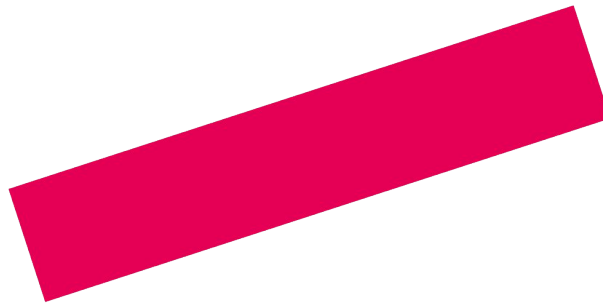


Academie toegepaste biowetenschappen en chemie

Chemie Course 3



Week 2: H10

Algemeen

Boek (McMurry)

Dit blok:

- Hoofdstuk 10 (Zuren en Basen)
- Hoofdstuk 12 (Organische chemie: alkanen)
- Hoofdstuk 13 (alkenen, alkynen en aromatische samenstellingen)

Geen tussentijdse toets

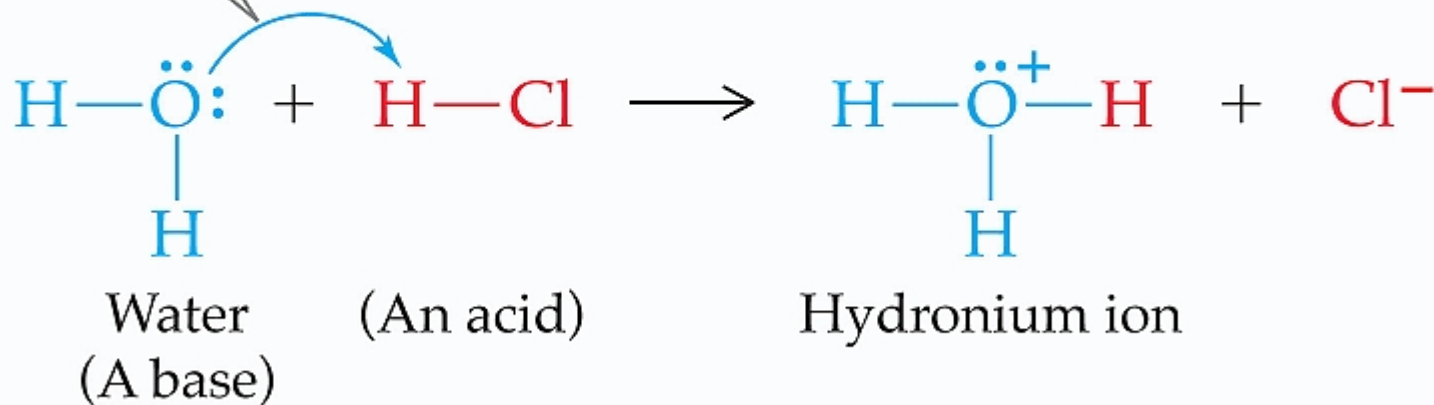
Vandaag

- Water als zuur of base
- Waterconstante
- pH berekenen
- Bufferoplossingen

10.4 Water is zowel een zuur als base

Water als een base:

Water uses two electrons to form a bond to H^+ .



Copyright © 2010 Pearson Prentice Hall, Inc.

Water is zowel een zuur als base

Water als een zuur:



Copyright © 2010 Pearson Prentice Hall, Inc.

Andere amfolyten



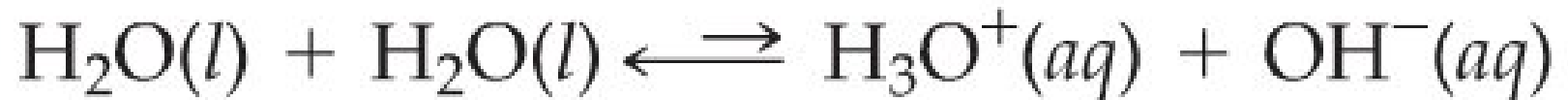
Andere amfolyten

Geef de geconjugeerde zuren/basen van onderstaande stoffen



Autoprotolyse van water

Water reageert met zichzelf !!!



