

Quesiti e problemi (sul libro da pag. 489)
1 Le teorie sugli acidi e sulle basi

1 Spiega perché lo ione H^+ non resta come protone libero nelle soluzioni acquose.

2 Completa le seguenti definizioni, scegliendo il termine più adatto tra quelli alternativi che ti sono suggeriti.

a) Un acido, secondo Arrhenius, è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni H^+/OH^- .

b) Una base, secondo Arrhenius, è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni H^+/OH^- .

c) Secondo Brönsted e Lowry un **acido/una base** è una sostanza capace di cedere protoni a un **acido/una base**.

d) Secondo Brönsted e Lowry una base è una sostanza capace di **accettare/donare** protoni **da/a** un acido.

e) Per valutare se una sostanza è un acido o una base di Arrhenius si deve **scioglierla/separarla in/dall'**acqua.

f) Secondo Lewis, una sostanza è **un-acido/una base** se cede un doppietto di **elettroni/protoni** con la formazione di un legame **ionico/dativo**.

g) Secondo Lewis, una sostanza è **un acido/una base** se acquista un doppietto di **elettroni/protoni** e forma un legame **ionico/dativo**.

3 Come mai possiamo affermare che, mentre per la teoria di Arrhenius esistono sostanze che mostrano comportamento acido e basico «assoluto», per la teoria di Brönsted e Lowry si tratta di comportamenti «relativi»? E per quella di Lewis?

4 Il fluoro atomico può essere considerato una base di Lewis? Perché?

no, perché tende a formare legami ionici o covalenti

5 Il sodio e il ferro sono entrambi metalli, tuttavia, mentre lo ione ferro può comportarsi come un acido di Lewis, lo ione sodio non mostra questo comportamento chimico.

► Giustifica le differenze esistenti.

lo ione ferro ha un orbitale vuoto e lo ione sodio no

6 Le seguenti sostanze danno soluzioni basiche. Quali sono basi secondo Arrhenius e quali lo sono secondo la definizione di Brönsted?

a) NaOH *Arrhenius*

b) SH^- *Brönsted*

c) NH_3 *Brönsted*

d) OH^- *Brönsted*

e) $NaHCO_3$ *Brönsted*

f) $Ba(OH)_2$ *Arrhenius*

7 Identifica l'acido e la base di Lewis per le seguenti reazioni.

a) $H^+ + PH_3 \rightarrow PH_4^+$ *acido: H^+ ; base: PH_3*

b) $Cu^{2+} + 2NH_3 \rightarrow [H_3NCuNH_3]^{2+}$ *acido: Cu^{2+} ; base: NH_3*

c) $FeCl_3 + Cl^- \rightarrow FeCl_4^-$ *acido: $FeCl_3$; base: Cl^-*

d) $NH_3 + BF_3 \rightarrow H_3NBF_3$ *acido: BF_3 ; base: NH_3*

8 Completa la seguente tabella.

Acido coniugato	Base coniugata
HI	I^-
H_2S	S^{2-}
NH_4^+	NH_3
HNO_3	NO_3^-
HCl	Cl^-
HSO_4^-	SO_4^{2-}
H_2SO_4	HSO_4^-

9 Completa e bilancia le seguenti reazioni, individuando poi le coppie coniugate acido-base.

a) $KOH + NH_4Cl \rightarrow KCl + NH_3 + H_2O$

b) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

c) $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

d) $NH_2^- + H_2O \rightarrow NH_3 + OH^-$

e) $H_2SO_4 + 2NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$

*A/B; B/A
 NH_4^+/NH_3 ; OH^-/H_2O
 H_2O/OH^- ; O^{2-}/OH^-
 HCl/Cl^- ; H_2O/H_3O^+
 H_2O/OH^- ; NH_2^-/NH_3
 H_2SO_4/SO_4^{2-} ; NH_3/NH_4^+*

10 Completa la seguente tabella, tenendo presente che i concetti di acido e di base secondo la teoria di Brönsted e Lowry sono relativi e non assoluti e quindi, in molti casi, a una sostanza può essere associato sia un acido che una base coniugata.

