



*Centro Studi
Colombo*

ESERCIZI TRATTI DA PROVE UFFICIALI

Acidi e basi

- 1 Se si diluisce 1 L di soluzione acquosa a pH=2, aggiungendo acqua fino al volume di 10 L, il pH:
a) diventa 10 b) diventa 1 c) diventa 3
d) non varia e) diventa 2.1
-
- 2 Una soluzione acquosa 0,0001 M di un acido debole presenta una concentrazione di ioni idronio:
a) 10^{-3} M b) 10^{-4} M
c) minore di 10^{-4} M
d) maggiore di 10^{-2} M e) 10^{-2} M
-
- 3 Solo una delle seguenti affermazioni è ERRATA. Quale?
a) Lo ione fluoruro è la base coniugata di HF
b) HCOOH è l'acido coniugato della base formiato
c) Lo ione solfato è la base coniugata dell'acido solforico
d) Lo ione carbonato è la base coniugata dello ione idrogenocarbonato
e) L'acqua è la base coniugata dello ione idronio
-
- 4 In 100 ml di una soluzione di HCl 0,1 N vengono sciolte 0,01 moli di idrossido di sodio. UNA SOLA delle seguenti affermazioni è CORRETTA. Quale?
a) Il pH aumenta perchè la soluzione è costituita da elettroliti forti
b) Il pH diminuisce perchè la soluzione è costituita da elettroliti forti
c) Il pH aumenta perchè la ionizzazione dell'acido cloridrico diminuisce
d) Il pH aumenta perchè aumenta la concentrazione degli ossidrilioni
e) il pH aumenta perchè la soluzione è costituita da elettroliti di forza differente
-
- 5 Quando si scioglie in acqua il composto NaOH, il pH della soluzione ottenuta è sempre:
a) = 7 b) > 7 c) > 6 e < 8 d) < 7
e) > 7 per soluzioni concentrate, < 7 per soluzioni diluite
-
- 6 Quale di queste affermazioni è CORRETTA?
a) A pH=8 si ha la stessa concentrazione di H^+ e OH^-
b) A pH=8 la concentrazione di H^+ è maggiore di quella di OH^-
c) A pH=8 la concentrazione di OH^- è maggiore di quella di H^+
d) Il pH non dipende dalla concentrazione di OH^-
e) A pH=8 non vi sono H^+ e OH^-
-
- 7 Qual è il pH di una soluzione acquosa di KCl 0,5 molare?
a) 5 b) 7,5 c) 7,0 d) 2 e) 8
-
- 8 La sostanza NaOH può formare un sale reagendo con:
a) NH_3 b) HBr c) CH_4
d) H_2 e) H_2O
-
- 9 Se si vuole ottenere una soluzione acquosa a pH=4 partendo da una soluzione acquosa a pH=2, un litro di quest'ultima va diluito con acqua fino a:
a) 100 l b) 1000 l c) 10 l
d) 2 l e) 6 l
-
- 10 Una soluzione tampone è caratterizzata da:
a) una concentrazione fisiologica di glucosio
b) una pressione osmotica identica a quella del sangue
c) una pressione osmotica nota e costante
d) un pH identico a quello del sangue
e) la capacità di mantenere costante, entro certi limiti, il pH
-
- 11 Se un litro di soluzione acquosa contiene 360 g di HCl (P.M. = 36 u.m.a) e 360 g di NaOH (P.M.= 40 u.m.a.), il suo pH è:
a) 8 b) 12 c) maggiore di 7
d) minore di 7 e) neutro

12 **Gli idrossidi sono composti ionici, che contengono OH^- non solo in soluzione ma già allo stato cristallino; la dissoluzione determina il distacco del catione dallo ione OH^- ; nella soluzione acquosa di un idrossido metallico esistono quindi ioni metallici, ed è invariabilmente presente l'ossidrile, che costituisce la vera base, cioè la sostanza capace di legare un protone con formazione di acqua. Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano?**

- a) Lo ione ossidrile in soluzione acquosa si comporta da base
- b) Gli idrossidi metallici sono formati da ioni già allo stato solido
- c) La soluzione acquosa di un idrossido metallico non contiene ioni H_3O^+
- d) La soluzione acquosa di un idrossido metallico è basica per la presenza dello ione ossidrile
- e) All'atto della dissoluzione in acqua di un idrossido metallico gli ioni del metallo si distaccano dagli ioni ossidrile

13 **"Gli idrossidi sono composti ionici, che contengono OH^- non solo in soluzione ma già allo stato cristallino; la dissoluzione determina il distacco del catione dallo ione OH^- ; nella soluzione acquosa di un idrossido metallico esistono quindi ioni metallici, ed è invariabilmente presente l'ossidrile, che costituisce la vera base, cioè la sostanza capace di legare un protone con formazione di acqua". Quale delle seguenti affermazioni NON può essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- a) La soluzione acquosa di un idrossido metallico è basica per la presenza dello ione ossidrile
- b) Gli idrossidi metallici sono formati da ioni già allo stato solido
- c) La soluzione acquosa di un idrossido metallico non contiene ioni H_3O^+
- d) All'atto della dissoluzione in acqua di un idrossido metallico gli ioni del metallo si distaccano dagli ioni ossidrile
- e) Lo ione ossidrile in soluzione acquosa si comporta da base

14 **"Il grado di dissociazione, indicato col simbolo α , viene definito come la frazione di elettrolita che si dissocia, cioè come il rapporto tra il numero di moli ionizzate e il numero di moli originarie; così, ad esempio, se mettiamo in soluzione 1.2 moli di elettrolita, e osserviamo che 0.3 moli si dissociano in ioni, mentre le rimanenti 0.9 moli restano indissociate, il grado di dissociazione, in base alla definizione precedente, è dato dal rapporto tra 0.3 e 1.2. Si ha pertanto $\alpha = 0.3/1.2 = 0.25$. Spesso viene usata, invece del grado di dissociazione, la percentuale di dissociazione, che è data da α moltiplicato per 100; così, nel caso dell'esempio, la percentuale di dissociazione è del 25%". Quale delle seguenti affermazioni è in accordo con il contenuto del brano precedente?**

- a) Se su 2.0 moli iniziali se ne dissociano 0.4, e le rimanenti 1.6 restano indissociate, il grado di dissociazione è dato da $0.4/1.6 = 0.25$
- b) Sulla base della definizione data, α deve essere compreso tra zero e infinito

- c) Sulla base della definizione data, α può assumere valori sia positivi che negativi
- d) Se su 0.4 moli iniziali se ne dissociano 0.3, la percentuale di dissociazione è del 7.5%
- e) Se la percentuale di dissociazione è 0.02%, il grado di dissociazione è $1/5000$

15 **"Gli enzimi hanno un pH ottimale caratteristico, al quale la loro attività è massima; a pH ottimale i gruppi donatori o accettori di protoni nel sito catalitico dell'enzima si trovano nelle migliori condizioni di ionizzazione. Il pH ottimale di un enzima non è necessariamente identico al pH del suo ambiente naturale, il quale può essere anche abbastanza più alto o abbastanza più basso. L'attività catalitica degli enzimi può perciò essere regolata variando il pH dell'ambiente circostante". Quale delle seguenti affermazioni PUO' essere dedotta dalla lettura del brano precedente?**

- a) Al pH ottimale i gruppi accettori e donatori di protoni del sito catalitico dell'enzima sono dissociati in misura uguale
- b) Il pH ottimale coincide col pH dell'ambiente naturale dell'enzima
- c) L'attività dell'enzima cresce in genere al crescere del pH
- d) Variando il pH, l'attività dell'enzima varia
- e) Se il pH è molto basso, l'enzima perde del tutto la sua attività

16 **"Quando si aggiunge gradualmente una base ad una soluzione di un acido, il pH della soluzione aumenta gradualmente; se si riportano su di un grafico i valori del pH (ordinate) in funzione della quantità di base aggiunta (ascisse), la pendenza della curva così ottenuta risulta massima in corrispondenza del punto di equivalenza, dove l'acido è completamente neutralizzato. Questa parte del grafico in cui la pendenza è maggiore è chiamata punto di fine neutralizzazione, e l'intera operazione di aggiunta della base e di determinazione del punto di fine neutralizzazione è detta titolazione."**

Quale delle seguenti affermazioni PUO' essere dedotta dalla lettura del brano precedente?

- a) In corrispondenza del punto di fine neutralizzazione la curva descritta nel brano è quasi orizzontale
- b) Al punto di fine neutralizzazione il pH raggiunge il valore massimo
- c) La curva descritta nel brano è crescente
- d) La curva descritta nel brano è un'iperbole
- e) La curva descritta nel brano cresce solo in corrispondenza del punto di fine neutralizzazione

17 **La relazione $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ è valida:**

- a) per qualsiasi soluzione, anche non acquosa purché contenente un acido e una base
- b) solo per soluzioni acquose contenenti un acido o una base
- c) per tutte le soluzioni acquose
- d) solo per soluzioni acquose neutre
- e) solo per soluzioni acquose basiche

18 **Sono sempre elettroliti forti:**

- a) gli acidi
- b) gli esteri
- c) le basi
- d) i sali solubili
- e) le anidridi