$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

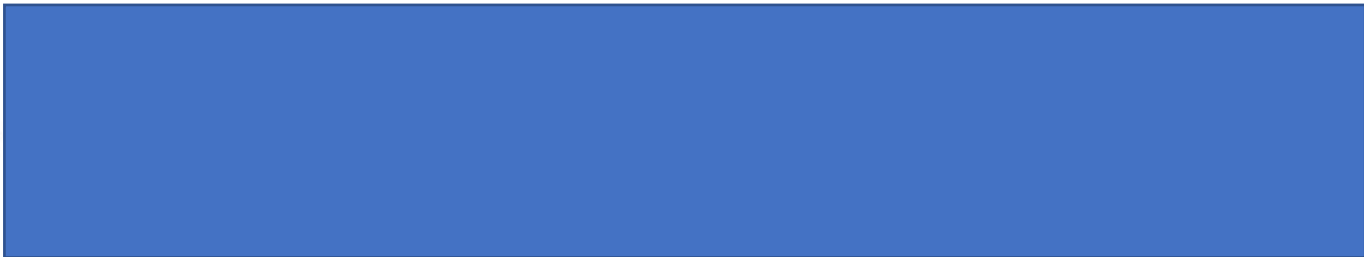
Waterconstante

$$\begin{aligned}K_w &= (1.00 \times 10^{-7})(1.00 \times 10^{-7}) \\&= 1.00 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25^\circ\text{C})\end{aligned}$$

0,1 M zoutzuur HCl

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25^\circ\text{C})$$

$[\text{OH}^-] =$



0,1 M zoutzuur

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25^\circ\text{C})$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{0.10} = 1.0 \times 10^{-13} \text{ M}$$

0,1 M natronloog NaOH

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25^\circ\text{C})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] =$$


0,1 M natronloog NaOH

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25^\circ\text{C})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{0.10} = 1.0 \times 10^{-13} \text{ M}$$

Zuur, basisch, neutraal

Acidic solution: $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$ and $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$

Neutral solution: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ and $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

Basic solution: $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$ and $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$

Maken

Worked example 10.4
10.11

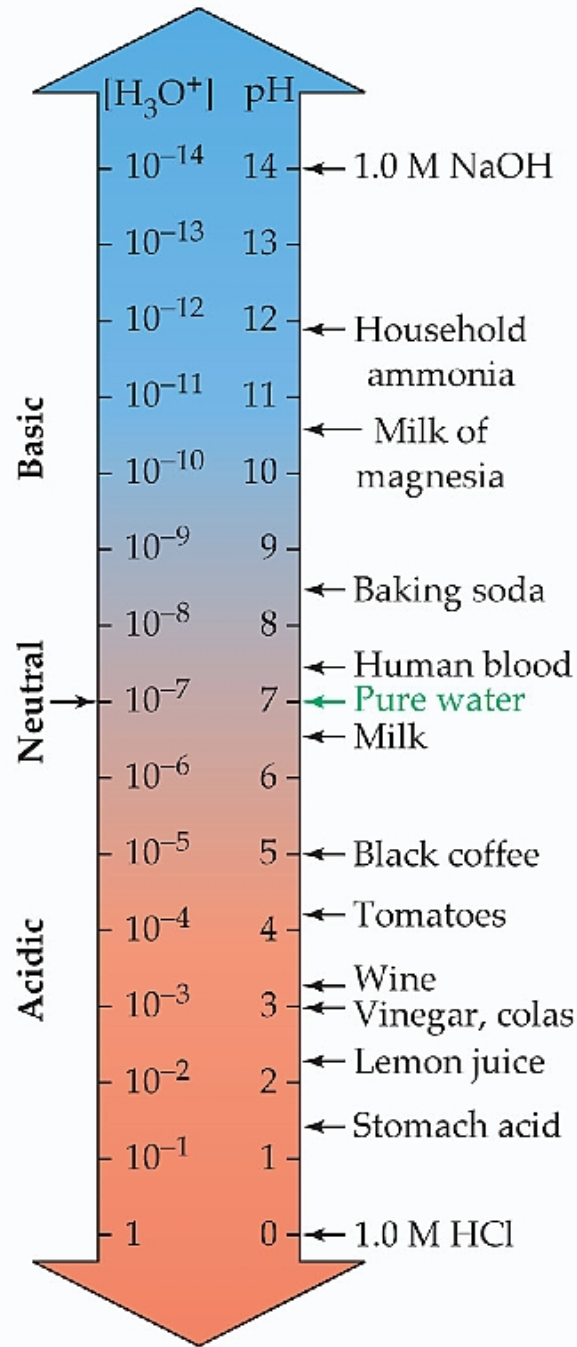
10.5 Meten van pH in een waterige oplossing

