

# Soluzioni

## CAPITOLO 17

### VERIFICA LE TUE CONOSCENZE

#### L'ENERGIA NELLE REAZIONI CHIMICHE

- 1**  D potenziale contenuta nei legami interatomici di una molecola e nei legami intermolecolari.
- 2** Si attribuisce segno negativo ( $-Q$ ) alla quantità di calore liberata dal sistema, segno positivo ( $+Q$ ) alla quantità di calore assorbita dal sistema. Si attribuisce segno negativo ( $-L$ ) al lavoro compiuto dall'ambiente sul sistema, segno positivo ( $+L$ ) al lavoro compiuto dal sistema sull'ambiente.
- 3**  A entrambi positivi.

#### IL CALORE DI REAZIONE

- 4** Il calore specifico del metallo è:  $0,381 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$ .
- 5** La quantità di calore assorbita è:  $62,76 \text{ kJ}$ .
- 6**  C il calore può essere assorbito o liberato.
- 7** La reazione è:  B esotermica.

#### L'ENTALPIA

- 8** L'entalpia ( $H$ ) in un sistema termodinamico è l'energia totale di cui il sistema dispone e corrisponde alla somma della sua energia ( $U$ ) e del lavoro ( $p \cdot V$ ) che esso compie sull'ambiente:  $H = U + p \cdot V$ .
- a. La variazione di entalpia ( $\Delta H$ ) in una trasformazione a pressione costante è:  
 $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$ .
- b. In una generica reazione chimica  $A + B \rightarrow C + D$  la variazione di entalpia è data da:  
 $\Delta H = H(C + D) - H(A + B)$ .
- 9** L'equazione termochimica associata all'entalpia standard di formazione ( $\Delta H_f^\circ$ ) della reazione di sintesi dello ioduro di idrogeno è:  
 $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HI}_{(g)} \quad (\Delta H = 53,20 \text{ kJ})$ .
- 10**  C dipende dalla pressione e dalla temperatura.

#### LE REAZIONI DI COMBUSTIONE

- 11** La grande quantità di energia termica che si libera sotto forma di calore nelle reazioni di

combustione è giustificata dalla formazione dei prodotti  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , che presentano legami interatomici molto forti, conferendo a questi composti elevata stabilità e bassa energia.

#### 12

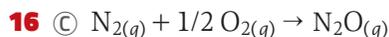
- a. Reazione di combustione dell'etano,  $\text{C}_2\text{H}_6(g)$ :  
 $2 \text{C}_2\text{H}_6(g) + 7 \text{O}_2(g) \rightarrow 4 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(l) \quad (-\Delta H)$
- b. Reazione di combustione del glucosio,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s)$ :  
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) + 6 \text{O}_2(g) \rightarrow 6 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(l) \quad (-\Delta H)$

- 13** Il combustibile più efficiente è il:  D butano.

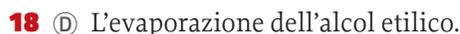
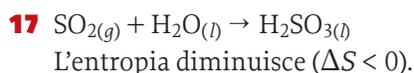
#### LA LEGGE DI HESS

#### 14

- a. La legge di Hess afferma che, se una reazione si svolge in un solo stadio o in più stadi, la quantità di calore liberata o assorbita è sempre la stessa, in quanto dipende dallo stato iniziale e finale del sistema. Quindi la variazione di entalpia in una reazione dipende dagli stati iniziale e finale e non dagli stadi intermedi della reazione.
- b. La variazione di entalpia standard  $\Delta H^\circ$  si calcola sommando le  $\Delta H^\circ$  di ogni stadio intermedio.



#### L'ENTROPIA



#### 19



#### L'ENERGIA LIBERA

- 20**  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$ . Una reazione chimica condotta a temperatura e pressione costanti è spontanea se la variazione di energia libera standard ha valore negativo ( $\Delta G^\circ < 0$ ).

Se  $\Delta H^\circ < 0$  e  $\Delta S^\circ > 0$  allora  $\Delta G^\circ < 0$ ; la reazione è spontanea, esotermica e accompagnata da un aumento del disordine.

Se  $\Delta H^\circ$  e  $\Delta S^\circ$  hanno lo stesso segno, la spontaneità dipende dalla temperatura: se la reazione è esotermica ( $\Delta H^\circ < 0$ ) e aumenta l'ordine ( $\Delta S^\circ < 0$ ),  $\Delta G^\circ < 0$  solo a basse temperature; se la reazione è endotermica ( $\Delta H^\circ > 0$ ) e aumenta il disordine ( $\Delta S^\circ > 0$ ),  $\Delta G^\circ < 0$  solo ad alte temperature.

**21**  $\Delta G^\circ = 0$  in condizioni di equilibrio termodinamico, cioè la trasformazione non ha la tendenza a decorrere né in una direzione né nella direzione opposta.

**22**

- a.  $\Delta H^\circ > 0$  e  $\Delta S^\circ > 0$ .  
 b. Il processo è spontaneo ( $\Delta G^\circ < 0$ ) ad alte temperature.

