

Soluzioni

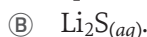
CAPITOLO 20

VERIFICA LE TUE CONOSCENZE

LA REAZIONE DI DISSOCIAZIONE IONICA

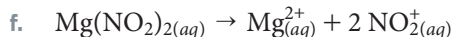
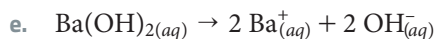
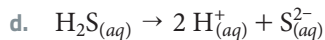
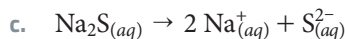
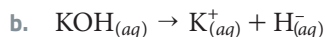
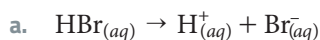
1 Gli acidi sono composti molecolari polari; nella molecola H–Cl l'atomo di H è legato a quello di Cl con legame covalente fortemente polarizzato. Versando l'acido in H₂O che è fortemente polare, le molecole di H₂O si legano con legami dipolo-dipolo ai due atomi H e Cl legati da legame covalente polare e favoriscono la rottura di tale legame, lasciando che l'elettrone di legame si trasferisca all'atomo più elettronegativo (cloro). L'atomo di H che si stacca, avendo perso un elettrone, assume carica positiva, mentre Cl assume carica negativa. Tale processo di separazione delle cariche elettriche porta alla formazione di ioni (*processo di ionizzazione*). Nel *processo di idratazione*, poi, l'acqua circonda i due ioni legandosi a essi con legami dipolo-dipolo. Quando i due ioni sono infine completamente separati si parla di *dissociazione ionica*.

2 In acqua si dissocia in tre ioni per unità formula:



3 Numero di ioni in cui è dissociato in acqua il nitrato di potassio: ⓑ 2.

4



5 Le specie che in acqua originano ioni si chiamano elettroliti:

- gli elettroliti forti si dissociano completamente in ioni;
- gli elettroliti deboli si dissociano solo parzialmente in ioni.

Elettrolita forte: $\text{AB}_{(aq)} \rightarrow \text{A}^+_{(aq)} + \text{B}^-_{(aq)}$
reazione completa, spostata a destra.

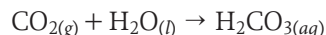
Elettrolita debole: $\text{HA}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{A}^-_{(aq)}$
reazione incompleta, con equilibrio spostato a sinistra.

6 Composto non elettrolita: Ⓒ CCl_4 .

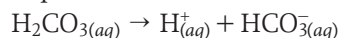
7 Composto che in acqua si comporta da elettrolita forte: Ⓓ H_2SO_4 .

LA TEORIA DI ARRHENIUS

8 Il diossido di carbonio reagisce con H₂O per dare l'acido carbonico:

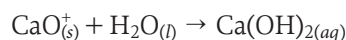


il quale si dissocia in

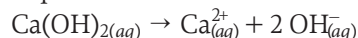


liberando ioni idrogeno H⁺.

L'ossido di calcio reagisce con l'acqua formando idrossido di calcio



il quale si dissocia in

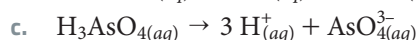
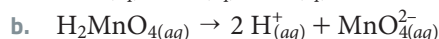
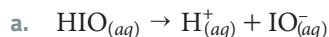


liberando OH⁻.

9 Secondo la teoria di Arrhenius un acido è una sostanza che:

ⓑ in acqua si dissocia liberando ioni idrogeno.

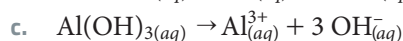
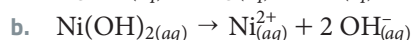
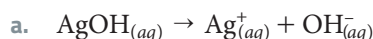
10



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

Ⓒ in acqua si dissocia liberando ioni OH⁻.

