

Basen

8.1 Basen in water

A 1 ☒

- Een basische oplossing heeft $\text{pH} > 7$.
- Een basische oplossing kleurt lakmoes blauw.
- Een basische oplossing voelt glibberig aan.

A 2

- a** $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
b ammonia

B 3

- a** Verschil op macroniveau in oplossing: zuur $\text{pH} < 7$ en base $\text{pH} > 7$.
 Verschil op microniveau in oplossing: zuur: H^+ -ionen, base: OH^- -ionen.
b Overeenkomst op macroniveau: beide geleiden stroom in oplossing.
 Overeenkomst op microniveau: beide bestaan uit geladen deeltjes in oplossing.

B 4

- a** Een oplossing geleidt stroom als er ionen in voorkomen.
b Basische oplossingen hebben altijd OH^- -ionen en positieve ionen.
c Zure oplossingen en oplossingen van zouten

A 5 ☒

- a** oxide-ion: O^{2-}
 waterstofcarbonaat: HCO_3^-
b NH_3 is ammoniak, CO_3^{2-} is een carbonaation.

B 6

- a** $\text{Na}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
b natronloog

B 7

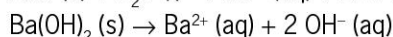
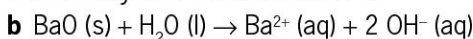
- a** $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
b $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

B 8

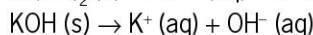
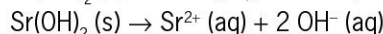
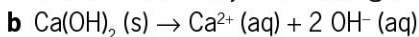
- a** $\text{Na}_2\text{SO}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$
b $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

B 9

- a** Gebruik Binas tabel 52A.
- Een deel van de oplossing kleurt thymolblauw blauw. Hieruit volgt: $\text{pH} > 9,6$.
 - Een deel van de oplossing kleurt fenolftaleïne paarsrood. Hieruit volgt: $\text{pH} > 10,0$.
 - Een deel van de oplossing kleurt alizarinegeel-R geel. Hieruit volgt: $\text{pH} < 10,1$.
- De pH ligt dus tussen 10,0 en 10,1.
- b** De eerste proef was niet nodig geweest.

C 10 ★**a** Bariumhydroxide en bariumoxide**c** Voor beide oplossingen is 1 mol bariumzout nodig. De molaire massa van BaO is kleiner dan de molaire massa van Ba(OH)₂. Voor 1 mol BaO is dus minder massa nodig.**C 11****a** Nadelen van lotion: je huid raakt ervan geïrriteerd en hij werkt maar kort omdat de haarwortels blijven zitten.

Nadelen van hars: je huid raakt geïrriteerd en het is pijnlijk.

**c** Molaire massa's zijn 74,093; 100,64 en 56,106 g mol⁻¹. KOH levert slechts 1 mol OH⁻ terwijl de andere zouten 2 mol OH⁻ leveren. Van Ca(OH)₂ heb je het minste nodig.**d** Van KOH heb je het meeste nodig.

$$2 \times 56,106 > \text{dan } 100,64$$

8.2 pH berekenen van basen

A 12 ⊙

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

b $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

A 13 ⊙

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

A 14 ⊙**a** 2**b** 2**c** 5**B 15**

a $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,5 = 0,30 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,30 = 13,70$

b $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,05 = 1,30 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 1,30 = 12,70$

c $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,00679 = 2,168 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 2,168 = 11,832$

d $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,0527 = -0,02230 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - (-0,02230) = 14,02230$

B 16

a 1 mol KOH levert 1 mol OH⁻ → [OH⁻] = 0,015 M

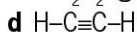
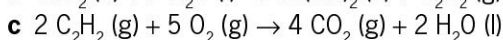
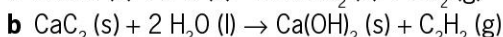
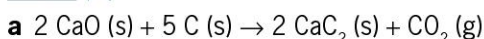
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,015 = 1,82 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 1,82 = 12,18$$

b 1 mol NaOH levert 1 mol OH⁻ → [OH⁻] = 0,125 M

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,125 = 0,903 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,903 = 13,097$$

c 1 mol Ba(OH)₂ levert 2 mol OH⁻ → [OH⁻] = 2 × 0,0045 M = 0,0090 M

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,0090 = 2,05 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 2,05 = 11,95$$