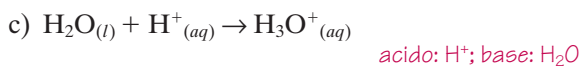
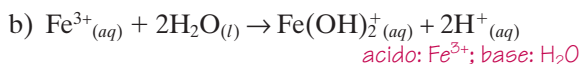
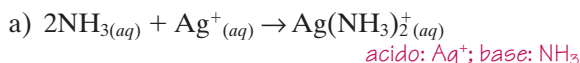
Acido coniugato	Sostanza	Base coniugata
H_2S	HS^-	S^{2-}
NH_4^+	NH_3	NH_2^-
H_2SO_4	HSO_4^-	SO_4^{2-}
H_3PO_3	$H_2PO_3^-$	HPO_3^{2-}
H_3O^+	H_2O	OH^-

11 Identifica gli acidi e le basi di Lewis tra le seguenti specie chimiche.

a) CO_3^{2-} *base* b) Zn^{2+} *acido*

c) SO_4^{2-} *base* d) $AlCl_3$ *acido*

12 Individua l'acido e la base di Lewis nelle seguenti reazioni acido-base.



13 In un laboratorio, per errore, un recipiente con HCl concentrato è stato riposto in un armadio sullo stesso ripiano di un recipiente con NH_3 in soluzione concentrata. Sul vetro di entrambi i recipienti, dopo qualche giorno, è stata notata una specie di «brina» biancastra.

► Prova a spiegare il fenomeno.

$\text{NH}_3(\text{g})$ e $\text{HCl}(\text{g})$ si liberano dalle soluzioni e formano NH_4Cl , solido bianco

2 La ionizzazione dell'acqua

14 Completa la tabella con i dati mancanti, facendo attenzione a utilizzare il K_w opportuno, in base alla temperatura.

T	K_w	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$
25 °C	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-2}$ mol/L	$1,00 \cdot 10^{-12}$ mol/L
25 °C	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1,00 \cdot 10^{-8}$ mol/L
0 °C	$1,14 \cdot 10^{-15}$	$1,00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1,14 \cdot 10^{-9}$ mol/L
10 °C	$2,92 \cdot 10^{-15}$	$2,00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1,46 \cdot 10^{-9}$ mol/L
60 °C	$9,61 \cdot 10^{-14}$	$1,92 \cdot 10^{-3}$ mol/L	$5,01 \cdot 10^{-11}$ mol/L

15 Che cos'è il prodotto ionico dell'acqua? K_w

16 Quando una soluzione viene definita neutra?
 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

17 Qual è la differenza fra ambiente acido e ambiente basico?
*in ambiente acido, $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$;
 in ambiente basico, $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$*

18 Quale fra le seguenti soluzioni acquose a 298 K contiene valori impossibili di concentrazione di H^+ e OH^- ?

$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$
✓ 0,1 M	10^{-12} M
0,000001 M	0,00000001 M
0,004 M	$2,5 \cdot 10^{-12}$ M
$5 \cdot 10^{-15}$ M	2 M
$2 \cdot 10^{-9}$ M	$5 \cdot 10^{-6}$ M
✓ 10^{-14} M	0
10^{-3} M	10^{-11} M

19 Stabilisci il carattere acido, basico o neutro delle seguenti soluzioni.

$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	
10^{-8} M	10^{-6} M	basico
10 M	10^{-15} M	acido
$9 \cdot 10^{-5}$ M	$1,11 \cdot 10^{-10}$ M	acido
10^{-7} M	10^{-7} M	neutro
$1,5 \cdot 10^{-7}$ M	$6,67 \cdot 10^{-8}$ M	debolmente acido

3 Il pH

20 Il pH di una soluzione di un acido forte può essere minore di zero? *sì*

21 Qual è la definizione di pH? $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

22 Calcola il pH delle seguenti soluzioni.

- a) $[\text{H}^+] = 0,001$ M $\text{pH} = 3$
 b) $[\text{H}^+] = 10^{-9}$ M $\text{pH} = 9$
 c) $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ M $\text{pH} = 3$
 d) $[\text{H}^+] = 1$ M $\text{pH} = 0$
 e) $[\text{H}^+] = 10^{-1}$ M $\text{pH} = 1$
 f) $[\text{H}^+] = 10$ M $\text{pH} = -1$
 g) $[\text{H}^+] = 10^{-13}$ M $\text{pH} = 13$
 h) $[\text{H}^+] = 10^{-5,6}$ M $\text{pH} = 5,6$
 i) $[\text{H}^+] = 10^{-8,4}$ M $\text{pH} = 8,4$

23 Calcola la concentrazione degli ioni H^+ e OH^- delle soluzioni acquose che presentano i seguenti valori di pH o di pOH.

