

مسائل اسید و باز

هدف در این مجزوه بررسی مسائل اسید و باز در سطح کلی و در صورتی منتهی است و با چند فرمول ابتدایی و اولیه اسیدها و بازها و توجه به مفاهیم تعادل شیمیایی می خواهیم بررسی و حل این مسائل بپردازیم.

بسیاری از دروس در این فصل عادت کرده اند تمامی فرمول های پیچیده و گفته شده در کتاب های کتاب آموزشی را حفظ کرده و همچنین تمامی تیپ های گفته شده را به ترتیب شماره به خاطر بسپارند که در ۹۰٪ اوقات در حل مسائل آزمون با این قالب فکری برای حل مسئله به مشکل می خورند و نتیجه می شود که کجا از کدام رابطه باید استفاده کنند نباید این توصیه می شود تنها به اصل سوال و اطلاعات گفته شده در آن و وجهولات خواسته شده توجه کنید نه رابطه ای که باید روایتجا از آن استفاده کنید و همیشه سعی کنید با مفاهیم و روابط پایه به سراغ این مسائل بروید.

مفاهیم اولیه و تعاریف تعادل

- 1 واکنش تعادلی، نوعی واکنش برگشت پذیر می باشد که با توجه به شرایط خاصی که در آن واکنش در حال رخ دادن است پس از مدتی سرعت واکنش های رفت و برگشت با هم برابر شده و یا به عبارتی واکنش به تعادل می رسد.
- 2 در حالت تعادل، غلظت (مولار $\frac{mol}{L}$) واکنش دهنده ها و واکنش پذیرها ثابت (نه لزوماً یکسان) می ماند و چنین به نظر می رسد که واکنش متوقف شده است. اما در حقیقت این گونه نیست و واکنش های رفت و برگشت با سرعت برابر در حال انجام بوده و تعادل از لحاظ میکروسکوپی، پویا (دینامیک) است.
- 3 عبارت «تعادل پویا است» یعنی در سطح مولکولی، دواره تبدیل مواد به یکدیگر در حال انجام شدن است ولی خواص ماکروسکوپی عبارتند از: مانند غلظت، دما، فشار، رنگ و... برخلاف خواص میکروسکوپی، ثابت و بدون تغییر می ماند. (نمای بیرونی تعادل)

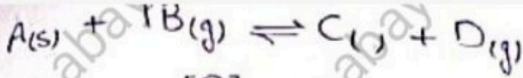
نکته مهم: برای برقراری تعادل، سلیمان باید نسبت باشد یعنی باید با محیط خارج مبادله ماده داشته باشد.
 * مثال به سراغ روابط و تعاریف مسائل تعادلی می رویم:

ثابت تعادل

یک واکنش کلی مانند: $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g) + dD(g)$ را در نظر بگیرید. از آنجایی که اشاره شد (در بالا) سرعت واکنش رفت با سرعت واکنش برگشت برابر است. هرگاه هر یک از واکنش های رفت و برگشت، و واکنش های بسیاری دیگر در جدای باشند، معادله سرعت واکنش های رفت و برگشت به صورت زیر است:

$$\left. \begin{aligned} R_{\text{رفت}} &= k_f \cdot [A]^a \cdot [B]^b \\ R_{\text{برگشت}} &= k_r \cdot [C]^c \cdot [D]^d \end{aligned} \right\} \text{در حالت تعادل: } R_{\text{رفت}} = R_{\text{برگشت}} \rightarrow \frac{R_{\text{رفت}}}{R_{\text{برگشت}}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

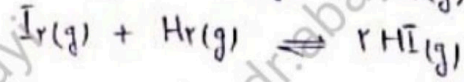
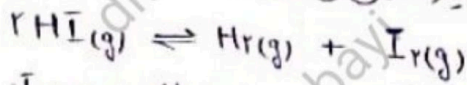
در دمای معین، ثابت سرعت رفت (رفت k_f) و ثابت سرعت برگشت (برگشت k_r) هر دو مقدار ثابتی هستند، از این رو نسبت آنها به هم نیز عددی ثابت می باشد که این مقدار همان K (ثابت تعادل) می باشد و برای هر واکنشی که در حالت تعادل قرار می گیرد در رابطه K (ثابت تعادل) و صحبت از غلظت تعادلی مواد شرکت کننده در واکنش است. از آنجایی که در رابطه K (ثابت تعادل) صحبت از غلظت تعادلی مواد شرکت کننده در واکنش است، با توجه به ثابت تعادل از معادله



$$K_{\text{توازن}} = \frac{[D]}{[B]^2}$$

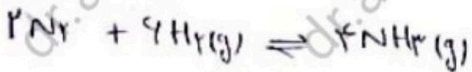
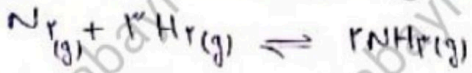
جوابد یا تابع حاصل را وارد نمی کنیم ، یعنی :

چند نکته تمیزی برای ثابت تعادل :



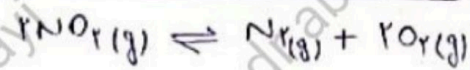
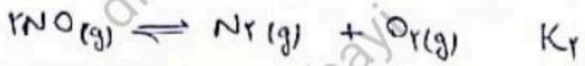
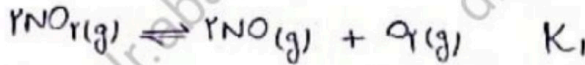
$$K \rightarrow K' = \frac{1}{K}$$

چنانچه ضریب استوکیومتری یک واکنش تعادلی n برابر شود ، ثابت تعادل به توان n می رسد :



$$\rightarrow K' = K^2$$

اگر یک واکنش تمیزی حاصل جمع دو واکنش تعادلی دیگر باشد ، آن به : ثابت تعادل حاصل ضرب دو ثابت برآید



$$\rightarrow K' = K_1 \times K_2$$

تعداد مول گازی و محلول استیجیب - تعداد مول گازی و محلول استیجیب Δn

یکای ثابت تعادل



$$\rightarrow \Delta n = (c+d) - (a+b) = 1$$

$$K_{\text{یکای}} = (mol \cdot L^{-1})^1 = (mol \cdot L^{-1})$$

التمس در طبعی را در مورد مفاهیم تعادل امروختیم به سراغ راه اصلی و سیستماتیک آن برای حل مسائل می رویم که تا حد بسیار زیادی برای مسائل اسید و باز نیز مشتق است .

- (۱) ابتدا واکنش مورد نظر یا داده شده بر صورت سوال را برای خود باز نویسی کنید .
- (۲) اگر غلظت یا مول ماده ای معلوم است در زیر آن واکنش دهده یا فرآورده مربوطه غلظت را یادداشت کنید و حتماً موازنه بودن واکنش را هم بررسی کنید .
- (۳) اگر سمت راست واکنش غلظتی از یک ماده وجود داشت و سمت چپ خالی بود واکنش قطعاً به سمت واکنش دهده پیش می رود پس با توجه به ضرایب موازنه مقدار مجهول max را از سمت محصولات کم و به واکنش دهده ها اضافه کنید .
- (۴) اگر سمت چپ واکنش غلظتی از یک ماده وجود داشت و سمت راست خالی بود واکنش قطعاً به سمت فرآورده پیش می رود پس با توجه به ضرایب موازنه مقدار مجهول max را از سمت واکنش دهده کم و به فرآورده ها اضافه کنید .

