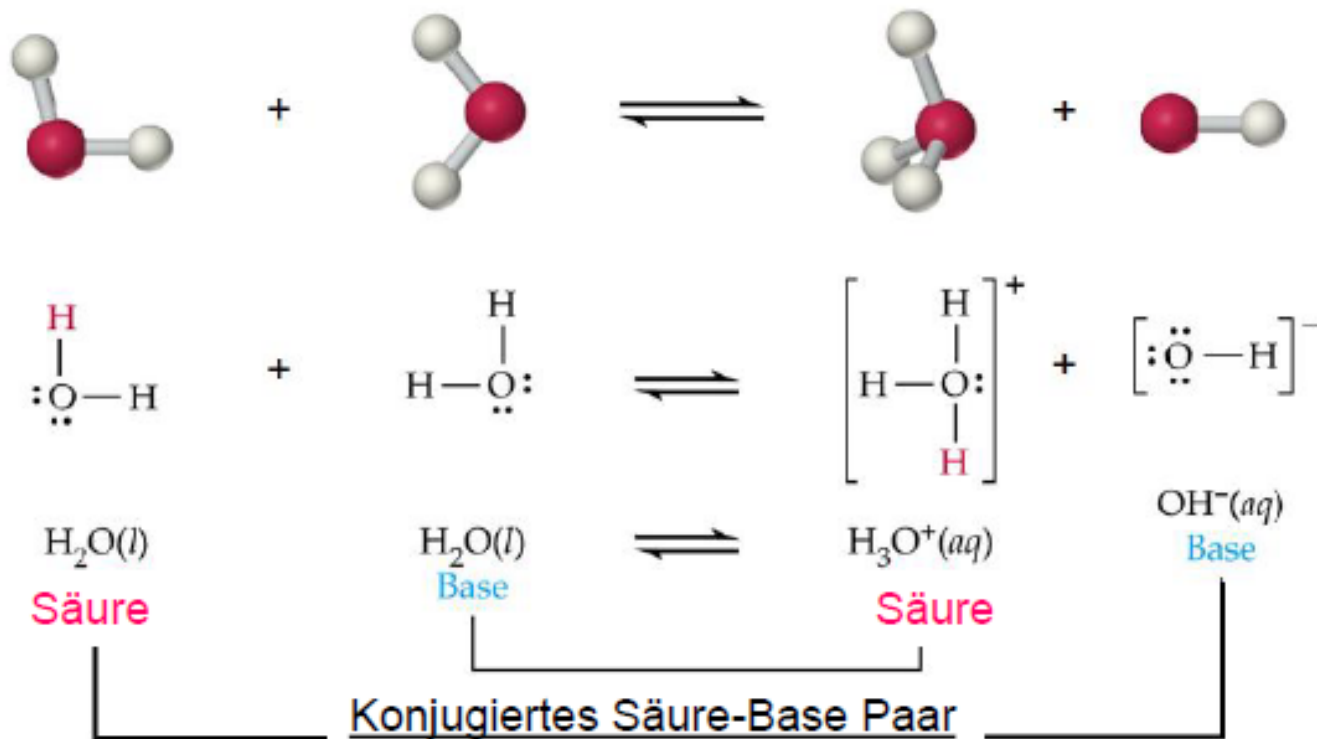




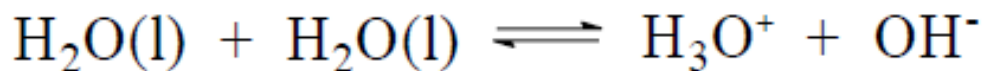


## Die Autodissoziation des Wassers

Das Wasser verhält sich als ein sehr schwaches Elektrolyt, es zeigt sehr kleine elektrische Leitfähigkeit. Wasser ist eine **amphotere** Verbindung, welche sowohl **sauere** als auch **basische** Eigenschaften zeigt.



## Ionenprodukt des Wassers



Nach dem **Massenwirkungsgesetz**:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 1,8 \times 10^{-16}$$

Weil Wasser ein sehr schwaches Elektrolyt ist, bleibt die Konzentration des Wassers gleich.

