

Soluzioni della prova
di autovalutazione
“biotecmed05”

1) Quale equazione rappresenta l'acido solfidrico che si comporta da acido di Brønsted-Lowry?

- A. $\text{H}_2\text{S} (aq) + \text{H}_3\text{O}^+ (aq) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{S}^+ (aq) + \text{H}_2\text{O} (l)$
- B. $\text{HS}^- (aq) + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l)$
- C. $\text{H}_2\text{S} (aq) + 2 \text{OH}^- (aq) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (aq) + 2 \text{H}_2 (g)$
- D. $\text{H}_2\text{S} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{HS}^- (aq) + \text{H}_3\text{O}^+ (aq)$
- E. $\text{H}_2\text{S} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{S}^{2+} (aq) + \text{OH}^- (aq)$

Acido di Brønsted-Lowry : sostanza capace di DONARE H^+ all'acqua (H_3O^+)

2) Quali delle seguenti coppie di specie **non** è una coppia acido-base coniugata?

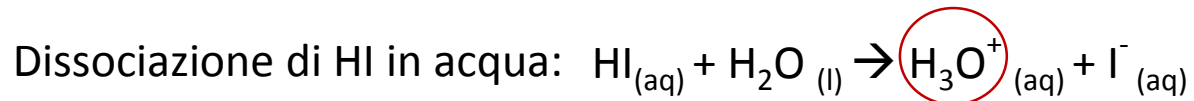
- A. HSO_4^- , SO_4^{2-}
- B. NO_2 , NO_2^-
- C. H_2CO_3 , HCO_3^-
- D. O^{2-} , OH^-
- E. HOCl , OCl^-

NO_2^- è la base coniugata dell'acido HNO_2 ,
 NO_2^- e NO_2 non costituiscono una coppia acido-base

Ricordiamo che: una coppia coniugata acido/base differisce per un protone (H^+)

3) Quale tra i seguenti composti si comporta da acido quando viene dissolto in acqua?

- A. CaO
- B. C₄H₁₀
- C. RbOH
- D. HI**
- E. KO₂



HI dona ioni H⁺ all'acqua

4) Qual è la concentrazione di ioni H₃O⁺ in KOH (aq) 0.0044 M?

- A. 1.0×10^{-14} M
- B. 4.4×10^{-17} M
- C. 2.3×10^{-12} M**
- D. 4.4×10^{-3} M
- E. 1.0×10^{-7} M

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow pOH = -\log 0,0044$$
$$pOH = 2,35$$

$$pH = pK_w - pOH \quad \text{Con } pK_w = 14$$

$$pH = 14 - 2,35 = 11,65$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-11,65} \rightarrow [H_3O^+] = 2,3 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

5) Qual è la concentrazione di ioni H_3O^+ in una soluzione acquosa di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.0028 M a 25 °C?

- A. 5.6×10^{-3} M
- B. 3.6×10^{-12} M
- C. 2.8×10^{-3} M
- D. 1.8×10^{-12} M
- E. 1.0×10^{-7} M



$$[\text{OH}^-] = 2 * (0,0028)\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,0056 \text{ M}$$

$$p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \rightarrow p\text{OH} = -\log[0,0056]$$

$$p\text{OH} = 2,25$$

$$p\text{H} = pK_w - p\text{OH}$$

$$p\text{H} = 14 - 2,25 = 11,75 \quad \longrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,75} = 1,8 * 10^{-12} \text{ M}$$

6) Quale delle seguenti affermazioni è CORRETTA?

- A. Una soluzione basica non contiene H_3O^+
- B. Una soluzione acida ha $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- C. Nessuna delle altre risposte è corretta
- D. Una soluzione neutra non contiene alcun H_3O^+ o OH^-
- E. Una soluzione neutra contiene $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

Il valore di pH è dato da $-\log[\text{H}_3\text{O}^+]$! All'aumentare della concentrazione di H_3O^+ in soluzione diminuisce il valore di pH (soluzione acida).

Quando la concentrazione di H_3O^+ è maggiore di quella di OH^- si avrà quindi una soluzione acida.

