

Giochi della Chimica 2026

Esercizi di allenamento (3) – Soluzioni guidate

1. Qual è la frazione molare dell'acido acetico (CH_3COOH , $M = 60,05$) in una soluzione acquosa che è all'11,7% in massa di acido acetico?

- A) 0,00195
 B) 0,0382
 C) 0,0398
 D) 0,195

1. Soluzione

In un kg di soluzione vi sono 117 g di acido acetico, quindi le moli sono: $117/60,05 = 1,949$ mol.

La massa di acqua è: $1000 - 117 = 883$ g. Le moli di acqua sono: $n = m/MM = 883/18 = 49,06$ mol.

Le moli totali sono: $49,06 + 1,949 = 51,009$ mol. La frazione molare è: $1,949/51,009 = 0,0382$. (Risposta B)

2. Il perossido di idrogeno ($M = 34,02$) si decompone per dare acqua e ossigeno gassoso. Quanto H_2O_2 acquoso al 3,00% in massa deve decomporsi per fornire 4,00 L di O_2 secco a STP (temperatura e pressione standard)?

- A) 6,08 g
 B) 101 g
 C) 203 g
 D) 405 g

2. Soluzione

La reazione è: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

In 4 L di O_2 le moli sono: $n = PV/RT \quad n = (1 \cdot 4)/(0,0821 \cdot 273) = 0,1785$ mol

Per ottenere queste moli servono il doppio di moli di H_2O_2 : $2 \cdot 0,1785 = 0,357$ mol.

La massa di H_2O_2 è: $m = n \text{ MM} = 0,357 \cdot 34,02 = 12,14$ g

La massa di soluzione al 3% è: $12,14 (100/3) = 405$ g. (Risposta D)

3. Un composto diamagnetico che contiene solo carbonio, idrogeno, azoto e ossigeno ha la seguente composizione in massa: 19,99% di C, 3,35% di H e 23,31% di N. Qual è la sua formula molecolare?

- A) $\text{CH}_2\text{N}_2\text{O}$
 B) CH_2NO_2
 C) $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}$
 D) $\text{C}_2\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_4$

3. Soluzione

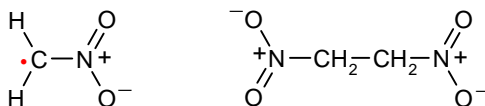
La percentuale di ossigeno è la differenza al 100%: $100 - (19,99 + 3,35 + 23,31) = 53,35\%$.

In 100 g le moli sono: C ($19,99/12 = 1,67$); H ($3,35/1,008 = 3,32$); N ($23,31/14 = 1,66$); O ($53,35/16 = 3,33$)

Dividendo per il valore minore (1,66) si ottiene: C ($1,67/1,66 = 1$); H ($3,32/1,66 = 2$); N (1); O ($3,33/1,66 = 2$).

La formula minima è: CH_2NO_2 . Con questa struttura, però, il carbonio resterebbe con un elettrone spaiato.

La molecola, quindi è il doppio: $\text{C}_2\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_4$. (Risposta D)



4. Qual è la concentrazione di ioni cloruro in una soluzione preparata mescolando 35,0 mL di cloruro di sodio 0,35 M e 65,0 mL di cloruro di calcio 0,65 M?

- A) 0,50 M B) 0,54 M C) 0,85 M D) 0,97 M

4. Soluzione

Le moli di NaCl sono: $n = MV = 0,35 \cdot 35 = 12,25$ mmol. Le moli di ione Cl^- sono 12,25 mmol.

Le moli di CaCl_2 sono: $n = MV = 0,65 \cdot 65 = 42,25$ mmol. Le moli di ione Cl^- sono il doppio: 84,50 mmol.

Le moli totali di Cl^- sono: $12,25 + 84,50 = 96,75$ mmol. Il volume totale è: $35,0 + 65,0 = 100$ mL.

La concentrazione di ioni Cl^- è: $[\text{Cl}^-] = n/V = 96,75/100 = 0,97$ M. (Risposta D)

5. 17,0 g di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ($M = 261,32$) vengono mescolati con 11,5 g di un solfato di metallo alcalino e il precipitato di BaSO_4 ($M = 233,37$) viene raccolto per filtrazione, posto in un crogiolo tarato e il crogiolo viene riscaldato per eliminare l'acqua. La massa di BaSO_4 ottenuta è 15,4 g. Quale conclusione è meglio supportata dai dati?

