$$c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V}$$

a) Berechne den pH-Wert der folgenden Lösungen:
0.1 M HCl 0.001 M HCl 81 mg/l HBr 0.02 M NaOH

b) Welchen pH-Wert hat eine Lösung bei einer Konzentration
$[H_3O^+]=3.2\cdot10^{-5}$ Mol/l $[OH^-] = 4.5\cdot10^{-4}$ Mol/l

c) Wie gross sind die Konzentrationen von H_3O^+ und von OH^- in einer Lösung mit dem pH-Wert
pH=6 pH=10.2

d) Wie gross wird der pH-Wert der folgenden Verdünnungen?
d1) Zu 50 ml 0.2 M Natronlauge werden 100 ml destilliertes Wasser zugegeben.
d2) Zu 20 ml 0.05 M Salzsäure werden 100 ml destilliertes Wasser zugegeben.

e) Wie gross wird der pH-Wert der folgenden Mischungen?
e1) Zu 80 ml einer 0.05 M Salzsäure werden 100 ml einer 0.01 M Natronlauge gegeben.
e2) Zu 60 ml einer 0.015 M KOH werden 30 ml 0.2 M Salzsäure gegeben.
e3) 10 ml 0.2 M Salzsäure werden zuerst zehnfach verdünnt und dann mit 1.0 g $Ca(OH)_2$ versetzt.

a) $pH = -\log c(H_3O^+)$

$0.1\ \frac{mol}{l}\ HCl + H_2O \rightarrow 0.1\ \frac{mol}{l}\ H_3O^+ + Cl^-$

$0.1\ mol/l\ H^+ + H_2O$

$+\ 0.1\ mol/l\ Cl^-$

$\rightarrow pH = -\log(0.1) = 1.0$

b) $0.001\ \frac{mol}{l}\ HCl$

$\downarrow$

$0.001\ \frac{mol}{l}\ H^+ + H_2O \rightarrow 0.001\ \frac{mol}{l}\ H_3O^+$

$0.001\ \frac{mol}{l}\ Cl^-$

$\downarrow$

$pH = -\log(\ldots)$

$= -\log(0.001)$

$= 3$

①

a)

- 0.1 M HCl ($\rightarrow H^+ + Cl^-$)

$\rightarrow pH = -\log(0.1) = \lg(10^{-1}) = 1$

- 0.001 M HCl $\rightarrow$ $pH = -\log(0.001) = 3$

- 81 mg/l HBr ($\rightarrow H^+ + Br^-$)

$pH = -\log c(\ )$ $\quad c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V}$

$pH = -\log\left(\frac{\frac{0.081\,g}{81\,g/mol}}{1.0\,l}\right) = 3$

- 0.02 M NaOH $\not\rightarrow$ $NaO^- + H^+$

NaOH $\rightarrow Na^+ + OH^-$ ...

$pOH = -\log(0.02) = 1.7$

$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 12.3$

b)

$c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}\ \frac{mol^2}{l^2}$

- $c(H_3O^+) = 3.2 \cdot 10^{-5}\ mol/l \rightarrow c(OH^-) = \ldots$

$pH = -\log(3.2 \cdot 10^{-5}) = 4.49$

- $c(OH^-) = 4.5 \cdot 10^{-4}\ mol/l \rightarrow c(H_3O^+) = 2.22 \cdot 10^{-11}$

$\downarrow$ $\qquad$ $+$

$pOH = 3.35 \rightarrow pH = 10.65$

c)

$pH = 6 \rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-6}\ mol/l$

$\downarrow pOH = 8 \quad c(OH^-) = 10^{-8}\ mol/l$

$pH = 10.2 \quad c(H_3O^+) = 10^{-10.2}\ mol/l$

$c(OH^-) = 10^{-3.8}\ mol/l$

(2)

d1) Zu 20 ml 0,05 M Salzsäure wird 100 ml dest. Wasser gegeben. pH?

