

ESERCIZI



CONOSCENZE

LA REAZIONE DI DISSOCIAZIONE IONICA

- 1 Descrivi il processo di dissociazione ionica per i seguenti composti:
- idrossido di sodio, NaOH
 $\text{NaOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
 - cloruro di potassio, KCl
 $\text{KCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
- 2 Indica il composto che in acqua si dissocia in tre ioni:
- | | |
|--|---|
| <input type="radio"/> (A) LiCl _(aq) | <input type="radio"/> (C) LiOH _(aq) |
| <input checked="" type="radio"/> (B) Li ₂ S _(aq) | <input type="radio"/> (D) LiClO _(aq) |
- 3 Indica il numero di ioni in cui è dissociato in acqua il nitrato di potassio:
- | | |
|--|-----------------------------|
| <input type="radio"/> (A) 3 | <input type="radio"/> (C) 5 |
| <input checked="" type="radio"/> (B) 2 | <input type="radio"/> (D) 4 |
- 4 Rappresenta l'equazione di dissociazione ionica in acqua per i seguenti sali:
- LiBrO_(aq)
 $\text{LiBrO}_{(aq)} \longrightarrow \text{Li}^+_{(aq)} + \text{BrO}^-_{(aq)}$
 - Na₂SO_{4(aq)}
 $\text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} \longrightarrow 2 \text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
 - Ca(ClO₄)_{2(aq)}
 $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_{2(aq)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{ClO}_4^-_{(aq)}$
 - K₃PO_{4(aq)}
 $\text{K}_3\text{PO}_{4(aq)} \longrightarrow 3 \text{K}^+_{(aq)} + \text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$
- 5 Rappresenta l'equazione di dissociazione in acqua per i seguenti composti:
- HBr_(aq)
 $\text{HBr}_{(aq)} \longrightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)}$
 - KOH_(aq)
 $\text{KOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
 - Na₂S_(aq)
 $\text{Na}_2\text{S}_{(aq)} \longrightarrow 2 \text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)}$
 - H₂S_(aq)
 $\text{H}_2\text{S}_{(aq)} \longrightarrow 2 \text{H}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)}$
 - Ba(OH)_{2(aq)}
 $\text{Ba}(\text{OH})_{2(aq)} \longrightarrow \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$
 - Mg(NO₂)_{2(aq)}
 $\text{Mg}(\text{NO}_2)_{2(aq)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{NO}_2^-_{(aq)}$

GLI ELETTROLITI

- 6 Indica quale, tra i seguenti composti, è un non elettrolita:
- | | |
|-------------------------------|---|
| <input type="radio"/> (A) NaF | <input checked="" type="radio"/> (C) CCl ₄ |
| <input type="radio"/> (B) HI | <input type="radio"/> (D) LiOH |
- 7 Indica il composto che in acqua si comporta da elettrolita forte:
- | | |
|--|---|
| <input type="radio"/> (A) H ₂ CO ₃ | <input type="radio"/> (C) HClO |
| <input type="radio"/> (B) H ₃ PO ₄ | <input checked="" type="radio"/> (D) H ₂ SO ₄ |
- 8 Indica l'affermazione corretta.
- | |
|--|
| <input type="radio"/> (A) Gli acidi in acqua sono elettroliti deboli. |
| <input checked="" type="radio"/> (B) Le basi in acqua sono elettroliti. |
| <input type="radio"/> (C) I sali in acqua non sono elettroliti. |
| <input type="radio"/> (D) I solidi molecolari apolari in acqua sono elettroliti. |
- 9 Tutti gli elettroliti deboli in acqua
- | |
|---|
| <input checked="" type="radio"/> (A) conducono la corrente elettrica. |
| <input type="radio"/> (B) si dissociano completamente in ioni. |
| <input type="radio"/> (C) si dissociano completamente in molecole. |
| <input type="radio"/> (D) non conducono la corrente elettrica. |
- 10 Un composto che in acqua si dissocia in ioni
- | |
|---|
| <input type="radio"/> (A) è un elettrolita forte. |
| <input checked="" type="radio"/> (B) forma una soluzione elettrolitica. |
| <input type="radio"/> (C) è sicuramente un solido ionico. |
| <input type="radio"/> (D) è un acido polare. |

LA TEORIA DI ARRHENIUS

- 11 Classifica i seguenti acidi in monoprotici (M), diprotici (D) e triprotici (T).
- | | | | |
|-----------------------------------|---|------------------------------------|---|
| a. H ₂ SO ₄ | D | d. HCN | M |
| b. HBr | M | e. HClO ₃ | M |
| c. H ₃ PO ₃ | T | f. H ₂ SiO ₃ | D |
- 12 Classifica le seguenti basi in monobasiche (M), dibasiche (D) e tribasiche (T).
- | | | | |
|------------------------|---|------------------------|---|
| a. Ni(OH) ₃ | T | c. Cr(OH) ₂ | D |
| b. Zn(OH) ₂ | D | d. CuOH | M |
- 13 Secondo la teoria di Arrhenius un acido è una sostanza che
- | |
|--|
| <input type="radio"/> (A) può cedere ioni idrogeno. |
| <input checked="" type="radio"/> (B) in acqua si dissocia liberando ioni idrogeno. |
| <input type="radio"/> (C) reagisce con una base per formare un sale. |
| <input type="radio"/> (D) può cedere un protone a una sostanza che lo accetta e si comporta da base. |

