

Zuren

7.1 De pH van een oplossing

A 1 

- a** Zure oplossingen hebben een pH van 0 tot 7.
- b** Basische oplossingen hebben een pH van 7 tot 14.
- c** Een neutrale oplossing heeft een pH van 7.

B 2

- a** Door te verdunnen wordt een zure oplossing minder zuur. De pH gaat dus richting 7 en wordt groter.
- b** Bij een basische oplossing gaat de pH ook richting 7. Maar omdat de pH groter is dan 7 wordt de pH kleiner bij verdunning.
- c** Door zo'n zeer sterke verdunning zal de pH niet merkbaar veranderen.

A 3 

- 1** Met lakmoespapier: een rode kleur wijst op een zure oplossing en een blauwe kleur wijst op een basische oplossing.
- 2** Met een universeel indicatorpapier: bij elke kleur hoort een bijpassende pH.
- 3** Met indicatoroplossingen: verschillende oplossingen hebben een eigen omslagtraject. De pH-waarden van het omslagtraject vind je in Binas.

B 4

- a** Een zuur-base-indicator heeft verschillende kleuren bij lage en hoge pH.
- b**

indicator	pH = 3	pH = 6	pH = 11
methylooranje	rood	oranjegeel	oranjegeel
methylrood	rood	geel	geel
fenolrood	geel	geel	rood

B 5

Broomthymolblauw kleurt de oplossing geel, dat wijst op een $\text{pH} < 6,0$. Als congorood de oplossing oranjegeel kleurt is de $\text{pH} > 5,0$. De pH ligt dus tussen 5,0 en 6,0 in.

B 6

- a** Lakmoes is geen nauwkeurige indicator, omdat de kleur bij neutrale oplossingen zowel rood als blauw kan zijn.
- b** Lakmoespapier maak je door papier in een lakmoesoplossing te drenken en dit papier vervolgens te laten drogen.
- c** Kleur is een stoffeigenschap, rood en blauw lakmoes zijn dus twee verschillende stoffen.

C 7

- a** Als broomfenolrood de oplossing paarsrood kleurt, geldt: $\text{pH} > 6,8$. Thymolblauw staat twee keer in de tabel met indicatoren. Als thymolblauw de oplossing geel kleurt, wijst dat op een $\text{pH} > 2,8$ én $\text{pH} < 8,0$. De pH ligt dus tussen 6,8 en 8,0.
- b** Als je alleen broomfenolrood gebruikt, weet je alleen dat de $\text{pH} > 6,8$ is.
- c** Als je alleen thymolblauw gebruikt, weet je dat de pH ligt tussen 2,8 en 8,0.

7.2 Zuren in water

A 8

Zure oplossingen hebben een zure smaak, ze hebben een $\text{pH} < 7$, ze beïnvloeden de kleur van zuur-base-indicatoren en geleiden de stroom.

A 9

- a** H^+ (aq)
- b** Een H^+ -ion ontstaat als een zuur oplost in water.
- c** Het zuurrestion is het negatieve ion dat overblijft als het H^+ -ion is afgesplitst van het zuur.

A 10

- a** H_2CO_3 ($\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$)
- b** CH_3COOH
- c** H_2SO_4

A 11

- a** waterstofchloride
- b** koolzuur
- c** fosforzuur

B 12

- a** $\text{HCl} (\text{g}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$
- b** $\text{HNO}_3 (\text{l}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$
- c** $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{l}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$

B 13

- a** Een oplossing geleidt stroom als er vrije ionen aanwezig zijn. Dat geldt voor een zuur en een zout.
- b** In een zure oplossing zijn altijd H^+ -ionen en zuurrestionen aanwezig.
- c** Zouten hebben in oplossing ook vrije ionen.

