

Chemie

1ste Ba Fysica en Sterrenkunde

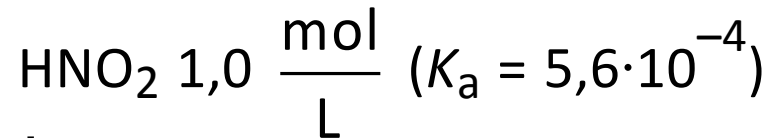
Zuren en basen (2)

Buffers

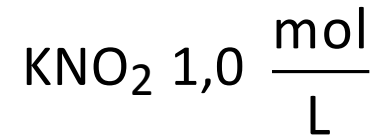
- **Zuur (of base) + geconjugeerde base (of zuur) onder zoutvorm = BUFFERWERKING**
- pH in buffer veel minder afhankelijk van plotse toevoeging zuur of base (in vergelijking met niet-gebufferde systemen)
- **Buffers:**
zwak zuur + zout van zwak zuur
zwakke base + zout van zwakke base
- Bufferwerking gebaseerd op **gemeenschappelijk-ioneffect**

Gemeenschappelijk-ioneffect

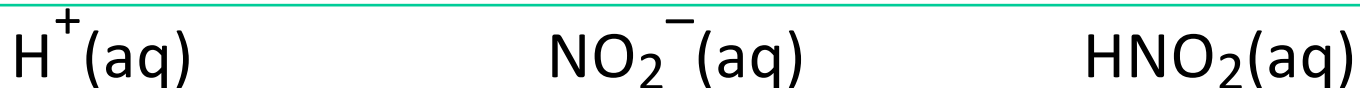
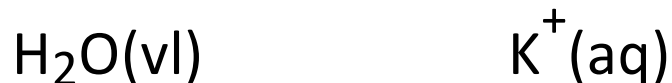
- Zwak zuur HNO_2 :



- Zout van zwak zuur KNO_2 :

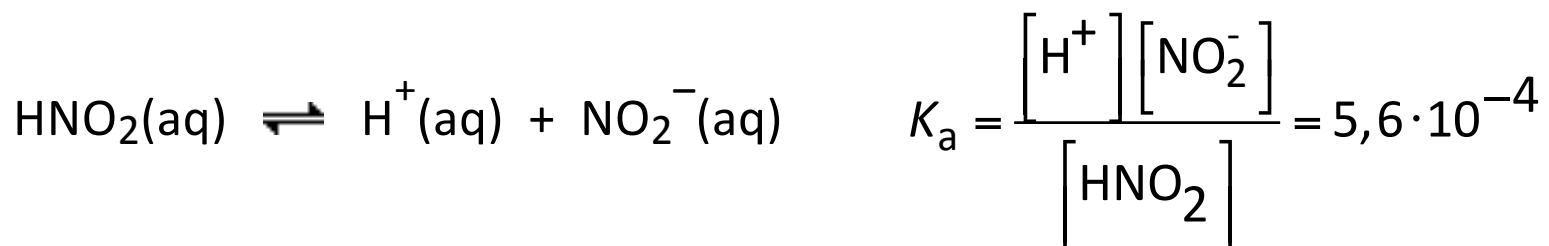


- Volgende species in oplossing:



- Door **gemeenschappelijk ion** wordt dissociatie zuur teruggedrongen

Gemeenschappelijk-ioneffect



$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$\text{HNO}_2(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{NO}_2^-(\text{aq})$
Oorspronkelijk	1,0	0	1,0
Δ	$-x$	$+x$	$+x$
Na reactie	$1,0 - x$	x	$1,0 + x$

$$K_a = \frac{x(1,0 + x)}{(1,0 - x)} = \frac{x(1,0)}{(1,0)} = x = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

pH = 3,25

Gemeenschappelijk-ioneffect

Evenwichtsconcentraties:

$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$\text{HNO}_2(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{NO}_2^-(\text{aq})$
Na reactie	$0,9994 \approx 1,0$	$5,6 \cdot 10^{-4}$	$1,0006 \approx 1,0$

Ionisatiegraad:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times c_{\text{O}_{\text{HNO}_2}}} = 2,4 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{HNO}_2: \% \text{-ionisatie HNO}_2 = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{O}_{\text{HNO}_2}}} \times 100\% = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} \times 100\% = \frac{2,4 \cdot 10^{-2}}{1} \times 100\% = 2,4\%$$

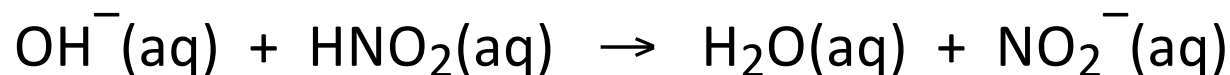
$$\text{Buffer: } \% \text{-ionisatie HNO}_2 = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{O}_{\text{HNO}_2}}} \times 100\% = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} \times 100\% = \frac{5,6 \cdot 10^{-4}}{1} \times 100\% = 0,056\%$$

Bufferende werking

- Toevoegen KOH 0,1 M aan vorige buffer
- Volgende species in oplossing:



