

CHEMIE

Säure / Base-Prüfung

2014

Klasse 3na, Grundlagenfach, 1 Lektion

Lehrer: Steiger Rainer

165

Di

-ox

22.75

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Auslösung

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

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

$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$$

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

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

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 ⁻ ist eine Base	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
HCl ist eine Säure	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
H ₂ O ist kein Ampholyt	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> n
H ₂ S ist ein Ampholyt	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j

Eine 0.001 M HCl-Lösung hat einen pH von 2. <i>pH = 3!</i>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.01 M NaOH-Lösung hat einen pH von 2. <i>12!</i>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(H ₃ O ⁺) welche grösser als 10 ⁻⁷ mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(OH ⁻) welche grösser als 10 ⁻⁷ mol/l ist.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M NaOH-Lösung hat eine c(OH ⁻) welche grösser als 10 ⁻⁷ mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j

Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H ₃ O ⁺ -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 ₃ O ⁺ -Ionen wie eine Lösung mit pH=4	<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 type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> j

Man hat 200 ml Wasser mit einem pH von 1. *10⁻¹ = 0.1 mol/l*

... somit sind also 0.02 mol H₃O⁺ vorhanden

... entnimmt man davon 100 ml so haben diese einen pH-Wert von 1.5

... gibt man zu den vorhandenen 200 ml Wasser nochmals 200 ml neutrales Wasser dazu so erhält man einen pH von gerundet 2.0

Die Neutralisation von 30 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 10 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Die Neutralisation von 5 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 50 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Die Neutralisation von 30 ml 0.2 M H ₂ SO ₄ -Lösung benötigt 15 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N

c = n/V

1) 0.02 · 30 ml = 0.02 · 10 ml

2) 0.2 · 5 ml = 0.02 · 50 ml

Ja Nein **5.0**

7.2. Wieso leitet eine starke wässrige Säure den elektrischen Strom besser als eine schwache wässrige Säure? (1 P.)

Eine starke Säure gibt ihren Protonen eher ab als eine schwache Säure. Also Konz. von freien Ionen bei starker Säure höher. Mehr Ionen bessere Leitung. Q.e.d.

c.5 *e.5*

if Elektronen anstelle Ionen → 0.5

7.3. Beschreibe, wie 200 ml einer 0.2 M NaOH-Lösung aus festem NaOH und Wasser hergestellt werden. (1 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

$C = n/V = m/M/V$... $0.2 \text{ mol/l} = x / 40 / 0.2l$ $x = 1.6 \text{ g}$

1.6 g + 200 ml H₂O ...

1.6 g mit 200 ml ...

~~0.75 P.~~
1.0

1.0

7.4. Trage korrekt ein: =7, >7, <7, =10⁻⁷, >10⁻⁷, <10⁻⁷ (2 P)

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

0.5 (pro Zeile -0.25)

0.5

0.5

0.5

2.0

7.5. Berechne die H₃O⁺-sowie OH⁻-Ionenkonzentration für die folgenden Lösungen. (je 0.25 P, total 2 P.)

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

je 0.25

2.0

7.6. Bei einem Tankunglück im Hamburger Hafen im Sommer 2004 liefen 5000 Tonnen Schwefelsäure (H₂SO₄, Dichte sei für einfacheres Rechnen = 1.0 g/ml) in das Hafenbecken; das Wasser hatte vor dem Unfall einen pH von 7. Wie gross war der pH im Hafenbecken (Volumen = 2'000'000 m³, 1 liter = 1 kg), nachdem sich die Säure gleichmässig in diesem abgeschlossenen Becken verteilt hatte? Annahme: vollständige Deprotonierung der Schwefelsäure (1.5 P.)

$$pH = -\log(m/M/V) = -\log(2 \cdot 5'000'000 \text{ kg} / 0.098 \text{ kg/mol} / 2'000'000'000 \text{ l}) = 1.29$$

if pH = 1.60 Fehler 2 vergessen -

weil kg falsch umgerechnet, Rest i.o. total - 1.0
 wenn anstelle kg 1.25
 (98)
 -0.25

(pro Zeile -0.5 P)

$$n = \frac{5'000}{9.088} = 5.1 \cdot 10^7$$

$$= \frac{5'000}{9.088} = 51020408.16$$

$$\frac{5.106}{0.098} = 0.0255$$

$$\frac{5.106}{2 \cdot 10^9} = 0.0255$$

7.7. Gegeben seien zwei Gefässe A und B. Gefäss A enthält 50 ml 0.01 mol/l Salzsäure, Gefäss B enthält 30 ml 0.2 mol/l Natronlauge

a) Wie gross ist der pH im Gefäss A? (0.5 P.)

b) Wie gross ist der pH im Gefäss B? (0.5 P.)

c) Beide Inhalte werden in ein genügend grosses Gefäss C geleert. Wie gross ist der pH der neuen Mischung? (1.75 P.)

a) $\text{pH} = -\log(0.01) = 2$ 0.5 P. (1.0)

b) $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.7 = 13.3$ 0.5 P.

c)

HCl	1000 ml = 0.01 mol	50 ml: 0.0005 mol = 0.5 mMol	0.25 P.
NaOH	100 ml = 0.2 mol	30 ml: 0.006 mol = 6 mMol	0.25 P.