- 19 Secondo la definizione di Bronsted-Lowry, quale dei seguenti ioni può comportarsi solo come acido?
 a) NH_4^+ b) PO_3^{3-} c) HPO_3^-
 d) HPO_4^{--} e) HSO_4^-
-
- 20 Gli acidi organici di origine biologica sono caratterizzati da:
 a) forte acidità
 b) comportamento acido solo in solventi organici
 c) non formare sali con basi forti
 d) capacità di liberare ossidrilioni
 e) debole acidità
-
- 21 Un elettrolita debole:
 a) è sempre poco dissociato
 b) si dissocia al massimo per il 50%
 c) è tanto meno dissociato, quanto più è concentrata la soluzione in cui è disciolto
 d) è tanto meno dissociato, quanto più è diluita la soluzione in cui è disciolto
 e) è dissociato sempre per il 50%
-
- 22 Se un litro di soluzione acquosa di HCl a pH = 4 viene diluito con acqua a 10 litri, il pH della soluzione ottenuta è:
 a) 0,4 b) 14 c) 5 d) 10 e) 3
-
- 23 A quale dei seguenti valori del pH si ha la massima concentrazione di ioni H_3O^+ ?
 a) 3,11 b) 3,5 c) 6,6 d) 6,12 e) 8,14
-
- 24 Quando si scioglie in acqua l'idrogenocarbonato (o bicarbonato) di sodio NaHCO_3 la soluzione risultante è:
 a) effervescente b) debolmente basica
 c) neutra d) debolmente acida
 e) fortemente acida
-
- 25 Nel diabete grave, e non trattato con farmaci, si verifica una notevole, e piuttosto seria, diminuzione del pH del sangue, che può scendere dal valore normale di 7,4 fino a 7; in assoluto questa variazione del pH può apparire molto piccola, ma essa in realtà è indice di un grave mutamento nel bilancio acido-base dell'organismo; la diminuzione del pH è dovuta alla formazione massiva di corpi chetonici nel fegato, ed alla loro immissione nel sangue. Quale delle seguenti affermazioni PUO' ESSERE DEDOTTA dalla lettura del brano?
 a) Il sangue del diabetico grave presenta una concentrazione di ioni OH^- minore rispetto a quella degli individui sani
 b) Il sangue del diabetico grave presenta una concentrazione di ioni OH^- maggiore rispetto a quella degli individui sani
 c) Se il diabete è trattato con opportuni farmaci, il valore del pH del sangue sale al di sopra di 7,4
 d) I corpi chetonici producono un netto aumento della concentrazione di OH^-
 e) La produzione di corpi chetonici è maggiore nell'individuo sano rispetto a quello del diabetico
-
- 26 In una reazione di neutralizzazione si ha sempre che:
 a) il pH finale è uguale a quello iniziale
 b) la concentrazione finale degli ioni idrogeno è nulla
 c) il pH finale è diverso da quello iniziale
 d) il pH finale è maggiore di quello iniziale
 e) il pH finale è minore di quello iniziale
-
- 27 Una soluzione acquosa 0,001 M di acido acetico (acido debole) ha pH:
 a) maggiore di 3 b) 3 c) minore di 3
 d) 10^{-3} e) 10^3
-
- 28 Una soluzione di acido formico 0,1 M ($K_a = 4,8 \times 10^{-5}$) è:
 a) meno acida di una soluzione 0,1 M di acido cloridrico
 b) più acida di una soluzione 0,1 M di acido cloridrico
 c) acida come una soluzione 0,1 M di acido cloridrico
 d) neutra
 e) basica
-
- 29 A quale dei seguenti valori del pH si ha la massima concentrazione di ioni H_3O^+ ?
 a) 12,2 b) 3,5 c) 7,2 d) 8,8 e) 3,12
-
- 30 Se un litro di soluzione acquosa contiene 9,8 g di H_2SO_4 (p.M. = 98 u.m.a.) e 4,0 g di NaOH (p.M. = 40 u.m.a.), il suo pH è:
 a) superiore a 9,8 b) 4 c) 9,8
 d) inferiore a 4 e) neutro
-
- 31 Qual è il pH di una soluzione acquosa di NaCl 0,2 Molare?
 a) 4,0 b) 7,8 c) 7,0 d) 2,0 e) 0,2
-
- 32 Ciro ha mangiato un'arancia. Sapendo che gli acidi presenti nell'arancia sono deboli, e che l'acido cloridrico contenuto nel succo gastrico è forte, il pH (normalmente tra 2 e 3) nel succo gastrico di Ciro, dopo aver mangiato l'arancia, verosimilmente:
 a) non si modifica b) diventa maggiore di 7
 c) si abbassa un po' d) diventa minore di 1
 e) diventa neutro
-
- 33 Se la soluzione acquosa 0,1 M di una sostanza ha un pH uguale 4,5 la sostanza in soluzione è:
 a) un acido forte b) un acido debole
 c) una sostanza neutra d) una base di Lewis
 e) una base debole
-
- 34 Qual è il valore del pH di una soluzione contenente $1 \cdot 10^{-1}$ M di H_3O^+ ?
 a) -1 b) 0 c) 0,1 d) 1 e) 10
-
- 35 A quale pH si ha la maggior concentrazione di idrogenioni?
 a) 5 b) 6,5 c) 7 d) 8 e) 10
-
- 36 Una soluzione di acido acetico 0,1 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) è:
 a) meno acida di una soluzione 0,1 M di acido cloridrico
 b) acida come una soluzione 0,1 M di acido cloridrico
 c) neutra
 d) basica
 e) più acida di una soluzione 0,1 M di acido cloridrico
-
- 37 A quale dei seguenti valori del pH si ha la minima concentrazione di ioni OH^- ?
 a) 3,5 b) 3,12 c) 7,2
 d) 8,8 e) 12,2
-
- 38 Se un litro di soluzione tampone a pH = 4 viene diluito con acqua a 10 litri, il pH della soluzione ottenuta è:
 a) 9 b) 8 c) 4 d) 10 e) 6

- 39 Un acido ossigenato inorganico è tanto più forte:
- quanto più bassa è la sua costante di dissociazione
 - quanti più atomi di idrogeno sono contenuti nella molecola
 - quanto più debole è la sua base coniugata
 - quanto più forte è la sua base coniugata
 - quanti meno atomi di ossigeno sono contenuti nella molecola
-
- 40 Quale è il valore del pH di una soluzione contenente 0,001 moli di HCl in 10 litri?
- 10
 - 1
 - 0,001
 - 3
 - 4
-
- 41 La base coniugata dell'acido cloridrico:
- è forte
 - è debole
 - non esiste
 - è un anfolita
 - può essere forte o debole, a seconda della concentrazione
-
- 42 La soluzione acquosa 0,001 M di un acido ha pH = 4. Il soluto è sicuramente:
- un acido forte
 - un acido debole
 - un acido biprotico
 - un acido triprotico
 - un acido organico
-
- 43 Un elettrolita debole:
- è sempre pochissimo dissociato
 - non si dissocia affatto
 - è poco solubile in acqua
 - è tanto meno dissociato quanto più concentrata è la soluzione
 - è tanto meno dissociato quanto più diluita è la soluzione
-
- 44 La soluzione di un acido forte:
- ha pH maggiore di pOH
 - ha pOH molto minore di 7
 - ha pOH poco minore di 7
 - ha pOH maggiore di quello di una soluzione di un acido debole ad uguale concentrazione
 - ha pOH minore di quello di una soluzione di un acido debole ad uguale concentrazione
-
- 45 La relazione $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ è valida:
- solo per soluzioni acquose basiche
 - per qualsiasi soluzione, anche non acquosa purché contenente un acido e una base
 - solo per soluzioni acquose contenenti un acido o una base
 - solo per soluzioni acquose neutre
 - per tutte le soluzioni acquose
-
- 46 Quando si scioglie in acqua un sale che si può considerare derivato da un acido forte e da una base forte, la soluzione che si ottiene ha pH neutro. I sali formati da basi forti ed acidi deboli danno luogo a soluzioni basiche, mentre i sali formati da acidi forti e basi deboli danno luogo a soluzioni acide. Una certa soluzione di cloruro di ammonio ha pH = 6,2; una certa soluzione di cianuro di cesio ha pH = 8,4. Pertanto si può affermare che:
- l'idrossido di cesio e l'ammoniaca sono basi deboli
 - l'idrossido di cesio e l'ammoniaca sono basi forti
 - l'idrossido di cesio è una base forte, l'ammoniaca è una base debole
 - l'idrossido di cesio è una base debole, l'ammoniaca è una base forte
 - l'acido cianidrico è forte
-
- 47 Quante moli di HCl sono presenti in 100 litri di soluzione acquosa di tale sostanza a pH = 5?
- 0,001
 - 0,005
 - 0,00001
 - 0,000001
 - 100
-
- 48 Quando l'acqua si trasforma in ione idronio H_3O^+ , essa si comporta da:
- anfolita
 - acido
 - base
 - anione
 - catione
-
- 49 Secondo Bronsted e Lowry, l'acido coniugato della base HPO_4^{2-} è:
- HPO_4^{2+}
 - H_2PO_4
 - HPO_4
 - H_2PO_4^-
 - H_3PO_4
-
- 50 Secondo la teoria di Bronsted - Lowry, nelle reazioni acido - base viene trasferito un protone da un acido ad una base, con formazione di un nuovo acido e di una nuova base, che vengono chiamate rispettivamente "acido coniugato" della base di partenza e "base coniugata" dell'acido di partenza; la reazione è reversibile e l'equilibrio è favorevole alla formazione dell'acido e della base più deboli. Pertanto:
- l'acido coniugato di PO_4^{3-} è H_3PO_4
 - la base coniugata di H_3O^+ è H_2O
 - la base coniugata di H_2SO_4 è SO_4^{2-}
 - nella reazione tra HCl e acqua si formano ioni idruro e ioni cloruro
 - nella reazione tra NH_3 e H_2O si formano ioni idronio e ioni ammonio
-
- 51 L'acido nitrico è forte, l'acido nitroso è debole; il pH di una soluzione acquosa di acido nitroso risulterà sicuramente maggiore di quello di una soluzione acquosa di acido nitrico:
- se le due soluzioni hanno la stessa concentrazione
 - sempre
 - se la soluzione di acido nitroso è più concentrata di quella di acido nitrico
 - mai
 - se le due soluzioni si trovano alla stessa temperatura
-
- 52 In che rapporto deve essere diluita una soluzione acquosa di un acido forte affinché il pH passi da 4 a 5?
- 1 : 10
 - 4 : 5
 - 1 : 1
 - 5 : 4
 - 1 : 9
-
- 53 Un elettrolita debole:
- non si dissocia mai completamente in soluzione acquosa, ma la dissociazione aumenta se si concentra
 - può dissociarsi completamente se la soluzione acquosa è molto concentrata
 - può dissociarsi completamente se la soluzione acquosa è molto diluita
 - non si dissocia mai completamente in soluzione acquosa, ma la dissociazione aumenta se si diluisce la soluzione
 - è sempre indissociato in soluzione acquosa
-
- 54 Quando si scioglie in acqua il bicarbonato di sodio (NaHCO_3) si forma una soluzione:
- debolmente basica
 - eterogenea
 - neutra
 - debolmente acida
 - fortemente acida