12

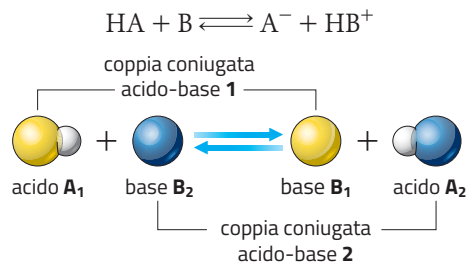


LA TEORIA DI BRØNSTED-LOWRY

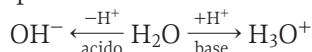
13 Nella teoria di Arrhenius H⁺ è definito come ione idrogeno, mentre in quella di Brønsted-Lowry come protone. Per Arrhenius, acidi sono i composti che in acqua liberano ioni H⁺ o protoni, ma la teoria considera solo soluzioni acquose.

La teoria di Brønsted-Lowry definisce invece acido un composto in grado di cedere uno o più protoni a una base. Un composto quindi non può comportarsi da acido se non in presenza di una base.

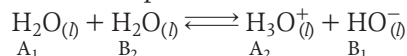
- 14** Un acido A_1 cedendo un protone si trasforma nella sua base coniugata B_1 e la base B_2 , accettando il protone, si trasforma nel suo acido coniugato A_2 :



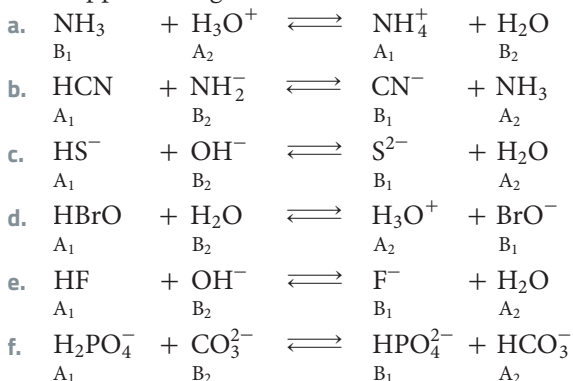
- 15** L'acqua si comporta da acido in presenza di una base e da base in presenza di un acido:



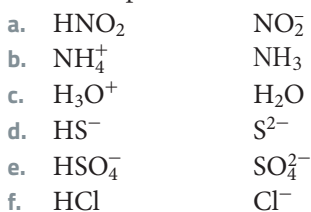
In acqua si verifica quindi trasferimento di H^+ da una molecola di H_2O che si comporta da acido a un'altra che si comporta da base:



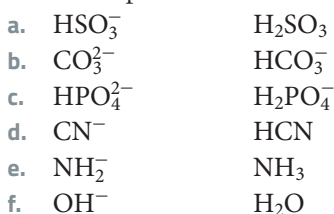
- 16** Coppie coniugate acido-base:



- 17** Corrispondente base coniugata:



- 18** Corrispondente acido:



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

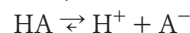
Ⓒ cede un protone all'acqua.

- 20** Per la teoria di Brønsted-Lowry, lo ione $H_2PO_4^-$ in soluzione acquosa si comporta:

Ⓒ sia da acido sia da base.

ACIDI FORTI E DEBOLI

- 21** Gli acidi si dividono in forti e deboli a seconda della loro tendenza a cedere protoni: un acido forte ha alta tendenza a cedere H^+ , un acido debole bassa:



Per un acido forte l'equilibrio di dissociazione è spostato a destra.

- 22** Acidi in ordine di forza crescente: cianidrico < solfidrico < fluoridrico < cloroso.

- 23** Valore di K_a minore: Ⓑ $HSiO_4^{3-}$.

- 24** Acido forte seguito da un acido debole:

Ⓒ HCl, H_2CO_3 .

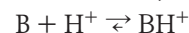
- 25** Acido più dissociato:

Ⓓ $HSO_4^-(aq)$; $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$.

- 26** Acido più forte in acqua: Ⓒ Acido nitrico.

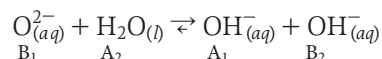
BASI FORTI E DEBOLI

- 27** Le basi si dividono in forti e deboli a seconda della loro tendenza ad accettare protoni: una base forte ha alta tendenza ad accettare H^+ , una base debole bassa:

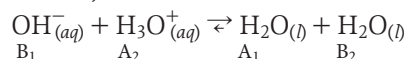


L'equilibrio di protonazione è tanto più spostato a destra quanto più la base è forte.