pH is een maat voor de zuurgraad van een oplossing

Definitie:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

p staat voor *-log*



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$^{10}\log 100 = 2$ want $10^{-2} = 100$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_{\text{oplossing}}}$$

aantal mol zuur

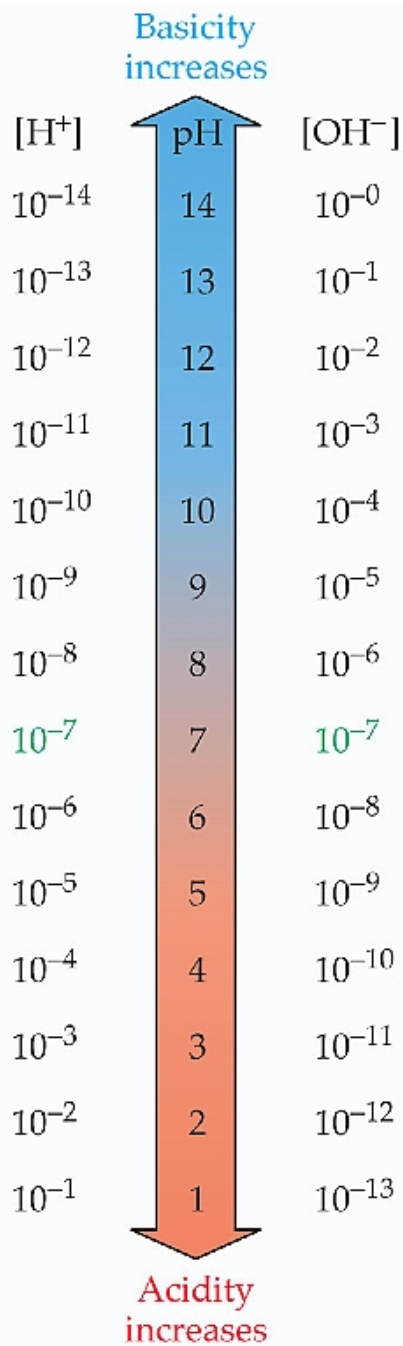
volume
HAN UNIVERSITY
OF APPLIED SCIENCES

Zuur, basisch, neutraal

Acidic solution: $\text{pH} < 7, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

Neutral solution: $\text{pH} = 7, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

Basic solution: $\text{pH} > 7, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

