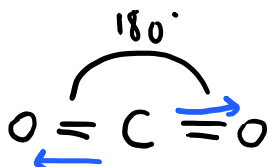


Geometria molecolare

1. La molecola di CO_2 è:

- A. angolare e polare
- ☒ B. lineare e apolare
- C. lineare e polare
- D. tetraedrica e apolare
- E. trigonale planare e polare

$\text{C} \rightarrow 4 \text{ e di valenza} \rightarrow \text{ha bisogno di } 4 \text{ e}^-$
 $\text{O} \rightarrow 6 //$
 $\rightarrow \text{per l'ottetto}$
 $\downarrow$
 fa 2 legami doppi



MOLECOLA LINEARE (ibridazione sp)

$\text{EN}(\text{O}) > \text{EN}(\text{C}) \rightarrow \text{O}$ attira gli elettroni

Le 2 frecce hanno la stessa forza ma direzione opposta e si annullano $\rightarrow$ APOLARE

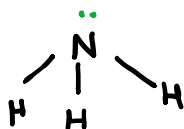
2. Nell' NH_3 , l'atomo di azoto presenta:

- A. ibridazione sp e geometria lineare
- B. ibridazione sp^2 e geometria trigonale planare
- ☒ C. ibridazione sp^3 e geometria piramidale
- D. ibridazione sp^3 e geometria tetraedrica della molecola
- E. ibridazione sp^2 e geometria angolare

N ha 5 e di valenza $\rightarrow$ ne mette in comune 3, uno per ogni H , si creano 3 legami N-H
 $\text{H} \quad 1$
rimane una coppia solitaria

Sono dunque 4 "nuvole"

$\downarrow$
ibridazione $\text{N} = \text{sp}^3 \rightarrow$ le nuvole si dispongono ai vertici di un tetraedro



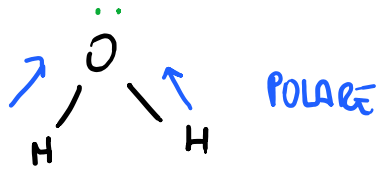
La geometria della molecola si descrive guardando solo gli atomi:
 $\rightarrow$ GEOMETRIA PIRAMIDALE ($\approx 107^\circ$)

3. Quale affermazione sull' H_2O è corretta?

- A. È lineare e apolare.
- ☒ B. È angolare e polare.
- C. È tetraedrica e apolare.
- D. L'ossigeno è ibridato sp .
- E. I dipoli O-H si annullano completamente.

O $\rightarrow$ 6 e⁻ di valenza $\rightarrow$ ne mette in comune 2 (2 legami OH)
H $\rightarrow$ 1

restano 2 coppie solitarie
ibridazione sp³ (4 nuvole)



Le 4 nuvole formano un tetraedro, gli atomi visibili sono 3
quindi forma angolare ($\approx 104,5^\circ$)

4. Il carbonio nel CH₄ è:

- A. sp, con geometria lineare
- B. sp², con geometria trigonale planare
- C. sp³, con geometria tetraedrica
- D. sp³, con geometria piramidale
- E. non ibridato

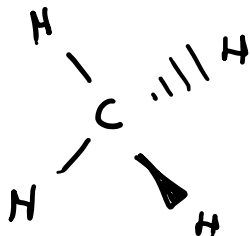
C $\rightarrow$ 4 e⁻ di valenza
H $\rightarrow$ 1

0 coppie solitarie

4 legami
C-H

$\downarrow$
4 nuvole
 $\downarrow$
sp³

SI FORMA UN TETRAEDRO ($109,5^\circ$)



5. CO₂ possiede legami C=O polari ma la molecola nel complesso è apolare perché:

- A. i legami C=O non possiedono momento dipolare
- B. il carbonio e l'ossigeno hanno la stessa elettronegatività
- C. la disposizione lineare fa sì che i due momenti dipolari si compensino
- D. il carbonio è ibridato sp³
- E. la molecola forma legami idrogeno

6. Quale coppia contiene due molecole complessivamente polari?

- A. CO_2 e CH_4
- ☒ B. H_2O e NH_3
- C. CO_2 e O_2
- D. CH_4 e Cl_2
- E. O_2 e N_2

