

محاسبه pH محلول اسیدهای قوی (۴ سوال)

اندازه گیری pH محلول با داشتن غلظت یون های OH^-

سوال ۱ در نمونه ای از محلول آبی آمونیاک، غلظت یون های OH^- برابر با $10^{-3} \times 1/9$ مولار است. pH این محلول را حساب کنید.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

pH = ?

مولار $[\text{OH}^-] = 1/9 \times 10^{-3}$

$K_w = 1/10 \times 10^{-14}$

راهکار نخست با داشتن غلظت یون های OH^- ، غلظت یون های H_3O^+ را به دست می آوریم. سپس، منفی لگاریتم $[\text{H}_3\text{O}^+]$ را حساب می کنیم که pH محلول را به ما می دهد.

راه حل

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.9 \times 10^{-3}} = 5/3 \times 10^{-12} \text{ مولار}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log (5/3 \times 10^{-12}) \rightarrow \text{pH} = 11/28$$

روش محاسبه $(5/3 \times 10^{-12})^{-\log}$

$$-\log (5/3 \times 10^{-12}) = -\log 10^{-12} - \log 5/3 = 12 - 0/72 = 11/28$$

اندازه گیری غلظت یون های H_3O^+ با داشتن pH محلول

سوال ۲ باران اسیدی یک عامل خطرناک است، زیرا اغلب ماهی ها در آب دارای pH کمتر از ۴/۵ تا ۵/۰ زنده نمی مانند. غلظت یون های H_3O^+ را در یک نمونه باران اسیدی با $pH = 4.5$ حساب کنید.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

$$[H_3O^+] = ?$$

$$pH = 4.5$$

راهکار از رابطه $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ استفاده می کنیم و غلظت یون های H_3O^+ را به دست می آوریم.

راه حل

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.5} = 3/2 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

روش محاسبه $10^{-4.5}$

$$10^{-4.5} = (10^{+0.5} \times 10^{-5}) = 3/2 \times 10^{-5}$$

$$10^{+0.5} \cong 3/2$$

اندازه گیری pH مخلوط دو اسید قوی

سوال ۳ pH مخلوط حاصل از افزودن حجم های برابر از محلول ۰/۲۰ مولار HCl و محلول ۰/۵۰ مولار HNO₃ را حساب کنید.
گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

معلوم **مجهول**

غلظت محلول HCl (مولار ۰/۲۰) pH

غلظت محلول HNO₃ (مولار ۰/۵۰)

حجم محلول HNO₃ = حجم محلول HCl

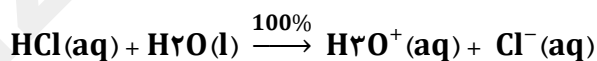
راهکار چون حجم های برابر از دو محلول را با هم مخلوط می کنیم، حجم مخلوط نهایی دو برابر می شود، و به همین دلیل غلظت هر دو اسید در مخلوط نهایی نصف خواهد شد. با نصف کردن غلظت اولیه هر یک از اسیدها، غلظت هر اسید را در مخلوط نهایی به دست می آوریم. HCl و HNO₃ هر دو اسید قوی یک پروتونه هستند، و ۱۰۰٪ در محلول یونش می یابند. بنابر این، غلظت یون H₃O⁺ حاصل از هر اسید، با مولاریته آن در مخلوط نهایی برابر است. برای محاسبه pH مخلوط نهایی، غلظت یون H₃O⁺ حاصل از دو اسید را جمع می کنیم تا غلظت H₃O⁺ در مخلوط نهایی به دست آید. و در پایان با استفاده از رابطه $pH = -\log [H_3O^+]$ مقدار pH مخلوط دو اسید را حساب می کنیم.

راه حل

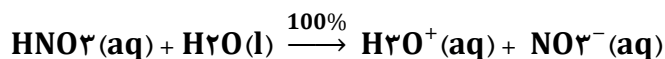
مولاریته HCl و HNO₃ در مخلوط نهایی به دست می آوریم.

$$[HCl] = \frac{0.2}{2} = 0.1 \text{ مولار} \quad [HNO_3] = \frac{0.50}{2} = 0.25 \text{ مولار}$$

طبق معادله یونش برای هر اسید، غلظت یون های H⁺ حاصل از هر اسید را حساب می کنیم.



$$[H_3O^+] = [HCl] = 0.1 \text{ مولار}$$



$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.25 \text{ مولار}$$

غلظت H₃O⁺ کل در مخلوط نهایی برابر است با حاصل جمع غلظت H₃O⁺ حاصل از یونش کامل هر اسید.

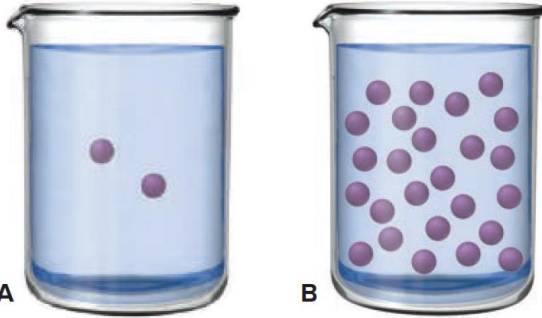
$$0.1 + 0.25 = 0.35 \text{ مولار}$$

با استفاده از رابطه $pH = -\log [H_3O^+]$ مقدار pH محلول را حساب می کنیم.

$$pH = -\log [H_3O^+] \rightarrow pH = -\log 0.35 \rightarrow pH = 0.45$$

محاسبه pH محلول

سوال ۴ محاسبه pH محلول



در شکل مقابل، گوی های نشان داده شده درون هر بشر یون های H_2O^+ را نشان می دهند. (حجم دو محلول با هم برابر است). اگر pH محلول A برابر با ۵ باشد، pH محلول B چقدر است؟ محاسبه کنید.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی سیلبربرگ

چه اطلاعاتی داریم

A = تعداد ذرات حل شونده (تعداد گوی ها) در محلول A

B = ۲۵ = تعداد ذرات حل شونده (تعداد گوی ها) در محلول B

A pH = ۴/۸ = محلول

چه چیز را باید به دست آوریم

B pH = ? محلول

راهکار

در محلول A، از رابطه $[H^+] = 10^{-pH}$ ، غلظت یون های H^+ را برای ۱ ذره (گوی) حساب می کنیم. سپس غلظت H^+ را برای ۲۵ ذره (گوی) در محلول B حساب می کنیم، و pH محلول B را به دست می آوریم.

❖ حجم محلول ها برابر است و غلظت ها بر حسب $mol.L^{-1}$ به دست می آید. بنابراین، در محاسبات نیاز به تبدیل های مربوط به حجم نیست.

راه حل

محاسبه غلظت یون های H^+ در محلول A

$$[H^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت یون های H^+ را برای ۱ ذره (گوی) حساب می کنیم.

$$[H^+] = \frac{1}{2} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت یون های H^+ را برای ۲۵ ذره (گوی) در محلول B حساب می کنیم.

$$[H^+] = 25 \times 5 \times 10^{-6} = 1/25 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

با داشتن $[H^+]$ در محلول B، مقدار pH این محلول به دست می آید.

$$pH = -\log [H^+] \rightarrow [H^+] = -\log 1/25 \times 10^{-4} \rightarrow pH = 3/02$$

pH محلول بازهای قوی (۳ سوال)

محاسبه pH باز قوی با داشتن جرم باز حل شده و حجم محلول

سوال ۱ محلولی از آب آهک $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ ، به وسیله حل کردن ۰/۱۸۵ گرم $\text{Ca}(\text{OH})_2$ در آب و رساندن حجم محلول به ۰/۵۰ لیتر تهیه شده است. pH این محلول را حساب کنید.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

pH محلول (؟)

جرم $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (۰/۱۸۵ g)

حجم محلول (۰/۵۰ L)

جرم مولی $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($74.1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

راهکار معادله یونش $\text{Ca}(\text{OH})_2$ را می نویسیم و با استفاده از استوکیومتری معادله موازنه شده $[\text{OH}^-]$ را در محلول پیدا می کنیم. بازهای قوی ۱۰۰٪ در محلول آبی یونش پیدا می کنند. برای محلول باز قوی $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ، با استفاده از رابطه $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$ ، غلظت یون H_3O^+ را پیدا کرده و سپس pH محلول را حساب می کنیم.

راه حل

نخست با استفاده از جرم $\text{Ca}(\text{OH})_2$ حل شده در آب (۰/۱۸۵ g) و داشتن جرم مولی آن ($74.1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)، تعداد مول های $\text{Ca}(\text{OH})_2$ حل شده را حساب می کنیم.

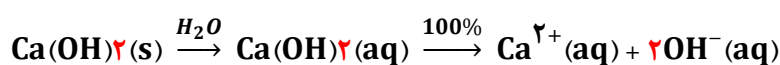
$$0.185 \text{ g Ca}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{74.1 \text{ g Ca}(\text{OH})_2} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

از تقسیم تعداد مول های $\text{Ca}(\text{OH})_2$ به حجم محلول (بر حسب لیتر)، غلظت مولار محلول را به دست می آوریم.

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{2.5 \times 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{0.50 \text{ L}} = 5.0 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

به دلیل این که آب آهک باز قوی است و به طور کامل در محلول یونیده می شود، به ازای هر واحد فرمولی $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ، تعداد ۲ یون OH^- تولید می شود. بنابراین

$$[\text{OH}^-] = 2 \times (5.0 \times 10^{-3} \text{ مولار}) = 0.010 \text{ مولار}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.010} = 1.0 \times 10^{-12} \text{ مولار}$$

$$\text{pH} = -\log(1.0 \times 10^{-12}) \rightarrow \text{pH} = 12.00$$

محاسبه pH محلول بازها

سوال ۲ ۰/۲ گرم سدیم اکسید Na_2O را در آب حل کرده و حجم محلول را به ۱۰۰ میلی لیتر می رسانیم. pH محلول را به دست آورید.