- 28** Secondo la teoria di Brønsted-Lowry, Li_2O è l'ossido di un metallo alcalino che, dissociandosi in H_2O , porta alla formazione dello ione ossido O^{2-} , che è una base forte:



$LiOH$ dà luogo per dissociazione in H_2O allo ione idrossido OH^- , che è una base forte:



- 29** Base forte seguita da una base debole:

Ⓒ $Na_2O, CuOH$.

- 30** Indica, la base più forte: Ⓓ CO_3^{2-} .

- 31** Basi in ordine di forza crescente:

anilina < idrazina < ammoniacca < metilammina.

- 32** Valore di K_b minore: Ⓑ $H_3P_2O_7^-$.

- 33** Base più forte in acqua: Ⓓ $Ca(OH)_2$.

LA RELAZIONE TRA K_a E K_b

- 34** $K_a \cdot K_b = K_w$

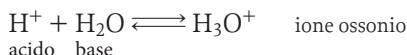
35 Prodotto ionico dell'acqua: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

36 Affermazione *errata*:

Ⓓ Più forte è una base, più forte è il suo acido coniugato.

LA TEORIA DI LEWIS

37 Formazione dello ione ossonio H_3O^+ nella reazione acido-base di Lewis:



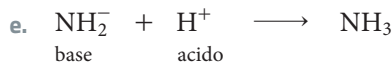
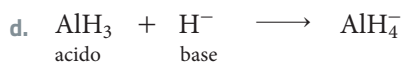
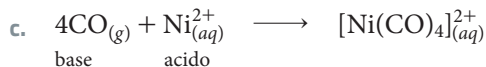
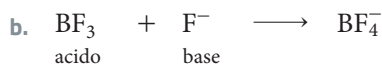
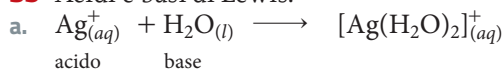
H^+ accetta un doppietto elettronico che viene condiviso con H_2O , che si comporta da base condividendo il doppietto elettronico con H^+ .

38 Formazione dello ione complesso:



Il catione Al^{3+} forma legami di coordinazione con 6 mol H_2O aventi doppietto elettronico disponibile che condividono con Al^{3+} . Si forma lo ione complesso esaquoalluminio(III).

39 Acidi e basi di Lewis:



40 Secondo la teoria di Lewis una sostanza si comporta da base se:

Ⓒ divide un doppietto elettronico con un'altra sostanza.

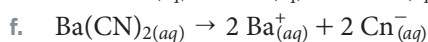
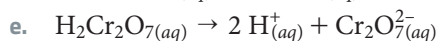
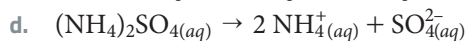
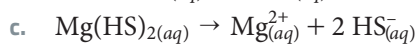
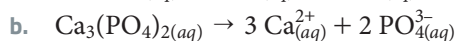
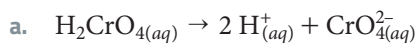
VERIFICA LE TUE ABILITÀ

41 Composto ionico che in acqua si dissocia in quattro ioni per unità formula:

Ⓑ $\text{K}_3\text{PO}_4(aq)$.

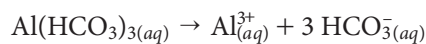
42 Il cianuro di ammonio è dissociato in H_2O in 2 ioni.

43 Equazioni di dissociazione ionica:

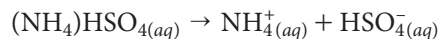


44

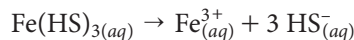
a. bicarbonato di alluminio:



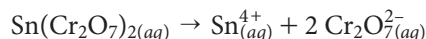
b. solfato acido di ammonio:



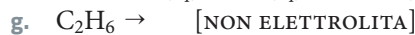
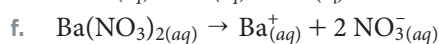
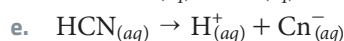
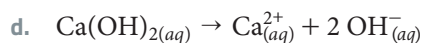
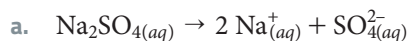
c. bisolfuro ferrico:



d. dicromato stannico:



45



46 In acqua ha un comportamento basico:

Ⓑ $\text{Na}_2\text{O}_{(aq)}$.

