

CHEMIE

Säure / Base-

April 2014

Klasse 3nbc

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Flustelösung

$$pH = pK_s + \lg \frac{c(A^-)}{c(HA)}$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \log(c(HA)))$$

$$c = n/V = m/M/V$$

$$\text{Dichte} = \text{Masse} / \text{Volumen}$$

7.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. ‚Ja‘ heisst, dass die Aussage korrekt ist, ‚nein‘ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.** Total 5P.

	Ja	Nein
Br <sup>-</sup> ist eine Base	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Wasser kann als Säure wirken	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Wasser kann als Base wirken	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Auch neutrales Wasser enthält OH <sup>-</sup> -Ionen	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.001 M HCl-Lösung hat einen pH von 2.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.01 M NaOH-Lösung hat einen pH von 2.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M NaOH-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=3	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=4	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Man hat 200 ml Wasser mit einem pH von 1.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
... somit sind also 0.02 mol H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> vorhanden	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
... entnimmt man davon 100 ml so haben diese einen pH-Wert von 1.5	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
... gibt man zu den vorhanden 200 ml Wasser nochmals 200 ml neutrales Wasser dazu so erhält man einen pH von gerundet 2.0	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Annahme folgender Aufgaben: komplette Deprotonierung der Säure	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Die Neutralisation von 30 ml 0.02 M HCl-Lösung benötigt 10 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> j
Die Neutralisation von 5 ml 0.02 M HCl-Lösung benötigt 50 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Die Neutralisation von 30 ml 0.02 M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> -Lösung benötigt 15 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Der pKs-Wert beschreibt die Abgabebereitschaft von Protonen einer Base	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Je kleiner der pKs-Wert ist, desto schwächer ist die Säure	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Je grösser der Ks-Wert einer Säure desto kleiner ist der zugehörige pKs-Wert	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Bei Puffern gilt in Spezialfällen pH = pKs	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Ein Puffer verschiebt den pH immer in den basischen Bereich	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Puffer können unbegrenzt viel Säure abfangen und den pH-Wert konstant halten	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Angenommen, die elektrische Leitfähigkeit einer Lösung hängt von den frei beweglichen Ionen ab	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> j
Somit leitet eine wässrige starke Säure den Strom schlechter als eine wässrige schwache Säure	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> j

7.2. Beschreibe, wie im Labor mit Waage und Messkolben 200 ml einer 0.2 M NaOH-Lösung aus festem NaOH und dest. Wasser hergestellt werden. (1.5 P)

0.2 M, d.h. 0.2 mol auf 1000 ml 1 mol NaOH == 40 g, 0.2 mol 8 g  
 Alles auf 200 ml ... 5\* weniger ... 8/5 = 1.6 g oder  
 $C = n/V = m/M/V \dots 0.2 \text{ mol/l} = x / 40 / 0.2l$  x = 1.6 g



in / auf 200 ml ... : korrekt  
 und mit 200 ml : falsch  
 200 ml the gegeben : 0.25  
 0.5

5.0  
 1.5

0.02  
 0.02  
 0.02

10<sup>-1</sup> → 0.1 mol/l  
 → 1.5

0.5  
 0.5

7.3. Trage korrekt ein: =7, >7, <7, =10<sup>-7</sup>, >10<sup>-7</sup>, <10<sup>-7</sup>

(2 P, pro Fehler / fehlend -0.5 P.)

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	>10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	<10 <sup>-7</sup>
pH	<7	=7	>7
c(OH <sup>-</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	<10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	>10 <sup>-7</sup>
pOH	>7	=7	<7

-0.25

2.0

7.4. Berechne die H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-sowie OH<sup>-</sup>-Ionenkonzentration für die folgenden Lösungen.