7) Calcolare la concentrazione molare di OH^- in una soluzione acquosa che contiene 3.9×10^{-4} M di H_3O^+ ? a 25 °C. Identificare la soluzione come acida, basica o neutra.

- A. 3.9×10^{-4} M, neutra
- B. 2.7×10^{-2} M, basica
- C. 2.7×10^{-2} M, acida
- D. 2.6×10^{-11} M, basica
- E. 2.6×10^{-11} M, acida**

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow pH = -\log[3,9 * 10^{-4}] = 3,41$$

SOLUZIONE **ACIDA**

$$pOH = pK_w - pH \rightarrow pOH = 14 - 3,41 = 10,59$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-10,59} = 2,57 * 10^{-11} \text{M}$$

8) Quale delle seguenti espressioni **non** è equivalente al pH?

- A. $-\log K_w$**
- B. $\log(1/[\text{H}^+ (aq)])$
- C. $-\log(K_w/[\text{OH}^-])$
- D. $14.0 - pOH$
- E. $-\log[\text{H}^+ (aq)]$

Questa formula non equivale al pH ma alla pKw

$$-\log K_w = pK_w$$

$$-\log 10^{-14} = 14$$

9) Qual è il pH di una soluzione 0.075 M HClO₄ a 25 °C ?

- A. 2.59
- B. 1.12
- C. 12.88
- D. 15.12
- E. 11.41

HClO₄ è un acido forte completamente dissociato

$$pH = -\log[H_3O^+] \rightarrow pH = -\log[0,075] \rightarrow pH = 1,12$$

10) Il pH di una soluzione a 25 °C nella quale $[OH^-] = 3.2 \times 10^{-5}$ M è _____

- A. 10.4
- B. 9.51
- C. 4.75
- D. 3.20
- E. 4.49

$$pOH = -\log[OH^-] \rightarrow pOH = -\log[3,2 * 10^{-5}] \rightarrow pOH = 4,49$$

$$pH = pKw - pOH \rightarrow pH = 14 - 4,49 \rightarrow pH = 9,51$$

11) Qual è la concentrazione di ioni OH^- in una soluzione acquosa con $\text{pH} = 9.83$?

- A. $1.3 \times 10^{-10} \text{ M}$
- B. $1.5 \times 10^{-2} \text{ M}$
- C. $6.8 \times 10^{-5} \text{ M}$
- D. $7.4 \times 10^9 \text{ M}$
- E. $6.8 \times 10^{-1} \text{ M}$

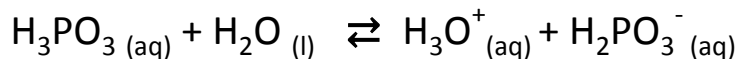
$$pOH = pK_w - pH \rightarrow pOH = 14 - 9,83 = 4,17$$

$$[OH^-] = 10^{-4,17} \rightarrow [OH^-] = 6,8 * 10^{-5} M$$

12) H_3PO_3 è un acido debole diprotico. Quale tra questi è l'equilibrio bilanciato definito come K_{a1} di H_3PO_3 ?

- A. $\text{H}_2\text{PO}_3^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{OH}^- (aq) + \text{H}_3\text{PO}_3 (aq)$
- B. $\text{H}_2\text{PO}_3^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{HPO}_3^{2-} (aq)$
- C. $\text{HPO}_3^{2-} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{OH}^- (aq) + \text{H}_2\text{PO}_3^- (aq)$
- D. $\text{H}_3\text{PO}_3 (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + \text{H}_2\text{PO}_3^- (aq)$
- E. $\text{HPO}_3^{2-} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{OH}^- (aq) + \text{H}_3\text{PO}_3 (aq)$

K_{a1} definisce l'equilibrio di dissociazione dove si ha la perdita del primo protone dalla molecola neutra.



Rappresenta l'equilibrio bilanciato definito come K_{a1}

13) Qual è il pH all'equilibrio per una soluzione di acido benzoico (monoprotico) di concentrazione iniziale 0.69 M ($K_a = 6.3 \times 10^{-5}$ a 25 °C)?

