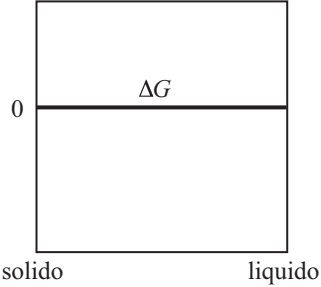


Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2014
Soluzione degli esercizi – Capitolo 18

Esercizio	Risposta
PAG 412 ES 1	Richiede più energia la sostanza con elevato calore specifico. Per esempio, se si vuole aumentare di 1 °C la temperatura di 1 g di acqua occorre fornire una quantità di calore maggiore rispetto a molte altre sostanze.
PAG 412 ES 2	La capacità termica, C , è data dal prodotto del calore specifico, s , per la quantità di sostanza, m : $C = s \times m$.
PAG 412 ES 3	La sostanza con basso calore specifico raggiunge una temperatura maggiore.
PAG 412 ES 4	La temperatura di B aumenta di 4 volte rispetto ad A.
PAG 412 ES 5	Con uno o più segmenti che uniscono gli atomi; ciascuno di essi rappresenta una coppia di elettroni condivisi in un legame covalente. Dal punto di vista energetico una molla può essere adoperata come modello per il legame tra atomi (vedi pag. 171 e seguenti).
PAG 412 ES 6	Una reazione che libera calore è definita esotermica; si realizza con diminuzione dell'energia chimica del sistema.
PAG 412 ES 7	Una reazione che assorbe calore è definita endotermica; si realizza con aumento dell'energia chimica del sistema.
PAG 412 ES 8	L'entalpia, H , è una forma di energia che comprende sia l'energia interna di un sistema sia il possibile lavoro dovuto alla variazione di volume: $H = E + PV$.
PAG 412 ES 9	$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$ $\Delta H = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}}$ Perché nella maggior parte delle reazioni chimiche e biochimiche il processo si svolge a pressione costante e non a volume costante.
PAG 412 ES 10	$\Delta H_{\text{sistema}} = +100 \text{ kJ}$; $\Delta H_{\text{ambiente}} = -100 \text{ kJ}$ (se il sistema può scambiare calore con l'ambiente)
PAG 412 ES 11	Negativo.
PAG 412 ES 12	Il calore di reazione è influenzato da diversi fattori, come la quantità e la concentrazione di reagenti e prodotti, la temperatura e la pressione. Valori standard di temperatura e pressione: 25 °C e 1 bar $\approx$ 1 atm
PAG 412 ES 13	Un'equazione termochimica comprende il valore di ΔH° , ovvero del calore standard di reazione.
PAG 412 ES 14	I coefficienti di reazione indicano il numero effettivo di moli delle sostanze che partecipano al processo.
PAG 412 ES 15	È possibile utilizzare coefficienti frazionari perché il calore di reazione è proporzionale alla quantità di reagenti e prodotti. $\frac{1}{2}$ significa che viene presa in considerazione mezza mole di sostanza.
PAG 412 ES 16	$\Delta E = q + w$. La variazione di energia interna è uguale alla somma dei valori di calore scambiato fra il sistema e l'ambiente e di lavoro compiuto sul sistema o sull'ambiente.
PAG 412 ES 17	A volume costante: $\Delta E = q_v$ (calore di reazione a volume costante) A pressione costante: $\Delta H = q_p$ (calore di reazione a pressione costante) $\Delta E = \Delta H$ per processi che coinvolgono liquidi e solidi, dove le variazioni di volume sono trascurabili.
PAG 412 ES 18	L'entalpia è una funzione di stato.
PAG 412 ES 19	L'energia a pressione costante che si libera o viene assorbita quando un soluto si scioglie in un solvente.

PAG 412 ES 20	Le forze di interazione A—B sono simili a quelle A—A e B—B.
PAG 412 ES 21	Un evento che si realizza senza bisogno di interventi esterni.