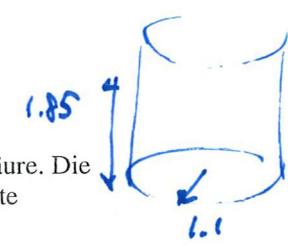
(2 P, pro Fehler / fehlend -0.5 P.)

	c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> )	c(OH <sup>-</sup> ) [mol/l]
a) pH = 2	10 <sup>-2</sup> = 0.01	10 <sup>-12</sup>
b) pH = 1.4	10 <sup>-1.4</sup> = 0.0398	10 <sup>-12.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-13</sup>
c) pOH = 7.4	10 <sup>-6.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-7.4</sup> = 4 * 10 <sup>-8</sup>
d) pOH = 11	10 <sup>-3</sup> = 0.001	10 <sup>-11</sup>

-0.25

2.0

7.5. Ein zylindrisches Gefäß (r=1.10 m, h=2.0 m) ist bis 15 cm unterhalb des oberen Randes mit destilliertem Wasser (pH=7) gefüllt. In dieses Gefäß fällt ein Tropfen (V=0.025 cm<sup>3</sup>) reine Schwefelsäure. Die Schwefelsäure hat eine Dichte von 1.831 g/cm<sup>3</sup>. Berechne den pH-Wert im Gefäß. Annahme: komplette Deprotonierung der Schwefelsäure (1.5 P)



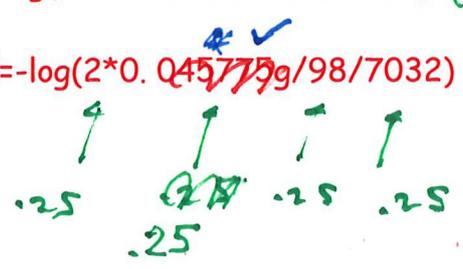
V(H<sub>2</sub>O) = pi \* r<sup>2</sup> \* Höhe = 3.141 \* 1.1<sup>2</sup> \* 1.85m = 7.032449 m<sup>3</sup> = 7032.449 Liter  
 Dichte=m/V      Masse=Volumen\*Dichte=0.025\*1.831=0.045775g

M(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)=98g/mol      0.045775g entsprechen ..... 0.000467 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 resp. 2\*0.000467=0.000934184 mol H<sup>+</sup>

pH=-log(c(H<sup>+</sup>))=-log(0.000934184/7032.449) = 6.8766

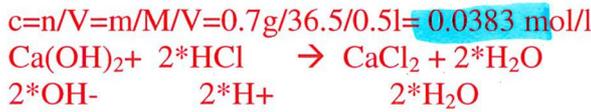
1.5

Einzeiler pH=-log(2\*0.045775g/98/7032) = 6.8766



pro Fehler :- 0.5

7.6. 30 ml einer wässrigen Lösung von Calciumhydroxid (Ca(OH)<sub>2</sub>) werden mit einer Salzsäure titriert, die in 500 ml Lösung 0.7 g HCl enthält. Der Äquivalenzpunkt wird nach Zugabe von 17.2 ml Salzsäure erreicht. Berechne die Konzentration der Calciumhydroxidlösung. Tipp: es handelt sich um eine Neutralisationsreaktion. (2.5 P.)



0.75

if probiert aber  
hier ... 0.5 P.  
gewisse Wahrscheinlichkeit  
dabei... unkontrolliert.

Doppelte Anzahl HCl wie Ca(OH)<sub>2</sub> gemäss Stöchiogleichung, um die ganze Sache zu neutralisieren also

if some  
Punkte o.c

Anzahl (HCl) = 2 \* Anzahl (Ca(OH)<sub>2</sub>)  
 $2 \cdot c(\text{Ca(OH)}_2) \cdot V(\text{Ca(OH)}_2)$   
 $0.0383 \cdot 17.2 \text{ ml} = 2 \cdot c(\text{Ca(OH)}_2) \cdot 30 \text{ ml}$

$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) =$

$\rightarrow [2.5]$

$c(\text{Ca(OH)}_2) = \dots$   $\frac{0.010979 \text{ M}}{0.75}$  0.5 P.