## Ionenprodukt des Wassers

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-14} \quad \text{bei } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

**Die Temperatur beeinflusst die Dissoziation.**

In reinem Wasser:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

# Der pH und der pOH

**pH ist der negative zehner Logarithmus der Hydroniumion Konzentration.**

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \end{aligned}$$

**pOH ist der negative zehner Logarithmus der Hydroxidion Konzentration**

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

Der Zusammenhang zwischen dem pH und pOH ist die folgende:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-14} \quad (\text{bei } 25^\circ\text{C})$$

$$\text{p}K_w = -\log K_w = 14,00$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

In einer neutralen Lösung:

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7,00$$

# Hydrolyse der Salze

**Definition:** Die Reaktion der Ionen mit Wasser, welche Protonen oder Hydroxyd-Ionen erzeugt.

- Die wässrige Lösung der Salze einer starken Säuren oder starken Basen ist immer neutral ( $\text{pH}=7$ ). Z.B.: NaCl, KCl
- In der Lösung eines Salzes aus einer starken Base und einer schwachen Säure (z.B.:  $\text{CH}_3\text{-COONa}$ ) Anionenhydrolyse kommt vor ( $\text{pH}>7$ ). Die schwache Säure wird protoniert, so bilden Hydroxyd-Ionen und die Lösung wird basisch.
- In der Lösung eines Salzes aus einer schwachen Base und einer starken Säure (z.B.:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) Kationenhydrolyse kommt vor ( $\text{pH}<7$ ). Die schwache Base gibt Protonen zu Wasser, so bilden Hydronium-Ionen und die Lösung wird sauer.
- In der Lösung eines Salzes aus einer schwachen Base und einer schwachen Säure (z.B.:  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ) gleichzeitig Kationen und Anionenhydrolyse vorkommen werden. Der pH-Wert wird durch die relativen Größe der  $K$ -Werten bestimmt. (Im Beispiel  $K_a$  von  $\text{NH}_4^+$ -Ionen ist größer als  $K_b$  von  $\text{NO}_2^-$ -Ionen, so die Lösung ist sauer.)

# Pufferlösungen

**Definition:** Pufferlösungen enthalten eine Mischung aus einer schwachen Säure und ihrer konjugierten Base (bzw. des jeweiligen Salzes) oder einer schwachen Base und ihrer konjugierten Säure.

Sie mildern die Effekten von Säuren oder Basen an pH-Änderung: das Salz verursacht höhere Konzentration der konjugierten Base/Säure, als die schwache Säure/Base alleine. Die Pufferlösungen enthalten ungefähr die gleiche Konzentration der schwachen Säure/Base und ihrer Salz.

Z.B.:  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-COONa}$  + Säure  $\longrightarrow$  das Salz absorbiert  $\text{H}^+$   
+ Base  $\longrightarrow$  die Säure neutralisiert

Der allgemeine Ausdruck der saueren Puffern:

$$[H^+] = K_s \cdot \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log [H^+] = -\log K_s - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

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

Die obere Gleichung ist die **Henderson-Hasselbalch Gleichung**, welche den pH der saueren Puffern und seine ausschließliche Abhängigkeit von dem Verhältnis der Komponenten beschreibt .