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

pH

معلوم

جرم سدیم اکسید (۰/۲ g)

حجم محلول (۱۰۰ mL)

جرم مولی Na_2O (62 g.mol^{-1})

راهکار از روش آخرین فرمول مورد استفاده برای حل مسئله استفاده می کنیم. pH محلول خواسته شده است. بنابراین آخرین فرمول مورد استفاده در حل این مسئله، رابطه زیر می باشد.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

چگونه می توانیم از جرم سدیم اکسید (۰/۲ g Na_2O) به $[\text{H}^+]$ در محلول برسیم؟

سدیم اکسید Na_2O ، یک اکسید بازی است، و در واکنش با آب NaOH که یک باز قوی است تولید می کند. به همین دلیل غلظت یون های OH^- قابل اندازه گیری است. بین غلظت یون های H^+ و یون های OH^- در محلول آبی رابطه زیر برقرار است، و با این رابطه می توان با داشتن $[\text{OH}^-]$ ، غلظت یون های H^+ را حساب کرد.

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

چگونه غلظت یون های OH^- را به دست آوریم؟

طبق معادله زیر از واکنش Na_2O با آب، محلول NaOH تولید می شود. سدیم هیدروکسید تولید شده باز قوی یک ظرفیتی است. بنابراین در محلول غلظت یون های OH^- با غلظت NaOH تولید شده برابر است.

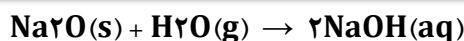


با استفاده از استوکیومتری واکنش، تعداد مول های NaOH تولید شده را حساب می کنیم. پس از آن با داشتن مول های NaOH و حجم محلول، از رابطه زیر استفاده کرده و مولاریته محلول حساب می شود.

$$C_M (\text{مولاریته محلول}) = \frac{\text{مول حل شونده } n}{\text{حجم محلول } V(L)}$$

حل مسئله

ابتدا از جرم Na_2O (۰/۲ g) شروع کرده با استفاده از استوکیومتری واکنش، مول های NaOH را حساب می کنیم.

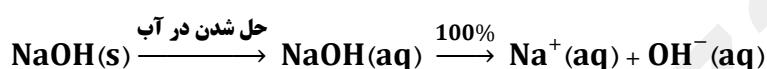


$$0.2 \text{ g Na}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{O}}{62 \text{ g Na}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{O}} = 6.45 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

از رابطه غلظت مول بر لیتر محلول استفاده می کنیم و مولاریته محلول NaOH را حساب می کنیم.

$$C_{M(\text{مولاریته محلول})} = \frac{\text{مول حل شونده } n}{\text{حجم محلول } V(L)} = \frac{6.45 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{0.1 \text{ L محلول}} = 6.45 \times 10^{-2} \text{ مولار}$$

NaOH باز قوی یک ظرفیتی است، و در آب ۱۰۰٪ تفکیک یونی پیدا می کند. معادله تفکیک یونی آن نشان می دهد که به ازای یک مول NaOH، یک مول یون OH^- تولید می شود.



بنابر این، غلظت یون های OH^- در محلول برابر است با

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 6.45 \times 10^{-2} \text{ مولار}$$

با داشتن غلظت OH^- ، از رابطه زیر، غلظت یون های H^+ را حساب می کنیم.

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{6.45 \times 10^{-2}} = 1.55 \times 10^{-13} \text{ مولار}$$

غلظت H^+ به دست آمده و با استفاده از رابطه $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ ، مقدار pH محلول محاسبه می شود.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1.55 \times 10^{-13} \rightarrow \text{pH} = 12.81$$

اندازه گیری pH محلول اسیدها و بازهای قوی

سوال ۳ pH هر یک از محلول های زیر را حساب کنید.

(آ) محلول ۰/۰۲۵ مولار HNO₃

(ب) محلول ۰/۱۰ مولار NaOH

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

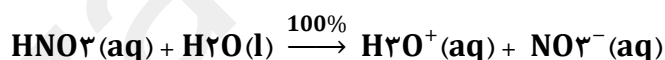
معلوم

pH

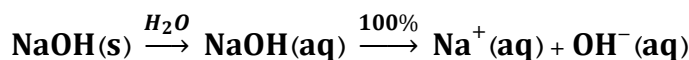
غلظت اسید یا باز قوی

راهکار معادله یونش اسید یا باز را می نویسیم و با استفاده از استوکیومتری معادله موازنه شده [H₃O⁺] یا [OH⁻], را در هر محلول پیدا می کنیم. اسیدها و بازهای قوی ۱۰۰٪ در محلول آبی یونش پیدا می کنند. برای محلول اسید قوی HNO₃, از رابطه $pH = -\log [H_3O^+]$, برای تعیین pH استفاده می کنیم. برای محلول باز قوی NaOH, با استفاده از رابطه $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$, غلظت یون H₃O⁺ را پیدا کرده و سپس pH محلول را حساب می کنیم.

راه حل

قسمت (آ) چون اسیدهای قوی به طور کامل یونش پیدا می کنند، [H₃O⁺] با غلظت اولیه HNO₃ برابر است. (۰/۰۲۵ مولار)

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2/5 \times 10^{-2}) = 1/60$$

قسمت (ب) به دلیل این که بازهای قوی به طور کامل یونیده می شوند، [OH⁻] با غلظت اولیه NaOH برابر است. (۰/۱۰ مولار)

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1/0 \times 10^{-14}}{0.10} = 1/0 \times 10^{-13} \text{ مولار}$$

$$pH = -\log (1/0 \times 10^{-13}) = 13/00$$

مسئله های مربوط به pH و ثابت یونش اسیدی Ka (۶ سوال)**اندازه گیری pH محلول با داشتن جرم اسید، حجم محلول و مقدار ثابت یونش اسیدی Ka**

سوال ۱ یک قرص ویتامین C دارای ۲۵۰ میلی گرم آسکوربیک اسید ($Ka = 8/0 \times 10^{-5}$ ؛ $C_6H_8O_6$)، درون یک لیوان محتوی ۲۵۰ میلی لیتر آب حل می شود. pH این محلول چقدر است؟

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)**مجهول****معلوم**

pH محلول

جرم آسکوربیک اسید در محلول (۲۵۰ mg)

حجم محلول (۲۵۰ mL)

ثابت یونش اسیدی آسکوربیک اسید ($Ka = 8/0 \times 10^{-5}$)جرم مولی آسکوربیک اسید (176 g.mol^{-1})

راهکار برای حل مسئله، فرمول آسکوربیک اسید را HA در نظر می گیریم.

آخرین فرمولی که در حل این مسئله استفاده می شود، رابطه زیر است.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

باید با استفاده از داده های مسئله $[H_3O^+]$ را به دست آوریم و در رابطه بالا جای گذاری کنیم تا pH محلول به دست آید.

چگونه می توانیم با استفاده از داده های مسئله (جرم آسکوربیک اسید، حجم محلول و Ka آسکوربیک اسید)، غلظت یون H_3O^+ را در محلول حساب کنیم؟

مقدار Ka آسکوربیک اسید داده شده است، بنابراین، رابطه زیر در حل مسئله کاربرد دارد.

$$Ka = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA] - [H_3O^+]}$$

مقدار Ka داده شده است ($Ka = 8/0 \times 10^{-5}$). با استفاده از جرم آسکوربیک اسید (۲۵۰ mg) و حجم محلول (۲۵۰ mL)، غلظت

آسکوربیک اسید در مخرج کسر را به دست می آوریم. به این ترتیب، با داشتن Ka و مولاریته آسکوربیک اسید در محلول، با استفاده از رابطه بالا $[H_3O^+]$ حساب می شود و می توان pH محلول را به دست آورد.

راه حل محاسبه مولاریته آسکوربیک اسید

$$۲۵۰ \times ۱۰^{-۳} \text{ g آسکوربیک اسید} \times \frac{1 \text{ mol آسکوربیک اسید}}{176 \text{ g آسکوربیک اسید}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} = ۵/۶۸ \times ۱۰^{-۳} \text{ مولار}$$

محاسبه غلظت یون های H_3O^+ در محلول

چون $۱۰^{-۳} < \text{Ka} = ۸ \times ۱۰^{-۵}$ است. در رابطه $\text{Ka} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}] - [\text{H}_3\text{O}^+]}$ در مخرج کسر از $[\text{H}_3\text{O}^+]$ صرف نظر می کنیم و در نهایت، رابطه به صورت زیر باز آرای می شود. (C_M مولاریته محلول آسکوربیک اسید است.)

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \text{Ka} \cdot C_M \quad \text{یا} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\text{Ka} \cdot C_M}$$

از رابطه بالا برای محاسبه غلظت یون H_3O^+ در محلول اسیدهای ضعیف که در آن ها $\text{Ka} < ۱۰^{-۳}$ باشد استفاده می شود.

محاسبه pH محلول

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \text{Ka} \cdot C_M \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = ۴۵/۴۴ \times ۱۰^{-۸} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = ۶/۷۴ \times ۱۰^{-۴}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log ۶/۷۴ \times ۱۰^{-۴} \rightarrow \text{pH} = ۳/۱۷$$

اندازه گیری ثابت یونش اسیدی Ka با داشتن مولاریته و pH محلول

سوال ۲ pH محلول ۰/۰۴ مولار هیپو برومو اسید (HOBr)، برابر با ۵/۰۵ است. معادله تعادلی یونش این اسید را در آب بنویسید و مقدار ثابت یونش اسیدی Ka آن را حساب کنید.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

ثابت یونش اسیدی (Ka = ?)

