

PH، مقیاسی برای تعیین میزان اسیدی بودن

رابطه: $pH = -\log[H^+]$ هرچه $[H^+]$ بیشتر باشد، pH کمتر می‌شود.

هدف: پرهیز از بیان غلظت‌های کم و بسیار کم یون هیدرونیوم ← ارائه اعدادی ساده‌تر و قابل فهم‌تر

~~(۷۰) ← محلول اسیدی~~

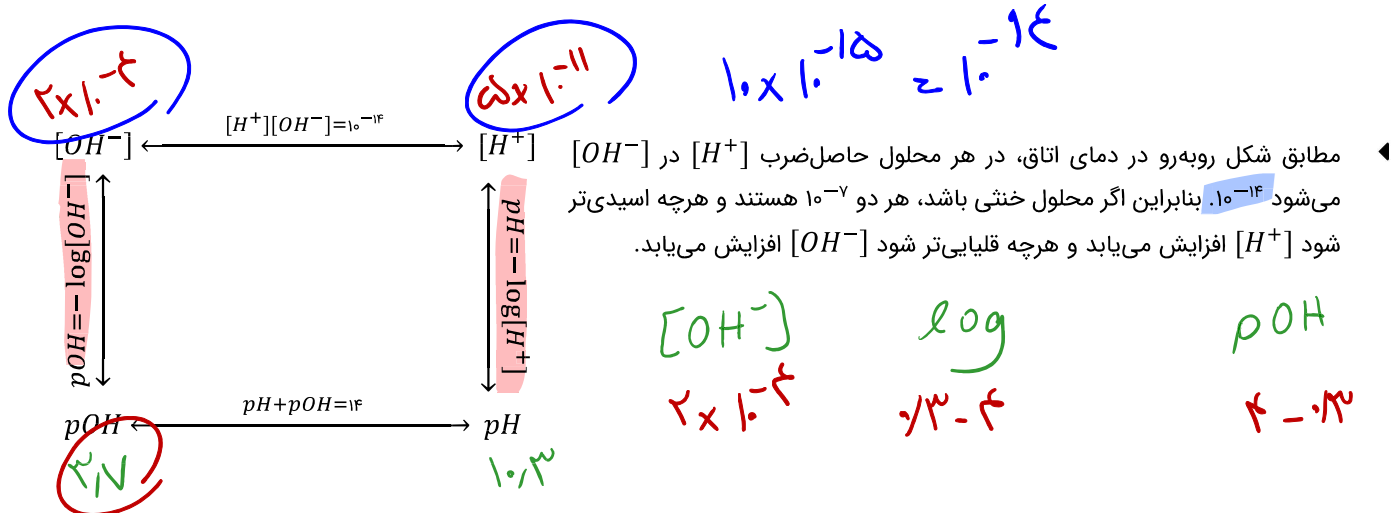
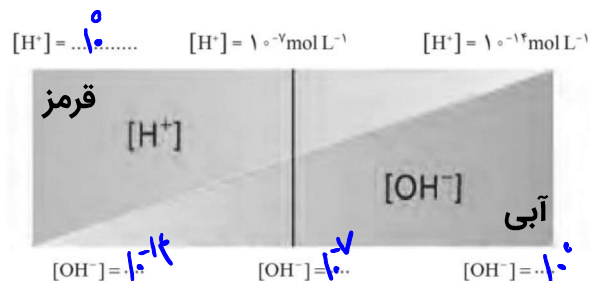
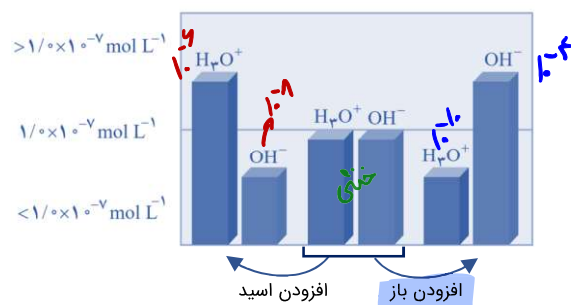
$$\gamma \Leftarrow \text{محلہا، خنثی}$$