- 55 Individuare, tra le seguenti sostanze, l'acido forte in acqua:
 a) acido lattico b) acido cianidrico
 c) acido carbonico d) acido acetico
 e) acido nitrico
-
- 56 Il pH della soluzione acquosa di un sale:
 a) è sempre tra 6 e 8 b) è sempre neutro
 c) è sempre basico d) è sempre acido
 e) dipende dalla natura degli ioni della sostanza
-
- 57 Indicare l'effetto di un acido forte su una cartina al tornasole:
 a) la colora di verde b) la colora di blu
 c) la colora di giallo d) la colora di rosso
 e) scioglie la cartina
-
- 58 Secondo Bronsted:
 a) la base coniugata di un acido debole è una base forte
 b) quanto più debole è un acido, tanto più debole è la sua base coniugata
 c) l'acido coniugato di una base debole è un acido forte
 d) quanto più forte è un acido, tanto più debole è la sua base coniugata
 e) un acido forte non può avere una base coniugata
-
- 59 Tutti gli idracidi sono acidi che non contengono ossigeno e sono formati da idrogeno combinato con:
 a) un elemento dei primi due gruppi
 b) uno o più non metalli
 c) un metallo di transizione
 d) un metallo alcalino
 e) un metallo alcalino terroso
-
- 60 Se una soluzione acquosa di un acido monoprotico ha pH 3 e contiene 0,001 mol acido per litro, si può essere certi che essa:
 a) contiene un acido debole
 b) contiene un acido forte
 c) è un sistema tampone
 d) contiene un acido organico
 e) contiene un acido poco dissociato
-
- 61 Il bicarbonato di sodio sciolto in acqua dà una soluzione:
 a) acida in quanto il sale è formato da uno ione a carattere acido e uno a carattere neutro (Na⁺)
 b) neutra in quanto il sale è formato da due ioni a carattere neutro
 c) basica in quanto il sale è formato da uno ione a carattere basico e uno a carattere neutro (Na⁺)
 d) leggermente acida trattandosi di un sale acido
 e) neutra con liberazione di CO₂
-
- 62 In una soluzione acquosa acida si ha che:
 a) [H₃O⁺] > [OH⁻] b) [H₃O⁺] < 7
 c) [H₃O⁺] = [OH⁻] d) [H₃O⁺] < [OH⁻]
 e) [OH⁻] > [H₃O⁺]
-
- 63 Indicare il solo composto che sciolto in acqua la rende acida.
 a) BaO b) KBr c) NaOH d) NaCl e) CO₂
-
- 64 Il prodotto ionico dell'acqua Kw è, a temperatura costante, :
 a) 7 b) 10¹⁴
 c) 10⁻¹⁴ d) 10⁻⁵ e) 0
-
- 65 Indicare il valore di pH di una soluzione 1 M di HClO₄ a 25° C :
 a) 10
 b) 1
 c) 0
 d) -1
 e) 7
-
- 66 Il bicarbonato di sodio NaHCO₃ in soluzione si comporta come:
 a) un acido debole
 b) una base debole
 c) una base forte
 d) un acido forte
 e) un sale assolutamente neutro
-
- 67 Se una soluzione acquosa di HCl (1 L) avente pH = 4 viene diluita con acqua a un volume dieci volte maggiore (a 10 L), il pH della soluzione ottenuta è:
 a) 0,4
 b) 10
 c) 3
 d) 4,5
 e) 5
-
- 68 Indicare a quale dei seguenti valori del pH (tutti a 25 °C) si ha la massima concentrazione di ioni H₃O⁺:
 a) 3,11
 b) 3,5
 c) 6,6
 d) 6,12
 e) 8,13
-
- 69 Se un litro di soluzione acquosa contiene 360 g di HCl (p.m.= 36) e 360 g di NaOH (p.m.= 40), il suo pH è:
 a) superiore a 7,0
 b) inferiore a 7,0
 c) neutro
 d) superiore a 8,0
 e) superiore a 10,0
-
- 70 Indicare una coppia coniugata acido-base nella seguente reazione: CN⁻ + H₂O = HCN + OH⁻:
 a) CN⁻, H₂O
 b) H₂O, OH⁻
 c) HCN, OH⁻
 d) H₂O, HCN
 e) CN⁻, OH⁻
-
- 71 Se una soluzione tampone (1 litro) a pH = 4 viene diluita con acqua (a 10 litri), il pH della soluzione ottenuta è circa:
 a) 9
 b) 8
 c) 5
 d) 0,4
 e) 4
-
- 72 Qual è il volume di NaOH 0,2M necessario per portare a pH=7 un volume di 50 ml di una soluzione 0,1M di HCl:
 a) 25 ml
 b) 100 ml
 c) 50 ml
 d) 5 ml
 e) 500 ml

- 73 In una soluzione diluita di un acido forte monoprotico, tipo HCl abbiamo una $[H^+] = 0,001 \text{ mol/l}$. Qual è la concentrazione degli ioni $[OH^-]$ espressa in mol/l?
a) 10^{-14}
b) 10^{-3}
c) 10^{-11}
d) 10^{-7}
e) 10^{-12}
-
- 74 Quale di questi composti, dissolto in acqua, dà una soluzione con pH neutro?
a) NH_4Cl
b) Na_2S
c) $BaCl_2$
d) $Ca(OH)_2$
e) $NaHCO_3$
-
- 75 Secondo Brønsted e Lowry, l'acido coniugato della base HPO_4^{2-} è:
a) PO_4^{3-}
b) $H_2PO_4^-$
c) HPO_4^-
d) H_3PO_4
e) P_2O_5
-
- 76 In relazione alla definizione di acido e di base secondo la teoria di Brønsted e Lowry, indica l'unica affermazione sbagliata:
a) si definiscono basi soltanto le specie chimiche che sono in grado di produrre ioni OH^-
b) si definiscono acidi tutte le specie chimiche che sono in grado di cedere ioni H^+
c) si definiscono basi tutte le specie chimiche che sono in grado di acquistare ioni H^+
d) una specie chimica manifesta le sue proprietà acide solo in presenza di una specie che si comporta da base
e) una reazione chimica acido-base consiste nel trasferimento di un protone dall'acido alla base
-
- 77 In soluzione acquosa indica quale, fra gli acidi CH_3COOH e HCl , è più forte:
a) HCl perché ha peso molecolare minore
b) CH_3COOH perché ha più atomi di idrogeno
c) HCl perché maggiormente dissociato
d) CH_3COOH perché ha peso molecolare maggiore
e) Sono egualmente forti perché contengono egual numero di atomi di idrogeno dissociabili
-
- 78 Miscelando volumi eguali di soluzioni equimolari di HCl a $pH = 2$ e di $NaOH$ a $pOH = 2$ si ottiene una soluzione avente:
a) $pH = 2$
b) $pOH = 2$
c) $pH = 7$
d) $pH = 4$
e) $pOH = 4$
-
- 79 Una soluzione acquosa a $25^\circ C$ in cui la concentrazione di H^+ è uguale a $10^{-5} M$ e la concentrazione di OH^- è pari a $10^{-8} M$:
a) ha $pH = 5,0$
b) ha $pH = 8,0$
c) ha $pH = 0,8$
d) ha $pH = 0,5$
e) non esiste
-
- 80 Il "bicarbonato" che utilizziamo per neutralizzare l'acidità gastrica è:
a) $NaHCO_3$
b) Na_2CO_3
c) $KHCO_3$
d) K_2CO_3
e) $KNaCO_3$
-
- 81 Indica qual è il comportamento di un acido in soluzione acquosa:
a) libera elettroni
b) accetta protoni
c) libera protoni
d) libera ioni ossidrilici
e) accetta elettroni
-
- 82 Il pH di una soluzione acquosa $0,01 N$ di un acido forte è:
a) 2,0
b) 0,0
c) 0,1
d) 0,2
e) 1,0