C 17 ★

e De molaire massa van CaC₂ is 64,10 g mol⁻¹. Dus 1,20 g CaC₂ is $\frac{1,20}{64,10} = 0,0187 \text{ mol}$.

f Uit 1 mol CaC₂ ontstaat 1 mol Ca(OH)₂ en dus 2 mol OH⁻. Er is 2 × 0,0187 = 0,0374 mol OH⁻ ontstaan.

$$g \text{ [OH]} = \frac{0,0374}{5,0} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$h \text{ pOH} = -\log [\text{OH}] = -\log 7,5 \cdot 10^{-3} = 2,13 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 2,13 = 11,87$$

A 18 

- a** 2
b 3
c 1

B 19

- a** $\text{pH} = 9,80 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 9,80 = 4,20 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,20} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
b $\text{pH} = 9,15 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 9,15 = 4,85 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,85} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
c $\text{pH} = 10,5 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 10,5 = 3,5 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,5} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$

B 20

Je berekent eerst de $[\text{OH}^-]$ uit de pH. 1 mol NaOH levert 1 mol OH^- . Je weet dus hoeveel mol je in 1 L moet oplossen. In 100 mL is dat 10 maal zo weinig, want 1000 mL is 1 L.
a $\text{pH} = 13,05 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 13,05 = 0,95 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-0,95} = 0,11 \text{ mol L}^{-1}$
 In 100 mL is dat 0,011 mol.

b $\text{pH} = 12,380 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 12,380 = 1,620 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,620} = 2,40 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
 In 100 mL is dat $2,40 \cdot 10^{-3}$ mol.

c $\text{pH} = 10,9 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 10,9 = 3,1 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,1} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
 In 100 mL is dat $8 \cdot 10^{-5}$ mol.

B 21

Je berekent eerst de $[\text{OH}^-]$ uit de pH. 1 mol KOH levert 1 mol OH^- . Je weet dus hoeveel mol je in 1 L moet oplossen. In 10 L is dat 10 maal zo veel. Als je het aantal mol weet, moet je nog met de molaire massa $56,106 \text{ g mol}^{-1}$ vermenigvuldigen om het aantal gram te vinden.

- a** $\text{pH} = 7,50 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 7,50 = 6,50 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-6,50} = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$.
 In 10 L is dat $3,2 \cdot 10^{-6}$ mol. De massa is dan $3,2 \cdot 10^{-6} \times 56,106 = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ g}$.
b $\text{pH} = 13,50 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 13,50 = 0,50 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-0,50} = 0,32 \text{ mol L}^{-1}$.
 In 10 L is dat 3,2 mol. De massa is dan $3,2 \times 56,106 = 1,8 \cdot 10^2 \text{ g}$.

C 22 ★

- a** In opgave 21 heb je gezien dat voor pH 7,50 maar heel weinig base nodig is. Wel verdun je de oplossing met pH = 13,50 tweemaal. Daardoor wordt de pH ongeveer 0,3 kleiner, dat is 13,2. Je mag dus niet zo maar het gemiddelde nemen zoals je hierna zult zien.
b $\text{pH} = 7,50 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 7,50 = 6,50 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-6,50} = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$.
 In 0,50 L is dat $1,6 \cdot 10^{-7}$ mol.
 $\text{pH} = 13,50 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 13,50 = 0,50 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-0,50} = 0,32 \text{ mol L}^{-1}$.
 In 0,50 L is dat 0,16 mol.
c In 1 L is nu $1,6 \cdot 10^{-7} + 0,16 = 0,16 \text{ mol}$ opgelost. Bij optellen en aftrekken heeft de uitkomst evenveel decimalen als de waarde met het kleinste aantal, hier is dat twee.
 $[\text{OH}] = 0,16 \text{ mol L}^{-1}$
d $\text{pOH} = -\log [\text{OH}] = -\log 0,16 = 0,80 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,80 = 13,20$
e Als je a goed hebt beredeneert, klopt het aardig.

