Voor een zwak zuur HA, wordt de dissociatieconstante (*K*z) gedefineerd als volgt:

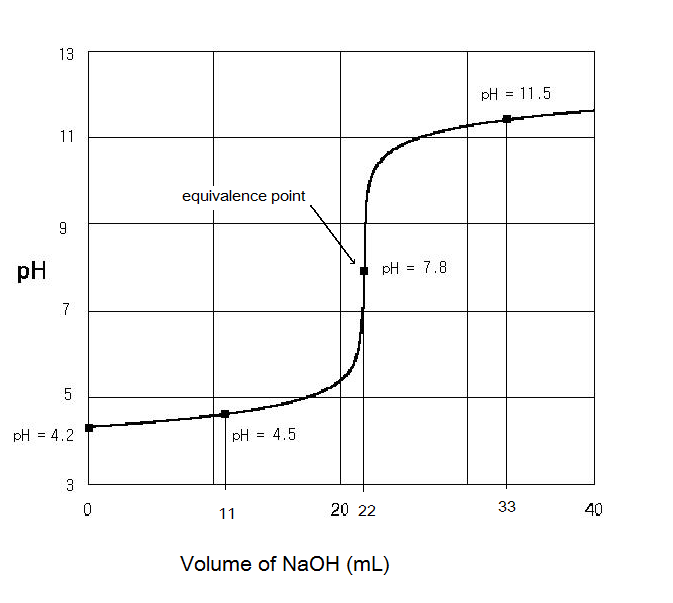
HZ + H2O ⮀ Z– + H3O+

*K*z = [Z–][ H3O+]/[HZ]

De pH van een oplossing is de maat voor de molaire concentratie aan waterstofionen in de oplossing. De waarde van de pH wordt gegeven door volgende uitdrukking: pH = –10log[H3O+]. Uitgaande van deze definities voor *K*z en pH, krijg men de volgende relatie tussen *K*z en pH:

10log *Kz* = pH + 10log {[Z–]/[HZ]}

Wanneer een zwak zuur (HZ) wordt getitreerd met een standaard base (NaOH-oplossing), krijgt men volgende titratiecurve:



Bereken met behulp van de bovenstaande grafiek de dissociatieconstante *K*z van het zuur HZ.

A. 10–4,2

B. 10–4,5

C. 10–7,8

D. 10–11,5

**Answer: B**

Ka=[H3O+][A -]/[HA-] logKa = pH + log{[A -]/[HA]} where Ka is the dissociation constant, which is a measure of strength of an acid/base. The half-equivalence point on a titration curve where the volume added is exactly one-half of that found at the equivalence point. The pH at the half-equivalence point is equal to the pKa of the acid being titrated. At the half-equivalence point , there is equal concentration of acid and its conjugate base