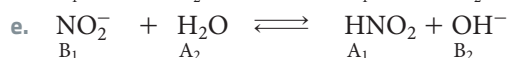
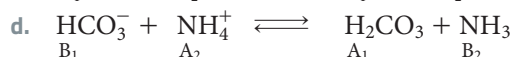
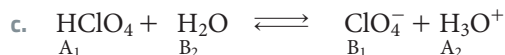
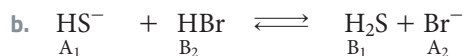
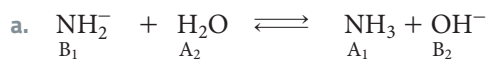
47 Affermazione *errata* (secondo la teoria di Arrhenius):

Ⓒ Il tricloruro di boro è una base.

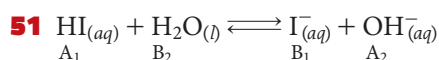
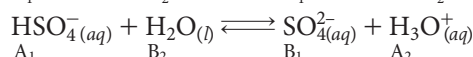
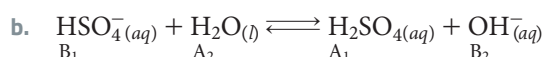
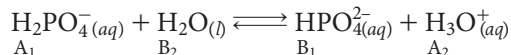
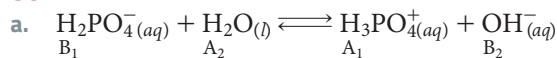
48 In acqua ha un comportamento acido:

Ⓐ $\text{SO}_3(aq)$.

49



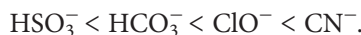
50



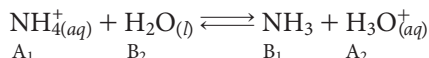
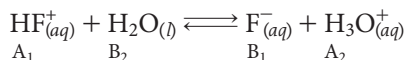
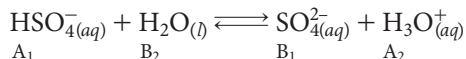
52 Secondo la teoria di Brønsted-Lowry, può agire sia da acido sia da base:

Ⓐ Ione dicromato acido.

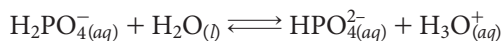
53 Acidi in ordine di forza crescente:



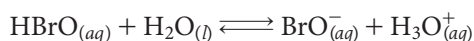
54 Equazioni di protolisi in acqua:



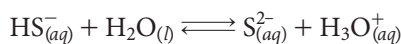
55 Costanti di dissociazione acida K_a :



$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$



$$K_a = \frac{[\text{BrO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HBrO}]}$$

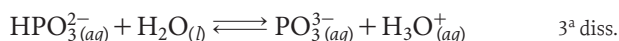


$$K_a = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]}$$

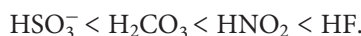
56 Soluzione acquosa 0,1 M di HNO_2 , dissociata per il 6,5%: $K_a = 4,52 \cdot 10^{-4}$.

57 Si deduce che: **(D)** la base A^- è più debole di B^- .

58 Equazioni di 1^a, 2^a, 3^a dissociazione in H_2O per H_3PO_3 :



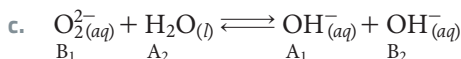
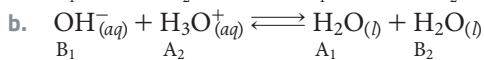
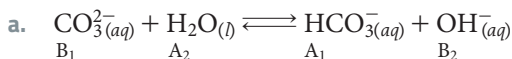
59 Acidi in ordine di forza crescente:



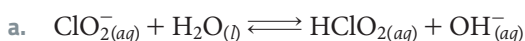
60 L'acido clorico agisce da:

(B) donatore di un protone.