- a) $\text{pH} = 6$ $[\text{H}^+] = 10^{-6}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-8}$ M
 b) $\text{pOH} = 6$ $[\text{H}^+] = 10^{-8}$ M; $[\text{OH}^-] = 10^{-6}$ M
 c) $\text{pH} = 13$ $[\text{H}^+] = 10^{-13}$ M; $[\text{OH}^-] = 10^{-1}$ M
 d) $\text{pH} = 3$ $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ M; $[\text{OH}^-] = 10^{-11}$ M
 e) $\text{pOH} = 4$ $[\text{H}^+] = 10^{-10}$ M; $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ M
 f) $\text{pH} = 1$ $[\text{H}^+] = 10^{-1}$ M; $[\text{OH}^-] = 10^{-13}$ M

24 Calcola il pH delle soluzioni che presentano le seguenti concentrazioni molari di ioni H^+ o OH^- ; stabilisci inoltre se si tratta di soluzioni acide o basiche.

- a) $[\text{H}^+] = 1,99 \cdot 10^{-10}$ mol/L
 $\text{pH} = 9,70$; soluzione basica
 b) $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-5}$ mol/L
 $\text{pH} = 9,0$; soluzione basica
 c) $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3}$ mol/L
 $\text{pH} = 11,0$; soluzione basica
 d) $[\text{H}^+] = 0,00001$ mol/L
 $\text{pH} = 5,0$; soluzione acida
 e) $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-11}$ mol/L
 $\text{pH} = 3,3$; soluzione acida

f) $[\text{OH}^-] = 0,001 \text{ mol/L}$

 $\text{pH} = 11,0$; soluzione basica

g) $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

 $\text{pH} = 1,60$; soluzione acida

25 Riporta la concentrazione in mol/L di ioni idrogeno nelle seguenti soluzioni a $T = 298 \text{ K}$ (considera H_2SO_4 e $\text{Ca}(\text{OH})_2$ completamente dissociati).

a) 0,01 M di HCl $0,01 \text{ mol/L}$

b) 0,02 M di HBr $0,02 \text{ mol/L}$

c) 0,003 M di H_2SO_4 $0,003 \text{ mol/L}$

d) 0,01 M di NaOH $1 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

e) 0,002 M di KOH $5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

f) 0,0003 M di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $2 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

26 Calcola il valore del pH per ognuna delle soluzioni riportate nell'esercizio 25, indicando se sono acide, basiche o neutre.

 a) $\text{pH} = 2,0$ - acida; b) $\text{pH} = 1,7$ - acida;

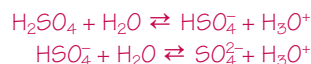
 c) $\text{pH} = 2,5$ - acida; d) $\text{pH} = 12,0$ - basica

 e) $\text{pH} = 11,3$ - basica; f) $\text{pH} = 10,7$ - basica

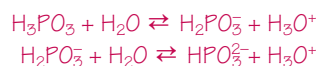
4 La forza degli acidi e delle basi

27 Scrivi le equazioni di ionizzazione progressive dei seguenti acidi poliprotici.

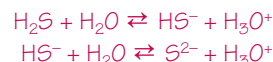
a) H_2SO_4



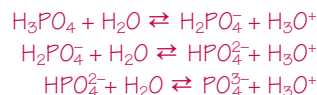
b) H_3PO_3



c) H_2S



d) H_3PO_4



28 Disponi in ordine di forza crescente le seguenti basi.

a) CO_3^{2-} b) HSO_4^- c) Cl^-

c); b); a)

29 Esamina le costanti di dissociazione dei seguenti acidi. Qual è l'acido più debole?

Acido	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
HIO_3	$1,6 \cdot 10^{-1}$		
H_2CO_3	$2 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	
H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,4 \cdot 10^{-8}$	

 HPO_4^{2-}

30 Stabilisci la sequenza crescente di forza basica di questi tre idrossidi.

a) $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $K_b = 9,6 \cdot 10^{-4}$

b) AgOH , $K_b = 1,1 \cdot 10^{-4}$

c) stricnina, $K_b = 5,49 \cdot 10^{-9}$

c); b); a)

31 Senza effettuare calcoli, ordina le seguenti soluzioni, dalla più basica alla più acida.

a) 0,001 M di HCl

b) 0,001 M di H_2SO_4

c) 0,001 M di HBr

d) 0,001 M di HF

e) 0,001 M di NaOH

e); d); a); c); b)

