

تقديم به

همهٔ اون بچه‌هایی که می‌خوان سیمی کنکور رو بترکونن!

**۱** خیلی موقع‌ها احساس می‌کنم آدم‌ها در دوران بچگی‌شان خلاق‌تر هستند. نمی‌دانم چرا، شاید چون هنوز چارچوب فکری آدم خیلی شکل نگرفته! البته که برای همه این‌جور نیست و اصلاً اگر این‌جور هم باشد، یک راه حل دارد. راهش این است نگذاریم خلاقیتمان کم شود! برای این کار، راه‌های خیلی زیادی وجود دارد. یکی از این راه‌ها، مسئله حل کردن است، چراکه نمی‌گذارد مغزمان پیر شود!

چند وقت پیش، در کتابی به اسم اندازه‌گیری دنیا، اثر دانیل کلمان، این جمله زیبا را خواندم:  
**«کافی است بدون پیش‌داوری یا عادت‌های ذهنی به مسئله نگاه کنید تا جواب به راحتی خود را نشان بدهد.»**  
 به نظر من که خیلی حرف درستی زده، ولی اگر شما قبول ندارید، مسئله زیر را حل کنید:

**سوال: ۹ نقطهٔ روبه‌رو را با ۴ خط راست به هم وصل کنید، جوری که قلمتان از روی کاغذ برداشته نشود.<sup>۱</sup>**



**۲** طبق روال سال‌های گذشته حدود نصف سؤالات شیمی در کنکور به صورت مستقیم یا غیرمستقیم یک ربطی به مسئله دارد که اتفاقاً خیلی‌ها به خاطر زمان‌بر بودن این مسئله‌ها، قیدش را می‌زنند! در این کتاب ما سعی کردیم با طرح تست‌های متنوع، نوشتن درس‌نامه‌های مفهومی و آموزش روش‌های حل ساده و تکنیکی، خیال شما را از بابت این مسائل چه در کنکور و چه در هر جای دیگری راحت کنیم!

**۳** حدود ۱۰ سال پیش اولین چاپ این کتاب نوشته شد و تا به الان بیش از ۲۰۰ هزار جلد از این کتاب به فروش رسیده که خودش گویای همه‌چیز است. در آپدیت جدید کتاب، تغییرات مفصلی داشتیم که در مقدمهٔ مؤلفان کامل توضیح داده شده است. خیلی خیلی ممنونم از دوستان کاربلدم، حسین، عباس و فرشاد عزیز (به ترتیب سن) که برای ویرایش جدید این کتاب سنگ تمام گذاشتند. یک تشکر ویژه از خانم مونا باجلان و البته خانم الهه آرانی (در شروع پروژه) که کارهای این کتاب را به خوبی به جلو بردند و سپاس فراوان از مریم براتی به خاطر تمام کارهای خویش! عادت‌های ذهنت را فراموش کن!



## این کتاب شامل محتوای تکمیلی است.

اول صفحه‌های سؤال این کتاب، آیکون  رو می‌بینی. با اسکن QR Code پشت جلد کتاب و وارد کردن شمارهٔ اون فصل، می‌تونی پاسخ سؤالات سطح سوم کتاب رو ببینی!  
 محتواهای جالب دیگه‌ای هم در آینده، همین‌جا براتون می‌ذاریم! پس هر چند وقت یه بار یه سری به اینجا بزن!



سلام به همه بچه‌های گل کنکوری! امیدواریم حالتون عالی باشه.

مطمئنیم شما که الان این کتاب رو دست گرفتید، هدف فقط و فقط یه چیزه: ترکوندن کنکور! ایده نوشتن کتاب مسائل شیمی خیلی سبز حدود ۱۰ سال پیش برای اولین بار مطرح شد و از همون اول هم حاصل یه کار تیمی فوق‌العاده بین مؤلف‌ها، ویراستاران و کلی آدم خفن دیگه بود. وقتی این کتاب اولین بار منتشر شد، هیچ کتاب دیگه‌ای شبیه بهش نبود! درسته که توی این سال‌ها، خیلی‌ها سعی کردن محتوایی مشابه این کتاب رو تولید کنن، اما این تلاش‌ها هیچ وقت موفق نبودن و هنوز هم بعد از این همه سال، مسائل شیمی خیلی سبز با اختلاف بهترین، خفن‌ترین و پرفروش‌ترین کتاب مسئله‌محور شیمی کنکور به حساب میاد!

اما این بار توی ویرایش جدید، دست به یک به‌روزرسانی اساسی زدیم؛ تغییراتی که باعث شده کتاب کاملاً منطبق بر کنکورهای جدید باشه و از همیشه کاربردی‌تر و بهتر بشه. حالا دیگه هر دانش‌آموزی، در هر سطحی که باشه، می‌تونه به راحتی از این کتاب استفاده کنه و شیمی رو بهتر از همیشه یاد بگیره!

و اما مهم‌ترین تغییر این ویرایش جدید که مطمئنیم عاشقش می‌شی، این‌ها هستن:

۱ درس‌نامه‌ها رو کاملاً بازنویسی و پیرایش کردیم و کلی تکنیک خفن، روش و تیپ‌بندی‌های جدید و فوق‌العاده بهشون اضافه کردیم. حالا درس‌نامه‌ها خیلی روون‌تر شدن، روش‌های جدیدتر و خفن‌تری دارن، تست‌هاشون آپدیت‌تره و از همه مهم‌تر، خیلی یاددهنده‌تر و جذاب‌تر از قبل هستن.

۲ تعداد تست‌ها رو افزایش دادیم تا کتاب پوشش کامل‌تری از مباحث داشته باشه و عالی‌تر از قبل بشه!

۳ تست‌ها رو به سه صورت سه‌سطحی (آسان، متوسط و دشوار) طبقه‌بندی کردیم تا یادگیری اصولی و گام‌به‌گام باشه.

۴ پاسخ‌نامه‌ها رو هم به‌روز کردیم و کلی تکنیک سریع و کاربردی بهشون اضافه کردیم تا راحت‌تر از همیشه تست‌ها رو درک کنی.

حالا یه توضیح کوتاه درباره رنگ‌ها و نمادها:

- تست‌های سطح اول (آسان) با رنگ **آبی** مشخص شدن؛ برای دست‌گرمی، مرور روابط و فرمول‌ها و آشنایی با قالب کلی تست‌ها.
- تست‌های سطح دوم (متوسط) با رنگ **سبز** مشخص شدن؛ این‌ها اصلی‌ترین تست‌ها هستن که برای تمرین دقیق و اصولی مسائل شیمی طراحی شدن و بیشترین تمرکز باید روی همین‌ها باشه، چون اغلب تست‌های کنکور، توی همین دسته قرار می‌گیرن.
- تست‌های سطح سوم (دشوار) با رنگ **قرمز** مشخص شدن؛ این تست‌ها برای تقویت قدرت و ایده‌پردازی و آمادگی کامل برای مواجهه با هر تست خاص و عجیب و غریبی توی کنکور طراحی شدن. بهتره بعد از مسلط شدن روی تست‌های سطح دوم، بری سراغ این تست‌ها! پاسخ‌نامه این تست‌ها در ضمیمه کتاب قرار داره. برای دانلودش، QR Code کنار تست‌ها رو اسکن کنین.
- کنار بعضی از تست‌ها نماد (🔥) رو گذاشتیم که مخصوص مرور و جمع‌بندی و در دوران جمع‌بندی کنکور، خیلی به کارتون میاد. توی پاسخ‌نامه هم نمادهای ویژه‌ای گذاشتیم:

**تیزبازی** : برای تکنیک‌های خفن و سریع در حل تست‌ها

**راه‌دررو** : میانبرهایی که بهت کمک می‌کنه تست‌ها رو سه‌سوته بزنی!

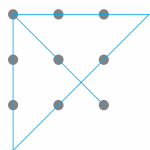
**یه‌جور‌دیگه** : روش دومی که برای حل یک تست بهت کمک می‌کنه.

**فلق‌محاسباتی** : تکنیک‌های محاسباتی فوق‌العاده برای ساده کردن محاسبات در حل تست‌ها

در آخر هم یک تشکر ویژه داریم از همه افرادی که در طول این سال‌ها به ما کمک کردن، از جمله ویراستاران، مسئولین پروژه و کلی آدم دیگه! اسامی این افراد اون‌قدر زیاده که شاید توی یه صفحه هم جا نشه. از همین‌جا، از تک‌تک این افراد، به‌خصوص مهندس ایمان سلیمان‌زاده که همیشه حامی این کتاب بودن، تشکر و تقدیر می‌کنیم!

حالا دیگه وقتشه بری و شیمی کنکور رو بترکونی! مطمئنیم یک آینده‌قشنگ، برای خودت رقم می‌زنی!

فرشاد هادیان‌فرد، عباس سرمایه، حسین ابروانی



جواب سؤال مقدمه ناشر:

فقط کافی است از چارچوب فکری‌تان خارج شوید!

# فهرست

## پایه دهم

- ۷ فصل ۱: کیهان زادگاه عناصر
- ۲۶ فصل ۲: رد پای گازها در زندگی
- ۵۶ فصل ۳: آب، آهنگ زندگی

## پایه یازدهم

- ۱۰۵ فصل ۱: قدر هدایای زمینی را بدانیم
- ۱۲۸ فصل ۲: در پی غذای سالم
- ۱۷۰ فصل ۳: پوشاک، نیازی پایان‌ناپذیر

## پایه دوازدهم

- ۱۹۱ فصل ۱: مولکول‌ها در خدمت تندرستی
- ۲۲۲ فصل ۲: آسایش و رفاه در سایه شیمی
- ۲۴۰ فصل ۳: شیمی جلوه‌ای از هنر، زیبایی و ماندگاری
- ۲۵۲ فصل ۴: شیمی، راهی به سوی آینده‌ای روشن‌تر
- ۲۷۸ پاسخ‌نامه تشریحی
- ۴۵۸ پاسخ‌نامه کلیدی

**تست** اگر ۹/۰ گرم از باز ضعیف BOH(s) با جرم مولی ۴۵ گرم بر مول و درصد تفکیک ۳٪ به ۱۰۰ میلی لیتر آب اضافه شود، غلظت یون هیدروکسید و ثابت یونش بازی بر حسب مول بر لیتر به تقریب کدام است؟

$$۱/۸ \times ۱۰^{-۴}, ۰/۰۰۶ (۴)$$

$$۱/۸ \times ۱۰^{-۴}, ۰/۰۰۳ (۳)$$

$$۳/۶ \times ۱۰^{-۴}, ۰/۰۰۶ (۲)$$

$$۳/۶ \times ۱۰^{-۴}, ۰/۰۰۳ (۱)$$

**پاسخ** **گام اول** غلظت مولی باز BOH را حساب می کنیم:

$$n_{BOH} = \frac{9 \times 10^{-1}}{45} \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{45 \text{ g}} = 0.02 \text{ mol} \quad V = 100 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.1 \text{ L} \quad M_b = \frac{0.02 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \alpha M_b = 0.03 \times 0.2 = 0.006 \text{ mol.L}^{-1}$$

**گام دوم** غلظت یون هیدروکسید برابر است با:

$$K_b = \alpha^2 M_b = (0.03)^2 \times 0.2 = 9 \times 10^{-4} \times 0.2 = 1.8 \times 10^{-4}$$

**گام سوم** ثابت یونش بازی به طور تقریبی برابر است با:

**گزینه (۴) صحیح است.**

## مسائل pH

از آن جا که معمولاً کارکردن با مقدار عددی غلظت یون هیدرونیوم در محیط های مختلف دشوار است، شیمی دان ها برای راحت تر تشخیص دادن میزان اسیدی بودن یا بازی بودن، از کمیتی به نام pH (بخوانید پی اچ) استفاده می کنند.

**مثال** در محلولی از HF که در آن غلظت یون  $H^+$  برابر  $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  است، اگر به جای  $[H^+]$  از pH استفاده کنیم با عددهای ساده تری سروکار خواهیم داشت:  $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-4}) = -(-4) = 4$

با افزایش غلظت  $H^+$ ، pH محلول کاهش می یابد. بنابراین محلولی که میزان اسیدی بودن آن بیشتر باشد، غلظت  $H^+$  در آن بیشتر بوده و pH آن کم تر است.

کاهش pH  $\propto$  افزایش  $[H^+]$   $\propto$  افزایش میزان اسیدی بودن

## تیب ۱ محاسبه pH با استفاده از $[H^+]$

در بعضی تست ها، غلظت یون هیدرونیوم را داریم و برای محاسبه pH فقط باید از غلظت ها،  $-\log$  بگیریم.

حالا که سروکله لگاریتم در شیمی هم پیدا شده، بد نیست یادی از قواعد لگاریتم کنیم. (در همه روابط زیر، لگاریتم در مبنای ۱۰ فرض شده است.)

$$\log a^n = n \log a \Rightarrow \log 25 = \log 5^2 = 2 \log 5$$

$$\log(a \times b) = \log a + \log b \Rightarrow \log 6 = \log(2 \times 3) = \log 2 + \log 3$$

$$\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log a - \log b \Rightarrow \log \frac{2}{3} = \log 2 - \log 3$$

$$\log\left(\frac{1}{a}\right) = \log a^{-1} = -\log a \Rightarrow \log\left(\frac{1}{3}\right) = -\log 3$$

$$10^{\log a} = a \Rightarrow 10^{\log 2} = 2$$

$$\log 1 = 0, \log 10 = 1, \log 2 = 0.3, \log 3 = 0.48, \log 5 = 0.7, \log 7 = 0.85$$

**توجه** بهتر است لگاریتم چند عدد مقابل را بلد باشیم:

**پیشنهاد** ما این است که برای تبدیل  $[H^+]$  به pH از الگوی مقابل استفاده کنید:

|         |                    |                              |
|---------|--------------------|------------------------------|
| $[H^+]$ | $a \times 10^{-b}$ | $2 \times 10^{-4}$           |
|         | $\downarrow$       | $\downarrow$                 |
| pH      | $b - \log a$       | $4 - \log 2 = 4 - 0.3 = 3.7$ |

**مثال** با توجه به غلظت  $H^+$  در هر یک از محلول های زیر، pH این محلول ها را محاسبه کنید.

(آ)  $[H^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  (ب)  $[H^+] = 6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  (پ)  $[H^+] = 5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  (ت)  $[H^+] = 5/4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$$

**پاسخ راه ۱** (آ)

$$pH = -\log[H^+] = -\log(6 \times 10^{-3}) = -\log(2 \times 3 \times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 3 + \log 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 3 - 3) = 3 - \log 2 - \log 3 = 3 - 0.3 - 0.48 = 2.22$$

(ب)

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-5}) = -(\log 5 + \log 10^{-5}) = -(\log 5 - 5) = 5 - \log 5 = 5 - 0.7 = 4.3$$

(پ)

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5/4 \times 10^{-3}) = -\log(2 \times 2 \times 5/4 \times 10^{-3}) = -\log(2 \times 3 \times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 3 + \log 10^{-3}) = 3 - \log 2 - \log 3 = 2.22$$

(ت)

$$= -(\log 2 + \log 3 + \log 10^{-3}) = 3 - \log 2 - \log 3 = 2.22$$

**راه ۲**

|         |                    |                    |                                           |                    |                                                       |
|---------|--------------------|--------------------|-------------------------------------------|--------------------|-------------------------------------------------------|
| $[H^+]$ | $a \times 10^{-b}$ | $1 \times 10^{-3}$ | $6 \times 10^{-3}$                        | $5 \times 10^{-5}$ | $5/4 \times 10^{-3} = 54 \times 10^{-4}$              |
|         | $\downarrow$       | $\downarrow$       | $\downarrow$                              | $\downarrow$       | $\downarrow$                                          |
| pH      | $b - \log a$       | $3 - \log 1 = 3$   | $3 - \log 6 = 3 - \log 2 - \log 3 = 2.22$ | $5 - \log 5 = 4.3$ | $4 - \log 54 = 4 - \log 2 - (3 \times \log 3) = 2.22$ |



## تیب ۲ محاسبه $[H^+]$ با استفاده از pH

در بعضی از تست‌ها، pH محلول را می‌دهند و غلظت یون هیدرونیوم ( $[H^+]$ ) را می‌خواهند؛ برای حل این تست‌ها از رابطه زیر استفاده می‌کنیم:

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

| pH      | $b - \log a$       | $1/3 = 2 - 0/7 = 2 - \log 5$ مثال |
|---------|--------------------|-----------------------------------|
| $[H^+]$ | $a \times 10^{-b}$ | $5 \times 10^{-2}$                |

هم‌چنان پیشنهاد ما، استفاده از الگوی مقابل است:

مثال با توجه به pH محلول‌های داده‌شده، غلظت یون هیدرونیوم را تعیین کنید.

ب)  $pH = 1/3$

آ)  $pH = 3/52$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3/52}$$

پاسخ راه ۱) آ) با توجه به رابطه pH داریم:

برای محاسبه مقدار  $10^{-3/52}$  اول آن را به صورت  $10^{-4} \times 10^{+0/48}$  می‌نویسیم. از آن‌جا که می‌دانیم  $\log 3 = 0/48$  است، به جای  $10^{+0/48}$  قرار می‌دهیم  $10^{\log 3}$ .

$$[H^+] = 10^{-3/52} = 10^{-4} \times 10^{+0/48} = 10^{-4} \times 10^{\log 3}$$

$$[H^+] = 10^{-4} \times 3 = 3 \times 10^{-4} = 0/0003 \text{ mol.L}^{-1}$$

از طرفی می‌دانیم  $10^{\log 3} = 3$  است؛ بنابراین:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1/3} = 10^{-2} \times 10^{+0/7}$$

(ب) به همین ترتیب داریم:

$$[H^+] = 10^{-2} \times 10^{\log 5} = 10^{-2} \times 5 = 0/05 \text{ mol.L}^{-1}$$

$\log 5 = 0/7$  است؛ بنابراین:

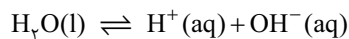
| pH      | $b - \log a$       | آ) $3/52 = 4 - 0/48 = 4 - \log 3$ | ب) $1/3 = 2 - 0/7 = 2 - \log 5$ |
|---------|--------------------|-----------------------------------|---------------------------------|
| $[H^+]$ | $a \times 10^{-b}$ | $3 \times 10^{-4}$                | $5 \times 10^{-2}$              |

راه ۲)

واکنش خودیونش آب: مولکول‌های آب، می‌توانند به یون‌های مثبت و منفی یونیده شوند. به این واکنش اصطلاحاً واکنش خودیونش آب گفته می‌شود. از آن‌جا

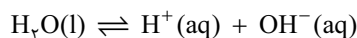
که خودیونش آب، یک واکنش تعادلی است، مثل همه واکنش‌ها ثابت تعادل دارد.

ثابت تعادل واکنش خودیونش آب ( $K_w$ ) در دمای اتاق ( $25^\circ\text{C}$ )، برابر با  $1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$  است.



$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

وقتی آب خالص باشد، یعنی یون‌های  $H^+(aq)$  و  $OH^-(aq)$  غلظت اولیه ندارند، پس با توجه به ثابت تعادل خودیونش آب، می‌توانیم غلظت آن‌ها را حساب کنیم.



غلظت اولیه:

۰

۰

غلظت نهایی:

x

x

$$K_w = [H^+][OH^-], [H^+] = [OH^-]$$

اگر در عبارت ثابت تعادل به جای غلظت یون هیدروکسید ( $[OH^-]$ )، غلظت یون هیدرونیوم ( $[H^+]$ ) را قرار دهیم، خواهیم داشت:

$$K_w = [H^+] \times [H^+] \Rightarrow K_w = [H^+]^2 \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$25^\circ\text{C} \text{ در دمای خالص و دمای } [H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}, \text{ pH} = -\log[H^+] = -\log(10^{-7}) = 7$$

در نتیجه:

می‌دانیم که در هر محلول آبی، همواره تعادل خودیونش آب برقرار است و مقدار ثابت تعادل آن ( $K_w$ ) در دمای معین، ثابت است.

هر نوع تغییری در غلظت یون  $H^+$  یا  $OH^-$ ، هیچ تأثیری بر مقدار  $K_w$  ندارد. یعنی اگر غلظت یون  $H^+$  را افزایش دهیم، غلظت یون  $OH^-$  کاهش می‌یابد.

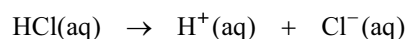
تا حاصل ضرب آن‌ها ( $K_w$ ) همواره ثابت بماند. بنابراین می‌توانیم غلظت یون هیدرونیوم ( $[H^+]$ ) را از روی غلظت یون هیدروکسید ( $[OH^-]$ ) حساب کنیم:

$$K_w = [H^+][OH^-] \Rightarrow [H^+] = K_w \times \frac{1}{[OH^-]} \xrightarrow{\text{در دمای } 25^\circ\text{C}} [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

## تیب ۳ محاسبه pH اسیدهای قوی

اسیدهای قوی در آب، به طور کامل یونیده شده و یون هیدرونیوم ( $H^+$ ) تولید می‌کنند. مثلاً هیدروکلریک اسید، یک اسید قوی است. وقتی HCl را در آب بریزیم

به طور کامل به یون‌های هیدرونیوم و کلرید یونیده می‌شود. اگر غلظت اولیه HCl،  $M_a$  مول بر لیتر باشد، با توجه به روابط استوکیومتری می‌توانیم بنویسیم:



غلظت اولیه (پیش از یونش):  $M_a$

۰

۰

غلظت نهایی (پس از یونش):

$M_a$

$M_a$

$$[H^+] = [HCl]_{\text{اولیه}} = M_a \text{ mol.L}^{-1}, \text{ pH} = -\log[H^+] = -\log M_a$$

بنابراین:

۱- موازنه باشد که در دمای اتاق  $K_w$  برابر  $1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$  است. اگر دما تغییر کند، مقدار  $K_w$  هم تغییر می‌کند.

$$[H^+] = 2M_a$$

در اثر حل شدن اسید  $H_2SO_4$  در آب، دو ذره  $H^+$  تولید می شود؛ بنابراین در مورد  $H_2SO_4$  داریم:

تذکره اگر تستی تغییر pH را نسبت به آب خالص از ما خواست، با فرض دمای  $25^\circ C$ ، pH آب خالص را ۷ در نظر می گیریم.