PAG 412 ES 22	Trasformazioni spontanee: 1a - la fusione del ghiaccio 2a - l'arrugginimento del ferro 3a - la formazione di una soluzione di acqua ed etanolo 4a - la dissoluzione dell'anidride carbonica nell'acqua 5a - la combustione del legno Trasformazioni non spontanee: 1b - la decomposizione dell'acqua 2b - la compressione di un gas non sottoposto a lavoro esterno o a diminuzione di temperatura 3b - la separazione di due gas miscelati tra loro 4b - il passaggio di calore da un corpo freddo a un corpo caldo 5b - l'ebollizione dell'acqua in condizioni standard
PAG 413 ES 23	Trasformazioni accompagnate da una diminuzione di energia potenziale: 2a, 3a, 4a, 5a. Trasformazioni accompagnate da un aumento dell'energia potenziale: 1a (vedi pag. 404), 1b, 2b, 3b, 4b, 5b.
PAG 413 ES 24	Se $\Delta H < 0$, la variazione di entalpia contribuisce alla spontaneità del processo.
PAG 413 ES 25	Dalla possibilità di distribuire l'energia fra molecole appartenenti a quello stato.
PAG 413 ES 26	Un processo è spontaneo se si svolge da uno stato a bassa probabilità verso uno stato a probabilità più alta.
PAG 413 ES 27	L'entropia è la grandezza termodinamica che descrive il numero di modi equivalenti in cui l'energia può essere distribuita all'interno di un sistema.
PAG 413 ES 28	L'entropia, S , è una funzione di stato, come l'entalpia, H , essendo definita dalla relazione $S = H/T$.
PAG 413 ES 29	Tutti gli eventi spontanei che si realizzano nell'Universo comportano un aumento dell'entropia complessiva: $\Delta S_{\text{totale}} > 0$.
PAG 413 ES 30	Affinché questo accada occorre tenere presenti le variazioni di entalpia e di temperatura. Se $\Delta S < 0$, occorre che $\Delta H < 0$.
PAG 413 ES 31	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
PAG 413 ES 32	Quando $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$.
PAG 413 ES 33	Quando $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$.
PAG 413 ES 34	È possibile purché si fornisca energia al sistema, come avviene nella fotosintesi.
PAG 413 ES 35	L'energia libera, ΔG , è la quantità massima di energia che può essere teoricamente trasformata in lavoro utile.
PAG 413 ES 36	Un processo è termodinamicamente reversibile se la forza che produce la trasformazione è in ogni istante controllata da una forza contraria di poco più debole, in modo tale che, se questa diventa appena più intensa, il processo si inverte. Se una trasformazione si svolge in condizioni termodinamicamente reversibili, la conversione di energia chimica in lavoro è massima.
PAG 413 ES 37	In condizioni di equilibrio, $\Delta G = 0$.

PAG 413 ES 38	a) $2\text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = -566 \text{ kJ}$ b) $\Delta H^\circ_f = -283 \text{ kJ/mol}$
PAG 413 ES 39	a) $H^\circ_c = -283 \text{ kJ}$ b) $2/3\text{NH}_3\text{(g)} + 7/6\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2/3\text{NO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}; \Delta H^\circ_c = -189 \text{ kJ}$
PAG 413 ES 40	$\Delta H^\circ_c = -162 \text{ kJ}$
PAG 413 ES 41	861 kJ
PAG 413 ES 42	-17 J
PAG 413 ES 43	26 J
PAG 413 ES 44	-30,4 kJ
PAG 413 ES 45	21.3 kJ
PAG 413 ES 46	a) $2,22 \times 10^5 \text{ J}$ b) $q_v = \Delta E = -222 \text{ kJ/mol}$
PAG 414 ES 47	a) Calore liberato dalla reazione: $q_v = -6,367 \times 10^4 \text{ J}$ b) Calore di combustione a volume costante: $q_v = -3,911 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$
PAG 414 ES 48	Quantità di calore liberato: $q_p = -3,8 \times 10^3 \text{ J}$, corrispondente a -53 kJ/mol.