Soluzioni

Acidi e Basi

1	Odontoiatria 2001	C	Diluendo una soluzione a $\text{pH}=2$ da 1L a 10L la si rende 10 volte meno acida, ovvero in essa gli ioni H^+ sono 10 volte meno concentrati che in partenza. Si ricorda che: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. In una soluzione con $\text{pH}=2$ gli ioni H^+ sono concentrati $1 \cdot 10^{-2}$ ovvero 0,01. Una concentrazione 10 volte più piccola di ioni H^+ è pari a 0,001, ovvero $1 \cdot 10^{-3}$ e pertanto il pH è uguale a 3.
2	Medicina 2001	C	Un acido forte si dissocia completamente e così in una soluzione 0,0001M di un acido forte si trovano 0,0001 moli di ioni H^+ , ovvero 10^{-4} . In questo caso, però, in una soluzione 0,0001M si ha un acido debole che, in quanto tale, non si dissocia completamente. Pertanto, si producono un numero di ioni H^+ , ovvero di ioni idronio H_3O^+ , visto che siamo in soluzione acquosa, minore a 10^{-4}M e non si può dire esattamente quanti, dato che non si conosce la K_a (costante di dissociazione acida) dell'acido debole in questione.
3	Medicina 2000	C	Secondo la definizione di Bronsted - Lowry è acida una sostanza in grado di cedere protoni (H^+) . Un composto acido, dopo una reazione acido - base, perde un protone (H^+) e diviene, ai prodotti, un composto basico, che con quello acido di partenza, costituisce una coppia coniugata acido-base secondo Bronsted - Lowry. Riportando le formule dei composti citati nelle risposte, ci si rende conto che lo ione solfato non è base coniugata dell'acido solforico, data la differenza non di uno, ma di due ioni H^+ . Acido fluoridrico (HF); ione fluoruro (F^-); acido formico (HCOOH); formiato (HCOO^-); ione solfato (SO_4^{2-}); acido solforico (H_2SO_4); ione carbonato (CO_3^{2-}); ione idrogenocarbonato (HCO_3^-); acqua (H_2O); ione idronio (H_3O^+). Lo ione solfato sarebbe stato coppia coniugata dello ione idrogenosolfato (HSO_4^-). Infatti, si ricorda che, due composti, costituenti una coppia coniugata acido - base, differiscono tra loro, soltanto, per un H^+ .
4	Medicina 1997	D	L' idrossido di sodio (NaOH) è una base forte ed è fonte di ioni OH^- . Aumentando questi ioni, la soluzione diventa più basica, o meglio meno acida, rispetto a prima e quindi il pH aumenta. Infine, si ricorda che l'acido cloridrico (HCl) è un acido forte e, in soluzione, si dissocia completamente in ogni caso, anche aggiungendo una base.
5	Medicina 1997	B	L' idrossido di sodio (NaOH) è un composto fortemente basico , quindi, se si scioglie in acqua si otterrà una soluzione dal pH fortemente basico. Si ricorda che i valori acidi di pH vanno da 1 a 6,9 , mentre, quelli basici vanno da 7,1 a 14 , dove il valore 7 indica la neutralità .
6	Medicina 1997	C	Un $\text{pH} = 8$ è un valore, anche se di poco, basico . In una soluzione, la concentrazione di H^+ determina acidità , mentre quella di OH^- basicità . Perché una soluzione sia basica, come in questo caso, occorre che la concentrazione di OH^- sia maggiore di quella degli H^+ dato che, se avvenisse il contrario, la soluzione sarebbe acida.
7	Medicina 1997	C	KCl è il cloruro di potassio, ovvero un sale formato dall'unione tra un acido forte, quale quello cloridrico (HCl), ed una base forte, quale l'idrossido di potassio (KOH). Pertanto, essendo il sale formato dall'unione di un acido e di una base forte, si ha che, gli effetti dei due componenti del sale, si neutralizzano e, quindi, la soluzione acquosa mantiene il pH dell'acqua e cioè 7, qualunque sia la concentrazione di cloruro di potassio utilizzata per la formazione della soluzione.
8	Medicina 1997	B	L'idrossido di sodio (NaOH) è una base e può formare un sale se reagisce con un acido, come quello bromidrico (HBr). Tutti gli altri composti sono: NH_3 (ammoniaca), che ha carattere basico; CH_4 (metano), che è un composto organico; H_2 (idrogeno molecolare), che è un elemento; ed H_2O (acqua), che è un composto neutro.
9	Medicina 1998	A	Il $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. Pertanto, se il pH di una soluzione è pari a 2, vuol dire che, in questa, si trovano 10^{-2} ioni H^+ . Se, però, partendo da questa soluzione, se ne vuole ottenere un'altra a $\text{pH}=4$, ovvero con una concentrazione di 10^{-4} ioni H^+ , cioè con una concentrazione 100 volte più piccola , basta diluire la prima soluzione ad un volume 100 volte superiore . Pertanto 1 litro di soluzione a $\text{pH}=2$ deve essere diluito a 100 litri, per ottenere una soluzione a $\text{pH}=4$.
10	Medicina 1998	E	Una soluzione tampone è costituita da un acido oppure una base debole con un suo sale ed ha la proprietà di non far variare il pH della soluzione dove si trova, per l'aggiunta di piccole quantità di basi o acidi anche forti . Un esempio di sistema tampone che si trova nel corpo umano è quello dei carbonati, formato dal debole acido carbonico (H_2CO_3) e da un suo sale (HCO_3^-) .
11	Medicina 1999	D	L'acido cloridrico e l'idrossido di sodio sono, l'uno acido e l'altro base, forti. Tuttavia, se in una soluzione si aggiungono 10 moli di HCl (360g) e 9 moli di NaOH (360g), si ha che le 9 moli di base forte neutralizzano nove moli di acido forte, ma, l'altra mole di acido forte, non neutralizzata, conferisce alla soluzione carattere acido e quindi un $\text{pH}<7$.
12	Medicina 2000	C	Nel testo non si parla mai di ioni H_3O^+ (ioni idronio o idrossonio), ma sempre di ioni ossidrilici (OH^-) che, grazie alla loro capacità di legare un protone (H^+), hanno caratteristiche basiche, rendendo basica anche la soluzione dove si trovano.
13	Medicina 2001	C	Nel testo non si parla mai di ioni H_3O^+ (ioni idronio o idrossonio), ma sempre di ioni ossidrilici (OH^-) che, grazie alla loro capacità di legare un protone (H^+), hanno caratteristiche basiche, che conferiscono alla soluzione.
14	Medicina 2001	D	Come si evince dal testo, α è il grado di dissociazione di un elettrolita . Così, un elettrolita che non si dissocia ha $\alpha=0$, mentre, uno che si dissocia completamente ha $\alpha=1$. Infatti, essendo α

			uguale al rapporto tra le moli di elettrolita dissociate e quelle totali (moli elettrolita dissociato e non) , esso può assumere valori compresi tra 0 ed 1. Pertanto, analizzando con attenzione le risposte proposte, si verifica, che l'unica affermazione in accordo con la formula del grado di dissociazione è quella della risposta E. Infatti, se $\alpha=0,02\%$, ovvero $\alpha=0,0002$, allora il rapporto tra le moli dissociate e quelle totali dell'elettrolita deve essere pari a 0,0002, come avviene in un rapporto di 1/5000. La risposta D sarebbe corretta se la percentuale di dissociazione fosse stata del 75%.
15	Medicina 2002	D	Gli enzimi sono dei "catalizzatori biologici" ovvero, senza consumarsi, rendono più veloci reazioni già possibili , all'interno del nostro organismo. Come si evince dal brano e come dovrebbe esser noto, ogni enzima ha un suo pH ottimale d'azione , ovvero un valore di pH a cui, esso mostra massima attività. Variando questo pH, aumentandolo o diminuendolo, l'attività dell'enzima diminuisce. Gli enzimi, però, non sempre si trovano in ambienti che presentano il pH ottimale, necessario alla loro massima attività e, quindi, variando il pH dell'ambiente, si può variare l'attività degli enzimi presenti in questo.
16	Medicina 2002	C	In una soluzione acida sono presenti ioni H^+ rilasciati dalla sostanza acida con cui si è formata la soluzione. Aggiungendo una sostanza basica alla soluzione acida di partenza, si vengono a liberare, in soluzione, gli ioni OH^- rilasciati dalla base utilizzata. L'unione degli ioni H^+ , con quelli OH^- , produce molecole di H_2O , acqua, che ha un pH neutro. Così, quando la quantità di ioni OH^- eguaglia quella degli H^+ , il valore del pH sarà determinato soltanto dalla ionizzazione del solvente e non più dagli ioni prodotti dall'acido che sono stati, ormai, del tutto "neutralizzati" dall'aggiunta di base, effettuata. Se non fosse stato noto il valore della concentrazione dell'acido , nella soluzione di partenza (titolo), si sarebbe potuto scoprire, con questa aggiunta graduale di base, e grazie l'aiuto di un indicatore di pH (sostanze che cambiano colore in base al pH della soluzione), dato che la quantità di base, necessaria a neutralizzare l'acido, è nota. I valori di pH, come si evince dal testo, diventano sempre, ma gradualmente, più basici, ovvero maggiori. Di conseguenza, un grafico, che rappresenti una tale situazione, forma una curva crescente .
17	Odontoiatria 1998	C	La relazione espressa nel quesito è l'applicazione dell'operazione - logaritmo alla formula del prodotto ionico dell'acqua ($K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$) ed è valida per tutte le soluzioni acquose.
18	Odontoiatria 1998	D	Un elettrolita è una specie chimica che, posta in soluzione, si dissocia in ioni (particelle cariche in grado di trasportare la corrente elettrica). Sono elettroliti: acidi, basi e sali . I primi due, però, si dissociano del tutto solo se sono forti (un acido o una base debole si dissociano solo parzialmente), mentre, i sali solubili, in soluzione, si dissociano sempre del tutto e pertanto sono sempre elettroliti forti, perché completamente dissociati e forniscono più ioni in grado di trasportare una maggiore quantità di corrente.
19	Odontoiatria 1998	A	Secondo la definizione di Bronsted - Lowry è acida una sostanza in grado di cedere protoni (H^+) . NH_4^+ è l'unico composto che può solo cedere protoni e comportarsi solo da acido, mentre i composti delle altre opzioni, possono anche acquistare protoni comportandosi da basi secondo la suddetta definizione.
20	Odontoiatria 1998	E	Tutti gli acidi organici sono dei deboli acidi che si comportano da tali con qualunque tipo di solvente. Questi acidi non sono in grado di liberare ossidrilioni (OH^-) e con basi forti formano sali.
21	Odontoiatria 1999	C	La relazione tra il grado di dissociazione (quanto si dissocia un elettrolita) e la costante di equilibrio, stabilisce che il grado di dissociazione tende ad aumentare per soluzioni via via meno concentrate ovvero più diluite (legge di diluizione di Ostwald). Al limite, per diluizioni infinite, il grado di dissociazione degli elettroliti deboli raggiunge il valore unitario (dissociazione completa).
22	Odontoiatria 1999	C	Il pH è uguale al -log della concentrazione idrogenoica (H^+) . Se un litro di soluzione acquosa di HCl possiede pH = 4, allora vuol dire che in questo volume di soluzione sono contenuti $1 \cdot 10^{-4}$ ioni H^+ . Se si diluisce la soluzione da uno a dieci litri, la concentrazione di ioni H^+ diventa 10 volte inferiore cioè $1 \cdot 10^{-5}$. Pertanto il - log di una tale concentrazione ($1 \cdot 10^{-5}$) è uguale a 5.
23	Odontoiatria 1999	A	Bisogna scegliere la risposta con il valore più piccolo di pH. Infatti, essendo il pH = - log [H^+] , ed essendovi, quindi, una relazione di inversa proporzionalità tra pH e quantità di ioni H^+ , che determinano l'acidità della soluzione. Dire H^+ o H_3O^+ è la stessa cosa, essendo $H_3O^+ = H_2O + H^+$, così, più piccolo è il valore di pH e più grande, invece, è il valore degli H_3O^+ e quindi più acida la soluzione.
24	Odontoiatria 1999	B	La soluzione risultante sarà debolmente basica visto che l'idrogeno carbonato di sodio è un sale acido, in quanto ha ancora la possibilità di cedere ioni H^+ , tuttavia essendo, questo sale, costituito da un acido debole (l'acido carbonico) ed una base forte (l'idrossido di sodio) la soluzione risultante, una volta posto in acqua, sarà basica.
25	Odontoiatria 2000	A	Il sangue del diabetico presenta un valore di pH minore rispetto a quello dell'individuo sano. I valori di pH da 1 a 6,9 sono acidi; da 7,1 a 14 sono basici; a 7 il pH è neutro. Il valore di massima acidità sarà 1, quello di massima basicità sarà 14. Se il pH passa da un valore ad un altro più basso, allora la soluzione, in questo caso il sangue, sarà più acida e quindi presenterà una maggiore concentrazione di H^+ e, di conseguenza, una minore di OH^- .
26	Odontoiatria 2001	C	In una reazione di neutralizzazione, che avviene in genere tra un acido ed una base, si ha sempre