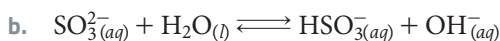
61 Equazione di protolisi in acqua:



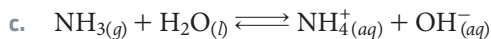
62 Costante di dissociazione basica K_b :



$$K_b = \frac{[\text{HClO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}_2^-]}$$

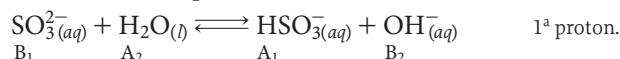


$$K_b = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_3^{2-}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

63 Equazioni di 1^a e 2^a protonazione per lo ione solfito in soluzione acquosa:



64 Base più debole: **(C)** ClO_2^- .

65 Lo ione idrogenocarbonato agisce da:

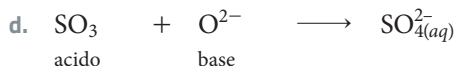
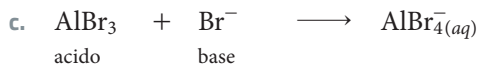
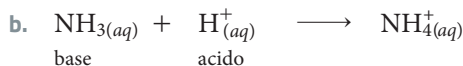
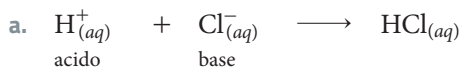
(A) donatore di un protone.

66 Costante di dissociazione basica della base coniugata dell'acido ipocloroso: $K_b = 2,86 \cdot 10^{-7}$.

67 Costante di dissociazione acida dell'acido fluoridrico: $K_a = 7,69 \cdot 10^{-4}$.

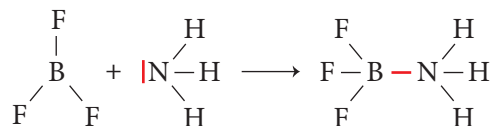
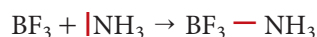
68 La posizione dell'equilibrio è spostata a sinistra, verso i reagenti.

69



70 **(C)** lo ione idrossido si comporta da base condividendo un doppietto elettronico con il diossido di zolfo.

71 Reazione acido-base di Lewis tra NH_3 e BF_3 .



72

a. ione esamminocromo(III): $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

b. ione tetracianocuprato(I): $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$

c. ione tetraquozinco: $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

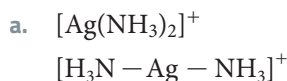
d. ione tetrafluoroplatinato(II): $[\text{PtF}_4]^{2-}$

73 Assegna il nome ai seguenti ioni complessi:

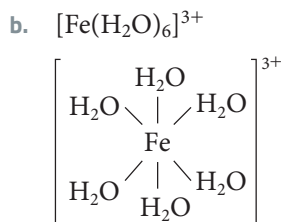
a. $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$: ione tetramminocadmio(II)

b. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$: ione esaquocromo(III)

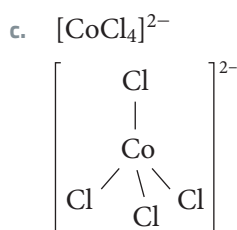
- c. $[\text{CoF}_4]^{2-}$: ione tetrafluorurocobaltato(II)
 d. $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$: ione dicianocuprato(I)

74


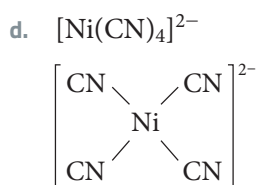
LINEARE



OTTAEDRICA









TETRAEDRICA



PLANARE QUADRATA

TEST YOURSELF

- 75**  3 ions are released.
- 76**  According to Brønsted-Lowry's theory, a base is stronger if:
 (B) its conjugate acid is weaker.
- 77**  According to Brønsted-Lowry's theory, NaOH behaves as a base because:
 (B) OH^- ions of the hydroxide accept protons from water.
- 78**  In water, the stronger the acid:
 (C) the weaker its conjugate base.
- 79**  Equations of 1st, 2nd and 3rd dissociation for H_3BO_3 , in aqueous solution:
 $\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{BO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ 1st
 $\text{H}_2\text{BO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HBO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ 2nd
 $\text{HBO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{BO}_3^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ 3rd
- 80**  Dissociation constant of base for aqueous solution of NH_3 : $K_b = 1.4 \cdot 10^{-5}$.