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

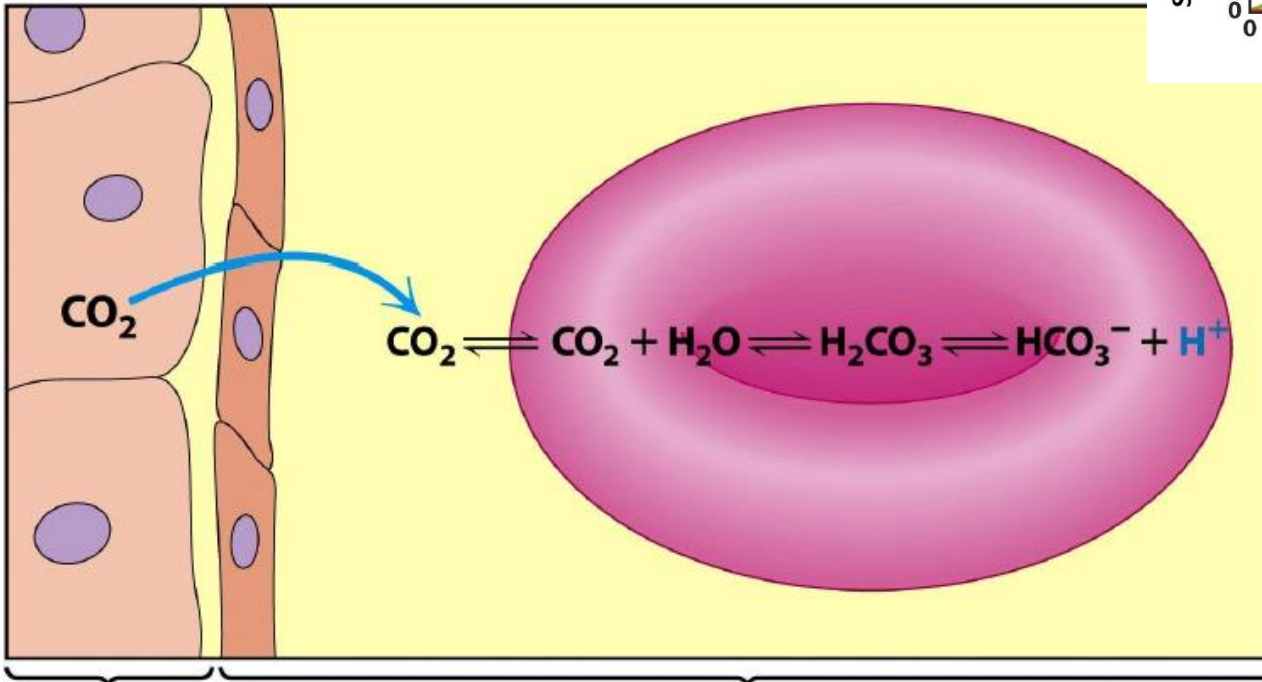
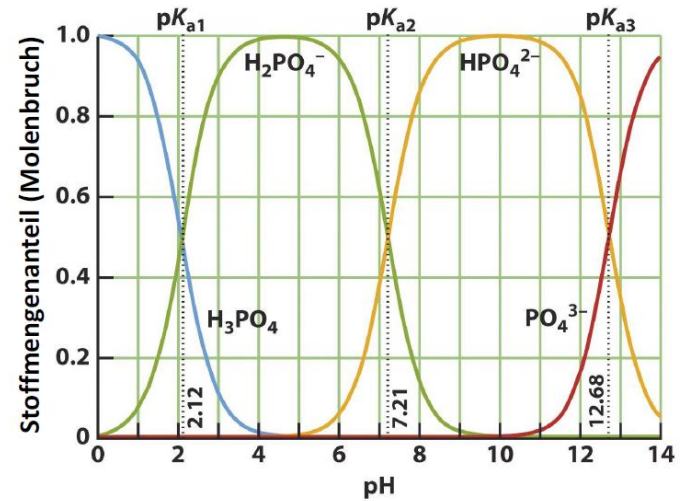
$$[OH^-] = K_b \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[HB^+]}{[B]} \qquad \begin{array}{l} \mathbf{HB^+} = \text{konjugierte} \\ \mathbf{Säure} \\ \mathbf{B} = \text{Base} \end{array}$$

**Henderson-Hasselbalch Gleichung des basischen Puffers**

# Die wichtigste Puffersysteme in Menschen:

- Phosphatpuffer im intrazellulären Raum
- Kohlensäure/Bikarbonat-System im Blut und im interstitiellen Raum
- Albumin in Blutplasma
- Hämoglobin in Erythrozyten



Body tissue

Blood capillary

24mmol/dm<sup>3</sup>

Figure 7-20  
Biochemistry, Sixth Edition  
© 2006 W. H. Freeman and Company

$$pH = pKa + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 6,1 + \log \frac{[HCO_3^-]}{0,03 pCO_2} = 6,1 + \log 20 = 7,4$$

Löslichkeit von CO<sub>2</sub>

# Pufferkapazität

**Definition:** Die Stoffmenge der nötigen starken Säure oder starken Base, welche den pH von 1L Pufferlösung mit einem Einheit verschiebt.