			che: il pH è diverso da quello iniziale. Senza altri dati non si possono determinare se il pH della reazione è maggiore o minore, di quello di partenza, visto che non si conosce l'acido e la base utilizzati.
27	Odontoiatria 2002	A	Il pH essendo il $-\log [H^+]$ è sempre un numero compreso tra 1 e 14. Se l'acido acetico fosse stato un acido forte, gli ioni H^+ che avrebbe liberato sarebbero stati tanti quanti era la sua concentrazione, cioè 0,001 e quindi 10^{-3} e pertanto $pH=3$. Tuttavia l'acido acetico è un acido debole e quindi la sua soluzione ha un pH sicuramente più basico e, quindi, maggiore rispetto a quello della situazione prima considerata. Pertanto, l'unica risposta possibile per il quesito è che il pH di questa soluzione è maggiore di 3.
28	Odontoiatria 2003	A	L' acido formico è un acido debole e quindi in soluzione non si dissocia completamente. Una soluzione 0,1M di questo acido è acida, ma meno rispetto ad una di acido cloridrico (HCl), che, in quanto acido forte, si dissocia completamente. Pertanto, una soluzione 0,1M di HCl ha un $pH=1$ perché 0,1 moli di acido danno 0,1 moli di ioni $[H^+]$, ovvero 10^{-1} , mentre nel caso dell'acido formico (H-COOH) 0,1 moli di acido daranno tanti ioni H^+ quanto è la K_a dell'acido, che come si vede, è un numero ben più piccolo di 10^{-1} , ed essendo meno gli ioni H^+ , è meno acida la soluzione.
29	Odontoiatria 2003	E	Bisogna scegliere il valore di pH più basso infatti si ricorda che: $pH = -\log [H^+]$. Dire ioni H_3O^+ oppure ioni H^+ è esattamente la stessa cosa in quanto, i primi, non sono altro che i secondi uniti a molecole di acqua. Inoltre essendo il pH la funzione inversa (-) del log degli ioni $[H^+]$, più questi sono presenti, più è basso il valore del pH e più è acida la soluzione.
30	Odontoiatria 2003	D	L' acido solforico e l'idrossido di sodio sono, rispettivamente, un'acido ed una base forti . Le quantità, poste in soluzione, rappresentano 0,1 moli di entrambi i composti. Mettendo 0,1 moli di un acido forte, ed altrettante di una base forte, si otterrebbe una soluzione a pH neutro, se l'acido usato è monoprotico (possiede un solo H) e la base utilizzata possiede un solo ione ossidrilico, per molecola (come NaOH). In questo caso, invece, l'acido solforico è un acido diprotico (possiede due H) , mentre, l'idrossido di sodio presenta un solo ossidrilico per molecola. Così, anche se entrambi forti, e presenti nelle stesse quantità, la soluzione risultante è acida. Infatti, l'acido solforico subisce due dissociazioni. Nella prima, che è completa, H_2SO_4 si dissocia in $H^+ + HSO_4^-$, mentre, nella seconda, che non è del tutto completa, HSO_4^- si dissocia in $H^+ + SO_4^{2-}$ (questa dissociazione presenta una $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$). Così, le 0,1 moli di H^+ , liberate dalla prima dissociazione dell'acido solforico, vengono neutralizzate dalle 0,1 moli di OH^- dissociatesi dall'idrossido di sodio. Tuttavia, i restanti ioni H^+ , liberatesi dalla seconda dissociazione dell'acido solforico, non vengono neutralizzati da alcun ione OH^- e, pertanto, tutti gli ioni H^+ formati da questa dissociazione (tanti quanto è la K_a della seconda dissociazione, dell'acido) indicano il pH della soluzione, che, quindi, è certamente minore di 4, e più precisamente, compreso tra 2 e 3.
31	Odontoiatria 1997	C	NaCl è il cloruro di sodio, ovvero un sale , che essendo costituito dall'unione tra un acido forte (l'acido cloridrico HCl) ed una base forte (l'idrossido di sodio NaOH) risulta essere neutro . Di conseguenza qualunque quantità di cloruro di sodio si aggiunga ad una soluzione, questa non muta il suo pH e in questo caso trattandosi di una soluzione acquosa, l'acqua non muta il suo pH, restando uguale a 7 (pH neutro).
32	Odontoiatria 1997	A	Nei succhi gastrici è contenuto l'acido cloridrico che è un acido forte (si dissocia completamente in soluzione) e pertanto l'aggiunta di un acido debole, che si dissocia parzialmente in soluzione, non è in grado di far modificare il pH dei succhi gastrici.
33	Veterinaria 1997	B	Un acido forte, in soluzione, si dissocia completamente e quindi una soluzione 0,1M di acido forte contiene anche 0,1M di ioni H^+ , ovvero 10^{-1} e, pertanto, applicando la formula del $pH - pH = -\log [H^+]$, tal soluzione avrebbe $pH = 1$. Essendo il pH della soluzione pari a 4,5 (un valore inferiore a 7) questa è acida e, quindi, la sostanza impiegata è un acido. Tale acido, però, deve essere necessariamente debole, visto che la quantità utilizzata non si è dissociata tutta in ioni H^+ . Infatti in una soluzione con $pH = 4,5$ si sono liberati tra 0,0001 e 0,00001 moli di ioni H^+ , ovvero tra 10^{-4} e 10^{-5} ioni H^+ .
34	Veterinaria 1997	D	Il pH è uguale a: $-\log [H^+]$ e, ricordando che gli ioni H_3O^+ equivalgono a dire ioni H^+ uniti ad acqua (H_2O), che, come noto, è neutra, si ha che una concentrazione di ioni H_3O^+ $1 \cdot 10^{-1}M$, ovvero $10^{-1}M$, produce un pH della soluzione pari ad 1.
35	Veterinaria 1997	A	Gli idrogenioni sono gli ioni H^+ e più questi sono presenti, concentrati, più il pH è basso, ovvero acido. Infatti, $pH = -\log [H^+]$. Pertanto, maggiore è il valore degli H^+ e minore, invece, risulta il pH, visto che tra questi due valori vige una relazione inversamente proporzionale, dovuta al segno negativo della formula.
36	Veterinaria 1999	A	Una soluzione 0,1M di acido acetico , un acido debole , è meno acida di una soluzione 0,1M di acido cloridrico, visto che, questo ultimo, al contrario del primo, è un acido debole e, quindi, non si dissocia completamente , una volta posto in soluzione. Così, mentre 0,1 moli di acido cloridrico, una volta dissociate, liberano 0,1 moli di ioni H^+ , che producono l'acidità della soluzione, 0,1 moli di acido acetico liberano $0,1 \cdot K_a$ (costante di dissociazione acida dell'acido acetico), ovvero $0,1 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}$ moli di ioni H^+ , ovvero un numero inferiore di questi ioni, con la conseguente formazione di una soluzione meno acida. Ovviamente, una soluzione di acido acetico, anche se debole come acido, non è mai basica o neutra.

37	Veterinaria 1999	B	Gli ioni OH^- determinano la basicità di una soluzione e, di conseguenza, più sono presenti e meno sono rappresentati, invece, gli ioni H^+ , essendo più basica la soluzione. Per contro, meno sono gli ioni OH^- e più, invece, sono quelli H^+ , visto che il prodotto di questi due ioni è sempre uguale alla costante, 10^{-14} . Pertanto, la soluzione con minore quantità di ioni OH^- è quella con più ioni H^+ e, quindi, quella più acida, ovvero con il valore di pH più basso.
38	Veterinaria 1999	C	Un sistema tampone è costituito da un acido, oppure una base debole con un loro sale. Questo ha la caratteristica di non far variare il pH, della soluzione dove si trova, per aggiunta di piccole quantità di acidi o basi forti, oppure a seguito, anche, d'importanti diluizioni con acqua. Infatti, si ricorda che la quantità di acqua che si dissocia nei suoi ioni H^+ ed OH^- è minima.
39	Veterinaria 1999	C	Un acido è più forte: quanti più atomi di ossigeno possiede; quanto più alta, in favore dell'ossigeno, è la differenza tra atomi di ossigeno ed idrogeno posseduti; quanto più è elevata la sua costante di dissociazione (K_a); quanto più è debole la sua base coniugata. Il concetto di base coniugata è stato descritto da Bronsted . Questi affermava che è acida una sostanza in grado di liberare ioni H^+ , ovvero protoni, mentre è basica quella sostanza che è in grado di accettare protoni . Così, un acido, dopo essersi dissociato (liberato ioni H^+) diventa un composto in grado, al contrario, di accettare ioni H^+ , ovvero una base, che viene chiamata coniugata, in quanto correlata all'acido da cui deriva. Più è forte l'acido di partenza e più è debole la sua base coniugata, formatesi ai prodotti, e viceversa.
40	Veterinaria 2000	E	Il $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. L'acido cloridrico è un acido forte e quindi tutto quello che viene posto in soluzione si dissocia. Avendo messo 0,001 moli di acido, si liberano 0,001 moli di ioni H^+ . Una quantità tale di ioni H^+ , se fosse contenuta in un litro di soluzione, sarebbe pari ad una concentrazione 10^{-3}M , visto che molarità (M) = moli soluto/litro soluzione. Tuttavia, le 0,001 moli di acido cloridrico e, quindi, di ioni H^+ si trovano in 10 litri. Di conseguenza, la concentrazione è 10 volte inferiore che se l'acido fosse stato posto in un solo litro di soluzione, ovvero è pari a 10^{-4}M . Così, eseguendo il pH si ha: $\text{pH} = -\log 10^{-4} = 4$.
41	Veterinaria 2000	B	Il concetto di acido - base coniugato è stato descritto da Bronsted . Questi affermava che è acida una sostanza in grado di liberare ioni H^+ , ovvero protoni, mentre è basica quella sostanza che è in grado di accettare protoni. Così, un acido, dopo essersi dissociato (liberato ioni H^+) diventa un composto in grado, al contrario, di accettare ioni H^+ , ovvero una base, che viene chiamata coniugata, in quanto correlata all'acido da cui deriva. Più è forte l'acido di partenza e più è debole la sua base coniugata, formatesi ai prodotti, e viceversa. Essendo l'acido cloridrico (HCl) un acido forte, la sua base coniugata (Cl^-) è una base debole. Si ricorda, inoltre, che acido e base coniugati, differiscono tra loro, solo per un protone (H^+).
42	Veterinaria 2000	B	Il $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. Un acido forte, in soluzione, si dissocia completamente. Avendo una soluzione 0,001M, ovvero avendo messo 0,001 moli di acido in un litro di soluzione, si liberano 0,001 moli di ioni H^+ , se l'acido adoperato fosse forte. Una quantità tale di ioni H^+ sarebbe pari ad una concentrazione 10^{-3}M e, quindi, il $\text{pH} = 3$. Tuttavia, l'esercizio dice che il pH di questa soluzione è uguale a 4 e, pertanto, la sostanza che si è usata come soluto deve essere un acido (essendo 4 un valore acido di pH), che, però, non tende a dissociarsi completamente, ovvero un acido debole.
43	Veterinaria 2002	D	La relazione tra il grado di dissociazione (quanto si dissocia un elettrolita) e la costante di equilibrio, stabilisce che: il grado di dissociazione tende ad aumentare per soluzioni via via meno concentrate ovvero più diluite (legge di diluizione di Ostwald) . Al limite, per diluizioni infinite, il grado di dissociazione degli elettroliti deboli raggiunge il valore unitario (dissociazione completa).
44	Veterinaria 2002	D	Un acido forte si dissocia completamente al contrario di uno debole. Così, prendendo un acido forte ed uno debole ad ugual concentrazione, sicuramente, sono maggiori gli ioni H^+ dissociatesi dall'acido forte e, pertanto, la soluzione formata con l'acido forte è più acida ed ha, di conseguenza, un pH più basso. Come scaturisce dall'applicazione di un'operazione matematica alla formula del prodotto ionico dell'acqua, si ha che: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Pertanto, più è grande il pOH e più piccolo è il valore di pH e, quindi, più acida la soluzione.
45	Veterinaria 2003	E	La relazione espressa nel quesito è l'applicazione dell'operazione - logaritmo alla formula del prodotto ionico dell'acqua - $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, che è valida per tutte le soluzioni acquose.
46	Medicina 2004	C	I sali sono formati , spesso, dall'unione di un acido con una base . Quelli riportati nel quesito si originano: il cloruro di ammonio da un acido forte (l'acido cloridrico) ed una base debole (l'idrossido di ammonio); il cianuro di cesio da un acido debole (l'acido cianidrico) ed una base forte (l'idrossido di cesio). Questo risulta chiaro dal fatto che una soluzione di cloruro di ammonio presenta un pH leggermente acido, prevalendo il comportamento dell'acido forte sulla base debole, mentre una soluzione di cianuro di cesio presenta un pH basico, prevalendo il comportamento della base forte sull'acido debole. Una soluzione contenente, invece, un sale formato da quantità uguali di un acido ed una base di egual forza (NaCl , cloruro di sodio) possiede un pH neutro pari a 7.
47	Medicina 2004	A	Considerando che HCl è un acido forte e, quindi, in soluzione si dissocia completamente , si ha