- A) il sale solfato usato era Na_2SO_4 ($M = 142,05$).
 B) il sale solfato usato era K_2SO_4 ($M = 174,27$).
 C) il BaSO_4 non è stato riscaldato abbastanza a lungo da eliminare tutta l'acqua.
 D) parte del BaSO_4 è stata versata prima di essere trasferita nel crogiolo.

5. Soluzione

Le moli iniziali di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ sono: $n = m/MM = 17,0/261,32 = 0,065$ mol.

Le moli finali di BaSO_4 sono: $n = m/MM = 15,4/233,37 = 0,066$ mol. Quindi tutto il bario è precipitato.

La massa attesa di BaSO_4 anidro era: $m = n \cdot MM = 0,065 \cdot 233,37 = 15,17$ g. Dato la massa ottenuta (15,4 g) è maggiore, il BaSO_4 non è stato scaldato abbastanza e conteneva ancora un po' di acqua. (Risposta C)

6. 10,0 mL di solfato di potassio 0,50 M e 10,0 mL di soluzioni di nitrato d'argento 0,50 M vengono mescolati e la miscela viene lasciata raggiungere l'equilibrio. Qual è l'ordine corretto delle concentrazioni degli ioni in soluzione?

- A) $[\text{K}^+] = [\text{NO}_3^-] > [\text{Ag}^+] > [\text{SO}_4^{2-}]$
 B) $[\text{K}^+] = [\text{NO}_3^-] > [\text{SO}_4^{2-}] > [\text{Ag}^+]$
 C) $[\text{K}^+] > [\text{NO}_3^-] > [\text{Ag}^+] > [\text{SO}_4^{2-}]$
 D) $[\text{K}^+] > [\text{NO}_3^-] > [\text{SO}_4^{2-}] > [\text{Ag}^+]$

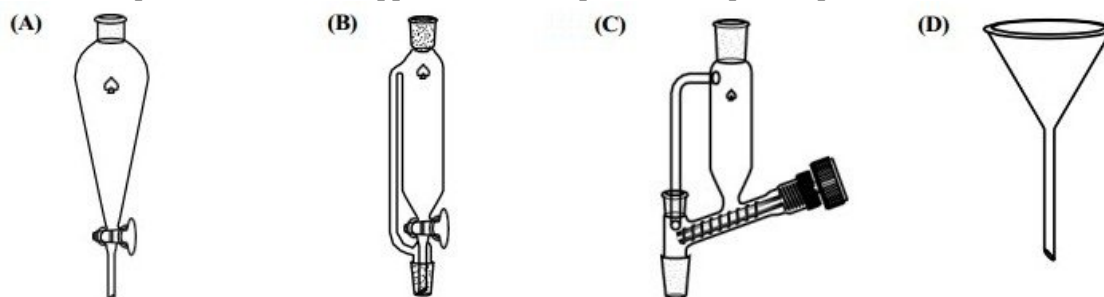
6. Soluzione

La concentrazione iniziale dei due sali è identica ($C = 0,5$ M), i volumi sono uguali, il volume finale è doppio.

La reazione è: $2 \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + 0,5 \text{SO}_4^{2-} + 0,5 \text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s})$

Alla fine della precipitazione si ottiene: $[\text{K}^+] = C$; $[\text{NO}_3^-] = C/2$; $[\text{SO}_4^{2-}] = C/4$; $[\text{Ag}^+] \approx 0$. (Risposta D)

7. Un composto organico neutro deve essere separato da un'impurità basica lavando una soluzione del composto in esano con HCl acquoso al 5%. Quale apparecchiatura è più adatta a questa operazione?



7. Soluzione

Si deve eseguire un'estrazione con imbuto separatore. Alla fine del processo, nella fase organica superiore (l'esano ha densità minore dell'acqua) troveremo il composto organico, nella fase acquosa inferiore (densità maggiore) troveremo l'impurità basica trasformata nel suo sale dalla reazione con HCl 5%. (Risposta A)

8. Quale sostanza può essere trattata con candeggina (ipoclorito di sodio) per renderla meno pericolosa?

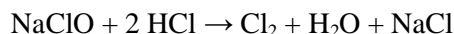
- A) cianuro di sodio B) ammoniaca C) acido cloridrico D) ozono

8. Soluzione

La candeggina contiene ipoclorito (un ossidante) in soluzione basica.