- Start pH = $-\log(0{,}05) = 1{,}3$

0,05 mol ⇔ 1 l
20 ml ↓
0,001 mol

- dest. Wasser ... (= pH = 7)

$\frac{0{,}05}{50} = 0{,}001$ mol

$c = \frac{n}{V}$

$pH = -\log\left(\frac{0{,}001 \text{ mol}}{0{,}12 \text{ l}}\right)$

$= 2{,}08$

"etalite" 1000 ml dest. Wasser (pH = 7)

→ 10^{-7} mol H_3O^+

100 ml → 10^{-8} mol H_3O^+

$pH = -\log\left(\frac{0{,}001 + 10^{-8}}{0{,}12}\right) = 2{,}08$

(3)

d) 50 ml 0.2 M NaOH + 100 ml dest. Wasser

↓ Base

Start $pOH = -\log(0.2) = 0.7$ → $pH = 13.3$

0.2 M = 0.2 mol pro 1000 ml

0.01 mol ← 50 ml

$pOH = -\log\left(\frac{0.01\ mol}{0.150\ l}\right) = 1.18$ → $pH = 12.82$

---

e) 80 ml 0.05 M HCl → × 0.004 mol HCl?

100 ml 0.01 M NaOH → □ 0.001 mol NaOH

(e1) × 4 mmol HCl

□ 1 mmol NaOH

4 mmol HCl + 1 mmol NaOH

→ 1 mmol H_2O + 1 mmol NaCl

es bleiben 3 mmol HCl bleiben übrig

↳ pH!

$pH = -\log\left(\frac{0.003\ mol}{0.150\ l + 0.1\ l}\right) = 1.78$

(t)

e2 zu 60 ml 0.015 M NaOH werden 30 ml 0.2 M Salzsäure gegeben. pH?

· 0.015 M $\xrightarrow{NaOH}$ 1 l. 1000 ml NaOH $\hat{=}$ 0.015 mol

60 ml .. $\Rightarrow$ 0.0009 mol

(0.9 mMol)

· 0.2 M HCl → 1 l. 1000 ml HCl $\hat{=}$ 0.2 mol

30 ml HCl $\Rightarrow$ 0.006 mol

(6 mMol)

Neutralisationsreaktion:

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl(aq.) + H_2O$

0.9 mMol 6 mMol

→ übrig bleibt

5.1 mMol HCl

$$pH = -\log\left(\frac{n}{V}\right) = -\log\left(\frac{5.1\ mMol}{90\ ml}\right) = 1.246$$

$\Rightarrow$ 1.25

(5)

c3) 10 ml 0.2 M HCl zehnfach verdünnen, dann 1.0 g $Ca(OH)_2$ zugeben. pH

1000 ml ≙ 0.2 mol H_3O^+ (200 mMol)

10 ml ≙ 0.002 mol H_3O^+ (2 mMol)

- $-1\ pH = -\log\left(\frac{0.002}{0.01}\right) = 0.699 = \underline{0.7}$
- zehnfach verdünnen ... + 90 ml dest. Wasser dazu

$\rightarrow pH = -\log\left(\frac{0.002}{0.1}\right) = \underline{1.7}$

genau... 90 ml dest. H_2O ... haben auch H_3O^+

pH = 7 → 1000 ml → 10^{-7} mol

90 ml → $9.0 \cdot 10^{-9}$ mol

$pH = -\log\left(\frac{0.002 + 9.0 \cdot 10^{-9}}{0.1}\right) = 1.7$

- 1 g $Ca(OH)_2$ 1 mol ≙ 74.1 g

1 g ⇒ $\frac{1}{74.1} = 0.0135$ mol

$n(Ca(OH)_2) = 0.0135$ mol

$n(OH^-) = 2 \cdot 0.0135 = 0.027$ mol (= 27 mMol)

$H^+ + OH^-$

2 mMol + 27 mMol

⇒ übrig bleibt 25 mMol OH^-

- $pOH = -\log\left(\frac{25\ mMol}{100\ ml}\right) = 0.6$

$pH = 14 - 0.6 = \underline{13.4}$

- 10 ml 0.2 M Salzsäure werden zuerst zehnfach verdünnt und dann mit 1.0 g $Ca(OH)_2$ versetzt. pH?