غلظت مول بر لیتر محلول اسید (مولار ۰/۰۴)

pH محلول اسید (۵/۰۵)

راهکار از روش آخرین فرمول برای حل مسئله استفاده می کنیم. Ka اسید HOBr خواسته شده است. بنابر این آخرین فرمول مورد استفاده در حل این مسئله عبارت است از:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][OBr^-]}{[HOBr] - [H_3O^+]}$$

طبق رابطه بالا، برای محاسبه Ka هیپو برومو اسید به غلظت یون های H_3O^+ و OBr^- ، همچنین، غلظت HOBr نیاز داریم.

با استفاده از رابطه زیر می توانیم، غلظت یون های H_3O^+ را از pH محلول به دست آوریم.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

در معادله یونش HOBr مشاهده می کنیم، تعداد مول های یون OBr^- با مول های یون H_3O^+ برابر است.



بنابر این، در محلول این اسید تساوی زیر برقرار است و غلظت یون های OBr^- نیز مشخص می شود.

$$[H_3O^+] = [OBr^-]$$

راه حل

غلظت یون های H_3O^+ را در محلول حساب می کنیم. (فرض می کنیم: $pH = 5/05 \approx 5$)

$$pH = 5 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5} \text{ مولار}$$

غلظت یون های OBr^- را در محلول حساب می کنیم.

$$[OBr^-] = [H_3O^+] \rightarrow [OBr^-] = 10^{-5} \text{ مولار}$$

برای تعیین $[HOBr]$ در مخرج کسر رابطه $Ka = \frac{[H_3O^+][OBr^-]}{[HOBr] - [H_3O^+]}$ ، باید این نکته توجه کنیم.

- اگر $\frac{[H_3O^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} > 5\%$ باشد، در مخرج کسر نمی توان از غلظت H^+ در مقابل غلظت اولیه HF صرف نظر کرد و رابطه به همان شکل بالا استفاده می شود.
 - اگر $\frac{[H_3O^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} < 5\%$ باشد، در مخرج کسر می توان از غلظت H^+ در مقابل غلظت اولیه HF صرف نظر کرد و رابطه به شکل زیر تبدیل می شود.
- مقادیر را جای گذاری می کنیم.

$$\frac{[H_3O^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} = \frac{1 \times 10^{-5}}{4 \times 10^{-2}} = 2/5 \times 10^{-4} \rightarrow 0.025\% \rightarrow \frac{[H_3O^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} < 5\%$$

بنابر این، در مخرج کسر از $[H_3O^+]$ در مقابل غلظت اولیه HOBr صرف نظر می شود و رابطه به صورت ساده زیر تبدیل خواهد شد.

$$Ka = \frac{[H_3O^+][OBr^-]}{[HOBr]}$$

روش ساده تر این است اختلاف غلظت H_3O^+ (10^{-5}) با غلظت اولیه اسید HOBr (4×10^{-2})، بسیار زیاد است (حدود 10^3 مرتبه)، بنابر این در مخرج کسر از غلظت H_3O^+ در مقابل غلظت HOBr صرف نظر می کنیم.

مقادیر به دست آمده را در رابطه جای گذاری می کنیم تا مقدار Ka به دست آید.

$$Ka = \frac{[H_3O^+][OBr^-]}{[HOBr]} = \frac{(10^{-5})(10^{-5})}{4.5 \times 10^{-2}} \rightarrow Ka = 2/5 \times 10^{-9}$$

اندازه گیری pH و غلظت های تعادلی در محلول اسید ضعیف

سوال ۳ مقدار pH و غلظت تعادلی تمام ذره های موجود در محلول (HF ، F^- ، H_3O^+ و OH^-) را در محلول ۰/۰۵ مولار HF

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

حساب کنید. ($K_a = 3/5 \times 10^{-4}$)

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

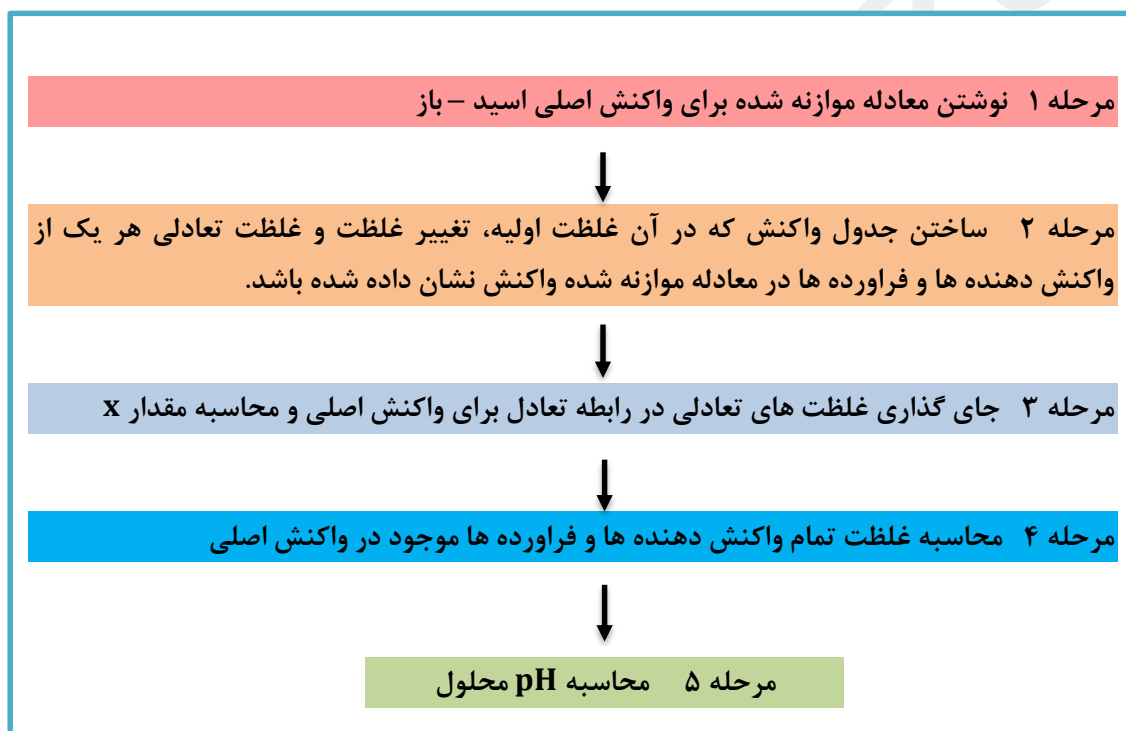
pH

غلظت محلول HF (۰/۰۵ مولار)

غلظت تعادلی (OH^- و HF ، F^- ، H_3O^+)

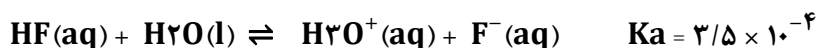
ثابت یونش اسیدی HF ($K_a = 3/5 \times 10^{-4}$)

راهکار مراحل پنجگانه زیر را به ترتیب انجام می دهیم.



راه حل

مرحله ۱ نوشتن معادله موازنه شده برای واکنش اصلی اسید – باز



مرحله ۲ ساختن جدول واکنش که در آن غلظت اولیه، تغییر غلظت و غلظت تعادلی هر یک از واکنش دهنده ها و فراورده ها در معادله موازنه شده واکنش نشان داده شده باشد.

	HF(aq)	H ₂ O(l)	H ₃ O ⁺ (aq)	F ⁻ (aq)
غلظت اولیه (مولار)	۰/۰۵	~۰	۰	۰
تغییر غلظت	-X		+X	+X
غلظت تعادلی (مولار)	(۰/۰۵ - X)		X	X

مرحله ۳ جای گذاری غلظت های تعادلی در رابطه تعادل برای واکنش اصلی و محاسبه مقدار X

$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]_{\text{اولیه}} - [H_3O^+]} = \frac{(x)(x)}{(0.05 - x)}$$

مرحله ۴ محاسبه غلظت تمام واکنش دهنده ها و فراورده ها موجود در واکنش اصلی

اگر در مسئله مقدار K_a را داشته باشیم، برای این که ببینیم آیا می توان در مخرج کسر از X در مقابل غلظت اولیه اسید (۰/۰۵) مولار) صرف نظر کنیم، به صورت زیر عمل می کنیم.

- اگر $K_a > 10^{-3}$ باشد، نمی توان از X صرف نظر کرد.
- اگر $K_a < 10^{-3}$ باشد، می توان از X صرف نظر کرد.

به دلیل این که $K_a < 10^{-3}$ است، می توان فرض کرد: $(3/5 - x) \approx 0.05$ و سپس مقدار X را محاسبه کرد.

$$x^2 \approx (3/5 \times 10^{-4})(0.05)$$

$$x \approx 4/2 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = [F^-] = x = 4/2 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

$$[HF] = (0.05 - x) = (0.05 - 0.0042) \rightarrow [HF] = 0.0458 \text{ مولار}$$

غلظت بسیار کم یون های OH^- مربوط به خودیونش تعادلی آب است.

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.2 \times 10^{-3}} \rightarrow [OH^-] \approx 2/5 \times 10^{-12} \text{ مولار}$$

مرحله ۵ محاسبه pH محلول

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (4/2 \times 10^{-3}) \rightarrow pH \approx 2/40$$

توضیح برای محاسبه غلظت یون های H_3O^+ به جای تشکیل جدول واکنش می توان به صورت زیر عمل کرد.

چون $K_a < 10^{-3}$ است، در رابطه $K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]_{\text{اولیه}} - [H_3O^+]}$ در مخرج کسر از $[H_3O^+]$ صرف نظر می کنیم و رابطه به شکل زیر

تغییر می کند.

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HF]_{\text{اولیه}}}$$

و یا به صورت $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M}$ $C_M = [HF]_{\text{اولیه}}$ = مولاریته اسید

با جای گذاری مقادیر K_a و غلظت اولیه HF (C_M)، در رابطه بالا غلظت یون های H_3O^+ به دست می آید.