VERSO I GIOCHI DELLA CHIMICA

- 81** L'idrossido di sodio NaOH in acqua si comporta da base forte poiché:
 (B) i suoi ioni OH^- accettano protoni dallo ione ossonio che si comporta da acido.
- 82** In acqua manifestano proprietà anfiprotiche:
 (D) HS^- , H_2PO_4^- , HCO_3^- , HSO_4^- .
- 83** Acido più forte in acqua:
 (D) Hanno tutti la stessa forza.
- 84** Acido e base più forti in acqua:
 (A) H_3O^+ e OH^- .
- 85** Ione che può comportarsi solo da acido:
 (A) NH_4^+ .
- 86** Un elettrolita debole in acqua:
 (A) non è mai completamente dissociato.
- 87** L'acido nitroso in acqua si comporta da:
 (A) acido debole.
- 88** Acidi in ordine di acidità crescente:
 (A) $\text{H}_3\text{BO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_3 < \text{HClO}_3$.
- 89** Composto che in acqua si comporta da elettrolita debole: (D) HCN.
- 90** Secondo la teoria di Brønsted-Lowry, una sostanza (HA) si comporta da acido quando:
 (A) cede un protone a un'altra che si comporta da base.

VERSO L'UNIVERSITÀ

- 91** Concentrazione degli ioni $[\text{OH}^-]$ espressa in mol/L:
 (A) 10^{-11} .
- 92** Elettroliti forti in acqua:
 (B) tutti i sali solubili.
- 93** Prodotto ionico dell'acqua K_w , a temperatura costante: (C) 10^{-14} .

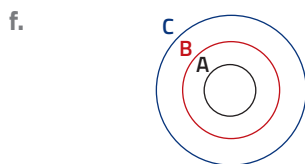
VERSO L'ESAME: LE TUE COMPETENZE
CLASSIFICA E IPOTIZZA
94

- a. L'acido perclorico e l'acido cloridrico sono forti sia in acqua sia in ammoniaca; le costanti di dissociazione acida K_a sono infatti maggiori di 1, a indicare una totale dissociazione. L'acido acetico e l'acido fluoridrico sono forti in ammoniaca ($K_a > 1$) ma deboli in acqua, dove le K_a sono rispettivamente $1,7 \cdot 10^{-5}$ e $6,7 \cdot 10^{-4}$, cioè valori indicanti un basso grado di dissociazione.

- b. In un solvente acido forte come l'acido solforico i valori di K_a dell'acido acetico e dell'acido fluoridrico sarebbero inferiori a quelli misurati in acqua, e un'alta concentrazione di H^+ sfavorirebbe la dissociazione acida. La forza acida sarebbe quindi minore che in acqua.
- c. Dalla tabella si nota come gli acidi deboli in solvente basico abbiano una forza maggiore; questo perché si è in presenza di una base (ammoniaca), che accetta lo ione H^+ ceduto dall'acido favorendone così la dissociazione. L'effetto non si nota per gli acidi forti ($K_a > 1$) perché sono già totalmente dissociati.

RAPPRESENTA E ARGOMENTA

95 La rappresentazione migliore è la:



Secondo Arrhenius, un acido è una specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni idrogeno.

La definizione vale però solo per soluzioni acquose; perciò Brønsted e Lowry formularono una teoria più ampia in quanto non legata solo al solvente acqua: secondo tale teoria, un acido è una specie chimica capace di cedere un protone.

Esistono tuttavia reazioni che si possono considerare acido-base ma che non implicano il trasferimento di un protone.

Una definizione di acido più generale e più ampia fu quindi formulata da Lewis, secondo il quale un acido è una specie chimica che può condividere un doppietto elettronico.

Si nota quindi come ogni nuova teoria sia un ampliamento della precedente.