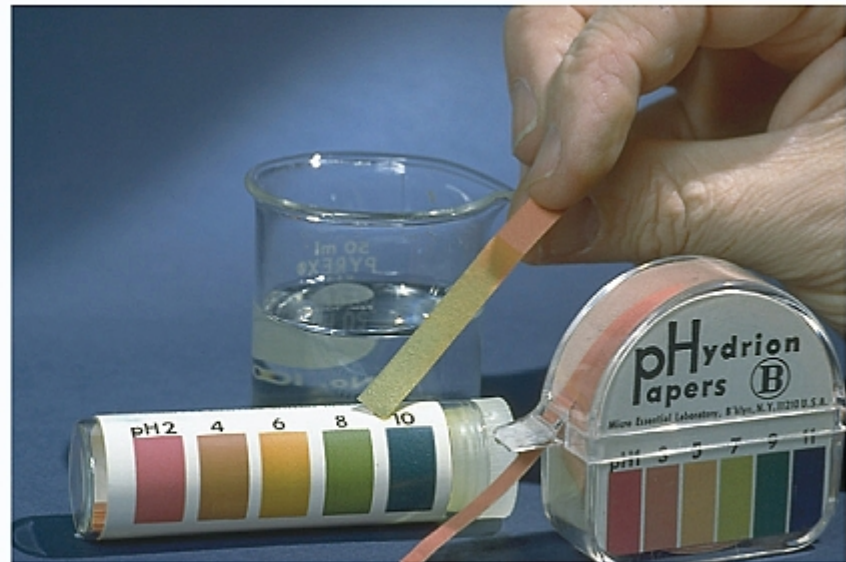


pH-metingen

indicator



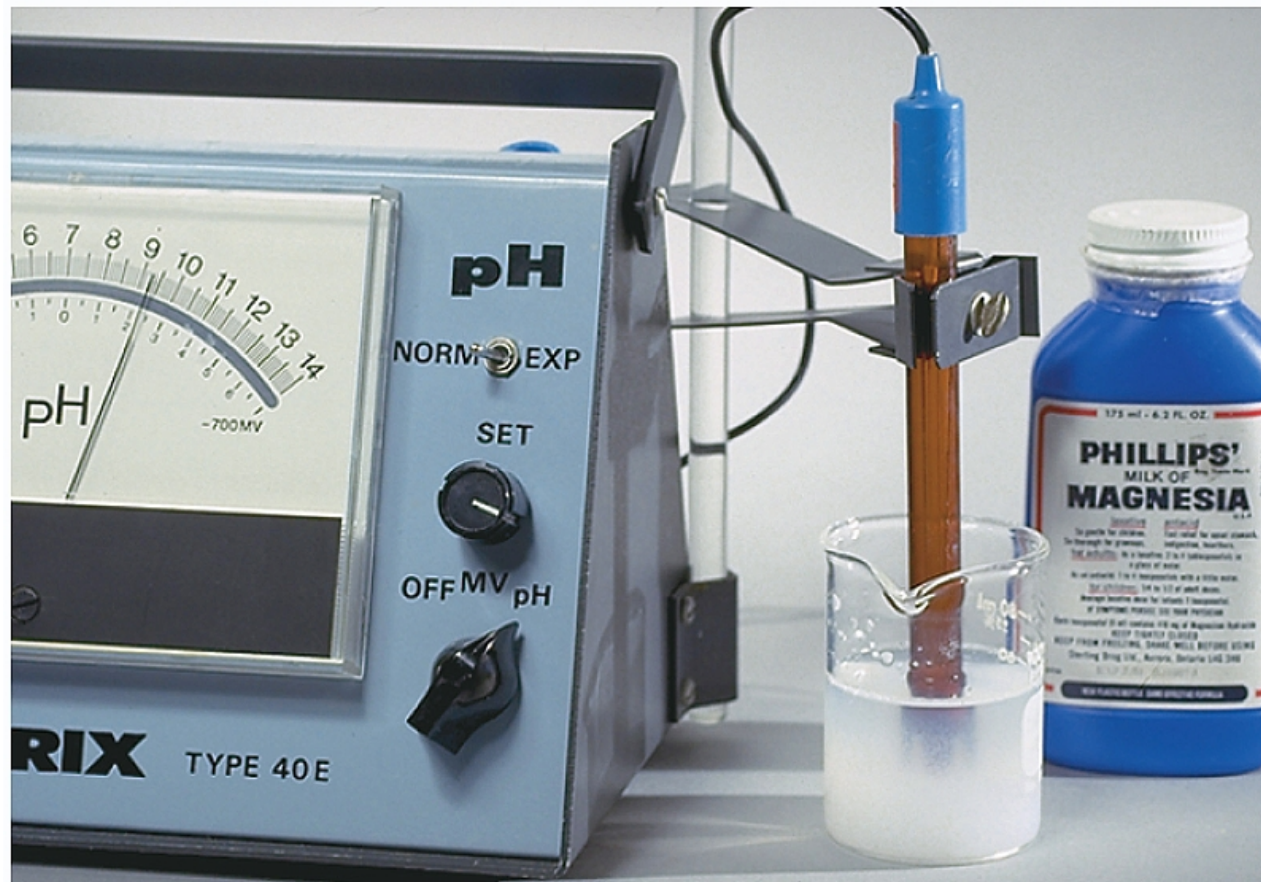
(a)



(b)

Copyright © 2010 Pearson Prentice Hall, Inc.

pH-meter



Copyright © 2010 Pearson Prentice Hall, Inc.

10.12 Bereken de pH van de oplossingen uit opgave 10.11

ammonium met een $[\text{H}_3\text{O}^+]$ van $4,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ **pH = 11,5**
azijn met een $[\text{H}_3\text{O}^+]$ van $3,1 \times 10^{-12} \text{ M}$ **pH = 2,4**

10.13 Bereken $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $[\text{OH}^-]$ van oplossingen met onderstaande pH-warden. Welke oplossing is het zuurste en welke het meest basisch?

- a. 13,0 **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \text{ mol/l}$, $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol/l}$**
- b. 3,0 **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/l}$, $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/l}$**
- c. 8,0 **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ mol/l}$, $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/l}$**

b is het zuurste en a het meest basisch

10.14 Welke oplossing heeft de hoogste pH: 0,010M HNO_2 of 0,010M HNO_3 ?

HNO_2 is een zwak zuur en HNO_3 een sterk zuur, dus HNO_2

10.6 pH-berekeningen

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_{\text{oplossing}}}$$

c = concentratie

V= volume

$$n = \frac{m}{Mm}$$

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

Maken

t/m 10.16

10.17

Hoe hoog is de pH van een oplossing van HCl met een concentratie van 0,0025M?