B 14

- a** Zoutzuur is de naam van een waterstofchloride-oplossing en is dus al een oplossing. Zoutzuuroplossing is dubbelop.
- b** zoutzuur

B 15

- a** $\text{H}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$
- b** $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$
- c** $\text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$

B 16

- a** zoutzuur
- b** salpeterzuur
- c** waterstofchloride
- d** zwavelzuuroplossing

C 17

- a** NaCl en HCl
Het zout NaCl is opgebouwd uit een metaal (Na) en niet-metaal (Cl).
De moleculaire stof HCl is opgebouwd uit twee niet metalen (H en Cl).
- b** ionbindingen
- c** Er is een atoombinding tussen H en Cl. HCl is een gas, er zijn dus geen vanderwaalsbindingen.
- d** $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$ en $\text{H}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$

- e Het oplossen van NaCl is geen chemische reactie. De ionen zitten eerst in het vaste ionrooster en komen vervolgens vrij uit het ionrooster en worden door watermoleculen omringd. Het oplossen van waterstofchloride is wel een chemische reactie. Voor het oplossen zijn er nog geen ionen. Na het oplossen wel.

C 18

- a De molaire massa van H_2SO_4 is $98,079 \text{ g mol}^{-1}$.

$$5,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \hat{=} \frac{5,4}{98,079} = 0,0551 \text{ mol}$$

1 mol H_2SO_4 geeft 2 mol H^+ .

Dus in 1,0 L water zit $2 \times 0,0551 = 0,11 \text{ mol H}^+$ (twee significante cijfers).

- b Door lozing neemt de hoeveelheid H^+ toe. Omdat de verdamping even groot is als het volume van de lozing en de neerslag blijft het totale volume constant. Er komt echter steeds meer H^+ in een gelijk blijvend volume en dat betekent een kleinere pH.

C 19 ★

- a De molaire massa van magnesium is $24,31 \text{ g mol}^{-1}$. De hoeveelheid magnesium is

$$400 \text{ mg} = 0,400 \text{ g. Dit is } \frac{0,400}{24,31} = 0,0165 \text{ mol.}$$

In 1,00 L = 1000 mL zit 1,00 mol waterstofchloride. In 10 mL zit dus 1/100 deel = 0,0100 mol waterstofchloride. Waterstofchloride, HCl, kan per deeltje één H^+ afgeven. 0,0100 mol waterstofchloride geeft 0,0100 mol H^+ -ionen.

1 mol magnesium reageert volgens de reactievergelijking met 2 mol H^+ .

Met 0,0100 mol H^+ reageert dus 0,005 00 mol magnesium.

Magnesium is in overmaat, want 0,0165 is groter dan 0,005 00.

- b 1 mol Mg geeft 1 mol H_2 , dus 0,005 00 mol Mg geeft $0,005 00 = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$.

- c $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$ komt overeen met $5,00 \cdot 10^{-3} \times 2 \times 1,008 = 0,010 08 \text{ g}$.

Met een verhoudingstabel:

massa waterstof (g)	82,7	0,010 08
volume waterstof (m^3)	1	?

$$\text{Met kruisproducten vind je: volume waterstof} = \frac{0,010 08 \times 1}{82,7} = 1,22 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 122 \text{ cm}^3.$$

A 20 ⓪

Een oplossing van een sterk zuur is volledig in ionen gesplitst en een oplossing van een zwak zuur slechts gedeeltelijk.

B 21

HBr is waterstofbromide en is een sterk zuur.

HF is waterstoffluoride en is een zwak zuur.

7.3 Molariteit

A 22 ⓪

Molariteit is de grootte voor de concentratie van een oplossing.

Molariteit is het aantal mol opgeloste stof in een liter oplossing of het aantal mmol opgeloste stof in een mL oplossing.