14 Rappresenta la dissociazione in acqua dei seguenti acidi:

- a. $\text{HIO}_{(aq)} \longrightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{IO}^-_{(aq)}$
 b. $\text{H}_2\text{MnO}_{4(aq)} \longrightarrow 2 \text{H}^+_{(aq)} + \text{MnO}_4^{2-}_{(aq)}$
 c. $\text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \longrightarrow 3 \text{H}^+_{(aq)} + \text{PO}_4^{2-}_{(aq)}$
 d. $\text{H}_2\text{S}_{(aq)} \longrightarrow 2 \text{H}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)}$

15 Secondo la teoria di Arrhenius una sostanza si comporta da base se

- (A) condivide un doppietto elettronico con un acido.
 (B) cede ioni OH^- .
 (C) in acqua si dissocia liberando ioni OH^- .
 (D) accetta ioni H^+ dall'acqua.

16 Rappresenta la dissociazione in acqua delle seguenti basi:

- a. $\text{AgOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
 b. $\text{Ni}(\text{OH})_{2(aq)} \longrightarrow \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$
 c. $\text{Al}(\text{OH})_{3(aq)} \longrightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{OH}^-_{(aq)}$
 d. $\text{Mg}(\text{OH})_{2(aq)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$

17 Per la teoria di Arrhenius il composto HCl si comporta da acido

- (A) in una soluzione acquosa.
 (B) in una soluzione acquosa diluita.
 (C) in presenza di una base.
 (D) in una soluzione acquosa concentrata.

LA TEORIA DI BRØNSTED-LOWRY

18 Identifica nelle seguenti reazioni di protolisi le coppie coniugate acido-base:

- a. $\text{NH}_3 \text{ B}_1 + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ A}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ A}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{ B}_2$
 b. $\text{HCN} \text{ A}_1 + \text{NH}_2^- \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{CN}^- \text{ B}_1 + \text{NH}_3 \text{ A}_2$
 c. $\text{HS}^- \text{ A}_1 + \text{OH}^- \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{S}^{2-} \text{ B}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{ A}_2$
 d. $\text{HBrO} \text{ A}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ \text{ A}_2 + \text{BrO}^- \text{ B}_1$
 e. $\text{HF} \text{ A}_1 + \text{OH}^- \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{F}^- \text{ B}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{ A}_2$
 f. $\text{H}_2\text{PO}_4^- \text{ A}_1 + \text{CO}_3^{2-} \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} \text{ B}_1 + \text{HCO}_3^- \text{ A}_2$

19 Indica, per i seguenti acidi, la corrispondente base coniugata:

- a. HNO_2 NO_2^- d. HS^- S^{2-}
 b. NH_4^+ NH_3 e. HSO_4^- SO_4^{2-}
 c. H_3O^+ H_2O f. HCl Cl^-

20 Indica, per le seguenti basi coniugate, il corrispondente acido:

- a. HSO_3^- H_2SO_3 d. CN^- HCN
 b. CO_3^{2-} HCO_3^- e. NH_2^- NH_3
 c. HPO_4^{2-} H_2PO_4^- f. OH^- H_2O

21 Secondo la teoria di Brønsted-Lowry una sostanza in acqua si comporta da acido se

- (A) si dissocia liberando ioni H^+ .
 (B) accetta un protone dall'acqua.
 (C) cede un protone all'acqua.
 (D) accetta un doppietto elettronico dall'acqua.

I COMPOSTI ANFOTERI

22 Per la teoria di Brønsted-Lowry, lo ione H_2PO_4^- si comporta

- (A) esclusivamente da acido.
 (B) esclusivamente da base.
 (C) sia da acido sia da base.
 (D) solo da acido forte.

23 Per le seguenti specie chimiche, indica l'acido coniugato (A) e la base coniugata (B):

- a. HS^- A: H_2S ; B: S^{2-}
 b. NH_3 A: NH_4^+ ; B: NH_2^-
 c. H_2PO_3^- A: H_3PO_3 ; B: HPO_3^{2-}

24 Indica la specie chimica anfotera:

- (A) CO_3^{2-} (C) H_3O^+
 (B) H_2SO_3 (D) HSO_4^-

GLI ACIDI FORTI E DEBOLI

25 Con riferimento ai valori di K_a ordina questi acidi deboli per forza crescente.

- a. HF c. HClO
 b. H_2S d. HCN
 $\text{HCN} < \text{HClO} < \text{H}_2\text{S} < \text{HF}$

