

Hoe groot is, bij benadering, de pH van een oplossing van Na₂HPO₄ 0,500 mol/L?

H ₃ PO ₄	
$K_{a,1} = 7,5 \cdot 10^{-3}$	$pK_{a,1} = 2,12$
$K_{a,2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$	$pK_{a,2} = 7,21$
$K_{a,3} = 1,0 \cdot 10^{-12}$	$pK_{a,3} = 12,00$

Oplossing

Het zout Na₂HPO₄ dissocieert bij oplossen in water:



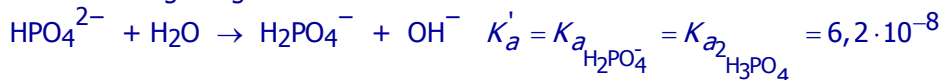
Het Na⁺-ion is als zuur te verwaarlozen t.o.v. water als zuur.

Het HPO₄²⁻-ion is een amfolyt.

Het kan zich gedragen als een zuur:



Het kan zich gedragen als een base:



Ter informatie: $K_{b_{\text{HPO}_4^{2-}}} = \frac{10^{-14}}{K_{a_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}}} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 1,6 \cdot 10^{-7} \rightarrow$ Het HPO₄²⁻-ion is als base

($1,6 \cdot 10^{-7}$) sterker dan als zuur ($1,0 \cdot 10^{-12}$). De pH zal dus in het basische gebied liggen, dus groter zijn dan 7.

De pH van een amfolyt kan als volgt berekend worden (Zie theorie).

Exacte berekening

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{K'_a (K_a \times c + K_w)}{K'_a + c}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{6,2 \cdot 10^{-8} (1,0 \cdot 10^{-12} \times 0,500 + 10^{-14})}{6,2 \cdot 10^{-8} + 0,500}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{6,2 \cdot 10^{-8} (5,0 \cdot 10^{-13} + 10^{-14})}{0,500}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{6,2 \cdot 10^{-8} \times 5,1 \cdot 10^{-13}}{0,500}$$

$$[\text{H}^+]^2 = \frac{3,162 \cdot 10^{-20}}{0,500}$$

$$[\text{H}^+]^2 = 6,324 \cdot 10^{-20}$$

Hieruit volgt

$$2 \log [\text{H}^+] = -19,199$$

$$\text{pH} = 9,60$$

of

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}K'_a) + \frac{1}{2} \log \frac{K_a + c}{c + \frac{K_w}{K'_a}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(12,00 + 7,21) + \frac{1}{2} \log \frac{1,0 \cdot 10^{-12} + 0,500}{0,500 + \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(19,21) + \frac{1}{2} \log \frac{0,500}{0,500 + 1,613 \cdot 10^{-7}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(19,21) + \frac{1}{2} \log \frac{0,500}{0,5000001}$$

pH = 9,61

Benaderende berekening

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}K'_a)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(12,00 + 7,21) = \mathbf{9,61}$$