L'ozono non può essere ossidato ulteriormente.

L'acido cloridrico rende acida la soluzione di candeggina e provoca la liberazione di Cl_2 un gas tossico, operazione da evitare!



L'ammoniaca non è un composto pericoloso e la sua ossidazione può formare ossidi di azoto più pericolosi.

Il cianuro è molto velenoso, ma può essere facilmente ossidato con ipoclorito di sodio formando cianato di sodio molto meno pericoloso.



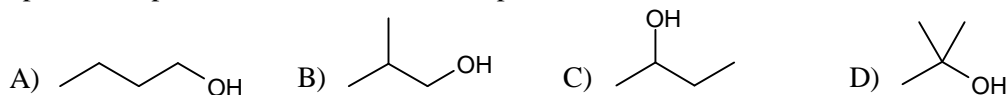
13. Un campione di pentano (p.e.= 36 °C) si trova in un contenitore rigido chiuso a 50 °C e 1 atm. Cosa succede quando il contenitore viene riscaldato?

- A) il pentano liquido vaporizza B) le forze intermolecolari tra le molecole di pentano diventano più forti
C) l'energia cinetica media delle molecole di pentano aumenta D) la densità del campione diminuisce

13. Soluzione

A 50 °C e 1 atm il pentano si trova già in fase gassosa (p.e. = 36 °C). Se si aumenta la temperatura, l'energia cinetica media delle molecole aumenta ($E_c = \frac{3}{2} kT$). (Risposta C)

14. Quale composto ha il punto di ebollizione normale più alto?



14. Soluzione

Tra questi alcoli di pari peso molecolare, il punto di ebollizione più alto è quello del composto che forma legami a idrogeno e di van der Waals più intensi. I legami più forti sono quelli dell'alcol con catena meno ramificata dato che le ramificazioni diminuiscono la superficie di contatto tra le molecole. (Risposta A)

15. Una mole di quale gas ha il volume più piccolo a 0 °C e 1 atm di pressione?

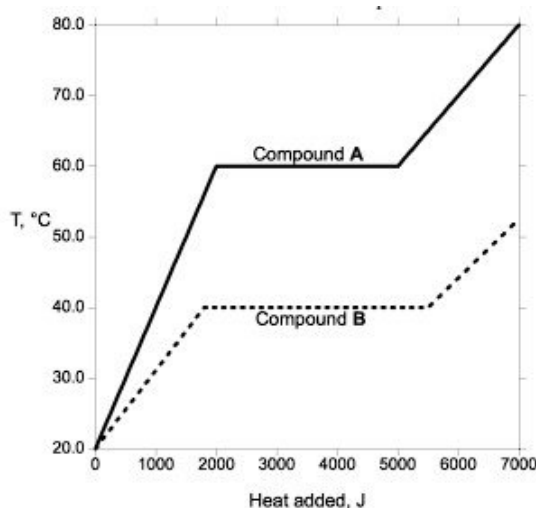
- A) He B) CO₂ C) SO₂ D) Xe

15. Soluzione

I gas ideali hanno tutti lo stesso volume a parità di condizioni. I gas reali, invece, hanno volumi leggermente diversi a causa del volume intrinseco delle molecole e delle forze intermolecolari.

A 1 atm e 0°C il volume intrinseco delle molecole è ininfluenza, mentre le forze intermolecolari sono in azione. Molecole polari come SO₂ hanno forze attrattive intermolecolari che riducono il volume occupato dal gas rispetto a quello di molecole apolari come He, CO₂, Xe. (Risposta C)

16. Due composti, A e B, sono entrambi solidi a 20 °C. In esperimenti separati, una mole di ciascuno viene riscaldata e la sua temperatura misurata in funzione della quantità di calore aggiunto. Quale affermazione sui composti è corretta?