26 In quale, tra le seguenti coppie, un acido forte è seguito da un acido debole?

- (A) HClO_4 , HNO_3 (C) HCl , H_2CO_3
 (B) H_3PO_4 , H_2SO_4 (D) H_2SO_3 , HNO_2

27 Individua tra i seguenti acidi con uguale concentrazione qual è l'acido più debole.

- (A) $\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$; $K_a = 1,0 \cdot 10^{-7}$
 (B) $\text{NH}_4^+_{(aq)}$; $K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$
 (C) $\text{HNO}_2_{(aq)}$; $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$
 (D) $\text{HSO}_4^-_{(aq)}$; $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$

●● 28 Indica l'acido più forte in acqua:

- (A) H_2CO_3 (B) HCN
 (C) HNO_3 (D) H_2S

LE BASI FORTI E DEBOLI

●● 29 In quale, tra le seguenti coppie, una base forte è seguita da una base debole?

- (A) $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{K}_2\text{O}$ (B) $\text{Na}_2\text{O}, \text{CuOH}$
 (C) ZnO, LiOH (D) $\text{Sn}(\text{OH})_2, \text{Al}_2\text{O}_3$

●● 30 Indica la base più forte in acqua:

- (A) ZnO (B) BaO (C) FeO (D) CuO

●● 31 Con riferimento ai valori di K_b , ordina queste basi deboli per forza crescente.

- a. Idrazina c. Ammoniaca
 b. Etilammina d. Metilammina

Idrazina < ammoniaca < metilammina < etilammina

●● 32 Quale, tra le seguenti basi, è la più debole?

- (A) F^- (B) ClO_2^- (C) SO_3^{2-} (D) HCO_3^-

●● 33 Indica la base più forte in acqua:

- (A) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 (B) $\text{Pb}(\text{OH})_2$
 (C) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
 (D) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

LA TEORIA DI LEWIS

●● 34 Definisci i termini acido e base secondo la teoria di Lewis.

Secondo la teoria di Lewis un acido è una molecola o uno ione che accetta un doppietto elettronico, una base è una molecola o uno ione che condivide un doppietto elettronico

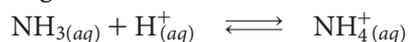
●● 35 Giustifica la formazione dello ione ossonio H_3O^+ nella reazione acido-base di Lewis.

Lo ione ossonio si forma dalla reazione:



H^+ si comporta da acido di Lewis perché accetta un doppietto elettronico disponibile condiviso dalla base H_2O

●● 36 Nella seguente reazione acido-base di Lewis



- (A) l'ammoniaca cede il doppietto elettronico allo ione H^+ .
 (B) lo ione H^+ è la base.
 (C) l'ammoniaca condivide il doppietto elettronico con lo ione H^+ .
 (D) l'ammoniaca è l'acido.

●● 37 Identifica nelle seguenti equazioni l'acido e la base di Lewis:

- a. $\text{Cl}^- + \text{FeCl}_3 \longrightarrow \text{FeCl}_4^-$ Acido: FeCl_3 ; Base: Cl^-
 b. $\text{BF}_3 + \text{F}^- \longrightarrow \text{BF}_4^-$ Acido: BF_3 ; Base: F^-
 c. $\text{AlH}_3 + \text{H}^- \longrightarrow \text{AlH}_4^-$ Acido: AlH_3 ; Base: H^-
 d. $\text{NH}_2^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NH}_3$ Acido: H^+ ; Base: NH_2^-

●● 38 Indica l'acido di Lewis:

- (A) NH_3 (B) AlF_3 (C) H_2O (D) PH_3

IL PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

●● 39 Calcola la concentrazione (in mol/L) degli ioni H_3O^+ nelle soluzioni aventi i seguenti valori di concentrazione degli ioni OH^- :

- a. $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$ $1 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$
 b. $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$ $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$

●● 40 Calcola la concentrazione (in mol/L) degli ioni OH^- nelle soluzioni aventi i seguenti valori di concentrazione degli ioni H_3O^+ :

- a. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ $7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
 b. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ $1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$

LE SOLUZIONI ACIDE, NEUTRE E BASICHE

●● 41 Calcola il pH delle soluzioni aventi la seguente concentrazione degli ioni H_3O^+ e precisa se la soluzione è acida o basica:

- a. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ 4,1; acida
 b. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ 9,1; basica

●● 42 Calcola il pOH delle soluzioni aventi le seguenti concentrazioni di H_3O^+ e precisa se la soluzione è acida o basica:

- a. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,38 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$ 5,87; basica
 b. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ 9,76; acida

●● 43 Calcola la concentrazione degli ioni H_3O^+ delle soluzioni aventi il seguente pH:

- a. $\text{pH} = 4$ $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 b. $\text{pH} = 6,2$ $6,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

●● 44 Calcola la concentrazione degli ioni H_3O^+ delle soluzioni aventi il seguente pOH:

- a. $\text{pOH} = 3$ $1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$
 b. $\text{pOH} = 9,5$ $3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