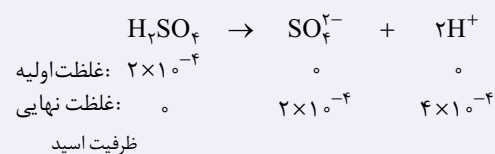
**تست** غلظت گوگرد در یک نمونه گازوئیل برابر  $6400 \text{ ppm}$  است. با فرض سوختن کامل گوگرد در موتور و تبدیل گاز حاصل به سولفوریک اسید در آب، اسید حاصل از سوختن یک کیلوگرم از این سوخت می تواند pH آب خالص یک مخزن  $1000$  لیتری را به تقریب چند واحد کاهش دهد؟ (در شرایط آزمایش، هر دو مرحله یونش اسید را کامل فرض کنید.) ( $S = 32, O = 16, H = 1; g.mol^{-1}$ ) (سراسری ریاضی ۹۶)

**پاسخ** با توجه به موازنه عنصر گوگرد (S)، به ازای ۱ مول از S در نهایت ۱ مول  $H_2SO_4$  تولید خواهد شد. بنابراین تعداد مول  $H_2SO_4$  حاصل از سوختن ۱ کیلوگرم سوخت برابر است با:

$$1 \text{ kg گازوئیل} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{6400 \text{ g S}}{10^6 \text{ g گازوئیل}} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol S}} = 0.2 \text{ mol } H_2SO_4$$

غلظت نهایی  $H_2SO_4$  در مخزن  $1000$  لیتری برابر است با:

با توجه به فرض تست، هر دو مرحله یونش اسید را کامل فرض می کنیم، پس داریم:



اگر اسید را دوظرفیتی در نظر بگیریم می توانستیم  $[H^+]$  را از رابطه روبهرو هم حساب کنیم. بنابراین pH محلول نهایی برابر می شود با:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(4 \times 10^{-4}) = -(\log 4 + \log 10^{-4}) = -(2\log 2 + \log 10^{-4}) = -(2(0.3) + (-4)) = 3.4$$

دقت کنید که تست کاهش pH را خواسته است، pH از ۷ در آب خالص به  $3.4$  رسیده است، پس  $3.6$  کاهش یافته است.

گزینه (۱) صحیح است.

**تست** با افزودن یک میلی لیتر محلول  $10$  مولار هیدروکلریک اسید به یک لیتر آب خالص، غلظت تقریبی محلول به دست آمده با یکای ppm و pH آن کدام است؟ ( $HCl = 36.5 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $d \text{ محلول} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$ ) (سراسری ریاضی ۹۶ با تغییر)

**پاسخ** وقتی چگالی برابر  $1 \text{ g.mL}^{-1}$  در نظر گرفته شود، غلظت ppm را می توانیم معادل mg حل شونده در ۱ لیتر محلول در نظر بگیریم؛ بنابراین کافی است تا جرم HCl را برحسب میلی گرم به دست بیاوریم.

$$1 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 365 \text{ mg HCl}$$

پس تا این جاگزینهای (۳) و (۴) را!

حجم محلول نهایی برابر ۱ لیتر است، پس غلظت HCl در محلول نهایی، برابر تعداد مول آن است:

$$1 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}} = 10^{-2} \text{ mol HCl} \Rightarrow [HCl] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

بنابراین pH محلول برابر است با:

$$[H^+] = [HCl] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log 10^{-2} = 2$$

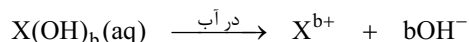
گزینه (۲) صحیح است.

## تئیه ۴ محاسبه pH بازهای قوی

بازهای قوی در آب، به طور کامل یونیده می شوند و یون هیدروکسید ( $OH^-$ ) تولید می کنند.

یک تفاوتی که بازهای قوی دارند این است که بعضی از بازهای قوی چندظرفیتی هستند، به همین دلیل در محاسبه غلظت  $OH^-$  باید به ظرفیت باز هم توجه کنیم. وقتی باز قوی  $X(OH)_b$  را در آب بریزیم، به طور کامل به یون های  $OH^-$  و  $X^{b+}$  یونیده می شود. اگر غلظت اولیه باز  $X(OH)_b$ ،  $M_b$  مول بر لیتر باشد،

با توجه به روابط استوکیومتری داریم:



غلظت اولیه:  $M_b$                       ۰                      ۰

غلظت نهایی:                      ۰                       $M_b$                        $bM_b$

$$[OH^-] = bM_b$$

بنابراین:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

با توجه به غلظت  $OH^-$  و رابطه آن با  $[H^+]$  می توانیم غلظت  $H^+$  و در ادامه pH محلول را حساب کنیم.



در برخی از تست‌ها، تغییر pH را می‌دهند و پارامترهای دیگر مثل غلظت و ... را می‌خواهند. در تست بعدی که یک تست ترکیبی پهنده را طرح زمان انجام واکنش را خواسته! دمش گرم!

**تست** مقداری فلز آلومینیم در یک ظرف دارای ۲ لیتر محلول ۱ مولار سدیم هیدروکسید انداخته شده و طبق معادله موازنه‌نشده:  $\text{Al(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$  وارد واکنش شده است. اگر سرعت متوسط تولید گاز  $\text{H}_2$  برابر  $50 \text{ mL.s}^{-1}$  باشد، pH محلول در ثانیه چندی پس از آغاز واکنش به ۱۳ می‌رسد؟ (حجم مولی گازها در شرایط واکنش برابر ۲۵ L است. فرض کنید فراورده محلول در آب خاصیت بازی چندانی ندارد.)

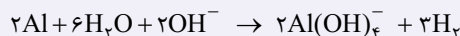
(۱) ۱۵۰ (۲) ۶۷۵ (۳) ۱۱۰۰ (۴) ۱۳۵۰ (سراسری، تجربی، ۹۷)

**پاسخ** تعداد مول اولیه  $\text{OH}^-$  برابر است با:  $2 \text{ L NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 2 \text{ mol OH}^-$

وقتی pH برابر ۱۳ باشد، غلظت  $\text{H}^+$  و در ادامه  $\text{OH}^-$  برابر است با:  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$

بنابراین تعداد مول ثانویه  $\text{OH}^-$  برابر می‌شود با:  $[\text{OH}^-] = \frac{n}{V} \Rightarrow 0.1 = \frac{n_{\text{OH}^-}}{2} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0.2 \text{ mol}$

با توجه به معادله موازنه‌شده و روابط استوکیومتری داریم:



مول اولیه ( $t_1 = 0 \text{ s}$ ): ۲ ۰  
مول نهایی ( $t_2 = ?$ ): ۰/۲ ؟

۱/۸ مول  $\text{OH}^-$  مصرف شده است، پس تعداد مول  $\text{H}_2$  تولیدشده برابر است با:  $1/8 \text{ mol OH}^- \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol OH}^-} = 3/8 \text{ mol H}_2$

با توجه به حجم مولی گازها در این شرایط، حجم گاز  $\text{H}_2$  تولیدی به دست می‌آید:  $3/8 \text{ mol H}_2 \times \frac{25 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 27 \times 25 \times 1000 \text{ mL H}_2$   
حالا با توجه به عبارت سرعت تولید گاز هیدروژن، می‌توانیم  $t_2$  را حساب کنیم:

$$\bar{R}_{(\text{H}_2)} = \frac{\text{حجم H}_2 \text{ تولیدی}}{\text{زمان تولید}} \Rightarrow 50 \text{ mL.s}^{-1} = \frac{27 \times 25 \times 1000}{(t_2 - 0)} \Rightarrow t_2 = \frac{27 \times 25 \times 1000}{50} = \frac{27 \times 25 \times 1000}{50} = 1350 \text{ s}$$

گزینه (۴) صحیح است.

گول قاهر مقلوم تست بعدی رو نفوذ!

**تست** اگر مخلوط a میلی لیتر از هیدروبرمیک اسید با pH = ۱/۴ و b میلی لیتر از محلول همان اسید با pH = ۱/۷، دارای ۰/۰۶ مول یون برمید باشد، a + b می‌تواند برابر با چند میلی لیتر باشد؟

(۱) ۲۰۰ (۲) ۸۰۰ (۳) ۱۲۰۰ (۴) ۱۷۰۰

**پاسخ گام اول** هیدروبرمیک اسید (HBr)، یک اسید قوی تک پروتون دار است که ابتدا باید معادله یونش آن در آب را بنویسیم:



غلظت یون‌های  $\text{H}^+$  و  $\text{Br}^-$  در محلول این اسید، یکسان و برابر با غلظت اولیه اسید است.

**گام دوم** با توجه به pH هر یک از محلول‌ها، غلظت یون  $\text{H}^+$  و در نتیجه غلظت یون  $\text{Br}^-$  را در آن‌ها محاسبه می‌کنیم:

$$\text{pH} = 1/4 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1/4} = 10^{-0.25} = 10^{-0.25} \times 10^{-2} = (10^{-0.75})^2 \times 10^{-2} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{Br}^-] = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 1/7 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1/7} = 10^{-0.14} = 10^{-0.14} \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{Br}^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**گام سوم** غلظت یون  $\text{Br}^-$  در محلول نهایی با حجم (a + b) میلی لیتر، باید بین ۰/۰۲ و ۰/۰۴ باشد؛ بر این اساس می‌توانیم بازه قابل قبول برای حجم محلول نهایی را بیابیم:

$$0.02 \leq \frac{\text{مول Br}^-}{\text{حجم محلول}} \leq 0.04 \Rightarrow a + b = \frac{0.06}{0.02} \times \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 3000 \text{ mL}$$

$$0.04 \leq \frac{\text{مول Br}^-}{\text{حجم محلول}} \leq 0.06 \Rightarrow a + b = \frac{0.06}{0.04} \times \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1500 \text{ mL}$$

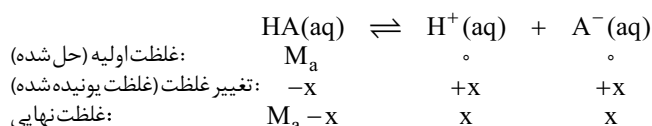
بنابراین حجم محلول نهایی می‌تواند بین  $1500 < a + b < 3000 \text{ mL}$  میلی لیتر باشد که از میان گزینه‌ها، فقط گزینه (۴) در این بازه قرار دارد.

$$\begin{array}{ccc} \text{Br}^- \text{ یون } 0.04 \text{ mol.L}^{-1} & \xleftrightarrow{1500 \text{ mL} < a+b < 3000 \text{ mL}} & \text{Br}^- \text{ یون } 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \\ \text{حجم محلول } (a+b) = 1500 \text{ mL} & & \text{حجم محلول } (a+b) = 3000 \text{ mL} \end{array}$$

گزینه (۴) صحیح است.

### تپ ۵ محاسبه pH اسیدهای ضعیف

اسیدهای ضعیف در آب، به طور جزئی یونیده می‌شوند و یونیده شدن آن‌ها با کمیتی به نام درجه یونش ( $\alpha$ ) بررسی می‌شود. اگر غلظت اولیه یک اسید ضعیف مثل HA برابر  $M_a$  و درجه یونش آن برابر  $\alpha$  باشد، با توجه به معادله یونش جزئی آن داریم:



با توجه به رابطه  $\alpha$  داریم:

$$\alpha = \frac{\text{غلظت یونیده شده}}{\text{غلظت کل حل شده}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{M_a} \Rightarrow x = [H^+] = \alpha M_a$$

بنابراین:

$$[H^+] = \alpha M_a$$

بعد از محاسبه  $[H^+]$  می‌توانیم به راحتی، pH محلول را هم حساب کنیم.

در این روابط،  $\alpha$  درجه یونش است نه درصد یونش! اگر درصد یونش را به شما دادند اول آن را به ۱۰۰ تقسیم کنید، بعد در این روابط به کار ببرید.

**تست** اگر pH محلول اسید ضعیف HA که در هر میلی‌لیتر آن  $2 \times 10^{-7}$  مول از آن وجود دارد، برابر ۵ باشد، درصد تفکیک یونی آن در شرایط آزمایش کدام است؟

- (۱) ۰/۴ (۲) ۰/۲ (۳) ۴ (۴) ۲ (سراسری ریاضی ۹۵)

**پاسخ** اول غلظت محلول HA را حساب می‌کنیم.

$$M_a = [HA] = \frac{2 \times 10^{-7} \text{ mol}}{0.001 \text{ L}} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

اگر pH برابر ۵ باشد، غلظت  $H^+$  در آن برابر  $10^{-5}$  خواهد بود.

بنابراین به سادگی درجه یونش و در ادامه، درصد یونش حساب می‌شود:

$$[H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-5} = \alpha \times 2 \times 10^{-4} \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-5}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-2} \Rightarrow \alpha \times 100 = 5\% = \text{درصد یونش } (\alpha)$$

گزینه (۳) صحیح است.

حالا به تست دشوارتر!

**تست** pH محلول  $2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  هیدروکلریک اسید، چند برابر pH محلولی از یک اسید ضعیف HA با غلظت  $0.005 \text{ mol.L}^{-1}$  و درصد تفکیک یونی ۲ درصد است؟

- (۱) ۰/۷۴ (۲) ۰/۸۵ (۳) ۱/۲۵ (۴) ۲/۱۵ (سراسری تجربی ۸۹)

**پاسخ** اول pH محلول HCl را حساب می‌کنیم.

$$[H^+] = M_a = 2 \times 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-4}) = -\log 2 - \log 10^{-4} = -0.3 + 4 = 3.7$$

غلظت  $H^+$  در اسید ضعیف HA برابر است با:

$$[H^+] = \alpha M_a = 2 \times 10^{-3} \times 0.005 = 10^{-5} \text{ M}$$

بنابراین pH آن برابر ۵ است.

نسبت pH محلول HCl به pH محلول HA برابر است با:

$$\frac{3.7}{5} = \frac{7.4}{10} = 0.74$$

گزینه (۱) صحیح است.

و حتی دشوارتر!

**تست** در دمای معین، درصد یونش اسید HA برابر ۴ بوده و درصد یونش اسید HB دو برابر آن است. اگر در دو ظرف جداگانه، غلظت HA دو برابر غلظت HB باشد، تفاوت غلظت تعادلی اسیدهای یونش‌نیافته چند برابر غلظت یون هیدرونیوم در محلول HA است؟

- (۱) ۴ (۲) ۸ (۳) ۱۲/۵ (۴) ۲۵

**پاسخ** بیا برای حل این تست از آفر به اول پریم! تفاوت غلظت تعادلی اسیدهای یونش‌نیافته یعنی تفاوت غلظت تعادلی  $[HA]$  و  $[HB]$ ؛ بنابراین داریم:

$$[HA] = M_A - [H^+]_A, [HB] = M_B - [H^+]_B \Rightarrow \text{تفاوت غلظت تعادلی اسیدهای یونش‌نیافته} = [HA] - [HB] = M_A - [H^+]_A - (M_B - [H^+]_B)$$

ارتباط بین غلظت  $M_A$  و  $M_B$  را که داریم، غلظت HA دو برابر غلظت HB است:

پس می‌ماند ارتباط بین  $[H^+]_A$  و  $[H^+]_B$ . برای پی‌بردن به این ارتباط از نسبت غلظت  $(M_A = 2M_B)$  و نسبت درجه یونش  $(\alpha_B = 2\alpha_A)$  استفاده می‌کنیم:

$$\frac{[H^+]_A}{[H^+]_B} = \frac{\alpha_A M_A}{\alpha_B M_B} = \frac{\alpha_A \times (2M_B)}{(2\alpha_A) \times M_B} = 1$$

بنابراین در این شرایط معین،  $[H^+]_A$  برابر با  $[H^+]_B$  است.

حالا می‌توانیم تفاوت غلظت تعادلی اسیدهای یونش‌نیافته را حساب کنیم:

$$[HA] - [HB] = M_A - [H^+]_A - (M_B - [H^+]_B) = 2M_B - [H^+]_A - M_B + [H^+]_B = M_B$$

می‌دانیم که  $[H^+]_A = \alpha_A M_A$  است؛ بنابراین نسبت خواسته شده به صورت زیر درمی‌آید:

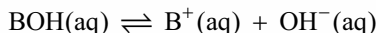
$$\frac{\text{تفاوت غلظت تعادلی اسیدهای یونش‌نیافته}}{\text{غلظت یون هیدرونیوم در محلول HA}} = \frac{M_B}{[H^+]_A} = \frac{M_B}{\alpha_A M_A} = \frac{M_B}{\alpha_A (2M_B)} = \frac{1}{2\alpha_A} = \frac{1}{2 \times 0.04} = \frac{1}{0.08} = \frac{100}{8} = 12.5$$

گزینه (۳) صحیح است.



## تیب ۶ محاسبه pH بازهای ضعیف

بازهای ضعیف به طور جزئی در آب یونیده می‌شوند. اگر غلظت اولیه باز ضعیف یک‌طرفیتی BOH برابر  $M_b$  و درجه یونش آن برابر  $\alpha$  باشد، داریم:



|                               |           |      |      |
|-------------------------------|-----------|------|------|
| غلظت اولیه (حل شده):          | $M_b$     | ۰    | ۰    |
| تغییر غلظت (غلظت یونیده شده): | $-x$      | $+x$ | $+x$ |
| غلظت نهایی:                   | $M_b - x$ | $x$  | $x$  |

$$\alpha = \frac{\text{غلظت یونیده شده}}{\text{غلظت کل حل شده}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{M_b} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = \alpha M_b$$

با توجه به رابطه  $\alpha$  داریم:

$$[\text{OH}^-] = \alpha M_b \quad \text{در بازهای ضعیف}$$

بنابراین:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}, \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

بعد از محاسبه  $[\text{OH}^-]$ ، می‌توانیم  $[\text{H}^+]$  و در ادامه pH را حساب کنیم:

**تست** به تقریب چند گرم از باز ضعیف BOH (s) ( $M = 80 \text{ g.mol}^{-1}$ ) با درصد تفکیک ۲٪ باید به ۲۵۰ mL آب اضافه شود تا محلولی با  $\text{pH} = 11$  به دست آید؟

(سراسری ریاضی ۹۳)

۸ (۴)

۴ (۳)

۲ (۲)

۱ (۱)

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11} \text{ M} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ M}$$

پاسخ pH برابر ۱۱ است؛ یعنی:

در باز ضعیف، درصد تفکیک برابر ۲٪ است یعنی  $\alpha$  برابر ۰/۰۲ است، پس داریم:

$$[\text{OH}^-] = \alpha M_b \Rightarrow 10^{-3} = 0.02 \times M_b \Rightarrow M_b = \frac{10^{-3}}{0.02} = 0.05 \text{ M}$$

حالا می‌توانیم جرم BOH را به ازای ۲۵۰ میلی‌لیتر محلول حساب کنیم:

$$\frac{250 \text{ mL}}{1000} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.05 \text{ mol BOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{80 \text{ g BOH}}{1 \text{ mol BOH}} = \frac{1000 \times 80}{4 \times 20 \times 1000} = 1 \text{ g BOH}$$

گزینه (۱) صحیح است.

## تیب ۷ رقیق یا غلیظ کردن اسیدها یا بازها

**آ. رقیق کردن:** هر چه محلول یک اسید قوی را رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدرونیوم ( $\text{H}^+$ ) در آن کاهش یافته و بنابراین pH افزایش می‌یابد.

هر چه محلول یک باز قوی را رقیق‌تر کنیم، غلظت یون هیدروکسید ( $\text{OH}^-$ ) در آن کاهش یافته و pH محلول کاهش می‌یابد.

رابطه pH با غلظت  $\text{H}^+$  یا  $\text{OH}^-$  رابطه لگاریتمی در مبنای ۱۰ است؛ بنابراین:

**۱** اگر محلول یک اسید قوی را  $10^n$  بار رقیق کنیم، غلظت  $\text{H}^+$  آن،  $10^n$  بار کم‌تر شده و pH آن  $n$  واحد بیشتر می‌شود.

$$[\text{H}^+] = 10^{-x}, \text{pH} = -\log 10^{-x} = x \xrightarrow{10^n \text{ بار رقیق‌تر}} [\text{H}^+] = \frac{10^{-x}}{10^n} = 10^{-x-n} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-x-n} = x+n \Rightarrow \Delta \text{pH} = +n$$

**۲** اگر محلول یک باز قوی را  $10^n$  بار رقیق کنیم، غلظت  $\text{OH}^-$  آن  $10^n$  بار کم‌تر شده و pH آن  $n$  واحد کم‌تر می‌شود.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-x} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-14+x} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14+x} = 14-x$$

$$\xrightarrow{10^n \text{ بار رقیق‌تر}} [\text{OH}^-] = \frac{10^{-x}}{10^n} = 10^{-x-n} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-14+x+n} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14+x+n} = 14-x-n \Rightarrow \Delta \text{pH} = -n$$

**نکته** هر چه اسیدهای قوی یا بازهای قوی رقیق‌تر شوند، pH آن‌ها به ۷ نزدیک‌تر می‌شود؛ پس اگر  $10^n$  بار رقیق شوند، pH آن‌ها  $n$  واحد به ۷ نزدیک‌تر می‌شود. مثلاً آگه غلظت یه اسید ۵ برابر  $(10^{-7})$  برابر رقیق بشه، pH اون ۷ / بیشتر میشه (به ۷ نزدیک‌تر میشه).

**ب. غلیظ کردن:** غلیظ کردن دقیقاً برعکس رقیق کردن است. با غلیظ کردن محلول اسید قوی، غلظت یون هیدرونیوم ( $\text{H}^+$ ) بیشتر شده و pH کاهش می‌یابد.

