

# 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 H<sub>2</sub>O che è fortemente polare, le molecole di H<sub>2</sub>O 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:  
Ⓐ Li<sub>2</sub>S<sub>(aq)</sub>.
- 3** Numero di ioni in cui è dissociato in acqua il nitrato di potassio: Ⓐ 2.
- 4**
- HBr<sub>(aq)</sub> → H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + Br<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>
  - KOH<sub>(aq)</sub> → K<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + H<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>
  - Na<sub>2</sub>S<sub>(aq)</sub> → 2 Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + S<sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>
  - H<sub>2</sub>S<sub>(aq)</sub> → 2 H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + S<sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>
  - Ba(OH)<sub>2(aq)</sub> → 2 Ba<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + 2 OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>
  - Mg(NO<sub>2</sub>)<sub>2(aq)</sub> → Mg<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> + 2 NO<sup>+</sup><sub>2(aq)</sub>
- 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: AB<sub>(aq)</sub> → A<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + B<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>  
reazione completa, spostata a destra.
- Elettrolita debole: HA<sub>(aq)</sub> ⇌ H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + A<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>  
reazione incompleta, con equilibrio spostato a sinistra.

- 6** Composto non elettrolita: Ⓒ CCl<sub>4</sub>.
- 7** Composto che in acqua si comporta da elettrolita forte: Ⓓ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

#### LA TEORIA DI ARRHENIUS

- 8** Il diossido di carbonio reagisce con H<sub>2</sub>O per dare l'acido carbonico:  
CO<sub>2(g)</sub> + H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> → H<sub>2</sub>CO<sub>3(aq)</sub>  
il quale si dissocia in  
H<sub>2</sub>CO<sub>3(aq)</sub> → H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + HCO<sup>-</sup><sub>3(aq)</sub>  
liberando ioni idrogeno H<sup>+</sup>.  
L'ossido di calcio reagisce con l'acqua formando idrossido di calcio  
CaO<sub>(s)</sub> + H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> → Ca(OH)<sub>2(aq)</sub>  
il quale si dissocia in  
Ca(OH)<sub>2(aq)</sub> → Ca<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> + 2 OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>  
liberando OH<sup>-</sup>.
- 9** Secondo la teoria di Arrhenius un acido è una sostanza che:  
Ⓑ in acqua si dissocia liberando ioni idrogeno.
- 10**
- HIO<sub>(aq)</sub> → H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + IO<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>
  - H<sub>2</sub>MnO<sub>4(aq)</sub> → 2 H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + MnO<sup>2-</sup><sub>4(aq)</sub>
  - H<sub>3</sub>AsO<sub>4(aq)</sub> → 3 H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + AsO<sup>3-</sup><sub>4(aq)</sub>
- 11** Secondo la teoria di Arrhenius una sostanza si comporta da base se:  
Ⓒ in acqua si dissocia liberando ioni OH<sup>-</sup>.

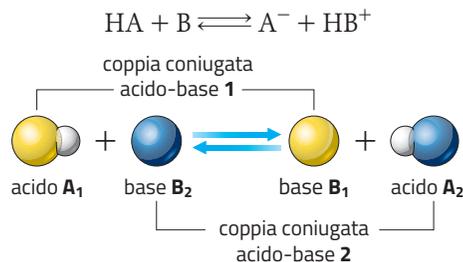
#### 12

- AgOH<sub>(aq)</sub> → Ag<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>
- Ni(OH)<sub>2(aq)</sub> → Ni<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> + 2 OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>
- Al(OH)<sub>3(aq)</sub> → Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub> + 3 OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>

#### LA TEORIA DI BRØNSTED-LOWRY

- 13** Nella teoria di Arrhenius H<sup>+</sup> 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<sup>+</sup> 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.