$\text{CO}_2 \rightarrow$ LINEARE E SIMMETRICA $\rightarrow$ APOLARE

$\text{CH}_4 \rightarrow$ TETRAEDRO PERFETTO E SIMMETRICO, I DIPOLI SI ANNULLANO $\rightarrow$ APOLARE

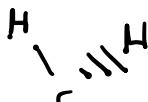
$\text{O}_2, \text{N}_2, \text{Cl}_2$ ATOMI =, EN =, NESSUN LEGAME POLARE $\rightarrow$ E' APOLARE

H_2O ANGOLARE CON LEGAMI MOLTO POLARI $\rightarrow$ POLARE

NH_3 PIRAMIDALE CON LEGAMI N-H POLARI $\rightarrow$ LE FRECCE
NON SI ANNULLANO
 $\downarrow$
POLARE

7. Associa correttamente molecola e geometria: A. CO_2 — tetraedrica

- B. NH_3 — lineare
- ☒ C. CH_4 — tetraedrica
- D. H_2O — lineare
- E. CO_2 — angolare



Molalità e frazione molare

8. Si sciolgono 18,0 g di glucosio (MM=180g/mol) in 200 g di acqua. Qual è la molalità della soluzione?

- A. 0,10 m
- B. 0,20 m
- C. 0,50 m
- D. 1,00 m
- E. 2,00 m

→ 0,2 kg

$$m = \frac{n. \text{moli}}{\text{kg di solvente}}$$

$$n. \text{moli} = \frac{m(g)}{MM} = \frac{18 g}{180 g/mol} = 0,1 \text{ mol}$$

$$m = \frac{0,1}{0,2} = 0,5 \text{ m}$$

9. Una soluzione contiene 0,50 mol di soluto disciolte in 250 g di acqua. La molalità è:

- A. 0,50 m
- B. 1,0 m
- C. 2,0 m
- D. 4,0 m
- E. 0,125 m

→ 0,250 kg

$$m = \frac{0,50}{0,250} = 2 \text{ m}$$

10. In una miscela sono presenti 2 mol di A e 3 mol di B. La frazione molare di A è:

- A. 0,20
- B. 0,40

- ☐ C. 0,50
☐ D. 0,60
☐ E. 0,67

A B
 2 mol 3 mol

$$\text{F. Molare (A)} = \frac{\text{A}}{\text{A+B}} = \frac{2}{5} = 0,40$$

totale mol

11. Una miscela gassosa contiene 1 mol di O₂ e 4 mol di altri gas. La frazione molare di O₂ è:

- ☐ A. 0,10
☒ B. 0,20
☐ C. 0,25
☐ D. 0,40
☐ E. 0,80


 1 mol O₂
 4 mol (X)

$$\frac{1}{4+1} = \frac{1}{5} = 0,20$$

12. In una miscela gassosa la pressione totale è 800 mmHg e la frazione molare di O₂ è 0,25. La pressione parziale di O₂ vale:

- ☐ A. 50 mmHg
☐ B. 100 mmHg
☒ C. 200 mmHg
☐ D. 400 mmHg
☐ E. 800 mmHg

$$P_{\text{gas}} = X_{\text{gas}} \times P_{\text{tot}}$$

pressione molare

LEGE DI DALTON

Innalzamento ebullioscopico e proprietà colligative

13. Una soluzione acquosa 0,20 m di glucosio, non elettrolita, ha $K_b=0,52 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$. Qual è l'innalzamento ebullioscopico?

- A. $0,052 \text{ } ^\circ\text{C}$
- ☒ B. $0,104 \text{ } ^\circ\text{C}$
- C. $0,20 \text{ } ^\circ\text{C}$
- D. $0,52 \text{ } ^\circ\text{C}$
- E. $1,04 \text{ } ^\circ\text{C}$

ΔT_b

$$\Delta T_b = K_b \times m \times i$$

costante Solvente *molarità*

↑ ↑

↓

1 (glucosio no elettrolita)

$$\Delta T_b = 0,52 \times 0,20 \times 1 = 0,104 \text{ } ^\circ\text{C}$$

14. Una soluzione 0,10 m di NaCl viene considerata idealmente completamente dissociata. Con $K_b=0,52 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$, ΔT_b vale circa:

- A. $0,026 \text{ } ^\circ\text{C}$
- B. $0,052 \text{ } ^\circ\text{C}$
- C. $0,104 \text{ } ^\circ\text{C}$
- D. $0,52 \text{ } ^\circ\text{C}$
- E. $1,04 \text{ } ^\circ\text{C}$

$$\Delta T_b \quad 0,52 \times 0,10 \times 2 = 0,104$$

15. A parità di molalità ideale, quale soluzione presenta il maggiore innalzamento della temperatura di ebollizione?

- A. glucosio → 1
- B. NaCl → 2
- C. CaCl₂ → 3
- D. tutte uguali
- E. non è possibile stabilirlo

$$\Delta T_b = K \times m (i)$$



e' il fattore
che fa la
differenza

16. Una soluzione contiene un soluto non volatile. Rispetto al solvente puro:

- A. la pressione di vapore aumenta
- B. la temperatura di ebollizione diminuisce
- C. la temperatura di congelamento aumenta
- ☒ D. la pressione di vapore diminuisce
- E. le proprietà del solvente restano identiche

Esercizi piattaforma

19:09 Sab 3 ott

30:55

[Vuoi continuare da computer?](#)

A una certa temperatura, la tensione di vapore del benzene puro è di 75 mmHg. Se si prepara una soluzione sciogliendo 1,0 moli di un soluto non volatile e non elettrolita in 9,0 moli di benzene, di quanto si abbassa la tensione di vapore del solvente?

- A. 8,3 mmHg
- B. 67,5 mmHg
- C. 82,5 mmHg
- D. 7,5 mmHg
- E. 0,75 mmHg

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{moli soluto} + \text{moli benzene}} = \frac{1}{1+9} = 0,1$$

$$\Delta P = X_{\text{soluto}} \times P^{\circ}_{\text{solvente}} \rightarrow 0,1 \times 75 \text{ mmHg} = 7,5 \text{ mmHg}$$

↓
frazione
molare

Chimica e propedeutica biochimica

3 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54 55 56 57 58 59 60

[Precedente](#)

[Successiva](#)

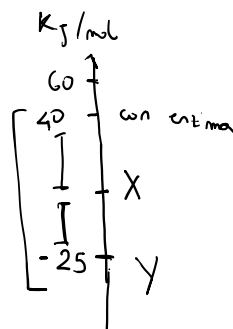
19:06 Sab 3 ott

34:17

[Vuoi continuare da computer?](#)

In un sistema biologico, la trasformazione reversibile di un metabolita X nel prodotto Y ($X \leftrightarrow Y$) è caratterizzata da una variazione di entalpia $\Delta H = -25 \text{ kJ/mol}$. In assenza di enzima, l'energia di attivazione per la reazione diretta è pari a 60 kJ/mol. Se un enzima specifico abbassa l'energia di attivazione della reazione diretta a 40 kJ/mol, qual è il valore dell'energia di attivazione per la reazione inversa ($Y \rightarrow X$) in presenza del medesimo enzima?

- A. 85 kJ/mol
- B. 65 kJ/mol
- C. 15 kJ/mol
- D. 25 kJ/mol
- E. 40 kJ/mol



$$40 - (-25) = 65$$

Chimica e propedeutica biochimica

Precedente

Successiva

18:57 Sab 3 ott

43:24

Vuoi continuare da computer?

Un campione di 12,5 g di un minerale contiene l'80,0% in massa di carbonato di calcio (CaCO_3). Il campione viene fatto reagire con 220 mL di una soluzione acquosa di acido cloridrico (HCl) a concentrazione 1,00 M, secondo la seguente reazione (da bilanciare):



Assumendo che il CaCO_3 sia l'unico componente del minerale a reagire con l'acido, calcolare il volume di anidride carbonica (CO_2) sviluppato, misurato alla temperatura di 27°C e alla pressione di 1,00 atm.