B 23

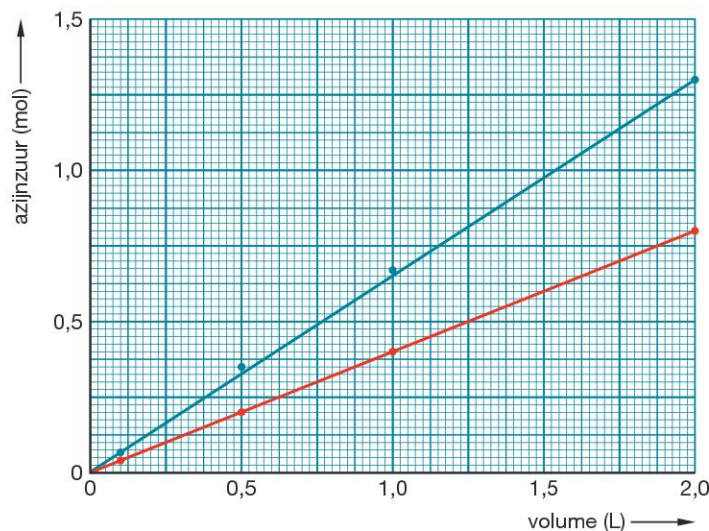
- a Bij A blijft de molariteit gelijk. Bij B wordt de molariteit tweemaal zo groot, want je verdampt de helft van het water, maar de hoeveelheid glucose blijft hetzelfde. Bij C wordt de molariteit tweemaal zo klein, want het volume wordt twee keer zo groot.
- b Bij A wordt de hoeveelheid glucose tweemaal zo klein (je schenkt de helft weg), bij B en C verandert de hoeveelheid glucose niet.

B 24

- a** Zie figuur 7.1, de bovenste lijn.
b Aflezen bij 0,7 → 0,4 mol azijnzuur
c De onderste lijn

azijnzuur (mol)	0,40	0,20	0,040	0,8
volume (L)	1,0	0,50	0,10	2,0

- d** Aflezen: 1,9 L



7.1

A 25

- a** De molariteit van is ... mol L⁻¹.
 De molariteit is ... molair of ... M.
 [formule stof] = ... mol L⁻¹
b Tussen de vierkante haken moet het deeltje staan zoals het in de oplossing voorkomt.
 Dus bij zouten en sterke zuren moet de formule van het ion tussen haken staan.

B 26

De notatie bij 2, want [KCl (aq)] bestaat niet. KCl is een zout en splitst dus in ionen.
 Wel juist is [K⁺ (aq)] = [Cl⁻ (aq)] = 0,05 mol L⁻¹.

A 27

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}}$$

B 28

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-3}}{2,5} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

B 29

- a** 1,0 m³ = 1000 L
 In 1 L zit 1,5 · 10⁻¹⁰ mol, dus in 1000 L 1,5 · 10⁻⁷ mol.
b De molaire massa van Hg is 200,6 g mol⁻¹, 1,5 · 10⁻⁷ mol Hg²⁺ $\triangleq$ 1,5 · 10⁻⁷ × 200,6 = 3,0 · 10⁻⁵ g.

B 30

- a** 100 mL = 0,100 L

$$\text{molariteit} \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}} \rightarrow 0,10 = \frac{\text{mol opgeloste stof}}{0,100 \text{ L}} \rightarrow$$

$$\text{mol opgeloste stof} = 0,10 \times 0,100 = 0,010 \text{ mol suiker}$$

b $150 \text{ mL} = 0,150 \text{ L}$

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}} \rightarrow 0,25 = \frac{\text{mol opgeloste stof}}{0,150 \text{ L}} \rightarrow$$

$$\text{mol opgeloste stof} = 0,25 \times 0,150 = 0,038 \text{ mol}$$

c Som van a en b: $0,038 + 0,010 = 0,048 \text{ mol}$

d $\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}} = \frac{0,048}{0,250} = 0,19 \text{ mol L}^{-1}$

B 31

a Koningswater is een mengsel van geconcentreerd zoutzuur en salpeterzuur.

b Molaire massa = $22 \times 12,01 + 20 \times 1,008 + 13 \times 16,00 = 492,38 \text{ g mol}^{-1}$

c $15 \text{ mg} = \frac{15}{492,38} = 0,0305 \text{ mmol}$

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{0,0305 \text{ mmol}}{1500 \text{ mL}} = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

d $5 \times 52 = 260 \text{ mg} = 3 \cdot 10^2 \text{ mg}$

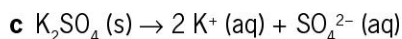
e De stof is kennelijk hydrofoob. Hij zal dus wel oplossen in vet.

C 32 ★

a 0,688 mol per kg water ofwel 120 g per kg water

b Neem aan dat 1,00 L water een massa heeft van 1,00 kg en dat bij het oplossen het volume van het water niet verandert.