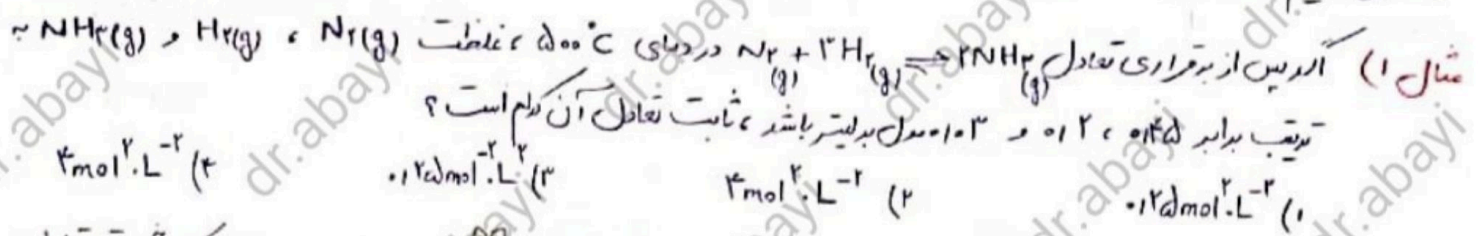
از دم درست چپ و هم درست راست مواد غلظت داشتند باید با یکد خارج قسمت وانش (2) و مقایسه آن با یک جهت پیشروی را تعیین کرد که به لطف کتاب های درسی نظام جدید این مبحث نیز حذف شده است

3/15

(6) یک اصل بسیار مهم در تعادل به نام **اصل لوشاتلیه** وجود دارد که می نویسد:

اگر تغییری سبب به هم خوردن یک سامانه تعادلی شود، تعادل در جهتی جابجایی شود که تا حد امکان اثر آن تغییر را خنثی کند. یعنی اگر جهت های که غلظت ها - تعادل رسیده اند و وانش از نظر ماکرو سکوپ ثابت مانده غلظت یک ماده در اثر یک تغییر زیاد شود وانش در جهت معکوس آن ماده پیش رفت تا مقدار محصول $\times 10\%$ از آن کم کند و وانش را به تعادل برساند یا برعکس اگر غلظت در اثر تغییر کم شود و وانش در جهت تولید آن ماده پیش رفت تا مقدار محصول $\times 10\%$ به آن اضافه کند و وانش را به تعادل برساند.

حالتی خواهیم یافت گفته شده را در قالب حل چند سوال که در منابع آنها را در سیپ های مختلفی تقسیم بندی می کنند به کار ببریم و نشان دهیم صحت این مسائل از قانون لیبانی در مسیر حلشان پیروی می کنند.



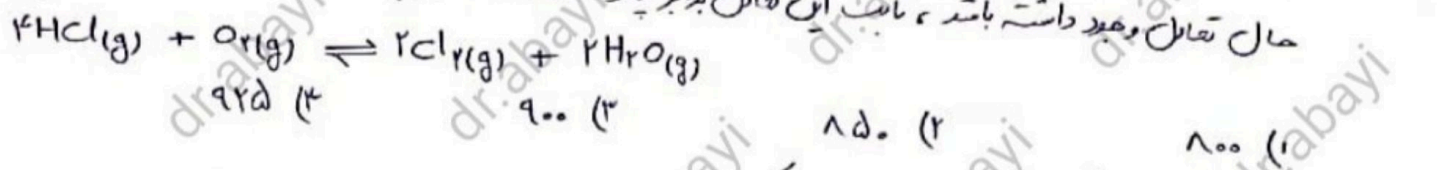
$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(0.103)^2}{(0.12)(0.145)^3} = 0.125 \text{ mol}^{-2} \cdot L^2$$

راه حل: یک نوع مشتق ساده که در آن Δn را باید انجام شود:
 (1) درست آوردن یکای ثابت تعادل
 (2) درست آوردن مقادیر ثابت تعادل از رابطه آن

نکته: اگر در یک مسئله به جای غلظت، جرم یا مول داده شده بود باید توجه کنیم که اول باید آنها را به غلظت تبدیل کرد و در رابطه ثابت تعادل جای داد تا محصول (ثابت تعادل، غلظت یک از مواد و حجم ظرف و...) بدست آید.

نکته: در بسیاری از سوالات که جابجانه حجم را به ماده یا از صافی خواهد می توان کل عبارت حجم را به صورت $(\frac{1}{V})^{\Delta n}$ جابجانه نوشت و در نهایت Δn گفته شده در صورت سوال را در آن جایگذاری کرد یا حتی به عنوان یک محصول بدست آورد (نکته 4 این است که Δn تفاوت مول مواد فرآورده و وانش (همه می باشد) و تمام در حالت گازی و محلول)

مثال (2) مقداری از گازهای اکسیژن و هیدروژن طوری را در یک ظرف سردی سه لیتری در دم $25^\circ C$ نیم م تعادل گازی زیر برقرار شود. اگر در شرایط آزمایش مقدار 0.145 مول گاز Cl_2 ، 0.127 مول گاز اکسیژن و 0.145 مول گاز HCl در مخلوط گازی به حال تعادل وجود داشته باشد، ثابت این تعادل برابر چند $L \cdot mol^{-1}$ است؟



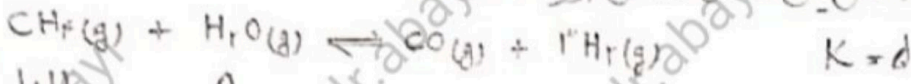
راه حل: برای افزایش سرعت از نکته $(\frac{1}{V})^{\Delta n}$ می توان استفاده کرد

$$K = \frac{[Cl_2]^2 \times [H_2O]^2}{[O_2] \times [HCl]^4} = \frac{(0.145)^2 \times (0.145)^2}{(0.127) \times (0.145)^4} \times (\frac{1}{V})^{-1} = 9.0 \text{ L} \cdot mol^{-1}$$

پرتوجبه به تعادل بازی
 $CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$ $K = 5 \text{ mol.L}^{-2}$ که در تعادل با ۱ مول CH_4 و ۱۲ مول H_2O در حالت تعادل برابر با ۱۲ مول CO و مقدار H_2 در تعادل برابر چقدر است؟

۰۱۲۱۶ (۳) ۰۱۰۴۸ (۲) ۰۱۰۲۴ (۱) ۰۱۱۴۱ (۱)

راه حل: مقدار از مقدار H_2O و واکنش یعنی CH_4 که تعادل برقرار شده است



۱) $1 \quad 12$

$1-x \quad 12-x$

CO مقدار تعادل = $0.12 \text{ mol} = x$

H_2 مقدار تعادل = $3 \times 0.12 = 0.36$

CH_4 مقدار تعادل = $1 - 0.12 = 0.88$

H_2O مقدار تعادل = $12 - x$

$$K = \frac{(0.12) \times (0.36)^3}{(0.88) \times (12-x)} = 5 \Rightarrow x = 0.12 \text{ mol}$$

دو نکته مهم: اول در سوال در مورد درصد پیشرفت واکنش صحبت شده بود، در واقع باید با محدودی مثل بازده درصدی در مسائل استوکیومتری عادی با آن برخورد کرد و برای واکنش دهنده ها مقدار مصرف شده آن را به کل مقدار آغازی در صورت و برای فرآورده ها نیز مقدار تولید شده فرآورده پس از برقراری تعادل را به مقدار تولید شده فرآورده در صورت کامل بودن واکنش در نظر گرفت.