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M} \rightarrow [H_3O^+] = (3/5 \times 10^{-4}) \times 0.05 \rightarrow [H_3O^+] \approx 4/2 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

اندازه گیری Ka اسید ضعیف از روی pH محلول

سوال ۴ pH محلول ۰/۲۵۰ مولار هیدروفلوئوریک اسید HF برابر با ۲/۰۳۶ است. برای این اسید Ka چقدر است؟

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

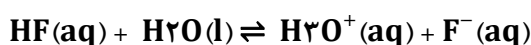
معلوم

Ka

غلظت محلول HF (مولار ۰/۲۵۰)

pH محلول (۲/۰۳۶)

راهکار برای روش نخست محاسبه از رابطه تعادل برای یونش اسید ضعیف HF استفاده می کنیم.



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]_{\text{تعادلی}}}$$

به دلیل این که، در تعادل: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{F}^-]$ و $[\text{HF}]_{\text{تعادلی}} = [\text{HF}]_{\text{اولیه}} - [\text{H}^+]$

رابطه تعادل به صورت زیر نوشته می شود، و از این رابطه می توان برای محاسبه Ka و یا غلظت یون H_3O^+ در محلول تعادلی استفاده کرد.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HF}]_{\text{اولیه}} - [\text{H}^+]} \quad \text{یا به صورت ساده تر} \quad K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HF}]_{\text{اولیه}} - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

هنگام استفاده از این رابطه باید به دو نکته زیر توجه کرد.

- اگر $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} > 5\%$ باشد، در مخرج کسر نمی توان از غلظت H^+ در مقابل غلظت اولیه HF صرف نظر کرد و رابطه به همان شکل بالا استفاده می شود.
- اگر $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} < 5\%$ باشد، در مخرج کسر می توان از غلظت H^+ در مقابل غلظت اولیه HF صرف نظر کرد و رابطه به شکل زیر تبدیل می شود.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HF}]_{\text{اولیه}}}$$

$$C_M = [\text{HF}]_{\text{اولیه}} = \text{مولاریته اسید}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M}$$

و یا به صورت

راه حل روش نخست از مقدار pH محلول، غلظت H_3O^+ را حساب می کنیم.

$$x = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2/0.36} = 9/20 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

نسبت غلظت یون های H_3O^+ به غلظت اولیه HF را به دست می آوریم.

$$\frac{[H_3O^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}} = \frac{9.20 \times 10^{-3}}{0.250} = \% 3/68$$

چون $\% 5 < \frac{[H_3O^+]}{\text{غلظت اولیه اسید}}$ می باشد، از رابطه زیر Ka را حساب می کنیم.

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HF]_{\text{اولیه}}} = \frac{(9.20 \times 10^{-3})^2}{0.250} \rightarrow K_a = 3/38 \times 10^{-4}$$

راهکار برای روش دوم محاسبه (بر اساس کتاب شیمی عمومی مک موری) از روش عمومی برای حل مسئله های تعادل ها (جدول واکنش) استفاده می کنیم. نخست معادله موازنه شده تعادلی یونش HF را می نویسیم. سپس، مقدار اولیه، تغییر و مقدارهای تعادلی را در جدول واکنش وارد می کنیم. غلظت HF یونیده شده را x در نظر می گیریم. به دلیل این که x با غلظت H_3O^+ برابر است، از روی pH می توان مقدار آن را حساب کرد. در پایان، غلظت های تعادلی در رابطه تعادل جای گذاری می شوند تا مقدار Ka به دست آید.

راه حل برای روش دوم تشکیل جدول واکنش

	HF(aq) + H ₂ O(l) ⇌ H ₃ O ⁺ (aq) + F ⁻ (aq)	
(مولار) غلظت اولیه	۰/۲۵۰	~ ۰
(مولار) تغییر غلظت	-x	+x
(مولار) غلظت تعادلی	(۰/۲۵۰ - x)	x

غلظت بسیار ناچیز H_3O^+ در تعادل به یونش آب مربوط است.

از مقدار pH محلول، غلظت $H_3O^+ = x$ را حساب می کنیم.

$$x = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2/0.36} = 9/20 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

سایر غلظت های تعادلی به صورت زیر محاسبه می شوند.

$$[F^-] = x = 9/20 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

$$[HF] = 0/250 - x = 0/250 - 0/00920 = 0/241 \text{ مولار}$$

با جای گذاری غلظت های به دست آمده در رابطه تعادل، مقدار Ka محاسبه می شود.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(x)(x)}{(0.250-x)} = \frac{(9.20 \times 10^{-3})(9.20 \times 10^{-3})}{0.241} \rightarrow K_a = 3/51 \times 10^{-4}$$

اختلاف مقدار Ka در دو روش بسیار ناچیز است و به صرف نظر کردن از غلظت یون های H_3O^+ در مقابل غلظت اولیه HF در روش نخست مربوط می باشد.

اندازه گیری pH مخلوط اسید قوی و اسید ضعیف

سوال ۵ هنگامی که گاز NO_2 در آب دمیده می شود، طبق واکنش زیر به طور کامل به HNO_3 و HNO_2 تبدیل می شود.



pH محلول و غلظت تمام یون های موجود در محلول (H_3O^+ , OH^- , HNO_2 , NO_2^- و NO_3^-)، حاصل از حل شدن ۰/۰۵ مول NO_2 در یک لیتر آب را به دست آورید. برای HNO_2 مقدار K_a برابر با $4/5 \times 10^{-4}$ می باشد.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

pH محلول

مقدار گاز NO_2 در محلول (۰/۰۵ mol)

غلظت (H_3O^+ , OH^- , HNO_2 , NO_2^- و NO_3^-) در محلول

حجم محلول (۱ L)

ثابت یونش اسیدی HNO_2 ($K_a = 4/5 \times 10^{-4}$)

راهکار طبق معادله واکنش به ازای مصرف ۲ مول گاز NO_2 ، یک مول HNO_3 ، و یک مول HNO_2 تولید می شود. با استفاده از استوکیومتری واکنش، مقدار هر یک از دو اسید تولید شده را به ازای مصرف ۰/۰۵ مول NO_2 حساب می کنیم.

نیتریک اسید، HNO_3 یک اسید قوی است و در محلول ۱۰۰٪ یونش می یابد. نیترو اسید، HNO_2 اسید ضعیف است و ثابت یونش اسیدی آن داده شده است. ($K_a = 4/5 \times 10^{-4}$).

برای HNO_3 با توجه به یونش ۱۰۰٪ آن در محلول، غلظت یون های H_3O^+ و NO_3^- را حساب می کنیم.

برای HNO_2 با استفاده از معادله یونش آن در محلول و مقدار K_a برای آن، غلظت (H_3O^+ , HNO_2 و NO_2^-) را در محلول حساب می کنیم.

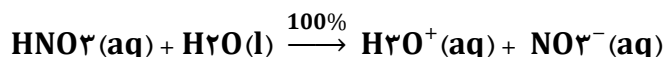
راه حل محاسبات برای HNO_3

ابتدا تعداد مول های HNO_3 تولید شده در واکنش را حساب می کنیم.



$$0/05 \text{ mol NO}_2 \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NO}_2} = 0/025 \text{ mol HNO}_3$$

معادله یونش HNO_3 به صورت زیر است. به دلیل این که HNO_3 در محلول ۱۰۰٪ یونش می یابد. طبق معادله یونش آن، غلظت هر یک از یون های H_3O^+ و NO_3^- با غلظت HNO_3 اولیه برابر است.



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0/025 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_3^-] = 0/025 \text{ mol.L}^{-1}$$

راه حل محاسبات برای HNO_2

ابتدا تعداد مول های HNO_2 تولید شده در واکنش را حساب می کنیم.



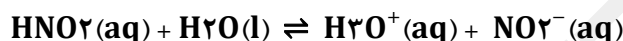
$$0.05 \text{ mol NO}_2 \times \frac{1 \text{ mol HNO}_2}{2 \text{ mol NO}_2} = 0.025 \text{ mol HNO}_2$$

ثابت یونش اسیدی برای HNO_2 برابر با، $K_a = 4/5 \times 10^{-4}$ و مولاریته محلول ۰/۰۵ است. چون مقدار $K_a < 10^{-3}$ می باشد، با

استفاده از رابطه $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M}$ ، غلظت یون H_3O^+ را در محلول حساب می کنیم.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(4.5 \times 10^{-4})(0.025)} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1/125 \times 10^{-5}$$

معادله یونش HNO_2 به صورت زیر است.



بر اساس معادله یونش HNO_2 ، غلظت یون های NO_2^- و H_3O^+ حاصل از یونش این اسید با هم برابرند.

$$[\text{NO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow [\text{NO}_2^-] = 1/125 \times 10^{-5}$$

محاسبه غلظت HNO_2 باقی مانده در محلول که یونش نیافته است.

غلظت HNO_2 باقی مانده در محلول برابر است با

$$[\text{HNO}_2] (\text{یونیده نشده}) = [\text{HNO}_2] (\text{اولیه}) - [\text{HNO}_2] (\text{یونیده شده})$$

بر اساس معادله یونش، یک مول HNO_2 یونیده شده و یک مول H_3O^+ و یک مول NO_2^- تولید می کند. بنابراین

$$[\text{HNO}_2] (\text{یونیده نشده}) = [\text{HNO}_2] (\text{اولیه}) - [\text{HNO}_2] (\text{یونیده شده}) = 0.025 - 1/125 \times 10^{-5} = 0.02498 \text{ mol.L}^{-1}$$

در بین یون های (H_3O^+ ، OH^- ، NO_2^- و NO_3^-)، یون H_3O^+ ، از یونش هر دو اسید تولید می شود. بنابراین غلظت این یون در

محلول برابر است با حاصل جمع غلظت یون H_3O^+ حاصل از یونش HNO_2 و یون H_3O^+ حاصل از یونش HNO_3

$$[\text{H}_3\text{O}^+] (\text{کل}) = [\text{H}_3\text{O}^+] (\text{حاصل از HNO}_3) + [\text{H}_3\text{O}^+] (\text{حاصل از HNO}_2)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] (\text{کل}) = 0.025 + 1/125 \times 10^{-5} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] (\text{کل}) = 2/501 \times 10^{-2}$$

محاسبه غلظت یون OH^- در محلول

بین غلظت یون های OH^- و H_3O^+ در محلول رابطه زیر برقرار است، که با استفاده از آن $[\text{OH}^-]$ را در محلول به دست می آوریم.