32 Senza effettuare calcoli ordina le seguenti soluzioni, dalla più acida alla più basica.

a) 0,01 M di KOH

b) 0,01 M di NH_3

c) 0,02 M di NaOH

d) 0,01 M di CH_3COOH

e) 0,01 M di HIO_3

e); d); b); a); c)

33 Imposta l'espressione della K_a dei seguenti acidi.

a) HCl

 K_a grande

b) HF

 $K_a = 3,5 \cdot 10^{-4}$

c) HNO_2

 $K_a = 4,6 \cdot 10^{-4}$

d) HClO_4

 K_a molto grande

e) HBO_2

 $K_a = 5,8 \cdot 10^{-10}$

► Ricerca il valore delle K_a (su libri, motori di ricerca di Internet ecc.) e valuta se si tratta di acidi forti o deboli.

► Ordina gli acidi secondo la forza decrescente.

d); a); c); b); e)

34 Imposta l'espressione della K_b delle seguenti basi.

a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

 K_b grande

b) NH_3

 $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

c) CN^-

 $K_b = 2,04 \cdot 10^{-5}$

d) H_2O

 $K_b = 1 \cdot 10^{-14}$

e) Cl^-

 K_b molto piccola

► Ricerca il valore delle K_b (su libri, motori di ricerca di Internet ecc.) e valuta se si tratta di basi forti o deboli.

► Ordina le basi secondo la forza decrescente.

a); c); b); d); e)

5 Come calcolare il pH di soluzioni acide e basiche

(Per semplicità considera complete entrambe le ionizzazioni dell'acido solforico)

35 Calcola il pH delle seguenti soluzioni di acidi e basi forti.

- a) HCl 0,1 M $\text{pH} = 1,0$
 b) NaOH 0,2 M $\text{pH} = 13,3$
 c) H_2SO_4 0,005 M $\text{pH} = 2,0$
 d) HNO_3 0,001 M $\text{pH} = 3,0$
 e) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,015 M $\text{pH} = 12,48$

36 Calcola il pH di una soluzione contenente 0,5 g di HCl in 500 mL di soluzione. $\text{pH} = 1,6$

37 Calcola il pH di 1 L di una soluzione 0,008 M di $\text{Ba}(\text{OH})_2$. $\text{pH} = 12,2$

38 Calcola la massa in grammi di acido solforico presente in 800 mL di una soluzione a $\text{pH} = 2,12$ (considera completa anche la seconda ionizzazione). $m = 0,3 \text{ g}$

39 Una soluzione di HCl ha $\text{pH} 2,04$. Calcola il volume in mL della soluzione sapendo che contiene 0,252 g di HCl. $V = 760 \text{ mL}$

40 Calcola il pH di 250 mL di una soluzione 0,1 M di H_2SO_4 a cui hai aggiunto 750 mL di acqua (considera completa anche la seconda ionizzazione). $\text{pH} = 1,3$

41 200 mL di una soluzione contengono 0,8 g di HClO_4 .

► Calcola il pH della soluzione prima e dopo l'aggiunta di 500 mL di acqua. $\text{pH}_i = 1,4; \text{pH}_f = 1,9$

42 Calcola quanti litri di acqua devi aggiungere a 200 mL di una soluzione di acido forte avente $\text{pH} = 0,2$ per ottenere un $\text{pH} = 0,6$. $V = 0,3 \text{ L}$

43 Calcola il pH di una soluzione 0,08 M di acido carbonico sapendo che l'acido carbonico possiede $K_a = 4,5 \cdot 10^{-7}$. $\text{pH} = 3,7$

44 L'acido nicotinico è una vitamina del gruppo B. Il suo K_a è $1,4 \cdot 10^{-5}$. Calcola il pH e la $[\text{H}^+]$ di una soluzione 0,01 M di acido nicotinico. $\text{pH} = 3,4; [\text{H}^+] = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

45 Calcola il pH delle seguenti soluzioni; i valori di K_a sono riportati nella tabella 19.3.

- a) H_2S 1,8 M $\text{pH} = 3,39$
 b) acido bórico 0,2 M $\text{pH} = 4,9$
 c) acido ipocloroso 0,03 M $\text{pH} = 4,5$
 d) 3 g di HCN in 1 L di soluzione $\text{pH} = 5,1$
 e) acido L-ascorbico 0,27 M $\text{pH} = 2,33$