مقدار مصرف شده واکنش دهنده / مقدار آغازی واکنش دهنده $\times 100$ = درصد پیشرفت (بر مبنای واکنش دهنده)

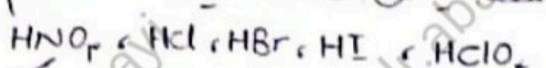
مقدار تولید شده فرآورده پس از تعادل / مقدار تولید شده فرآورده در صورت کامل بودن واکنش $\times 100$ = درصد پیشرفت (بر مبنای فرآورده ها)

العمل به در مورد مباحث تعادل و مسائل آن توضیح داریم می توانیم مبحث اسید و باز را آغاز کنیم و با کمک روابط امپای آن وقت می که در مسائل تعادل می خواهیم به راحتی مسائل آن را حل کنیم.

درجه یونش

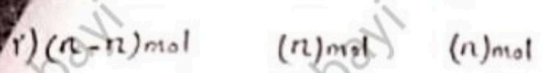
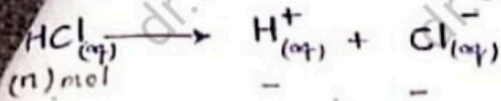
یونش چیست؟ همانطور که از اسم آن معلوم است به یون شدن مربوط می شود و یون یک مجموعه کماتی یا چند اتمی (غالب مشابه یون است) است که باردار می باشد. پس طبق تعریف اصلی یونش می گویم که: به فرآیندی که در آن یک ترکیب مولکولی به یون های با بار مخالف تبدیل می شود، یونش می گویند و اسیدها و بازها به بیسی های نیزان یونش یا **تغلیق** که هنگام حل شدن در آب دارند، به در دست می و ضعیف تقسیم می کنند.

اسیدهای قوی: به آسانی در آب به طور کامل یونش می یابند. اسیدهای قوی گفته شده در کتاب را حتماً حفظ باشید ولی برای نمونه مهمیون آنها را می آوریم.



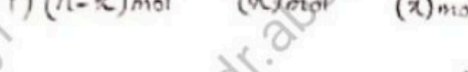
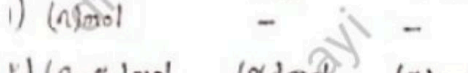
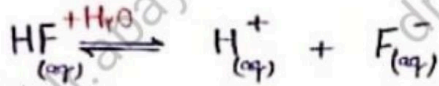
چند یونش: آنها اسیدهای چند میون گونه H_2SO_4 می باشد که در مرحله اول یونش آن کامل انجام می شود (۵)

- واکنش یونش اسیدهای قوی دیتما مانند واکنش های استوکیومتری عادی به طور کامل انجام می شود یعنی:



* همانگونه مشاهده می شود از ماده اولیه هیچ مقداری باقی نمانده و کل آن به یون تشکیل دهنده اثر یونیده شده است.

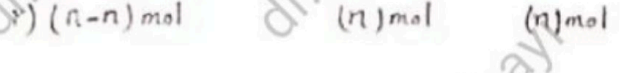
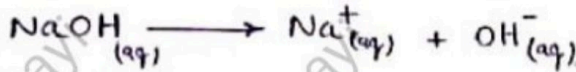
اسیدهای ضعیف: بر اثر حل شدن در آب به طور جزئی یونش می یابند و معادله همان انگ بزرگ های حاصل از یونش آنها با مولکول های یونیده نشده در تعادل است. مثال: اسیدهای ضعیف:



گروه یونیزه: NH_4^+ , CH_3COOH , HSO_4^- , HF

گروه یونیزه: H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2PO_4^-

بازهای قوی: مانند اسیدهای قوی بر اثر حل شدن در آب، به طور کامل یونش می یابند.



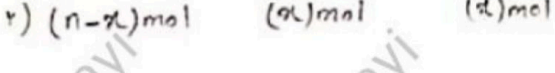
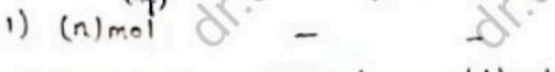
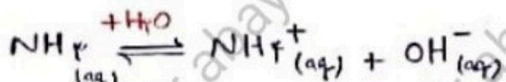
چند مثال: هیدروکسیدهای گروه اول مانند NaOH و KOH

و هیدروکسیدهای گروه دوم (قلیایی خالی ها) البته از

کلسیم به پایین مانند Ca(OH)_2 و Sr(OH)_2 را می توان

نام برد.

بازهای ضعیف: بر اثر حل شدن در آب به طور اندک (جزئی) تفکیک یا یونیده می شوند؛ در این گونه بازها نیز انگ بزرگ های حاصل از یونش آنها با مولکول های یونیده نشده در تعادل هستند.



چند مثال: از بازهای ضعیف می توان Mg(OH)_2 و محلول امونیاک

$(\text{NH}_3)_{(aq)}$ و بازهای امین از جمله آمین ها را نام برد.

مسائل ۱-

همانطور که در بالا متوجه شدیم، موارد مختلف به نام حل شدن در آب، به میزان متفاوتی یونش می یابند. برای مقایسه می توان میزان یونیده شدن معادسی توان از درجه یونش (α) ؛ نسبت تعداد یون از مولکول ها (یا مول های) یونیده شده به تعداد کل (مقدار اولیه) مولکول (یا مول های) حل شده در آب است.

$$\alpha = \frac{\text{تعداد (مول) یونی از مولکول های یونیده شده}}{\text{تعداد (مول) اولیه مولکول حل شده}} \quad (\alpha \text{ درجه یونش})$$

$$0 < \alpha < 1$$

$$\text{درصد یونش } (\% \alpha) = \alpha \times 100$$

$$0 < \% \alpha < 100$$

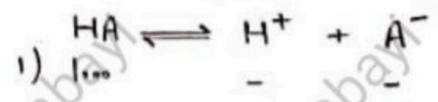
در مسائل ما تقریباً همیشه با درجه یونش سروکار داریم پس آن در صورت سوال با درصد یونش مواجه شدیم باید آن را بر صد (۱۰۰) تقسیم کنیم تا درجه یونش (α) به دست بیاید.

هرچه اسید یا باز قوی تر باشد درجه یونش آن بزرگتر و نزدیک به یک است و هرچه ضعیف تر باشد، درجه یونش آن کوچکتر (نزدیک به صفر) است.