●● 45 Calcola la concentrazione degli ioni OH^- delle soluzioni con il seguente pH:

- a. $\text{pH} = 3$ $1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$
 b. $\text{pH} = 10,3$ $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

●●● 46 Indica a quale dei seguenti valori del pH si ha la maggiore concentrazione di ioni H_3O^+ :

- A 3 B 3,5 C 6 D 6,5

●●● 47 La soluzione A ha il pH di 3,8; la soluzione B ha la concentrazione degli ioni H_3O^+ uguale a $2 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Stabilisci qual è la soluzione:

- a. più acida; Soluzione A
 b. con il pH maggiore. Soluzione B

IL pH DI SOLUZIONI DI ACIDI E BASI FORTI

●●● 48 Calcola il pH di una soluzione:

- a. 0,01 mol/L di HCl 2
 b. 0,15 mol/L di HNO_3 0,82

●●● 49 Calcola il pH di una soluzione:

- a. 0,01 mol/L di KOH 12
 b. 0,1 mol/L di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 13,3

●●● 50 Una soluzione $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L di HCl ha un valore del pH di:

- A 2,6 B 2,5 C 3,0 D 2,4

●●● 51 Una soluzione 0,15 mol/L di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ha un valore del pH di:

- A 13,8 B 12,8 C 13,5 D 13,0

●●● 52 Le seguenti soluzioni hanno la concentrazione di $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Quale di esse ha il valore di pH minore?

- A $\text{HClO}_{(aq)}$ C $\text{HCN}_{(aq)}$
 B $\text{HNO}_{3(aq)}$ D $\text{HNO}_{2(aq)}$

GLI INDICATORI

●●● 53 Una soluzione ha colore giallo con il blu di timolo (pH di viraggio = 8,8 dal giallo al blu) e ha colore blu con il blu di bromotimolo (pH di viraggio = 6,8 dal giallo al blu). Stabilisci il valore del pH.
6,8 < pH < 8,8

●●● 54 Una soluzione ha colore giallo con il rosso fenolo (pH di viraggio = 7,6 dal giallo al rosso) e ha colore rosso con il rosso di metile (pH di viraggio = 5,2 dal rosso al giallo). Stabilisci se la soluzione è acida, neutra o basica. Soluzione acida

●●● 55 L'uso di un solo indicatore acido-base permette di stabilire:

- A il valore esatto del pH di una soluzione.
 B se il pH di una soluzione è minore, uguale o maggiore del pH di viraggio dell'indicatore.
 C se nella soluzione è presente una base forte o debole.
 D se nella soluzione è presente un acido forte o debole.

●●● 56 In una soluzione, la concentrazione di H_3O^+ è $5,2 \cdot 10^{-10}$ mol/L. Stabilisci quale colore assumerebbe la soluzione in presenza dell'indicatore blu di bromotimolo.

- A Giallo
 B Verde
 C Rosso
 D Blu

LE REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE

●●● 57 Analizza la reazione di neutralizzazione tra soluzioni equimolari e di uguale volume di acido bromidrico e di idrossido di potassio.



L'acido forte e la base forte in acqua sono completamente dissociati, quindi si ha $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

Tutti gli ioni H_3O^+ e OH^- reagiscono tra loro e la soluzione risulta neutra:



●●● 58 Analizza la reazione di neutralizzazione tra soluzioni di uguale volume di idrossido di calcio e di acido nitrico.



L'acido forte e la base forte in acqua sono completamente dissociati, ma le moli di acido nitrico devono essere il doppio di quelle dell'idrossido di calcio affinché $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

In questo caso tutti gli ioni H_3O^+ e OH^- reagiscono tra loro e la soluzione risulta neutra.

●●● 59 La soluzione risultante dalla reazione tra soluzioni equimolari di H_2SO_4 e LiOH è:

- A acida, per un eccesso di ioni H_3O^+ .
 B neutra, per una uguale concentrazione di ioni Li^+ e di ioni SO_4^{2-} .
 C basica, per un eccesso di ioni OH^- .
 D neutra, per una uguale concentrazione di ioni H_3O^+ e di ioni OH^- .

LA TITOLAZIONE ACIDO-BASE

- 60** Per titolare 25 mL di una soluzione di KOH sono necessari 35 mL di soluzione di HCl 0,15 mol/L. Calcola la molarità della soluzione di KOH. 0,21 M
- 61** Una soluzione 0,10 mol/L di NaOH viene usata per titolare volumi uguali di soluzioni 0,10 mol/L dei seguenti acidi. Quale soluzione di acido richiede il maggiore volume di base?
 - (A) HClO₄
 - (B) H₂SO₄
 - (C) HNO₃
 - (D) HCl
- 62** Quando in una titolazione acido-base si raggiunge il punto di viraggio:
 - (A) la molarità dell'acido è uguale a quella della base.
 - (B) il numero delle moli degli ioni H⁺ dell'acido è uguale a quello delle moli degli ioni OH⁻.
 - (C) il volume dell'acido è uguale a quello della base.
 - (D) il valore del pH della soluzione è 7.