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2.501 \times 10^{-2}} \rightarrow [\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-13} \text{ mol/L}^{-1}$$

محاسبه Ka با داشتن جرم حل شونده و pH محلول

سوال ۶ هنگامی که ۱/۰ گرم تیامین هیدروکلرید (که ویتامین B۱ هیدروکلرید نیز نامیده می شود) در آب حل شده و محلول تا حجم ۱۰ میلی لیتر رقیق می شود، pH محلول به ۴/۵ می رسد. جرم فرمولی تیامین هیدروکلرید ۳۳۷/۳ است. Ka را برای این اسید محاسبه کنید.

منبع سوال کتاب شیمی عمومی وایتن

برای پیدا کردن Ka تیامین هیدروکلرید چه داده هایی داریم

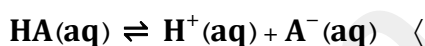
۱ g = جرم تیامین هیدروکلرید در محلول <

۱۰ mL = حجم محلول <

۴/۵ = محلول pH <

۳۳۷/۳ g.mol⁻¹ = جرم مولی تیامین هیدروکلرید <

اگر تیامین هیدروکلرید را HA در نظر بگیریم، معادله یونش آن در محلول آبی به صورت زیر است.



برای پیدا کردن Ka تیامین هیدروکلرید به چه اطلاعاتی نیاز داریم؟

< رابطه Ka برای محلول تیامین هیدروکلرید به صورت زیر است. برای تعیین Ka بر اساس این رابطه به غلظت یون های H⁺

و A⁻ نیاز داریم. همچنین به [HA] که همان مولاریته محلول (C_M) است، نیاز است.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

راهکار با داشتن pH محلول و معادله یونش تیامین هیدروکلرید، غلظت یون های H⁺ و A⁻ به دست می آید. با استفاده از جرم تیامین هیدروکلرید حل شده (۱ g) و جرم مولی آن تعداد مول های تیامین هیدروکلرید تعیین می شود. سپس با استفاده از فرمول زیر مولاریته محلول به دست می آید.

$$C_M = \frac{\text{مول حل شونده } n}{\text{حجم محلول (L) } V}$$

راه حل

محاسبه غلظت یون های H⁺ و A⁻ با استفاده از pH محلول

$$\text{pH} = 4/5 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4/5} \rightarrow [\text{H}^+] = 3/16 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

طبق معادله یونش تیامین هیدروکلرید، به ازای تولید یک مول یون H⁺، یک مول یون A⁻ تولید می شود، در نتیجه

$$[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 3/16 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

محاسبه تعداد مول های تیامین هیدروکلرید حل شده در محلول

$$1 \text{ g تیامین هیدروکلرید} \times \frac{1 \text{ mol تیامین هیدروکلرید}}{337.3 \text{ g تیامین هیدروکلرید}} = 2/96 \times 10^{-3} \cong 3 \times 10^{-3} \text{ mol تیامین هیدروکلرید}$$

محاسبه مولاریته محلول تیامین هیدروکلرید

$$[\text{HA}] = C_M = \frac{n \text{ مول حل شونده}}{V_{(L)} \text{ حجم محلول}} = \frac{3 \times 10^{-3} \text{ mol تیامین هیدروکلرید}}{10 \times 10^{-3} \text{ L محلول}} = 0/296 \cong 0/3 \text{ مولار}$$

محاسبه Ka تیامین هیدروکلرید در محلول

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(3.16 \times 10^{-5})^2}{0.3} = \frac{9.98 \times 10^{-10}}{0.3} \rightarrow K_a = 3/32 \times 10^{-9}$$

pH محلول ها و ثابت یونش بازی Kb (۳ سوال)

محاسبه pH محلول باز ضعیف با داشتن ثابت یونش بازی Kb

سوال ۱ استریکنین ($C_{21}H_{22}N_2O_2$)، یک سم کشنده که برای کشتن موش استفاده می شود، یک باز ضعیف با $K_b = 1/8 \times 10^{-6}$ است. pH محلول سیر شده استریکنین را به دست آورید. (انحلال پذیری استریکنین در آب ۱۶ میلی گرم در ۱۰۰ گرم آب در دمای معین است.)

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

معلوم مجهول

pH

ثابت یونش بازی ($K_b = 1/8 \times 10^{-6}$)

انحلال پذیری استریکنین ($16 \text{ mg} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$)

جرم مولی استریکنین (334 g.mol^{-1})

راهکار از روش شروع حل مسئله با آخرین فرمول استفاده می کنیم. pH محلول از رابطه $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ به دست می آید. بنابر این باید غلظت یون های H^+ را در محلول داشته باشیم. استریکنین یک باز ضعیف است و با استفاده از داده های مسئله می توان غلظت یون های OH^- را در محلول آن حساب کرده و از رابطه زیر، غلظت یون های H^+ را به دست آورد.

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

چگونه می توانیم با داده های موجود در مسئله ($K_b = 1/8 \times 10^{-6}$ و انحلال پذیری استریکنین ($16 \text{ mg} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$))، غلظت یون OH^- را تعیین کنیم؟

چون مقدار ثابت یونش بازی از 10^{-3} کوچکتر است ($K_b = 1/8 \times 10^{-6} < 10^{-3}$)، غلظت یون OH^- از رابطه زیر به دست می آید.

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_M} \quad \text{یا} \quad [\text{OH}^-]^2 = K_b \cdot C_M \quad (C_M \text{ مولاریته محلول را نشان می دهد.})$$

برای تعیین غلظت OH^- با استفاده از رابطه بالا، K_b را داریم، اما باید مولاریته محلول (C_M) را به دست آوریم. انحلال پذیری استریکنین داده شده است.

چگونه می توان با داشتن انحلال پذیری استریکنین، مولاریته آن را در محلول به دست آورد؟

طبق رابطه: $C_M = \frac{\text{مول حل شونده } n}{\text{حجم محلول } V(L)}$ برای تعیین مولاریته محلول به تعداد مول های حل شونده (استریکنین) و حجم محلول نیاز داریم.

انحلال پذیری استریکنین ($16 \text{ mg} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$) می باشد. بنابر این در محلول سیر شده آن ۱۶ گرم استریکنین در ۱۰۰ گرم آب

حل شده است. با داشتن جرم استریکنین حل شده در آب (۱۶ mg)، تعداد مول های آن را حساب می کنیم.

برای محاسبه حجم محلول، فرض می کنیم، چگالی آن 1 g.mL^{-1} باشد، و به دلیل این که جرم استریکنین حل شده (۱۶ mg) در مقابل جرم آب (۱۰۰ g) ناچیز است، حجم محلول را ۱۰۰ میلی لیتر (۰/۱ L) در نظر می گیریم.

راه حل

محاسبه تعداد مول های استریکنین در محلول

$$16 \times 10^{-3} \text{ g استریکنین} \times \frac{1 \text{ mol استریکنین}}{334 \text{ g استریکنین}} = 4/8 \times 10^{-4} \text{ mol استریکنین}$$

محاسبه مولاریته محلول استریکنین

$$C_M \text{ (مولاریته محلول)} = \frac{\text{مول حل شونده}}{\text{حجم محلول (L)}} = \frac{4.8 \times 10^{-4} \text{ mol استریکنین}}{0.1 \text{ L محلول}} \rightarrow C_M = 4/8 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

محاسبه غلظت OH^- در محلول

$$[\text{OH}^-]^2 = (1/8 \times 10^{-6}) \times (4/8 \times 10^{-3}) \rightarrow [\text{OH}^-] = 9/3 \times 10^{-4} \text{ مولار}$$

محاسبه غلظت H^+ در محلول

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \rightarrow [\text{H}^+] \times (9/3 \times 10^{-4}) = 10^{-14} \rightarrow [\text{H}^+] = 1/07 \times 10^{-11}$$

محاسبه pH محلول

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = -\log 1/07 \times 10^{-11} \rightarrow \text{pH} = 10/97$$

اندازه گیری ثابت یونش بازی با داشتن مولاریته و pH محلول

سوال ۲ مورفین ($C_{17}H_{19}NO_3$)، که به عنوان مسکن ضد درد استفاده می شود، یک باز ضعیف آلی است. محلول $7/0 \times 10^{-4}$ مولار مورفین دارای $pH = 9/50$ است. ثابت یونش بازی مورفین را حساب کنید.

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

Kb

مولاریته مورفین ($7/0 \times 10^{-4}$)

pH محلول مورفین (۹/۵)



راهکار فرمول شیمیایی مورفین را (B) فرض می کنیم.

مورفین یک باز آلی است ($pH > 7$ دارد)، بنابراین برای تعیین مقدار Kb آن باید غلظت یون OH^- را داشته باشیم.

معادله یونش مورفین را به صورت زیر می نویسیم.



با توجه به معادله یونش، رابطه تعادل به صورت زیر خواهد بود.

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B] - [OH^-]}$$

[B]. مولاریته محلول مورفین در سوال داده شده است. با داشتن pH محلول غلظت یون OH^- را حساب می کنیم.

در معادله یونش مورفین، ضریب های مولی OH^- و HB^+ با هم مساوی است. بنابراین غلظت این دو در محلول با هم برابر است.

$$[B] = [OH^-]$$

با جای گذاری در رابطه تعادل، مقدار Kb محلول به دست می آید.