در درجه اول $1.0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ یک اسید ضعیف (HA) از هر 1000 mol مولی 84 یون ایجاد شود؟ درصد یونش اسید کدام است؟

۴,۲٪ (۱) ۱۰,۸۴٪ (۳) ۱۰,۴۲٪ (۲) ۸,۴٪ (۱)

راه حل:



۱) 1000 - -
۲) $1000 - \alpha$ α α \rightarrow تعداد کل یون ها = $2\alpha = 84 \rightarrow \alpha = 42$

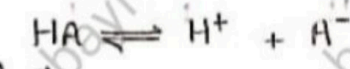
$$\alpha (\text{درجه یونش}) = \frac{\text{تعداد (مول) یون از مولکول های یونیزه شده}}{\text{تعداد (مول) اولیه مولکول حل شده}} = \frac{42}{1000}$$

$$\% \alpha = \alpha \times 100 = 4,2$$

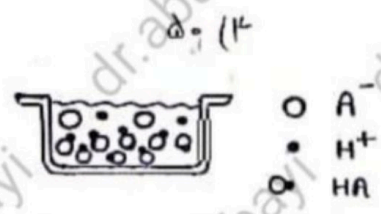
مثال ۲) با توجه به شکل روییو، درصد یونش اسید ضعیف HA کدام است؟

۴۰٪ (۳) ۲۵٪ (۲) ۶۰٪ (۱)

راه حل:



۱) 1 - -
۲) $1 - \alpha$ α α $\xrightarrow{\text{از شکل}}$ $\alpha = 2 \rightarrow \alpha = \frac{2}{8} = \frac{1}{4}$
 $\rightarrow \% \alpha = \frac{100}{4} = 25$



ثابت یونش اسیدها (K_a) و بازها (K_b)

همانطور که پیش تر گفت شد اسیدها و بازهای قوی بر اثر حل شدن در آب به طور کامل یونش می یابند و در حالی که اسیدها و بازهای ضعیف در آب به طور جزئی یونیزه می شوند و واکنش یونش آنها تعادل است. به طور مثال واکنش یونش اسید ضعیف HF به صورت روییو است:



* همانطور که در فصل تعادل اشاره شد برای هر واکنش تعادل می توان رابطه ای نوشت و مقداری مشخص را در هر دو (ثابت تعادل) به آن اختصاص داد. مثلاً برای واکنش بالا نیز می توان نوشت:

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

* به K_a ثابت یونش اسیدی گویند (زیرا در اینجا HF یک اسید ضعیف است)

به طور مثال واکنش یونش باز ضعیف NH_3 به صورت روییو است:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

* به K_b ثابت یونش بازی گویند (زیرا در اینجا NH_3 یک باز ضعیف است)

ظرفیت هر اسید (α): تعداد هیدروژن های اسیدی که در اغلب اسیدها برابر با تعداد هیدروژن های موجود در فرمول مولکولی است. به جز اسیدهای آلی که ظرفیتی بوده و اسیدهای آلیسترن دارند منفرجه همواره تعداد هیدروژن اسیدی (ظرفیت = تعداد هیدروژن متصل به آلیسترن) یکی کمتر از تعداد آلیسترن است. (۷)

خونسیت در باز (pH) : تقریباً همیشه برابر با تعداد OH موجود در فرمول مولکولی است (البته باید توجه داشت که اگر هلی نباشد) OH در ساختار مولکول های آبی به عنوان عامل آلی حساب می شود.

ثابت یونش آب

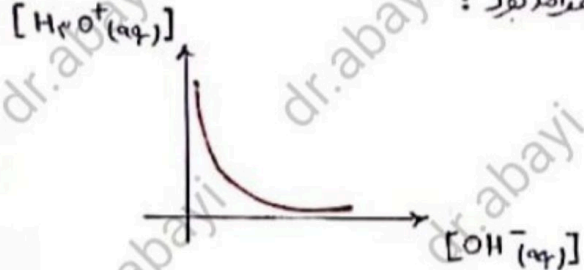
همواره در آب خالص مقادیر بسیاری یون های H_3O^+ و OH^- وجود دارد که حاصل واکنش خود-یونش مولکول های آب است. (برای همین است که می یونند آب رسانایی باشد) که رسانایی اندک



* از این رابطه مشخص است با توجه به مقدار ثابت K_w در هر دو این دو غلظت با هم رابطه عکس دارند یعنی

$$\left. \begin{matrix} [H^+] \uparrow \rightleftharpoons [OH^-] \downarrow \\ [H^+] \downarrow \rightleftharpoons [OH^-] \uparrow \end{matrix} \right\}$$

فرد از تغییرات غلظت H_3O^+ بر حسب غلظت OH^- به صورت روبرو خواهد بود :



ازمایش و نشان می دهد در دمای اتاق مقدار K_w برابر با $10^{-14} \frac{mol^2}{L^2}$ است که فقط تابع دما می باشد.

از آنجایی که در آب خالص همواره غلظت یون های H_3O^+ و OH^- با هم برابر است، خواهیم داشت :

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

غلظت یون هیدروژن و تعیایس PH

تعین غلظت یون هیدروژنیم (H_3O^+) مهم ترین معیار برای سنجش میزان اسیدی بودن یک محلول آبی است. از آنجایی که معمولاً مقدار عددی $[H_3O^+]$ در محلول های آبی بسیار کوچک و با گردن با این اعداد در انجام محاسبات پیچیده است، دانشمندی به نام سولمن سن، تعیایس را برای تعیین میزان اسیدی بودن محلول ها مطرح کرد.

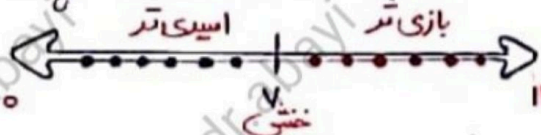
$$PH = -\log [H_3O^+] \quad یا \quad PH = -\log [H^+]$$

$$POH = -\log [OH^-]$$

از آنجایی که در دمای اتاق به طور معمول، بازوی تغییرات غلظت H_3O^+ بین $1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ و $10^{-14} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ است؛ خواهیم داشت :

$$\text{min PH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1) = 0 \rightarrow \text{محلول به شدت اسیدی با غلظت بالای } H^+ \text{ و غلظت کم } OH^-$$

$$\text{max PH} = -\log [H_3O^+] = -\log (10^{-14}) = 14 \rightarrow \text{محلول به شدت بازی با غلظت بالای } OH^- \text{ و غلظت کم } H^+$$



در مفاهیم ابتدایی و لغزها حل مسائل اسید و باز را یاد ترسیم به سراغ حل سوالات این بخش می رویم و سعی می‌کنیم تا تنوع انواع مختلف سوالات این بخش که در کتاب های تستی متفاوت اصولاً باقی بندی از هم جدا شده اند را در این بخش های کلسان و جدا کردن ساده حل کنیم و از استفاده بیش از حد فرمول های مختلف پرهیز کنیم.

مثال ۱) PH محلول برابر ۲ و PH محلول دیگر برابر ۵ است. غلظت یون H_3O^+ در اولی چند برابر دومی است؟
 ۱) ۱۰۰۰ (۱) ۲) ۱۰۰ (۲) ۳) ۲۱۵ (۳) ۴) ۰۱۴ (۴)

راه حل:
$$\left. \begin{aligned} \text{محلول اول} &\rightarrow -\log([H^+]_1) = 2 \rightarrow [H^+]_1 = 10^{-2} \\ \text{محلول دوم} &\rightarrow -\log([H^+]_2) = 5 \rightarrow [H^+]_2 = 10^{-5} \end{aligned} \right\} \text{نسبت} = \frac{10^{-2}}{10^{-5}} = 1000$$

نکته: به چند رابطه کاربردی و اعمال اصلی آنها برای حل مسائل این قسمت با دقت قسط داشته باشید و در کارتهای یادداشتی خود یادداشت کنید. رابطه خاطر بسپارید.