(Dati: massa molare $\text{CaCO}_3 = 100,0 \text{ g/mol}$; costante dei gas $R = 0,0820 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

A. 5,41 L

B. 2,71 L

C. 0,22 L

D. 2,46 L

E. 3,08 L

Chimica e propedeutica biochimica

Precedente

Successiva

19:01 Sab 3 ott

39:13

Vuoi continuare da computer?

In un recipiente chiuso dal volume di 2 L si instaura il seguente equilibrio chimico a temperatura costante: $2\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$. Sapendo che all'equilibrio sono presenti 4 moli del reagente A e 2 moli del prodotto B, qual è il valore numerico della costante di equilibrio K_c per questa reazione?

A. 0,25

B. 0,125

C. 2

D. 4

E. 0,5

Chimica e propedeutica biochimica

Precedente

Successiva

$$\text{mg CaCO}_3 = 12,5 \times 80 = 10 \text{ g}$$

$$n_{\text{moli}}(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{g})}{M} = \frac{10}{100} = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{moli}}(\text{HCl}) = M \cdot V(\text{L})$$

$$M = \frac{n_{\text{moli}}}{V(\text{L})} \quad 1 \times 0,22 = 0,22$$

$$n_{\text{moli}} \text{CO}_2 = c$$

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,1 \times 0,082 \times 300}{1} = 2,46 \text{ L}$$



$$K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]^2} = \frac{1}{2^2} = \frac{1}{4} = 0,25$$

↓
costante
di equilibrio

$$M_A = \frac{n_{\text{moli}}}{V(\text{L})} = \frac{4}{2} = 2$$

$$M_B = \frac{2}{2} = 1$$

19:06 Sab 3 ott

34:20

Vuoi continuare da computer?

In un sistema acquoso a temperatura costante, i metaboliti A e B reagiscono formando il prodotto C secondo la reazione all'equilibrio: $A + B \rightleftharpoons C$. Sapendo che la costante di equilibrio K_c è pari a 50 e che le concentrazioni all'equilibrio dei reagenti sono $[A] = 0,1 \text{ M}$ e $[B] = 0,2 \text{ M}$, qual è la concentrazione del prodotto C all'equilibrio?

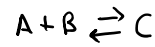
A. 2500 M

B. 15 M

C. 0,0004 M

D. 25 M

E. 1 M ←



$$K_c = \frac{[C]}{[A] \times [B]}$$

$$[C] = K_c [A] [B]$$

$$[C] = 50 \times 0,1 \times 0,2 = 1 \text{ M}$$

Chimica e propedeutica biochimica

0 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54 55 56 57

Precedente

Successiva

18:50 Sab 3 ott

49:37

Vuoi continuare da computer?

Calcolare l'entalpia standard di reazione ($\Delta H^\circ_{\text{reazione}}$) per la seguente reazione: $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ sapendo che le entalpie standard di formazione (ΔH°_f) sono: $\text{CO(g)} = -110 \text{ kJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O(g)} = -242 \text{ kJ/mol}$; $\text{CO}_2\text{(g)} = -393 \text{ kJ/mol}$.

A. -745 kJ

B. -151 kJ

C. -41 kJ

D. 41 kJ

E. 745 kJ

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{prodotti}} - \sum \Delta H_{\text{reagenti}}$$

$$\sum \Delta H_{\text{prodotti}} = -393 \text{ kJ/mol}$$

$$\sum \Delta H_{\text{reagenti}} = -110 + (-242)$$

$$= -352 \text{ kJ/mol}$$

$$-393 - (-352)$$

$$-393 + 352 = -41 \text{ kJ}$$

Chimica e propedeutica biochimica

32 33 34 35 36 37 38 39 40 41 42 43 44 45 46 47 48

Precedente

Successiva

Osmolarità, osmolalità e tonicità

17. Qual è l'osmolarità ideale di una soluzione 0,20 M di glucosio?

- A. 0,10 Osm/L
- B. 0,20 Osm/L
- C. 0,40 Osm/L
- D. 0,60 Osm/L
- E. 1,00 Osm/L

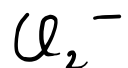
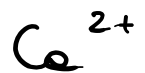
$$O_{sm} = M \times i = 0,20 \text{ Osm/l}$$