46 Calcola il pH delle seguenti soluzioni; i valori di K_b sono riportati nella tabella 19.4.

- a) NH_3 0,02 M $\text{pH} = 10,8$
 b) urea 2 M $\text{pH} = 7,2$
 c) etilammina 0,1 M $\text{pH} = 11,9$
 d) idrazina 3,5 M $\text{pH} = 11,39$

6 Come misurare il pH

47 Un indicatore H:In ha colore blu nella forma ionizzata ed è incolore nella forma non ionizzata. Stabilisci il colore di una soluzione nettamente acida dell'indicatore. *incolore*

48 Che cosa si intende con punto di viraggio?
il valore di pH al quale avviene il passaggio da un colore all'altro

49 Gli indicatori di pH sono acidi deboli, come mai non servirebbero a tale scopo se fossero invece acidi forti?
perché sarebbero completamente ionizzati in soluzione, mostrando sempre il colore di In^-

50 Se fossero usate come indicatori sostanze che al variare del pH semplicemente scolorissero gradualmente, senza cambiare colore, quali problemi si potrebbero presentare?
difficoltà a individuare il pH di viraggio, interpretazione influenzata anche dalla diluizione

7 La neutralizzazione: una reazione tra acidi e basi

51 Quanti millilitri di una soluzione 4 N di HCl sono necessari per neutralizzare 20 mL di soluzione 6 N di idrossido di calcio? $V = 30 \text{ mL}$

52 Quanti millilitri di HBr 0,5 M sono necessari per neutralizzare 25 mL di idrossido di sodio 1 M? $V = 50 \text{ mL}$

53 Calcola quanti millilitri di H_2SO_4 0,01 M ti servono per neutralizzare 20 mL di una soluzione 0,02 M di KOH.
 $V = 20 \text{ mL}$ (considerando completa anche la seconda ionizzazione di H_2SO_4)

54 Un campione di 30 mL contenente una soluzione di HClO_4 viene neutralizzato da 10 mL di NaOH 1,5 M.

► Qual è la concentrazione molare di HClO_4 ?
 $M = 0,5 \text{ mol/L}$

55 Quale volume di una soluzione 0,02 M di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ti serve per neutralizzare 50 mL di una soluzione 0,1 M di HI? $V = 125 \text{ mL}$

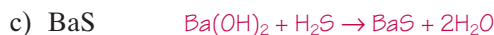
56 Quale volume di una soluzione 0,03 M di idrossido di sodio devi usare per neutralizzare 33 mL di una soluzione 0,0045 M di acido solforico?

$V = 10 \text{ mL}$ (considerando completa anche la seconda ionizzazione di H_2SO_4)

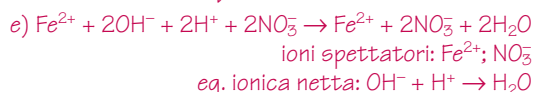
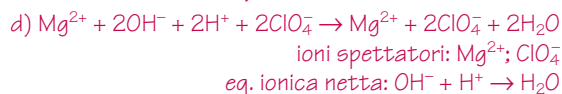
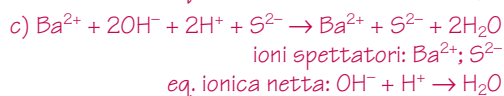
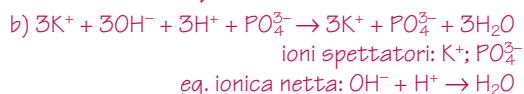
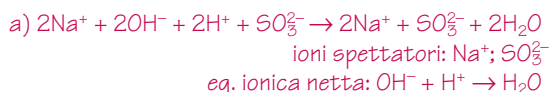
57 Calcola il volume di una soluzione di HCl 0,43 M necessario per neutralizzare 5 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

$V = 310 \text{ mL}$

58 Imposta e bilancia le reazioni di neutralizzazione da cui vengono ottenuti i seguenti sali.



59 Riporta le equazioni dell'esercizio precedente in forma ionica, individuando gli ioni spettatori, e trascrivi l'equazione ionica netta.



60 Quanti grammi di acido nitrico devi pesare per ottenere un volume di soluzione 0,1 N sufficiente a neutralizzare 50 mL di una soluzione 0,2 N di idrossido di potassio?

