

Capitolo 17 L'energia si trasferisce

Hai capito?

pag. 426 ■ Si può adoperare una beuta chiusa con un palloncino o un altro recipiente sigillato; si può inserire il recipiente di reazione in una tazza di polistirolo o in una busta di materiale isolante; un tappo di gomma forato con una siringa permette di valutare la quantità di gas prodotto.

Tipo di sistema	Materia	Calore	Lavoro	Esempio
aperto	sì	sì	sì	
chiuso	no	sì	sì	
isolato	no	no	no	

- Le piante sono sistemi aperti.
- pag. 431** ■ Sono più deboli, la fotosintesi è endotermica.
 ■ 66,8 kJ; sempre 66,8 kJ.
 ■ Una vasca da bagno piena di acqua calda.
 ■ Si rompono i legami metallici tra gli atomi Mg e il doppio legame covalente nella molecola O₂. Si forma un legame ionico tra Mg e O. L'energia chimica dei prodotti è minore di quella dei reagenti.
- pag. 434** ■ Isolato.
 ■ 5,60 kJ
 ■ 586 kJ
 ■ Perché l'energia liberata deve essere immediatamente disponibile.
- pag. 435 A** ■ Sì.
- pag. 435 B** ■ Nel primo caso: lavoro compiuto > 0, calore ceduto = 0; nel secondo caso: lavoro compiuto = 0, calore ceduto > 0.
- pag. 438** ■ $\Delta U = 0$
 ■ a) $\Delta U = 36$ kJ; b) $\Delta U = 147$ kJ; c) $\Delta U = -104$ kJ; in a) e c) il sistema compie lavoro sull'ambiente.
- pag. 439** ■ Endotermico; in energia chimica.
 ■ Quando p e V rimangono costanti, per esempio quando reagenti e prodotti sono allo stato solido o liquido.
- pag. 440** ■ Perché l'entalpia dei prodotti è minore di quella dei reagenti.
 ■ Uguale, perché l'entalpia è una funzione di stato.
- pag. 441 A** ■ Lo stato standard è a pressione di 1 bar (10⁵ Pa) e temperatura di 25 °C; le condizioni STP sono alla medesima pressione ma alla temperatura di 0 °C.
- pag. 441 B** ■ $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l); \Delta H = -285,8$ kJ
- pag. 443** ■ -285,8 kJ; -1144 kJ
 ■ Perché in natura l'elemento idrogeno è presente come molecola diatomica H₂.
 ■ $\Delta H_{\text{reazione}}^\circ = -130,3$ kJ; esotermica.
 ■ $2\text{HBr}(g) \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)}; \Delta H^\circ = +72,8$ kJ
- pag. 444** ■ Un 7.
- pag. 446 A** ■ Perché aumentano le moli di gas.
- pag. 446 B** ■ a; d
 ■ a; l'entropia dello stato liquido è maggiore dell'entropia dello stato solido. b; si forma una specie gassosa.
- pag. 448** ■ No.
 ■ Perché il valore di ΔG con la temperatura di -25 °C sarebbe positivo ($\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$); occorrono valori di temperatura positivi per avere $\Delta G < 0$.
- pag. 449** ■ Abbassare la temperatura.
 ■ Esotermica, è la diminuzione di entalpia a rendere spontanea la reazione.

Quesiti e problemi

1	Sistema	Ambiente
a)	la Terra	spazio
b)	reagenti e prodotti	recipiente di reazione e ambiente circostante
c)	il Sole e i pianeti	l'Universo
d)	reagenti e prodotti	recipiente di reazione e ambiente circostante