PAG 414 ES 49	Il calore di neutralizzazione viene ceduto a tre componenti del sistema tra loro «indipendenti», cioè HCl, NaOH e il calorimetro stesso; tutti e tre vanno incontro allo stesso aumento di temperatura: $\Delta T = 20,610^\circ\text{C} - 16,784^\circ\text{C} = 3,826^\circ\text{C}$. Pertanto, la capacità termica totale del sistema è la somma di queste tre capacità termiche: $\text{capacità termica}_{\text{HCl}} + \text{capacità termica}_{\text{NaOH}} + \text{capacità termica}_{\text{calorimetro}} =$ $(4,031 \text{ J g}^{-1}^\circ\text{C}^{-1} \times 610,29 \text{ g}) + (4,046 \text{ J g}^{-1}^\circ\text{C}^{-1} \times 615,31 \text{ g}) + 77,99 \text{ J }^\circ\text{C}^{-1} =$ $5028 \text{ J }^\circ\text{C}^{-1}$ Il calore assorbito dal sistema è quindi: $\text{calore} = 5028 \text{ J }^\circ\text{C}^{-1} \times 3,826^\circ\text{C} = 1,924 \times 10^4 \text{ J} = 19,24 \text{ kJ}$ e il calore di neutralizzazione ha lo stesso valore, ma con segno negativo, dato che il processo di neutralizzazione è esotermico: $\Delta H = -9,24 \text{ kJ} \div 0,33183 \text{ mol} = -57,98 \text{ kJ/mol}$
PAG 414 ES 50	Il processo è endotermico; la temperatura diminuisce.
PAG 414 ES 51	L'energia reticolare.
PAG 414 ES 52	Le molecole di CO_2 gassose hanno debolissime interazioni intermolecolari, quindi nel bilancio globale ΔH_{sol} (interazioni soluto-solvente) prevale.
PAG 414 ES 53	Le interazioni intermolecolari fra acqua e acetone sono molto forti, e quindi la solvatazione produce liberazione di calore.
PAG 414 ES 54	Il ΔH_{sol} è positivo perché le interazioni intermolecolari fra etanolo ed esano sono meno forti di quelle fra molecole di etanolo e molecole di esano nei due liquidi puri prima del mescolamento.
PAG 414 ES 55	a) negativa b) negativa c) positiva d) negativa e) negativa f) positiva
PAG 414 ES 56	The mixing is spontaneous because the final (mixed) state has a higher probability than the original state.

PAG 414 ES 57	I frammenti di un bicchiere rotto che si ricompongono. ΔS è negativo perché diminuisce il numero di unità indipendenti.
PAG 414 ES 58	La variazione del numero di particelle. In entrambi i casi tutte le specie sono gassose.
PAG 414 ES 59	a) Da specie gassose si forma un liquido, $\Delta S < 0$; b) diminuisce il numero di molecole (-2), $\Delta S < 0$; c) si generano più particelle perché si rompe il reticolo e gli ioni si liberano in acqua, però dobbiamo considerare anche che le molecole di acqua di idratazione vengono sottratte al solvente: $\Delta S > 0$.
PAG 414 ES 60	a) $\Delta S < 0$ b) $\Delta S < 0$ c) $\Delta S < 0$ d) $\Delta S > 0$
PAG 414 ES 61	a) $\Delta S > 0$ b) $\Delta S < 0$ c) $\Delta S < 0$ d) $\Delta S < 0$
PAG 414 ES 62	Un processo termodinamicamente reversibile, in cui la conversione di energia chimica in lavoro è massima, procede molto lentamente. Quindi, se il lavoro non viene prodotto a velocità ragionevole, non può essere utilizzato. La velocità di produzione del lavoro è quindi un altro aspetto da considerare.
PAG 415 ES 63	Viene dispersa in calore.