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{0,688 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,688 \text{ mol L}^{-1}$$



Het aantal mol K^+ is dus tweemaal zo groot als de hoeveelheid kaliumsulfaat die oplost.

$$[\text{K}^+] = 2 \times 0,688 = 1,38 \text{ mol L}^{-1}$$

C 33

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}} \rightarrow 9,0 = \frac{\text{mol alcohol}}{0,030} \rightarrow$$

mol alcohol = $9,0 \times 0,030 = 0,27 \text{ mol}$. De molaire massa van alcohol is $46,069 \text{ g mol}^{-1}$.
 $0,27 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O} \triangleq 0,27 \times 46,069 = 12,44 \text{ g} = 12 \text{ g}$ (twee significante cijfers).

C 34 Ⓞ

a $15 \text{ mg} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ g} \triangleq \frac{1,5 \cdot 10^{-2}}{290,4} = 5,17 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

b

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{5,17 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{15,0 \text{ L}} = 3,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

C 35

a 18 mol L^{-1}

b $18 \text{ mol} = 18 \times 98,079 = 1768 \text{ g} = 1,8 \cdot 10^3 \text{ g zwavelzuur}$

C 36 ★



b Additieven verbeteren de smaak, de kleur of de houdbaarheid van levensmiddelen.

c E338 (Binas tabel 82B)

d De molaire massa van H_3PO_4 is $97,995 \text{ g mol}^{-1}$. $54 \text{ mg H}_3\text{PO}_4 \triangleq \frac{54}{97,995} = 0,551 \text{ mmol}$.

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{0,551 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

e Een liter van de oplossing heeft een massa van $1,7 \text{ kg}$. 85% daarvan is $0,85 \times 1,7 = 1,445 \text{ kg}$.

$$1,445 \text{ kg} = 1445 \text{ g} \triangleq \frac{1445}{97,995} = 14,7 \text{ mol}$$

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{14,7 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 15 \text{ mol L}^{-1}$$

7.4 pH-berekeningen

A 37

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

B 38

In de tabel zie je dat de $[\text{H}^+]$ steeds gelijk is aan $10^{-\text{pH}}$.

$[\text{H}^+] \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	gemeten pH	$-\log [\text{H}^+]$
$1,0 \cdot 10^{-1}$	1,0	$-\log 1,0 \cdot 10^{-1} = 1,00$
$1,0 \cdot 10^{-2}$	2,0	$-\log 1,0 \cdot 10^{-2} = 2,00$
$1,0 \cdot 10^{-3}$	3,0	$-\log 1,0 \cdot 10^{-3} = 3,00$
$1,0 \cdot 10^{-4}$	4,0	$-\log 1,0 \cdot 10^{-4} = 4,00$

A 39

Het aantal significante cijfers in de $[\text{H}^+]$ moet even groot zijn als het aantal decimalen in de pH.

B 40

a $\text{pH} = -\log 0,27 = 0,57$

b $\text{pH} = -\log 0,050 = 1,30$

c $\text{pH} = -\log 0,00025 = 3,60$

d $\text{pH} = -\log 1,0527 = -0,022 \text{ 30}$

C 41

a Molverhouding $\text{HCl} : \text{H}^+ = 1 : 1$

$$0,035 \text{ M zoutzuur} \rightarrow [\text{H}^+] = 0,035 \text{ mol L}^{-1} \rightarrow \text{pH} = -\log 0,035 = 1,46$$

b Molverhouding $\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{H}^+ = 1 : 2$

$$0,345 \text{ M zwavelzuur} \rightarrow [\text{H}^+] = 2 \times 0,345 = 0,690 \text{ mol L}^{-1} \rightarrow \text{pH} = -\log 0,690 = 0,161$$

c Molverhouding $\text{HNO}_3 : \text{H}^+ = 1 : 1$ en molverhouding $\text{HCl} : \text{H}^+ = 1 : 1$

$$1,00 \text{ L } 0,10 \text{ M salpeterzuur levert } 0,10 \text{ mol H}^+ \text{ en } 2,00 \text{ liter } 0,56 \text{ M zoutzuur } 2 \times 0,56 = 1,12 \text{ mol H}^+.$$

$$\text{Na samenvoegen is de hoeveelheid H}^+ = 0,10 + 1,12 = 1,22 \text{ mol in } 3,00 \text{ L}.$$