**۱** اگر محلول یک اسید قوی  $10^n$  بار غلیظ شود، غلظت  $\text{H}^+$  آن  $10^n$  بار بیشتر شده و pH آن  $n$  واحد کم‌تر می‌شود.

$$[\text{H}^+] = 10^{-x}, \text{pH} = -\log 10^{-x} = x \xrightarrow{10^n \text{ بار غلیظ‌تر}} [\text{H}^+] = 10^{-x} \times 10^n = 10^{-x+n}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-x+n} = x-n \Rightarrow \Delta \text{pH} = -n$$

**۲** با غلیظ کردن محلول باز قوی، غلظت یون هیدروکسید ( $\text{OH}^-$ ) بیشتر شده و pH افزایش می‌یابد. اگر محلول یک باز قوی را  $10^n$  بار غلیظ کنیم، غلظت  $\text{OH}^-$  آن  $10^n$  بار بیشتر شده و pH آن  $n$  واحد افزایش می‌یابد.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-x}, [\text{H}^+] = 10^{-14+x} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14+x} = 14-x$$

$$\xrightarrow{10^n \text{ بار غلیظ‌تر}} [\text{OH}^-] = 10^{-x} \times 10^n = 10^{-x+n}, [\text{H}^+] = 10^{-14+x-n} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-14+x-n} = 14-x+n \Rightarrow \Delta \text{pH} = +n$$

**نکته** مطابق نمودار مقابل، هر چه اسیدها یا بازها غلیظ‌تر شوند، از ۷ دورتر می‌شوند؛ پس اگر  $10^n$  بار غلیظ شوند، pH آن‌ها  $n$  واحد از ۷ دورتر می‌شود. مثلاً آگه یه باز ۲ برابر  $(10^{-13})$  برابر غلیظ بشه، pH اون ۳ / بیشتر میشه (از ۷ دورتر میشه).

**حواستون باشه** این روابط، فقط برای اسیدها و بازهای قوی کاربرد دارد.

**نکته** برای اسید ضعیف یا باز ضعیف، اگر چند برابر شدن حجم برابر  $10^n$  باشد، pH محلول  $\frac{1}{n}$  تغییر می‌کند.

| چند برابر شدن حجم              | x                    | $10^n$        | $10^2$                 | ۵                        | ۲                      |
|--------------------------------|----------------------|---------------|------------------------|--------------------------|------------------------|
| تغییر pH برای اسید یا باز قوی  | $\log x$             | n             | ۲                      | ۰/۷                      | ۰/۳                    |
| تغییر pH برای اسید یا باز ضعیف | $\frac{1}{n} \log x$ | $\frac{1}{n}$ | $\frac{1}{2} \times 2$ | $\frac{1}{2} \times 0.7$ | $\frac{1}{2} \times 3$ |

برای محاسبه تغییر pH در اثر رقیق یا غلیظ شدن محلول می‌توانیم از جدول مقابل استفاده کنیم. برای یک اسید یا باز قوی، اگر حجم x برابر شود، تغییر pH برابر  $\log x$  و برای یک اسید یا باز ضعیف، اگر حجم x برابر شود، تغییر pH برابر  $\frac{1}{n} \log x$  خواهد بود.

**تست** اگر به حجم معینی از محلول ۰/۲ مولار سدیم هیدروکسید، همان حجم آب مقطر اضافه شود، pH آن از ..... به ..... می‌رسد که برابر pH محلول ..... مولار آن است.

(سراسری ریاضی ۸۹)

$$0.1-12/7-13/7 \quad 0.1-12/3-13/3 \quad 0.1-12/7-13/7 \quad 0.1-12/7-13/7$$

**پاسخ** سدیم هیدروکسید (NaOH) باز قوی است؛ بنابراین غلظت  $OH^-$  در محلول آن برابر است با:

$$[OH^-] = M_b = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \Rightarrow pH_1 = -\log 5 \times 10^{-14} = -\log 5 - \log 10^{-14} = -0.7 + 14 = 13.3$$

وقتی به همان حجم آب مقطر اضافه کنیم؛ یعنی حجم ۲ برابر یا  $10^{0.3}$  برابر می‌شود؛ بنابراین pH باز به اندازه ۰/۳ کم می‌شود.

$$\Delta pH = -n \Rightarrow \Delta pH = -0.3 \Rightarrow pH_2 = 13$$

اگر pH برابر ۱۳ باشد، غلظت محلول سدیم هیدروکسید برابر است با:

$$pH = 13 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-13} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 0.1 \xrightarrow{[OH^-] = bM_b} M_b = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

**راه دررو** اگر این سؤال را از آخر به اول حل می‌کردیم (بررسی جاخالی دوم و سوم) می‌دیدیم که فقط گزینه (۴) می‌تونه جواب باشه، چون:

$$M_b = 0.1 \Rightarrow [OH^-] = bM_b = 1 \times 0.1 \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} \Rightarrow pH = 13 \quad \times$$

بررسی گزینه‌های (۱) و (۳):

$$M_b = 0.1 \Rightarrow [OH^-] = bM_b = 1 \times 0.1 \Rightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13} \Rightarrow pH = 13 \Rightarrow \text{گزینه (۴)}$$

بررسی گزینه‌های (۲) و (۴):

گزینه (۴) صحیح است.

## تذکره رابطه pH و $K_a$ در اسیدهای ضعیف

رابطه بین  $[H^+]$  و  $K_a$  و همچنین رابطه بین  $[H^+]$  و pH را جداگانه بررسی کردیم. در بعضی از تست‌ها برای یک اسید ضعیف،  $K_a$  را می‌دهند و pH را می‌خواهند؛ برای حل این تست‌ها:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \quad \text{رابطه دقیق (یا } \alpha > 0.01 \text{ یا } K_a > 10^{-5} \text{)} \quad \text{با توجه به رابطه } K_a, [H^+], M_a, \text{ غلظت } H^+ \text{ را حساب می‌کنیم:}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a} \quad \text{رابطه تقریبی (یا } \alpha < 0.01 \text{ یا } K_a < 10^{-5} \text{)} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

با استفاده از غلظت  $H^+$ ، pH را به دست می‌آوریم.

**تست** pH محلول ۰/۲ mol.L<sup>-1</sup> اسید ضعیف HA که  $K_a$  آن برابر  $10^{-1}$  مول بر لیتر است، کدام است؟

(سراسری تجربی ۹۱)

$$1/7 \quad 1/25 \quad 1 \quad 0.7$$

**پاسخ** صورت تست، حرفی از تقریب نزده و همچنین  $K_a > 10^{-5}$  است؛ پس باید به طور دقیق غلظت  $H^+$  را حساب کنیم:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 10^{-1} = \frac{x^2}{0.2 - x} \Rightarrow 0.2 - x = x^2 \Rightarrow x^2 + 0.1x - 0.2 = 0 \quad (x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a}, \Delta = b^2 - 4ac)$$

$$\Rightarrow \begin{cases} x = \frac{-0.1 + \sqrt{0.1^2 - 4 \times (1) \times (-0.2)}}{2} = \frac{-0.1 + \sqrt{0.1 + 0.8}}{2} = \frac{-0.1 + 0.9}{2} = 0.4 \\ x = \frac{-0.1 - \sqrt{0.1^2 - 4 \times (1) \times (-0.2)}}{2} = \text{منفی} \end{cases} \Rightarrow x = [H^+] = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.4 = 1$$

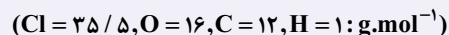
حالا به راحتی pH را به دست می‌آوریم:

گزینه (۲) صحیح است.



در بعضی تست‌ها،  $K_a$  و pH را می‌دهند و ما باید  $M_a$  یا مواردی که مربوط به  $M_a$  است را حساب کنیم.

**تست** چند گرم تری کلرواتانویک اسید ( $Cl_3CCOOH$ ) ( $K_a \approx 2/5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ) را باید در یک لیتر آب حل کرد تا pH محلول به ۱ برسد؟  
(سراسری تجربی ۹۶)



$$22/89 \text{ (۴)}$$

$$16/35 \text{ (۳)}$$

$$8/17 \text{ (۲)}$$

$$6/54 \text{ (۱)}$$

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

پاسخ pH برابر ۱ است؛ بنابراین:

ابتدا با استفاده از رابطه دقیق ( $K_a > 10^{-5}$ ) بین  $[H^+]$ ،  $K_a$  و  $M_a$ ، غلظت اولیه اسید را به دست می‌آوریم:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 2/5 \times 10^{-1} = \frac{(10^{-1})^2}{M_a - 10^{-1}} \Rightarrow 0/25 = \frac{0/01}{M_a - 0/1} \Rightarrow 0/25 M_a - 0/025 = 0/01 \Rightarrow 0/25 M_a = 0/035$$

$$\Rightarrow M_a = 0/035 \times 4 = 0/14 \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا با توجه به جرم مولی تری کلرواتانویک اسید ( $Cl_3CCOOH$ )، جرم آن را حساب می‌کنیم:

$$Cl_3CCOOH \text{ جرم مولی} = 3(35/5) + 2(16) + 2(1) + 1(1) = 163/5 \text{ g.mol}^{-1}$$

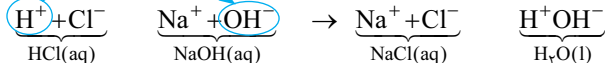
$$1 \text{ L محلول} \times \frac{0/14 \text{ mol } Cl_3CCOOH}{1 \text{ L}} \times \frac{163/5 \text{ g } Cl_3CCOOH}{1 \text{ mol } Cl_3CCOOH} = 1/4 \times 16/35 \approx 32/89 \approx 32/89 \text{ g } Cl_3CCOOH$$

تابلونه که گزینه (۴) میشه

گزینه (۴) صحیح است.

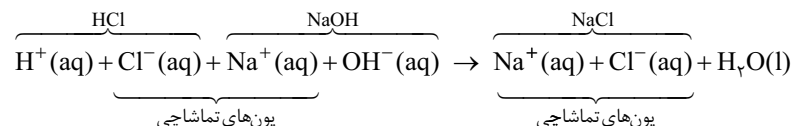
## واکنش اسید - باز

یکی از رفتارهای پرکاربرد اسیدها و بازها، واکنش شیمیایی بین آن‌ها است. برای مثال، به واکنش بین هیدروکلریک اسید (HCl) و سدیم هیدروکسید (NaOH) دقت کنید: اگر بخواهیم از دید میکروسکوپی به این واکنش نگاه کنیم یک همپین اتفاقی رخ می‌دهد:



به یون‌هایی که تأثیری در فعل و انفعال شیمیایی ندارند (مثل  $Na^+$  و  $Cl^-$ ) اصطلاحاً یون تماشاچی می‌گوییم.

**توجه!** یون‌های تماشاچی را می‌توانیم در یک واکنش در نظر نگیریم و از دو طرف واکنش خط بزنی؛ یعنی در واکنش بالا اتفاق اصلی، واکنش بین  $H^+(aq)$  و  $OH^-(aq)$  است که به  $H_2O(l)$  تبدیل می‌شوند.



## واکنش خنثی‌شدن کامل

به واکنش بین یک اسید و یک باز، خنثی‌شدن می‌گوییم. در واکنش خنثی‌شدن کامل، اسید و باز باید به نسبت استوکیومتری با هم واکنش دهند. نسبت استوکیومتری بین یک اسید و یک باز، به ظرفیت آن‌ها بستگی دارد.

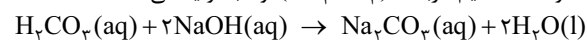
**ظرفیت اسیدی:** به تعداد  $H^+$ هایی که یک اسید می‌تواند آزاد کند، ظرفیت اسیدی (a) می‌گوییم.

**ظرفیت بازی:** به تعداد  $OH^-$ هایی که یک باز می‌تواند آزاد کند، ظرفیت بازی (b) می‌گوییم.

**مثال** ظرفیت اسیدهای  $HCl$ ،  $H_2CO_3$  و  $H_3PO_4$  به ترتیب ۱، ۲ و ۳ بوده و ظرفیت بازهای  $NaOH$  و  $Ba(OH)_2$  به ترتیب ۱ و ۲ است.

**نکته** اسید و باز با هم واکنش می‌دهند و نمک و آب تولید می‌کنند.

**مثال** کربنیک اسید ( $H_2CO_3$ ) و سدیم هیدروکسید ( $NaOH$ ) با هم واکنش می‌دهند و نمک سدیم کربنات ( $Na_2CO_3$ ) و آب تولید می‌کنند:



**نکته** در تست‌های مربوط به خنثی‌شدن، برای نوشتن سریع نسبت ضرایب استوکیومتری می‌توانیم بنویسیم:

a: ظرفیت اسید، b: ظرفیت باز

$$\left. \begin{array}{l} a = 2 \text{ (ظرفیت اسید)} \\ b = 1 \text{ (ظرفیت باز)} \end{array} \right\} \Rightarrow 1 H_2CO_3 + 2 NaOH \rightarrow$$

**مثال** در واکنش بین  $H_2CO_3$  و  $NaOH$  داریم:

$$\left. \begin{array}{l} a = 3 \text{ (ظرفیت اسید)} \\ b = 2 \text{ (ظرفیت باز)} \end{array} \right\} \Rightarrow 2 H_3PO_4 + 3 Ba(OH)_2 \rightarrow$$

**مثال** در واکنش بین  $H_3PO_4$  و  $Ba(OH)_2$  داریم:

**نکته** از آن‌جا که واکنش بین اسید و باز در محلول آبی انجام می‌شود، معمولاً در مسائل خنثی‌شدن، اطلاعات مربوط به آن‌ها، حجم (V) و غلظت مولی (M) است. به همین دلیل می‌توانیم با استفاده از روابط زیر، سه سوت تست‌های مربوط به خنثی‌شدن را حل کنیم.

$$\frac{n_{\text{اسید}}}{\text{ضریب اسید}} = \frac{n_{\text{باز}}}{\text{ضریب باز}} \Rightarrow \frac{n_a}{b} = \frac{n_b}{a} \Rightarrow an_a = bn_b \text{ یا } aM_a V_a = bM_b V_b$$

**نکته** البته اگر اطلاعات اسید یا باز به صورت غلظت مولی (M) نباشد، با استفاده از رابطه  $an_a = bn_b$  تست را حل می‌کنیم. برای محاسبه  $n_a$  یا  $n_b$  می‌توانیم از

هر یک از نسبت‌های معادل  $\frac{\text{مول}}{\text{ضریب}}$  صفحه بعدی استفاده کنیم. البته بدون ضریب!

$$\begin{aligned} \frac{\text{مول}}{\text{ضریب}} &= \frac{\text{تعداد ذرات}}{\text{ضریب} \times 10^{23}} = \frac{\text{گرم}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{گرم ناخالص} \times \frac{P}{100}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{لیتر در STP}}{\text{ضریب} \times 22.4} = \frac{\text{چگالی} \times \text{لیتر}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{لیتر}}{\text{ضریب} \times \text{حجم مولی}} \\ &= \frac{\text{mL محلول} \times d}{\text{گرم محلول}} = \frac{\text{mL محلول} \times d}{\text{گرم محلول} \times a} = \frac{\text{گرم حلال} \times S}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی حل شونده} \times 100} = \frac{M \times V(L)}{\text{ضریب}} = \frac{M \times V(\text{mL})}{\text{ضریب}} = \frac{q}{\Delta H} \end{aligned}$$

**تست** اگر ۴۰ میلی لیتر محلول ۰/۰۲۵ مولار اسید چند ظرفیتی  $H_nA$  با ۷۵ میلی لیتر محلول ۰/۰۲ مولار یک باز دو ظرفیتی  $M(OH)_p$  خنثی شود.  $n$  کدام عدد است؟ (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴ (سراسری ریاضی ۸۸)

**پاسخ راه ۱:** قدم اول نوشتن معادله موازنه شده بین اسید  $H_nA$  و  $M(OH)_p$  است:  $2H_nA + nM(OH)_p \rightarrow M_nA_p + (2n)H_2O$  حالا حجم باز مصرفی را از روی حجم اسید حساب می کنیم: (می دانیم که حجم باز ۷۵ mL است).

$$\begin{aligned} 40 \text{ mL } H_nA \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.025 \text{ mol } H_nA}{1 \text{ L } H_nA} \times \frac{n \text{ mol } M(OH)_p}{2 \text{ mol } H_nA} \times \frac{1 \text{ L } M(OH)_p}{0.02 \text{ mol } M(OH)_p} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} &= 75 \text{ mL} \Rightarrow \frac{40 \times 0.025 \times n}{2 \times 0.02} = 75 \\ \Rightarrow n &= \frac{75 \times 2 \times 0.02}{40 \times 0.025} = 3 \\ aM_aV_a &= bM_bV_b \Rightarrow n \times 0.025 \times 40 = 2 \times 0.02 \times 75 \Rightarrow n = \frac{2 \times 0.02 \times 75}{0.025 \times 40} = 3 \end{aligned}$$

**راه ۲:** با توجه به اطلاعات تست داریم: **گزینه (۳) صحیح است.**

**تست** با افزودن ۱۰ میلی لیتر از محلول یک ترکیب با خاصیت اسیدی قوی (HA) به ۹۰ میلی لیتر آب مقطر، pH محلول به ۲ کاهش می یابد. برای خنثی شدن کامل هر لیتر از محلول غلیظ اولیه این ترکیب اسیدی، چند گرم  $NaOH(s)$  لازم است؟ ( $Na = 23$ ,  $O = 16$ ,  $H = 1$ : g.mol<sup>-1</sup>) (سراسری تجربی ۹۷)

**پاسخ** با توجه به pH محلول نهایی، غلظت  $H^+$  در محلول نهایی برابر است با: بنابراین تعداد مول HA در محلول نهایی (۱۰ + ۹۰ = ۱۰۰ mL) به دست می آید.

$$\begin{aligned} [H^+] &= 10^{-pH} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ [HA] &= [H^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [HA]_{\text{نهایی}} = \frac{n_{HA}}{V} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{n_{HA}}{0.1 \text{ L}} \Rightarrow n_{HA} = 10^{-3} \text{ mol} \\ M_a &= [HA]_{\text{اولیه}} = \frac{n_{HA}}{V_{\text{اولیه}}} = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$

پس غلظت اولیه محلول HA (در ۱۰ میلی لیتر) برابر بوده است با: **راه ۱:** حالا با توجه به واکنش HA و NaOH، جرم NaOH لازم برای خنثی کردن ۱ لیتر از محلول اولیه HA برابر است با:

$$\begin{aligned} NaOH + HA &\rightarrow NaA + H_2O \\ 1 \text{ L HA} \times \frac{0.1 \text{ mol HA}}{1 \text{ L HA}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} &= 4 \text{ g NaOH} \\ a n_a &= b n_b \Rightarrow a M_a V_a = b \times \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH}} \Rightarrow 1 \times 0.1 \times 1 = 1 \times \frac{m_{NaOH}}{40} \Rightarrow m_{NaOH} = 4 \text{ g} \end{aligned}$$

**راه ۲:** با توجه به اطلاعات تست: **گزینه (۲) صحیح است.**

اگر در تستی نسبت یون هیدروکسید به یون هیدرونیوم، یا بالعکس نسبت یون هیدرونیوم به یون هیدروکسید را بهتون دادند، برید سراغ رابطه  $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ .

**تست** اگر نسبت غلظت مولار یون هیدروکسید به یون هیدرونیوم در یک محلول باز قوی برابر  $10^1$  باشد، برای خنثی کردن ۱۰۰ mL از این محلول، چند مول HCl نیاز است؟ (۱)  $10^{-2}$  (۲)  $5 \times 10^{-2}$  (۳)  $10^{-3}$  (۴)  $5 \times 10^{-3}$  (سراسری ریاضی ۹۶)

**پاسخ** با توجه به اطلاعات مسئله و  $K_w$  داریم:

$$\frac{[OH^-]}{[H^+]} = 10^1 \xrightarrow{[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}} \frac{[OH^-]}{\frac{10^{-14}}{[OH^-]}} = 10^1 \Rightarrow \frac{[OH^-]^2}{10^{-14}} = 10^1 \Rightarrow [OH^-]^2 = 10^{-4} \Rightarrow [OH^-] = M_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا حساب می کنیم برای خنثی کردن ۱۰۰ میلی لیتر از محلول باز قوی (XOH)، چند مول HCl لازم است:  $HCl + XOH \rightarrow XCl + H_2O$

$$100 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^{-2} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol}} = 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$a n_a = b M_b V_b \Rightarrow 1 \times n_a = 1 \times 10^{-2} \times 0.1 \Rightarrow n_a = 10^{-3} \text{ mol HCl}$

**راه ۲:** با توجه به اطلاعات تست: **گزینه (۳) صحیح است.**



حالا چند تست هم از واکنش بازها و اسیدهای ضعیف ببینیم. در حل این مسائل، واکنش اسیدها و بازهای ضعیف را کامل در نظر می گیریم.

**تست** اگر درصد یونش یک محلول اتانویک اسید برابر ۲ درصد و pH آن برابر ۲/۷ باشد، ۲۵ میلی لیتر از آن با چند میلی لیتر محلول ۰/۵ مولار آمونیاک واکنش می دهد؟

(سراسری ریاضی ۸۶)

۵۰ (۴)

۲۵ (۳)

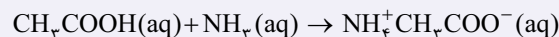
۲۰ (۲)

۱۵ (۱)

$$\alpha = 2\% \Rightarrow \alpha = 0.02$$

پاسخ ابتدا غلظت اولیه اتانویک اسید را حساب می کنیم:

$$pH = 2.7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.7} = 10^{-3} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-3} M \quad [H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 2 \times 10^{-3} = 0.02 \times M_a \Rightarrow M_a = 0.1 M$$



می دانیم هر دو اسید و باز، یک ظرفیتی هستند.