C 23

- a** $\text{pH} = 10,80 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 10,80 = 3,20 \rightarrow [\text{OH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,20} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
b $\text{Na}_2\text{O (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{Na}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}$
c In 0,25 L zit $\frac{1}{4}$ deel van de $6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^-$. 1 mol Na_2O levert 2 mol OH^- .
 Je moet dus $\frac{1}{2} \times 1,6 \cdot 10^{-4} = 7,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol Na}_2\text{O}$ oplossen.
d De molaire massa van Na_2O is $61,979 \text{ g mol}^{-1}$. Je lost $7,9 \cdot 10^{-5} \times 61,979 = 4,9 \cdot 10^{-3} \text{ g Na}_2\text{O}$ op.

C 24

- a** Het volume van het zwembad is $25 \times 50 \times 2,0 = 2,5 \cdot 10^3 \text{ m}^3 = 2,5 \cdot 10^6 \text{ L}$.
Per liter is er 1,5 mg. In het zwembad zit $2,5 \cdot 10^6 \times 1,5 = 3,8 \cdot 10^6 \text{ mg} = 3,8 \cdot 10^3 \text{ g}$ werkzaam chloor.
- b** De molaire massa van chlooratomen is $35,45 \text{ g mol}^{-1}$.
 $3,8 \cdot 10^3 \text{ g}$ is $\frac{3750}{35,45} = 1,06 \cdot 10^2 = 1,1 \cdot 10^2 \text{ mol Cl-atomen}$.
- c** Beide zouten bevatten 1 mol chlooratomen per mol zout. Er is dus 53 mol NaClO en ook 53 mol NaCl. De molaire massa van NaClO is $74,44 \text{ g mol}^{-1}$ en van NaCl $58,443 \text{ g mol}^{-1}$.
53 mol NaClO is $53 \times 74,44 = 3945 \text{ g} = 3,9 \cdot 10^3 \text{ g}$
53 mol NaCl is $53 \times 58,443 = 3097 \text{ g} = 3,1 \cdot 10^3 \text{ g}$
- d** Bij een hoge pH is de $[\text{H}^+]$ erg klein. De noemer van de breuk is dan ook klein. Om de breuk constant te houden moet de teller ($= [\text{Cl}_2]$) ook klein zijn.
- e** $\text{pH} = 7,40 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 7,40 = 6,60 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-6,60} = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
- f** pH-regelende stoffen zijn stoffen die de pH kunnen veranderen, dus zuren en basen.

+ 8.3 Zwakke basen

A 25

Bij een sterke base hebben alle deeltjes gereageerd met water en OH^- -ionen gevormd. Bij een zwakke base heeft maar een deel van de base met water gereageerd. Er zijn dan bij dezelfde hoeveelheid base veel minder OH^- -ionen.

B 26

- a** $\text{K}_2\text{O (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{K}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}$
- b** Als het OH^- -ion een H^+ -ion van water opneemt ontstaat er water en een OH^- -ion. Er ontstaat dan geen nieuw soort deeltjes.
- c** Methylamine is een zwakke base:
 $\text{CH}_3\text{-NH}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-NH}_3^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

C 27

- a** $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{OH}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)} \text{ (H}_2\text{O} + \text{CO}_2)$
- b** $\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$
- c** $K_z = 4,7 \cdot 10^{-11}$ en $K_b = 2,2 \cdot 10^{-8}$
- d** De K_b is veel groter dan de K_z . Er worden dus meer OH^- -ionen gevormd dan H^+ -ionen. De pH is groter dan 7.

A 28

- Je noteert de reactievergelijking van de base met water.
- Je schrijft de evenwichtsvoorwaarde op.
- Je maakt een tabel met verticaal de beginconcentratie, wat er is omgezet en de evenwichtsconcentratie. Horizontaal zet je de concentraties van de stoffen uit de evenwichtsvoorwaarde.
- De $[\text{OH}^-]$ noem je x.
- Je vult eerst de tabel en dan de evenwichtsvoorwaarde in en berekent x.
- Daarna bereken je de pH net als bij een sterke base.