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{1,22 \text{ mol}}{3,00 \text{ L}} = 0,41 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log 0,41 = 0,39$$

d

hoeveelheid H^+ (mol)	$1,0 \cdot 10^{-4}$	x
volume oplossing (L)	0,100	1,00

$$x = [\text{H}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-4} \times 1,00}{0,100} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log 1,0 \cdot 10^{-3} = 3,00$$

A 42

- a** 2
b 3
c 1

B 43

- a** $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,2} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
b $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,3} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
c $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,0} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
d $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-0,855} = 1,40 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$

B 44

- a** $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,05} = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$. In 0,1 L is dat $8,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
b $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,380} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. In 0,1 L is dat $4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.
c $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-0,9} = 1 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$. In 0,1 L is dat $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

C 45

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,50} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. Er moet dus $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$ of HNO_3 worden opgelost.

De molaire massa van HCl is $36,461 \text{ g mol}^{-1}$ en van HNO_3 is $63,013 \text{ g mol}^{-1}$.

$$3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \triangleq 3,2 \cdot 10^{-3} \times 36,461 = 0,12 \text{ g HCl}$$

$$3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \triangleq 3,2 \cdot 10^{-3} \times 63,013 = 0,20 \text{ g HNO}_3$$

C 46

- a** $3 \text{ SO}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{S} (\text{s}) + 4 \text{ H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{ SO}_4^{2-} (\text{aq})$
b $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-0,2} = 6 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$

$$\text{c } 90 \text{ ton SO}_2 = 9,0 \cdot 10^7 \text{ g SO}_2 \triangleq \frac{9,0 \cdot 10^7}{64,064} = 1,40 \cdot 10^6 \text{ mol SO}_2$$

Hieruit ontstaat $\frac{1}{3} \times 1,40 \cdot 10^6 = 4,68 \cdot 10^5 \text{ mol S}$.

$$4,68 \cdot 10^5 \text{ mol S} \triangleq 4,68 \cdot 10^5 \times 32,06 = 1,5 \cdot 10^7 \text{ g S} = 15 \text{ ton zwavel}$$

C 47

$$\text{pH} = 3,0 \rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,0} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 7,0 \rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-7,0} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

Je moet $1 \cdot 10^{-3} - 1 \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}^+$ per L zeewater toevoegen.

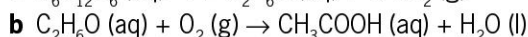
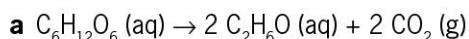
$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$, aan 1 m^3 zeewater moet je dus $1000 \times 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1 \text{ mol H}^+$ toevoegen.

$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ levert 2 mol H^+ , je hebt $0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ nodig.

$$\text{molariteit} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume oplossing (L)}} \rightarrow 2,0 = \frac{0,5}{\text{volume zwavelzuuroplossing}} \rightarrow$$

$$\text{volume zwavelzuuroplossing} = \frac{0,5}{2,0} = 0,25 \text{ L} = 0,3 \text{ L}$$

De pH heeft één decimaal, de $[H^+]$ heeft dus één significant cijfer, de uitkomst ook.

C 48

c Uit elke houtsoort worden andere stoffen geëxtraheerd, waardoor de smaak steeds weer anders wordt.

d $500 \text{ mL bevat } \frac{500}{0,050} = 10\,000 \text{ druppels}$, de prijs is $10\,000 \times 8 = € 80.000,-$.

e $\text{pH} = 2,74 \rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,74} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

f $\text{ionisatiepercentage} = \frac{[H^+]}{\text{molariteit azijnzuur}} \times 100\% = \frac{1,8 \cdot 10^{-3}}{0,20} \times 100\% = 0,90\%$

+ 7.5 Zwakke zuren

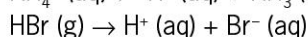
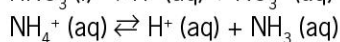
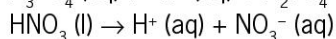
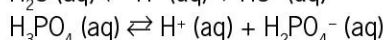
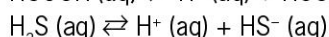
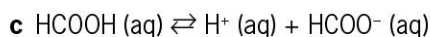
A 49

Het zwakke zuur ontleedt in een H^+ -ion en een zuurrestion. Het is een evenwichtsreactie, slechts een klein deel van het zwakke zuur ioniseert.