**راه ۱** بنابراین حساب می کنیم چند میلی لیتر  $NH_3$  لازم است تا با ۲۵ میلی لیتر از اسید ۰/۱ مولار واکنش دهد.

$$25 \text{ mL اسید} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.1 \text{ mol اسید}}{1 \text{ L اسید}} \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol اسید}} \times \frac{1 \text{ L } NH_3}{0.05 \text{ mol } NH_3} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 50 \text{ mL } NH_3$$

$$aM_a V_a = bM_b V_b \Rightarrow 1 \times 0.1 \times 25 = 1 \times 0.05 \times V_b \Rightarrow V_b = 50 \text{ mL}$$

**راه ۲** با توجه به اطلاعات تست داریم:

گزینه (۴) صحیح است.

**تست** اگر pH محلولی از یک اسید HA با درصد تفکیک یونی ۱۰٪، برابر ۴ باشد، ۵۰ mL از آن با چند میلی گرم سدیم هیدروژن کربنات ( $NaHCO_3$ ) ۸۰ درصد خالص واکنش می دهد؟ ( $Na = 23, O = 16, C = 12, H = 1; g.mol^{-1}$ )

(سراسری ریاضی ۸۸)

۸/۲۵ (۴)

۴/۲ (۳)

۵/۲۵ (۲)

۲/۴ (۱)

$$\alpha = 10\% \Rightarrow \alpha = 0.1$$

پاسخ **گام اول** محاسبه غلظت اولیه اسید HA است:

$$pH = 4 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} M, [H^+] = \alpha M_a \Rightarrow 10^{-4} = 0.1 \times M_a \Rightarrow M_a = 10^{-3} M$$



واکنش انجام شده به صورت مقابل است:

**گام دوم** حساب می کنیم چند میلی گرم  $NaHCO_3$  ناخالص برای واکنش با ۵۰ میلی لیتر HA نیاز است:

$$50 \text{ mL HA} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{10^{-3} \text{ mol HA}}{1 \text{ L HA}} \times \frac{1 \text{ mol } NaHCO_3}{1 \text{ mol HA}} \times \frac{84 \text{ g } NaHCO_3 \text{ خالص}}{1 \text{ mol } NaHCO_3} \times \frac{100 \text{ g ناخالص}}{80 \text{ g خالص}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = \frac{5 \times 84}{4} = 105 + 1 = 106 \text{ mg}$$

$$= 5.25 \text{ mg } NaHCO_3 \text{ ناخالص}$$

**راه ۲** با استفاده از اطلاعات بالا داریم: (میلی گرم  $NaHCO_3$  را x در نظر می گیریم)

$$a n_a = b n_b \Rightarrow 1 \times 10^{-3} \times \frac{50}{1000} = 1 \times \frac{x}{1000} \times \frac{84}{100} \Rightarrow x = \frac{10^{-3} \times 50 \times 1000 \times 84}{80 \times 4} = \frac{20 + 1}{4} = 5.25 \text{ mg}$$

گزینه (۲) صحیح است.

### خنثی شدن ناقص اسید و باز

در این گونه تست ها قرار نیست اسید و باز به طور کامل خنثی شوند؛ یعنی رابطه  $a n_a = b n_b$  دیگر برقرار نیست و به جای آن، باید از دو رابطه زیر استفاده کرد:

$$[H^+] = \frac{a n_a - b n_b}{V_a + V_b} = \frac{a M_a V_a - b M_b V_b}{V_a + V_b}$$

**حالت اول** اگر  $a n_a > b n_b$  باشد، یعنی مقداری از اسید، اضافی باقی می ماند؛ پس:

$$[OH^-] = \frac{b n_b - a n_a}{V_a + V_b} = \frac{b M_b V_b - a M_a V_a}{V_a + V_b}$$

**حالت دوم** اگر  $a n_a < b n_b$  باشد، یعنی مقداری از باز، اضافی باقی می ماند؛ پس:

با استفاده از روابط بالا، غلظت نهایی  $H^+$  یا  $OH^-$  را حساب کرده و سپس pH را به دست می آوریم.

**تست** اگر ۲۰۰ میلی لیتر محلول هیدروسیانیک اسید (HCN) با غلظت ۰/۱ مولار با ۳۰۰ میلی لیتر محلول باریم هیدروکسید ( $Ba(OH)_2$ ) با غلظت ۰/۲ مولار واکنش دهد، pH محلول نهایی به تقریب کدام است؟

۱۳/۳ (۴)

۱۳ (۳)

۱۲/۳ (۲)

۱۲ (۱)

پاسخ  $a n_a < b n_b$  است؛ یعنی مقداری از باز، اضافی باقی می ماند؛ پس:

$$[OH^-] = \frac{b n_b - a n_a}{V_a + V_b} = \frac{b M_b V_b - a M_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{(2 \times 0.2 \times 300) - (1 \times 0.1 \times 200)}{0.2 + 0.3} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا محاسبه غلظت یون  $H^+$ :

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-14}) = 14 - \log 5 = 13.3$$

در نهایت، محاسبه pH محلول:

بنابراین pH محلول نهایی ۱۳/۳ است.

گزینه (۴) صحیح است.



## ثابت یونش بازی

۹۷۴ اگر غلظت یون هیدروکسید در محلول ۰/۰۳ مولار از یک باز ضعیف برابر ۰/۰۱۲ مول بر لیتر باشد، ثابت یونش این باز در شرایط موردنظر کدام است؟

- ۰/۰۰۸ (۱) ۰/۰۰۴ (۲) ۰/۰۰۴۸ (۳) ۰/۰۰۲۴ (۴)

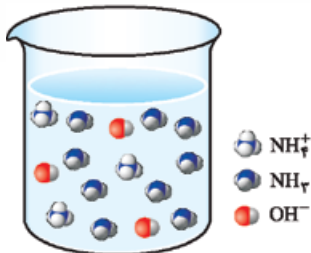
۹۷۵ اگر در محلول ۰/۵ مولار از یک باز ضعیف، از هر ۵ مولکول حل شده در محلول، ۱ مولکول یونش پیدا کند، ثابت یونش این باز در شرایط موردنظر کدام است؟

- ۰/۰۲۵ (۱) ۰/۰۵ (۲) ۰/۰۲ (۳) ۰/۰۴ (۴)

۹۷۶ تصویر مقابل، یک نمونه دولیتری از محلول آبی آمونیاک را نشان می دهد. اگر هر ذره موجود در این تصویر

معادل با ۰/۰۳ مول باشد، ثابت یونش بازی آمونیاک در شرایط موردنظر کدام است؟

- ۱/۵ × ۱۰<sup>-۳</sup> (۱)  
۵ × ۱۰<sup>-۴</sup> (۲)  
۱/۵ × ۱۰<sup>-۲</sup> (۳)  
۵ × ۱۰<sup>-۳</sup> (۴)



۹۷۷ درجه یونش مولکول های باز BOH با ثابت یونش ۲ × ۱۰<sup>-۵</sup> در محلول ۰/۲ مولار آن، به تقریب چند برابر درجه یونش مولکول های این ماده در محلول ۰/۵

مولار آن است؟

- ۴ (۱) ۲ (۲) ۰/۵ (۳) ۰/۲۵ (۴)

۹۷۸ در محلول ۵ لیتری از باز BOH با  $K_b = 1/25 \times 10^{-2}$ ، در مجموع ۰/۵ مول یون هیدروکسید وجود دارد. در محلول اولیه چند گرم باز حل شده است؟

(BOH = ۵۸ g.mol<sup>-1</sup>)

- ۱۱۶ (۱) ۲۶۱ (۲) ۱۱/۶ (۳) ۲۶/۱ (۴)

۹۷۹ اگر  $K_a$  یک اسید ضعیف (HA) برابر  $2 \times 10^{-6}$  و  $K_b$  یک باز ضعیف (XOH) برابر  $4 \times 10^{-4}$  باشد، غلظت مولار یون هیدرونیوم در محلول ۰/۰۲ مولار

اسید، چند برابر غلظت مولار یون هیدروکسید در محلول ۰/۰۱ مولار باز و درصد یونش باز، چند برابر درصد یونش اسید است؟ (گزینه ها را از راست به چپ بخوانید.

با توجه به یونش اندک اسید و باز، غلظت مولار آن ها قبل و بعد از یونش به تقریب، یکسان در نظر گرفته شود.) (سراسری ریاضی خارج ۱۴۰۱)

- ۲۵، ۰/۰۱ (۱) ۲۰، ۰/۰۱ (۲) ۲۵، ۰/۱ (۳) ۲۰، ۰/۱ (۴)

۹۸۰ محلولی از آمونیاک به حجم ۶۰ mL و با غلظت ۳/۴ گرم بر لیتر در اختیار داریم. به ترتیب از راست به چپ، غلظت تقریبی یون هیدروکسید در این

محلول برابر با چند mol.L<sup>-1</sup> بوده و در صورت افزودن آب حاصل از اکسایش چند گرم گاز متان به این محلول، درصد یونش ذرات آمونیاک در محلول موردنظر به

۴٪ می رسد؟ (ثابت یونش آمونیاک برابر با  $2 \times 10^{-5}$  و چگالی آب برابر ۱ g.mL<sup>-1</sup> است.) (O = ۱۶، N = ۱۴، C = ۱۲، H = ۱: g.mol<sup>-1</sup>)

- ۴۰۰ -  $4 \times 10^{-3}$  (۱) ۴۰۰ -  $2 \times 10^{-3}$  (۲) ۲۰۰ -  $4 \times 10^{-3}$  (۳) ۲۰۰ -  $2 \times 10^{-3}$  (۴)

۹۸۱ اگر در محلولی از یک باز ضعیف با  $K_b = 1/8 \times 10^{-5}$ ، درجه یونش برابر ۰/۰۳ باشد، در ۱ لیتر از این محلول چند مول یون هیدروکسید وجود دارد؟

- $2 \times 10^{-2}$  (۱)  $6 \times 10^{-4}$  (۲)  $3 \times 10^{-2}$  (۳)  $9 \times 10^{-4}$  (۴)

۹۸۲ اگر یکی از اتم های هیدروژن موجود در ساختار بنزن را با گروه آمینو جایگزین کنیم، مولکول آنیلین به دست می آید. اگر ۴۶/۵ گرم آنیلین ( $K_b = 4 \times 10^{-10}$ ) را در

آب حل کرده و حجم محلول را به ۵۰ لیتر برسانیم، غلظت ppm یون هیدروکسید در محلول موردنظر به چند واحد می رسد؟ (O = ۱۶، N = ۱۴، C = ۱۲، H = ۱: g.mol<sup>-1</sup>)

- ۱/۷ (۱) ۳/۴ (۲)  $1/7 \times 10^{-2}$  (۳)  $3/4 \times 10^{-2}$  (۴)

## مسائل pH

۹۸۳ مقدار pH محلول ۰/۰۲ مولار هیدروکلریک اسید کدام است؟

- ۰/۷ (۱) ۰/۳ (۲) ۱/۷ (۳) ۱/۳ (۴)

۹۸۴ اگر درجه یونش اسید HA برابر با ۰/۰۲ باشد، مقدار pH محلول ۰/۲۵ مولار این اسید کدام است؟

- ۱/۷ (۱) ۱/۳ (۲) ۲/۷ (۳) ۲/۳ (۴)

۹۸۵ مقدار pH محلول ۲ گرم بر لیتر سدیم هیدروکسید کدام است؟ (Na = ۲۳، O = ۱۶، H = ۱: g.mol<sup>-1</sup>)

- ۱۳/۷ (۱) ۱۳/۳ (۲) ۱۲/۷ (۳) ۱۲/۳ (۴)

۹۸۶ در محلول آبی از آمونیاک با غلظت ۰/۳ مول بر لیتر، درصد یونش باز برابر با ۱٪ است. مقدار pH این محلول بازی کدام است؟

- ۱۲/۷ (۱) ۱۲/۵ (۲) ۱۱/۷ (۳) ۱۱/۵ (۴)

۹۸۷ به محلول ۳ لیتری از هیدرویدیک اسید با pH = ۰/۷، مقدار ۵۷ لیتر آب خالص اضافه می کنیم. مقدار pH محلول نهایی حاصل از این فرایند چه قدر

خواهد شد؟

- ۲/۷ (۱) ۲ (۲) ۱/۷ (۳) ۲/۳ (۴)

۹۸۸ مقدار pH محلولی از هیدروسیانیک اسید برابر با ۳/۷ است. غلظت مولی یون هیدروکسید در این محلول برابر با چند مول بر لیتر می شود؟

- $5 \times 10^{-10}$  (۱)  $5 \times 10^{-11}$  (۲)  $2 \times 10^{-10}$  (۳)  $2 \times 10^{-11}$  (۴)

۹۸۹ اگر مقدار  $K_a$  استیک اسید برابر با  $1/8 \times 10^{-5}$  باشد، pH محلول ۰/۵ مولار این اسید در شرایط داده شده کدام است؟

- ۱/۷ (۱) ۱/۵ (۲) ۲/۷ (۳) ۲/۵ (۴)

۹۹۰ ۲/۸ گرم پتاسیم هیدروکسید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را به ۲۰ لیتر می‌رسانیم. غلظت مولی یون هیدروژن در محلول حاصل از این فرایند برابر با چند مول بر لیتر می‌شود؟ ( $K = 39, O = 16, H = 1: g.mol^{-1}$ )

(۴)  $2 \times 10^{-12}$

(۳)  $2 \times 10^{-11}$

(۲)  $4 \times 10^{-12}$

(۱)  $4 \times 10^{-11}$

۹۹۱ تصویر مقابل، مربوط به ۲ لیتر از یک نمونه محلول هیدروکلریک اسید است. اگر هر ذره نشان داده شده

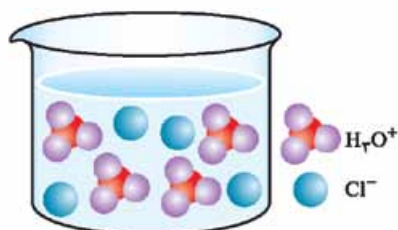
در این تصویر معادل با ۰/۰۱ مول باشد، pH این محلول کدام است؟

(۱) ۱/۳

(۲) ۱/۷

(۳) ۲/۳

(۴) ۲/۷



۹۹۲ اگر در محلول هیدروکلریک اسید، مولاریته یون هیدرونیوم  $4 \times 10^{-8}$  برابر مولاریته یون هیدروکسید باشد، pH این محلول کدام است؟ (سراسری ریاضی ۹۲)

(۴) ۳/۷

(۳) ۳/۳

(۲) ۲/۷

(۱) ۲/۳

۹۹۳ ۴۴/۸ میلی لیتر  $HCl(g)$  در شرایط STP در نیم لیتر آب مقطر به طور کامل حل شده است. pH تقریبی محلول به دست آمده کدام و در این محلول،

غلظت مولار یون هیدرونیوم چند برابر غلظت مولار یون هیدروکسید است؟ ( $\log 4 \approx 0.6$ ) (سراسری تجربی ۹۸)

(۴)  $1/6 \times 10^{-9}, 2/4$

(۳)  $1/5 \times 10^{-9}, 2/4$

(۲)  $1/6 \times 10^{-9}, 2/6$

(۱)  $1/5 \times 10^{-9}, 2/6$

۹۹۴ برای آن که pH محلولی از سدیم هیدروکسید به حجم ۲ لیتر از ۱۲/۳ به ۱۱ برسد، باید چند لیتر آب خالص را به این محلول اضافه کنیم؟

(۴) ۲۰

(۳) ۱۸

(۲) ۴۰

(۱) ۳۸

۹۹۵ اگر در محلول ۰/۱ مولار یک اسید ضعیف، غلظت یون هیدرونیوم برابر  $4 \times 10^{-3}$  مول بر لیتر باشد، درصد یونش اسید و pH محلول، به تقریب کدام است؟

(سراسری ریاضی ۹۸) ( $\log 4 \approx 0.6$ )

(۴) ۲/۶، ۴

(۳) ۲/۴، ۴

(۲) ۲/۶، ۱/۲

(۱) ۲/۴، ۱/۲

۹۹۶ مقداری  $N_2O_5(s)$  را در ۱۰۰ میلی لیتر آب مقطر وارد کرده و حجم محلول اسیدی را به ۰/۵ لیتر می‌رسانیم. اگر pH محلول حاصل برابر ۳/۱۵ باشد، مقدار

$N_2O_5$  چند میلی گرم بوده است؟ ( $O = 16, N = 14: g.mol^{-1}$ ) (سراسری تجربی خارج ۱۴۰۱)

(۴) ۳۷/۸

(۳) ۱۸/۹

(۲) ۳/۷۸

(۱) ۱/۸۹

۹۹۷  $N_2O_5$  حاصل از واکنش موازنه نشده:  $NO_2(g) + O_2(g) \rightarrow N_2O_5(s)$  را در آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه کردن آب خالص، به ۵۰ میلی لیتر

می‌رسانیم. اگر مجموع غلظت یون‌های تولید شده در این محلول برابر با ۰/۰۲ مول بر لیتر باشد، pH محلول نهایی و جرم گاز  $NO_2$  مصرف شده در واکنش برابر با

چند میلی گرم است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید و بازده واکنش انجام شده را برابر با ۵۰٪ در نظر بگیرید.) ( $O = 16, N = 14: g.mol^{-1}$ )

(۴) ۴۶ - ۲

(۳) ۳۴/۵ - ۲

(۲) ۴۶ - ۱/۷

(۱) ۳۴/۵ - ۱/۷

۹۹۸ برای آن که pH نمونه‌ای از محلول هیدروکلریک اسید به اندازه ۰/۷ واحد کاهش پیدا کند، باید چند درصد از آب موجود در این محلول را تبخیر کنیم؟

(۴) ۹۰

(۳) ۸۰

(۲) ۶۰

(۱) ۴۰

۹۹۹ اگر درجه یونش اسید ضعیف HA در محلولی از آن با  $pH = 4/4$  برابر ۰/۰۰۲ باشد،  $mL$  ۳۰۰ از محلول شامل چند مول از این اسید است؟

(۴) ۰/۰۱۵

(۳) ۰/۰۱۲

(۲) ۰/۰۰۶

(۱) ۰/۰۰۳

۱۰۰۰ با توجه به داده‌های جدول مقابل، دربارهٔ اسیدهای ضعیف HA و HB، مقدار x چند برابر b است؟

(سراسری ریاضی خارج ۹۱)

| اسید ضعیف | pH  | درصد تفکیک | مولاریته |
|-----------|-----|------------|----------|
| HA        | a   | ۷/۲٪       | b        |
| HB        | a+1 | ۱/۸٪       | x        |

(۲) ۰/۶

(۱) ۰/۳

(۴) ۰/۵

(۳) ۰/۴

۱۰۰۱  $HX$  و  $HY$  به ترتیب اسید قوی و ضعیف ( $\alpha = 2\%$ ) هستند. اگر ۰/۰۱ مول از هر یک، در دو ظرف دارای ۱۰۰ mL آب مقطر حل شوند، نسبت pH محلول

$HY$  به  $HX$  به تقریب کدام است؟ (از تغییر حجم چشم‌پوشی شود،  $\log 2 = 0.3$ ) (سراسری ریاضی خارج ۹۸)

(۴) ۳/۷

(۳) ۳/۳

(۲) ۲/۷

(۱) ۲/۳

۱۰۰۲ اگر به محلول ۰/۰۰۲ مولار یک اسید قوی تک پروتون دار، ۹ برابر حجم آن آب مقطر اضافه شود، pH آن چند واحد تغییر می‌کند و درصد یونش محلول ۰/۰۰۱

مولار اسید ضعیف HA باید کدام عدد باشد تا pH آن با pH نهایی اسید قوی برابر شود؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید.) (سراسری تجربی نوبت اول ۱۴۰۲)

(۴) ۴، ۱/۵

(۳) ۴، ۱

(۲) ۲۰، ۱/۵

(۱) ۲۰، ۱

۱۰۰۳ اگر ۴۰ میلی لیتر محلول کلسیم هیدروکسید با  $pH = 13$  با ۶۰ میلی لیتر محلول پتاسیم هیدروکسید با غلظت مولی ۰/۱ مول بر لیتر مخلوط شود، به ترتیب

از راست به چپ، pH محلول نهایی چه قدر شده و غلظت مولی یون کلسیم در محلول نهایی برابر چند مول بر لیتر می‌شود؟

(۴) ۰/۰۵ - ۱۳

(۳) ۰/۰۲ - ۱۳

(۲) ۰/۰۵ - ۱۲/۷

(۱) ۰/۰۲ - ۱۲/۷

۱۰۰۴ اگر از انحلال ۰/۲۵۸ گرم از اسید آلی (AH) در ۱۰۰ میلی لیتر آب، محلولی با  $pH = 2$  به دست آید، جرم مولی این اسید چند گرم است؟ (از تغییر حجم

محلول چشم‌پوشی شود،  $K_a = 10^{-2}$ ) (سراسری تجربی ۹۹)

(۴) ۶۴

(۳) ۹۶

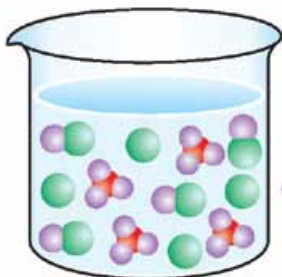
(۲) ۱۲۹

(۱) ۱۷۲



۱۰۰۵ در دمای یکسان، pH محلولی از اسید ضعیف HA با pH محلول ۰/۰۱ مولار نیتریک اسید برابر است. اگر  $K_a$  برای اسید ضعیف برابر  $2 \times 10^{-4}$  باشد، غلظت مولار محلول آن به تقریب، چند برابر غلظت مولار محلول نیتریک اسید است؟ (سراسری ریاضی نوبت اول ۱۴۰۲)

- ۳/۵ (۱) ۴/۵ (۲) ۵ (۳) ۶ (۴)



۱۰۰۶ تصویر مقابل، ۳ لیتر از محلول اسید HA را نشان می‌دهد. اگر pH این محلول برابر ۰/۷ باشد، به ترتیب از راست به چپ، غلظت مولی یون هیدروکسید در این محلول برابر با چند مول بر لیتر بوده و مقدار  $K_a$  برای این اسید در شرایط موردنظر کدام است؟

- ۰/۱ -  $5 \times 10^{-14}$  (۱)  
۰/۲ -  $5 \times 10^{-14}$  (۲)  
۰/۱ -  $2 \times 10^{-14}$  (۳)  
۰/۲ -  $2 \times 10^{-14}$  (۴)

۱۰۰۷ اگر در دمای اتاق، pH با DOH در درصد یونش ۰/۱۲، برابر a و pH با AOH در درصد یونش ۰/۳، برابر  $a + 1$  باشد، غلظت مولی آغازی باز AOH، چند برابر غلظت مولی آغازی باز DOH است؟ (سراسری تجربی نوبت دوم ۱۴۰۳)

- ۲ (۱) ۴ (۲) ۵ (۳) ۲۵ (۴)

۱۰۰۸ در  $25^\circ\text{C}$  میلی‌لیتر از محلول باز قوی MOH در دمای اتاق،  $2/5 \times 10^{-1}$  مول یون  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  وجود دارد. محلول این باز چند مولار است و غلظت یون  $\text{OH}^-$  در آن با غلظت این یون در محلول چند مولار باریم هیدروکسید برابر است؟ (سراسری ریاضی خارج ۹۹)

- $2/5 \times 10^{-1}$ ،  $1 \times 10^{-9}$  (۱)  $2 \times 10^{-9}$ ،  $1 \times 10^{-9}$  (۲)  $2 \times 10^{-6}$ ،  $1 \times 10^{-5}$  (۳)  $5 \times 10^{-6}$ ،  $1 \times 10^{-5}$  (۴)

۱۰۰۹ محلول‌هایی با غلظت مولی یکسان از اسیدهای ضعیف HA و HB در اختیار داریم. اگر pH محلول HA به اندازه ۰/۳ واحد بیشتر از pH محلول HB باشد، ثابت یونش HA به تقریب چند برابر ثابت یونش HB است؟ (فرض کنید که مقدار درجه یونش این دو اسید کم‌تر از ۰/۵ باشد).