$m = 0,60 \text{ g}$

61 Calcola quanti grammi di una soluzione di KOH al 10% in massa sono necessari per neutralizzare 400 mL di una soluzione 2 M di HNO_3 .

$m = 450 \text{ g}$

62 Quante moli d'acqua si formano se 0,5 mol di HCl reagiscono con 0,25 mol di NaOH?

$n = 0,25 \text{ mol}$

63 Quante moli d'acqua si formano se 0,7 mol di H_2SO_4 reagiscono con 0,7 mol di KOH?

$n = 0,7 \text{ mol}$ (considerando completa la seconda ionizzazione di H_2SO_4)

64 In una pentola contenente 5 L d'acqua pura vengono versati 100 mL di soluzione 0,1 M di HCl e 50 mL di soluzione 0,2 M di NaOH.

► Sarà possibile, senza correre alcun pericolo, cuocere degli spaghetti nella soluzione finale contenuta nella pentola? Sì

► Sapendo che, per ottenere una corretta salatura dell'acqua, occorre aggiungere circa 10 g di sale da cucina ogni litro d'acqua, sarà necessario aggiungerne altro e quanto? $m = 49 \text{ g}$

8 La titolazione acido-base

65 La titolazione di 25 mL di una soluzione di HCl richiede 50 mL di una soluzione 2 M di NaOH.

► Calcola la concentrazione normale di HCl.

$N = 4 \text{ eq/L}$

66 Per la titolazione di 20 mL di una soluzione di NaOH sono stati necessari 35 mL di HCl 0,1 M.

► Qual è la concentrazione molare dell'idrossido di sodio? $M = 0,175 \text{ mol/L}$

67 Per titolare 20 mL di una soluzione contenente HNO_3 hai utilizzato 10 mL di KOH 1,5 M.

► Qual è la molarità della soluzione di HNO_3 ?

$M = 0,75 \text{ mol/L}$

68 La titolazione di 50 mL di una soluzione di H_2SO_4 permette di verificare che tale volume di soluzione è neutralizzato da 80 mL di una soluzione di idrossido di sodio 0,21 N.

► Calcola la normalità della soluzione di acido e la massa di acido solforico contenuta nei 50 mL.

$N = 0,34 \text{ eq/L}$; $m = 0,83 \text{ g}$ (considerando completa la seconda ionizzazione di H_2SO_4)

69 270 mL di una soluzione 0,1 M di HCl vengono miscelati con 0,5 g di idrossido di bario.

► Calcola il pH della soluzione finale. $\text{pH} = 1,1$

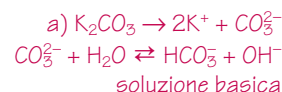
70 8 mol di H_2SO_4 reagiscono in 1 L con 0,8 mol di idrossido di potassio.

► Calcola il pH della soluzione finale (per semplicità, considera complete entrambe le ionizzazioni dell'acido solforico). $\text{pH} = -1,2$

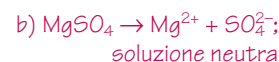
9 L'idrolisi: anche i sali cambiano il pH dell'acqua

71 Per i seguenti sali, scrivi la reazione di idrolisi in acqua. La soluzione è acida, basica o neutra?

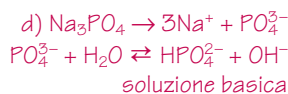
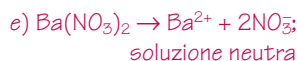
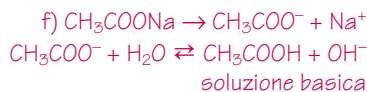
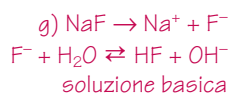
a) K_2CO_3



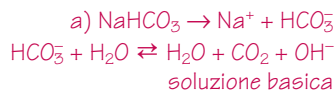
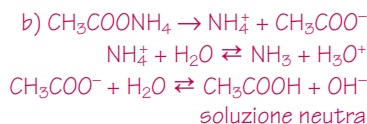
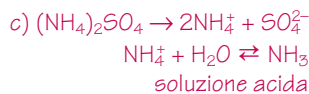
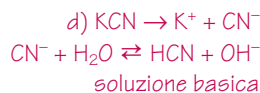
b) MgSO_4

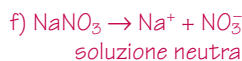


c) CaCl_2

 d) Na_3PO_4

 e) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

 f) CH_3COONa

 g) NaF


72 Per i seguenti sali, scrivi la reazione di idrolisi in acqua. La soluzione è acida, basica o neutra?

 a) NaHCO_3

 b) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

 c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

 d) KCN

 e) LiCl

 f) NaNO_3

 g) KBr


73 L'acidità di stomaco è dovuta alla grande abbondanza di HCl nei succhi gastrici (il pH si spinge al valore di 2). Un rimedio molto utile consiste nel bere un po' d'acqua con un pizzico di bicarbonato di sodio (NaHCO_3).