18. Qual è l'osmolarità ideale di una soluzione 0,10 M di CaCl_2 , assumendo dissociazione completa?

- A. 0,10 Osm/L
- B. 0,20 Osm/L
- ☒ C. 0,30 Osm/L
- D. 0,40 Osm/L
- E. 0,50 Osm/L

$$O_{sm} = M i$$

$$\rightarrow i = 3$$



$$= 0,1 \times 3 = 0,3$$

19. Quale soluzione, a parità di concentrazione 0,10 M, presenta la maggiore osmolarità ideale?

A. glucosio

B. NaCl

☒ C. CaCl₂

D. glucosio e NaCl hanno la stessa osmolarità

E. tutte hanno la stessa osmolarità

Glucosio $O_{sm} = 0,1 \times 1 = 0,1 \text{ Osm/l}$

NaCl $O_{sm} = 0,1 \times 2 = 0,2 \text{ Osm/l}$

CaCl₂ $O_{sm} = 0,1 \times 3 = 0,30 \text{ Osm/l}$

20. Una cellula viene immersa in una soluzione ipotonica rispetto al citoplasma. Cosa accade?

A. l'acqua esce dalla cellula

☒ B. l'acqua entra nella cellula

C. non si ha movimento netto d'acqua

D. il soluto entra necessariamente nella cellula

E. la pressione osmotica diventa zero

SOL. IPOTONICA = MENO SOLUTI

L' H₂O SI SPOSTA DALLA ZONA
MENO CONCENTRATA VERSO QUELLA
PIU' CONCENTRATA, CERCANDO DI
DILUIRE I SOLUTI



L'ACQUA ENTRA NELLA CELLULA

21. Una cellula viene immersa in una soluzione ipertonica. Ci si aspetta:

- A. ingresso netto di acqua
- ☒ B. uscita netta di acqua
- C. nessun movimento d'acqua
- D. rottura immediata della membrana in ogni caso
- E. diminuzione della concentrazione extracellulare per osmosi

22. Quale affermazione distingue correttamente osmolarità e osmolalità?

- A. Sono sempre esattamente la stessa grandezza.
- ☒ B. L'osmolarità è riferita ai litri di soluzione; l'osmolalità ai kg di solvente.
- C. L'osmolarità è riferita ai kg di solvente; l'osmolalità ai litri di soluzione.
- D. Solo l'osmolalità tiene conto delle particelle di soluto.
- E. Solo l'osmolarità si applica agli elettroliti.

Legame chimico

3. La differenza di elettronegatività (ΔEN) tra Na e Cl è 2,1. Che tipo di legame si forma in NaCl?

- A) Covalente omopolare
- B) Covalente polare
- ☒ C) Ionico
- D) Metallico
- E) Di coordinazione

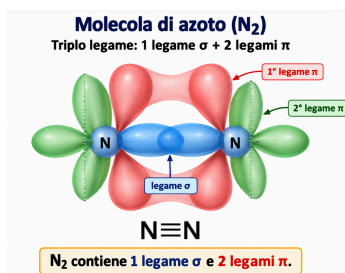
$\Delta EN > 1,7$, gli e^- vengono trasferiti quasi completamente da Na a Cl
si formano Na^+ e Cl^- che si attraggono elettrostaticamente.

4. Nel legame di coordinazione (o dativo):

- A) Entrambi gli atomi contribuiscono con 1 elettrone alla coppia di legame
- B) Gli elettroni vengono trasferiti completamente da un atomo all'altro
- ☒ C) Entrambi gli elettroni della coppia provengono dallo stesso atomo (donatore)
- D) La coppia di elettroni è condivisa in modo perfettamente simmetrico
- E) Non si formano orbitali molecolari

10. Quanti legami σ e π contiene la molecola di N_2 ?

- A) 2 σ e 1 π
- ☒ B) 1 σ e 2 π
- C) 3 σ e 0 π
- D) 1 σ e 1 π
- E) 0 σ e 3 π



13. Quale proprietà fisica dei metalli è direttamente spiegata dal legame metallico?

- A) L'alto punto di fusione di tutti i sali metallici
- ☒ B) La buona conducibilità elettrica, grazie agli elettroni di valenza delocalizzati
- C) La solubilità in acqua dei metalli
- D) La formazione di ioni negativi stabili
- E) L'alto valore di elettronegatività dei metalli