$(\gamma_1, \gamma_2) \Leftarrow \text{محلول بازی}$

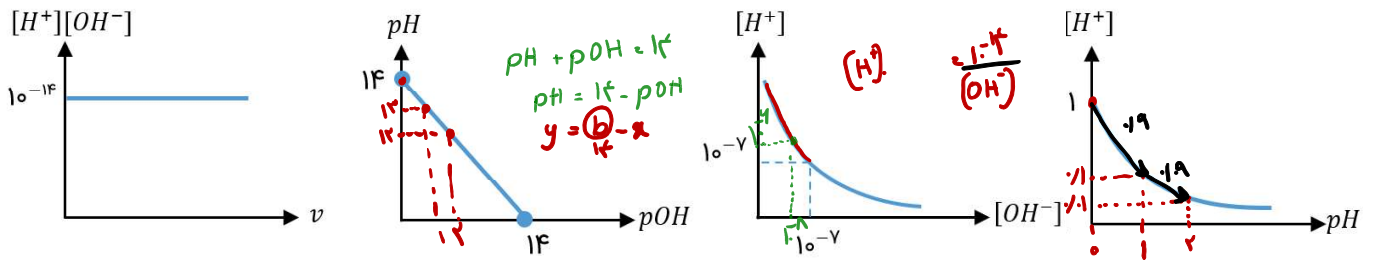
نسته: داء، محلو، هاء، آو، در دماء، ائاق، از صف تا ۱۴



ویژگی	$[H^+]$	$[OH^-]$	مقایسه $[H^+]$ و $[OH^-]$	$[H^+] \times [OH^-]$	pH	pOH	مقایسه pOH و pH	$pOH + pH$	تفسیر رنگ
اسیدی	$[H^+] > 10^{-7}$	$[OH^-] < 10^{-7}$	$[H^+] > [OH^-]$	10^{-14}	$pH < 7$	$pOH > 7$	$pOH > pH$	۱۴	قرمز
خنثی	$[H^+] = 10^{-7}$	$[OH^-] = 10^{-7}$	$[H^+] = [OH^-]$	10^{-14}	$pH = 7$	$pOH = 7$	$pOH = pH$	۱۴	بدون تغییر رنگ
بازی	$[H^+] < 10^{-7}$	$[OH^-] > 10^{-7}$	$[H^+] < [OH^-]$	10^{-14}	$pH > 7$	$pOH < 7$	$pOH < pH$	۱۴	آبی



نمودارهای مهم این مبحث:



نکات:

- ۱- تمام اعداد بالا در دمای ۲۵ درجه (دمای اتاق) برقرار هستند.
- ۲- آب خالص رسانایی الکتریکی ناچیزی دارد که به علت وجود مقدار بسیار کمی از یون‌های هیدرونیوم و هیدروکسید است.
- ۳- غلظت H^+ یا OH^- هیچ‌گاه به صفر نمی‌رسد.
- ۴- اگر بین $[H^+]$ و $[OH^-]$ یکی از آن‌ها $a \times 10^n$ باشد، دیگری $\frac{1}{a} \times 10^{-14+n}$ است.