PAG 415 ES 64	A livello molecolare si verificano un aumento dell'energia cinetica delle particelle del corpo freddo (che si riscalda) e una diminuzione dell'energia cinetica delle particelle del corpo caldo (che si raffredda). Aumenta così il numero di versioni energeticamente equivalenti del sistema e la sua probabilità statistica è maggiore. Essendo $\Delta S > 0$, il processo è spontaneo.
PAG 415 ES 65	
PAG 415 ES 66	Per motivi cinetici: sono troppo lente, a meno che non intervenga un fattore esterno, come per esempio una scintilla o un catalizzatore.
PAG 415 ES 67	a) $\Delta G^\circ < 0$; la reazione è spontanea b) $\Delta G^\circ > 0$; la reazione non è spontanea Per la risoluzione dell'esercizio si possono consultare le tabelle negli approfondimenti online relativi ai paragrafi 18.3, 18.5 e 18.6 (interactive eBook).

PAG 415 ES 68	$\Delta G^\circ = -399,65 \text{ kJ}$; la risposta è positiva Per la risoluzione dell'esercizio si possono consultare le tabelle negli approfondimenti online relativi ai paragrafi 18.3, 18.5 e 18.6 (interactive eBook).
PAG 415 ES 69	a) $\Delta G^\circ = -84,5 \text{ kJ}$; la reazione è spontanea b) $\Delta G^\circ = -143,93 \text{ kJ}$; la reazione è spontanea c) $\Delta G^\circ = +835,4 \text{ kJ}$; la reazione non è spontanea d) $\Delta G^\circ = +68,68 \text{ kJ}$; la reazione non è spontanea Per la risoluzione dell'esercizio si può consultare la tabella nell'approfondimento online relativo al paragrafo 18.6 (interactive eBook).
PAG 415 ES 70	Because in the breaking of a bond $\Delta S > 0$ (more particles from a single species) the temperature is high, therefore $-T\Delta S$ is greater than ΔH and negative.
PAG 415 ES 71	250 kcal corresponds to $250 \times 4.18 \times 10^9 \mu\text{J}$. Dividing this amount by 25 μJ we obtain the minimum number of pulses that require the energy provided by the chocolate bar: 4.2×10^{10} pulses.
PAG 415 ES 72	La differenza tra i valori è nulla.
PAG 415 ES 73	C_2H_2 , perché la differenza fra le entalpie standard di formazione dell'etilene e dell'acetilene è un numero negativo.
PAG 415 ES 74	La temperatura finale dell'acqua sarà di circa 65°C , più vicina alla temperatura più alta perché la massa di acqua a 100°C è maggiore e perché anche il cilindro di rame fornirà calore. Per risolvere il problema è necessario conoscere anche i calori specifici dell'acqua e del rame. Calore ceduto dall'acqua bollente + calore ceduto dal rame = calore acquistato dall'acqua a 10°C . $(m_{\text{H}_2\text{O}})(\text{calore specifico H}_2\text{O})(100^\circ\text{C} - T_{\text{finale}}) + (m_{\text{Cu}})(\text{calore specifico Cu})(100^\circ\text{C} - T_{\text{finale}}) =$ $= (m_{\text{H}_2\text{O}})(\text{calore specifico H}_2\text{O})(T_{\text{finale}} - 10^\circ\text{C})$
PAG 415 ES 75	a) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 246,05 \text{ kJ/mol}$ b) Corretta c) Corretta
PAG 416 ES 76	-19.09 kJ
PAG 416 ES 77	$\text{KCl}(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g})$ $\text{K}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ $\Delta H_{\text{sol}} = 4 \text{ kJ/mol}$
PAG 416 ES 78	$+840 \text{ kJ/mol}$
PAG 416 ES 79	$\text{XY}(\text{s}) + 600 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{X}^+(\text{g}) + \text{Y}^-(\text{g})$ $\text{X}^+(\text{g}) + \text{Y}^-(\text{g}) \rightarrow \text{X}^+(\text{aq}) + \text{Y}^-(\text{aq}) + 610 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{sol}}^\circ = -10 \text{ kJ/mol}$