## Frage

Welche der folgenden Pufferlösungen besitzt eine höhere Pufferkapazität gegen der 0,1 M NaOH Lösung?

- a. 0,1 M  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  und 0,15 M  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$
- b. 0,15 M  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  und 0,1 M  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$



# Frage

Die meisten vom menschlichen Körper produzierten Flüssigkeiten sind ...

- a. sehr sauer
- b. im neutralen Bereich
- c. sehr basisch
- d. sehr alkalisch

# Frage

Der Unterschied zwischen einer starken und einer schwachen Säure besteht darin, ...

a. wie viel davon im Wasser dissoziiert

b. wie viel sie in Wasser synthetisiert

c. wie viel davon in Wasser umgewandelt wird

d. dass Sie stundenlang Gewichte heben müssen

# Frage

Jede Zahl auf der pH-Skala steht für eine \_\_\_\_\_  
Änderung der  $H^+$  -Konzentration.

- a. ein Punkt
- b. zehnfache
- c. hundertfache
- d. zehntausendfache
- e. negative

# Frage

**Ein Salz ist:**

- a. eine Verbindung, die in Wasser dissoziiert und Wasserstoffionen freisetzt ( $\text{H}^+$ ).
- b. ein Atom, das sich im Wasser auflöst und Kationen und Anionen bildet.
- c. eine Verbindung, die in Wasser dissoziiert und Hydroxydionen freisetzt ( $\text{OH}^-$ ).
- d. eine Verbindung, die in Wasser dissoziiert und andere Kationen oder Anionen als  $\text{H}^+$  oder  $\text{OH}^-$  erzeugt.

# Frage

**Das Bikarbonat-Puffersystem hält den Blutplasma-pH neutral im menschlichen Körper. Welche zwei Organe sind hauptsächlich daran beteiligt, dieses Puffersystem im Gleichgewicht zu halten?**

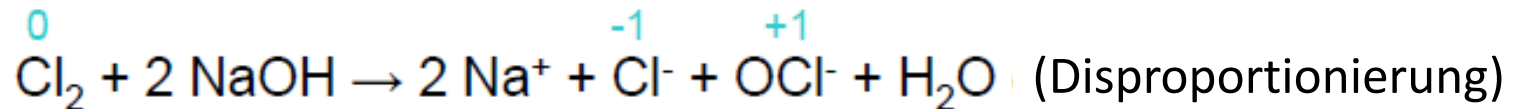
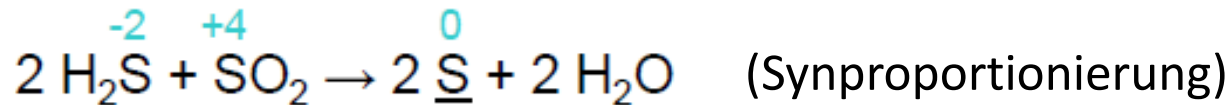
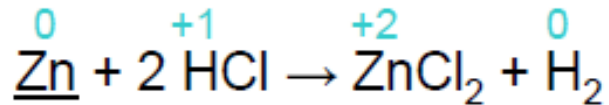
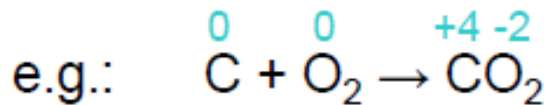
- a. Lunge, Leber
- b. Verdauungstrakt, Kreislauf
- c. Verdauungstrakt, Atemwege
- d. Nieren, Lunge
- e. Immunsystem, Kreislauf

# Redoxreaktionen

**Definition:** Eine Redoxreaktion ist eine chemische Reaktion, bei der ein Reaktionspartner Elektronen auf einen anderen Reaktionspartner überträgt.

Oxidation: Elektronen abgeben, Oxidationszahl erhöht

Reduktion: Elektronen aufgenommen, Oxidationszahl erniedrigt



Reduktionsmittel: gibt Elektronen ab und wird dabei oxidiert.