B 50

a,b

1 mierenzuur (methaanzuur)	HCOOH	zwak
2 diwaterstofsulfide	H_2S	zwak
3 fosforzuur	H_3PO_4	zwak
4 salpeterzuur	HNO_3	sterk
5 koolstofdioxide	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	zwak
6 ammoniumionen	NH_4^+	zwak
7 waterstofbromide	HBr	sterk



d Fosforzuur, mierenzuur, koolstofdioxide, diwaterstofsulfide, ammoniumionen

C 51

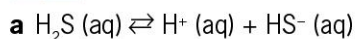
a Als het zuur sterk is, zal bij het oplossen van 0,10 mol per liter de $[\text{H}^+]$ ook 0,10 mol per liter zijn. Dat geldt voor HY. HY is dus een sterk zuur.

$$\text{b } K_z = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]} = \frac{(5,0 \cdot 10^{-4})^2}{0,10 - 5,0 \cdot 10^{-4}}$$

$$K_z = \frac{[\text{H}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = \frac{(3,0 \cdot 10^{-2})^2}{0,10 - 3,0 \cdot 10^{-2}}$$

c HX is het zwakste zuur omdat de teller van de concentratiebreuk daar het kleinste is, dus ook de hoeveelheid gesplitst zuur.

B 52



b Er is $5,5 \cdot 10^{-2}$ mol H_2S per m^3 , dat is $5,5 \cdot 10^{-5}$ mol H_2S per dm^3 (= L).

	$[\text{H}_2\text{S}]$	$[\text{H}^+]$	$[\text{HS}^-]$
t_0	$5,5 \cdot 10^{-5}$	0	0
omgezet	- x	+ x	+ x
t_{ev}	$5,5 \cdot 10^{-5} - x$	x	x

Zet deze gegevens in de evenwichtsvoorwaarde, zoek K_z op in Binas tabel 49.

$$K_z = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

$$8,9 \cdot 10^{-8} = \frac{(x) \times (x)}{(5,5 \cdot 10^{-5} - x)} = \frac{x^2}{(5,5 \cdot 10^{-5} - x)}$$

Omdat vaak veel minder dan 10% van het zwakke zuur splitst, is de x in de noemer van de breuk bij $(5,5 \cdot 10^{-5} - x)$ veel kleiner dan de molariteit en mag je deze verwaarlozen. De vergelijking wordt dan:

$$8,9 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2}{(5,5 \cdot 10^{-5} - x)} = \frac{x^2}{5,5 \cdot 10^{-5}}$$

$$x^2 = 5,5 \cdot 10^{-5} \times 8,9 \cdot 10^{-8} = 4,9 \cdot 10^{-12}$$

$$x = [\text{H}^+] = 2,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{De pH is dan } -\log 2,2 \cdot 10^{-6} = 5,66$$

B 53

a Azijnzuur is slechts gedeeltelijk gesplitst, waardoor er minder ionen in de oplossing zijn vergeleken met zoutzuur. De azijnzuuroplossing geleidt de stroom dus minder goed.

b Bij 0,65 M zoutzuur geldt: $[\text{H}^+] = 0,65 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\text{pH} = -\log 0,65 = 0,19$$

c $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$

$$\text{d } 1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

e

	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$	$[\text{H}^+]$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$
t_0	0,65	0	0
omgezet	$-x$	$+x$	$+x$
t_{ev}	$0,65 - x$	x	x

Zet deze gegevens in de evenwichtsvoorwaarde.