- $\log 2 = 0.3$
- $\log 3 = 0.5$
- $\log 5 = 0.7$
- $\log 10 = 1$
- $\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$
- $\log a \cdot b = \log a + \log b$
- $\log a^n = n \cdot \log a$
- $10^{\log a} = a$

مثال ۲) PH محلولی که در آن غلظت یون هیدرونیوم در دمای $25^\circ C$ برابر غلظت یون هیدروکسید باشد، تمام است؟
 ۱) ۴ (۱) ۲) ۶ (۲) ۳) ۸ (۳) ۴) ۱۰ (۴)

راه حل:
$$\begin{aligned} [H_3O^+] = x \quad [OH^-] = y &\xrightarrow{\text{نسبت}} \frac{x}{y} = 10^{-7} \rightarrow x = 10^{-7} \cdot y \\ K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} &\xrightarrow{\text{جایگذاری}} 10^{-7} \cdot y^2 = 10^{-14} \rightarrow y = 10^{-7} \\ \rightarrow x = 10^{-10} &\rightarrow PH = -\log(x) = 10 \end{aligned}$$

نکته مهم: غلظت یون هیدرونیوم و هیدروکسید در محلول به اسید و باز مربوط به آن وابسته است که به پارامتر اصلی غلظت و ظرفیت اسید یا باز و درجه یونش در آن مطرح می‌شود. پس:

- $M \rightarrow$ غلظت ($\frac{mol}{L}$)
- $n \rightarrow$ ظرفیت
- $\alpha \rightarrow$ درجه یونش

* بنابراین غلظت $[H_3O^+]$ یا $[OH^-]$ موجود در محلول اسیدها یا بازهای قوی که ظرفیتی، با غلظت مولی اسید یا باز برابر است زیرا در این نوع ظرفیت (n) و درجه یونش (α) هر دو برابر ۱ است.

مثال ۳) PH محلولی از سدیم هیدروکسید که در هر ۲۵ میلی لیتر آن یک میلی گرم از این ماده وجود دارد، تمام است؟
 ۱) ۹ (۱) ۲) ۱۰ (۲) ۳) ۱۱ (۳) ۴) ۱۲ (۴)

راه حل:
$$1mg NaOH \times \frac{1g}{1000mg} \times \frac{1mol NaOH}{40g NaOH} = \frac{1}{40} \times 10^{-4} = 2.5 \times 10^{-6} mol$$

$$V = 25 mL = 25 \times 10^{-3} L$$

$$M = \frac{2.5 \times 10^{-6} mol}{25 \times 10^{-3} L} = 10^{-4} \frac{mol}{L}$$

$[OH^-] = 10^{-13} \frac{mol}{L} \rightarrow pOH = 13$

$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - 13 = 11$

سوال ۴) برای رساندن pH الیترومحلون هیدروکسید سدیم اسید را ۴ به ۲ باید چند گرم HBr به این محلول اضافه کنیم؟

- ۱) ۱۸۰۱۹
- ۲) ۸۱
- ۳) ۸۱۰۱۹
- ۴) ۸۱

راه حل: در این سوال استراتژی ما برای حل به این صورت است که ابتدا باید مقدار اولیه و ثانویه (پس از رسیدن به pH=2) هیدروکسید سدیم را بدست آوریم و اختلاف این دو را حساب کنیم و در حجم محول ضرب کنیم تا نرم لازم بدست بیاید.

اختلاف $\rightarrow 0.099 mol$

$$[H_2O^+]_1 = 10^{-13} \xrightarrow{غلظت HBr} 10^{-4} \frac{mol}{L} \xrightarrow{10L} 10^{-3} mol$$

$$[H_2O^+]_2 = 10^{-2} \xrightarrow{غلظت HBr} 10^{-2} \frac{mol}{L} \xrightarrow{10L} 10^{-1} mol$$

HBr محول = $81 \frac{g}{mol} \rightarrow 0.099 mol \times \frac{81g}{1mol} = 8.1019g$

سوال ۵) pH محلول از باز BOH برابر ۰.۱ در صد رقیقش آن ۰.۱ در صد است. غلظت محول این باز کدام است؟

- ۱) ۰.۱
- ۲) ۰.۱۰
- ۳) ۰.۱
- ۴) ۱

راه حل: چون محلول باز است پس برای بدست آوردن غلظت آن باید pOH را بدست آوریم.

$pOH = 14 - pH = 2 \rightarrow [OH^-] = 10^{-2}$

$[OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha \rightarrow 10^{-2} = M \times 1 \times \frac{0.1}{100} \rightarrow M = 0.1$

نکته: pH آب خالص در دمای ۲۵ درجه برابر ۷ می باشد پس اگر در سوالی گفته شد برای کاهش pH از ۷ به ۴ یا افزایش آن از ۷ به ۱۱ به مثلاً (۱۱) چه مقدار اسید یا باز باید افزود اصلک به عدد ۷ توجه کنید و سوال را آونمای حل کنید که انتظار تزد است pH به عدد روم برسد.

سوال ۶) به ۵۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با pH=4 ، ۴۰۰ میلی لیتر محلول نیتریک اسید با pH=4 اضافه می کنیم. pH محلول بدست آمده چقدر است؟

- ۱) ۲,۲
- ۲) ۴,۴
- ۳) ۴,۶
- ۴) ۳,۷

راه حل: باید مجموع محول ها را حساب کنیم و مبرل حجم تقسیم کرده تا غلظت به دست بیاید و به کمک آن بتوان pH را محاسب نمود.

مجموع محول ها $\rightarrow 12 \times 10^{-5} mol$

مجموع لیتر = ۰.۱۴

غلظت $\rightarrow \frac{12 \times 10^{-5}}{14 \times 10^{-1}} = 4 \times 10^{-4}$

$pH = -\log([H^+]) = -\log(4 \times 10^{-4}) = 4 - 0.6 = 3.4$

از مسائل مهم در این قسمت می باشند که از یک مفهوم ساده پیروی می کنند و آن هم از روی H^+ و OH^- بوده به این معنای هر یک
 H^+ تولید شده توسط یک اسید یا یک مول OH^- که از باز ناشی شده است تحقیق می شود.

تعداد هم ارزهای باز = تعداد هم ارزهای اسید
 $H^+ \text{ مول} = OH^- \text{ مول}$

شرط خنثی شدن

از آنجایی که بعضی اسیدها و بازها چند مرتبه هستند بنابراین H^+ و OH^- ناشی از آنها با غلظت اصلی شان تفاوت دارد و باید در خنثی شدن
شود تا تعداد (مخلوط) واقعی این دو بشود به دست آید.
در نهایت به معنی است که مورد بالا را در خود جای داده است یعنی هم غلظت و هم خنثی در مقدار آن تاثیر دارند.

$N = M \cdot V$
↓ ↓ ↓
نرمالیت مولاریت خنثی

تغییر هم : از آنجا که شرط خنثی شدن برابر بودن مقدار مول اسید با باز بود بنابراین حجم برابر از نرمالیت های یکسان از ماده اسیدی و بازی
با هم خنثی می شوند پس :
 $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$ اغلب

کتاب رینوالد مهم : در مسائلی که در سطح گنور از خنثی شدن مطرح می شود از آنجایی که کمی از طیفین (اسید یا باز) یا هر دو قوی می باشند
از تمام قدرت اسیدی و یا بازی خود برای واکنش با دیگری استفاده کرده و باعث می شود تغییر جنبشی (اسید یا باز)
به تنگ صد درصدی تبدیل شده و چه قوی باشد چه ضعیف مانند یک اسید یا باز قوی در عمل ظاهر شود.

هیچگاه در اینگونه مسائل لازم نیست از درجه یونش یا ثابت یونش برای بدست آوردن مقدار H^+ یا OH^- استفاده کنیم.
پس اگر سوال بین دو اسید و باز ضعیف هم داده شد در هر دو سوال PH یکی داده می شود تا تغییر را برای دیگری کامل
پس در این نوع سوالات ایجاب عملی دارند.