- ۰/۲۵ (۱) ۰/۵ (۲) ۲ (۳) ۴ (۴)

۱۰۱۰ اگر pH محلول ۲/۵ مولار اسید HA با pH محلول ۱/۵۶ درصد جرمی اسید قوی HB با چگالی  $1/25 \text{ g.mL}^{-1}$  برابر باشد، ثابت یونش HA در شرایط موردنظر کدام است؟ ( $\text{HB} = 39 \text{ g.mol}^{-1}$ )

- ۰/۱۲۵ (۱) ۰/۲۵ (۲) ۰/۵ (۳) ۰/۷۵ (۴)

۱۰۱۱ در دمای  $25^\circ\text{C}$ ، ۱/۲ گرم باز ضعیف DOH در  $25^\circ\text{C}$  میلی‌لیتر آب مقطر حل می‌شود. اگر درصد یونش باز برابر ۲۰ باشد، کدام مورد نادرست است؟ ( $\text{DOH} = 80 \text{ g.mol}^{-1}$ ) (سراسری ریاضی خارج نوبت دوم ۱۴۰۲)

- (۱) مقدار  $[\text{H}^+]$  این محلول به تقریب برابر  $8/3 \times 10^{-13}$  است.  
(۲) در این محلول با  $[\text{H}^+]$  در ۱۲۵ میلی‌لیتر از محلول اسید قوی HA با غلظت ۰/۱۲ مولار، برابر است.  
(۳) اگر ۰/۸ گرم باز DOH به این محلول اضافه شود، بدون تغییر حجم، pH محلول، ۰/۳ واحد افزایش می‌یابد.  
(۴) محلول حاصل از مخلوط کردن ۵۰ میلی‌لیتر از این محلول با همین حجم محلول HCl با غلظت ۰/۰۲ مولار، خاصیت اسیدی دارد.

۱۰۱۲ ۲ لیتر محلول ۱ مولار اسید HA با  $K_a = 2 \times 10^{-7}$  در اختیار داریم. برای این که pH این محلول به اندازه ۱ واحد تغییر کند، به چند لیتر آب خالص نیاز است؟

- ۱۸ (۱) ۲۰ (۲) ۱۹۸ (۳) ۲۰۰ (۴)

۱۰۱۳ بر اثر حل شدن چند مول اسید HA که  $K_a$  آن برابر یک است، در یک لیتر آب مقطر، pH محلول به صفر می‌رسد؟ (سراسری تجربی ۹۳ با تغییر)

- ۱ (۱) ۲ (۲) ۳ (۳) ۴ (۴)

۱۰۱۴ محلول دو اسید ضعیف HA و HD در دو ظرف جداگانه با غلظت تعادلی ۰/۰۵ مولار موجود است. اگر نسبت ثابت یونش HD به ثابت یونش HA به تقریب برابر  $10^{-6}$  باشد، pH محلول HA به اندازه ..... واحد از pH محلول HD ..... است. (سراسری ریاضی نوبت دوم ۱۴۰۲)

- ۱/۳ - کوچک‌تر (۱) ۳ - کوچک‌تر (۲) ۱/۳ - بزرگ‌تر (۳) ۳ - بزرگ‌تر (۴)

۱۰۱۵ در  $50^\circ\text{C}$  گرم از محلول سدیم هیدروکسید با  $\text{pH} = 12$  و چگالی  $1/25 \text{ g.mL}^{-1}$ ، غلظت ppm یون سدیم برابر با چند واحد بوده و در این محلول، چند گرم سدیم هیدروکسید حل شده است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید، ( $\text{Na} = 23$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{H} = 1$ ;  $\text{g.mol}^{-1}$ ))

- ۰/۱۶ - ۱۸۴ (۱) ۰/۲ - ۱۸۴ (۲) ۰/۱۶ - ۲۳۰ (۳) ۰/۲ - ۲۳۰ (۴)

۱۰۱۶ اگر در  $55^\circ\text{C}$  گرم محلول هیدروکلریک اسید با چگالی  $1/1 \text{ g.mL}^{-1}$ ، در مجموع  $3/01 \times 10^{-2}$  یون کلرید وجود داشته باشد، pH این محلول کدام است؟

- ۲ (۱) ۳ (۲) ۱/۷ (۳) ۲/۳ (۴)

۱۰۱۷ ۲۰ لیتر از محلول هیدروکلریک اسید با  $\text{pH} = 2$  در اختیار داریم. با افزودن چند گرم گاز هیدروژن کلرید به این محلول، pH آن یک واحد کاهش می‌یابد؟ (از تغییر حجم محلول در اثر اضافه کردن گاز صرف‌نظر کنید، ( $\text{Cl} = 35/5$ ,  $\text{H} = 1$ ;  $\text{g.mol}^{-1}$ ))

- ۴۲/۳ (۱) ۶۵/۷ (۲) ۳۲/۸ (۳) ۱۳/۱۴ (۴)

۱۰۱۸ pH یک نمونه محلول ۰/۲ گرم بر لیتر اسید ضعیف HA با جرم مولی ۲۰ گرم، برابر ۴/۲۲ است. ثابت یونش اسیدی آن در دمای آزمایش به تقریب کدام است و چند درصد آن یونیده شده است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید، ( $\frac{1}{10} = 0/۱$ )) (سراسری ریاضی ۹۹)

- ۰/۶،  $3/6 \times 10^{-7}$  (۱) ۰/۴،  $3/6 \times 10^{-7}$  (۲) ۰/۷،  $4/9 \times 10^{-7}$  (۳) ۰/۵،  $4/9 \times 10^{-7}$  (۴)

۱۰۱۹ در دمای ثابت، درصد یونش اسید HA، نصف درصد یونش اسید HX با pH برابر ۴/۳ و غلظت آغازین  $2 \times 10^{-4}$  مولار است. اگر ثابت یونش HA برابر

$4 \times 10^{-5}$  باشد، غلظت مولی آغازین HA کدام است؟

(سراسری تجربی خارج نوبت دوم ۱۴۰۲)

- (۱)  $1/96 \times 10^{-3}$  (۲)  $2/24 \times 10^{-3}$  (۳)  $2/56 \times 10^{-3}$  (۴)  $6/40 \times 10^{-3}$

۱۰۲۰ ثابت یونش اسید HA در محلول ۰/۲ مولار آن برابر ۰/۱ است. pH این محلول کدام و با pH محلول چند گرم بر لیتر نیتریک اسید برابر است؟ (گزینه‌ها

را از راست به چپ بخوانید،  $(O = 16, N = 14, H = 1; g.mol^{-1})$

(سراسری ریاضی خارج ۹۹)

- (۱) ۶/۳، ۲ (۲) ۳/۶، ۲ (۳) ۳/۶، ۱ (۴) ۶/۳، ۱

۱۰۲۱ در محلول‌های مجزایی از اسیدهای HX و HY با غلظت ۰/۵ مول بر لیتر، غلظت مولکول‌های اسید یونیده‌نشده به ترتیب ۴ و ۹ برابر غلظت یون هیدرونیوم

است. در این شرایط، ثابت یونش اسید HX چند برابر ثابت یونش اسید HY بوده و مقدار pH محلول اسید قوی‌تر کدام است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید.)

- (۱) ۱، ۴/۵ (۲) ۱/۳، ۴/۵ (۳) ۱، ۲/۲۵ (۴) ۱/۳، ۲/۲۵

۱۰۲۲ ۳/۲ گرم بخار برم را در شرایط مناسب با مقدار کافی گاز هیدروژن وارد واکنش کرده و فرآورده حاصل از این فرایند را به همراه مقداری گاز هیدروژن کلرید، در ۱۰ لیتر آب خالص

حل می‌کنیم. اگر pH محلول حاصل از این فرایند برابر با ۱/۷ باشد، جرم گاز هیدروژن کلرید استفاده‌شده برابر با چند گرم است؟  $(Br = 80, Cl = 35.5, H = 1; g.mol^{-1})$

- (۱) ۲/۹۲ (۲) ۸/۷۶ (۳) ۵/۸۴ (۴) ۱۱/۶۸

۱۰۲۳ اسیدهای ضعیف HA و HD در دو ظرف جداگانه، با غلظت مولی آغازی برابر، به ترتیب دارای درصد یونش ۸ و ۳/۲ موجودند. نسبت  $[H_3O^+]$  در محلول HA

به  $[H_3O^+]$  در محلول HD، کدام است و اگر pH محلول اسید HA برابر ۴ باشد، pH محلول اسید HD به تقریب چند برابر pH محلول ۰/۲ مولار پتاسیم هیدروکسید

در دمای اتاق است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید.)

(سراسری ریاضی خارج ۱۴۰۰)

- (۱) ۰/۳۳، ۲/۵ (۲) ۶/۲۸، ۲/۵ (۳) ۰/۳۳، ۳/۰ (۴) ۶/۲۸، ۳/۰

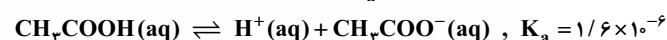
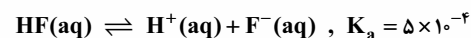
۱۰۲۴ اگر ۲۵ گرم از اسید ضعیف HA با  $K_a = 2 \times 10^{-5}$  و ۲۵ گرم از اسید قوی HB را به طور جداگانه در ظرف‌های حاوی ۱ لیتر آب خالص حل کنیم، تفاوت pH

محلول‌های حاصل کدام است؟  $(HB = 200, HA = 20; g.mol^{-1})$

- (۱) ۰/۹ (۲) ۱/۲ (۳) ۱/۴ (۴) ۱/۸

۱۰۲۵ اگر در دمای معین و در ظرف جداگانه، غلظت تعادلی HF در محلول، دو برابر غلظت تعادلی استیک اسید در محلول و pH محلول هیدروفلوئوریک اسید برابر ۱/۳ باشد،

تفاوت جرم دو آنیون در محلول آن‌ها برابر چند گرم است؟ (حجم هر یک از محلول‌ها برابر یک لیتر است،  $(F = 19, O = 16, C = 12; g.mol^{-1})$  (سراسری تجربی نوبت اول ۱۴۰۳)



- (۱) ۰/۸۳۲ (۲) ۰/۸۶۲ (۳) ۰/۸۸۰ (۴) ۰/۷۸۰

۱۰۲۶ اگر در دمای اتاق، pH محلول HA با درجه یونش  $\alpha = 0/1$  برابر ۲ و pH محلول HD با درجه یونش  $\alpha = 0/2$  برابر ۳ باشد، نسبت غلظت مولار اولیه HA

به غلظت مولار اولیه HD کدام و در حالت تعادل، غلظت مولار یون هیدروکسید در محلول HA چند برابر غلظت مولار این یون در محلول HD است؟

- (۱) ۰/۱، ۲۰ (۲) ۰/۱، ۰/۰۵ (۳) ۱۰، ۲۰ (۴) ۱۰، ۰/۰۵ (سراسری تجربی ۱۴۰۰)

۱۰۲۷ جرم‌های برابری از هیدروژن یدید و هیدروژن فلوئورید را به طور مجزا در مقداری آب حل کرده و حجم این محلول‌ها را به یک لیتر می‌رسانیم. با فرض این‌که درجه یونش

مولکول‌های HF در محلول هیدروفلوئوریک اسید برابر با ۰/۲۵ باشد، چند مورد از مطالب زیر در رابطه با این محلول‌ها درست است؟  $(I = 127, F = 19, H = 1; g.mol^{-1})$

(آ) مقدار pH محلول هیدرویدیک اسید به اندازه ۰/۹ واحد بیشتر از محلول هیدروفلوئوریک اسید است.

(ب) غلظت مولی یون هیدروکسید در محلول هیدرویدیک اسید، کم‌تر از محلول هیدروفلوئوریک اسید است.

(پ) تعداد یون‌ها در محلول هیدرویدیک اسید از تعداد یون‌ها در محلول هیدروفلوئوریک اسید بیشتر است.

(ت) در محلول هیدرویدیک اسید، غلظت مولی یون‌های هیدرونیوم و یدید برابر است.

- (۱) ۱ (۲) ۲ (۳) ۳ (۴) ۴

۱۰۲۸ جرم‌های برابری از اسیدهای HX و HY را به طور جداگانه در مقداری آب حل کرده و حجم محلول‌ها را به یک لیتر می‌رسانیم. اگر pH محلول اسید HX

به اندازه ۰/۳ واحد بیشتر از محلول دیگر باشد، درجه یونش این اسید چند برابر درجه یونش اسید HY است؟  $(HX = 120, HY = 15; g.mol^{-1})$

- (۱) ۱۶ (۲) ۸ (۳) ۴ (۴) ۲

۱۰۲۹ با توجه به داده‌های جدول مقابل، مربوط به دو محلول جداگانه از اسید ضعیف HA در دمای ثابت،  $\frac{X}{Y}$

(سراسری ریاضی خارج نوبت دوم ۱۴۰۳)

کدام است؟  $(\log 2 = 0/3, \log 5 = 0/7)$

| [HA] آغازی | $\alpha$    | $[H^+]$   |
|------------|-------------|-----------|
| X          | $10^{-1/3}$ | $10^{-2}$ |
| Y          | $10^{-0/7}$ | $10^{-3}$ |

- (۱) ۴۰ (۲) ۵۰ (۳) ۳۰ (۴) ۴۰

۱۰۳۰ ۲/۱۶ گرم دی‌نیتروژن پنتاکسید را در مقداری آب حل کرده و حجم محلول را با اضافه کردن آب خالص به ۸۰۰ میلی‌لیتر می‌رسانیم. pH محلول حاصل از

این فرایند کدام است و غلظت ppm یون هیدروکسید در این محلول برابر چند واحد می‌شود؟  $(O = 16, N = 14, H = 1; g.mol^{-1})$

- (۱)  $1/3 - 1/5 \times 10^{-9}$  (۲)  $1/7 - 8/5 \times 10^{-9}$  (۳)  $1/3 - 3/4 \times 10^{-9}$  (۴)  $1/7 - 3/4 \times 10^{-9}$



۱۰۳۱ از واکنش ۲۰ لیتر محلول HCl دارای  $\text{pH} = 2/3$  با مقدار کافی محلول نقره نیترات، چند گرم رسوب نقره کلرید ایجاد می‌شود؟ ( $\text{Ag} = 108, \text{Cl} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$ )

۳۸/۲۶ (۴)

۹/۵۶ (۳)

۱۴/۳۵ (۲)

۲۸/۷ (۱)

۱۰۳۲ محلول اسیدهای ضعیف HA و HD، به ترتیب با درصد یونش ۱۲ و ۵/۲ و با  $\text{pH}$  برابر، در دو ظرف جداگانه موجود است. نسبت  $[\text{HD}]$  به  $[\text{HA}]$  پیش از یونش، کدام و اگر  $[\text{HA}]$  برابر  $0.005 \text{ mol.L}^{-1}$  باشد،  $\text{pH}$  محلول دو اسید کدام است؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید.)

(سراسری ریاضی ۱۴۰۰)

۳/۹۱، ۵/۶ (۴)

۳/۲۲، ۵/۶ (۳)

۳/۹۱، ۴/۸ (۲)

۳/۲۲، ۴/۸ (۱)

۱۰۳۳ در واکنش ۴۰۰ میلی لیتر محلول هیدروکلریک اسید با مقدار کافی فلز روی، در صورتی که بازده واکنش برابر ۸۰ درصد باشد، ۳۵۸/۴ میلی لیتر گاز در شرایط STP آزاد می‌شود.  $\text{pH}$  محلول هیدروکلریک اسید کدام است؟  
 $\text{HCl(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$  (واکنش را موازنه کنید.)

۲/۳ (۴)

۱/۷ (۳)

۱/۳ (۲)

۱ (۱)

۱۰۳۴ اگر درجه یونش اسید HA برابر ۰/۱ باشد، چند گرم از این اسید باید در ۸۰۰ میلی لیتر محلول آن حل شده باشد، تا  $\text{pH}$  محلول برابر ۱/۷ شود؟

(سراسری تجربی خارج نوبت دوم ۱۴۰۳)

( $\text{HA} = 49 \text{ g.mol}^{-1}$ )

۷/۵۲ (۴)

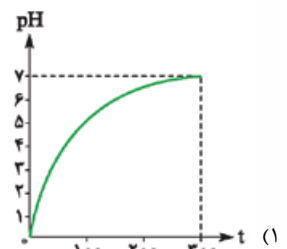
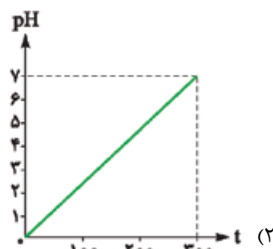
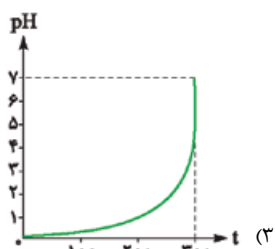
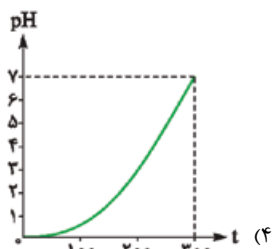
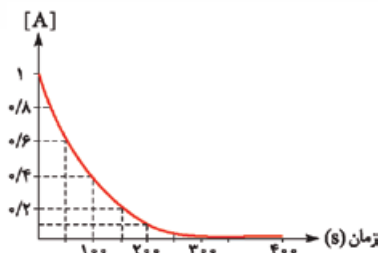
۷/۲۵ (۳)

۵/۷۲ (۲)

۵/۲۷ (۱)

۱۰۳۵ تغییر غلظت  $\text{A(aq)}$  در واکنش:  $\text{A(aq)} + 2\text{X(aq)} + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{D(aq)}$  در محلول با غلظت ۱ مولار HCl، ۲ مولار X(aq) و ۱ مولار A(aq) به صورت شکل مقابل است. نمودار تغییر  $\text{pH}$  این محلول به کدام صورت است؟ (D خصلت اسیدی و بازی ندارد.)

(سراسری ریاضی ۹۵)



۱۰۳۶ نمونه‌ای از سدیم اکسید در ساختار خود حاوی ۳/۲ گرم یون اکسید است. با انحلال این نمونه سدیم اکسید در ۱۰ لیتر آب خالص،  $\text{pH}$  محلول موردنظر چه قدر می‌شود؟ (از تغییر حجم محلول صرف نظر کنید،  $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ )

۱۲/۶ (۴)

۱۲/۴ (۳)

۱۱/۶ (۲)

۱۱/۴ (۱)

۱۰۳۷ محلول ۵۰۰ میلی لیتری از هیدروسیانیک اسید با  $\text{pH} = 4$  در اختیار داریم. اگر ۴۹/۵ لیتر آب خالص به این محلول اضافه کنیم، شمار ذرات یون هیدروکسید موجود در این محلول چند برابر حالت اولیه می‌شود؟

۱۰۰ (۴)

۱۰۰۰ (۳)

۵۰ (۲)

۵۰۰ (۱)

۱۰۳۸ مقدار  $K_a$  برای اسید HA برابر  $2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  است. اگر یک مول HA در یک لیتر محلول HCl با  $\text{pH} = 1$  حل شود،  $[\text{A}^-]$  به تقریب، به چند مول بر لیتر می‌رسد؟

(سراسری تجربی خارج ۹۶)

۴/۵  $\times 10^{-2}$  (۴)۲  $\times 10^{-3}$  (۳)۴/۵  $\times 10^{-3}$  (۲)۲  $\times 10^{-4}$  (۱)

۱۰۳۹ اگر ۴۰۰ میلی لیتر از محلول سدیم هیدروکسید را با آب خالص مخلوط کنیم تا جرم محلول به ۵ کیلوگرم برسد، غلظت یون سدیم در این محلول برابر با ۱۸۴ ppm می‌شود. در این شرایط،  $\text{pH}$  محلول اولیه سدیم هیدروکسید کدام است؟ ( $\text{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$ )

۱۲ (۴)

۱۳/۲ (۳)

۱۳ (۲)

۱۴ (۱)

۱۰۴۰ برای تهیه محلولی از استیک اسید با  $K_a = 1/6 \times 10^{-5}$  و به حجم ۳۰۰ mL که  $\text{pH}$  آن برابر  $\text{pH}$  محلول ۰/۲ مولار اسید HA با  $K_a = 8 \times 10^{-5}$  باشد، به چند گرم استیک اسید نیاز است؟ ( $\text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ ) (درجه یونش دو اسید را ناچیز فرض کنید.)