Somit Überschuss von 5.5 mMol NaOH in total 80 ml 0.25 + 0.25 P.

pOH = $-\log(5.5/80) = 1.16$ pH = 14 - 1.16 = 12.84 0.5 + 0.25

pH = $-\log\left(\frac{0.005 + 0.006}{0.08}\right) = 2.75$ 2.75

7.8. 500 ml einer HCl-Lösung haben einen pH von 4.78. Zu dieser Lösung wird 1 mg NaOH gegeben. Wie gross ist der pH-Wert, nachdem sich das gesamte NaOH gelöst hat. Annahme: die Volumenveränderung kann vernachlässigt werden. (2.5 P.)

pH = 4.78 ... $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4.78} = 1.66\text{E-}5$ mol/l 0.5 P.

in 500 ml also total 8.29E-6 mol H₃O⁺ 0.25 P.

1mg NaOH = ... $n = m/M = 0.001/40 = 2.5\text{E-}5$ mol NaOH resp. 2.5E-5 mol OH⁻ 0.5 P. / 0.0

Somit 8.29E-6 H₃O⁺ 2.5E-5 mol OH⁻ ... übrig bleibt 2.5E-5 - 8.29E-6 = 1.671E-5 mol OH⁻ 0.5 P.

pOH = $-\log(1.671\text{E-}5 / 0.5) = 4.47$ 0.5 P.

pH = 14 - pOH = 9.52 0.25 P.

n = $\frac{m}{M}$ 2.5

7.9. Die Weltmeere enthalten total 1.4 Milliarden m³ Wasser. Angenommen, das Wasser wäre neutral, hätte also einen pH von 7. Berechne wie viel Kilogramm H₃O⁺ vorhanden wären. Annahme: 1 Liter Wasser entspricht 1000 g. (2 P.)

p = Teil
- 0.5

pH = 7 heisst $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$ mol/l 2.9

1.4 Mia m³ = 1.4 * 10⁹ * 1000 l = 1.4 * 10¹² l

(0.5 P.) (0.5 P.) (0.5 P.) (0.5 P.)

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

pH = $-\log\left(\frac{2.66 \cdot 10^3}{1.4 \cdot 10^{12}}\right)$ if 18 → 1.75

7.10. Im Unterricht haben wir berechnet, wie viel kg H_3O^+ in einem Stausee ($\text{pH} = 7$) vorhanden wären. Angenommen, das Resultat wäre 13 kg gewesen. Wie viel kg OH^- müssten demzufolge sich im gleichen Stausee befinden? (1.5 P.)

Gleich viele Teilchen !

Wenn gleich viel ... d.h. je-ähn
Text gleich viel kg.
→ falsch

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) \quad n = m/M$$

$$m(\text{H}_3\text{O}^+) / M(\text{H}_3\text{O}^+) = m(\text{OH}^-) / M(\text{OH}^-)$$

$$m(\text{OH}^-) = m(\text{H}_3\text{O}^+) / M(\text{H}_3\text{O}^+) * M(\text{OH}^-) =$$

$$= 13000 / 19 * 17 = 11631 \text{ g} = 11.631 \text{ kg}$$

$$1.5 / 0.75 / 0.25$$

Richtiger Ansatz, falsch (zb. $\text{H}_2\text{O} = 18$) gerechnet: 0.75 P.
Irgendwas gerechnet, bisschen korrekte Richtung: 0.25 P.

(1.5)

7.11. 1 Tropfen Phosphorsäure (H_3PO_4 , $m = 1/20 \text{ g}$) fällt in eine mit destilliertem Wasser gefüllte Badewanne (0.2 m³). Berechne den pH. (1.5 P.)

Annahmen: 1 Liter Wasser entspricht 1000 g.
Die Phosphorsäure deprotoniert vollständig

$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)) = -\log(n(\text{H}_3\text{O}^+) / V(\text{H}_3\text{O}^+)) = -\log(m / M / V)$$

$$= -\log(3 * (!!!) 0.05 / 98 / 200)$$

$$= 5.11$$

(Faktor 3: 0.5 P., 0.05 : 0.25 P., 98.08: 0.25 P., 200: 0.25 P. 5.29: 0.25 P.)

Wenn 5.59 so fehlt der Faktor $\frac{2}{3}$... Schwefelsäure, H_2SO_4 total 1.0

$$\frac{0.05}{98} = 5.1 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{0.05}{98 \cdot 200} = 2.55 \cdot 10^{-6}$$

$$\rightarrow \text{pH} = 5.59 \quad (\rightarrow 1.0 \text{ P.})$$

(1.5)