- 
- 
- 2. zuur, tussen 10^{-6} en 10^{-7} , tussen 10^{-7} en 10^{-8}
 - 1. basisch, ongeveer 10^{-8} , ongeveer 10^{-6}
 - 3. zuur, iets groter dan 10^{-4} , iets kleiner dan 10^{-10}
 - 4. zuur, tussen 10^{-3} en 10^{-4} , tussen 10^{-10} en 10^{-11}

pH = 8,3

pH = 5,1

pH = 2,6

10.10 Bufferoplossingen

Combinatie van stoffen die drastische veranderingen in de pH voorkomen.

Een zwak zuur en z'n geconjugeerde base zitten samen in één oplossing!

Bijvoorbeeld:

- NH_4Cl en NH_3
- HAc en NaAc
- KH_2PO_4 en K_2HPO_4

For the reaction: $\text{HA}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{A}^-(aq) + \text{H}_3\text{O}^+(aq)$

we have
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times [\text{HA}]/[\text{A}^-]$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (K_a \times [\text{HA}/[\text{A}^-]])$$

$$\text{pH} = -\log K_a + -\log [\text{HA}/[\text{A}^-]]$$

$$\log(ab) = \log a + \log b$$

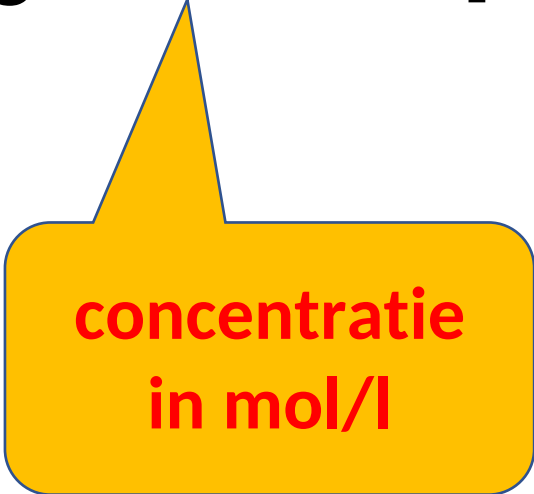
$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right)$$