L'IDROLISI SALINA

- 63** Stabilisci se le soluzioni dei seguenti sali sono acide, neutre o basiche:
 - a. KNO₂ basica
 - NH₄Br acida
 - b. CaBr₂ neutra
 - Li₂CO₃ basica
- 64** Indica se le soluzioni di questi sali hanno pH maggiore, uguale o minore di 7.
 - a. BaCO₃; KBr BaCO₃: pH > 7; Kbr: pH = 7
 - b. NH₄I; LiClO₄ NH₄I: pH < 7; LiClO₄: pH = 7
- 65** Stabilisci quale colore assumerebbe la cartina indicatrice al tornasole in una soluzione ioduro di potassio (KI).
 - (A) Rosso (B) Verde
 - (B) Blu (D) Giallo
- 66** Una soluzione di NaClO ha:
 - (A) pH minore di 7 (C) pH uguale a 14
 - (B) pH uguale a 7 (D) pH maggiore di 7
- 67** Il carbonato di potassio, K₂CO₃, in acqua forma una soluzione:
 - (A) fortemente basica (C) neutra
 - (B) debolmente basica (D) debolmente acida

LE SOLUZIONI TAMPONE

- 68** Precisa quale tra le seguenti coppie non forma una soluzione tampone:
 - (A) H₂SO₄/Na₂SO₄ (C) HClO/Ca(ClO)₂
 - (B) H₃PO₄/Li₃PO₄ (D) H₂S/BaS
- 69** 1 L di una soluzione tampone con pH = 4 viene diluita con 10 L di acqua. Il pH della nuova soluzione è:
 - (A) 9 (B) 8 (C) 4 (D) 5
- 70** Tra le seguenti soluzioni, tutte alla stessa concentrazione, indica quella in cui si ha la minore variazione di pH dopo l'aggiunta di 5 mL da HCl 0,1 mol/L:
 - (A) HNO₃/KNO₃ (B) NH₃/NH₄CN
 - (B) H₂SO₄/Na₂SO₄ (D) H₂S/K₂S

ABILITÀ

- 71** Indica il composto ionico che in acqua si dissocia in quattro ioni:
 - (A) N₂CO_{3(aq)} (C) Fe(NO₃)_{2(aq)}
 - (B) K₃PO_{4(aq)} (D) Mn₂(SO₃)_{3(aq)}
- 72** Indica il numero di ioni in cui è dissociato in acqua il perchlorato di calcio:
 - (A) 3 (B) 2 (C) 5 (D) 4
- 73** Rappresenta l'equazione di dissociazione ionica per i seguenti composti:
 - a. H₂CrO₄

$$\text{H}_2\text{CrO}_{4(aq)} \longrightarrow 2 \text{H}^+_{(aq)} + \text{CrO}_4^{2-}_{(aq)}$$
 - b. Mg(HS)₂

$$\text{Mg}(\text{HS})_{2(aq)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{HS}^-_{(aq)}$$
 - c. Ca₃(PO₄)₂

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2(aq)} \longrightarrow 3 \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$$
 - d. Ba(CN)₂

$$\text{Ba}(\text{CN})_{2(aq)} \longrightarrow \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{CN}^-_{(aq)}$$
- 74** Indica quale, tra i seguenti composti, in acqua è un non elettrolita:
 - (A) Na₂SO₄ (C) Ca(OH)₂
 - (B) C₁₂H₂₂O₁₁ (D) HCN
- 75** Indica quale, tra i seguenti composti, in acqua ha un comportamento basico:
 - (A) N₂O_{5(aq)} (C) Cl₂O_(aq)
 - (B) Na₂O_(aq) (D) NaCl_(aq)
- 76** Quale, tra i seguenti composti, in acqua ha un comportamento acido?
 - (A) BF_{3(aq)} (C) NH_{3(aq)}
 - (B) K₂S_(aq) (D) Li₂O_(aq)