► Sapresti giustificare il meccanismo di azione chimica di questo sale?



10 Le soluzioni tampone

74 Individua i tamponi tra le seguenti coppie.

- a) H_2S e KHS
 b) KOH e KCl
 c) NH_3 e NH_4Cl
 d) CH_3COOH e CH_3COONa
 e) H_2SO_4 e K_2SO_4
 f) H_3PO_4 e KH_2PO_4

75 Hai preparato una soluzione tampone che contiene acido acetico 0,85 M e acetato di sodio 0,71 M.

► Calcola il pH della soluzione. pH = 4,66

76 Per preparare una soluzione tampone hai pesato 8,2 g di acetato di sodio e li hai aggiunti a una soluzione 0,1 M di acido acetico; il volume finale della soluzione è 1 L.

► Calcola il suo pH. pH = 4,7

77 Hai preparato una soluzione tampone aggiungendo a 500 mL di una soluzione 0,4 M di acido acetico altri 500 mL di una soluzione 0,5 M di acetato di potassio.

► Qual è il pH della soluzione finale? pH = 4,8

78 Per preparare una soluzione tampone hai aggiunto 23 g di acetato di sodio a una soluzione 2 M di acido acetico.

► Sapendo che il volume della soluzione finale è 250 mL, calcola il suo pH. pH = 4,5

79 Il pH del sangue umano si aggira intorno a 7,4. Tale valore è mantenuto grazie alla presenza di tamponi. Molto importanti sono i tamponi dell'acido fosforico e dei suoi sali, primi tra tutti quelli di calcio e di magnesio che impregnano la matrice minerale delle ossa.

► Calcola quanto deve valere il termine $\log \frac{C_s}{C_a}$

nell'equazione di Henderson-Hasselbach, considerando il tampone acido fosforico/fosfato biacido. 5,27

Review (sul libro da pag. 493)

- 1** Aggiungi 430 mL di una soluzione 0,45 M di H_2SO_4 a 250 mL di una soluzione 0,2 M di HCl. Qual è il pH della soluzione finale, considerando complete entrambe le ionizzazioni di H_2SO_4 ?
 $\text{pH} = 0,2$
- 2** Un volume di 300 mL di una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,05 M viene aggiunto a 300 mL di una soluzione 0,03 N di NaOH.
 ► Calcola il pH della soluzione di idrossido di sodio e quello della soluzione finale.
 $\text{pH}_i = 12,5$; $\text{pH}_f = 12,8$
- 3** Assumi che entrambe le ionizzazioni di H_2SO_4 siano complete e calcola la molarità e il pH delle soluzioni ottenute miscelando 50 mL di una soluzione 0,2 M di H_2SO_4 con:
 a) 45 mL di acqua $M = 0,10 \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 0,7$
 b) 45 mL di H_2SO_4 0,05 M $M = 0,13 \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 0,6$
- 4** Calcola il pH di una soluzione ottenuta miscelando 100 mL di HCl 0,3 M con 300 mL di una soluzione 0,2 M di H_2SO_4 (forte per entrambe le ionizzazioni) e diluendo poi con acqua fino a un volume finale di 600 mL.
 $\text{pH} = 0,6$
- 5** Calcola quante moli di $\text{Al}(\text{OH})_3$ devi aggiungere a 550 mL di soluzione di HCl 0,2 M per ottenere un pH finale pari a 1,2.
 $n = 0,025 \text{ mol}$
- 6** Quanti grammi di una soluzione di idrossido di potassio al 20% m/m sono necessari per neutralizzare 300 g di una soluzione di HCl al 35% m/m ?
 $m = 800 \text{ g}$
- 7** Una soluzione al 30% m/m di NaOH di volume 350 mL viene diluita aggiungendo 5 L di acqua.
 ► Calcola il pH della soluzione così ottenuta sapendo che la densità della soluzione al 30% m/m è 1,33 g/mL.
 $\text{pH} = 13,8$
- 8** Calcola la massa di idrossido di bario che bisogna miscelare a 500 mL di una soluzione 0,15 M di acido solforico per ottenere un pH finale di 1,3.
 $m = 10,7 \text{ g}$ (considerando completa anche la seconda ionizzazione di H_2SO_4)
- 9** Una soluzione di H_2SO_4 di densità 1,05 g/mL e di volume 15 mL viene titolata con 50 mL di idrossido di sodio 0,5 N.
 ► Calcola la percentuale in massa della soluzione di acido solforico e la normalità della soluzione acida.
 $m/m = 8\%$; $N = 2 \text{ eq/L}$
- 10** L'analisi allo spettrofotometro di una molecola organica ha fornito i seguenti risultati:
 O 53,3%; C 40%; H 6,7%.
 Sai che 0,408 g di tale molecola incognita, posti in soluzione, sono neutralizzati da 68 mL di una soluzione di NaOH 0,1 N.
 ► Determina di che composto si tratta (suggerimento: si tratta di un acido monoprotico).
 CH_3COOH
- 11** Calcola il pH della soluzione tampone che ottieni miscelando 0,04 mol di acido propionico ($K_a = 1,34 \cdot 10^{-5}$) con 0,03 mol di propionato di sodio e aggiungendo acqua fino a ottenere 1 L di soluzione.
 $\text{pH} = 4,7$
- 12** Indica se, aumentando la temperatura, K_w aumenta o diminuisce.
 aumenta
 ► L'autoprotolisi dell'acqua è, quindi, un processo endotermico o esotermico?
 endotermico
 ► Quale principio studiato con gli equilibri chimici applichi per effettuare la tua valutazione?
 il principio di Le Châtelier