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{(x) \times (x)}{(0,65 - x)} = \frac{x^2}{(0,65 - x)}$$

Omdat vaak veel minder dan 10% van het zwakke zuur splitst, is de x in de noemer van de breuk bij $(0,65 - x)$ veel kleiner dan de molariteit en mag je deze verwaarlozen. De vergelijking wordt dan:

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,65 - x)} = \frac{x^2}{0,65}$$

$$x^2 = 0,65 \times 1,7 \cdot 10^{-5} = 1,1 \cdot 10^{-5}$$

$$x = [\text{H}^+] = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{De pH is dan } -\log 3,3 \cdot 10^{-3} = 2,48.$$

Afsluiting

1 

a Bij 0,45 M zoutzuur geldt $[H^+] = 0,45 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\text{pH} = -\log 0,45 = 0,35$$

b De molaire massa van HNO_3 is $63,013 \text{ g mol}^{-1}$.

$$31,5 \text{ g HNO}_3 \triangleq \frac{31,5}{63,013} = 0,500 \text{ mol}$$

$$[H^+] = 0,500 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log 0,500 = 0,301$$

2

a Door verdunnen wordt de oplossing minder zuur. De $[H^+]$ wordt dus kleiner.

b De $[H^+]$ wordt kleiner. De pH wordt dus groter.

c Zie Binas tabel 52 A.

Als methyloranje oranjegeel kleurt, geldt: $\text{pH} > 4,4$.

Als broomkresolgroen groen kleurt, geldt: $3,8 < \text{pH} < 5,4$.

De pH ligt dus tussen 4,4 en 5,4.

3

a De blauwe kleur wijst op $\text{pH} < 5$, het regenwater is dus zuur.

b De rode kleur wijst op een $\text{pH} > 6,5$, het mengsel is dus basisch.

c $\text{pH} = 4,9 \rightarrow [H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,9} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$

4

a De molaire massa van picrinezuur is $229,11 \text{ g mol}^{-1}$.

$$1,4 \text{ g C}_6\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_7 \triangleq \frac{1,4}{229,114} = 6,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{molariteit} = \frac{\text{mol opgeloste stof}}{\text{volume oplossing}} = \frac{6,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 6,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

b $[H^+] = 0,85 \times 6,1 \cdot 10^{-2} = 5,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

c $\text{pH} = -\log 5,2 \cdot 10^{-2} = 1,28$ (Gegevens hebben twee significante cijfers, er zijn dus twee decimalen in de pH.)

d $\text{C}_6\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_7 (\text{s}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_7 (\text{g})$

5 

a 1 OH^- reageert met 1 H^+ , er zijn dus $6,64 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+$ -ionen.

b 1 mol citroenzuur geeft 3 mol H^+ , er is $1/3 \times 6,64 \cdot 10^{-4} = 2,21 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ citroenzuur.

c De molaire massa van $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ is $192,12 \text{ g mol}^{-1}$.

$$2,21 \cdot 10^{-4} \text{ mol C}_6\text{H}_8\text{O}_7 \triangleq 2,21 \cdot 10^{-4} \times 192,12 = 4,25 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

$$\text{massapercentage} = \frac{4,25 \cdot 10^{-2}}{2,007} \times 100\% = 2,12\%$$

6

a Extraheren en filtreren

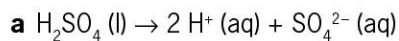
b $[H^+] = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log 0,2 = 0,7$$

c Azijnzuur is een zwak zuur en geeft dus bij dezelfde concentratie minder H^+ -ionen.

- d** De kleur verandert van groen naar blauw omdat de oplossing door de verdunning minder basisch wordt.

7



- b** De molaire massa van $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98,079 \text{ g mol}^{-1}$.

$$5,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \triangleq \frac{5,1}{98,079} = 0,0520 \text{ mol in } 100 \text{ mL. In } 15 \text{ mL zit dan } \frac{15}{100} \times 0,0520 =$$

$$7,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ levert } 2 \text{ mol H}^+, \text{ er ontstaat } 2 \times 7,8 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}^+.$$

- c** Zie Binas tabel 52A.

Kies methylrood, dat moet bij $\text{pH} > 6,0$ geel kleuren.

Kies vervolgens fenolrood, dat geel kleurt bij $\text{pH} < 6,6$.

Je weet nu dat de pH tussen 6,0 en 6,6 in zit.