۱۸ (۴)

۲۶ (۳)

۹ (۲)

۳۰ (۱)

۱۰۴۱ ثابت یونش اسید ضعیف HA به ازای هر ۱۰ درجه سلسیوس افزایش دما، ۱۲/۵ درصد به صورت خطی افزایش می‌یابد. اگر ثابت یونش این اسید در  $45^\circ \text{C}$ ، برابر  $2 \times 10^{-4}$  و غلظت HA در  $25^\circ \text{C}$ ، پس از یونش، برابر ۶ مولار باشد، نسبت شمار یون‌های هیدروکسید به شمار یون‌های هیدرونیوم در محلول آن با دمای  $25^\circ \text{C}$  به تقریب کدام است و در کدام دما (با یکای  $^\circ \text{C}$ ) نسبت شمار یون‌های هیدروکسید به شمار یون‌های هیدرونیوم کم‌تر است؟ (سراسری تجربی خارج ۹۹)

۳۰،  $1/1 \times 10^{-11}$  (۴)۲۰،  $6 \times 10^{-12}$  (۳)۳۰،  $6 \times 10^{-12}$  (۲)۲۰،  $1/1 \times 10^{-11}$  (۱)

۱۰۴۲ در دمای مشخص، غلظت یون هیدروکسید در محلولی از هیدروکلریک اسید با  $\text{pH} = 2/7$  و چگالی  $1.025 \text{ g.mL}^{-1}$  برابر با  $1/7 \times 10^{-5} \text{ ppm}$  است. مقدار  $[\text{OH}^-] \times [\text{H}^+]$  در محلول موردنظر برابر چند  $\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$  بوده و غلظت مولی یون کلرید در این محلول، با غلظت مولی یون کلرید در محلول چند مولار کلسیم کلرید برابر خواهد بود؟ (گزینه‌ها را از راست به چپ بخوانید،  $\text{O} = 16, \text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ )

۰/۰۰۲،  $2/5 \times 10^{-12}$  (۴)۰/۰۰۱،  $2/5 \times 10^{-12}$  (۳)۰/۰۰۲،  $1/25 \times 10^{-12}$  (۲)۰/۰۰۱،  $1/25 \times 10^{-12}$  (۱)

قسمت دوم: درصد یونش اسید و باز و نسبت موردنظر را به دست می آوریم:

$$\left. \begin{aligned} \alpha_{HA} &= \frac{[H^+]_a}{M_a} \times 100 = \frac{2 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-2}} \times 100 = 1 \\ \alpha_{XOH} &= \frac{[OH^-]_b}{M_b} \times 100 = \frac{2 \times 10^{-3}}{10^{-2}} \times 100 = 20 \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{\alpha_{XOH}}{\alpha_{HA}} = \frac{20}{1} = 20$$

برای قسمت دوم، می توانستیم مستقیماً بریم سراغ نسبت موردنظر:

$$\frac{\alpha_{XOH}}{\alpha_{HA}} = \frac{\alpha_{XOH}}{\alpha_{HA}} = \frac{\frac{[OH^-]_b}{M_b}}{\frac{[H^+]_a}{M_a}} = \frac{2 \times 10^{-3}}{10^{-2}} \times \frac{2 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-4}} = 20$$

۹۸۳. گزینه ۳ هیدروکلریک اسید یک اسید قوی است؛ بنابراین داریم:

$$[H^+] = M_a = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2 = 1.7$$

۹۸۴. گزینه ۴ ابتدا محاسبه غلظت مولی یون  $H^+$ :

$$\alpha = \frac{[H^+]}{M_a} \Rightarrow [H^+] = M_a \alpha = 0.25 \times 0.2 = 0.05 \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا محاسبه pH محلول:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 5 = 2.7$$

۹۸۵. گزینه ۳ سدیم هیدروکسید یک باز قوی با جرم مولی  $40 \text{ g.mol}^{-1}$  است. ابتدا غلظت مولی آن را حساب می کنیم:

$$1 \text{ L محلول} \times \frac{2 \text{ g NaOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.05 \text{ mol NaOH}$$

بنابراین غلظت مولی یون هیدروکسید برابر با  $0.05 \text{ mol.L}^{-1}$  مولار است.

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

در نهایت، محاسبه pH محلول:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-13}) = 13 - \log 2 = 12.7$$

با استفاده از غلظت مولی یون هیدروکسید، pOH محلول را حساب کرده و بعد pH آن را به دست می آوریم:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 5 = 1.7, \quad pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 1.7 = 12.7$$

۹۸۶. گزینه ۴ محاسبه غلظت مولی یون هیدروکسید:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{M_b} \times 100 \Rightarrow 1 = \frac{[OH^-]}{0.3} \times 100 \Rightarrow [OH^-] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

محاسبه pH محلول بازی:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-3}} = \frac{10^{-11}}{3}$$

۱. ابتدا محاسبه غلظت یون هیدرونیوم:

$$pH = -\log[H^+] = -\log\left(\frac{1}{3} \times 10^{-11}\right) = 11 + \log 3 = 11.5$$

حالا محاسبه pH محلول:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(3 \times 10^{-3}) = 3 - \log 3 = 2.5 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 2.5 = 11.5$$

بریم سراغ pOH:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-0.7} = \frac{1}{10^{0.7}} = \frac{1}{5} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

۹۸۷. گزینه ۲ محاسبه غلظت یون  $H^+$  در محلول اولیه:

$$3 \text{ L محلول} \times \frac{0.2 \text{ mol } H^+}{1 \text{ L محلول}} = 0.6 \text{ mol } H^+$$

محاسبه تعداد مول یون  $H^+$  در محلول اولیه:

$$[H^+] = \frac{\text{تعداد مول } H^+ \text{ در محلول نهایی}}{\text{حجم محلول نهایی}} = \frac{0.6 \text{ mol}}{(3 + 57) \text{ L}} = \frac{0.6}{60} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$

محاسبه غلظت مولی یون  $H^+$  در محلول نهایی:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-2}) = 2$$

محاسبه pH محلول نهایی:

۹۸۸. گزینه ۲ محاسبه غلظت مولی یون  $H^+$  در محلول اسید:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.7} = 10^{-4} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

محاسبه غلظت مولی یون  $OH^-$  در محلول موردنظر:

۹۸۹. گزینه ۴ ضعیف بودن هیدروسیانیک اسید تأثیری بر حل این سؤال ندارد، زیرا غلظت یون  $H^+$  را مستقیماً از مقدار pH محاسبه می کنیم.

با توجه به رابطه تقریبی ثابت یونش می توانیم بنویسیم:

$$K_a = \frac{[H^+]}{M_a} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \times M_a} = \sqrt{1/8 \times 10^{-5} \times 0.5} = \sqrt{6.25 \times 10^{-6}} \Rightarrow [H^+] = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2.5 \times 10^{-3}) = 3 - \log 2.5 = 2.6$$

حالا محاسبه pH محلول:



۹۹۰. گزینه ۲ **گام اول** ابتدا تعداد مول و سپس غلظت مولی یون هیدروکسید را به دست می آوریم:

$$\frac{2}{25} \text{ g KOH} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol KOH}} = 0.005 \text{ mol OH}^-$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{تعداد مول OH}^-}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} = \frac{0.005 \text{ mol}}{20 \text{ L}} = 0.00025 \text{ mol.L}^{-1}$$

توجه کنید که به دلیل قوی بودن، غلظت مولی باز (KOH) و غلظت مولی یون  $\text{OH}^-$  یکسان هستند.

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0.00025} = \frac{10^{-14} \times 4 \times 10^{-12}}{10^{-12} \times 10^{-4}} = 4 \times 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

**گام دوم** غلظت مولی یون هیدرونیوم را حساب می کنیم:

$$\frac{2}{25} \text{ L محلول} \times \frac{0.001 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{10^3 \text{ H}_3\text{O}^+} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1} \text{ H}_3\text{O}^+$$

۹۹۱. گزینه ۲ ابتدا غلظت  $\text{H}^+$  (یا  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) را حساب می کنیم:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 2 \times 10^{-2} = -(\log 2 + \log 10^{-2}) = -(\log 2 - 2) = -(0.3 - 2) = -(-1.7) = 1.7$$

بنابراین:

$$\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = 4 \times 10^8 \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{[\text{H}^+]}{4 \times 10^8} \quad (\text{I})$$

۹۹۲. گزینه ۲ غلظت  $\text{H}^+$ ،  $4 \times 10^8$  برابر غلظت  $\text{OH}^-$  است؛ بنابراین:

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \xrightarrow{(\text{I})} [\text{H}^+] \times \frac{[\text{H}^+]}{4 \times 10^8} = 10^{-14} \Rightarrow ([\text{H}^+])^2 = 4 \times 10^{-6} \Rightarrow [\text{H}^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

از طرفی داریم:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 2 \times 10^{-3} = -(\log 2 + \log 10^{-3}) = -(0.3 - 3) = 2.7$$

در نهایت pH را حساب می کنیم:

$$\frac{2}{44} \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{22/4 \text{ L HCl}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

۹۹۳. گزینه ۴ مقدار مول HCl را محاسبه می کنیم:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.05} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

غلظت اولیه HCl برابر است با:

از آن جا که HCl به طور کامل در آب تفکیک می شود، پس داریم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]_{\text{اولیه}} = 4 \times 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = -\log 4 \times 10^{-2} = -(\log 4 + \log 10^{-2}) \Rightarrow \text{pH} = -(\log 4 - 2) = 2 - \log 4$$

ت هالاکزینه های (I) و (۲) بررررر!!!

**گام دوم** با توجه به ثابت تعادل یونش آب، غلظت یون هیدروکسید را حساب می کنیم:

$$K = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow 10^{-14} = 4 \times 10^{-2} \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1}{4} \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{4 \times 10^{-2}}{\frac{1}{4} \times 10^{-11}} = 16 \times 10^9 = 1.6 \times 10^{10}$$

بنابراین نسبت غلظت یون هیدرونیوم به هیدروکسید در این محلول برابر است با:

۹۹۴. گزینه ۱ محاسبه غلظت  $\text{OH}^-$  (یا همان NaOH) قبل و بعد از اضافه کردن آب:

$$\text{pH}_1 = 12.3 \Rightarrow -\log[\text{H}^+]_1 = 12.3 \Rightarrow \log[\text{H}^+]_1 = -12.3 \Rightarrow [\text{H}^+]_1 = 5 \times 10^{-13} \Rightarrow [\text{OH}^-]_1 = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-13}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH}_2 = 11 \Rightarrow [\text{H}^+]_2 = 10^{-11} \Rightarrow [\text{OH}^-]_2 = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

بعد از اضافه کردن آب:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \Rightarrow 2 \times 10^{-2} \times 2 = 10^{-3} \times V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{4 \times 10^{-2}}{10^{-3}} = 40 \text{ L}$$

بنابراین:

$$\text{حجم آب اضافه شده} = V_2 - V_1 = 40 - 2 = 38 \text{ L}$$

حجم آب اضافه شده برابر است با:

**راه ۲** pH محلول، به اندازه  $1/3$  به سمت ۷ نزدیک شده است؛ بنابراین محلول  $10^{1/3}$  برابر رقیق شده است:

$$\frac{V_2}{V_1} = 10^{1/3} = 10^{0.33} \approx 2.15 \Rightarrow V_2 = 2.15 \times V_1 = 2.15 \times 2 \text{ L} = 4.3 \text{ L}$$

$$\text{حجم آب اضافه شده} = V_2 - V_1 = 4.3 \text{ L} - 2 \text{ L} = 2.3 \text{ L}$$

بنابراین:

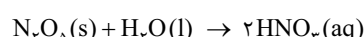
$$\% \alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]_{\text{اولیه}}} \times 100 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]}{10^{-2}} \times 100 = \frac{4 \times 10^{-3}}{10^{-2}} \times 100 = 4\%$$

۹۹۵. گزینه ۳ ابتدا محاسبه درصد یونش:

ت هالاکزینه های (I) و (۲) بررررر!!!

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 4 \times 10^{-3} = -(\log 4 + \log 10^{-3}) = -(0.6 - 3) = 3 - 0.6 = 2.4$$

حالا pH را به دست می آوریم:



۹۹۶. گزینه ۳ واکنش  $\text{N}_2\text{O}_5$  در آب به صورت مقابل است:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3/15} = 10^{-0.2} \times 10^{-4} = 7 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

**گام اول** محاسبه غلظت یون هیدرونیوم:

از آن جا که  $\text{HNO}_3$  یک اسید قوی است، غلظت این اسید نیز برابر با  $7 \times 10^{-4}$  مولار خواهد بود.

**گام دوم** با توجه به واکنش  $\text{N}_2\text{O}_5$  در آب، جرم آن را بر حسب میلی گرم حساب می کنیم:

$$\frac{1}{2} \text{ L محلول} \times \frac{7 \times 10^{-4} \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{108 \text{ g N}_2\text{O}_5}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 18/9 \text{ mg N}_2\text{O}_5$$

۹۹۷. گزینه ۴ واکنش های موازنه شده:  $4NO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2N_2O_5(s)$  ,  $N_2O_5(s) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_3(aq)$

در محلول نهایی، یون های  $H^+$  و  $NO_3^-$  وجود دارند؛ بنابراین غلظت  $HNO_3$  در این محلول  $0.1$  مول بر لیتر بوده و داریم:

$$M_a = [H^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-2}) = 2$$

بریم سراغ قسمت دوم سؤال:

راه ۱ برای یکسان شدن ضریب استوکیومتری  $N_2O_5$  در دو واکنش، واکنش دوم را در ۲ ضرب می کنیم:

$$2N_2O_5(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 4HNO_3(aq)$$

بنابراین:

$$\frac{4HNO_3}{M \times V} = \frac{4NO_2}{\text{میلی گرم}} \times \frac{R_a}{100} \Rightarrow \frac{0.1 \times 50}{1000 \times 4} = \frac{x}{1000 \times 46 \times 4} \times \frac{50}{100} \Rightarrow x = 46 \text{ mg } NO_2$$

راه ۲ تعداد مول  $HNO_3$  در محلول نهایی برابر  $5 \times 10^{-4} \text{ mol}$  است. با توجه به بازده واکنش ها، مقدار نظری برابر  $10^{-3} \text{ mol}$  خواهد شد و داریم:

$$10^{-3} \text{ mol } HNO_3 \times \frac{1 \text{ mol } N_2O_5}{4 \text{ mol } HNO_3} \times \frac{46 \text{ g } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 46 \text{ mg } NO_2$$

۹۹۸. گزینه ۳ ابتدا باید ببینیم غلظت  $H^+$  چه تغییری می کند:

$$pH_2 - pH_1 = -0.7 \Rightarrow -\log [H^+]_2 - (-\log [H^+]_1) = -0.7 \Rightarrow \log [H^+]_2 - \log [H^+]_1 = 0.7 \Rightarrow \log \frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 0.7 \Rightarrow \frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 10^{0.7} \Rightarrow [H^+]_2 = 5 [H^+]_1$$

اکنون می توانیم نسبت حجم محلول اولیه و نهایی را حساب کنیم:  $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \Rightarrow [H^+]_1 \times V_1 = [H^+]_2 \times V_2 \Rightarrow [H^+]_1 \times V_1 = 5 [H^+]_1 \times V_2 \Rightarrow V_1 = 5 V_2$

در نهایت، محاسبه درصد آب تبخیر شده:  $\frac{V_1 - V_2}{V_1} \times 100 = \frac{5V_2 - V_2}{5V_2} \times 100 = \frac{4V_2}{5V_2} \times 100 = \frac{4 \times 2}{5} \times 100 = 160\%$

راه ۲ pH به اندازه  $0.7$  از  $7$  دور شده است؛ بنابراین محلول  $10^{0.7}$  برابر غلیظ شده و داریم:

$$\frac{V_1}{V_2} = 10^{0.7} = 5 \Rightarrow V_1 = 5V_2 \Rightarrow \text{درصد آب تبخیر شده} = \frac{V_1 - V_2}{V_1} \times 100 = \frac{5V_2 - V_2}{5V_2} \times 100 = \frac{4V_2}{5V_2} \times 100 = 80\%$$

۹۹۹. گزینه ۲ محاسبه غلظت اولیه  $HA$ :

ابتدا باید غلظت  $H^+$  را به دست آوریم:

$$[H^+] = \alpha \times M_a \quad (I) \quad pH = 4/4 \Rightarrow \log [H^+] = -4/4 = -1 \Rightarrow [H^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$(I) \Rightarrow 4 \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-3} \times M_a \Rightarrow M_a = \frac{4 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

بنابراین:

$$300 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{10^3 \text{ mL محلول}} \times \frac{2 \times 10^{-2} \text{ mol } HA}{1 \text{ L محلول}} = 6 \times 10^{-3} = 0.006 \text{ mol } HA$$

گام دوم محاسبه تعداد مول  $HA$ :

۱۰۰۰. گزینه ۳ pH اسید  $HA$  یک واحد کم تر از اسید  $HB$  است؛ پس غلظت یون  $H^+$  در محلول  $HA$ ،  $10$  برابر غلظت این یون در محلول  $HB$  است؛ یعنی:

$$\frac{[H^+]_{HA}}{[H^+]_{HB}} = \frac{\alpha_{HA} \times M_{HA}}{\alpha_{HB} \times M_{HB}} \xrightarrow{\text{درصد یونش} = \alpha \times 100} 10 = \frac{1/2 \times b}{1/8 \times x} \Rightarrow \frac{b}{x} = 10 \times \frac{1/8}{1/2} = \frac{10}{4} \Rightarrow \frac{x}{b} = \frac{4}{10} = 0.4$$

$$M = \frac{n}{V} \xrightarrow{V=1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}} M = \frac{0.1}{1} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۰۰۱. گزینه ۲ ابتدا غلظت اولیه  $HX$  و  $HY$  را حساب می کنیم:

حالا هر کدام را به دست می آوریم:

$$[H^+] = [HX]_{\text{اولیه}} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$$

اول  $HX$  (اسید قوی):

حالا  $HY$  (اسید ضعیف): درصد یونش برابر  $2$  درصد می باشد، پس  $\alpha = \frac{2}{100} = 0.02$  است، بنابراین داریم:

$$[H^+] = \alpha [HY]_{\text{اولیه}} \Rightarrow [H^+] = 0.02 \times 0.1 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 2 \times 10^{-3} = -(\log 2 + \log 10^{-3}) = -(\log 2 + (-3)) = 3 - \log 2 = 2.7$$

پس نسبت pH محلول  $HY$  به  $HX$  برابر با  $2.7$  است.

$$[H^+] = M_a = 0.002 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log (2 \times 10^{-3}) = 3 - \log 2 = 2.7$$

۱۰۰۲. گزینه ۱ قسمت اول، ابتدا محاسبه pH محلول اولیه اسید قوی:

$$[H^+] = \frac{0.002 \times V}{V + 9V} = 0.002 \times \frac{V}{10V} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

در ادامه، غلظت مولی یون  $H^+$  در محلول نهایی اسید قوی و pH این محلول را حساب می کنیم:

$$pH_{\text{نهایی}} = -\log [H^+]_{\text{نهایی}} = -\log (2 \times 10^{-4}) = 4 - \log 2 = 3.7 \Rightarrow pH_{\text{نهایی}} - pH_{\text{اولیه}} = 3.7 - 2.7 = 1$$

تیزبازی اگر ۹ برابر حجم یک محلول اسید قوی به آن آب مقطر اضافه کنیم، حجم آن  $10$  برابر می شود؛ پس pH محلول آن یک واحد افزایش پیدا می کند:

$$pH_{\text{نهایی}} = pH_{\text{اولیه}} + \log \frac{V_2}{V_1} \Rightarrow pH_{\text{نهایی}} = pH_{\text{اولیه}} + \log \frac{10 \times V_1}{V_1} = pH_{\text{اولیه}} + 1$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{M_a} \times 100 = \frac{2 \times 10^{-4}}{10^{-3}} \times 100 = 20\%$$

قسمت دوم: درصد یونش اسید ضعیف  $HA$  را حساب می کنیم:



۱۰۰۳. گزینه ۳ راه ۱ مقدار  $\text{OH}^-$  در محلول نهایی برابر مجموع مقدار  $\text{OH}^-$  دو محلول اولیه است، پس مقدار  $\text{OH}^-$  را در هر کدام جدا جدا حساب می‌کنیم؛  
اول محلول کلسیم هیدروکسید:

$$\text{pH} = 13 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-13} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$40 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{10^3 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-1} \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L محلول}} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol OH}^-$$

$$60 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L محلول}}{10^3 \text{ mL محلول}} \times \frac{10^{-1} \text{ mol KOH}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol KOH}} = 6 \times 10^{-2} \text{ mol OH}^-$$

حالا محلول پتاسیم هیدروکسید:

پس در محلول نهایی  $10^{-2}$  مول  $\text{OH}^-$  وجود دارد ( $4 \times 10^{-2} + 6 \times 10^{-2} = 10 \times 10^{-2} = 10^{-1}$ )، از طرفی حجم محلول نهایی برابر  $100 \text{ mL}$  است؛ بنابراین:

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{مول OH}^-}{V} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-2} \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 13$$

راه ۲ غلظت مولی یون  $\text{OH}^-$  در هر دو محلول با هم یکسان و برابر با  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  است؛ پس بر اثر مخلوط کردن آن‌ها با هم pH تغییر نخواهد کرد و بدون انجام محاسبات می‌توانیم بگوییم که pH محلول نهایی نیز برابر با ۱۳ است.