- 77 Completa le seguenti reazioni di protolisi e identifica le coppie coniugate acido-base:
- $\text{HS}^- \text{B}_2 + \text{HBr} \text{A}_1 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SA}_2 + \text{Br}^- \text{B}_1$
 - $\text{HClO}_4 \text{A}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{B}_2 \rightleftharpoons \text{ClO}_4^- \text{B}_1 + \text{H}_3\text{O}^+ \text{A}_2$
 - $\text{NO}_2^- \text{B}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{A}_2 \rightleftharpoons \text{HNO}_2 \text{A}_1 + \text{OH}^- \text{B}_2$
- 78 Per la teoria di Bronsted-Lowry, indica lo ione che in soluzione acquosa ha comportamento anfotero:
- HCO_3^- NH_4^+
 OH^- H_3O^+
- 79 Rappresenta l'equazione di protolisi in acqua per i seguenti acidi:
- $\text{HCrO}_4^- \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{(l)} \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-} \text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$
 - $\text{NH}_4^+ \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$
- 80 Se un acido HA, in soluzione acquosa, è più forte di un acido HB, si deduce che
- la base B^- è più debole di A^- .
 - l'acido HA è meno dissociato di HB.
 - i due acidi sono ugualmente ionizzati.
 - la base A^- è più debole di B^- .
- 81 Considera le seguenti basi coniugate: HCO_3^- , SO_3^{2-} , NO_2^- e F^- . Disponi i corrispondenti acidi in ordine di forza crescente.
- $\text{HSO}_3^- < \text{H}_2\text{CO}_3 < \text{HNO}_2 < \text{HF}$
- 82 Considera la reazione di protolisi tra l'acido cloridrico e l'ammoniaca. L'acido cloridrico agisce da
- donatore di un doppietto elettronico.
 - donatore di un protone.
 - accettore di un protone.
 - accettore di un doppietto elettronico.
- 83 Rappresenta l'equazione di protolisi in acqua per le seguenti basi:
- $\text{CO}_3^{2-} \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \text{(l)} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- \text{(aq)} + \text{OH}^- \text{(aq)}$
 - $\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \text{(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^- \text{(aq)} + \text{OH}^- \text{(aq)}$
- 84 I seguenti acidi sono in ordine di forza crescente: $\text{HClO} < \text{H}_2\text{S} < \text{HNO}_2 < \text{HClO}_2$. Qual è la base più debole?
- NO_2^- ClO_2^-
 - HS^- ClO^-
- 85 Identifica gli acidi e le basi di Lewis e completa le seguenti equazioni:
- $\text{H}^+ \text{(aq)} \text{A} + \text{Cl}^- \text{(aq)} \text{B} \longrightarrow \text{HCl} \text{(aq)}$
 - $\text{NH}_3 \text{(aq)} \text{B} + \text{H}^+ \text{(aq)} \text{A} \longrightarrow \text{NH}_4^+ \text{(aq)}$
 - $\text{AlBr}_3 \text{A} + \text{Br}^- \text{B} \longrightarrow \text{AlBr}_4^- \text{(aq)}$
 - $\text{NH}_2^- \text{B} + \text{H}^+ \text{A} \longrightarrow \text{NH}_3 \text{(aq)}$
- 86 Il valore di K_w dell'acqua alla temperatura di 37°C è uguale a $2,4 \cdot 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$. Calcola la concentrazione di H_3O^+ e OH^- .
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- 87 La concentrazione molare di H_3O^+ in una soluzione $2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ di Ba(OH)_2 è:
- $5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ $2,00 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$
 - $2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ $4,00 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$
- 88 Disponi le seguenti soluzioni secondo il pH crescente:
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 - $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ a. < b. < c.
- 89 Disponi le seguenti soluzioni secondo il pOH crescente:
- $[\text{OH}^-] = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
 - $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ a. < b. < c.
- 90 Una soluzione contiene 7,8 g di HClO_4 in 300 mL di soluzione. Calcola il pH. 0,59
- 91 Una soluzione contiene 5 g di NaOH in 250 mL di soluzione. Calcola il pH. 13,72
- 92 Una soluzione contiene 30 g di Ca(OH)_2 in 1,5 L di soluzione. Calcola il pH. 13,73
- 93 Una soluzione di LiOH ha pH uguale a 12,5. Calcola i grammi di LiOH presenti in 250 mL di soluzione. 0,19 g
- 94 Due soluzioni hanno le seguenti concentrazioni:
- $[\text{OH}^-] = 7,2 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$ Rosso
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ Giallo
- Quali colori assumerebbero le due soluzioni in presenza dell'indicatore metilarancio?
- 95 Calcola il volume (in mL) di una soluzione 2 mol/L di HCl che occorre per neutralizzare 20 mL di una soluzione 3 mol/L di Ca(OH)_2 . 60 mL
- 96 Calcola il volume (in mL) di una soluzione 0,5 mol/L di HI che occorre per neutralizzare 25 mL di una soluzione 1 mol/L di KOH . 50 mL
- 97 Per la titolazione di 50 mL di una soluzione di HI occorrono 100 mL di una soluzione di 2 mol/L di KOH . Calcola la molarità della soluzione di HI . 4 M

- 98** Una soluzione 0,5 mol/L di HBr viene titolata con 10 mL di una soluzione 1,5 mol/L di LiOH. Calcola il volume della soluzione di HBr. 30 mL
- 99** Una soluzione 0,3 mol/L di NaOH viene titolata con 30 mL di una soluzione 0,4 mol/L di H₂SO₄. Calcola il volume della soluzione di NaOH. 80 mL
- 100** Una soluzione 0,25 mol/L di Ba(OH)₂ viene titolata con 30 mL di una soluzione 0,2 mol/L di HCl. Calcola il volume della soluzione Ba(OH)₂. 12 mL
- 101** Per titolare 50 mL di una soluzione di H₂SO₄, sono stati utilizzati 18,2 mL di una soluzione 0,1 mol/L di NaOH. Calcola la molarità della soluzione di H₂SO₄. 0,02 M
- 102** Indica quale, tra le seguenti, è la soluzione con il pH maggiore:

<input type="radio"/> (A) NaClO _{4(aq)}	<input checked="" type="radio"/> (B) Na ₂ CO _{3(aq)}
<input type="radio"/> (C) NaNO _{3(aq)}	<input type="radio"/> (D) NaBr _(aq)

TEST YOURSELF



- 103** How many ions are released into the water after the dissociation of a formula unit of sodium carbonate? 3 ions
- 104** According to Brønsted-Lowry's theory, a base is stronger if

<input type="radio"/> (A) its conjugate acid is stronger.
<input checked="" type="radio"/> (B) its conjugate acid is weaker.
<input type="radio"/> (C) it releases more OH ⁻ ions.
<input type="radio"/> (D) it accepts more H ₃ O ⁺ ions.
- 105** A solution has a pOH of 6.13. Calculate its H₃O⁺ and OH⁻ concentration.
[OH⁻] = 7.4 · 10⁻⁷ mol/L; [H₃O⁺] = 1.3 · 10⁻⁸ mol/L
- 106** A solution was prepared by adding 20 mL of a 0.1 mol/L solution of NaOH to 300 mL of water. Calculate the grams of NaOH and the final pH. m = 0.08 g; pH = 12
- 107** Calculate how many mL of a 0.18 mol/L HCl solution are required to titrate 25.4 mL of a 0.15 mol/L NaOH solution. 21 mL

GIOCHI

- 108** Indica l'acido e la base più forti in acqua:

<input checked="" type="radio"/> (A) H ₃ O ⁺ e OH ⁻	<input type="radio"/> (C) HNO ₃ e LiOH
<input type="radio"/> (B) HClO ₄ e KOH	<input type="radio"/> (D) H ₂ SO ₄ e NaOH

[Fase nazionale 2011]
- 109** Indica lo ione che può comportarsi solo da acido:

<input checked="" type="radio"/> (A) NH ₄ ⁺	<input type="radio"/> (B) PO ₃ ³⁻	<input type="radio"/> (C) HPO ₃ ²⁻	<input type="radio"/> (D) HSO ₄ ⁻
---	---	--	---

[Fase nazionale 2011]
- 110** Indica il composto che in acqua si comporta da elettrolita debole:

<input type="radio"/> (A) NaCl	<input type="radio"/> (B) HCl	<input type="radio"/> (C) NaOH	<input checked="" type="radio"/> (D) HCN
--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	--

[Fase nazionale 2013]
- 111** Indica per quale dei seguenti valori di pH si ha la minima concentrazione degli ioni OH⁻.

<input type="radio"/> (A) 3,5	<input type="radio"/> (B) 7,2	<input type="radio"/> (C) 8,8	<input checked="" type="radio"/> (D) 3,1
-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	--

[Fase regionale 2014]
- 112** Una soluzione è costituita da 50 mL di una soluzione 0,01 M di NaOH e da 25 mL di una soluzione 0,04 M di HCl. Il valore del pH è uguale a:

<input type="radio"/> (A) 4,2	<input type="radio"/> (B) 7,0	<input checked="" type="radio"/> (C) 2,18	<input type="radio"/> (D) 10,2
-------------------------------	-------------------------------	---	--------------------------------

[Fase regionale 2015]

IL LABORATORIO DELLE COMPETENZE

RAPPRESENTA

- 113** Rappresenta l'equazione di dissociazione ionica per i seguenti sali:
 - bicarbonato di alluminio;

$$\text{Al}(\text{HCO}_3)_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{HCO}_3^{-}(\text{aq})$$
 - solfo acido di litio;

$$\text{LiHSO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{Li}^{+}(\text{aq}) + \text{HSO}_4^{-}(\text{aq})$$
 - bisolfuro ferrico;

$$\text{Fe}(\text{HS})_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{HS}^{-}(\text{aq})$$
 - dicromato stannico.

$$\text{Sn}(\text{Cr}_2\text{O}_7)_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$$

RAPPRESENTA

- 114** Rappresenta per i seguenti ioni poliatomici due equilibri di protolisi in acqua evidenziando il loro comportamento anfotero e identificando per ciascun equilibrio le coppie coniugate acido-base:
 - H₂PO₄⁻

$$\text{H}_2\text{PO}_4^{-}(\text{aq}) \text{ B}_1 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ A}_2 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \text{ A}_1 + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \text{ B}_2$$

$$\text{H}_2\text{PO}_4^{-}(\text{aq}) \text{ A}_1 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) \text{ B}_1 + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq}) \text{ A}_2$$
 - HSO₄⁻

$$\text{HSO}_4^{-}(\text{aq}) \text{ B}_1 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ A}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \text{ A}_1 + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \text{ B}_2$$

$$\text{HSO}_4^{-}(\text{aq}) \text{ A}_1 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \text{ B}_1 + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq}) \text{ A}_2$$