مراحل محاسبه غلظت یون OH^- از روی pH به صورت زیر است.

$$pH + pOH = 14$$

از رابطه مقابل استفاده می کنیم و pOH محلول را به دست می آوریم.

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

سپس، غلظت یون OH^- را از رابطه روبرو حساب می کنیم.

راه حل

تعیین مقدار pOH

$$pH + pOH = 14 \rightarrow 9/5 + pOH = 14 \rightarrow pOH = 4/5$$

تعیین غلظت OH^- در محلول

$$[OH^-] = 10^{-pOH} \rightarrow [OH^-] = 10^{-4/5} \rightarrow [OH^-] = 3/16 \times 10^{-5}$$

محاسبه ثابت یونش (Kb) مورفین

مولاریته محلول مورفین ($7/0 \times 10^{-4}$) و غلظت یون OH^- ($3/16 \times 10^{-5}$) است. چون اختلاف این دو مقدار زیاد نیست (بزرگتر از 10^3 نیست)، در رابطه زیر نمی توان در مخرج کسر از $[OH^-]$ در مقابل مولاریته محلول مورفین $[B]$ ، صرف نظر کرد.

$$Kb = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B] - [OH^-]}$$

بر این اساس جای گذاری در رابطه تعادل را انجام داده و Kb محلول مورفین را حساب می کنیم.

$$Kb = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B] - [OH^-]} \rightarrow \frac{(3.16 \times 10^{-5})(3.16 \times 10^{-5})}{(7 \times 10^{-4}) - (3.16 \times 10^{-5})} \rightarrow Kb = 1/5 \times 10^{-6}$$

محاسبه pH و غلظت های تعادلی در محلول باز ضعیف

سوال ۳ کدئین ($C_{18}H_{21}NO_2$)، یک داروی مخدر که به عنوان مسکن و ضد سرفه در پزشکی استفاده می شود. یک آمین با ثابت یونش بازی $K_b = 1/6 \times 10^{-6}$ است. pH و غلظت تمام ذره های موجود در محلول ۰/۰۰۱۲ مولار کدئین را حساب کنید. گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

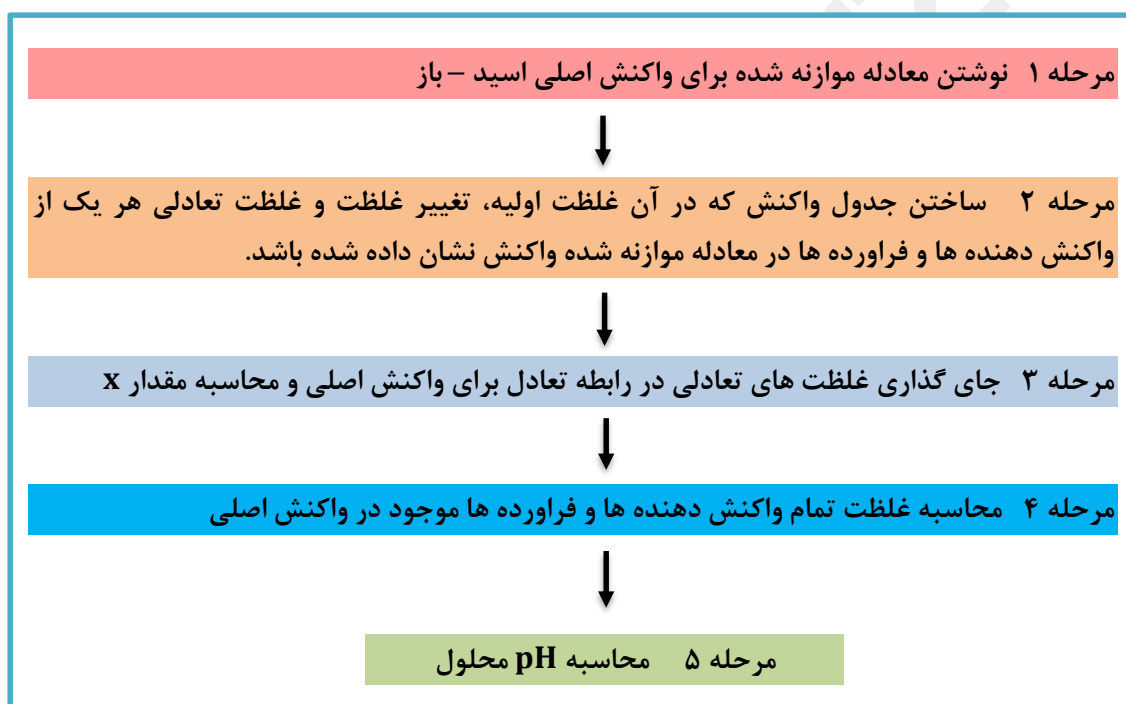
pH
غلظت تعادلی ذرات در محلول کدئین

معلوم

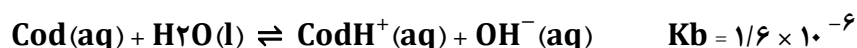
غلظت کدئین (۰/۰۰۱۲) مولار

$$K_b = 1/6 \times 10^{-6}$$

راهکار مراحل پنجگانه زیر را به ترتیب انجام می دهیم.



مرحله ۱ نوشتن معادله موازنه شده برای واکنش اصلی اسید - باز. اجازه دهید از نماد Cod برای نشان دادن کدئین و از نماد $CodH^+$ برای نمایش استفاده کنیم.



مرحله ۲ ساختن جدول واکنش که در آن غلظت اولیه، تغییر غلظت و غلظت تعادلی هر یک از واکنش دهنده ها و فراورده ها در معادله موازنه شده واکنش نشان داده شده باشد.

	$Cod(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CodH^+(aq) + OH^-(aq)$		
(مولار) غلظت اولیه	۰/۰۰۱۲	۰	~ ۰
(مولار) تغییر غلظت	-X	+X	+X
(مولار) غلظت تعادلی	(۰/۰۰۱۲ - X)	X	X

مرحله ۳ جای گذاری غلظت های تعادلی در رابطه تعادل برای واکنش اصلی و محاسبه مقدار X. مقدار X از رابطه تعادل به دست می آید.

$$K_b = \frac{1}{6} \times 10^{-6} = \frac{[CodH^+][OH^-]}{[Cod]_{\text{اولیه}} - [OH^-]} = \frac{(x)(x)}{(0.0012 - x)}$$

اگر در مسئله مقدار K_b را داشته باشیم، برای این که ببینیم آیا می توان در مخرج کسر از X در مقابل غلظت اولیه باز (۰/۰۰۱۲ مولار) صرف نظر کنیم، به صورت زیر عمل می کنیم.

• اگر $K_b > 10^{-3}$ باشد، نمی توان از X صرف نظر کرد.

• اگر $K_b < 10^{-3}$ باشد، می توان از X صرف نظر کرد.

به دلیل این که $K_b < 10^{-3}$ است، فرض می کنیم

$$(0.0012 - x) \approx 0.0012$$

$$x^2 = (1/6 \times 10^{-6})(0.0012)$$

$$x = 4/4 \times 10^{-5}$$

مرحله ۴ محاسبه غلظت تمام واکنش دهنده ها و فراورده ها موجود در واکنش اصلی

$$[CodH^+] = [OH^-] = x = 4/4 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

$$[Cod] = 0.0012 - x = 0.0012 - 0.000044 \approx 0.0012 \text{ مولار}$$

از خودیونش تعادلی آب برای محاسبه $[H_3O^+]$ استفاده می کنیم.

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.4 \times 10^{-5}} = 2/3 \times 10^{-10} \text{ مولار}$$

مرحله ۵ محاسبه pH محلول

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2/3 \times 10^{-10}) = 9.64$$

توضیح برای محاسبه غلظت یون های OH^- ، به جای تشکیل جدول واکنش می توان به صورت زیر عمل کرد.

چون $K_b < 10^{-3}$ است، در رابطه $K_b = \frac{[CodH^+][OH^-]}{[Cod]_{\text{اولیه}} - [OH^-]}$ در مخرج کسر از $[OH^-]$ صرف نظر می کنیم و رابطه به شکل زیر

تغییر می کند.

$$K_b = \frac{[CodH^+][OH^-]}{[Cod]_{\text{اولیه}}}$$

$$C_M = [Cod]_{\text{اولیه}} = \text{مولاریته اسید}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_M}$$

و یا به صورت

با جای گذاری مقادیر K_b و غلظت اولیه Cod (C_M)، در رابطه بالا غلظت یون های OH^- به دست می آید.

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_M} \rightarrow [OH^-] = (1/6 \times 10^{-6}) \times 0.0012 \rightarrow [OH^-] \approx 4/4 \times 10^{-5} \text{ مولار}$$

pH محلول ها و درصد یونش (سوال ۳)

اندازه گیری درصد یونش و pH آب خالص در دمای صفر درجه سلسیوس

سوال ۱ چگالی آب به حالت مایع در دمای °C برابر با ۰/۹۹۹۸ g.mL⁻¹ است، و $K_w = 1/14 \times 10^{-15}$. درصد یونش آب خاص در °C چقدر است؟ pH آب خالص در °C چقدر است؟

گرفته شده از کتاب شیمی عمومی مک موری

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

درصد یونش آب خالص در °C

چگالی آب خالص در °C (۰/۹۹۹۸ g.mL⁻¹)

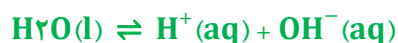
pH آب خالص در °C

ثابت یونش آب خالص در °C ($K_w = 1/14 \times 10^{-15}$)

راهکار برای تعیین درصد یونش آب خالص در °C رابطه درصد یونش به صورت زیر است.

$$\alpha_{\text{(درصد یونش)}} = \frac{\text{مول های یونیده شده آب}}{\text{مول های اولیه آب}} \times 100$$

چگونه مول های یونیده شده آب را حساب کنیم؟



معادله یونش آب خالص به صورت مقابل است.