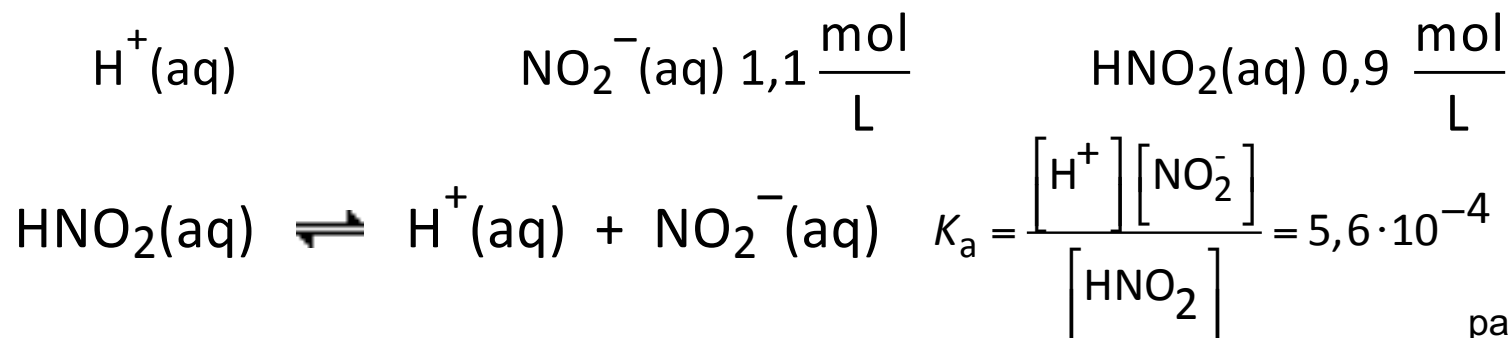
- Reactie die optreedt (neutralisatie zwak zuur met sterke base):



Bufferende werking

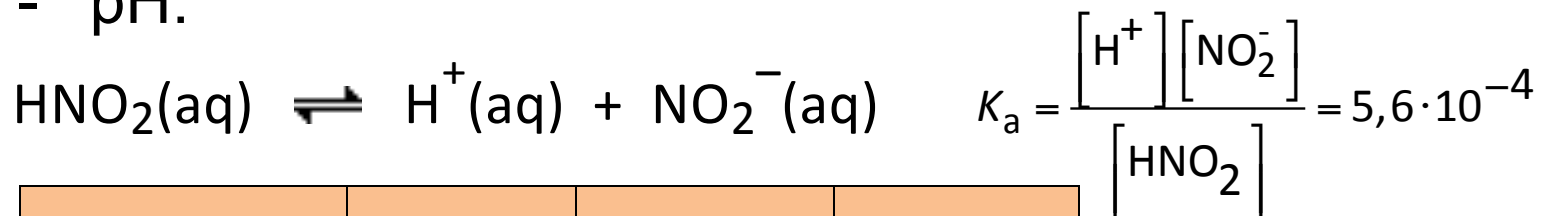
$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$\text{HNO}_2(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NO}_2^-(\text{aq})$
Oorspronkelijk	1,0	0,1	1,0
Δ	- 0,1	- 0,1	+ 0,1
Na reactie	0,9	0	1,1

- pH-bepalende species:



Bufferende werking

- pH:



$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$\text{HNO}_2(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq})$	$\text{NO}_2^-(\text{aq})$
Oorspronkelijk	0,9	0	1,1
Δ	$-x$	$+x$	$+x$
Na reactie	$0,9 - x$	x	$1,1 + x$

pH: toename
0,1 eenheden!

$$K_a = \frac{x(1,1 + x)}{(0,9 - x)} = \frac{x(1,1)}{(0,9)} = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

$$x = \frac{5,6 \cdot 10^{-4} (0,9)}{(1,1)} = 4,6 \cdot 10^{-4}$$

pH = 3,34

Bufferende werking

- Algemeen:

$$[H^+] = K_a \frac{c_{\text{zuur}}}{c_{\text{base}}}$$

- In logaritmische taal:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{base}}}{c_{\text{zuur}}}$$

$$c_{\text{base}} = c_{\text{zout}}$$

= vergelijking van **Henderson Hasselbalch**

Bufferende werking

- Vergelijking niet-buffer:
- → toevoegen KOH aan zuiver HNO_2 :

a. pH van $1,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ HNO_2 (zwak zuur, $K_a = 5,6 \cdot 10^{-4}$)

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times c_{\text{HNO}_2}} = 2,4 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = 1,63$$

$$\text{pH} = 1,63$$

Bufferende werking

b. Neutralisatie van een deel van het HNO_2 met de sterke base 0,1 mol KOH

$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$\text{HNO}_2(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NO}_2^-(\text{aq})$
Oorspronkelijk	1,0	0,1	0
Δ	- 0,1	- 0,1	+ 0,1
Na reactie	0,9	0	0,1

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{base}}}{c_{\text{zuur}}} = 3,25 + \log \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,9 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 2,30$$

$$\text{pH} = 2,30$$

pH: toename 0,67 eenheden!

Verklaring bufferwerking

- Bij toevoegen van bv. base, zal C_{zuur} afnemen, en $C_{\text{base/zout}}$ zal toenemen

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_{\text{base}}}{C_{\text{zuur}}}$$

- Binnen bepaalde grenzen zal de waarde van de breuk (en dus de pH) relatief weinig veranderen
- De oplossing is 'gebufferd'

- Criteria voor identificatie en werking van buffers:

1	Een buffer bestaat uit een mengsel van een zwakke base of een zwak zuur met een zout van zijn corresponderend zuur of base. Zuivere zuur-, base- of zoutoplossingen kunnen dus <i>nooit</i> bufferwerking vertonen.
2	Beide partners van het buffersysteem moeten in vergelijkbare hoeveelheden aanwezig zijn. In zuivere zwakke zuren is steeds wat geconjugeerde base aanwezig maar die concentratie is zo klein dat dit voor bufferwerking nooit volstaat.
3	De pH van een buffer wordt bepaald door de K_a van het zuur waaruit hij is opgebouwd en is onafhankelijk van de absolute concentratie van de zure en basische component. Inderdaad wordt de pH alleen maar door de <i>verhouding</i> van beide concentraties bepaald.