تمرین ۶: در یک محلول اگر:

(الف) $[H^+] = 10^{-4}$ باشد، pH و pOH را بیابید و رنگ کاغذ pH در این محلول کدام است؟

$$2 \times 10^{-7} \times OH^- = 10^{-14}$$

(ب) $[H^+] = 2 \times 10^{-8}$ باشد، $[OH^-]$ را بیابید و رنگ کاغذ pH در این محلول کدام است؟

$$\frac{1}{2} \times 10^{-6} = 5 \times 10^{-7}$$

(پ) $\frac{[H^+]}{[OH^-]} = 16 \times 10^6$ باشد، $[H^+]$ و $[OH^-]$ را بیابید و رنگ کاغذ pH در این محلول کدام است؟

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

$$[H^+]^2 = 16 \times 10^{-8}$$

$$[H^+] = 4 \times 10^{-4}$$

دیدید که $\log$ گرفتن از اعداد وقتی 10^{-n} هستند ساده است، اما اگر غلظت‌ها به صورت $a \times 10^{-n}$ بودند کار دشوارتر می‌شود که من برای رفع این دشواری، ستون لگاریتم را به شیوه‌ی زیر ابداع کرده‌ام:

	$[H^+]$	$\log$	$\times -1$	pH
$\log 2 = 0.3$	$\times 2$	$+ 0.3$		$- 0.3$
$\log 3 = 0.5$	$\times 3$	$+ 0.5$		$- 0.5$
$\log 5 = 0.7$	$\times 5$	$+ 0.7$		$- 0.7$
$\log 7 = 0.85$	$\times 7$	$+ 0.85$		$- 0.85$
$\log 10 = 1$	$\times 10$	$+ 1$		$- 1$
$\log \sqrt{10} = 0.5$	$\times \sqrt{10}$	$+ 0.5$		$- 0.5$

تعرین ۷: به سوالات زیر پاسخ دهید:

الف) اگر $[HCl] = 6 \times 10^{-3}$ باشد، pH چند می‌شود؟

$[H^+] = 6 \times 10^{-3}$

$[H^+] = 6 \times 10^{-3}$

$pH = -\log [H^+] = -\log (6 \times 10^{-3}) = 3 - \log 6 = 3 - 0.8 = 2.2$

ب) اگر $pH = 3.15$ باشد، $[H^+]$ چند می‌شود؟

$[H^+] = 10^{-3.15} = 10^{-3} \times 10^{-0.15} = 10^{-3} \times 0.71 = 7.1 \times 10^{-4}$

7×10^{-4}

$10^{-3.15}$

$10^{-3.15}$

پ) اگر $pOH = 3.7$ باشد، نسبت $\frac{[OH^-]}{[H^+]}$ چند می‌شود؟

$pOH = 3.7 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-3.7} = 10^{-4} \times 10^{0.3} = 10^{-4} \times 2 = 2 \times 10^{-4}$

$\frac{1}{2} \times 10^{-4}$

ت) اگر $pOH = 12.8$ باشد، (مجموع غلظت یون‌ها چقدر است؟)

$pOH = 12.8 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-12.8} = 10^{-13} \times 10^{0.2} = 10^{-13} \times 1.6 = 1.6 \times 10^{-13}$

$pH = 1.2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-1.2} = 10^{-1} \times 10^{-0.2} = 10^{-1} \times 0.63 = 6.3 \times 10^{-2}$

توجه: همانطور که می‌بینید در ستون $[H^+]$ همواره ضرب (و تقسیم) و در ستون $\log$ همواره جمع (و تفریق) داریم. بنابراین می‌توان از چندبرابری در ستون $[H^+]$ استفاده کرد و اختلاف را در ستون $\log$ و pH محاسبه کرد.

تعرین ۸: اگر در محلول اسید HA ، غلظت هیدرونیوم 11×10^{-4} و در محلول اسید HB غلظت هیدرونیوم 22×10^{-3} باشد، pH محلول HB چقدر با HA اختلاف دارد؟

$HB \rightleftharpoons H^+ + B^-$
 $[H^+] = 22 \times 10^{-3}$

$\log [H^+] = \log (22 \times 10^{-3}) = 3 - \log 22 = 3 - 1.34 = 1.66$

$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
 $[H^+] = 11 \times 10^{-4}$
 $pH = -\log [H^+] = 4 - \log 11 = 4 - 1.04 = 2.96$