طبق این معادله از یونش هر مول آب، یک مول یون $\text{H}^+(\text{aq})$ و یک مول یون $\text{OH}^-(\text{aq})$ تولید می شود. بنابر این، اگر بتوانیم غلظت هر یک از این یون ها را در آب خالص حساب کنیم، تعداد مول های یونیده شده آب به دست می آید. برای این کار از رابطه ثابت یونش آب استفاده می کنیم.

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1/14 \times 10^{-15}$$

چگونه می توان مول های اولیه آب را حساب کرد؟

چگالی آب خالص در °C برابر با ۰/۹۹۹۸ g.mL⁻¹ یا ۹۹۹/۸ g.L⁻¹ می باشد. با استفاده از چگالی آب خالص، جرم یک لیتر آب خالص در °C را حساب می کنیم و از جرم آب، تعداد مول های آب به دست می آید.

راه حل برای تعیین درصد یونش آب خالص در °C

محاسبه مول های یونیده شده آب خالص در °C

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1/14 \times 10^{-15} \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{1.14 \times 10^{-15}} \rightarrow [\text{H}^+] = 3/376 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = 3.376 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1} = \text{تعداد مول های یونیده شده آب خالص در } ^\circ\text{C}$$

محاسبه مول های اولیه آب خالص در $^\circ\text{C}$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \times V \rightarrow m = 0.9998 \times 1000 \rightarrow \text{جرم یک لیتر آب خالص در } ^\circ\text{C} = 999.8 \text{ g}$$

$$999.8 \text{ g آب} \times \frac{1 \text{ mol آب}}{18 \text{ g آب}} \rightarrow n_{(\text{مول آب})} = 55.544 \text{ mol}$$

محاسبه درصد یونش آب خالص در $^\circ\text{C}$

$$\alpha_{(\text{درصد یونش})} = \frac{\text{مول های یونیده شده آب}}{\text{مول های اولیه آب}} \times 100 \rightarrow \text{درصد یونش} = \frac{3.376 \times 10^{-8}}{55.544} \times 100 = 6.078 \times 10^{-8}$$

راهکار برای محاسبه pH آب خالص در $^\circ\text{C}$ با داشتن غلظت یون H^+ ، و با استفاده از رابطه زیر pH آب خالص در $^\circ\text{C}$ به دست می آید.

$$pH = -\log [H^+]$$

راه حل برای محاسبه pH آب خالص در $^\circ\text{C}$

$$pH = -\log [H^+] \rightarrow pH = -\log 3.376 \times 10^{-8} \rightarrow pH = 7.47$$

اندازه گیری pH و درصد یونش محلول اسید با داشتن مولاریته و K_a

سوال ۲ pH و درصد یونش محلول ۱/۵ مولار نیترو اسید HNO_2 را حساب کنید. ($K_a = 4/5 \times 10^{-4}$)

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول**معلوم**

pH
درصد یونش HNO_2

مولاریته HNO_2 (مولار ۱/۵)
ثابت یونش اسیدی ($K_a = 4/5 \times 10^{-4}$)

راهکار برای محاسبه pH ثابت یونش اسیدی $K_a < 10^{-3}$ است. بنابراین از رابطه $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M}$ یا $[H^+]^2 = K_a \cdot C_M$ برای محاسبه غلظت یون H^+ استفاده می کنیم. (C_M مولاریته محلول را نشان می دهد.) با تعیین غلظت یون H^+ ، با استفاده از رابطه $pH = -\log [H^+]$ مقدار pH محلول به دست می آید.

راه حل برای محاسبه pH

محاسبه غلظت یون H^+ در محلول

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M} \rightarrow [H^+] = \sqrt{(4.5 \times 10^{-4})(1.5)} \rightarrow [H^+] = 2/6 \times 10^{-2} \text{ مولار}$$

محاسبه pH محلول

$$pH = -\log [H^+] \rightarrow pH = -\log 2/6 \times 10^{-2} \rightarrow pH = 1/585$$

راهکار برای محاسبه درصد یونش HNO_2 در محلول در محلول اسیدهای ضعیف بین مولاریته محلول، درجه یونش و غلظت یون H^+ ، رابطه زیر برقرار است. از این رابطه درصد یونش اسید را در محلول حساب می کنیم.

$$[H^+] = C_M \times \alpha \quad (C_M \text{ مولاریته محلول و } \alpha \text{ درجه یونش را نشان می دهد.})$$

راه حل برای محاسبه درصد یونش اسید در محلول

$$[H^+] = C_M \times \alpha \rightarrow \alpha = \frac{[H^+]}{C_M} \rightarrow \alpha = \frac{2.6 \times 10^{-2}}{1.5} \rightarrow \alpha = 1/73\%$$

اندازه گیری pH محلول اسید با داشتن Ka و درصد جرمی اسید در محلول

سوال ۳ در نمونه ای از سرکه غلظت استیک اسید (CH_3COOH : $K_a = 1/8 \times 10^{-5}$)، برابر با ۳/۵۰٪ جرمی است. pH این نمونه سرکه را حساب کنید. (چگالی سرکه را $1/02 \text{ g.mL}^{-1}$ در نظر بگیرید).

مشخص کردن داده ها و خواسته های مسئله (تعیین معلوم و مجهول در مسئله)

مجهول

معلوم

pH محلول سرکه (؟)

ثابت یونش استیک اسید ($K_a = 1/8 \times 10^{-5}$)

درصد جرمی استیک اسید در محلول (۳/۵۰٪)

چگالی سرکه ($1/02 \text{ g.mL}^{-1}$)

جرم مولی استیک اسید (60 g.mol^{-1})

راهکار آخرین فرمولی که برای حل این مسئله استفاده می شود، رابطه زیر است.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

بنابر این، باید بتوانیم غلظت یون H^+ را در سرکه حساب کنیم.

چگونه می توانیم با استفاده از داده های مسئله؛ (ثابت یونش اسیدی، درصد جرمی سرکه و چگالی محلول)، غلظت یون H^+ را در سرکه حساب کنیم؟

غلظت یون H^+ از رابطه زیر به دست می آید. (این رابطه برای تعیین $[\text{H}^+]$ در محلول اسیدهای ضعیف که در آن ها $[\text{H}^+] < 10^{-3}$ است، به کار می رود).

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M} \quad \text{یا} \quad [\text{H}^+]^2 = K_a \cdot C_M \quad (C_M \text{ مولاریته محلول را نشان می دهد.})$$

مقدار K_a داده شده است و باید با استفاده از درصد جرمی محلول (۳/۵۰٪) و چگالی آن ($1/02 \text{ g.mL}^{-1}$)، مولاریته محلول را به دست آوریم.

چگونه می توان با استفاده از درصد جرمی و چگالی محلول سرکه، مولاریته آن را حساب کرد؟

$$C_M (\text{مولاریته محلول}) = \frac{\text{مول حل شونده } n}{\text{حجم محلول } V(L)}$$

مولاریته محلول از رابطه مقابل حساب می شود.

به n ، تعداد مول های استیک اسید و V حجم محلول نیاز داریم.

برای تعیین n ، تعداد مول های استیک اسید، از رابطه زیر، جرم استیک اسید را در ۱۰۰ گرم سرکه حساب می کنیم.

$$\text{درصد جرمی محلول} = \frac{\text{جرم حل شونده (g)}}{\text{جرم محلول (g)}} \times 100$$

سپس، جرم استیک اسید را به مول تبدیل می کنیم.

$$n \text{ (مول ماده)} = \frac{\text{جرم مولی ماده}}{1 \text{ mol}} \times \text{جرم ماده}$$

با استفاده از فرمول چگالی، حساب می کنیم، ۱۰۰ گرم سرکه چند میلی لیتر حجم دارد.

$$d \text{ چگالی محلول} = \frac{\text{جرم محلول } m}{\text{حجم محلول } V}$$

با تعیین مولاریته محلول سرکه، با استفاده از رابطه $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_M}$ یا $[H^+]^2 = K_a \cdot C_M$ غلظت یون H^+ را حساب کرده و در پایان pH محلول را به دست می آوریم.

راه حل محاسبه جرم استیک اسید در سرکه با استفاده از رابطه درصد جرمی محلول

$$\text{جرم محلول (g)} = \frac{\text{جرم حل شونده (g)}}{\text{درصد جرمی محلول}} \times 100 \rightarrow 35/50 = \frac{\text{جرم استیک اسید}}{100 \text{ g}} \times 100 \rightarrow \text{جرم استیک اسید} = 3/50 \text{ g}$$

محاسبه تعداد مول های استیک اسید در نمونه سرکه

$$\text{استیک اسید} = 0/058 \text{ mol} = \frac{\text{استیک اسید } 1 \text{ mol}}{60 \text{ g استیک اسید}} \times 3/50 \text{ g استیک اسید}$$

محاسبه حجم محلول سرکه با استفاده از فرمول چگالی محلول

$$d \text{ چگالی محلول} = \frac{\text{جرم محلول } m}{\text{حجم محلول } V} \rightarrow 1/02 = \frac{100 \text{ g سرکه}}{V} \rightarrow V = 102 \text{ mL} = 0/102 \text{ L}$$

محاسبه مولاریته محلول سرکه

$$C_M \text{ (مولاریته محلول)} = \frac{\text{مول حل شونده } n}{\text{حجم محلول } V(L)} \rightarrow C_M = \frac{0.058 \text{ mol اسید}}{0.102 \text{ L محلول}} = 0/568 \text{ مولار}$$

محاسبه غلظت یون H^+ در محلول سرکه

$$[H^+]^2 = K_a \cdot C_M \rightarrow [H^+]^2 = (1/8 \times 10^{-5}) \times (0/568) \rightarrow [H^+] = 3/2 \times 10^{-3} \text{ مولار}$$

محاسبه pH محلول سرکه

$$pH = -\log [H^+] \rightarrow pH = -\log 3/2 \times 10^{-3} \rightarrow pH = 2/5$$

pH محلول ها و انحلال پذیری (۳ سوال)**تحلیل و روش حل یک مسئله در مورد pH محلول ها و انحلال پذیری**

سوال ۱ یک محلول آبی سیر شده از کلسیم هیدروکسید Ca(OH)_2 دارای $\text{pH} = 12/35$ می باشد. انحلال پذیری Ca(OH)_2 را بر حسب میلی گرم در ۱۰۰ میلی لیتر از این محلول به دست آورید.