			<p>che la concentrazione degli H^+ di una soluzione di HCl è uguale alla concentrazione dell'acido cloridrico stesso. Pertanto, una soluzione contenente 0,001 (ovvero 10^{-3}) di HCl, in un litro di soluzione possiede una concentrazione pari a 10^{-3} M di H^+ e un conseguente $pH=3$. Tuttavia, se una tale soluzione viene diluita a 100 litri, si ha che la concentrazione di H^+ è pari a $0,001/100$, ovvero $10^{-3}/10^2$, che matematicamente significa: $10^{-3} \cdot 10^{-2} = 10^{-5}$ (si ricorda che portando un numero esponenziale da denominatore a numeratore, occorre cambiarne di segno l'esponente). Pertanto una soluzione di 100 litri di HCl a $pH=5$ ha una concentrazione di acido pari a 0,001.</p>
48	Medicina 2004	C	<p>Secondo la definizione di Bronsted - Lowry è acida una sostanza in grado di cedere protoni (H^+). Mentre è basica una sostanza in grado di accettare protoni (H^+). Pertanto, l'acqua (H_2O), diventando ione idronio (H_3O^+), ha accettato un protone (H^+) e si è comportata, in questo caso, da base.</p>
49	Medicina 2004	D	<p>Il concetto di acido e base coniugata fu introdotto da Bronsted - Lowry. Secondo questi un acido ed una base si definiscono coniugati quando differiscono per uno ed un solo H^+. Gli acidi possono essere mono o poliprotici, ovvero con un solo o più H^+. Ad esempio HCl è un acido monoprotico, mentre H_2SO_4 è un acido biprotico ed H_3PO_4 è un acido triprotico. Gli acidi poliprotici (bi o tri che siano) si dissociano gradualmente, cioè perdendo un H^+ alla volta. Così H_3PO_4 si dissocia in: H^+ ed $H_2PO_4^-$ (prima dissociazione); poi il restante $H_2PO_4^-$ si dissocia in H^+ ed HPO_4^{2-} (seconda dissociazione); infine il rimanente HPO_4^{2-} si dissocia in H^+ e PO_4^{3-} (terza dissociazione). Così: H_3PO_4 potendo solo cedere protoni è certamente un acido; PO_4^{3-} non avendo altri H^+ e potendoli solo accettare, è certamente una base; $H_2PO_4^-$ è la base coniugata di H_3PO_4, nella prima dissociazione, mentre è l'acido coniugato nella seconda dissociazione; HPO_4^{2-} è la base coniugata di $H_2PO_4^-$, nella seconda dissociazione, mentre è l'acido coniugato nella terza dissociazione.</p>
50	Odontoiatria 2004	B	<p>Il concetto di acido e base coniugata fu introdotto da Bronsted - Lowry. Secondo questi un acido ed una base si definiscono coniugati quando differiscono per uno ed un solo H^+. Così la base coniugata di H_3O^+ è H_2O (differiscono per un solo H^+); l'acido coniugato di PO_4^{3-} è HPO_4^{2-} (differiscono per un solo H^+); la base coniugata di H_2SO_4 è HSO_4^- (differiscono per un solo H^+). Inoltre nella reazione tra HCl ed H_2O si formano ione idronio (H_3O^+) e ione cloruro (Cl^-); mentre nella reazione tra l'ammoniaca (NH_3) ed H_2O si formano lo ione ammonio (NH_4^+) e quello ossidrile o idrossile (OH^-). Infine, si ricorda che lo ione idruro è lo ione H^-.</p>
51	Odontoiatria 2004	A	<p>Il pH di una soluzione dipende dalla concentrazione degli H^+ presenti in soluzione in quanto rilasciati da un acido postovi. Più l'acido è forte e più si dissocia, ovvero più H^+ libera. Così, due soluzioni, aventi stessa concentrazione, e contenenti una un acido forte ed una un acido debole hanno un pH diverso: più basico per la soluzione con l'acido più debole. Infatti, se le due soluzioni non avessero la stessa concentrazione, ad esempio, si avessero una soluzione poco concentrata dell'acido forte ed una molto concentrata dell'acido debole, potrebbe avvenire che l'acido debole, pur dissociandosi meno, essendo più concentrato, possa eguagliare o addirittura superare la quantità, e quindi la concentrazione, di H^+ presenti in soluzione. Così, questa risulterebbe avere un pH uguale o addirittura inferiore (più acido) della prima, quella con l'acido forte.</p>
52	Veterinaria 2004	A	<p>Per definizione: $pH = -\log[H^+]$. Così, se si mettono 0,0001 moli di un acido forte, che, in quanto tale, si dissocia totalmente, in 1 litro di soluzione, la concentrazione dell'acido forte, e quindi anche degli H^+, è pari a 0,0001M, ovvero 10^{-4} e, di conseguenza, il pH, di tale soluzione, è uguale a 4. Se questa stessa soluzione venisse diluita da 1 a 10 litri, la concentrazione dell'acido forte, e quindi anche degli H^+, diverrebbe uguale a 0,0001/10, ovvero 0,00001, cioè 10^{-5} e il pH sarebbe uguale a 5. Pertanto, per far variare di una singola unità il valore del pH occorre diluire (in tal caso il pH aumenta se si tratta di un acido, diminuisce se si tratta di una base) oppure concentrare (in tal caso il pH diminuisce se si tratta di un acido, aumenta se si tratta di una base) per 10 volte la soluzione. Questo avviene perché il calcolo del pH si esegue mediante la funzione logaritmica in base decimale.</p>
53	Veterinaria 2004	D	<p>La relazione tra il grado di dissociazione (quanto si dissocia un elettrolita) e la costante di equilibrio, stabilisce che: il grado di dissociazione tende ad aumentare per soluzioni via via meno concentrate ovvero più diluite (legge di diluizione di Ostwald). Al limite, per diluizioni infinite, il grado di dissociazione degli elettroliti deboli raggiunge il valore unitario (dissociazione completa). Si ricorda, infine, che sono elettroliti: gli acidi; le basi; i sali.</p>
54	Medicina 2005	A	<p>La soluzione risultante sarà debolmente basica visto che l'idrogeno carbonato di sodio, detto anche bicarbonato di sodio, è un sale acido, in quanto ha ancora la possibilità di cedere ioni H^+, tuttavia essendo, questo sale, costituito da un acido debole (l'acido carbonico) ed una base forte (l'idrossido di sodio) la soluzione risultante, una volta posto in acqua, sarà debolmente basica.</p>
55	Medicina 2005	E	<p>Un acido è forte se si dissocia completamente liberando ioni H^+ che conferiscono appunto acidità alla soluzione dove vengono posti. Gli acidi deboli si dissociano parzialmente. Per riconoscere un acido forte occorre sapere che: gli idracidi (come HCl), eccetto il cianidrico, sono sempre forti; gli acidi organici (come l'acido acetico CH_3COOH) sono sempre deboli; gli ossiacidi sono tanto più forti quanto maggiore è la differenza del numero di atomi di</p>