$M_a \cdot n_a \cdot V_a = M_b \cdot n_b \cdot V_b$

رابطه اصلی خنثی شدن :

سوال (۷) ۲۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با $PH=2$ با چند میلی لیتر محلول باریم هیدروکسید با $PH=11$ خنثی می شود ؟
راه حل : از آنجایی که در این سوال به طور مستقیم غلظت H^+ و OH^- را می توان بدست آورد دیگر نیازی به استفاده از عبارت $(M \cdot n)$ نداریم.

HCl : $[H^+] = 10^{-2} = 10^{-2}$

Ba(OH)₂ : $[OH^-] = 10^{-10} = 10^{-10} \rightarrow [H^+] \times V_a = [OH^-] \times V_b$

$10^{-2} \times 20 = 10^{-10} \times V_b \rightarrow V_b = 100 \text{ mL}$

سوال (۸) اگر ۵ میلی لیتر از محلول باز قوی AOH با $PH=12.3$ توسط حجم مشخصی محلول اسید قوی HB با $PH=2.4$ به طور کامل
خنثی شود ، حجم محلول نهایی بر حسب میلی لیتر کدام است ؟
راه حل : مانند سوال قبل باید حجم اسید را بدست آوریم

$POH = 1.7 \rightarrow [OH^-] = 10^{-1.7} = 2 \times 10^{-2}$

$PH = 2.4 \rightarrow [H^+] = 10^{-2.4} = 4 \times 10^{-3}$

$$[H^+] \times V_a = [OH^-] \times V_b \rightarrow 1 \times 10^{-3} \times V_a = 1 \times 10^{-2} \times 100 \rightarrow V_a = 100 \text{ mL}$$

$$V_{\text{نیایی}} = V_a + V_b = 100 \text{ mL}$$

سوال ۹) برای تبدیل ۱۰۰ میلی لیتر محلول سدیم هیدروکسید از $\text{pH} = 13$ به $\text{pH} = 12$ ، چند میلی لیتر محلول HCl با $\text{pH} = 1$ نیاز است؟
 (۱) ۴۵۰ (۲) ۵۵۰ (۳) ۶۵۰ (۴) ۷۵۰

را حل: در این سوال برخلاف دو سوال قبل اسید با باز به طور کامل جفتی نشده و فقط تغییر pH داریم و باید محاسبه کنیم مقدار (مول) باز خنثی شده تا pH سدیم هیدروکسید یک واحد کاهش یابد.

باید غلظت هیدروکسید در محلول را با استفاده از اسیدانی که pH او اسفند

$$\left. \begin{aligned} \text{pOH}_1 = 1 &\rightarrow [OH^-]_1 = 10^{-1} \\ \text{pOH}_2 = 2 &\rightarrow [OH^-]_2 = 10^{-2} \end{aligned} \right\}$$

$$\text{HCl در محلول: } [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{L} \rightarrow [OH^-]_{\text{جبر}} = \frac{\text{تعداد OH}^- - \text{تعداد H}^+}{V_{\text{NaOH}} + V_{\text{HCl}}}$$

$$\rightarrow 10^{-2} = \frac{(10^{-1} \times 100) - (10^{-1} \times V_{\text{HCl}})}{100 + V_{\text{HCl}}} \rightarrow V_{\text{HCl}} = 40 \text{ mL}$$

سوال ۱۰) چگالی محلول 1 mol.L^{-1} آمینو پروپان اسید 1 g.mL^{-1} را با چند گرم از این محلول را به 2 mol.L^{-1} محلول 1 mol.L^{-1} تبدیل کنیم تا pH محلول حاصل برابر با 11.5 شود؟
 (۱) ۱۵۷ (۲) ۲۲۰ (۳) ۵۵۰ (۴) ۷۷۰

را حل: از آنجایی که pH محلول حاصل در نهایت از 11.5 بیشتر شده بنابراین محلول نهایی بازی می باشد و غلظت $[OH^-]$ نافیه را مانده سوال تبدیل می نویسیم تا V_{HCl} به دست آید و با استفاده از آن و دانستن چگالی مقدار گرم اسید را به دست می آوریم:

$$\text{pOH} = 14 - 11.5 = 2.5 \rightarrow [OH^-] = 10^{-2.5} = 10^{-1} \times 10^{-1.5}$$

$$[OH^-] = \frac{M_b \cdot n_b \cdot V_b - M_a \cdot n_a \cdot V_a}{V_a + V_b} \rightarrow 0.13 = \frac{1 \times 0.1 \times 200 - 1 \times 1 \times V_a}{200 + V_a} \rightarrow 104 - V_a = 780 + 0.13 V_a$$

$$\rightarrow 200 = 1.13 V_a \rightarrow V_a = 177 \text{ mL}$$

$$\frac{\text{جرم}}{\text{چگالی}} \rightarrow 1.1 \text{ g.mL}^{-1} = \frac{\text{جرم HCl}}{100} \rightarrow \text{جرم HCl} = 110 \text{ g}$$

توجه: برای رقیق سازی اسیدها و بازهای قوی می توان گفت: با رقیق کردن محلول اسید یا باز قوی به اندازه n امده به pH محلول به مقدار n به بالا (یا همان pH خنثی در آن دهه) نزدیک میشه به عبارتی اگر محلول اسید قوی n امده به رقیق شده pH به مقدار n بالا می رود و اگر محلول یک باز قوی n امده به رقیق شده pH به مقدار n پایین می آید.

سوال ۱۱) میلی لیتر محلول سدیم هیدروکسید 100 mL را با آب مقطر تا pH میلی لیتر رقیق می نمایم pH وسط عمل کدام است؟
 (۱) ۱۰ (۲) ۱۱ (۳) ۱۲ (۴) ۱۳

طبق مطالب گفته شده خواهیم داشت ←

13/15

$$[OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha = 0.1 \times 1 \times 1 = 0.1$$

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [H^+] = 10^{-13} \rightarrow pH = 13$$

$$\left. \begin{matrix} V_1 = 10 \text{ mL} \\ V_2 = 1000 \text{ mL} \end{matrix} \right\} \xrightarrow{\text{نسبت حجم}} \frac{V_2}{V_1} = 100 = 10^2 \rightarrow n = 2 \xrightarrow{\text{کاهش ۲ واحدی PH}} PH \text{ جدید} = 11$$

مثال ۱۲) اگر به حجم مشخصی از محلول ۰.۱ مولار اسید هیدروکلریک همان حجم آب مقطر اضافه شود، PH آن از ... به ... می رسد که برابر PH محلول ... مولار آن است.