B 29

- a** 1 mol NaOH levert 1 mol OH^- , dus $[\text{OH}^-] = 0,50 \text{ M}$.
 $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,50 = 0,30 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,30 = 13,70$
- b** $\text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

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

	$[\text{NH}_3]$	$[\text{OH}^-]$	$[\text{NH}_4^+]$
t_0	0,50	0	0
omgezet	$-x$	$+x$	$+x$
t_{ev}	$0,50 - x$	x	x

Je zet deze gegevens in de evenwichtsvoorwaarde, K_b zoek je op in Binas tabel 49.

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(x) \times (x)}{(0,50 - x)} = \frac{x^2}{(0,50 - x)}$$

Omdat vaak veel minder dan 10% van de zwakke base heeft gereageerd, is de x in de noemer van de breuk bij $(0,50 - x)$ meestal veel kleiner dan de molariteit en mag je deze verwaarlozen. De vergelijking wordt dan:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,50 - x)} = \frac{x^2}{0,50}$$

$$x^2 = 0,50 \times 1,8 \cdot 10^{-5} = 9,0 \cdot 10^{-6}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{9,0 \cdot 10^{-6}} = 0,0030 \text{ mol L}^{-1}$$

De pOH is dan $-\log 0,0030 = 2,52$ en de pH = $14,00 - 2,52 = 11,48$.

C 30

a S^{2-} staat onder OH^- in Binas tabel 49.

b $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq})$

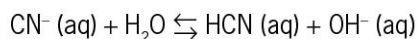
c $2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq})$

C 31 ★

a Stel dat de man 80 kg weegt, dan is de maximale dosis $80 \times 20 = 1600 \text{ mg} = 1,6 \text{ g}$. Hij heeft 5,4% van 50 g = $0,054 \times 50 = 2,7 \text{ g}$ binnengekregen. Dat is veel meer dan de maximale dosis.

b De molaire massa van CN^- is $26,02 \text{ g mol}^{-1}$.

$$2,7 \text{ g CN}^- = \frac{2,7}{26,02} = 0,10 \text{ mol in } 1,0 \text{ L.}$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}$$

	$[\text{CN}^-]$	$[\text{OH}^-]$	$[\text{HCN}]$
t_0	0,10	0	0
omgezet	$-x$	$+x$	$+x$
t_{ev}	$0,10 - x$	x	x

Je zet deze gegevens in de evenwichtsvoorwaarde, K_b zoek je op in Binas tabel 49.

$$1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{(x) \times (x)}{(0,10 - x)} = \frac{x^2}{(0,10 - x)}$$

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

$$1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,10 - x)} = \frac{x^2}{0,10}$$

$$x^2 = 0,10 \times 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,6 \cdot 10^{-6}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-6}} = 0,0013 \text{ mol L}^{-1}$$

De pOH is dan $-\log 0,0013 = 2,90$ en de pH = $14,00 - 2,90 = 11,10$.

8.4 Zuur-basereacties

A 32 

- a** De base is de acceptor en het zuur is de donor.
b Het deeltje van het zuur geeft een H^+ (= proton) aan het basedeeltje.

B 33

- a** Methylrood is bij lage pH rood en bij hoge pH geel. Door base aan het zuur toe te voegen verandert de pH van rood naar geel.
b Het azijnzuur heeft een $pH < 7$. Door de reactie verdwijnt het azijnzuur en wordt de pH groter.
c Het azijnzuur is de donor en het OH^- is de acceptor.
d Op macroniveau verandert de pH. Het azijnzuur verdwijnt. De kleur van de indicator verandert.
e Op microniveau geeft een azijnzuurmolecuul een H^+ deeltje aan het OH^- -ion.

B 34

- a** $NH_3(g) + HCl(g) \rightarrow NH_4Cl(s)$

b $CaCO_3(s) + H^+(aq) \rightarrow HCO_3^-(aq) + Ca^{2+}(aq)$

c $K_2O(s) + 2 H^+(aq) \rightarrow 2 K^+(aq) + H_2O(l)$

d $Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2 Na^+(aq) + 2 OH^-(aq)$


A 35 

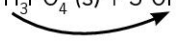
- a** Je moet de formules van de beginstoffen en de reactieproducten weten.
b Als je deeltjes ziet die een H^+ hebben opgenomen en afgestaan heb je te maken met een zuur-basereactie.