- A) la capacità termica molare del solido A è maggiore di quella del solido B
B) la capacità termica molare del liquido A è maggiore di quella del liquido B
C) il punto di fusione di A è inferiore a quello di B
D) il calore di fusione di A è inferiore a quello di B

16. Soluzione

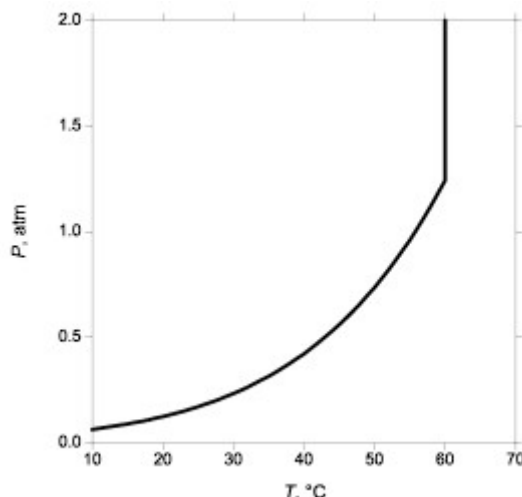
Dal grafico si vede che a parità di calore fornito, il solido A aumenta di più la propria temperatura, quindi ha una capacità termica inferiore rispetto a B (risposta A errata).

La capacità termica dei due liquidi A e B è uguale infatti a destra i due tracciati sono paralleli (risposta B errata)

Il punto di fusione di A è 60 °C ed è maggiore di quello di B (40 °C). (risposta C errata)

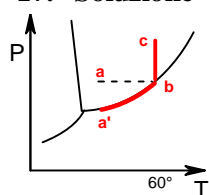
Il calore di fusione di A è inferiore a quello di B (tratto orizzontale più breve). (Risposta D)

17. Un campione di una sostanza pura viene posto in un contenitore rigido e sigillato e la pressione viene misurata in funzione della temperatura. Qual è la migliore spiegazione per il risultato mostrato nel grafico?



- A) a temperature più basse, la sostanza è una miscela di solido e vapore, mentre a 60 °C il solido fonde per dare una miscela di liquido e vapore.
 B) a temperature più basse, la sostanza è una miscela di liquido e vapore, mentre a 60 °C è presente solo liquido.
 C) a temperature più basse, la sostanza è una miscela di liquido e vapore, mentre a 60 °C è presente solo un fluido supercritico.
 D) a temperature più basse, la sostanza consiste solo di vapore, mentre a 60 °C è presente solo un fluido supercritico.

17. Soluzione



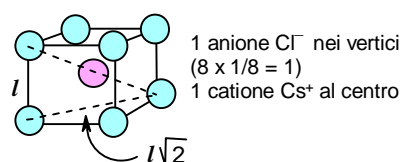
Lungo la parte curva del grafico a $T < 60\text{ }^{\circ}\text{C}$ abbiamo un liquido e il suo vapore. Il liquido segue il percorso a-b mentre la sua tensione di vapore segue il percorso a'-b. A 60 ° abbiamo raggiunto il punto di ebollizione del liquido, ma dato che il volume è fisso il vapore non si può formare liberamente e un aumento di temperatura provoca un aumento verticale della pressione che trasforma tutto il vapore iniziale in liquido (b-c). (Risposta B)

18. Il cloruro di cesio ($M = 168,4$) cristallizza in una cella unitaria cubica semplice con ogni ione cesio circondato da otto ioni cloruro disposti sui vertici di un cubo. La densità del CsCl solido è $3,988\text{ g cm}^{-3}$. Qual è la distanza Cs-Cl?

- A) 206,2 pm B) 291,6 pm C) 357,1 pm D) 412,4 pm

18. Soluzione

La densità è una proprietà intensiva, quindi la cella cubica elementare ha la stessa densità del CsCl ($3,988\text{ g cm}^{-3}$). La densità vale: $d = m/V$ dove m è la massa degli ioni interni al cubo e V è il volume della cella elementare. All'interno del cubo, oltre allo ione cesio, vi è un solo ione cloro. Anche se sugli 8 vertici del cubo ci sono 8 ioni cloro, ognuno di questi è condiviso tra 8 cubi adiacenti (4 accostati in basso che condividono la metà inferiore della sfera dello ione e 4 accostati sopra che condividono la metà superiore della sfera dello ione). Ognuno degli 8 ioni cloro entra nel cubo solo con $1/8$ della sua sfera. Gli ioni cloro interni al cubo sono $8 \cdot (1/8) = 1$.



La massa di una formula CsCl è: $m = 168,4/N_A\text{ g}$.

Il volume della cella vale: $V = m/d$ cioè: $V = (168,4/N_A)/d$
 $V = 168,4/(6,922 \cdot 10^{23} \cdot 3,988) = 7,012 \cdot 10^{-23}\text{ cm}^3$.