14. Con l'aumentare dell'ordine di legame, la distanza di legame:

- A) Aumenta
- B) Rimane invariata
- ☒ C) Diminuisce
- D) Dipende solo dalla temperatura
- E) Non è correlata all'ordine di legame

22. L'energia necessaria per rompere 1 mole di un legame in fase gassosa è chiamata di legame.

25. Secondo la teoria VSEPR, 4 regioni di densità elettronica attorno all'atomo centrale portano a una geometria elettronica

27. Il legame ionico si forma quando la differenza di elettronegatività tra due atomi è di 1,7.

Termodinamica

1. Quale delle seguenti affermazioni definisce correttamente una FUNZIONE DI STATO?
 - A) Una grandezza il cui valore dipende dal percorso seguito per raggiungere lo stato finale
 - B) Una grandezza il cui valore dipende solo dallo stato iniziale e finale del sistema, indipendentemente dal percorso
 - C) Una grandezza che si conserva in tutte le trasformazioni chimiche
 - D) Una grandezza che può essere misurata solo in condizioni di equilibrio
 - E) Una grandezza che descrive solo le proprietà delle miscele gassose
2. Un sistema ISOLATO è un sistema che:
 - A) Scambia energia ma non materia con l'ambiente
 - B) Scambia materia ma non energia con l'ambiente
 - C) Non scambia né energia né materia con l'ambiente
 - D) Scambia sia energia che materia con l'ambiente
 - E) Scambia solo calore ma non lavoro con l'ambiente
3. Il PRIMO PRINCIPIO della termodinamica afferma che:
 - A) L'energia di un sistema isolato tende sempre a diminuire
 - B) L'entropia dell'universo tende sempre ad aumentare
 - C) L'energia interna di un sistema isolato rimane costante (l'energia si conserva)
 - D) Il calore fluisce sempre dal corpo più freddo a quello più caldo
 - E) Una reazione spontanea ha sempre ΔH negativo
4. L'ENTALPIA (H) di un sistema è definita come:
 - A) $H = U - PV$
 - B) $H = U + PV$
 - C) $H = G + TS$
 - D) $H = G - TS$
 - E) $H = U - TS$
5. In una reazione ESOTERMICA:
 - A) $\Delta H > 0$ e il sistema assorbe calore dall'ambiente
 - B) $\Delta H < 0$ e il sistema rilascia calore all'ambiente
 - C) $\Delta H = 0$ e non c'è scambio di calore
 - D) $\Delta H > 0$ e il sistema rilascia calore all'ambiente
 - E) ΔH dipende solo dalla variazione di entropia
6. L'ENTROPIA (S) è una misura di:
 - A) Il contenuto di calore di un sistema
 - B) Il grado di disordine o numero di configurazioni accessibili di un sistema
 - C) L'energia disponibile per compiere lavoro utile
 - D) La variazione di pressione durante una reazione
 - E) Il numero di moli di prodotti formati
7. L'ENERGIA LIBERA DI GIBBS (G) è definita come:
 - A) $G = H + TS$
 - B) $G = H - TS$
 - C) $G = U + PV$

D) $G = H - T/S$

E) $G = U - TS$

8. Quale combinazione di ΔH e ΔS garantisce che una reazione sia SEMPRE spontanea a qualsiasi temperatura?

A) $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$

B) $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$

C) $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$

D) $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$

E) $\Delta H = 0$ e $\Delta S = 0$

9. La relazione che lega ΔG° alla costante di equilibrio K è:

A) $\Delta G^\circ = RT/K$

B) $\Delta G^\circ = -RT \ln K$

C) $\Delta G^\circ = RT \ln K$

D) $K = \Delta G^\circ/RT$

E) $\Delta G^\circ = -K/RT$

10. Nella cellula, una reazione endoergonica ($\Delta G > 0$) può avvenire perché:

A) Gli enzimi cambiano il segno di ΔG

B) Viene accoppiata a una reazione esoergonica con $|\Delta G|$ maggiore, come l'idrolisi dell'ATP

C) La temperatura cellulare è sufficiente ad invertire il segno di ΔG

D) L'entropia cellulare è sempre superiore all'entalpia

E) In biologia il criterio di Gibbs non si applica

11. Una reazione avviene a 25°C ($T = 298 \text{ K}$) con $\Delta H = -120 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta S = +160 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$. Qual è il valore di ΔG ?