B 36

- a** $HCO_3^-(aq) + C_4H_6O_6(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + C_4H_5O_6^-(aq)$

b De pijl hierboven geeft de overdracht van H^+ weer.

B 37 

- a** Beginstoffen: fosforzuur is $H_3PO_4(s)$, natronloog is $Na^+(aq) + OH^-(aq)$
 Reactieproducten: natriumfosfaatoplossing: $3 Na^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$ en $H_2O(l)$
b $H_3PO_4(s) + 3 Na^+(aq) + 3 OH^-(aq) \rightarrow 3 Na^+(aq) + PO_4^{3-}(aq) + 3 H_2O(l)$
 Nu moet je nog de deeltjes wegstrepen die links en rechts hetzelfde zijn:
 $H_3PO_4(s) + 3 OH^-(aq) \rightarrow PO_4^{3-}(aq) + 3 H_2O(l)$

c De pijl hierboven geeft de overdracht van H^+ weer.

B 38

- a** $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$
 Dit is een neerslagreactie, er is geen H^+ -overdracht.
b $CaO(s) + 2 H^+(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + H_2O(l)$

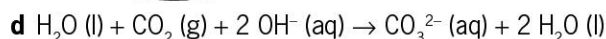
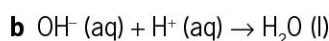
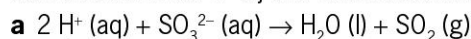
 De O^{2-} in CaO is de base en H^+ is het zuur.
c $CH_3-NH_2(g) + HCl(g) \rightarrow CH_3-NH_3Cl(s)$

 HCl is het zuur en CH_3-NH_2 is de base.
d $S^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow HS^-(aq) + OH^-(aq)$

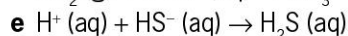
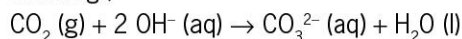
 S^{2-} is de base en H_2O is het zuur.
e $2 Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2 MgO(s)$
 Dit is een verbrandingsreactie, er is geen H^+ -overdracht.

B 39

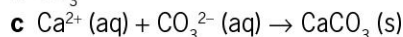
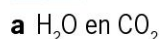
Vergeet niet om steeds de deeltjes die links en rechts gelijk zijn weg te laten. De pijl geeft de overdracht van H^+ bij een zuur-basereactie aan.



Je moet nu links en rechts nog 1 H_2O wegstrepen. Je ziet dan niet meer duidelijk de overdracht van H^+ , maar het is wel een zuur-basereactie. (De K^+ -ionen laat je natuurlijk ook weg.)

**B 40**

b Door het ontstaan van het vaste calciumcarbonaat zie je een troebeling in de vloeistof ontstaan.

C 41**A 42**

a Met een zuur-basetitratie bepaal je de concentratie in een onbekende oplossing.

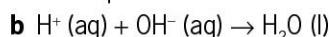
b Als de reactie volledig is verlopen verandert de indicator van kleur.

c Het eindpunt heet het equivalentiepunt of omslagpunt.

B 43

a Joop vult de buret met salpeterzuur oplossing en voegt bijvoorbeeld 25,00 mL kaliloog met een volpipet aan een erlenmeyer toe. Vervolgens voegt hij enkele druppels fenolftaleïne toe.

Hij leest de beginstand van de buret af en druppelt dan uit de buret het salpeterzuur toe tot de paarsrode kleur verdwijnt. Hij leest de eindstand van de buret af.



c Bij het equivalentiepunt is de pH 7. Fenolftaleïne is dan kleurloos.

d Salpeterzuur is de gegeven stof: 35,00 mL met een concentratie van 0,050 M.

Dat is $35,00 \times 0,050 = 1,75$ mmol salpeterzuur.

De molverhouding in de reactievergelijking is 1 : 1, dus er was ook 1,75 mmol kaliloog.