- 2 Aperti a-f-g; chiusi b-d-e-h; isolati c.
- 3 Il sistema chiuso scambia con l'ambiente energia, ma non materia. Un sistema isolato non scambia né energia né materia. Esempi: lattina di aranciata e thermos.
- 4 Raffreddandosi e riscaldandosi.
- 5 Bisogna verificare come varia la temperatura del sistema.
- 6 Endotermico.
- 7 Una compressa effervescente in acqua dentro a un thermos.
- 8 No.
- 9 Aperto; l'ambiente esterno.
- 10 Esotermica.
- 11 L'energia chimica è l'energia potenziale dei legami tra gli atomi, mentre l'energia termica è l'energia cinetica del movimento delle molecole.
- 12 Dapprima aumenta l'energia potenziale, che poi viene trasformata in energia cinetica.
- 13 Endotermico; diminuisce.
- 14 Esotermico; aumenta.
- 15 Perché l'energia contenuta nei suoi legami viene trasformata in calore.
- 16 Ai prodotti.
- 17 Perché assorbe calore e perché $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ha energia potenziale maggiore di $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$.
- 18 Traslazione, oscillazione, variazione della lunghezza e degli angoli di legame.
- 19 Perché H_2 e O_2 hanno energia potenziale maggiore.
- 20 Vedi teoria pag. 430.
- 21 Le patatine fritte; sì, perché contengono più grassi.
- 22 O_3 , perché contiene un maggior numero di legami.
- 23 4190 kJ
- 24 24,4 °C
- 25 $Q_{\text{metano}} = 3,68 \cdot 10^4 \text{ kJ/kg}$;
 $Q_{\text{acetilene}} = 5,40 \cdot 10^4 \text{ kJ/kg}$
- 26 100 g di biscotti corrispondono a 506 kcal (cioè 2118 J). Un singolo biscotto, di 10,2 g, equivale a 51,6 kcal (216 kJ). La composizione è la seguente: proteine 7,1%, carboidrati 63,4%, grassi 24,3%. Si trascurano gli altri componenti. Considerando il consumo di 5 biscotti, l'apporto calorico è di 258 kcal (1080 kJ), il cui smaltimento richiede circa 1 ora di cammino.
- 27 393,24 kJ/mol
- 28 Vedi teoria pag. 435.
- 29 Sì; sì; in entrambi i casi si considerano solo lo stato iniziale e quello finale, indipendentemente dai passaggi intermedi.
- 30 Lo stato fisico di un sistema è caratterizzato dallo stato (solido, liquido, aeriforme) dei materiali o «fasi» che lo costituiscono. Lo stato termodinamico spiega le relazioni energetiche fra i componenti del sistema.
- 31 Il lavoro e il calore non sono funzioni di stato perché possono cambiare da trasformazione a trasformazione; la temperatura, invece, lo è (vedi teoria pag. 435).
- 32 L'energia interna è la somma dell'energia chimica e dell'energia termica.
- 33 Resta costante perché il sistema è isolato.
- 34 , , ,
- 35 Perché non è necessario considerare la differenza tra un lavoro iniziale e uno finale.
- 36 È maggiore a 50 °C.
- 37 Subito; 223 kJ.
- 38 Zero.
- 39 Positivo.
- 40 40 J
- 41 -14 kJ