Il lato l del cubo vale: $l = \sqrt[3]{V} = (7,012 \cdot 10^{-23})^{1/3} = 4,124 \cdot 10^{-8}\text{ cm}$

La distanza Cs-Cl è la metà della diagonale del cubo.

La diagonale del cubo è l'ipotenusa del triangolo che ha per cateti il lato del cubo (l) e la diagonale della faccia ($l\sqrt{2}$), quindi la diagonale del cubo vale $l\sqrt{3}$.

La distanza Cs-Cl vale: $l\sqrt{3}/2 = 4,124 \cdot 10^{-8} \sqrt{3}/2 = 3,571 \cdot 10^{-8}\text{ cm} = 357,1\text{ pm}$. (Risposta C)

19. Le turbine a vapore convertono l'energia termica in lavoro meccanico. Qual è l'efficienza di questo processo?

- A) 100%, perché l'energia si conserva
 B) meno del 100%, perché il vapore diminuisce di temperatura.
 C) maggiore del 100%, perché la turbina aumenta l'energia cinetica
 D) può essere maggiore, minore o uguale al 100% a seconda del tipo di turbina.

19. Soluzione

La massima efficienza delle macchine termiche, che convertono il calore in energia meccanica, è quello della macchina di Carnot e dipende della differenza di temperatura tra sorgente calda e sorgente fredda divisa per la temperatura della sorgente calda. Il rendimento è sempre minore del 100%, l'energia viene persa come calore ceduto alla sorgente fredda, in questo caso come calore contenuto nel vapore in uscita. (Risposta B)

20. A quali temperature la decomposizione dell'acido tungstico, $\text{H}_2\text{WO}_4(\text{s})$, in triossido di tungsteno e vapore acqueo è spontanea in condizioni standard?



Composto	ΔH°_f , kJ mol ⁻¹	S° , J mol ⁻¹ K ⁻¹
$\text{H}_2\text{WO}_4(\text{s})$	-1130	140
$\text{WO}_3(\text{s})$	-840	80
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-240	190

- A) $T > 385 \text{ K}$
 B) $T < 385 \text{ K}$
 C) la reazione è spontanea a tutte le temperature
 D) la reazione non è spontanea a nessuna temperatura

20. Soluzione

La reazione è spontanea in condizioni standard se a P e T costanti il ΔG° della reazione è minore di zero ($\Delta G^\circ < 0$)
 Per calcolare ΔG° dobbiamo calcolare ΔH° e ΔS° della reazione dato che vale: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f(\text{prodotti}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{reagenti}) \quad (\text{legge di Hess})$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f(\text{WO}_3) + \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{WO}_4)$$

$$\Delta H^\circ = (-840 - 240) - (-1130) = +50 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ(\text{prodotti}) - \sum S^\circ(\text{reagenti})$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{WO}_3) + S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - S^\circ(\text{H}_2\text{WO}_4)$$

$$\Delta S^\circ = 80 + 190 - 140 = +130 \text{ J/mol K}$$

Calcoliamo ora ΔG° : $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ quindi: $\Delta G^\circ = 50000 - 130 T$

La reazione è spontanea per $\Delta G^\circ < 0$

quindi per $\Delta G^\circ = 50000 - 130T < 0$ cioè per $T > 50000/130$ $T > 385 \text{ K}$.

(Risposta A)

21. In un contenitore isolato, 10,0 g di ottano solido al suo punto di congelamento ($-56,9 \text{ }^\circ\text{C}$) vengono aggiunti a 300,0 mL di ottano liquido a $0,0 \text{ }^\circ\text{C}$ ($d = 0,71 \text{ g mL}^{-1}$). Dopo aver raggiunto l'equilibrio, la temperatura è $-6,3 \text{ }^\circ\text{C}$. Quando l'esperimento viene ripetuto nelle stesse condizioni eccetto che con 100,0 g di ottano solido, qual è la temperatura finale?