De molariteit van de kaliloog is $\frac{1,75}{25,00} = 0,070 \text{ mol L}^{-1}$.

A 44

a maatkolf

b volpipet

c buret

B 45

a Bij het bepalen van de nauwkeurigheid telt altijd de meetwaarde met het minst aantal significante cijfers. Dat is hier de hoeveelheid zuur.

b De hoeveelheid indicator is niet van belang, als er maar voldoende is om de kleuromslag te zien.

C 46 ★

- a** 1 = volpipet
 2 = maatkolf
 3 = volpipet
 4 = maatkilinder
 5 = buret
- b** $\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- c** Fenolftaleïne wordt van kleurloos (zuur) licht paarsrood (omslagtraject).
- d** Gegeven stof is natronloog: $12,46 \text{ mL } 0,1040 \text{ M} \rightarrow 12,46 \times 0,1040 = 1,2958 \text{ mmol natronloog}$
 De molverhouding azijnzuur natronloog is 1 : 1, dus er was ook 1,2958 mmol azijnzuur.
 Deze azijnzuur zat in 25,00 mL. In de hele maatkolf zat 250,00 mL, dat is 10 maal zo veel, dus 12,958 mmol.
 Oorspronkelijk zat deze hoeveelheid in 10 mL natuuraazijn.

De concentratie azijnzuur is dus $\frac{12,958 \text{ mmol}}{10 \text{ mL}} = 1,296 \text{ mol L}^{-1}$.

Alles in vier significante cijfers.

- e** 1 L (= 1000 mL) natuuraazijn heeft een massa van 1000 g. 4 massa-% is 40 g.
 Minimaal moet er dus 40 g L^{-1} azijnzuur in de oplossing zitten.
 De concentratie is $1,296 \text{ mol L}^{-1}$. De molaire massa van azijn is $60,053 \text{ g mol}^{-1}$.
 $1,296 \text{ mol} = 1,296 \times 60,053 = 77,83 \text{ g}$
 Dat is ruim boven de 40 g, de oplossing voldoet dus aan de wettelijke eis.

Afsluiting

1 

a Natronloog is $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$. Bij 0,45 M geldt ook $[\text{OH}^-] = 0,45 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,45 = 0,35 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,35 = 13,65$$

b $\text{K}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{K}^+(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

De molaire massa van K_2O is $94,196 \text{ g mol}^{-1}$.

$$\text{Het aantal mol K}_2\text{O is } \frac{13,6}{94,196} = 0,144 \text{ mol.}$$

1 mol K_2O levert 2 mol OH^- , dus $2 \times 0,144 = 0,289 \text{ mol}$.

Dit is opgelost in 1,0 L, zodat $[\text{OH}^-] = 0,29 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,29 = 0,54 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,54 = 13,46$$

2

a $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

b $\text{pH} = 11,40 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 11,40 = 2,60$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,60} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

c 5,0 g NH_3 is de gegeven stof met molaire massa $17,031 \text{ g mol}^{-1}$.

$$\text{Omrekenen naar mol: } \frac{5,0}{17,031} = 0,29 \text{ mol}$$

1 mol NH_3 geeft 1 mol OH^- .

Dit is opgelost in 1,0 L bij aflopende reactie, dus $[\text{OH}^-] = 0,29 \text{ mol L}^{-1}$.

d In werkelijkheid is er slechts $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ OH}^-$ (zie b).

$$\text{In procenten is dat } \frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{0,29} \times 100\% = 0,86\% \text{ NH}_3 \text{ die heeft gereageerd.}$$

3

a $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$

b Er worden geen H^+ -ionen overgedragen, er is dus geen zuur-basereactie.

c In de roest zit de base O^{2-} en in de roestoplosser zit het zuur H_3PO_4 . Er is waarschijnlijk sprake van een zuur-basereactie.

d Natronloog is $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$. Bij 0,108 M geldt ook $[\text{OH}^-] = 0,108 \text{ mol L}^{-1}$.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,108 = 0,967 \rightarrow \text{pH} = 14,00 - 0,967 = 13,03$$

e $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$

f De gegeven stof is natronloog: 24,12 mL 0,108 M. Dit bevat $24,12 \times 0,108 = 2,60 \text{ mmol OH}^-$.