- 42 L'aumento dell'energia di un sistema si ha quando su di esso viene svolto lavoro dall'ambiente o viene fornito calore. La diminuzione dell'energia di un sistema si ha quando esso cede energia sotto forma di calore o svolge lavoro sull'ambiente.
- 43 Sì. $\Delta U = Q + W$
- 44 L'energia interna.
- 45 Perché H tiene conto sia dell'energia interna sia del lavoro subito o effettuato dal sistema.
- 46 Diminuisce.
- 47 Negativo.
- 48 A volume costante, il sistema non scambia lavoro con l'ambiente.
- 49 Vedi teoria pag. 439.
- 50 Vedi teoria pag. 439.
- 51 Nel recipiente rigido.
- 52 176,0 kJ
- 53 -206,2 kJ
- 54 +393,5 kJ
- 55 c); a) e c) descrivono reazioni di sintesi a partire dagli elementi, ma in a) si formano 2 mol.
- 56 Perché parte del calore viene utilizzata per mantenere l'acqua allo stato di vapore; $Q = -44$ kJ/mol.
- 57 $\text{MgO}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $Q_{\text{ceduto}} = 142,4$ kJ
- 58 $Q_{\text{ceduto}} = -1300$ kJ/mol
- 59 $Q = 2,16 \cdot 10^4$ kJ
- 60 Galattosio.
- 61 -124,4 kJ
- 62 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$; -280,0 kJ
- 63 Nelle trasformazioni spontanee si verifica un aumento di disordine, cioè dispersione di energia e materia.
- 64 Lo stato solido.
- 65 Un gas occupa tutto lo spazio a disposizione, tendendo così alla massima entropia.
- 66 a) $\Delta S > 0$; b) $\Delta S < 0$; c) $\Delta S > 0$; d) $\Delta S > 0$; e) $\Delta S < 0$
- 67 -358,7 J/K; l'entropia dell'ambiente sarà aumentata, siccome quella del sistema è diminuita.
- 68 Le molecole dell'aeriforme sono a maggiore distanza reciproca e in una condizione di maggior disordine rispetto al liquido, dove si trovano a contatto, pur essendo libere di muoversi.
- 69 No, vedi CaCO_3 e MgO .
- 70 -128,4 kJ
- 71 $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$; diminuita; $\Delta S^\circ = -169,3$ J/K
- 72 0,3 kJ
- 73 No.
- 74 $\Delta S > 0$; se $\Delta S < 0$, ΔH deve essere minore di $T\Delta S$; solo in questo caso la reazione, spontanea alle basse temperature, avviene con diminuzione di energia libera.
- 75 Dipende dai valori di H e S .
- 76 $\Delta G = +41$ kJ; la reazione non è spontanea.
- 77 462 K
- 78 108,4 kJ
- 79 -127 kJ; sì; no
- 80 Minore; -4,20 kJ

Il laboratorio delle competenze

- 81 I prodotti.
- 82 Mantenendo costante il volume (recipiente rigido con coperchio ermetico).
- 83 Nella sbarra A.
- 84 Aumenta.
- 85 La reazione è esotermica, per cui si formano legami più forti rispetto ai reagenti.
- 86 $\Delta T = 9,5^\circ\text{C} = 9,5$ K
- 87 $T\Delta S > 3,6$ kcal/mol
- 88 Perché l'ossigeno è un atomo piccolo ed elettronegativo, che instaura legami a idrogeno tra le molecole d'acqua.
- 89 a) Reazione endotermica, nessuna dispersione di materia; b) reazione esotermica con dispersione di materia ($\text{CO}_{2(g)}$); c) reazione esotermica con dispersione di materia ($\text{H}_{2(g)}$).
- 90 21,2 J/K
- 91 Q (calore richiesto) = 334 kJ; massa propano = 6,69 g; massa butano = 6,74 g (le masse sono circa uguali, vanno comunque calcolate per arrivare a concludere che è necessaria una massa maggiore di butano).
- 92 $\Delta H^\circ_{\text{liquida}} = -890,2$ kJ; $\Delta H^\circ_{\text{gassosa}} = -802,2$ kJ; la formazione dell'acqua gassosa libera una quantità inferiore di calore.
- 93 699 K

- 94** 6,5 mol
95 4,88 kJ; $\Delta H_{\text{система}} = 4,88 \text{ kJ}$; $\Delta H_{\text{ambiente}} = -4,88 \text{ kJ}$
96 83 kJ
97 $\Delta S = -363 \text{ J/K}$; $\Delta S = 13,4 \text{ J/K}$
98 +46 kJ/mol
99 21,5 kcal/mol
100 È altamente infiammabile.
101 398 kJ
102 Se il processo di dissoluzione del gas O_2 in acqua è esotermico ($\Delta H < 0$) e l'entropia diminuisce ($\Delta S < 0$), dall'equazione $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ si nota come all'aumentare della temperatura ΔG diventi sempre più positivo, quindi il processo sarebbe sfavorito.
103 L'olio è apolare (idrofobo) e pertanto l'acqua (polare) non riesce a spezzare i suoi legami.
104 $4,77 \cdot 10^4 \text{ kJ}$
105 85 kJ; $1,0 \cdot 10^2 \text{ kJ}$; 26,7 L