تعرین ۹: اگر pH محلول آمونیاک 11.05 و pH محلول $NaOH$ 13.9 باشد، $[OH^-]$ در محلول سود سوزآور چند برابر شیشه‌پاک‌کن است؟

$[OH^-] = 10^{-13.9}$

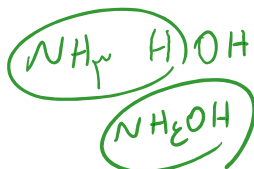
$\log [OH^-] = \log (10^{-13.9}) = -13.9$

$pOH = 11.05 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-11.05} = 10^{-11} \times 10^{0.05} = 10^{-11} \times 1.12 = 1.12 \times 10^{-11}$

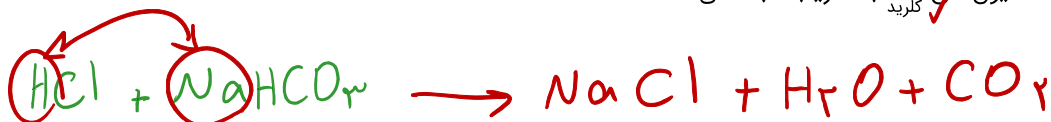
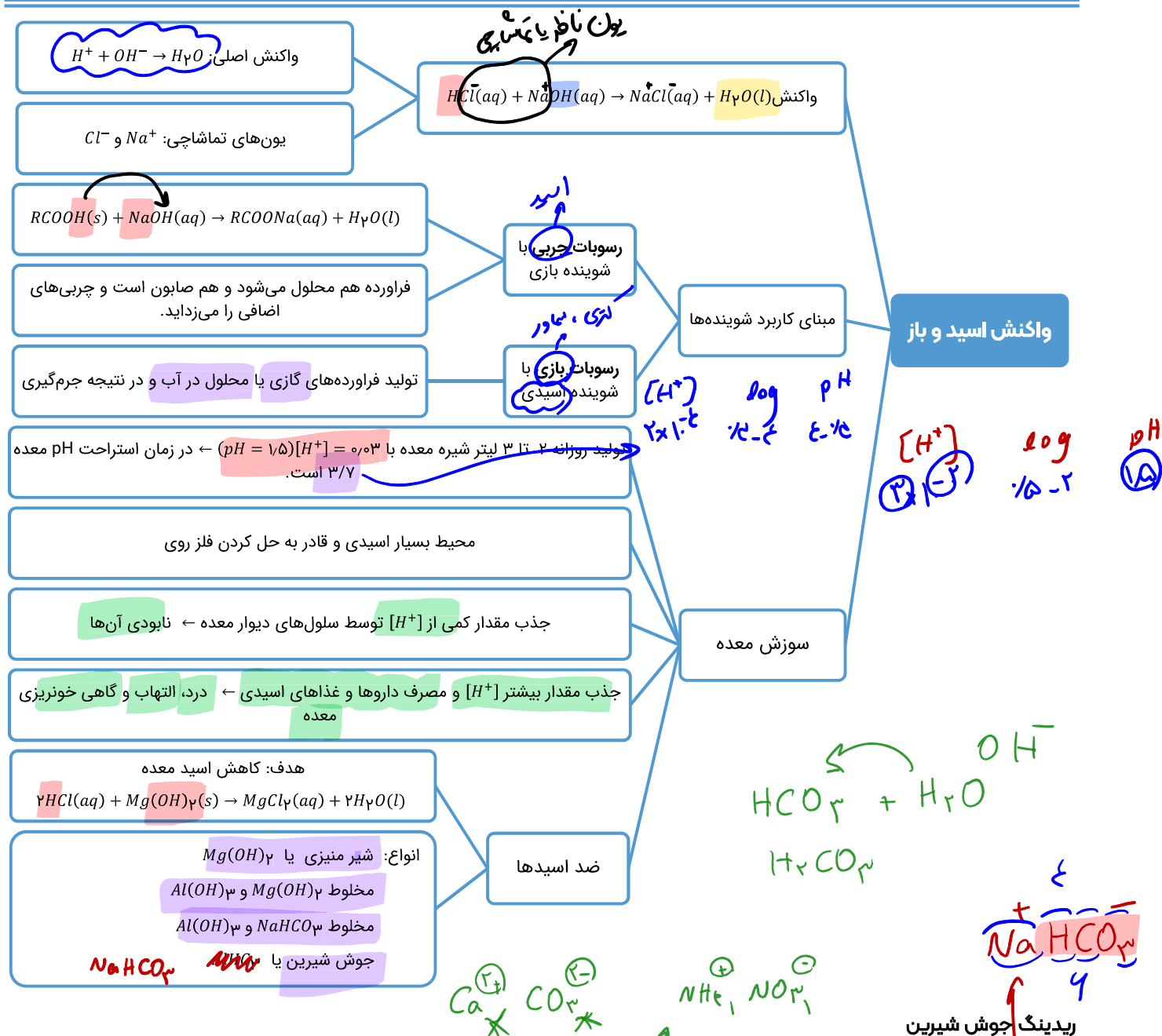
$[OH^-] = 1.12 \times 10^{-11}$