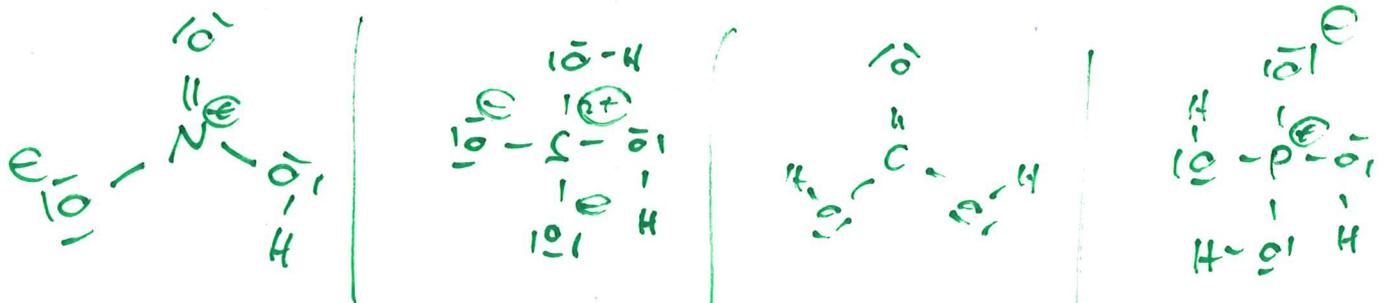
if 0.0439 M auf anderer  
Seite Faktor 2 ...  
- 0.5 P.

7.7. Schreibe zu jeder Säure die Summenformel hin (1.5 P.)

Salpetersäure	$\text{HNO}_3$	Salzsäure	$\text{HCl}$
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Blausäure	$\text{HCN}$
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3$

[1.5]  
6 \* 0.25

Zeichne zwei korrekte Lewisformeln („nicht nur die Summenformel“) von folgenden Verbindungen: Salpetersäure, Schwefelsäure, Kohlensäure, Phosphorsäure (1 P.)



if andere Strukturen, but ...  
o.k. (Abkett, Te-allo-lyg) : 0.5

[1.0]

if etwas gezeichnet, but nur 0.25 total

1.0  
0.5  
0.25

7.8. Die Weltmeere enthalten total 1.4 Milliarden m<sup>3</sup> Wasser. Angenommen, das Wasser wäre neutral, hätte also einen pH von 7. Berechne wie viel Kilogramm H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> im Meerwasser vorhanden wären. Annahme: 1 Liter Wasser entspricht 1000 g. (1.5 P.)

$$7 = -\log\left(\frac{x}{1.4 \cdot 10^{12}}\right) \rightarrow x = 1.4 \cdot 10^5$$

pH = 7 heisst  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$

1.5

1.4 Mia m<sup>3</sup> =  $1.4 \cdot 10^9 \cdot 1000 \text{ l} = 1.4 \cdot 10^{12} \text{ l}$

(0.5 P.)

(0.5 P.)

(0.5 P.)

$n = m / M \rightarrow m = n \cdot M = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 1.4 \cdot 10^{12} \text{ l} \cdot 19 \text{ g/mol} = 2.66 \cdot 10^3 \text{ kg} = 2660 \text{ kg}$

7.9. 20 ml Speiseessig (CH<sub>3</sub>COOH mit Wasser verdünnt) werden mit 80 ml destilliertem Wasser gemischt, total sind nun also 100 ml Lösung vorhanden. Davon werden 10 ml entnommen und mit Natronlauge (NaOH, c = 0.1 M) titriert. Der NaOH-Verbrauch beträgt 4 ml.

a) Wie gross ist die Konzentration c der Essigsäure? (1.5 P.)

b) Wie viel Gramm reine Essigsäure sind in 1000 ml Speiseessig vorhanden? (0.5 P.)

**Titration der 10 ml verdünnten Speiseessig-Lösung**

$X \cdot 10 \text{ ml} = 0.1 \cdot 4 \text{ ml}$

$X = 0.04 \text{ mol/l}$

(oder Anzahl Teilchen:  $n = c \cdot V = 0.04 \cdot 0.01 = 0.0004 \text{ mol} = 0.4 \text{ mMol}$ )

0.5 P:

In 100 ml hätte es 10 \* mehr, also 4 mMol CH<sub>3</sub>COOH

Ursprünglich von den 20 ml ... dort also auch 4 mMol CH<sub>3</sub>COOH

0.5 P:

a)  $C = n/V = 0.004 / 0.02 = 0.2 \text{ mol/l}$  0.5 P:

b) Pro Liter also 0.2 mol Essigsäure a  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol} \dots$  (0.25 P:)

Somit 12 g (0.25 P:)

if a calculation but I am  
richtig berechnet... 0.25

7.10. Welchen pH-Wert weist eine Lösung mit 0.6 g Essigsäure in 1 l Wasser auf? (1 P.)  
Hinweis: schwache Säure

Schwache Säure ...