A) $\Delta G = -167,7 \text{ kJ/mol}$

B) $\Delta G = -72,3 \text{ kJ/mol}$

C) $\Delta G = +47,7 \text{ kJ/mol}$

D) $\Delta G = -120,0 \text{ kJ/mol}$

E) $\Delta G = +167,7 \text{ kJ/mol}$

$\downarrow$
 $0,160 \text{ kJ/mol K}$

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$$= -120 - (298 \times 0,160) = -167,7 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G < 0 \rightarrow$ spontanea ed
esoergonica

12. Una reazione endotermica ha $\Delta H = +50 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta S = +200 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$. Al di sopra di quale temperatura la reazione diventa spontanea ($\Delta G < 0$)?

A) $T > 25 \text{ K}$

B) $T > 250 \text{ K}$ (cioè $T > -23^\circ\text{C}$)

- C) $T > 500 \text{ K}$ (cioè $T > 227^\circ\text{C}$)
- D) $T > 1000 \text{ K}$ (cioè $T > 727^\circ\text{C}$)
- E) La reazione non diventa mai spontanea perché $\Delta H > 0$

13. Una reazione ha $\Delta G^\circ = -5,71 \text{ kJ/mol}$ a 25°C . Qual è il valore della costante di equilibrio K ? (usa $\ln(10) = 2,303$)

- A) $K \approx 0,1$
- B) $K \approx 1$
- C) $K \approx 10$
- D) $K \approx 100$
- E) $K \approx 1000$

14. La fosforilazione del glucosio ha $\Delta G^\circ = +13,8 \text{ kJ/mol}$ (endoergonica). L'idrolisi dell'ATP ha $\Delta G^\circ = -$

30,5 kJ/mol (esoergonica). Il ΔG° della reazione accoppiata complessiva è:

- A) +44,3 kJ/mol — ancora endoergonica
- B) +16,7 kJ/mol — ancora endoergonica
- C) -16,7 kJ/mol — ora esoergonica e spontanea
- D) -44,3 kJ/mol — ora esoergonica
- E) 0 kJ/mol — la reazione è all'equilibrio

15. A 300 K, una reazione ha $\Delta G = -18$ kJ/mol e $\Delta S = +40$ J/(mol·K). Qual è il valore di ΔH ?

- A) $\Delta H = -30$ kJ/mol
- B) $\Delta H = -6$ kJ/mol
- C) $\Delta H = +6$ kJ/mol
- D) $\Delta H = -18$ kJ/mol
- E) $\Delta H = +12$ kJ/mol

16. Per una reazione con $\Delta G^\circ = -10 \text{ kJ/mol}$ a 25°C , il quoziente di reazione è $Q = 100$. Qual è il valore reale di ΔG ? (usa $RT = 2,48 \text{ kJ/mol}$ e $\ln(100) = 4,605$)

- A) $\Delta G = -10,0 \text{ kJ/mol}$ (uguale a ΔG°)
- B) $\Delta G = -21,4 \text{ kJ/mol}$
- C) $\Delta G = +1,4 \text{ kJ/mol}$ (la reazione è non spontanea)
- D) $\Delta G = -21,4 \text{ kJ/mol}$
- E) $\Delta G = +10,0 \text{ kJ/mol}$

17. Se la costante di equilibrio di una reazione a 298 K è $K = 0,01$, qual è il valore di ΔG° ? (usa $RT = 2,48 \text{ kJ/mol}$ e $\ln(0,01) = -4,605$)

- A) $\Delta G^\circ = -11,4 \text{ kJ/mol}$
- B) $\Delta G^\circ = 0 \text{ kJ/mol}$
- C) $\Delta G^\circ = +4,6 \text{ kJ/mol}$
- D) $\Delta G^\circ = +11,4 \text{ kJ/mol}$
- E) $\Delta G^\circ = -4,6 \text{ kJ/mol}$