- (۱) $0.1 - 12.7 - 13.7$
- (۲) $0.1 - 12.7 - 13.7$
- (۳) $0.1 - 12.3 - 13.3$
- (۴) $0.1 - 13 - 13.3$

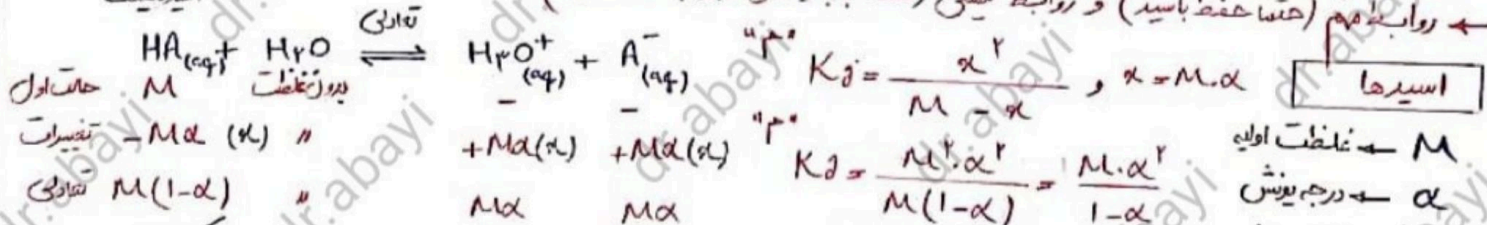
راه حل: وقتی حجم محلول دو برابر شود، غلظت آن نصف خواهد شد.

$$[OH^-] = M \cdot n \cdot \alpha = 0.2 \rightarrow pOH = -\log(2 \times 10^{-1}) = 0.7 \rightarrow pH = 13.3$$

$$[OH^-] \text{ اضافی} = \frac{1}{2} \times 0.2 = 0.1 \rightarrow pOH = -\log(1 \times 10^{-1}) = 1 \rightarrow pH = 13$$

آخرین و مهم ترین دسته مسائل مربوط به اسید و باز، مسائل ثابت یونش و درجه یونش می باشند که برای تسلط پیدا کردن در این مدل سوالات لازم است معانی متقابل را که در ابتدا توضیح داده شده همراه با چند فرمول پایه ای مهم بلد باشید.

اسید ضعیف



$$K_a = \frac{\alpha^2}{M - \alpha} \text{ و } \alpha = M \cdot \alpha$$

$$K_a = \frac{M \cdot \alpha^2}{M(1-\alpha)} = \frac{M \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

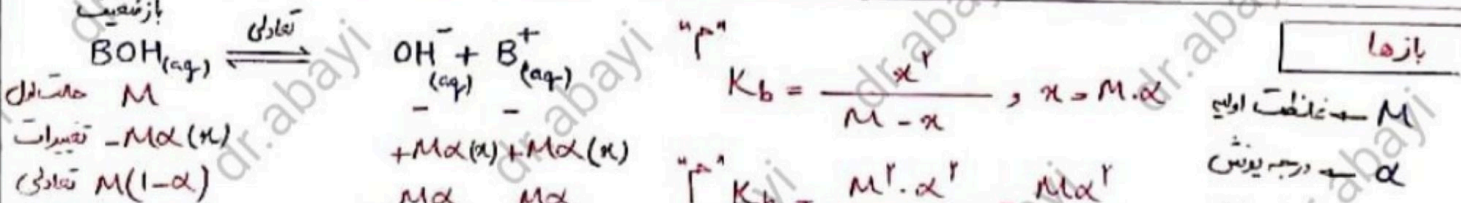
- M ← غلظت اولیه
- α ← درجه یونش
- K_a ← ثابت یونش

* در اینجا عبارت $M\alpha$ در واقع همان α است که در متقابل می نوشتیم اما چون درجه یونش داریم اینگونه مقدر کم شده از واکنش دیده و اضافه نشده به فرورد رانشان می دهیم.

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot M(1-\alpha)}$$

↓
 $M \cdot \alpha$

باز ضعیف



$$K_b = \frac{\alpha^2}{M - \alpha} \text{ و } \alpha = M \cdot \alpha$$

$$K_b = \frac{M \cdot \alpha^2}{M(1-\alpha)} = \frac{M \alpha^2}{1-\alpha}$$

- M ← غلظت اولیه
- α ← درجه یونش
- K_b ← ثابت یونش

* در اینجا نیز عبارت $M\alpha$ در واقع همان α متقابل است.

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M(1-\alpha)}$$

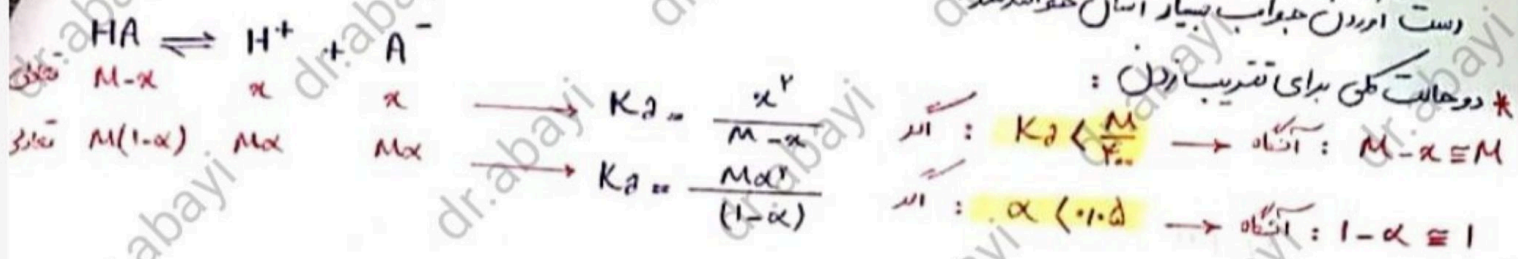
↓
 $M \cdot \alpha$

(۱۳)

تقریب زدن برای α

14/15

تقریب زدن در حل سوالات اسید و باز بسیاری تواند کمک کند باشد و از آنجایی که مقدار α در محاسبات می تواند برای ما بسیار گنجه باشد در بسیاری از موارد اگر بتوان از آن صرف نظر کرد و فقط به دلیل مقدار بسیار کم آن $1-\alpha$ را ≈ 1 در نظر بگیریم دست آوردن جواب بسیار آسان خواهد شد.



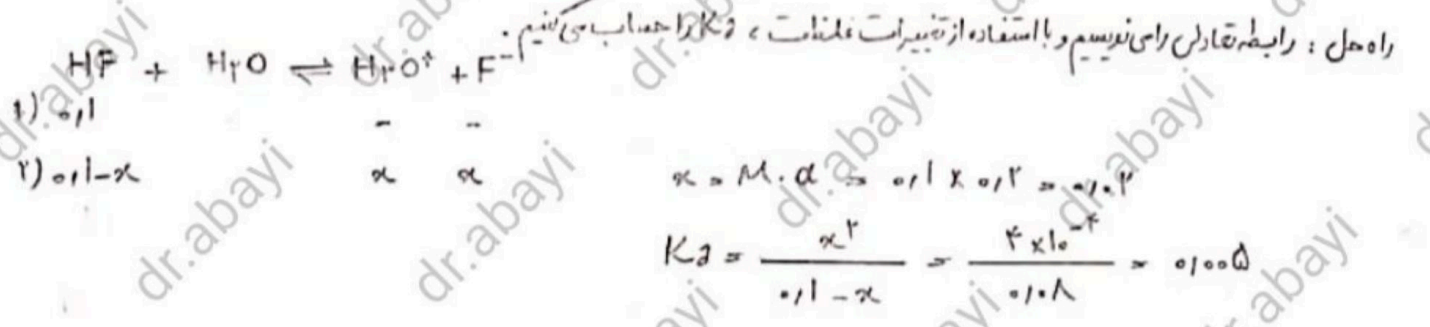
↓

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

(در شرایط تقریب زدن همیشه)