بریم سراغ قسمت دوم سؤال، در محلول اولیه کلسیم هیدروکسید،  $0.04 \text{ mol}$  یون  $\text{OH}^-$  و  $0.02 \text{ mol}$  یون  $\text{Ca}^{2+}$  وجود دارد و در نتیجه غلظت مولی یون  $\text{Ca}^{2+}$  در محلول نهایی برابر  $0.02 \text{ mol.L}^{-1}$  است.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم محاسبه غلظت مولی اولیه اسید آلی:  $K_a = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{[\text{H}^+]}{M - [\text{H}^+]}$   $\Rightarrow \frac{10^{-2}}{M - 10^{-2}} = 10^{-1} \Rightarrow M - 10^{-2} = 10^{-1} \Rightarrow M = 0.11 \text{ mol.L}^{-1}$  غلظت یون هیدرونیوم:  $0.02 \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{گام سوم با استفاده از رابطه غلظت مولی، جرم مولی اسید را حساب می‌کنیم:} \quad \frac{0.02 \text{ mol}}{(0.06 + 0.04) \text{ L}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \frac{0.258}{0.02} = 12.9 \text{ g.mol}^{-1}$$

۱۰۰۵. گزینه ۳ از آن‌جا که pH دو محلول برابر است، غلظت یون  $\text{H}^+$  در دو محلول برابر خواهد بود و با توجه به این‌که نیتریک اسید یک اسید قوی است، می‌توانیم بنویسیم:

$$[\text{H}^+]_{\text{HA}} = [\text{H}^+]_{\text{HNO}_3} = M_a(\text{HNO}_3) = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

در ادامه، با نوشتن رابطه ثابت تعادل و ساده‌سازی آن، مقدار غلظت مولی محلول HA را به دست می‌آوریم:

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

صرفنظر می‌کنیم

$$\frac{M_{\text{HA}}}{M_{\text{HNO}_3}} = \frac{0.005}{0.01} = 5$$

در نهایت، نسبت غلظت مولار دو اسید را به دست می‌آوریم:

رکب متأسفانه طراح در این تست، به دوطالبینی که از رابطه تقریبی  $K_a$  استفاده نکردند، رکب زده! اگر در رابطه ثابت تعادل، از غلظت  $\text{H}^+$  در مقابل  $M_a$  صرفنظر نکنیم، به گزینه (۴) می‌رسیم:

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

$$\alpha = \frac{\text{مولکول‌های یونیده‌شده}}{\text{کل مولکول‌های حل‌شده}} = \frac{A^-}{HA + A^-} = \frac{4}{4 + 4} = \frac{1}{2}$$

۱۰۰۶. گزینه ۲ ابتدا محاسبه  $\alpha$ :

$$\text{pH} = 0.7 \Rightarrow \log[\text{H}^+] = -0.7 = -1 + 0.3$$

حالا پیدا کردن غلظت  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$ :

$$[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-1} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

در نهایت، محاسبه  $K_a$ :

راه ۲ ابتدا غلظت  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$  را حساب می‌کنیم:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-0.7} = 10^{-1+0.3} = 10^{-1} \times 10^{0.3} = 2 \times 10^{-1} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

با توجه به شکل، تعداد ذره‌های  $\text{H}^+$ ،  $\text{A}^-$  و HA برابر است؛ پس غلظت تعادلی همگی با هم برابر  $(0.2)$  خواهد بود؛ بنابراین:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{0.2 \times 0.2}{0.2} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۰۰۷. گزینه ۲ غلظت یون هیدروکسید را در هر محلول حساب می‌کنیم:

$$[\text{H}^+]_{\text{DOH}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-a} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{DOH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-a}} = 10^{-(14-a)}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{AOH}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-(a+1)} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{AOH}} = \frac{10^{-14}}{10^{-(a+1)}} = 10^{-(12-a)}$$

**گام دوم** با توجه به رابطه درصد یونش بازی، غلظت مولی آغازی هر باز و نسبت موردنظر را به دست می آوریم. داریم:

$$\frac{M_{\text{AOH}}}{M_{\text{DOH}}} = \frac{\frac{10^{-1} (17-a)}{10^{-1} \times 10^{-12}} \times 10^0}{\frac{10^{-1} (17-a)}{10^{-1} \times 10^{-12}} \times 10^0} = \frac{10^{-1} \times 10^{-12} \times 10^0}{10^{-1} \times 10^{-12} \times 10^0} = \frac{10^0}{10^0} = 1$$

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{H}^+ \text{ تعداد مول}}{\text{لیتر محلول}} = \frac{2/5 \times 10^{-10} \text{ mol}}{250 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۰۰۸. گزینه ۴  گام اول محاسبه غلظت یون  $H^+$ :

**گام دوم** محاسبه غلظت یون  $\text{OH}^-$  و غلظت مولی باز قوی:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = M_b \times \alpha \xrightarrow{\alpha=1} M_b = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

باریم هیدروکسید با فرمول  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ، یک باز قوی دوظرفیتی است؛ بنابراین غلظت یون  $\text{OH}^-$  در محلول باریم هیدروکسید با غلظت  $\frac{M_b}{2} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ ، با غلظت این یون در محلول باز موردنظر برابر است.

۱۰۰۹. گزینه ۱  pH محلول HA، ۳/۰ بیشتر از pH محلول HB است؛ یعنی:

$$\text{pH}_{\text{HA}} - \text{pH}_{\text{HB}} = {}^{\circ}/\text{r} \Rightarrow -\log[\text{H}^+]_{\text{HA}} - (-\log[\text{H}^+]_{\text{HB}}) = {}^{\circ}/\text{r} \Rightarrow \log[\text{H}^+]_{\text{HB}} - \log[\text{H}^+]_{\text{HA}} = {}^{\circ}/\text{r} \Rightarrow \log \frac{[\text{H}^+]_{\text{HB}}}{[\text{H}^+]_{\text{HA}}} = {}^{\circ}/\text{r} \Rightarrow \frac{[\text{H}^+]_{\text{HB}}}{[\text{H}^+]_{\text{HA}}} = \text{r}$$

از آن جا که مقدار درجه یونش این دو اسید کم تر از ۵٪ است، از فرمول  $[H^+] = \sqrt{K_a \times M_a}$  استفاده می کنیم؛ بنابراین:

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{HB}}}{[\text{H}^+]_{\text{HA}}} = \frac{\sqrt{K_{\text{aHB}} \times M_{\text{HB}}}}{\sqrt{K_{\text{aHA}} \times M_{\text{HA}}}} \Rightarrow \gamma = \sqrt{\frac{K_{\text{aHB}}}{K_{\text{aHA}}} \times \frac{M_{\text{HB}}}{M_{\text{HA}}}} \Rightarrow \frac{K_{\text{aHB}}}{K_{\text{aHA}}} = \gamma^2 \Rightarrow \frac{K_{\text{aHA}}}{K_{\text{aHB}}} = \frac{1}{\gamma^2} = 0.125$$

۱۰۱۰. گزینه ۱  اگر pH دو محلول مساوی باشد؛ یعنی  $[H^+]$  هر دو یکسان است. از طرفی غلظت  $H^+$  در محلول اسید قوی برابر غلظت اولیه اسید است، پس:

$$[H^+] = M_{HB} = \frac{10 \text{ ad}}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow [H^+] = \frac{10 \times 1 / 56 \times 1 / 25}{39} = \frac{10 / 6 \times \frac{5}{4}}{39} = \frac{10 / 6 \times \frac{10}{8}}{39 \times \frac{1}{4}} = \frac{106}{39 \times 1} = \frac{1}{3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^{\cancel{2}}}{M_{HA} - [H^+]} \Rightarrow K_a = \frac{\cancel{1} \times \cancel{1}}{\cancel{2} / 5 - \cancel{1}} = \frac{\cancel{1} \times \cancel{1}}{\cancel{2}} = \frac{1}{\cancel{1}} = 0.125$$

ثابت یونش HA مساوی است با:

۱۰۱. گزینه ۳ یا ۴  از آن جا که باز DOH و اسید HCl تک ظرفیتی هستند، کافی است تعداد مول مصرف شده از آن ها را با هم مقایسه کنیم.

اگر تعداد مول اسید بیشتر بود، محلول نهایی خاصیت اسیدی دارد و اگر تعداد مول باز بیشتر بود، محلول نهایی خاصیت بازی دارد:

$$M_{\text{DOH}} = \frac{n_{\text{DOH}}}{V} = \frac{\frac{0.3}{100} \text{ g DOH} \times \frac{1 \text{ mol DOH}}{200.0 \text{ g DOH}}}{\frac{250.0 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = \frac{0.0015}{0.250} = 0.006 \text{ mol.L}^{-1}$$

در محاسبه غلظت مولی DOH، حجم محلول را به تقریب برابر با حجم آب در نظر گرفتیم.

$$\text{تعداد مول باز} = M_{\text{DOH}} \times V = 0.06 \times \frac{50}{1000}, \quad \text{تعداد مول اسید} = M_{\text{HCl}} \times V = 0.02 \times \frac{50}{1000}$$

در این انعام ماسه مشفیه که تعداد مول باز موجود در محلول بیشتر است و پس از انجام واکنش خنثی شدن، مقداری باز در محلول باقی می ماند؛ بنابراین محلول نهایی خاصیت بازی دارد نه اسیدی!

$$[\text{OH}^-] = M_{\text{DOH}} \times \frac{\alpha_{\text{DOH}}}{100} = 0.06 \times \frac{1.9}{100} = 0.00114 \text{ mol.L}^{-1}$$

گزینه (۱): با استفاده از رابطه درصد یونش داریم:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{1.2 \times 10^{-7}} = \frac{1}{1.2} \times 10^{-14+7} \approx 0.83 \times 10^{-7} = 8.3 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

**گزینه (۲):** در محلول اسید قوی HA، غلظت مولی  $H^+$  با غلظت مولی اسید یعنی ۱۲٪ / مولار برابر است. از طرفی در محاسبه گزینۀ (۱)، دیدیم که غلظت  $OH^-$  در محلول باز DOH نیز ۱۲٪ / مولار به دست آمد. *مواظبتون باشه که حجم محلول اسید قوی در این جا به کارمون نمیاد!*

$$pH_1 = -\log[H^+]_1 = -\log\left(\frac{1}{12} \times 10^{-11}\right) = 11 + \log \underbrace{\frac{1}{12}}_{\frac{1}{12} \times \frac{1}{12}} = 11 + \underbrace{\log 1}_{\frac{0}{12}} + \underbrace{\log 12}_{\frac{1}{12} \times \frac{1}{12}} = 12 - \frac{1}{12}$$

با افزودن ۸/۰ گرم DOH به محلول اولیه و با فرض تغییر نکردن حجم محلول، غلظت محلول برابر خواهد شد با:

حالا با فرض ثابت ماندن درصد یونش باز هنگام افزودن غلظت مولی آن، pH محلول نهایی را حساب می‌کنیم:

$$[\text{OH}^-]_{\text{r}} = M_{\text{r}} \alpha = 0,1 \times 0,7 = 0,07 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{r}} = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]_{\text{r}}} = \frac{10^{-14}}{0,07} = 1,4 \times 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

پس مقدار افزایش pH محلول برابر با  $12/3 - 12/1 = 0/2$  یعنی کم تر از  $0/3$  است.



کافیه از رابطه زیر برای باز DOH استفاده کنیم. از آنجا که جرم باز  $\frac{2}{11}$  برابر شده، غلظت مولی آن نیز به دلیل ثابت بودن حجم در این سؤال،  $\frac{2}{11}$  برابر می شود و داریم:

$$\Delta pH = pH_V - pH_I = \log \frac{M_V}{M_I} = \log \frac{1}{\frac{1}{6}} = \log \frac{1}{6} = 1 - \log 6 = 1 - \log 2 - \log 3 = 0.2 < 0.3$$

حواستون باشه تنها برای باز ضعیف با درجه یونش کمتر از ۰.۱، می توانیم از رابطه زیر استفاده کنیم:

۱۰۱۲. گزینه ۳ با اضافه کردن آب خالص، pH یک واحد افزایش می یابد، پس غلظت  $H^+$ ،  $\frac{1}{10}$  برابر می شود. با توجه به فرمول  $[H^+] = \sqrt{K_a \times M_a}$ ، برای آن که غلظت  $H^+$   $\frac{1}{10}$  شود، غلظت اولیه HA باید  $\frac{1}{100}$  شود؛ پس داریم:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \xrightarrow{M_2 = \frac{1}{100} M_1} M_1 \times V_1 = \frac{1}{100} M_1 \times V_2 \Rightarrow V_2 = 100 V_1 \xrightarrow{V_1 = 2 L} V_2 = 200 L$$

$$\Rightarrow \text{آب اضافه شده} = V_2 - V_1 = 200 - 2 = 198 L$$

۱۰۱۳. گزینه ۲ اول  $[H^+]$  را حساب می کنیم:

حالا از رابطه دقیق بین  $[H^+]$ ،  $M_a$  و  $K_a$  استفاده می کنیم:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{M_a - [H^+]} \Rightarrow 1 = \frac{1^2}{M_a - 1} \Rightarrow M_a - 1 = 1 \Rightarrow M_a = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

از آنجا که حجم محلول ۱ لیتر است، باید ۲ مول اسید حل کنیم.

۱۰۱۴. گزینه ۲ صورت سؤال، مقدار غلظت تعادلی دو اسید ضعیف را به ما داده است  $([HD] = [HA] = 0.5 \text{ mol.L}^{-1})$ ؛ بنابراین با استفاده از رابطه ثابت یونش اسیدها، می توانیم رابطه ای برای نسبت ثابت یونش دو اسید بنویسیم:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HX]} \Rightarrow \frac{K_a(HD)}{K_a(HA)} = \frac{[HD]}{[HA]} = 10^{-6} \Rightarrow \left( \frac{[H^+]_{HD}}{[H^+]_{HA}} \right)^2 = (10^{-3})^2$$

غلظت تعادلی اسید

در ادامه، پس از ساده سازی رابطه بالا، از طرفین تساوی منهای لگاریتم می گیریم تا به رابطه ای بین pH محلول دو اسید برسیم:

$$\Rightarrow \frac{[H^+]_{HD}}{[H^+]_{HA}} = 10^{-3} \xrightarrow{\text{از طرفین تساوی منهای لگاریتم می گیریم}} -\log \left( \frac{[H^+]_{HD}}{[H^+]_{HA}} \right) = -\log (10^{-3})$$

$$\Rightarrow \underbrace{-\log [H^+]_{HD}}_{pH(HD)} + \underbrace{\log [H^+]_{HA}}_{-pH(HA)} = 3 \Rightarrow pH(HA) = pH(HD) - 3$$

یعنی pH محلول HA، به اندازه ۳ واحد از pH محلول HD کوچک تر است.

$$pH = 12 \Rightarrow [H^+] = 10^{-12} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۰۱۵. گزینه ۱

از آنجایی که NaOH یک باز قوی است، غلظت اولیه NaOH با غلظت  $OH^-$  در محلول آن برابر است.

$$M_b = \frac{10 \text{ ad}}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow 10^{-2} = \frac{1 \times a \times \frac{1}{25}}{4} \Rightarrow a = \frac{4 \times 4}{5} \times 10^{-2}$$

حالا درصد جرمی NaOH را در این محلول محاسبه می کنیم:

درصد جرمی یون سدیم را می توان از نسبت زیر محاسبه کرد:

$$\frac{\text{درصد جرمی یون } Na^+}{\text{درصد جرمی NaOH}} = \frac{\text{جرم مولی } Na^+}{\text{جرم مولی NaOH}} \Rightarrow \text{درصد جرمی یون } Na^+ = \frac{16}{5} \times 10^{-2} \times \frac{23}{40} = 1/84 \times 10^{-2}$$

در نتیجه، غلظت ppm یون سدیم برابر  $184 \text{ ppm} = (1/84 \times 10^{-2}) \times 10^4$  خواهد بود.

در نهایت، جرم سدیم هیدروکسید حل شده را به دست می آوریم:

$$\text{درصد جرمی NaOH} = \frac{\text{جرم NaOH}}{\text{جرم کل}} \times 100 \Rightarrow \frac{4 \times 4}{5} \times 10^{-2} = \frac{x}{50} \times 100 \Rightarrow x = \frac{4 \times 4}{5} \times 10^{-2} \times 50 = 0.16 \text{ g}$$

۱۰۱۶. گزینه ۱ غلظت یونهای  $H^+$  و  $Cl^-$  با هم برابر است؛ بنابراین:

$$\frac{3}{10} \times 10^{-2} \text{ یون } Cl^- \times \frac{1 \text{ mol } Cl^-}{6.02 \times 10^{23} \text{ یون } Cl^-} = \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol } Cl^-} = 0.5 \times 10^{-4} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol } H^+$$

$$\frac{5}{55} \text{ g محلول} \times \frac{1 \text{ mL محلول}}{1.1 \text{ g محلول}} \times \frac{1 L}{10^3 \text{ mL}} = 5 \times 10^{-2} L$$

با توجه به چگالی محلول، حجم آن برابر است با:

$$[H^+] = \frac{\text{مول } H^+}{\text{حجم محلول}} = \frac{5 \times 10^{-4}}{5 \times 10^{-2}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log 10^{-2} = 2$$

در نهایت pH به صورت مقابل به دست می آید:

۱۰۱۷. گزینه ۲ مقدار HCl موجود در محلول را قبل و بعد از اضافه کردن HCl گازی حساب می کنیم (هر مول HCl، یک مول  $H^+$  آزاد می کند):

$$pH_1 = 2 \Rightarrow [H^+]_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

قبل:

$$20 L \text{ محلول} \times \frac{10^{-2} \text{ mol } H^+}{1 L} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } H^+} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0.2 \times 36.5 = 7.3 \text{ g}$$

$$pH_2 = 1 \Rightarrow [H^+]_2 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

بعد از افزودن گاز:

$$20 L \text{ محلول} \times \frac{10^{-1} \text{ mol } H^+}{1 L} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } H^+} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 2 \times 36.5 = 73 \text{ g}$$

بنابراین  $73 - 7.3 = 65.7$  گرم گاز هیدروژن کلرید به محلول افزوده شده است.

۱۰۱۸. گزینه ۱ **گام اول** محاسبه غلظت مولی اسید:

$$\frac{0.2 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \frac{20 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ L}} = 0.01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

غلظت مولی اسید =  $\frac{\text{تعداد مول اسید}}{\text{لیتر محلول}}$

**گام دوم** محاسبه غلظت  $\text{H}^+$ :

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4/22} = 10^{-0.1818} \approx 0.66 \times 10^{-1} = 6.6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**گام سوم** درصد یونش این اسید برابر است با:

$$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^- \quad \text{درصد یونش اسید} = \frac{\text{غلظت یون}}{\text{غلظت اسید}} \times 100 = \frac{6.6 \times 10^{-2}}{0.01} \times 100 = 660\%$$

**گام چهارم** محاسبه ثابت یونش اسید:

$$K_a \approx M\alpha^2 = 0.01 \times \left(\frac{0.66}{100}\right)^2 = 36 \times 10^{-8} = 3.6 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

۱۰۱۹. گزینه ۲ **گام اول** محاسبه غلظت مولی یون هیدرونیوم در محلول اسید HX:

$$[\text{H}^+]_{\text{HX}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4/2} = 10^{-2} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**گام دوم** محاسبه درجه یونش اسید HA با استفاده از درجه یونش اسید HX:

$$\alpha_{\text{HX}} = \frac{[\text{H}^+]_{\text{HX}}}{M_{\text{a}}(\text{HX})} = \frac{5 \times 10^{-5}}{2 \times 10^{-4}} = 0.25 = \frac{1}{4} \Rightarrow \alpha_{\text{HA}} = \frac{1}{4} \times \alpha_{\text{HX}} = \frac{1}{4} \times \frac{1}{4} = \frac{1}{16}$$

**گام سوم** از آنجا که  $K_a > 10^{-5}$  است، از رابطه دقیق ثابت یونش استفاده می کنیم:

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 4 \times 10^{-5} = \frac{M \times \left(\frac{1}{16}\right)^2}{1 - \frac{1}{16}} \Rightarrow 4 \times 10^{-5} = \frac{M \times \frac{1}{256}}{\frac{15}{16}} \Rightarrow M = \frac{4 \times 10^{-5} \times 15}{\frac{1}{256}} = 2.4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**رکب** اگر به جای رابطه دقیق، از رابطه تقریبی ثابت یونش استفاده می کردید، مقدار غلظت مولی  $2.56 \times 10^{-3}$  به دست می آمد که اتفاقاً در گزینه ها هم حضور دارد!

۱۰۲۰. گزینه ۴ **گام اول** محاسبه درجه یونش اسید:

$$K_a = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 0.1 = \frac{0.2 \times \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 1-\alpha = 2\alpha^2 \Rightarrow 2\alpha^2 + \alpha - 1 = 0 \Rightarrow \frac{1}{2}(2\alpha + 2)(2\alpha - 1) = 0 \Rightarrow \alpha = \begin{cases} -1 \\ 0.5 \end{cases}$$

**گام دوم** محاسبه pH محلول:

$$[\text{H}^+] = M\alpha \Rightarrow [\text{H}^+] = 0.2 \times 0.5 = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.1) = 1$$

از آنجا که نیتریک اسید ( $\text{HNO}_3$ ) یک اسید قوی است، برای این که غلظت یون  $\text{H}^+$  در محلول آن برابر  $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  باشد، نیاز است در یک لیتر از این محلول،  $0.1$  مول معادل  $6.3 \text{ g}$  از این اسید وجود داشته باشد.