- A. 2.18
- B. 12.12
- C. 1.88
- D. 5.12
- E. 7.00



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

| | HA | H ₃ O ⁺ | A ⁻ |
|------------|--------|-------------------------------|----------------|
| Inizio | 0,69 | | |
| Variazione | -x | +x | +x |
| Equilibrio | 0,69-x | x | x |

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{[HA] - x} \rightarrow \text{trascurabile}$$

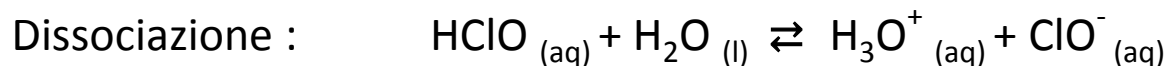
$$x = \sqrt{6,3 * 10^{-5} * 0,69} = 6,6 * 10^{-3} \text{ M} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \rightarrow pH = -\log 6,6 * 10^{-3} \rightarrow pH = 2,18$$

Confronto $[H_3O^+] = 6,6 * 10^{-3}$ M con conc iniziale dell'acido che è 0.69M. C'è una differenza pari a circa 100 volte pertanto l'approssimazione è valida.

14) Qual è il pH di una soluzione acquosa 0.010 M di acido ipocloroso (HClO , $K_a = 3.5 \times 10^{-8}$)?

- A. 7.45
- B. 4.50
- C. 4.73**
- D. 2.00
- E. 6.54



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

| | HA | H_3O^+ | A^- |
|------------|--------|------------------------|--------------|
| Inizio | 0,01 | | |
| Variatione | -x | +x | +x |
| Equilibrio | 0,01-x | x | x |

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = \frac{x^2}{[\text{HClO}] - x} \rightarrow \text{trascurabile}$$

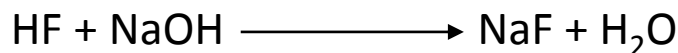
$$x = \sqrt{3,5 * 10^{-8} * 0,01} = 1,87 * 10^{-5} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow pH = -\log 1,87 * 10^{-5} \rightarrow pH = 4,73$$

15) Qual è il pH della soluzione risultante dal miscelamento di 50.0 mL di HF (aq) 0.30 M e 50.0 mL di NaOH (aq) 0.30 M a 25 °C (K_a (HF) = 7.2×10^{-4}) ?

- A. 10.85
- B. 5.84
- C. 1.98
- D. 12.02
- E. 8.16**

Il mescolamento di un acido con una base dà luogo alla seguente reazione:



$$n^{\circ} \text{moli}_{\text{HF}} = M_{\text{HF}} * V = 0,3 * 0,05 = 0,015$$

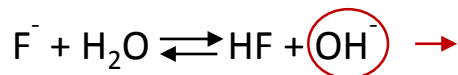
$$n^{\circ} \text{moli}_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} * V = 0,3 * 0,05 = 0,015$$

I reagenti sono nel giusto rapporto stechiometrico tra loro

Quante moli di NaF sono state prodotte? \rightarrow 0,015 moli Queste sono anche le moli di F⁻

F⁻ è l'unica specie presente in soluzione che può influenzare il pH.

F⁻ è la base coniugata dell'acido debole HF:



Per determinare il pH devo calcolare la concentrazione di OH⁻

| | F ⁻ | HF | OH ⁻ |
|--------|----------------|----|-----------------|
| Inizio | 0,015 | | |
| Var | -x | +x | +x |
| Eq | 0,015-x | x | x |

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{7,2 * 10^{-4}} = 1,39 * 10^{-11} \quad K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{x^2}{[\text{F}^-] - x}$$

$$x = \sqrt{1,39 * 10^{-11} * 0,15} = 1,44 * 10^{-6} \text{ M} = [\text{OH}^-] \quad \text{trascurabile}$$

N.B. moli e concentrazione molare sono cose diverse

$$\Rightarrow [\text{F}^-] = \frac{n^{\circ} \text{moli F}^-}{\text{Volume finale (L)}} = \frac{0,015}{0,1} = 0,15 \text{ M}$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log 1,44 * 10^{-6} = 5,84$$

$$pH = pK_w - pOH = 14 - 5,84 = 8,16$$