0,5 mg di nitrito di sodio sono disciolti in 150 ml di acqua. Calcolare il ph della soluzione all'equilibrio sapendo che la costante di dissociazione acida dell'acido nitroso è circa $4,5 * 10^{-4}$ **.**

Determino la massa molare di NaClO2 (nitrito di sodio):

22,99+14+(15,99x2)=68,97 [g/mol]

Determino le moli:

0,0005/68,97= 0,00000724952 [mol]

Nitrito di sodio disciolto in acqua:

$$NaNO2 + H2O <-> Na^+ + NO2^-$$

La concentrazione molare di NaNO2 = NO2-

Cb = n/v = 0,00000724952/0,15 = 0,00004833013 [mol/l] = $4,83 \cdot 10^{-5}$

Sapendo che:

$$NO2^- + H2O <-> HNO2 + OH^-$$

kb= [HNO2][OH-]/[NO2-]

NO2- è la base debole coniugata dell'acido nitroso (HNO2)

$$HNO2 + H2O <-> H^+ + NO2^-$$

ka = [H+][NO2-]/[HNO2]

Quindi kb*ka=kw (kw è la costante di dissociazione dell'acqua $1 * 10^{-14}$

$$kb = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,22 \cdot 10^{-11}$$

Ora che conosco kb posso sostituirla

kb= [HNO2][OH-]/[NO2-]

kb = [OH-]^2/Cb-[OH-]

[OH-]^2 + kb[OH-] - kbCb =0

Risolvo l'equazione di secondo grado

$3,27 \cdot 10^{-8}$

pOH= -log10 (3,27*10^-8)

PH = 14 - 7,48 = 6.51

0,5 mg di acido nitroso si discioglie in 0,5l d'acqua.
Calcolare il pH all'equilibrio sapendo che la costante di dissociazione acida dell'acido nitroso è $4{,}50 \times 10^{-4}$.

Determino la massa molare di HNO2 (acido nitroso):

1+14+(15,99x2)=46,98 [g/mol]

Determino le moli:

0,0005/46,98 = 0,00001064282 [mol]

Determino la concentrazione in termini di molarità dell'acido nitroso dividendo per il n° delle moli per il volume in litri:
Cb = n/v = 0,00001064282/0,5 = 0,00002128564 -> $2,13 \cdot 10^{-5}$

Considero la relazione di dissociazione

$$HNO2 + H2O <-> H^+ + NO2^-$$

ka = [H+][NO2-]/[HNO2]

ka= [H+]^2/Cb-[H+]

[H+]^2 + ka[H+] - kbCb = 0

Conosco sia Ka che Cb quindi risolvendo l'equazione di secondo grado ottengo [H+]:

0.0000157721 = $1,58 \cdot 10^{-5}$

Ricavo il pH

pH = -log10($1,58 \cdot 10^{-5}$) = **4.80**

In 0,35 mg di acido solforico H2SO4 disciolti in 300 ml di acqua valutare il pH all'equilibrio sapendo che la costante di seconda dissociazione è circa $1 \cdot 10^{-2}$.

Determino la massa molare di H2SO4 (acido nitroso):

(2x1)+32,066+(15,9994x4)= 98,0636 [g/mol]

Determino le moli:

0,00035/98,0636= 0,00000356911 [mol]

Determino la concentrazione in termini di molarità dell'acido solforico dividendo per il n° delle moli per il volume in litri:

Cb = n/v = 0,00000356911/0,3 = 0,00001189703 -> $1,19 \cdot 10^{-5}$

Nella prima dissociazione si ha:

$$H2SO4 + H2O <-> H3O^{+} + HSO4^{-}$$

ka1 = [H3O+][HSO4-]/[H2SO4]

A questo punto consideriamo la seconda dissociazione

$$HSO4^{-} + H2O <-> H3O^{+} + SO4^{2-}$$

ka2 = [H3O+][$SO4^{2-}$]/[HSO4-]

.
.
.