Oxidationsmittel: nimmt die Elektronen auf und wird dabei reduziert.

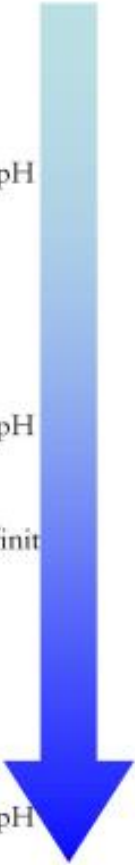
TABLE 12.1 Standard Potentials at 25°C\*

pOsitiver → Oxiidiert negativer

Starke Oxidationsmitteln



Schwache Reduktionsmitteln



| Species   | Reduction half-reaction                             | Standard Potential (E°) |
|---|---|-------------------------|
|   | <b>oxidizing</b>                                    |                         |
|   | $F_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 F^-(aq)$              | +1.61                   |
|   | $Au^+(aq) + e^- \rightarrow Au(s)$                  | +1.51                   |
|   | $Ce^{4+}(aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+}(aq)$         | +1.36                   |
| $MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$     |   | +1.33                   |
|   | $Cl_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-(aq)$            | +1.23;                  |
| $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+(aq) + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$ |   | +0.82 at pH             |
| $O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O(l)$                        |   | +1.09                   |
|   | $Br_2(l) + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-(aq)$            | +0.96                   |
| $NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^- \rightarrow NO(g) + 2 H_2O(l)$            |   | +0.80                   |
|   | $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$                  | +0.77                   |
|   | $Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$         | +0.54                   |
|   | $I_2(s) + 2 e^- \rightarrow 2 I^-(aq)$              | +0.40;                  |
| $O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \rightarrow 4 OH^-(aq)$                       |   | +0.82 at pH             |
|   | $Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Cu(s)$             | +0.34                   |
|   | $AgCl(s) + e^- \rightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$        | +0.22                   |
|   | $2 H^+(aq) + 2 e^- \rightarrow H_2(g)$              | 0, by definit           |
|   | $Fe^{3+}(aq) + 3 e^- \rightarrow Fe(s)$             | -0.04                   |
| $O_2(g) + H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow HO_2^-(aq) + OH^-(aq)$              |   | -0.08                   |
|   | $Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Pb(s)$             | -0.13                   |
|   | $Sn^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Sn(s)$             | -0.14                   |
|   | $Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Fe(s)$             | -0.44                   |
|   | $Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Zn(s)$             | -0.76                   |
|   | $2 H_2O(l) + 2 e^- \rightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$ | -0.83;                  |
|   |   | -0.42 at pH             |
|   | $Al^{3+}(aq) + 3 e^- \rightarrow Al(s)$             | -1.66                   |
|   | $Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow Mg(s)$             | -2.37                   |
|   | $Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$                  | -2.71                   |
|   | $K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$                    | -2.93                   |
|   | $Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$                  | -3.04                   |
|   | <b>reducing</b>                                     |                         |

Spontan

Nicht-spontan

Schwache Oxidationsmitteln

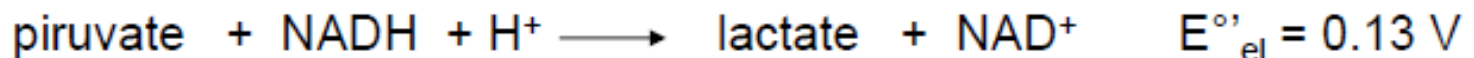
Starke Reduktionsmitteln

\*For a more extensive table, see Appendix 2B.