$$\text{or } \text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$$

$$\log(a/b) = -\log(b/a)$$

Henderson-Hasselbalch

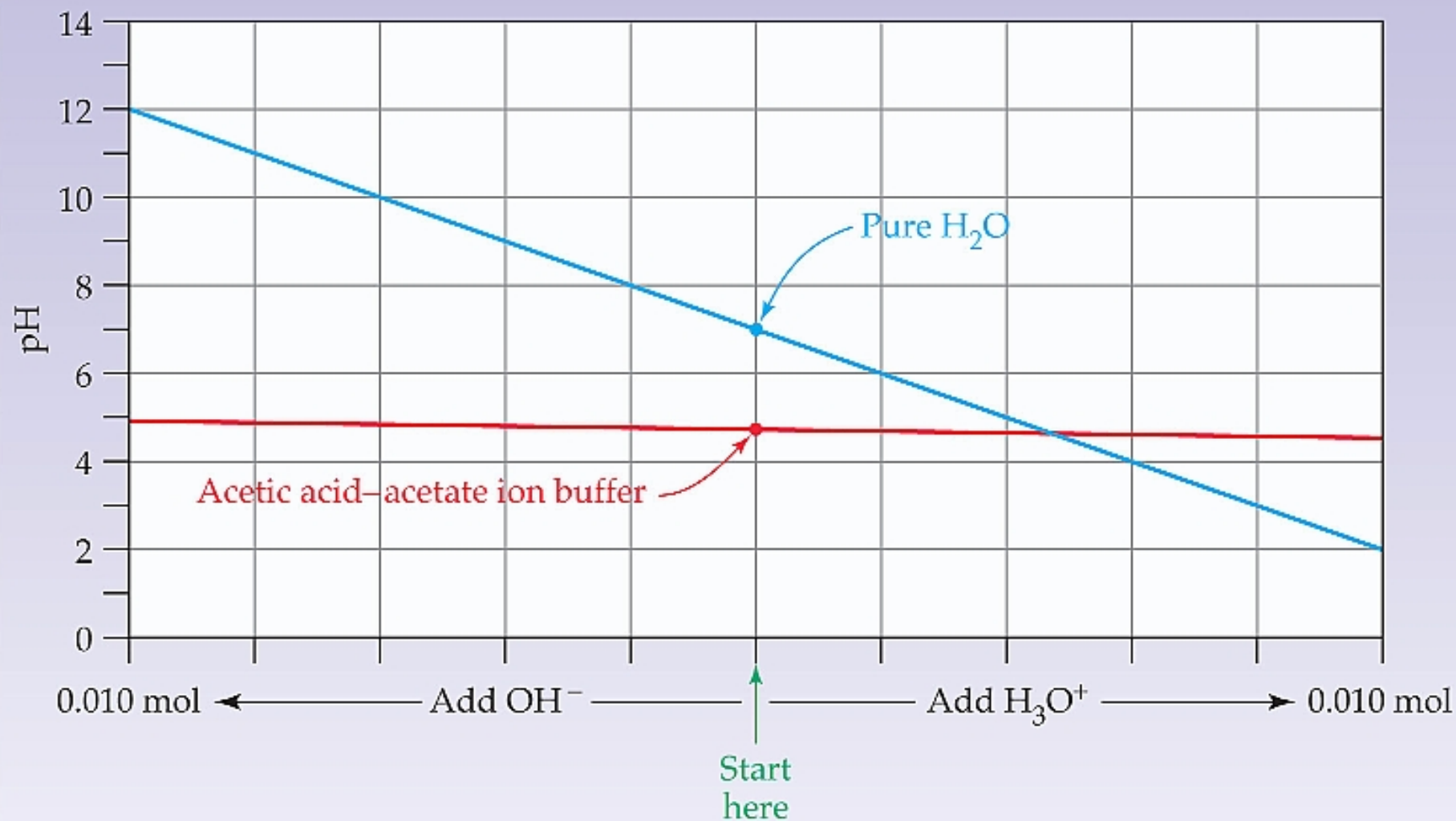
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{geconjugeerde base}]/[\text{zuur}]$$



**concentratie
in mol/l**

Voorwaarden voor een effectieve buffer:

- de P_{ka} van het zwakke zuur moet dicht bij de gewenste pH van de oplossing liggen.
- de verhouding $[HA]$ tot $[A^-]$ moet ongeveer 1 zijn, zodat zowel het toevoegen van zuur als het toevoegen van base niet leidt tot grote pH-veranderingen.
- De concentraties HA en A^- moeten ongeveer 10 keer zo hoog zijn als de hoeveelheid zuur of base die je verwacht toe te voegen.



Copyright © 2010 Pearson Prentice Hall, Inc.

10.18

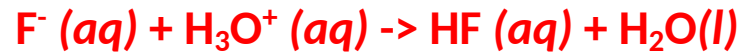
Hoe hoog is de pH van 1,00l van een buffer bestaande uit 0,100M HF en 0,120M F⁻ waaraan 0,020 mol HNO₃ wordt toegevoegd?

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log[\text{F}^-]/[\text{HF}]$$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= 3,46 + \log(0,100/0,120) \\ &= 3,46 - 0,08 = 3,38\end{aligned}$$

(0,020 MOL HNO₃ reageert met 0,020 mol F⁻ en [HF] neemt tegelijkertijd toe met 0,020 mol)

10.19



Bereken de pH van een buffer die bestaat uit 0,050M ammoniumchloride en 0,080M ammonia. De K_z van ammonium is 5,6 x 10⁻¹⁰

$$\text{pH} = -\log(5,6 \times 10^{-10}) + \log(0,080/0,050) = 9,25 + 0,20 = 9,45$$

10.20

Bereken de verhouding [HCO₃⁻]/[H₂CO₃] in bloed dat een pH van 7,40 heeft. De K_z van H₂CO₃ is 4,3 x 10⁻⁷

$$7,40 = -\log(4,3 \times 10^{-7}) + \log[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$$

$$7,40 = 6,37 + \log[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$$

$$\log[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = 7,40 - 6,37 = 1,03$$

$$[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = 10^{1,03} = 10,7$$

Bronnen

Afbeeldingen afkomstig van:

- McMurry - Fundamentals of general, organic, and biological chemistry. 7th edition, uitgever: Pearson.
 - Veplicht boek boekenlijst opleiding