۱۰۲۱. گزینه ۱ **گام اول** محاسبه غلظت یون  $\text{H}^+$  در محلول هر اسید:

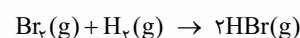
$$\text{HX: } [\text{H}^+] + 4[\text{H}^+] = 0.5 \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{0.5}{5} = 0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{HY: } [\text{H}^+] + 9[\text{H}^+] = 0.5 \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{0.5}{10} = 0.05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\left. \begin{aligned} \text{HX: } K_a = \frac{[\text{H}^+]}{4[\text{H}^+]} = \frac{[\text{H}^+]}{4} = \frac{0.1}{4} \\ \text{HY: } K_a = \frac{[\text{H}^+]}{9[\text{H}^+]} = \frac{[\text{H}^+]}{9} = \frac{0.05}{9} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \text{نسبت مورد نظر} = \frac{0.1}{0.05} = \frac{0.9}{0.2} = 4.5$$

**گام دوم** محاسبه نسبت ثابت یونش اسید HX به اسید HY:

ثابت یونش اسید HX بزرگ تر بوده و در نتیجه این اسید قوی تر است و pH محلول آن برابر است با:



۱۰۲۲. گزینه ۳ واکنش بخار برم و گاز هیدروژن:

$$\frac{0.2}{2} \text{ g Br}_2 \times \frac{1 \text{ mol Br}_2}{160 \text{ g Br}_2} \times \frac{2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ mol Br}_2} = 0.04 \text{ mol HBr}$$

**گام اول** تعداد مول HBr تولید شده:

در نتیجه، غلظت یون  $\text{H}^+$  حاصل از اسید قوی HBr برابر با  $0.04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  است.

**گام دوم** با کمک pH محلول نهایی، غلظت یون  $\text{H}^+$  حاصل از HCl را حساب می کنیم:

$$[\text{H}^+]_{\text{کل}} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1.7} = 10^{-2} \times 10^{-0.7} = 10^{-2} \times 2 = 0.02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{کل}} = [\text{H}^+]_{\text{HBr}} + [\text{H}^+]_{\text{HCl}} \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{HCl}} = 0.02 - 0.04 = 0.016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**گام سوم** در نهایت جرم گاز HCl را حساب می کنیم:

$$\frac{1 \text{ HCl}}{M \times V} = \frac{1 \text{ HCl}}{\text{جرم}} \Rightarrow \frac{0.016 \times 10}{1} = \frac{x}{36.5 \times 1} \Rightarrow x = 5.84 \text{ g}$$

راه ۱

$$10 \text{ L محلول} \times \frac{0.016 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 5.84 \text{ g HCl}$$

راه ۲

۱۰۲۳. گزینه ۱ **گام اول** محاسبه نسبت  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  در محلول HA به  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  در محلول HD:

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{HA}}}{[\text{H}^+]_{\text{HD}}} = \frac{M\alpha_{\text{HA}}}{M\alpha_{\text{HD}}} = \frac{\frac{1}{100}}{\frac{3}{100}} = 2/3$$

**گام دوم** محاسبه pH محلول اسید HD:

$$[\text{H}^+]_{\text{HA}} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{HD}} = \frac{10^{-4}}{2/3} = 1.5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{HD محلول: } \text{pH} = -\log(1.5 \times 10^{-4}) = 4 - 0.176 = 3.824$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

بریم سراغ قسمت دوم سؤال، محاسبه pH محلول KOH و نسبت مورد نظر:

$$\frac{\text{pH محلول HD}}{\text{pH محلول KOH}} = \frac{4/4}{13/3} = 0.33$$

$$\text{KOH محلول: } \text{pH} = -\log(5 \times 10^{-14}) = 14 - \log 5 = 14 - 0.7 = 13.3$$



$$\frac{5}{25} \text{ g HA} \times \frac{1 \text{ mol HA}}{100 \text{ g HA}} = \frac{5}{200} \text{ mol HA}$$

۱۰۲۴. گزینه ۳ pH محلول‌ها را به صورت پراپرا حساب می‌کنیم. اول HA (اسید ضعیف):

از آنجایی که حجم آب یک لیتر است، غلظت مولی و تعداد مول ماده با هم برابرند.

$$[H^+] = \sqrt{K_a \times M_{HA}} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{5 \times 10^{-5} \times \frac{5}{200}} = \sqrt{2.5 \times 10^{-6}} \Rightarrow [H^+] = 5 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log 5 \times 10^{-4} = -(\log 5 + \log 10^{-4}) = -(0.7 + (-4)) = 3.3$$

$$25 \text{ g HB} \times \frac{1 \text{ mol HB}}{200 \text{ g HB}} = \frac{25}{200} \text{ mol HB}$$

حالا HB (اسید قوی):

از آنجایی که حجم آب یک لیتر است، غلظت مولی و تعداد مول ماده با هم برابرند؛ بنابراین داریم:

$$[H^+] = M_{HB} = \frac{1}{8} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow pH = -\log \frac{1}{8} = -(-\log 8) = \log 8 = 3 \times 0.3 = 0.9 \Rightarrow \text{تفاوت pH محلول‌ها} = 3.3 - 0.9 = 2.4$$

۱۰۲۵. گزینه ۱ محاسبه غلظت یون هیدرونیوم در محلول HF:

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{[H^+]^2}{[HF]} \Rightarrow [HF] = \frac{[H^+]^2}{K_a} = \frac{(5 \times 10^{-4})^2}{5 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{1}{5} \times [HF] = 2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

پس غلظت تعادلی استیک اسید در محلول برابر خواهد بود با:

گام سوم محاسبه غلظت یون هیدرونیوم در محلول استیک اسید:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H^+]^2}{[CH_3COOH]} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \times [CH_3COOH]} = \sqrt{(1.6 \times 10^{-5}) \times 2 \times 10^{-4}} = \sqrt{3.2 \times 10^{-9}} = 5.66 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

گام چهارم با توجه به برابری غلظت آنیون و غلظت یون هیدرونیوم در هر محلول، جرم آنیون را در هر محلول به دست می‌آوریم:

$$\text{HF محلول: } 1 \text{ L محلول} \times \frac{5 \times 10^{-4} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol F}^-}{1 \text{ mol H}^+} \times \frac{19 \text{ g F}^-}{1 \text{ mol F}^-} = 0.95 \text{ g F}^-$$

$$\text{استیک اسید محلول: } 1 \text{ L محلول} \times \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mol H}^+} \times \frac{59 \text{ g CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mol CH}_3\text{COO}^-} = 0.118 \text{ g CH}_3\text{COO}^-$$

$$\text{تفاوت جرم آنیون‌های دو محلول} = 0.95 - 0.118 = 0.832 \text{ g}$$

در نهایت، محاسبه تفاوت جرم آنیون‌ها:

$$HA: [H^+]_1 = 10^{-pH_1} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۰۲۶. گزینه ۱ محاسبه غلظت یون  $H^+$  در محلول دو اسید:

$$HD: [H^+]_2 = 10^{-pH_2} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

گام دوم غلظت مولار اولیه اسیدهای HA و HD و نسبت آن‌ها را حساب می‌کنیم:

$$\left. \begin{aligned} HA: [H^+]_1 &= M_1 \alpha_1 \Rightarrow M_1 = \frac{10^{-3}}{10^{-1}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \\ HD: [H^+]_2 &= M_2 \alpha_2 \Rightarrow M_2 = \frac{10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{M_1}{M_2} = \frac{10^{-2}}{5 \times 10^{-3}} = 2$$

بریم سراغ قسمت دوم سؤال:

$$\frac{[OH^-]_1}{[OH^-]_2} = \frac{[H^+]_1}{[H^+]_2} = \frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = \frac{10^{-3}}{10^{-3}} = 1$$

محاسبه نسبت غلظت مولار یون  $OH^-$  در محلول HA به غلظت این یون در محلول HD:

۱۰۲۷. گزینه ۳ عبارت‌های «ب»، «پ» و «ت» درست‌اند. جرم اسیدها را m در نظر می‌گیریم:

$$mg \text{ HF} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{100 \text{ g HF}} = \frac{m}{100} \text{ mol HF} \Rightarrow M_{HF} = \frac{\text{مول HF}}{\text{حجم}} = \frac{m}{100} = \frac{m}{100} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \alpha \times M_{HF} \Rightarrow [H^+] = 0.25 \times \frac{m}{100} = \frac{1}{400} \times 10^{-1} \times \frac{m}{100} = \frac{m}{40000} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log\left(\frac{m}{40000} \times 10^{-1}\right) = -(\log m - \log 40000 + \log 10^{-1}) = -(x - (3 \times 0.3) - 2) = 2.9 - x$$

$$mg \text{ HI} \times \frac{1 \text{ mol HI}}{128 \text{ g HI}} = \frac{m}{128} \text{ mol HI} \Rightarrow M_{HI} = \frac{\text{مول HI}}{\text{حجم}} = \frac{128}{1} = \frac{m}{128} \text{ mol.L}^{-1}$$

حالا HI (اسید قوی):

$$[H^+] = M_{HI} \Rightarrow [H^+] = \frac{m}{128} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow pH = -\log \frac{m}{128} = -(\log m - \log 128) = -(x - (7 \times 0.3)) = 2.1 - x$$

$$(2.9 - x) - (2.1 - x) = 0.8$$

اختلاف pH: pH محلول HI، به اندازه ۰/۸ واحد کمتر است.

ب. pH کمتر (محلول HI) یعنی  $[H^+]$  بزرگ‌تر و  $[OH^-]$  کوچک‌تر است.

پ. در محلول با pH کمتر (محلول HI) تعداد یون‌ها بیشتر است.

ت. یون هیدرونیوم و یون پدید، از یونیده شدن هیدرویدیک اسید (HI) آزاد شده‌اند و ضریب آن‌ها در معادله یونش HI یکسان است؛ بنابراین غلظت آن‌ها با هم برابر است.

۱۰۲۸. گزینه ۳ pH محلول HX (محلول ۱)، ۰/۳ بیشتر از pH محلول HY (محلول ۲) است؛ بنابراین:

$$pH_1 - pH_2 = 0/3 \Rightarrow -\log[H^+]_1 - (-\log[H^+]_2) = 0/3 \Rightarrow \log[H^+]_2 - \log[H^+]_1 = 0/3 \Rightarrow \log \frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 0/3 \Rightarrow \frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 10^{0/3} = 2$$

اگر جرم HX و HY را m گرم در نظر بگیریم، تعداد مول HX و HY به ترتیب  $\frac{m}{120}$  و  $\frac{m}{150}$  مول می‌باشد و با توجه به این که حجم محلول‌ها یک لیتر است، داریم:

$$\frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 2 \Rightarrow \frac{\alpha_2 M_{a_2}}{\alpha_1 M_{a_1}} = 2 \Rightarrow \frac{\alpha_2 \times \frac{m}{150}}{\alpha_1 \times \frac{m}{120}} = 2 \Rightarrow \frac{\alpha_2 \times 120}{\alpha_1 \times 150} = 2 \Rightarrow \frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \frac{2 \times 150}{120} = 2.5$$

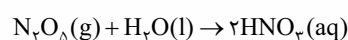
X محلول:  $\alpha_X = 10^{-1/3} = 10^{-0/3} \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-3}$

Y محلول:  $\alpha_Y = 10^{-0/3} = 10^{-0/3} \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-1}$

$$\frac{X}{Y} = \frac{\frac{[H^+]_X}{\alpha_X}}{\frac{[H^+]_Y}{\alpha_Y}} = \frac{10^{-2}}{5 \times 10^{-2} \times \frac{2 \times 10^{-1}}{10^{-2}}} = \frac{10^{-2}}{10^{-1}} = 10^{-1} = 0.1$$

۱۰۲۹. گزینه ۱ مقدار  $\alpha$  را برای هر محلول به دست می‌آوریم:

گام دوم با توجه به رابطه  $\frac{[H^+]}{\alpha} = [HA]$ ، نسبت موردنظر را به دست می‌آوریم:



۱۰۳۰. گزینه ۳ واکنش موازنه‌شده:

$$\frac{1 N_2O_5}{\text{مول}} \sim \frac{2 HNO_3}{\text{مول}} \Rightarrow \frac{2/16}{10.8 \times 1} = \frac{x}{2} \Rightarrow x = \frac{2 \times 2/16}{10.8} = 0.04 \text{ mol}$$

گام اول محاسبه مول  $HNO_3$  تولیدشده:

$$2/16 \text{ g } N_2O_5 \times \frac{1 \text{ mol } N_2O_5}{10.8 \text{ g } N_2O_5} \times \frac{2 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } N_2O_5} = 0.04 \text{ mol } HNO_3$$

راه ۱

راه ۲

گام دوم محاسبه مول  $H^+$  آزادشده از  $HNO_3$  که برابر غلظت اولیه  $HNO_3$  است.  $[H^+] = M_a = \frac{\text{مول } HNO_3}{\text{حجم}} = \frac{0.04 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.4 = -(\log 4 - 1) = 1 - \log 4 = 1 - 0.602 = 0.398$$

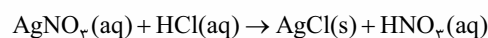
بریم سراغ قسمت دوم سؤال و محاسبه غلظت  $OH^-$  ppm:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = 2.5 \times 10^{-15} \text{ mol.L}^{-1}$$

اول غلظت مولی یون هیدروکسید:

$$M = \frac{\text{ppm} \times d}{1000 \times \text{جرم مولی}} \Rightarrow \text{ppm} = \frac{2.5 \times 10^{-15} \times 17}{1} = 4.25 \times 10^{-14}$$

حالا محاسبه غلظت ppm:



۱۰۳۱. گزینه ۲ واکنش انجام‌شده:

اول غلظت HCl را حساب می‌کنیم. از آنجا که HCl یک اسید قوی است، کافیست غلظت  $H^+$  را به‌صورت:

$$pH = 2/3 \Rightarrow -\log[H^+] = 2/3 \Rightarrow \log[H^+] = -2/3 = -0.667 \Rightarrow [H^+] = 10^{-0.667} = 0.215 \text{ mol.L}^{-1}$$

در نهایت، جرم رسوب AgCl را حساب می‌کنیم:  $20 \text{ L} \times 0.215 \text{ mol.L}^{-1} \times 143.5 \text{ g mol}^{-1} = 614 \text{ g}$

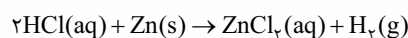
۱۰۳۲. گزینه ۱ محاسبه نسبت غلظت مولی اولیه اسید HD به غلظت مولی اولیه اسید HA:

$$\frac{M_{HD}}{M_{HA}} = \frac{\alpha_{HD}}{\alpha_{HA}} = \frac{10^{-12}}{10^{-5}} = 10^{-7}$$

در محاسبه بالا، از آنجا که pH دو محلول برابر بود، غلظت یون  $H^+$  را یکسان در نظر گرفتیم.

گام دوم محاسبه غلظت یون  $H^+$  و pH در محلول اسید HA:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2 \times 10^{-4}) = 4 - (\log 2 + \log 10^{-4}) = 4 - (0.301 - 4) = 3.699$$



۱۰۳۳. گزینه ۱ واکنش موازنه‌شده:

$$\frac{2 HCl}{M_a \times V} \sim \frac{1 H_2}{\text{لیتر در STP}} \Rightarrow \frac{M_a \times 2}{1000 \times 22.4} = \frac{1}{22.4} \Rightarrow M_a = \frac{1000}{22.4 \times 2} = 22.4 \text{ mol.L}^{-1}$$

گام اول محاسبه غلظت HCl:

راه ۱

راه ۲ مقدار نظری  $H_2$  تولیدشده برابر با  $\frac{22.4}{2} = 11.2$  میلی‌لیتر است. پس اگر غلظت محلول HCl را  $M_a$  در نظر بگیریم، داریم:

$$400 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{M_a \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol HCl}} = 11.2 \text{ mL } H_2 \Rightarrow M_a = \frac{11.2 \times 2 \times 1000}{400} = 56 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0.1 = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$$

گام دوم می‌دانیم که غلظت  $H^+$  با غلظت HCl برابر است، بنابراین:



$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1/7} = 10^{-2/7} \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

۱۰۳۴. گزینه ۴ **گام اول** محاسبه غلظت مولی یون هیدرونیوم در محلول:

$$M_a = \frac{[H^+]}{\alpha} = \frac{2 \times 10^{-2}}{10^{-1}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

**گام دوم** با استفاده از رابطه درجه یونش، غلظت مولی آغازی اسید ( $M_a$ ) را حساب می‌کنیم:

**گام سوم** محاسبه جرم اسید مورد نیاز:

$$1000 \text{ mL محلول} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.2 \text{ mol HA}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{47 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 9.4 \text{ g HA}$$

راه ۱

$$\frac{1 \text{ HA}}{M \times V} = \frac{1 \text{ HA}}{\text{جرم}} \Rightarrow \frac{0.2 \times 1000}{1000 \times 1} = \frac{x}{47 \times 1} \Rightarrow x = 9.4 \text{ g}$$

راه ۲

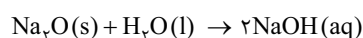
۱۰۳۵. گزینه ۳ از آنجا که غلظت  $H^+$  و A یکسان است (مقدار اولیه) و ضریب آن‌ها در واکنش برابر است (سرعت مصرفشان برابر است)، نمودار تغییر غلظت آن‌ها نیز مشابه هم خواهد بود؛ پس pH را در زمان‌های ۱۰۰ s و ۲۰۰ s (زمان‌هایی که در نمودارهای مختلف متفاوت است) حساب می‌کنیم.

$$100 \text{ s}: [H^+] = [A] = 0.4 \Rightarrow pH = -\log 4 \times 10^{-1} = -(\log 2^2 + \log 10^{-1}) = -(2 \times 0.3 - 1) = 0.4$$

تا این جا گزینه‌های (۱) و (۲) برر!!

$$200 \text{ s}: [H^+] = 0.1 \Rightarrow pH = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$$

جواب شد گزینه (۳).



۱۰۳۶. گزینه ۴ واکنش انجام شده:

از آنجا که NaOH یک باز قوی است، کافی است تعداد مول آن را حساب کنیم تا تعداد مول یون هیدروکسید و در ادامه، غلظت آن به دست آید.

$$3.7 \text{ g O}^{2-} \times \frac{1 \text{ mol O}^{2-}}{16 \text{ g O}^{2-}} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}^{2-}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Na}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.4 \text{ mol OH}^-$$

**گام اول** محاسبه تعداد مول یون هیدروکسید:

$$[OH^-] = \frac{\text{تعداد مول OH}^-}{\text{حجم مول}} = \frac{0.4 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0.04 \text{ mol.L}^{-1}$$

**گام دوم** محاسبه غلظت مولی یون  $OH^-$ :

**گام سوم** محاسبه pH محلول مورد نظر:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = \frac{100}{4} \times 10^{-14} = 25 \times 10^{-14} \Rightarrow pH = -\log[H^+] = -\log(25 \times 10^{-14}) = 14 - \underbrace{\log 25}_{2 \times 0.7} = 12.6$$

راه ۱

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(4 \times 10^{-2}) = 2 - \underbrace{\log 4}_{2 \times 0.3} = 1.4 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1.4 = 12.6$$

راه ۲

$$\frac{[H^+]_r}{[H^+]_i} = \frac{\sqrt{K_a \times M_r}}{\sqrt{K_a \times M_i}} = \sqrt{\frac{M_r}{M_i}} = \sqrt{\frac{V_i}{V_r}} = \sqrt{\frac{0.5}{5}} = \frac{1}{10}$$

۱۰۳۷. گزینه ۳ محاسبه نسبت غلظت یون هیدرونیوم در محلول نهایی به محلول اولیه:

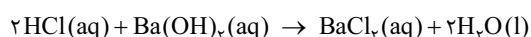
$$\frac{[OH^-]_r}{[OH^-]_i} = \frac{[H^+]_r}{[H^+]_i} = \frac{[H^+]_i}{[H^+]_r} = 10$$

۱۰۳۸. گزینه ۲ محاسبه نسبت غلظت یون هیدروکسید در محلول نهایی به محلول اولیه خواهد بود:

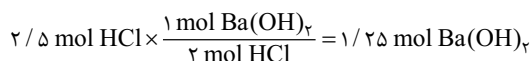
$$\frac{n_r}{n_i} = \frac{[OH^-]_r \times V_r}{[OH^-]_i \times V_i} = 10 \times \frac{0.5}{5} = 1000$$

**گام سوم** محاسبه نسبت شمار ذرات یون هیدروکسید در دو محلول:

**حواستون باشه** که نسبت شمار ذرات هیدروکسید در دو محلول با نسبت تعداد مول هیدروکسید در دو محلول برابر است.



۱۰۵۳. گزینه ۳ واکنش موازنه شده:

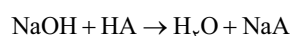


راه ۱

$$a n_a = b n_b \Rightarrow 1 \times 2/5 = 2 \times n_b \Rightarrow n_b = 1/5 \text{ mol}$$

↓                      ↓  
ظرفیت باز      ظرفیت اسید

راه ۲



۱۰۵۴. گزینه ۱ واکنش انجام شده:

$$pH = 3 \Rightarrow M_a = [H^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

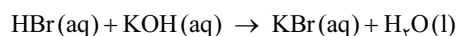
غلظت HA یا همان غلظت  $H^+$  برابر است با:

$$a n_a = b n_b \Rightarrow a M_a V_a = b n_b \Rightarrow 1 \times 10^{-3} \times 10 = 1 \times n_b \Rightarrow n_b = 0.01 \text{ mol}$$

راه ۱

$$10 \text{ L محلول} \times \frac{10^{-3} \text{ mol HA}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} = 10^{-2} = 0.01 \text{ mol NaOH}$$

راه ۲



۱۰۵۵. گزینه ۱ واکنش انجام شده:

$$4 \text{ L محلول HBr} \times \frac{0.2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ L محلول}} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HBr}} = 0.8 \text{ mol KOH}$$

راه ۱

$$a M_a V_a = b M_b V_b \Rightarrow 1 \times 0.2 \times 4 = 1 \times 0.5 \times V_b \Rightarrow V_b = 1.6 \text{ L}$$

راه ۲