			<p>ossigeno ed idrogeno dell'acido a favore dell'ossigeno. In generale un acido può ritenersi forte quando la differenza tra il numero di atomi di ossigeno ed il numero di atomi di idrogeno è uguale o maggiore di due, debole in caso contrario. Così mentre l'acido carbonico è debole, l'acido nitrico è forte. Pertanto l'acido più forte tra quelli riportati è il nitrico (HNO_3) ossiacido che presenta due ossigeni in più rispetto al numero di idrogeni. Tale acido è certamente più forte del carbonico che ha un solo ossigeno in più rispetto agli idrogeni (H_2CO_3), del cianidrico che è l'unico idracido debole e degli acidi acetico e lattico che sono degli acidi organici e pertanto deboli.</p>														
56	Medicina 2005	E	<p>Un sale è spesso formato da un acido ed una base uniti insieme. Tuttavia non tutte le soluzioni saline sono neutre. Si osserva infatti sperimentalmente che alcune soluzioni saline sono neutre, alcune basiche ed altre ancora acide.</p> <p>Tale fenomeno è legato alla possibilità che alcuni ioni provenienti dalla dissociazione del sale reagiscano con l'acqua per ridare parzialmente l'acido o la base da cui è derivato il sale.</p> <p>Tale reazione è detta di idrolisi salina e per questo motivo a volte l'idrolisi salina viene considerata come una reazione inversa della reazione di salificazione.</p> <p>Naturalmente si distingue un'idrolisi neutra (<i>sale derivato da un acido forte e da una base forte</i>), un'idrolisi basica (<i>sale derivato da base forte ed acido debole</i>), ed un'idrolisi acida (<i>sale derivato da acido forte e base debole</i>) in relazione al pH della soluzione salina.</p>														
57	Medicina 2005	D	<p>Il pH di una soluzione viene normalmente misurato tramite uno strumento detto piaccmetro. Per ottenere una indicazione qualitativa del pH di una soluzione si usano particolari sostanze chimiche dette indicatori. Un indicatore è generalmente costituito da un acido o da una base debole che assume un colore diverso in relazione al pH della soluzione.</p> <p>Il valore del pH in corrispondenza del quale un indicatore cambia colore è detto pH di viraggio.</p> <p>Usando un indicatore unico non è quindi possibile sapere qual è il pH di una soluzione, ma solo se la soluzione presenta un pH superiore o inferiore al pH di viraggio di quell'indicatore.</p> <p>Per conoscere il valore approssimato del pH di una soluzione è necessario utilizzare una striscia di carta impregnata con più indicatori (indicatore universale), che assume diversi colori a seconda del pH. In realtà ciascun indicatore vira (cambia colore) in corrispondenza di un intervallo di pH (ad esempio tra pH 3,2 e pH 4,5), necessario affinché l'occhio possa apprezzare il cambiamento di colore. La cartina al tornasole è un indicatore di pH e il tornasole è una sostanza ricavata da alcuni licheni. Essa ha la proprietà di colorarsi in rosso con le sostanze acide e in blu con quelle basiche. Sulla confezione della cartina di tornasole c'è una scala colorata che indica il colore assunto dalla cartina in funzione del pH. Tale sostanza detta anche laccamuffa ha come intervallo di viraggio un pH compreso tra 6,5 e 7,5.</p>														
58	Veterinaria 2005	D	<p>Il concetto di base coniugata è stato descritto da Bronsted. Questi affermava che è acida una sostanza in grado di liberare ioni H^+, ovvero protoni, mentre è basica quella sostanza che è in grado di accettare protoni. Così, un acido, dopo essersi dissociato (liberato ioni H^+) diventerà un composto in grado, al contrario, di accettare ioni H^+, ovvero una base, che viene chiamata coniugata, in quanto correlata all'acido da cui deriva. Più sarà forte l'acido di partenza e più sarà debole la sua base coniugata, formatesi ai prodotti, e viceversa.</p>														
59	Veterinaria 2005	B	<p>Gli idracidi sono composti binari di uno o più non metalli con l'idrogeno.</p> <p>I principali idracidi si formano dall'unione dell'idrogeno con i non metalli del VII gruppo A (alogeni) e con i non metalli del VI gruppo A.</p> <p><u>Il nome degli idracidi si forma facendo seguire al termine "acido" il nome del non metallo seguito dalla desinenza -idrico.</u></p> <p>Negli idracidi del VII gruppo A i non metalli presentano sempre nox -1</p> <table style="margin-left: 40px;"> <tr> <td>acido fluoridrico</td> <td>HF</td> </tr> <tr> <td>acido cloridrico</td> <td>HCl (acido muriatico)</td> </tr> <tr> <td>acido bromidrico</td> <td>HBr</td> </tr> <tr> <td>acido Iodidrico</td> <td>HI</td> </tr> </table> <p>Negli idracidi del VI gruppo A i non metalli presentano nox -2</p> <table style="margin-left: 40px;"> <tr> <td>acido solfidrico</td> <td>H_2S</td> </tr> <tr> <td>acido selenidrico</td> <td>H_2Se</td> </tr> <tr> <td>acido telluridrico</td> <td>H_2Te</td> </tr> </table> <p>Altri idracidi sono l'acido cianidrico HCN $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ l'acido azotidrico HN_3 $\text{H}-\text{N}=\text{N}=\text{N}$</p>	acido fluoridrico	HF	acido cloridrico	HCl (acido muriatico)	acido bromidrico	HBr	acido Iodidrico	HI	acido solfidrico	H_2S	acido selenidrico	H_2Se	acido telluridrico	H_2Te
acido fluoridrico	HF																
acido cloridrico	HCl (acido muriatico)																
acido bromidrico	HBr																
acido Iodidrico	HI																
acido solfidrico	H_2S																
acido selenidrico	H_2Se																
acido telluridrico	H_2Te																
60	Veterinaria 2005	B	<p>Il calcolo del pH per soluzioni contenenti acidi e basi forti non presenta difficoltà, se naturalmente si conosce la concentrazione iniziale della soluzione. Infatti, poiché gli acidi e le basi forti in acqua sono completamente dissociati, la concentrazione degli ioni H^+ (per gli acidi) e degli ioni OH^- (per le basi) risultano uguali alla concentrazione iniziale. Pertanto se l'aggiunta di un acido monoprotico (con un solo H da poter dissociare, come HCl) produce un pH pari alla concentrazione dell'acido in soluzione, allora si è certi che l'acido usato è forte, poiché per dare</p>														

			<p>tanti H^+ quanto è la sua concentrazione deve essersi dissociato completamente.</p> <p>Ad esempio: - Calcolare il pH di una soluzione 0,001M (ovvero 10^{-3} M, cioè 0,001 moli di acido per litro di soluzione) di HCl.</p> <p>Poiché l'acido cloridrico è un acido forte esso è completamente dissociato in 10^{-3} mol/l di ioni H^+ e 10^{-3} mol/l di ioni Cl^-. Il pH sarà pertanto pari a:</p> $pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-3} = 3$
61	Veterinaria 2005	C	<p>La soluzione risultante sarà debolmente basica visto che l'idrogeno carbonato di sodio, detto anche bicarbonato di sodio, è un sale acido, in quanto ha ancora la possibilità di cedere ioni H^+, tuttavia essendo, questo sale, costituito da un acido debole (l'acido carbonico) ed una base forte (l'idrossido di sodio) la soluzione risultante, una volta posto in acqua, sarà debolmente basica.</p>
62	Veterinaria 2005	A	<p>L'acqua pura presenta una piccolissima percentuale di molecole dissociate in ioni H^+ e ioni OH^- secondo il seguente equilibrio: $H_2O \Leftrightarrow H^+ + OH^-$</p> <p>Trovandoci in acqua pura gli H^+ liberati dalla dissociazione sono acquistati da una molecola di acqua stessa che diventa H_3O^+. Quindi, considerando che l'acqua pura è neutra, in termini di acidità dire H^+ oppure H_3O^+ è la stessa cosa. Così, schematizzando:</p> <p>le soluzioni in cui $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/l sono dette neutre</p> <p>le soluzioni in cui $[H^+] > [OH^-]$ sono dette acide</p> <p>le soluzioni in cui $[H^+] < [OH^-]$ sono dette basiche</p>
63	Veterinaria 2005	E	<p>L'unico composto, tra quelli nelle risposte, che sciolto in acqua la rende acida è l'anidride carbonica CO_2 la quale unendosi all'acqua (H_2O) forma l'acido carbonico H_2CO_3 formando una soluzione acida. Bisognava quindi trovare il composto che unito all'acqua desse un acido. Così alla risposta esatta dell'anidride carbonica si contrapponevano le risposte errate dell'ossido di bario (l'ossido con l'acqua forma idrossido, ovvero una soluzione basica), l'idrossido di sodio (che forma soluzioni basiche), e i sali cloruro di sodio e bromuro di potassio che, essendo formati da un acido ed una base egualmente forti danno luogo ad una idrolisi neutra, cioè mantengono il pH dell'acqua neutro.</p>
64	Medicina 2006	A	<p>Il prodotto ionico dell'acqua K_w rappresenta il prodotto delle concentrazioni degli ioni H^+ e OH^-. K_w è costante in tutte le soluzioni acquose e, come risulta da misure sperimentali, alla temperatura di $25^\circ C$ è uguale a 10^{-14}.</p>
65	Odontoiatria 2006	C	<p>L'acido perclorico $HClO_4$ è un acido forte e, in quanto tale, completamente dissociato nei suoi ioni. Pertanto, quando tale acido viene posto in acqua, dissocia una quantità di ioni H^+ di concentrazione uguale a quella iniziale dell'acido stesso, cioè 1M. Quindi si ricava che</p> $pH = -\log[H^+] = -\log 1 = 0$ <p>Per acidi più concentrati, cioè per $[H] > 1$, il pH assume valori negativi, che però in pratica non si possono usare, perché risultano poco precisi.</p>
66	Veterinaria 2006	B	<p>L'idrogeno carbonato di sodio, detto anche bicarbonato di sodio, è un sale che deriva da un acido debole (l'acido carbonico) ed una base forte (l'idrossido di sodio). La soluzione risultante, una volta posto in acqua, sarà debolmente basica e quindi, ai fini del pH, si comporta come una base debole.</p>
67	Medicina 2007	E	<p>Diluendo una qualsiasi soluzione acquosa mediante l'aggiunta di solvente (acqua), il volume della soluzione aumenta, ma la sua concentrazione diminuisce. Così, se si diluisce di 10 volte (da 1L a 10L) una soluzione acquosa, la sua concentrazione diventa di 10 volte più piccola.</p> <p>Poiché una soluzione di HCl ha pH uguale a 4, la sua concentrazione di ioni H^+ è uguale a 10^{-4} M. Diluendo di 10 volte, la concentrazione di ioni H^+ della soluzione diminuisce di 10 volte e, quindi, diventa uguale a 10^{-5} M; pertanto il pH è uguale a 5.</p>
68	Medicina 2007	A	<p>Il pH rappresenta il logaritmo negativo della concentrazione idrogenionica: $pH = -\log [H^+]$.</p> <p>In verità lo ione H^+ tende a legarsi a molecole di acqua, formando ioni idrati, del tipo H_3O^+ (ione <i>ossonio</i> o <i>idronio</i>). Tuttavia per brevità questi ioni idratati vengono indicati semplicemente con H^+.</p> <p>Comunque essendo il pH la funzione inversa (-) del log degli ioni H^+ o H_3O^+ (è la stessa cosa), più basso è il valore di pH, più acida è la soluzione.</p> <p>Quindi il valore di pH più basso è quello a cui corrisponde la più elevata concentrazione idrogenionica.</p>
69	Odontoiatria 2007	B	<p>L'acido cloridrico e l'idrossido di sodio reagiscono secondo la seguente reazione acido-base:</p> $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ <p>Dalla stechiometria della reazione si evince che 1 mole di HCl reagisce con 1 mole di NaOH per dare 1 mole di NaCl e 1 mole di H_2O.</p> <p>In 360g di HCl (PM = 36) sono presenti 10 moli:</p> $n = 360/36 = 10$ <p>e in 360g di NaOH (PM = 40) sono presenti 9 moli:</p>