negativer → reduciert positiver

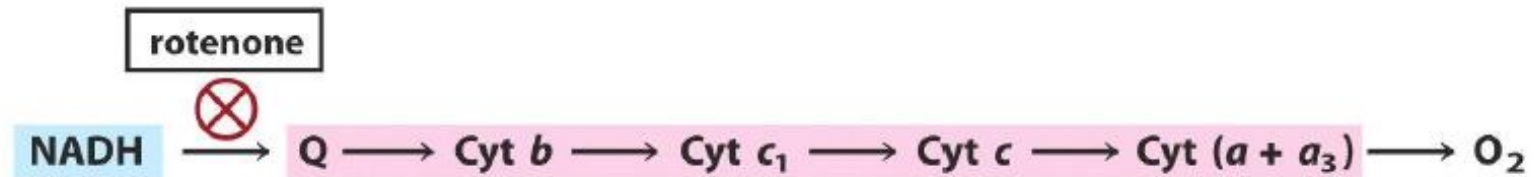
## Redoxprozesse im Metabolismus

| Redoxprozess (ox + n e <sup>-</sup> → red)  | n | ε <sup>o'</sup> (V) |
|---|---|---------------------|
| ½ O <sub>2</sub> (g) + 2 H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> O (l)             | 2 | 0.81                |
| cytochrome-c <sub>1</sub> (Fe <sup>3+</sup> ) → cytochrome-c <sub>1</sub> (Fe <sup>2+</sup> ) | 1 | 0.22                |
| dehydroascorbate → ascorbate  | 2 | 0.08                |
| fumarate → succinate  | 2 | 0.03                |
| piruvate → lactate  | 2 | - 0.19              |
| acetate → acetaldehyde  | 2 | - 0.20              |
| NADP <sup>+</sup> + H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → NADPH                                 | 2 | - 0.32              |
| NAD <sup>+</sup> + H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → NADH                                   | 2 | - 0.32              |
| 2 H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> (g) (pH = 7)                             | 2 | - 0.41              |
| acetate → acetaldehyde  | 2 | - 0.60              |
| α-ketoglutarate → succinate + CO <sub>2</sub> (g)   | 2 | - 0.67              |



$$(\Delta G^{\circ'} = -nFE^{\circ'}_{\text{el}} = -2 \cdot 96500 \cdot 0.13 = -25090 \text{ J})$$





| Redoxprozess (ox + n e <sup>-</sup> → red)   | n | ε°' (V) |
|--|---|---------|
| $\frac{1}{2} \text{O}_2 (g) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l)$                  | 2 | 0.81    |
| cytochrome-a <sub>3</sub> (Fe <sup>3+</sup> ) + e <sup>-</sup> → cytochrome-a <sub>3</sub> (Fe <sup>2+</sup> ) | 1 | 0.55    |
| cytochrome-a (Fe <sup>3+</sup> ) + e <sup>-</sup> → cytochrome-a (Fe <sup>2+</sup> )                           | 1 | 0.29    |
| cytochrome-c (Fe <sup>3+</sup> ) → cytochrome-c (Fe <sup>2+</sup> )  | 1 | 0.25    |
| cytochrome-c <sub>1</sub> (Fe <sup>3+</sup> ) → cytochrome-c <sub>1</sub> (Fe <sup>2+</sup> )                  | 1 | 0.22    |
| cytochrome-b (Fe <sup>3+</sup> ) → cytochrome-b (Fe <sup>2+</sup> )  | 1 | 0.07    |
| ubiquinone + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → ubiquinol   | 2 | 0.04    |
| NADH dehydrogenase (FMN) + 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> → NADH dehydrogenase (FMNH <sub>2</sub> )         | 2 | -0.03   |
| NADP <sup>+</sup> + H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → NADPH  | 2 | - 0.32  |
| NAD <sup>+</sup> + H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → NADH  | 2 | - 0.32  |
| 2 H <sup>+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → H <sub>2</sub> (g) (pH = 7)  | 2 | - 0.41  |

# Frage

Stellen Sie in steigende Reihenfolge die Komponente der Atmungskette so, wie die Elektronen im Mitochondrium fließen!

- a) Cytochrom c ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ )  $\epsilon^{\circ} = + 0.26 \text{ V}$
- b) Q /  $\text{QH}_2$   $\epsilon^{\circ} = - 0.10 \text{ V}$
- c) Cytochrom  $c_1$  ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ )  $\epsilon^{\circ} = + 0.23 \text{ V}$
- d)  $\text{NAD}^+/\text{NADH}$   $\epsilon^{\circ} = - 0.32 \text{ V}$
- e) Cytochrom b ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ )  $\epsilon^{\circ} = + 0.04 \text{ V}$