- 13** Completa la seguente tabella. (Suggerimento: per H_3PO_3 si considerino solo due dissociazioni).

Sostanza	Massa in soluzione g/V	Massa equivalente (g/eq)	mol/L	eq/L	M	N
H_2SO_4	12 g in 1 L	49,0	0,12	0,24	0,12	0,24
HNO_3	100 g in 1500 mL	63,0	1,1	1,1	1,1	1,1
HCl	117 g in 1 L	36,5	3,2	3,2	3,2	3,2
H_3PO_3	221 g in 1 L	41,0	2,7	5,4	2,7	5,4
NaOH	4 g in 1 L	40,0	0,1	0,1	0,1	0,1
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	37 g in 1 L	37,0	0,5	1	0,5	1

14 L'incremento della CO₂ atmosferica provoca l'aumento della concentrazione dell'acido carbonico nelle acque oceaniche, determinando, tra l'altro, il discioglimento del guscio calcareo di microrganismi del fitoplancton.

Le reazioni in gioco sono le seguenti:



Rispondi alle seguenti domande.

► Come pensi che possa variare in seguito a questo fenomeno il pH degli oceani (in media 8,4)?

diminuisce

► Secondo il principio di Le Châtelier, per quale motivo H₂CO₃ tende ad aumentare nella prima delle due reazioni?

per l'incremento di CO₂

► Come si sposta l'equilibrio della seconda reazione se aumenta la concentrazione di H₂CO₃?

verso destra

► Documentati su libri e su Internet riguardo al fenomeno descritto e discuti con la classe e l'insegnante le possibili conseguenze.

15 What is [H⁺] in a 0,45 M solution of HCl?

[H⁺] = 0,45 mol/L

16 Calculate pH if [H⁺] = 5 · 10⁻³ M. *pH = 2,3*

17 What is the pH of a 2 M solution of a strong acid like HNO₃? *pH = -0,3*

18 A student titrates 40 mL of an HCl solution of unknown concentration with a 0,55 M NaOH solution. The volume of base solution needed to reach the equivalence point is 24,64 mL.

► What is the concentration of the HCl solution in moles per liter? *[HCl] = 0,34 M*

19 What is [H⁺] in a buffer solution containing equal concentrations of acetic acid and sodium acetate? *[H⁺] = 1,8 · 10⁻⁵ mol/L*

INVESTIGARE INSIEME

Determina insieme ai tuoi compagni qual è, tra fenolftaleina, rosso metile e metilarancio, l'indicatore più adatto a titolare 25 mL di soluzione 0,1 M di CH₃COOH con 25 mL di soluzione 0,1 M di NaOH. Avete a disposizione due burette da 50 mL per prelevare le soluzioni contenute in due matracci da 100 mL.