			$n = 360/40 = 9$ Poiché la stechiometria della reazione indica che l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio reagiscono con un rapporto molare di 1:1 (1 mole di HCl con 1 mole di NaOH), si avrà 9 moli di NaOH reagiscono solo con 9 delle 10 moli di HCl. Quindi alla fine della reazione si avrà una miscela in cui ci saranno 9 moli di cloruro di sodio (che dà pH uguale a 7, perché è un sale che deriva da un acido forte e da una base forte), 9 moli di acqua e 1 mole di HCl che non ha reagito con la base e che quindi determina complessivamente un pH minore di 7.
70	Veterinaria 2007	B	Secondo la teoria acido-base di Broensted- Lowry , ogni molecola o ione capace di cedere protoni è un acido, mentre ogni molecola o ione capace di accettare un protone è una base. Così nella seguente reazione: $CN^- + H_2O = HCN + OH^-$ HCN cedendo un H^+ si comporta da acido e dà CN^- , che è la sua base coniugata, detta così perché se accetta un H^+ si trasforma in HCN; l' H_2O cedendo un H^+ si comporta da acido e dà OH^- , che è la sua base coniugata, detta così perché se accetta un H^+ si trasforma in H_2O . Tra quelle proposte l'unica coppia coniugata acido-base è quella costituita da H_2O (acido) e OH^- (base coniugata).
71	Veterinaria 2007	E	Una soluzione tampone è una soluzione in grado di conservare praticamente immutato il proprio pH in seguito alla diluizione o all'aggiunta di piccole quantità di acidi o di basi. Pertanto, se una soluzione tampone a pH = 4 viene diluita da 1L a 10L il suo pH rimane all'incirca uguale.
72	Medicina 2008	A	Aggiungendo l'idrossido di sodio NaOH (base forte) all'acido cloridrico HCl (acido forte) si raggiunge una condizione in cui la soluzione non presenta né le proprietà delle basi né quelle degli acidi: si è verificata una neutralizzazione , cioè il completo consumo dell'acido e della base con la formazione di cloruro di sodio NaCl e acqua. $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ In seguito alla neutralizzazione, al punto finale della reazione, detto punto di equivalenza stechiometrica , il pH della soluzione risulta neutro, in quanto nella soluzione stessa è presente solo il cloruro di sodio e l'acqua. Il punto di equivalenza stechiometrica, in una qualsiasi reazione acido-base, si realizza quando il numero di equivalenti (neq) dell'acido è uguale al numero di equivalenti della base. Essendo $N = neq_{\text{soluto}}/V_{\text{soluzione}}$ si avrà che $neq = N \times V$ Pertanto se $neq_{\text{acido}} = neq_{\text{base}}$ al punto di equivalenza si avrà che $N_{\text{acido}} \times V_{\text{acido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$ Poiché nel caso di HCl e di NaOH la $M=N$ si avrà: $0,1 N \times 0,05 l = 0,2 N \times V_{\text{base} l}$ $V_{\text{base}} = 0,025 l \text{ cioè } 25 ml$ Quindi il punto di equivalenza stechiometrica (in questo caso pH=7) si raggiunge quando a 50 ml di una soluzione di HCl 0,1M si aggiungono 25ml di una soluzione di NaOH 0,2M.
73	Medicina 2008	C	Il prodotto ionico dell'acqua $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ risulta sempre costante. Se la concentrazione degli ioni $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/l}$, attraverso un semplice passaggio matematico si calcola che $[OH^-] = 10^{-14} / [H^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ mol/l}$.
74	Medicina 2007 (CZ)	C	L'unico composto che sciolto in acqua dà un pH neutro è il cloruro di bario $BaCl_2$, in quanto è un sale che deriva da un acido forte (HCl) e da una base forte ($Ba(OH)_2$). Il cloruro di ammonio NH_4Cl è un sale che deriva da una base debole (NH_3) e da un acido forte (HCl) e, in quanto tale, sciolto in acqua dà un pH acido. Il solfuro di sodio Na_2S è un sale che deriva da un acido debole (H_2S) e da una base forte (NaOH) e in quanto tale sciolto in acqua dà un pH basico. L'idrossido di calcio $Ca(OH)_2$ è una base e, quindi, non può che dare un pH basico, mentre il bicarbonato di sodio $NaHCO_3$ è un sale che deriva da un acido debole (H_2CO_3) e da una base forte (NaOH) e, quindi, dà un pH basico.
75	Odontoiatria 2007 (CZ)	B	Secondo Bronsted e Lowry , un acido è una sostanza in grado di cedere protoni ad una base e una base è una sostanza in grado di accettare protoni da un acido. L'unica sostanza tra quelle elencate che cedendo un protone si comporta da acido coniugato trasformandosi in HPO_4^{2-} (la base) è

			H ₂ PO ₄ .
76	Odontoiatria 2008	A	Secondo la teoria acido-base di Brønsted e Lowry , acidi sono le specie chimiche in grado di cedere protoni ad una base e basi sono specie chimiche in grado di accettare protoni da un acido.
77	Medicina 2009	C	Gli elettroliti sono composti che in soluzione acquosa si dissociano nei loro ioni: sono gli acidi, le basi e i sali. Gli <i>elettroliti forti</i> in soluzione acquosa si dissociano completamente nei loro ioni, mentre gli <i>elettroliti deboli</i> si dissociano solo parzialmente. L'acido più forte è HCl in quanto è un elettrolita forte, quindi completamente dissociato nei suoi ioni in soluzione acquosa, a differenza di CH ₃ COOH che è un elettrolita debole, quindi poco dissociato.
78	Medicina 2009	C	L'acido cloridrico e l'idrossido di sodio reagiscono secondo la seguente reazione acido-base: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ La soluzione acquosa di HCl a pH = 2 avrà una concentrazione idrogenionica pari a 10 ⁻² M; la soluzione acquosa di NaOH a pOH = 2 avrà una concentrazione ossidrilonica pari a 10 ⁻² M. Essendo l'acido e la base in questione degli elettroliti forti, le concentrazioni iniziali di ognuna delle due soluzioni acquose di acido e di base sarà pari a 10 ⁻² M. Se consideriamo il volume di 1 L per entrambe le soluzioni, 10 ⁻² moli di HCl reagiscono con 10 ⁻² moli di NaOH. Poiché la stechiometria della reazione indica che l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio reagiscono con un rapporto molare di 1:1 (1 mole di HCl con 1 mole di NaOH), si avrà che 10 ⁻² moli di HCl reagiscono completamente con 10 ⁻² moli di NaOH e, quindi, in maniera stechiometricamente equivalente. Alla fine della reazione l'acido e la base si saranno consumati completamente con la formazione di NaCl e acqua. Essendo il cloruro di sodio un sale che in soluzione acquosa dà un pH neutro, il pH finale della soluzione, dopo aver mescolato volumi uguali di soluzioni equimolari di HCl a pH = 2 e di NaOH a pOH = 2, sarà uguale a 7.
79	Odontoiatria 2009	E	Il prodotto ionico dell'acqua [H ⁺] [OH ⁻] = 10 ⁻¹⁴ è sempre costante. Se la concentrazione degli ioni [H ⁺] = 10 ⁻⁵ M e quella di [OH ⁻] = 10 ⁻⁸ M, il prodotto ionico dell'acqua risulta [H ⁺] [OH ⁻] = 10 ⁻⁵ x 10 ⁻⁸ = 10 ⁻¹³ M, il che non è possibile.
80	Odontoiatria 2009	A	Il NaHCO ₃ è un sale che deriva da un acido debole, l'acido carbonico, e da una base forte, l'idrossido di sodio. Sciolto in acqua dà idrolisi basica producendo soluzioni a pH debolmente basico. Grazie a questa proprietà il bicarbonato di sodio trova impiego come antiacido gastrico.
81	Veterinaria 2009	C	Secondo la teoria acido-base di <i>Arrhenius</i> un acido in soluzione acquosa libera protoni, una base in soluzione acquosa libera ioni ossidrilici. Secondo la teoria acido-base di <i>Brønsted-Lowry</i> un acido cede protoni ad una base e una base accetta protoni da un acido.
82	Veterinaria 2009	A	Se si considera un acido monoprotico, la sua concentrazione normale è uguale alla concentrazione molare N = M. La concentrazione idrogenionica di una soluzione di acido forte monoprotico è uguale alla concentrazione iniziale dell'acido, essendo l'acido in soluzione acquosa completamente dissociato. Conseguentemente, la soluzione dell'acido forte monoprotico ha una concentrazione idrogenionica pari a [H ⁺] = 0,01 M. Piochè: pH = - log [H ⁺] = - log 0,01 = 2 il pH della soluzione di un acido forte a concentrazione 0,01M è uguale a 2.