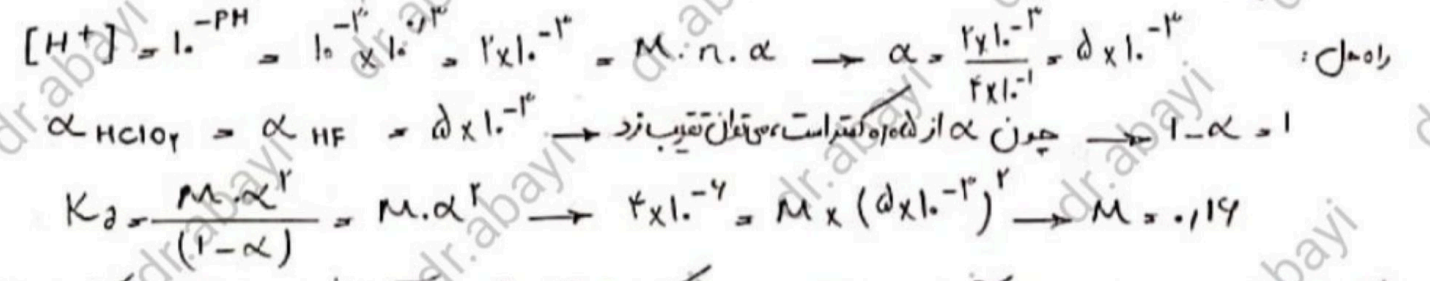
* همین دو حالت در تقریب زدن برای بازها نیز صادق می باشد.
 مثال ۱۳) اگر بدانیم در دمای تعیین در محلول ۰۱ مولار هیدروفلوریک اسید درجه یونش این اسید برابر ۰۱۲ است ثابت یونش اسیدی (K_a) آن کدام است؟

- ۱) ۰۱۰۰۵ ۲) ۰۱۰۰۲ ۳) ۰۱۰۰۴ ۴) ۰۱۰۰۸



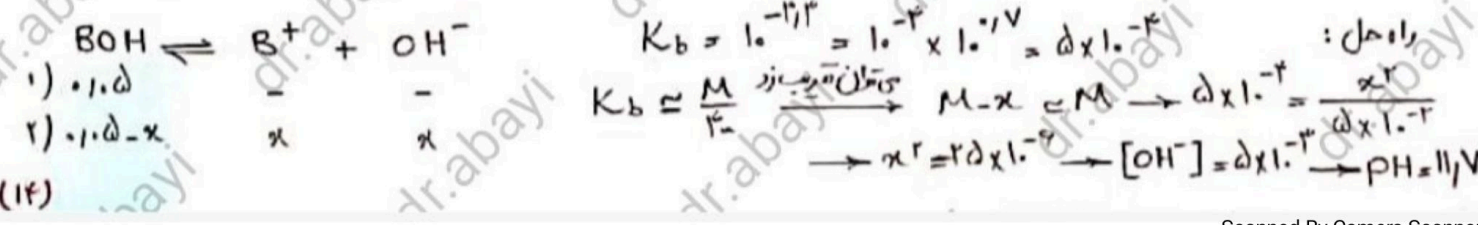
مثال ۱۴) درصد تفلیت یونی محلول کلرواسید بار صورت تفلیت یونی محلول از HF با $pH=2.7$ و غلظت ۰۱۴ مولار برابر است. اگر بدانیم در دمای آزمایش ثابت یونش اسیدی (K_a) کلرواسید برابر 4×10^{-4} است، غلظت مولار این اسید کدام است؟

- ۱) ۰۱۶ ۲) ۰۱۸ ۳) ۰۱۰۰۸ ۴) ۰۱۰۱۶



مثال ۱۵) pH محلولی از دی سول آمین به غلظت ۰۵ مولار کدام است؟ (در دمای آزمایش، pK_b دی سول آمین برابر ۱۱.۳ است)

- ۱) ۱۱.۷ ۲) ۱۲.۳ ۳) ۱۱.۳ ۴) ۱۲.۷



۱) در انحلال شدن چند مول از اسید HA که pK_a آن برابر صفر است، در یک لیتر آب مقطر، PH محلول به چقدر می رسد؟ (تجربی - ۹۳)

- ۱) ۱
- ۲) ۲
- ۳) ۳
- ۴) ۴

۲) اگر در جداسازی یک باز ضعیف $B(OH)$ در محلول ۱ مول آن برابر ۰.۱ باشد، pK_b این باز و PH تقریبی این محلول به ترتیب از راست به چپ کدام هستند؟ (ریاضی خارج - ۹۴)

- ۱) ۴ - ۱۰
- ۲) ۲ - ۱۲
- ۳) ۲ - ۱۰
- ۴) ۴ - ۱۲

۳) PH دو لیتر محلول هیدروکلریک اسید ۰.۱ مولار، با افزودن چند گرم پتاسیم هیدروکسید ($M = 56 \frac{g}{mol}$) به ترتیب دو برابر می شود؟ (ریاضی - ۹۳)

- ۱) ۵.۶
- ۲) ۵.۵
- ۳) ۱۱.۰
- ۴) ۱۱.۱

۴) در صورتی که ۱ mL از محلول غلیظ اسید قوی HA با چگالی $2.15 \frac{g}{mL}$ تا ۱۰۰ mL آبیق و به آن 0.149 g سدیم هیدروکسید افزوده شود، محلولی با $PH = 2$ حاصل می شود. در هر چه می محلول اسید اولیه کدام است؟ ($M_{NaOH} = 40$ ، $M_{HA} = 150$) (تجربی - ۹۳)

- ۱) ۶
- ۲) ۲۴
- ۳) ۲۰
- ۴) ۳۶

۵) چند میلی لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با $PH = 11.4$ برای واکنش کامل با 25 mL میلی لیتر محلول 0.1 mol/L سولفوریک اسید نیاز است؟ (ریاضی - ۹۲)

- ۱) ۵۰
- ۲) ۱۰۰
- ۳) ۲۰۰
- ۴) ۲۵۰

۶) 50 mL میلی لیتر محلول آمونیاک با $PH = 11.7$ و درجه یونش 0.05 ، چند لیتر محلول 0.5 mol/L نیتروژن اسید را به طور کامل خنثی می کند؟ (تالیفی)

- ۱) ۱۱۲.۵
- ۲) ۲۱.۵
- ۳) ۰.۱۸
- ۴) ۰.۱۲۵

۷) اگر 0.1 mol فلز M را در 50 mL میلی لیتر محلول ۱ مولار دیدروکلریک اسید وارد کرده و پس از پایان واکنش، اسید اضافی با 20 mL میلی لیتر محلول 1.5 mol/L پتاسیم هیدروکسید خنثی شود، این فلز در کدام دوره چهارم جدول تناوبی، می تواند جای داشته باشد؟ (تجربی - ۹۸)

- ۱) ۱۳
- ۲) ۱۱
- ۳) ۸
- ۴) ۱

۸) 4.18 mL میلی لیتر $HCl(g)$ در شرایط STP در نیم لیتر آب مقطر به طور کامل حل شده است. PH تقریبی محلول بدست آمده کدام و در این محلول، غلظت مولار یون هیدرونیوم چند برابر غلظت مولار یون هیدروکسید است؟ (نظام جدید تجربی - ۹۸)

- ۱) 2.6 ، 1.5×10^9
- ۲) 2.6 ، 1.6×10^9
- ۳) 2.4 ، 1.5×10^9
- ۴) 2.4 ، 1.6×10^9