$\text{pH} = 1/2 (\text{pks} - \log c(\text{HA})) = 1/2 (4.76 - \log(0.6/60/1)) = 1/2(4.76 - -2) = 3.38$

1.0



7.11. Eine Pufferlösung (V = 1 Liter) enthalte 1 mol/l Essigsäure und 1 mol/l Natriumacetat. Sie hat einen pH-Wert von 4.742. Welchen pH-Wert hat sie nach Zusatz von (je 0.5 P, total 2.5 P.)

- a) 0.01 mol HCl, b) 0.1 mol HCl, c) 0.01 mol NaOH d) 0.1 mol NaOH?  
 e) wie würde sich der Zusatz von 0.01 mol HCl zu reinem Wasser (V= 1 Liter) ändern?

bhs 5  
 4.99  
 4.91  
 5.01  
 5.09

Mortimer p. 282

- a) Zusatz von 0.01 mol/l H+  $\text{pH} = 4.742 + \log(0.99/1.01) = 4.73$   
 b) Zusatz von 0.1 mol/l H+  $\text{pH} = 4.742 + \log(0.9/1.1) = 4.655$   
 c) Zusatz von 0.01 mol/l OH-  $\text{pH} = 4.742 + \log(1.01/0.99) = 4.751$   
 d) Zusatz von 0.1 mol/l OH-  $\text{pH} = 4.742 + \log(1.1/0.9) = 4.829$   
 e) von  $\text{pH} = 7$  auf  $-\log(0.01)$  auf  $\text{pH} = 2$

$\text{pK}_s = 4.76$

- 0.00868 4.75  
 - 0.08 4.67  
 4.76  
 4.84

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log \frac{c \text{ A}^-}{c \text{ HA}}$$

...  $c(\text{A}^-) = c(\text{HA})$  !  
 ist nicht korrekt +

$\rightarrow \text{pK}_s \approx 5$

ist  $\text{pK}_s$  raus gefunden  
 Rest unbrauchbar ...  
 dennoch 0.25 P. total

- 0.5 P.

7.12. Der menschliche Körper enthält ca. 6 Liter Blut (Annahme= 6 kg), darin befindet sich unter anderem auch der Carbonatpuffer  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ( $\text{pK}_s=6$ ) sowie der Phosphatpuffer  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$  ( $\text{pK}_s=7.8$ )

- a) Angenommen, die Konzentration von  $\text{H}_2\text{CO}_3$  sei 27 mMol pro Liter. Wieviel Gramm sind also in 6 Liter Blut? (0.5 P.)  
 b) Angenommen, der Blut-pH betrage 7.5. Wie gross ist das Verhältnis der beteiligten Komponenten beim  
 b1) Carbonatpuffer      b2) Phosphatpuffers? (je 0.75 P.)

0.25

0.25

a) 1 mol = 62 g, also 27 mMol = 1.674 g

in 6 Liter also 10.044 g

10.5

b)  $\text{pH} = \text{pK}_s + \log()$   $7.5 = 6 + \log(\text{A}^-/\text{HA})$

b1)  $7.5 = 6 + \log(\text{A}^-/\text{HA})$

d.h.  $10^{1.5} = \text{ca. } 31.6$  ... d.h. Verhältnis 30:1

b2)  $7.5 = 7.8 + \log(\text{A}^-/\text{HA})$

d.h.  $10^{-0.3} = 0.5$

d.h. Verhältnis 0.5:1

0.75 }  
 0.75 }

1:2

1.5

von Formel

$$7.5 = 6 + \log(\dots)$$

$\rightarrow -2.5$

2.5