**23**  $\Delta G^\circ = -274,16$  kJ

**24** **C** ICl ( $\Delta G = -3,4$  kJ)

**25** La reazione è: **A** spontanea.

#### VERIFICA LE TUE ABILITÀ

**26** **B** nell'acqua allo stato di vapore.

**27** **C** nell'azoto biatomico.

**28** La quantità di calore assorbita è: 1,2495 kJ.

**29** Occorrono 166 kJ.

**30** Il calore sviluppato dalla reazione è:  $-3730,64$  kJ.

**31** Occorrono: **B** 483 g.

**32**

- a. Entalpia standard per la sintesi del cloruro di idrogeno:  $\Delta H^\circ = -184,6$  kJ.  
 b. Entalpia standard per la combinazione dell'idrossido di calcio:  $\Delta H^\circ = -65,19$  kJ.

**33**

- a. Entalpia standard per la decomposizione del carbonato di calcio:  $\Delta H^\circ = 177,5$  kJ.  
 b. Entalpia standard per la combustione dell'etanolo:  $\Delta H^\circ = -1367,1$  kJ.  
 c. Entalpia standard per la combustione dell'etano:  $\Delta H^\circ = -3120$  kJ.

**34** La variazione di entalpia standard per il diossido di azoto è: **C** 113,4 kJ.

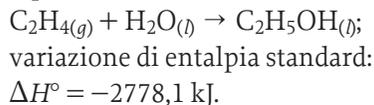
**35** La variazione di entalpia standard per la reazione è: **B**  $-15,5$  kJ.

**36** Sono necessari 805 g di glucosio.

**37** La quantità di calore prodotta è: **D**  $-221,97$  kJ.

**38** Sono necessari 24 g di metano.

**39** Equazione termochimica in un unico stadio:



**40** Variazione di entalpia standard:  $\Delta H^\circ = -512,8$  kJ.

**41** Variazione di entalpia standard per la reazione di sintesi del propano:  $\Delta H^\circ = -106$  kJ.

**42** La variazione di entalpia standard è: **C**  $-127,8$  kJ.

**43**

- a.  $\Delta S^\circ = -229,44$  J/K  
 b.  $\Delta S^\circ = -101,9$  J/K

**44**

- a.  $\Delta S^\circ = -128,4$  J/K  
 b.  $\Delta S^\circ = 13,8$  J/K

**45** **C**  $\Delta H > 0; \Delta S > 0$

**46** La variazione di entropia standard è: **B**  $-72,6$  J/K.

**47**  $\Delta G^\circ = -155,69$  kJ. La reazione è spontanea.

**48** La variazione di entropia standard è:  $\Delta S^\circ = -325$  J/K.

**49** La reazione di formazione del metanolo:  
**D** è spontanea a bassa temperatura.

#### TEST YOURSELF

**50**  The heat that must be supplied is: 8891 kJ.

**51**  The enthalpy change is: 8900 kJ.

**52**  The energy produced is: 32 791 kJ.

**53**  The heat released is:  $-4470$  kJ.

**54**   $\Delta G^\circ < 0$ ; the reaction is spontaneous.

#### VERSO I GIOCHI DELLA CHIMICA

**55** La quantità di calore che occorre fornire è uguale a:  
**C** 0,753 kJ.

**56** La temperatura iniziale dell'acqua ha il valore di:  
**A** 37 °C.

#### VERSO L'UNIVERSITÀ

**57** **A** All'equilibrio, T e X producono Z alla stessa velocità con cui Z produce T e X.

## VERSO L'ESAME: LE TUE COMPETENZE

COLLEGA E CALCOLA

**58** La temperatura dell'alluminio aumenta di 4,94 °C.

COLLEGA E CALCOLA

**59** Occorrono 0,78 g di carbonio.

COLLEGA E CALCOLA

**60** Sono necessari 229 g di carbonio.

COLLEGA E CALCOLA

**61** La temperatura finale è 90,7 °C.

CALCOLA

**62** La variazione di entalpia è:  $\Delta H^\circ = -309$  kJ.

CALCOLA

**63** La variazione di entalpia è:  $\Delta H^\circ = -115\,490$  kJ.

CALCOLA

**64** L'entalpia standard di formazione è: -49 kJ/mol.

COLLEGA E CALCOLA

**65** L'entalpia standard di formazione dell'etilene è:  $\Delta H_f^\circ = 52,30$  kJ/mol.

COLLEGA E CALCOLA

**66** Il calore prodotto dalla combustione è: 120 kJ.

COLLEGA E CALCOLA

**67** Occorrono 151 L di metano.

COLLEGA E CALCOLA

**68** Il calore prodotto dalla combustione è: 120 kJ.

IPOTIZZA

**69**

- $\Delta G^\circ > 0$  (reazione non spontanea);
- $\Delta G^\circ < 0$  (reazione spontanea).

OSSERVA E IPOTIZZA

**70** La formazione di prodotti allo stato aeriforme da reagenti liquidi e/o in soluzione:

- favorisce la spontaneità di una reazione chimica;
- influenza il fattore entropico, aumenta il disordine del sistema.

Osservando l'equazione che rappresenta la variazione di energia libera standard di una reazione chimica ( $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$ ) si nota come un aumento di entropia favorisca la spontaneità della reazione.

OSSERVA E CLASSIFICA

**71** Figura 1 (fuoco nel caminetto): reazione di combustione, esotermica, aumento di entropia. Figura 2 (foschia in montagna): condensazione, esotermica, diminuzione di entropia.