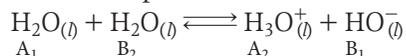
- 14** Un acido  $A_1$  cedendo un protone si trasforma nella sua base coniugata  $B_1$  e la base  $B_2$ , accettando il protone, si trasforma nel suo acido coniugato  $A_2$ :



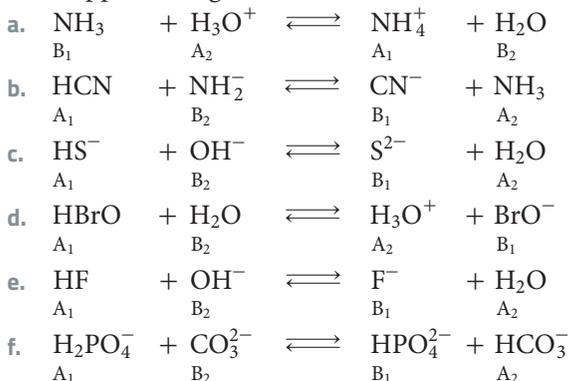
- 15** L'acqua si comporta da acido in presenza di una base e da base in presenza di un acido:



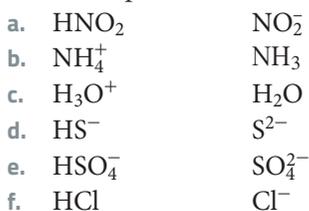
In acqua si verifica quindi trasferimento di  $H^+$  da una molecola di  $H_2O$  che si comporta da acido a un'altra che si comporta da base:



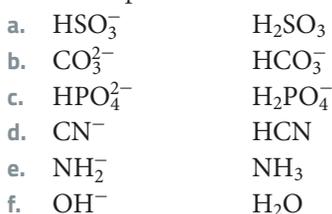
- 16** Coppie coniugate acido-base:



- 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:

Ⓒ  $HCl, H_2CO_3$ .

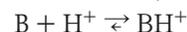
- 25** Acido più dissociato:

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

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

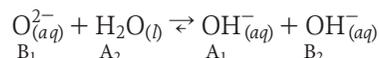
### BASI FORTI E DEBOLI

- 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:

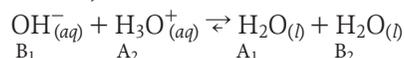


L'equilibrio di protonazione è tanto più spostato a destra quanto più la base è forte.

- 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**  $K_a \cdot K_b = K_w$

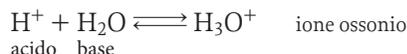
**35** Prodotto ionico dell'acqua:  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ .

**36** Affermazione *errata*:

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

### LA TEORIA DI LEWIS

**37** Formazione dello ione ossonio  $\text{H}_3\text{O}^+$  nella reazione acido-base di Lewis:



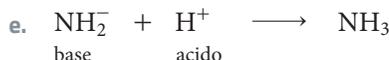
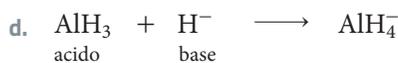
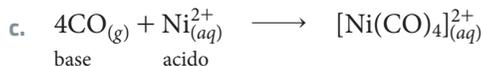
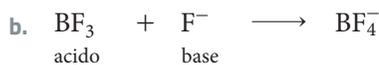
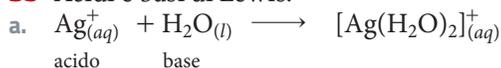
$\text{H}^+$  accetta un doppietto elettronico che viene condiviso con  $\text{H}_2\text{O}$ , che si comporta da base condividendo il doppietto elettronico con  $\text{H}^+$ .

**38** Formazione dello ione complesso:



Il catione  $\text{Al}^{3+}$  forma legami di coordinazione con 6 mol  $\text{H}_2\text{O}$  aventi doppietto elettronico disponibile che condividono con  $\text{Al}^{3+}$ . 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.

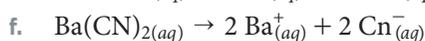
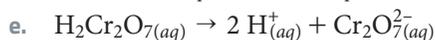
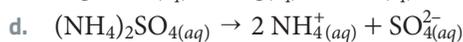
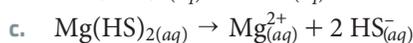
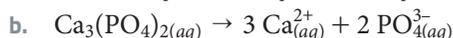
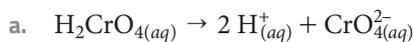
### VERIFICA LE TUE ABILITÀ

**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  $\text{H}_2\text{O}$  in 2 ioni.

**43** Equazioni di dissociazione ionica:

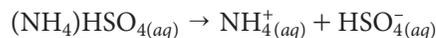


**44**

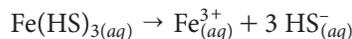
a. bicarbonato di alluminio:



b. solfato acido di ammonio:



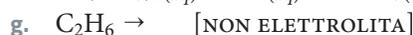
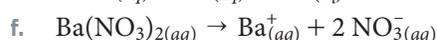
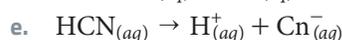
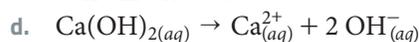
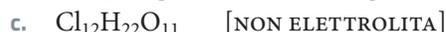
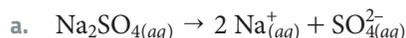
c. bisolfuro ferrico:



d. dicromato stannico:



**45**



**46** In acqua ha un comportamento basico:

Ⓑ  $\text{Na}_2\text{O}_{(aq)}$ .