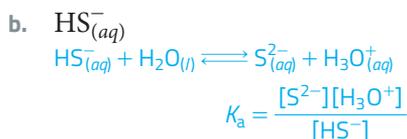
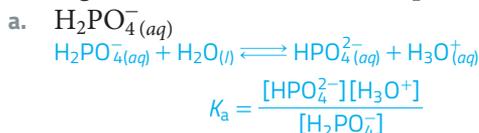
CLASSIFICA

- 115** Considera la reazione di protolisi in acqua dell'acido iodidrico e identifica le due coppie coniugate acido-base.

$$\text{HI}(\text{aq}) \text{ A}_1 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ B}_2 \rightleftharpoons \text{I}^{-}(\text{aq}) \text{ B}_1 + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq}) \text{ A}_2$$

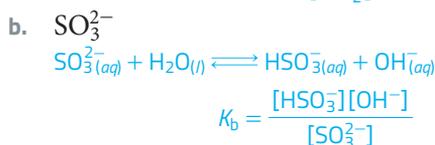
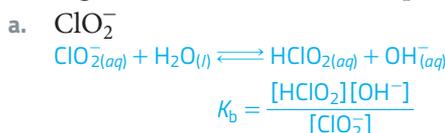
RAPPRESENTA

- 116 Rappresenta la reazione di protolisi e la costante di dissociazione acida K_a per i seguenti acidi in soluzione acquosa:



RAPPRESENTA

- 117 Rappresenta la reazione di protolisi e la costante di dissociazione basica K_b per le seguenti basi in soluzione acquosa:



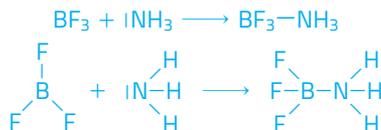
DEDUCI

- 118 Considera l'equazione di protolisi tra lo ione idrogenocarbonato e l'ammoniaca. Lo ione idrogenocarbonato agisce da:
- (A) donatore di un protone.
 - (B) accettore di un protone.
 - (C) donatore di un doppietto elettronico.
 - (D) accettore di un doppietto elettronico.

RAPPRESENTA

- 119 Rappresenta, mediante le formule molecolari e di struttura, la reazione acido-base di Lewis tra l'ammoniaca e il trifluoruro di boro.

Reazione acido-base di Lewis tra NH_3 e BF_3 .



ARGOMENTA

- 120 Il pH dell'acqua distillata, a contatto dell'aria, è maggiore, minore o uguale a 7? Giustifica la tua risposta.
L'acqua distillata è neutra, ma a contatto con l'aria reagisce con il diossido di carbonio presente, che contribuisce a rendere l'acqua più acida, dunque con pH poco inferiore a 7.

CALCOLA

- 121 Una soluzione contiene 0,96 g di LiOH disciolti in 1,5 L. Calcola la concentrazione di ioni H_3O^+ .
 $4,0 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

CALCOLA

- 122 50 mL di una soluzione 1 mol/L di HCl sono aggiunti a 1 L di acqua distillata. Calcola la variazione del pH (ΔpH) causata dall'aggiunta.
5,68

CALCOLA

- 123 Una soluzione è stata preparata aggiungendo 50 mL di una soluzione 0,2 mol/L di NaOH a 50 mL di acqua. Calcola il pH della soluzione.
13

COLLEGA E CALCOLA

- 124 Una soluzione è stata preparata aggiungendo a 300 mL di acqua 20 mL di una soluzione di HCl 0,1 mol/L. Calcola il pH della soluzione.
2,2

COLLEGA E CALCOLA

- 125 Una soluzione è stata preparata aggiungendo 510 mL di acqua a 40 mL di una soluzione di NaOH ($d = 1,2 \text{ g/mL}$) al 38% m/m . Calcola il pH.
13,92

COLLEGA E CALCOLA

- 126 Calcola quanti grammi di una soluzione di KOH al 10% m/m sono necessari per neutralizzare 400 mL di una soluzione 2,0 mol/L di HNO_3 .
450 g

CALCOLA

- 127 Per titolare 400 mL di una soluzione di HCl occorrono 200 mL di una soluzione contenente 20 g di NaOH per litro. Calcola la molarità della soluzione dell'acido cloridrico.
0,25 M

COLLEGA E CALCOLA

- 128 Per titolare 1200 mL di una soluzione di KOH occorrono 70 mL di una soluzione di HCl ($d = 1,1 \text{ g/mL}$) al 30% m/m . Calcola la molarità della soluzione contenente KOH.
0,53 M

RAPPRESENTA

- 129 Rappresenta le equazioni chimiche che evidenziano il comportamento tampone in ambiente basico (OH^-) e in ambiente acido (H_3O^+) della coppia di ioni $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$.
Ambiente basico:
 $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Ambiente acido:
 $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$