

# Chemie

## 1ste Ba Fysica en Sterrenkunde

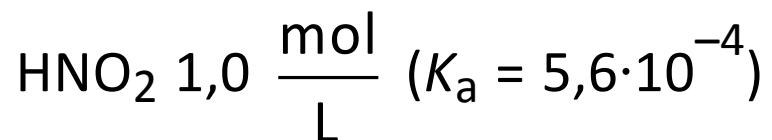
### Zuren en basen (2)

## Buffers

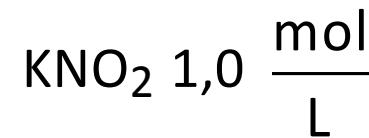
- **Zuur (of base) + geconjugeerde base (of zuur)**  
onder zoutvorm = **BUFFERWERKING**
- pH in buffer veel minder afhankelijk van plotse toevoeging zuur of base (in vergelijking met niet-gebufferde systemen)
- **Buffers:**  
**zwak zuur + zout van zwak zuur**  
**zwakke base + zout van zwakke base**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

## Gemeenschappelijk-ioneffect

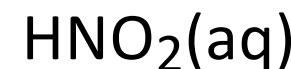
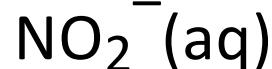
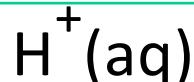
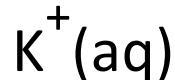
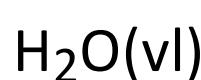
- Zwak zuur  $\text{HNO}_2$ :



- Zout van zwak zuur  $\text{KNO}_2$ :

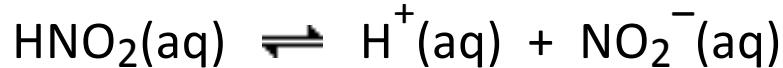


- Volgende species in oplossing:



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

# Gemeenschappelijk-ioneffect



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

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

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

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

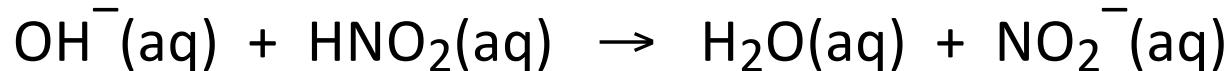
$$\text{Buffer: \%-ionisatie HNO}_2 = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{OHNO}_2}} \times 100\% = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]} \times 100\% = \frac{5,6 \cdot 10^{-4}}{1} \times 100\% = 0,056\%$$

## Bufferende werking

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



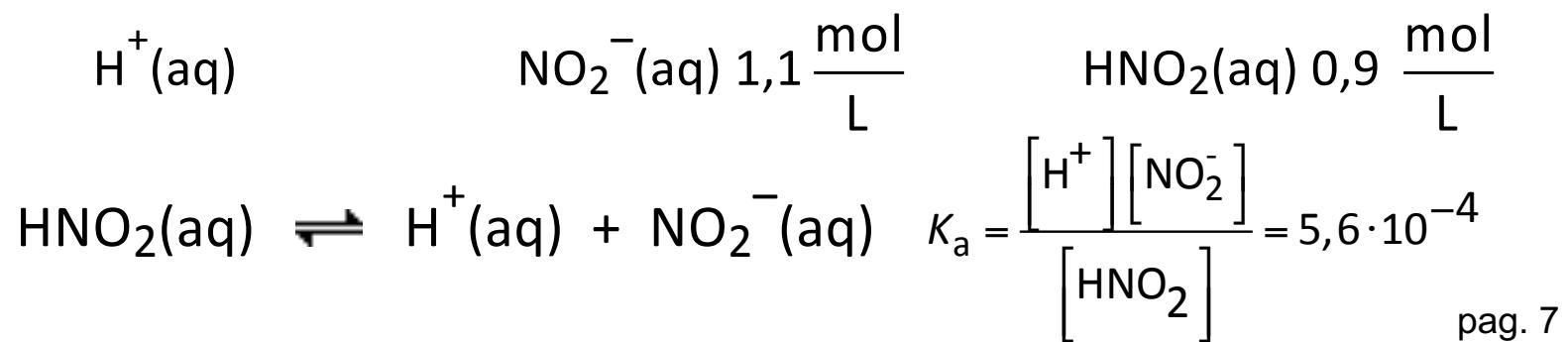
- Reactie die optreedt (neutralisatie zwak zuur met sterke base):



# Bufferende werking

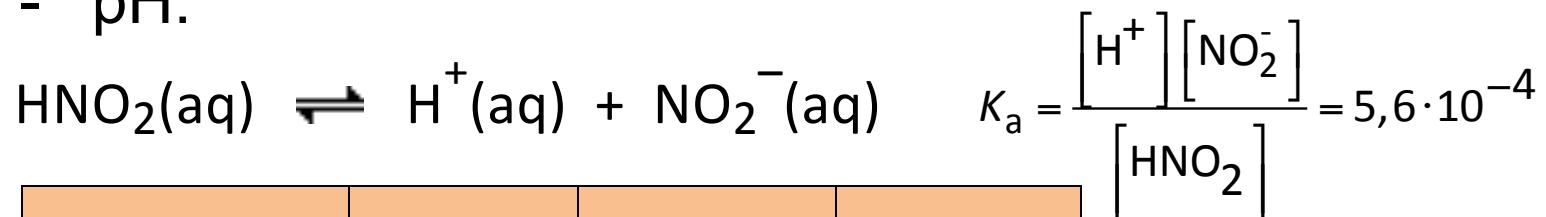
$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	HNO <sub>2</sub> (aq)	OH <sup>-</sup> (aq)	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq)
Oorspronkelijk	1,0	0,1	1,0
$\Delta$	- 0,1	- 0,1	+ 0,1
Na reactie	0,9	0	1,1

- 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
$\Delta$	$-x$	$+x$	$+x$
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:

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

- In logaritmische taal:

$$pH = pK_a + \log \frac{c_{base}}{c_{zuur}}$$

$$c_{base} = c_{zout}$$

= vergelijking van **Henderson Hasselbalch**

## Bufferende werking

- Vergelijking niet-buffer:
- → toevoegen KOH aan zuiver  $\text{HNO}_2$ :

a. pH van 1,0  $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$   $\text{HNO}_2$  (zwak zuur,  $K_a = 5,6 \cdot 10^{-4}$ )

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

pH = 1,63

pH = 1,63

# Bufferende werking

b. Neutralisatie van een deel van het HNO<sub>2</sub> met de sterke base 0,1 mol KOH

$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$	HNO <sub>2</sub> (aq)	OH <sup>-</sup> (aq)	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq)
Oorspronkelijk	1,0	0,1	0
$\Delta$	- 0,1	- 0,1	+ 0,1
Na reactie	0,9	0	0,1

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

pH = 2,30

pH: toename 0,67 eenheden!

## Verklaring bufferwerking

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

$$pH = pK_a + \log \frac{c_{base}}{c_{zuur}}$$

- 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 <b>mengsel</b> 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 <b>vergelijkbare hoeveelheden</b> aanwezig zijn. In zuivere zwakte 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 <b>onafhankelijk van de absolute concentratie</b> van de zure en basische component. Inderdaad wordt de pH alleen maar door de <i>verhouding</i> van beide concentraties bepaald.