a) $c = \frac{n}{V}$

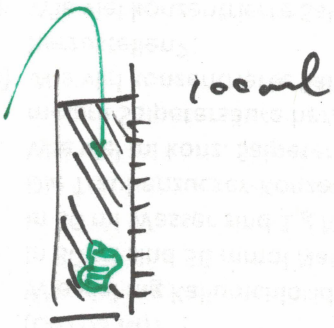
0.2 M → 0.2 mol a/1000 ml

0.002 mol ← 10 ml

$n = c \cdot V$

$= 0.2 \frac{mol}{l} \cdot 0.01\,l = 0.002\,mol$ (HCl)

0.002 mol H^+ / 0.002 mol Cl^-



total V = 100 ml

b) 1 g $Ca(OH)_2$ $n(Ca(OH)_2) = \frac{m}{M}$

$= \frac{1}{40.1 + 2 \cdot (16+1)}$

$= \frac{1}{74.1} = 0.0135\,mol$

$n(OH^-) = 2 \cdot 0.0135 = 0.027\,mol$

c) 0.002 mol H^+ + 0.027 mol OH^- → 0.002 mol H_2O

übrig bleibt 0.025 mol OH^-

$pOH = -\lg\left(\frac{0.025}{0.1}\right) = 0.6$

→ $pH = 14 - 0.6 = 13.4$

d2) 20 ml 0.05 M HCl

$c = \frac{n}{V}$

$n = c \cdot V$

0.05 M → 0.05 mol auf 1 Liter

0.001 mol ← 0.02

+ 100 ml H2O → ändert sich nicht!

$c = \frac{n}{V}$) $= 0.05 \cdot 0.0$

$\rightarrow 0.001$

120 ml : 0.001 mol

100 ml : $0.001 \cdot \frac{1000}{120} = 0.008\bar{3}$ mol

$c = \frac{n}{V} = \frac{0.001}{0.12}$

$pH = -\log(0.008\bar{3}) = \underline{2.08}$

e) 1) 80 ml 0.05 M HCl → 0.004 mol = 4 mMol

100 ml 0.01 M NaOH → 0.001 mol = 1 mMol

es entsteht H2O → kann vernachlässigt werden!

mMol: Mengenangaben → 4 mMol HCl + 1 mMol NaOH

1 mMol .. .. → kompensieren sich

(HCl + NaOH → NaCl + H2O)

→ übrig 3 mMol HCl

1 mMol H2O

1 Mol ≙ 18 g = 18 ml

1 mMol ≙ 0.018 ml

180 ml 0.003 mol

100 ml .. → $0.003 \cdot \frac{100}{180} = 0.016\bar{6}$ mol

$pH = -\log(0.016\bar{6}) = \underline{1.78}$

$c = \frac{n}{V}$

2) 60 ml 0.015 M → 0.9 mMol KOH

30 ml 0.2 M → 6 mMol HCl

~~→ 5 mMol KOH zuviel~~ .. 5.1 mMol HCl ü-Schuss

≙ 50 ml 0.0051 mol

→ $pH = -\log(\frac{1000}{50} \cdot 0.0051) = \underline{1.25}$

3) 10 ml 0.2 M → 2 mMol | 1 g $Ca(OH)_2$

0.002 Mol

↳ in 100 ml 2 mMol HCl

0.0135 mol

74 g ≙ 1 mol

1 g ≙ $\frac{1}{74}$

wieviel $Ca(OH)_2$: Teilen!

13.5 mMol $Ca(OH)_2$

≙ 27 mMol OH^- !

→ 2.5 mMol OH^- in 100 ml

0.1 l = 0.025

$pOH = -\log(0.025 \cdot \frac{1000}{100}) = 0.6$

$\rightarrow pH = 14 - 0.6 = 13.4$

$-\log(\frac{0.025}{0.1}) = 0.6$