سود سوزآور
شیشه‌پاک‌کن

نکته: آمونیاک به دلیل داشتن پیوندهای هیدروژنی، در آب به طور عمده به شکل یونی $\frac{\text{مولکولی}}{\text{مولکولی}}$ حل می‌شود و $NH_4OH(aq)$ نشان‌دهنده‌ی انحلال مولکولی آن است.



شوینده‌های خورنده چگونه عمل می‌کنند؟



در مخلوط کردن اسیدها و بازها، برای یافتن غلظت $[H^+]$ یا $[OH^-]$ در مخلوط نهایی از رابطه‌ی زیر بهره می‌بریم:

$$[H^+] = \frac{H^+ - OH^-}{V_1 + V_2} \quad (\text{اگر } H^+ > OH^- \text{ باشد}) \quad 2. \quad 3. \\ [OH^-] = \frac{OH^- - H^+}{V_1 + V_2} \quad (\text{اگر } OH^- > H^+ \text{ باشد}) \quad 1. \quad 1. \quad 17.$$

تمرین ۱۱: اگر ۷۰ میلی‌لیتر $Ca(OH)_2$ با غلظت ۰/۵ مولار را با ۲۱۰ میلی‌لیتر HCl با غلظت ۰/۴ مولار مخلوط کنیم، pH نهایی چند می‌شود و نسبت

چه عددی می‌شود؟ $\frac{[H^+]}{[OH^-]}$

$$\begin{aligned} 2.5 \times 10^{-2} \text{ (F)} & \rightarrow 3.5 \times 10^{-2} \times 2 \rightarrow OH^- = 7.0 \times 10^{-2} \\ 2.5 \times 10^{-2} \text{ (F)} & \rightarrow 2.5 \times 10^{-2} \times 2 \rightarrow H^+ = 5.0 \times 10^{-2} \\ \frac{[H^+]}{[OH^-]} &= \frac{5.0 \times 10^{-2}}{7.0 \times 10^{-2}} = \frac{5}{7} \end{aligned}$$

تمرین ۱۲: ۳ میلی‌لیتر محلول با $pH = 2.7$ را با ۳ میلی‌لیتر محلول با $pH = 3.5$ مخلوط کنیم تا pH محلول نهایی ۳ شود و در مخلوط نهایی

چند مول H^+ وجود دارد؟

$$\begin{aligned} 5.1 \times 10^{-2} \text{ (F)} & \rightarrow 2 \times 10^{-2} = \frac{\text{mol}}{V} \rightarrow 9 \times 10^{-4} \\ 4.4 \times 10^{-2} \text{ (F)} & \rightarrow 2 \times 10^{-2} = \frac{\text{mol}}{V} \rightarrow 9 \times 10^{-4} \\ \log pH &= 3 - 1.3 = 1.7 \\ pH &= 3 - 1.3 = 1.7 \end{aligned}$$