De molverhouding is 1 mol fosforzuur reageert met 3 mol OH^- .

$$\text{Er was } \frac{2,60}{3} = 0,868 \text{ mol H}_3\text{PO}_4.$$

De molaire massa van fosforzuur is $97,995 \text{ g mol}^{-1}$.

De massa fosforzuur is $0,868 \times 97,995 = 85,1 \text{ mg}$.

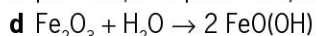
$$\text{Het massapercentage in de 141 mg roestoplosser is } \frac{85,1}{141} \times 100\% = 60,3\%.$$

4 ★

a $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

b 3 OH^- -ionen staan H^+ -ionen af en vormen O^{2-} -ionen. De andere 3 OH^- -ionen nemen die H^+ -ionen op en vormen zo H_2O .

c $\text{pH} = 12,5 \rightarrow \text{pOH} = 14,00 - 12,5 = 1,5 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,5} = 0,03 \text{ mol L}^{-1}$

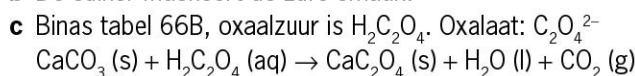


Het O^{2-} -ion neemt H^+ op en is de base. H_2O geeft H^+ af en is het zuur.

5

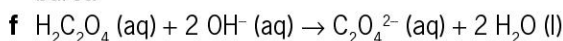
a Oxaalzuur is een zuur dat met de base carbonaat reageert.

b De suiker maskeert de zure smaak.



d Je moet een indicator toevoegen.

e De 250,00 mL in een maatkolf, de 25,00 mL met een volpipet, de 15,96 mL met een buret.



g De gegeven stof is natronloog: 15,96 mL 0,0896 M, dit bevat $15,96 \times 0,0896 = 1,430 \text{ mmol OH}^-$.

2 mol natronloog reageert met 1 mol oxaalzuur.

Er heeft $\frac{1}{2} \times 1,430 = 0,715 \text{ mmol}$ oxaalzuur gereageerd. Dit zit in 25,00 mL. In 250,00 mL zit dus 7,15 mmol.

De molaire massa van oxaalzuur is $90,036 \text{ g mol}^{-1}$.

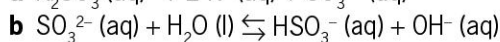
7,15 mmol komt overeen met $7,15 \times 90,036 = 644 \text{ mg} = 0,644 \text{ g}$.

Het massapercentage oxaalzuur is dan $\frac{0,644}{100,0} \times 100\% = 0,644\%$.

h De andere zuren reageren ook met natronloog. Er reageert dus minder natronloog met oxaalzuur. De uitkomst was dus te hoog.

+

6



c $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HSO}_3^-]}{[\text{SO}_3^{2-}]}$

	$[\text{SO}_3^{2-}]$	$[\text{OH}^-]$	$[\text{HSO}_3^-]$
t_0	1,0	0	0
omgezet	- x	+ x	+ x
t_{ev}	1,0 - x	x	x

Je zet deze gegevens in de evenwichtsvoorwaarde, K_b zoek je op in Binas tabel 49.

$$1,6 \cdot 10^{-7} = \frac{(x) \times (x)}{(1,0 - x)} = \frac{x^2}{(1,0 - x)}$$

Omdat vaak veel minder dan 10% van de zwakke base heeft gereageerd, is de x in de noemer van de breuk bij $(1,0 - x)$ meestal veel kleiner dan de molariteit en mag je deze verwaarlozen. De vergelijking wordt dan:

$$1,6 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{(1,0 - x)} = \frac{x^2}{(1,0)}$$

$$x^2 = 1,0 \times 1,6 \cdot 10^{-7} = 1,6 \cdot 10^{-7}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-7}} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

De pOH is dan $-\log 4,0 \cdot 10^{-4} = 3,40$ en de $\text{pH} = 14,00 - 3,40 = 10,60$.