- A) $-39,7 \text{ }^\circ\text{C}$
 B) $-44,9 \text{ }^\circ\text{C}$
 C) $-51,7 \text{ }^\circ\text{C}$
 D) $-56,9 \text{ }^\circ\text{C}$

21. Soluzione

Il calore assorbito dall'ottano solido e freddo (Q_1) è uguale al calore ceduto dall'ottano liquido a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ (Q_2).

$$Q_1 = Q_{\text{latente}} + Q_{\text{riscaldamento}} = m c_{\text{lat}} + m c \Delta T \quad Q_1 = 10 c_{\text{lat}} + 10 c (-6,3 + 56,9) \quad Q_1 = 10 c_{\text{lat}} + 506 c$$

$$Q_2 = Q_{\text{raffreddamento}} = m c \Delta T = (300 \cdot 0,71) c (T_c - T_{\text{eq}}) \quad Q_2 = 213 c (0 + 6,3) \quad Q_2 = 1341,9 c$$

$$Q_1 = Q_2 \quad 10 c_{\text{lat}} + 506 c = 1341,9 c \quad 10 c_{\text{lat}} = 835,9 c \quad \text{da cui: } c_{\text{lat}} = 83,59 c$$

Nel secondo esperimento sia X la temperatura finale:

$$Q_1 = Q_{\text{latente}} + Q_{\text{riscaldamento}} = m c_{\text{lat}} + m c \Delta T \quad Q_1 = 100 \cdot 83,59 c + 100 c (X + 56,9)$$

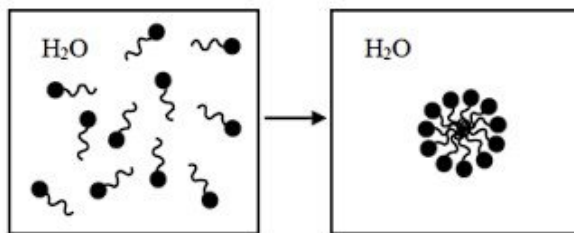
$$Q_2 = Q_{\text{raffreddamento}} = m c \Delta T = (300 \cdot 0,71) c (T_c - T_{\text{eq}}) \quad Q_2 = 213 c (0 - X) \quad Q_2 = -213 c X$$

$$Q_1 = Q_2 \quad 8359 c + 100 c X + 5690 c = -213 c X \quad 313 c X = -14049 c$$

$$X = -14049/313 = -44,9 \text{ }^\circ\text{C}$$

(Risposta B)

22. Specie anfifiliche come $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COO}^-$ in acqua possono aggregarsi in micelle, come raffigurato schematicamente di seguito. Il ΔS per la formazione delle micelle è positivo. Quale opzione spiega meglio il perché?



- A) i composti anfifilici sono solvatati da uno strato ordinato di molecole d'acqua.
 B) la formazione di micelle implica la conversione di molti composti anfifilici indipendenti in una singola grande micella
 C) le molecole d'acqua sono intrappolate nell'interno idrofobico delle micelle
 D) le molecole d'acqua formano strutture ordinate attorno all'esterno delle micelle

22. Soluzione

Le sostanze anfifiliche sono affini (filiche) per entrambe (anfi) le polarità. Un sapone come l'anione dell'acido laurico $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COO}^-$ ha una testa polare (affine per le sostanze polari) e una coda idrofobica (affine per le sostanze apolari). Quando formano una micella, le molecole del sapone rivolgono verso l'acqua le loro teste polari e nascondono all'acqua le code idrofobiche avvicinandole tra loro. L'entropia (disordine molecolare) aumenta perché le molecole d'acqua che si trovavano attorno alle code apolari non interagivano con queste, ma tra loro e formavano strutture ordinate attorno a ciascuna coda. Dopo la formazione della micella, le molecole d'acqua, che erano legate tra loro attorno alla coda, diventano libere di muoversi aumentando il disordine molecolare e così rendono positivo il ΔS . (Risposta A)

23. Qual è il ΔG_f del $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ a 25°C ?

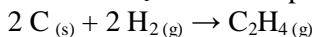
Composto	$\Delta H_f^\circ, \text{kJ mol}^{-1}$	$S^\circ, \text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	52,4	219,3
$\text{H}_2(\text{g})$	0	130,7
$\text{C}(\text{s, grafite})$	0	5,7

- A) $-13,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ B) $27,7 \text{ kJ mol}^{-1}$ C) $46,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ D) $68,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

23. Soluzione

Dato che vale: $\Delta G_f^\circ = \Delta H_f^\circ - T\Delta S_f^\circ$ per calcolare ΔG_f° dobbiamo prima ottenere ΔH_f° e ΔS_f°

La reazione di formazione di $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ è:



$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{prodotti}) - \sum \Delta H^\circ(\text{reagenti})$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = 52,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S_f^\circ = \sum S^\circ(\text{prodotti}) - \sum S^\circ(\text{reagenti})$$

$$\Delta S_f^\circ = S^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) - 2 S^\circ(\text{C}) - 2 S^\circ(\text{H}_2)$$

$$\Delta S_f^\circ = 219,3 - 2 \cdot 5,7 - 2 \cdot 130,7 = -53,5 \text{ J/mol K}$$

Calcoliamo ora ΔG_f° :

$$\Delta G_f^\circ = \Delta H_f^\circ - T\Delta S_f^\circ$$

$$\Delta G_f^\circ = 52400 + 53,5 \cdot 298 = 68,3 \text{ kJ/mol}$$

(Risposta D)

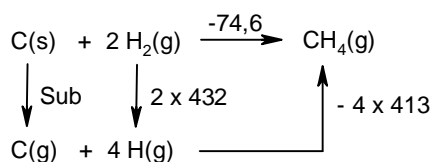
24. Il ΔH_f del $\text{CH}_4(\text{g})$ è $-74,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ e le entalpie di dissociazione di legame (BDE) di diversi legami sono fornite in tabella.

Legame	BDE kJ mol^{-1}
C-C	347
C-H	413
H-H	432

Basandosi su questi dati, qual è l'entalpia molare di sublimazione di $\text{C}(\text{s, grafite})$ per formare $\text{C}(\text{g})$?

- A) 713 kJ mol^{-1} B) 788 kJ mol^{-1} C) 1061 kJ mol^{-1} D) 1135 kJ mol^{-1}

24. Soluzione



La reazione di formazione del metano può essere scomposta in più reazioni parziali come è mostrato qui a lato. Il bilancio energetico è:

$$\Delta H_f(\text{CH}_4) = \Delta H_{\text{Sub}(\text{C})} + 2 \text{BDE}_{(\text{H-H})} - 4 \text{BDE}_{(\text{C-H})}$$

$$-74,6 = \Delta H_{\text{Sub}(\text{C})} + 2 \cdot 432 - 4 \cdot 413$$

Da cui:

$$\Delta H_{\text{Sub}(\text{C})} = -74,6 - 864 + 1652 = 713 \text{ kJ/mol.}$$

(Risposta A)

25. Per una reazione $X + Y \rightarrow Z$, sono forniti i dati per tre esperimenti.

$[X]_0$, M	$[Y]_0$, M	Vel. iniziale, $M \text{ min}^{-1}$
0,10	0,10	$2,0 \cdot 10^{-4}$
0,30	0,10	$6,0 \cdot 10^{-4}$
0,30	0,30	$5,4 \cdot 10^{-3}$

Quale meccanismo è coerente con i dati sopra riportati? (Le reazioni mostrate come reversibili si assumono essere rapide e sfavorite).

- A) $X + Y \rightarrow Z$
 B) $2 X \rightleftharpoons X_2$ $X_2 + Y \rightarrow Z + X$
 C) $2 Y \rightleftharpoons Y_2$ $Y_2 + X \rightarrow Z + Y$
 D) $X + Y \rightleftharpoons XY$ $XY \rightarrow Z$

25. Soluzione

Se la concentrazione $[X]$ triplica (0,1→0,3), con $[Y]$ costante (01), la velocità iniziale triplica, quindi la reazione è del primo ordine rispetto a X : $v = k[X]$.

Se la concentrazione $[Y]$ triplica (0,1→0,3), con $[X]$ costante (0,3), la velocità aumenta di nove volte (6,0→54) cioè di 3^2 volte, quindi la reazione è del secondo ordine rispetto a Y : $v = k[X][Y]^2$.

Globalmente, quindi, la reazione è: $2 Y + X \rightarrow Z + Y$. (Risposta C)

26. Il ^{208}Po subisce un decadimento α per formare ^{204}Pb stabile con un tempo di dimezzamento di 2,90 anni. Un campione di ^{208}Po , misurato con un contatore Geiger 5,20 anni fa, ha rilevato un'attività di 1320 disintegrazioni al secondo. Qual è la sua attività oggi?