منبع سوال کتاب شیمی عمومی پتروسی

برای تعیین انحلال پذیری Ca(OH)_2 چه اطلاعاتی در اختیار داریم

$$\text{pH} = 12/35 \quad \langle$$

راهکار

برای تعیین انحلال پذیری Ca(OH)_2 چه باید انجام دهیم

از روی pH محلول غلظت یون OH^- و مولاریته محلول کلسیم هیدروکسید را به دست می آوریم. با داشتن مولاریته محلول، جرم Ca(OH)_2 در یک لیتر (۱۰۰۰ میلی لیتر) محلول به دست می آید، و محاسبات برای تعیین میلی گرم Ca(OH)_2 در ۱۰۰ میلی لیتر محلول انجام می گیرد.

(۱) تعیین غلظت یون OH^- در محلول از روی pH آن

(۲) تعیین جرم Ca(OH)_2 در یک لیتر محلول با داشتن غلظت یون OH^-

(۳) تعیین انحلال پذیری Ca(OH)_2 در یک لیتر (۱۰۰۰ میلی لیتر) محلول

(۴) تعیین انحلال پذیری Ca(OH)_2 بر حسب میلی گرم در ۱۰۰ میلی لیتر محلول

راه حل

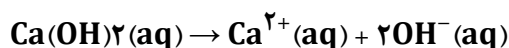
(۱) محاسبه غلظت یون OH^- در محلول از روی pH آن

$$\text{pH} = 12/35 \rightarrow \text{pOH} = 1/65 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-1/65} \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2} \times 10^{+0/35} \rightarrow [\text{OH}^-] = 2/24 \times 10^{-2} \text{ مولار}$$

$$\log 2/24 = 10^{+0/35}$$

(۲) محاسبه جرم Ca(OH)_2 در یک لیتر محلول با داشتن غلظت یون OH^-



$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{1}{2} \times [\text{OH}^-] \rightarrow \frac{1}{2} \times (2/24 \times 10^{-2}) = 1/12 \times 10^{-2}$$

مولاریته محلول $\text{Ca}(\text{OH})_2$ برابر با $1/12 \times 10^{-2}$ می باشد.

(۳) محاسبه انحلال پذیری $\text{Ca}(\text{OH})_2$ در محلول در یک لیتر (۱۰۰۰ میلی لیتر) محلول

$$1/12 \times 10^{-2} \text{ g Ca}(\text{OH})_2 \times \frac{74 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 0.83 \text{ g Ca}(\text{OH})_2$$

(۴) محاسبه انحلال پذیری $\text{Ca}(\text{OH})_2$ بر حسب میلی گرم در ۱۰۰ میلی لیتر محلول

$$100 \text{ mL محلول} \times \frac{0.83 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1000 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^3 \text{ mg Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ g Ca}(\text{OH})_2} = 83 \text{ mg Ca}(\text{OH})_2$$

تحلیل و روش حل یک مسئله در مورد انحلال پذیری و pH محلول

سوال ۲ محلول آبی سیر شده ارتونیترو فنول $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$ دارای pH برابر با ۴/۵۳ می باشد. انحلال پذیری این ماده در آب بر حسب گرم در لیتر چقدر است؟



منبع سوال کتاب شیمی عمومی پتروسی

برای تعیین انحلال پذیری ارتونیترو فنول چه اطلاعاتی داریم

$$\text{pH} = 4/53 \quad \text{محلول سیر شده} \quad \langle$$

$$K_a = 5/88 \times 10^{-8} \quad \text{ثابت یونش اسیدی} \quad \langle$$

راهکار برای تعیین انحلال پذیری ارتونیترو فنول چه باید انجام دهیم؟

طبق داده های مسئله از معادله ثابت یونش مولاریته محلول سیر شده به دست می آید، و با داشتن مولاریته و بر اساس سیر شدگی محلول می توان انحلال پذیری ارتونیترو فنول را در آب حساب کرد.

$$K_a = \frac{[\text{OC}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{NO}_2]} = 5/88 \times 10^{-8}$$

(۱) با داشتن pH محلول، غلظت یون های H_3O^+ و $\text{OC}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-$ به دست می آید.

(۲) با جای گذاری غلظت H_3O^+ و $\text{OC}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-$ در معادله ثابت یونش، مولاریته محلول ارتونیترو فنول به دست می آید.

(۳) از روی مولاریته محلول، انحلال پذیری ارتونیترو فنول در محلول آبی سیر شده آن به دست می آید.

راه حل

(۱) محاسبه غلظت یون های H_3O^+ و $\text{OC}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-$ از روی pH محلول

$$\text{pH} = 4/53 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4/53} = 10^{-5} \times 10^{+0/47} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-5}$$

$$[\text{OC}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-5}$$

(۲) محاسبه مولاریته محلول ارتونیترو فنول

$$K_a = \frac{[\text{OC}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{NO}_2]} \rightarrow 5/88 \times 10^{-8} = \frac{(3 \times 10^{-5})(3 \times 10^{-5})}{C_M} \rightarrow C_M = 1/53 \times 10^{-2}$$

(۳) محاسبه انحلال پذیری ارتونیترو فنول

$$C_M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow n = C_M \cdot V(L) \quad n = 1/53 \times 10^{-2} \times 1 = 1/53 \times 10^{-2} \text{ mol ارتونیترو فنول}$$

$$1/53 \times 10^{-2} \text{ mol ارتونیترو فنول} \times \frac{139 \text{ g ارتونیترو فنول}}{1 \text{ mol ارتونیترو فنول}} = \text{g } 2/12 \text{ ارتونیترو فنول در یک لیتر محلول}$$

تحلیل و روش حل یک مسئله در مورد انحلال پذیری، ثابت یونش و pH محلول ها

سوال ۳ ۱- نفتیل آمین $C_{10}H_7NH_2$ ماده ای است که برای ساخت رنگ استفاده می شود. انحلال پذیری این ماده ۱ گرم در ۵۹۰ گرم H_2O گزارش شده است. pH تقریبی محلول آبی سیر شده ۱- نفتیل آمین چقدر است؟ $C_{10}H_7NH_2 = g.mol^{-1}$



منبع سوال کتاب شیمی عمومی پتروسی

برای تعیین pH تقریبی محلول ۱- نفتیل آمین چه اطلاعاتی داریم

۱ گرم در ۵۹۰ گرم آب = انحلال پذیری نفتیل آمین در آب (محلول سیر شده) <

$K_b = 1/2 \times 10^{-4}$ ثابت یونش بازی ۱- نفتیل آمین <

راهکار برای تعیین pH تقریبی محلول ۱- نفتیل آمین چه باید انجام دهیم؟

برای تعیین pH تقریبی محلول به غلظت یون OH^- نیاز داریم. می توانیم از معادله زیر غلظت یون OH^- را به دست آوریم

$$K_b = \frac{[C_{10}H_7NH_3^+][OH^-]}{[C_{10}H_7NH_2]} = 1/2 \times 10^{-4}$$

چگالی تقریبی محلول را $1 g.mL^{-1} \approx$ در نظر می گیریم و با داشتن انحلال پذیری ۱- نفتیل آمین، مولاریته محلول سیر شده آن را به دست می آوریم. با قرار دادن مولاریته محلول در رابطه ثابت یونش بازی، غلظت یون OH^- به دست می آید. در انتها از روی غلظت یون هیدروکسید، مقدار pH محلول تعیین می شود.

(۱) تعیین مولاریته محلول از روی انحلال پذیری نفتیل آمین

(۲) تعیین غلظت یون OH^- در محلول از معادله یونش

(۳) تعیین pH محلول

راه حل

(۱) محاسبه مولاریته محلول

$$جرم محلول سیر شده = ۵۹۱ g = ۵۹۰ + ۱$$

جرم نفتیل آمین را در ۱۰۰۰ گرم محلول سیر شده به دست می آوریم

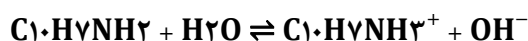
$$1000 \text{ g محلول} \times \frac{1 \text{ g نفتیل آمین}}{591 \text{ g محلول}} = 1/692 \text{ g}$$

$$\text{نفتیل آمین } 0.0118 \text{ mol} = \frac{1 \text{ mol نفتیل آمین}}{143 \text{ g نفتیل آمین}} \times 1.692 \text{ g نفتیل آمین}$$

$$C_M = \frac{n}{V(L)} = \frac{0.0118 \text{ mol}}{1 \text{ L محلول}} = 0.0118 \text{ مولار}$$

۲) محاسبه غلظت یون OH^- در محلول

طبق معادله یونش نفتیل آمین، به ازای یک مول یون $[\text{C}_{10}\text{H}_7\text{NH}_3^+]$ ، یک مول یون $[\text{OH}^-]$ تولید می شود.



غلظت هر یک از این یون ها را برابر با X در نظر می گیریم.

$$[\text{C}_{10}\text{H}_7\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = X$$

$$K_b = \frac{[\text{C}_{10}\text{H}_7\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_{10}\text{H}_7\text{NH}_2]} \rightarrow \frac{1}{2} \times 10^{-4} = \frac{X^2}{0.0118} \rightarrow X = [\text{OH}^-] = 1.18 \times 10^{-3}$$

۳) محاسبه pH محلول

$$\text{pH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} = -\log 1.18 \times 10^{-3} \rightarrow \text{pH} = 2/3$$