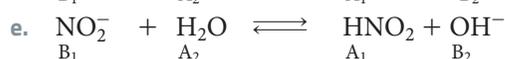
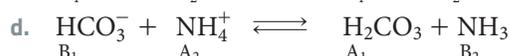
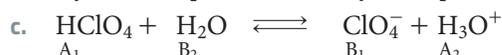
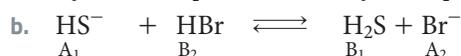
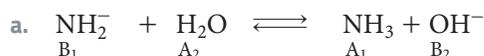
**47** Affermazione *errata* (secondo la teoria di Arrhenius):

Ⓒ Il tricloruro di boro è una base.

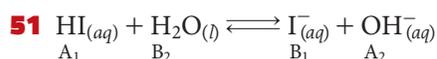
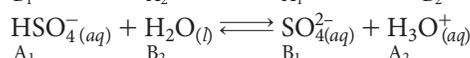
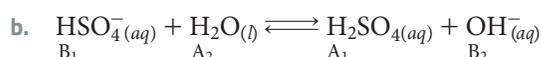
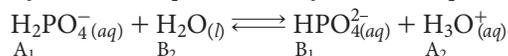
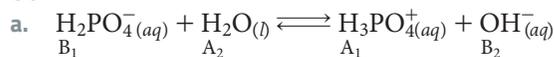
**48** In acqua ha un comportamento acido:

Ⓐ  $\text{SO}_3(aq)$ .

**49**



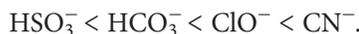
**50**



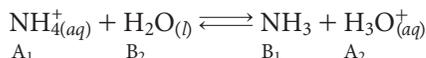
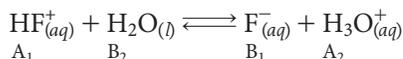
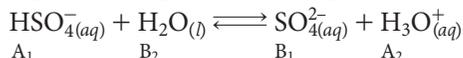
**52** Secondo la teoria di Brønsted-Lowry, può agire sia da acido sia da base:

Ⓐ Ione dicromato acido.

**53** Acidi in ordine di forza crescente:



**54** Equazioni di protolisi in acqua:



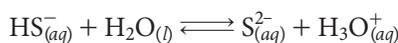
**55** Costanti di dissociazione acida  $K_a$ :



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



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

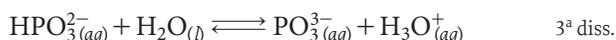


$$K_a = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]}$$

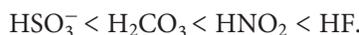
**56** Soluzione acquosa 0,1 M di  $\text{HNO}_2$ , dissociata per il 6,5%:  $K_a = 4,52 \cdot 10^{-4}$ .

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

**58** Equazioni di 1<sup>a</sup>, 2<sup>a</sup>, 3<sup>a</sup> dissociazione in  $\text{H}_2\text{O}$  per  $\text{H}_3\text{PO}_3$ :



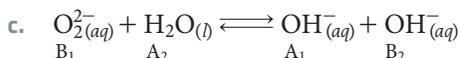
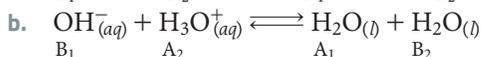
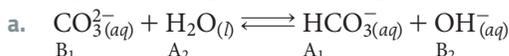
**59** Acidi in ordine di forza crescente:



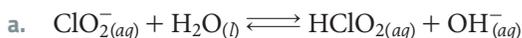
**60** L'acido clorico agisce da:

**(B)** donatore di un protone.

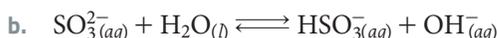
**61** Equazione di protolisi in acqua:



**62** Costante di dissociazione basica  $K_b$ :



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

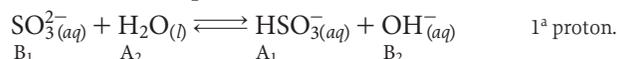


$$K_b = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_3^{2-}]}$$



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

**63** Equazioni di 1<sup>a</sup> e 2<sup>a</sup> protonazione per lo ione solfito in soluzione acquosa:



**64** Base più debole: **(C)**  $\text{ClO}_2^-$ .

**65** Lo ione idrogenocarbonato agisce da:

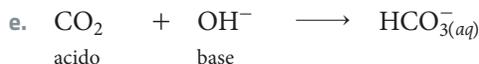
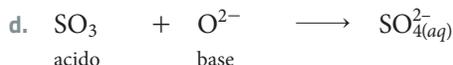
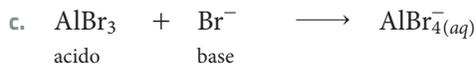
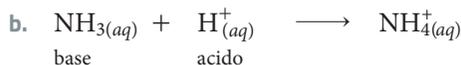
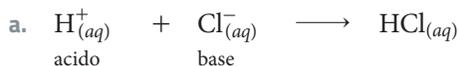
**(A)** donatore di un protone.

**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:  $K_a = 7,69 \cdot 10^{-4}$ .

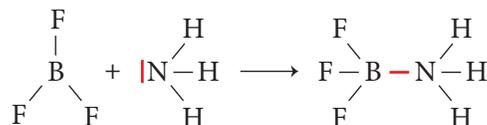
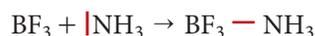
**68** La posizione dell'equilibrio è spostata a sinistra, verso i reagenti.

**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  $\text{NH}_3$  e  $\text{BF}_3$ .



**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:  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

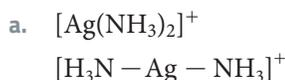
d. ione tetrafluoroplatinato(II):  $[\text{PtF}_4]^{2-}$

**73** Assegna il nome ai seguenti ioni complessi:

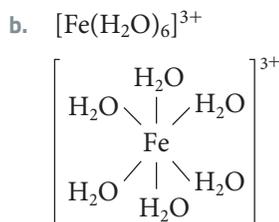
a.  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ : ione tetramminocadmio(II)

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

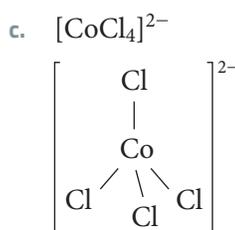
- c.  $[\text{CoF}_4]^{2-}$ : ione tetrafluorurocobaltato(II)  
 d.  $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$ : ione dicianocuprato(I)

**74**


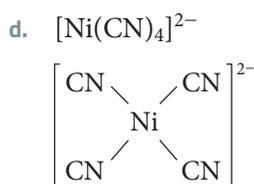
LINEARE



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)  $\text{OH}^-$  ions of the hydroxide accept protons from water.
- 78**  In water, the stronger the acid:  
 (C) the weaker its conjugate base.
- 79**  Equations of 1<sup>st</sup>, 2<sup>nd</sup> and 3<sup>rd</sup> dissociation for  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , in aqueous solution:  
 $\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{BO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  1<sup>st</sup>  
 $\text{H}_2\text{BO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HBO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  2<sup>nd</sup>  
 $\text{HBO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{BO}_3^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  3<sup>rd</sup>
- 80**  Dissociation constant of base for aqueous solution of  $\text{NH}_3$ :  $K_b = 1.4 \cdot 10^{-5}$ .

**VERSO I GIOCHI DELLA CHIMICA**

- 81** L'idrossido di sodio NaOH in acqua si comporta da base forte poiché:  
 (B) i suoi ioni  $\text{OH}^-$  accettano protoni dallo ione ossonio che si comporta da acido.
- 82** In acqua manifestano proprietà anfiprotiche:  
 (D)  $\text{HS}^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$ .
- 83** Acido più forte in acqua:  
 (D) Hanno tutti la stessa forza.
- 84** Acido e base più forti in acqua:  
 (A)  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ .
- 85** Ione che può comportarsi solo da acido:  
 (A)  $\text{NH}_4^+$ .
- 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)  $10^{-14}$ .

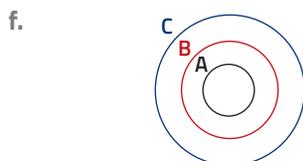
**VERSO L'ESAME: LE TUE COMPETENZE**
**CLASSIFICA E IPOTIZZA**
**94**

- 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.