محاسبات ثابت تعادل

می‌دانیم که در محلول اسید ضعیف HA ، هر سه گونه $[H^+]$ ، $[A^-]$ و $[HA]$ وجود دارد. اثبات می‌شود که در دمای ثابت، همواره کسر

عدد ثابتی است که به آن ثابت یونش اسیدی می‌گوییم و با K_a نشان می‌دهیم.

تمرین ۱۳: در محلول اسید HA به حجم ۳ لیتر ۰/۲ مول یون هیدرونیوم و ۰/۲ مول HA یونیده شده وجود دارد. ثابت تعادل یونش این اسید را

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{0.2 \times 0.2}{1} = 4 \times 10^{-2}$$

گاهی محاسبات ثابت تعادل یونش بسیار دشوار می‌شود، برای همین شکل روبه‌رو را ابداع کردم تا تمام سوالات را به آسانی حل کنید. M غلظت مولار اسید، $[H^+]$ غلظت هیدرونیوم، K ثابت تعادل یونش و α درجه یونش است. ابتدا

یک تست را حل کنیم تا لذت حل سوالات این بخش را بچشید و سپس به بررسی اجزای رابطه‌ی «محک» می‌پردازیم.

تمرین ۱۴: اگر غلظت اسید ۰/۷ مولار و غلظت یون هیدرونیوم $7 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ باشد:

(الف) درصدهای یونش را محاسبه کنید.

(ب) ثابت تعادل را محاسبه کنید.

ترکیب M

ما می‌توانیم به ۲ شیوه اول استوکیومتری واکنش است و شیوه دوم استوکیومتری محلول. در دو تمرین زیر این دو نوع را فرا

خواهید گرفت.

تعرین ۱۹: اگر در یک محلول اسیدی، $M = 0.7$ و $K = 0.09$ باشد، pH این محلول و درصد یونش چند است؟

$(1) 3, 1.35$ $(2) 3.5, 0.65$ $(3) 3.5, 1.35$ $(4) 3, 0.65$

$\frac{1}{7}$ $\frac{1}{3}$ $\frac{1}{9}$

21×10^{-2} 1.9

α $\frac{\alpha}{1-\alpha}$

$\frac{1}{7} \times \frac{1}{3} \times \frac{1}{9} = 0.9$

$3 \times 7 \times 10^{-2}$ $\frac{1.5 + 1.8 - 2}{1.25 - 2}$

تپ ۲: چند برابری

تعرین ۲۰: در اسیدی ضعیف اگر حجم محلول را ۹ برابر کنیم، pH چند واحد و چگونه تغییر می‌کند؟

$(1) 9$ $(2) 3$ $(3) 1$

$\frac{1}{9}$ $\frac{1}{3}$ 1

$\alpha^2 \times 9$ $\alpha^2 \times 3$

$\frac{mol}{L} \frac{1}{9}$

$[H^+]$ 10^{-3}

pH 1.5 Log 1.5

تعرین ۲۱: برای دو اسید ضعیف HA و HB، اگر جرم HA حل شده ۱۰ برابر HB و حجم محلول HA ۳ برابر HB باشد و pH اسید HB، ۰.۷ واحد بیشتر از HA باشد، ثابت یونش و درجه یونش HA چند برابر HB می‌شود؟ ($HB = 33, HA = 66 \frac{g}{mol}$)

$(1) 3, 1.5$ $(2) 2, 1.0$ $(3) 4, 2.0$ $(4) 5, 2.5$

HB - HA

HB به HA

$\frac{10}{3} \times \frac{66}{33} = \frac{20}{3}$

HA - HB

pH 1.7

$[H^+]$ 10^{-5}

Log 1.7