- A) 137 s^{-1} B) 381 s^{-1} C) 736 s^{-1} D) 1320 s^{-1}

26. Soluzione

Il decadimento radioattivo segue una legge cinetica del primo ordine: $\ln [A_0]/[A] = kt$

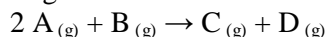
Dopo un tempo di dimezzamento si ha: $[A_0]/[A] = 2$ quindi: $\log 2 = k t_{1/2}$ $k = \ln 2 / 2,9 = 0,239$

L'equazione iniziale: $\ln [A_0]/[A] = kt$ sostituendo i dati diventa: $\ln [A_0]/[A] = 0,239 \cdot 5,2 = 1,2428$

Questa diventa: $[A_0]/[A] = e^{1,2428} = 3,466$ da cui:

$[A] = [A_0]/3,466$ $[A] = 1320/3,466 = 381$ disintegrazioni/s. (Risposta B)

27. Una reazione reversibile avviene come segue:



In un certo insieme di condizioni, la legge cinetica per la reazione diretta è $v = k[A][B]$. In queste condizioni, qual è la legge cinetica per la reazione inversa?

- A) $v = k[C][D]$
 B) $v = k[C][D]/[A]$
 C) $v = k[C][D]/[A]^2[B]$
 D) non può essere determinata con questi dati

27. Soluzione

Consideriamo una reazione più semplice: $A \rightarrow B$

La velocità della reazione diretta è: $v_{dir} = k_{dir} [A]$

All'equilibrio le due velocità sono uguali $v_{dir} = v_{inv}$

Quindi avremo: $[B]/[A] = k_{dir}/k_{inv}$

la K di equilibrio vale: $K_{eq} = [B]/[A]$

per la reazione inversa: $v_{inv} = k_{inv} [B]$

quindi: $k_{dir} [A] = k_{inv} [B]$

quindi: $K_{eq} = k_{dir}/k_{inv}$

Per la reazione del problema, la K_{eq} vale: $K_{eq} = \frac{[C][D]}{[A]^2[B]}$

All'equilibrio la velocità della reazione diretta è uguale a quella della reazione inversa: $v_{dir} = v_{inv}$

Inoltre la K_{eq} è uguale al rapporto tra le due k di velocità: $K_{eq} = k_{dir}/k_{inv}$

Avremo quindi: $K_{eq} = \frac{k_{dir}}{k_{inv}} = \frac{[C][D]}{[A]^2[B]}$ Dato che in questo caso abbiamo: $v_{dir} = k_{dir} [A][B]$ riordiniamo così:

$k_{dir} [A][B] = k_{inv} \frac{[C][D]}{[A]}$ dato che: $v_{dir} = v_{inv}$ otteniamo: $v_{inv} = k_{inv} \frac{[C][D]}{[A]}$ (Risposta B)

28. Un composto A reagisce attraverso due percorsi irreversibili indipendenti per dare due prodotti, B e C. A 300 K, il 35% del prodotto è B, mentre a 320 K, il 70% del prodotto è B. Cosa si può concludere sull'energia di attivazione (E_a) del percorso per formare B rispetto all'energia di attivazione del percorso per formare C?

- A) E_a per formare B è più alta di 28 kJ mol⁻¹
 B) E_a per formare B è più alta di 59 kJ mol⁻¹
 C) E_a per formare B è più bassa di 28 kJ mol⁻¹
 D) E_a per formare B è più bassa di 59 kJ mol⁻¹

28. Soluzione

Dato che le due reazioni sono irreversibili, non c'è equilibrio termodinamico, quindi vi è controllo cinetico, cioè la resa dei due prodotti B e C è decisa dalle due velocità di reazione e quindi: $[B]/[C] = v_b/v_c$.

Le due velocità dipendono entrambe da [A]: $v_b = k_b[A]$ e $v_c = k_c[A]$ quindi $v_b/v_c = k_b/k_c = [B]/[C]$. Aumentando la temperatura (300 → 320 K), la resa di B aumenta in modo vistoso (35% → 70%).

In cinetica chimica, la reazione con l'energia di attivazione più alta è quella più sensibile alle variazioni di temperatura. Poiché il prodotto B diventa predominante scaldando, significa che la costante di velocità k_b è aumentata molto più di k_c . Quindi, l'energia di attivazione per formare B (E_b) deve essere più alta di quella per formare C (E_c). Questo esclude le opzioni C e D.

A 300 K: $k_b/k_c = 35/65 = 0,538$

A 320 K: $k_b/k_c = 70/30 = 2,33$

Dalla legge di Arrhenius:

$$k_b = A_b e^{(-E_b/RT)} \quad k_c = A_c e^{(-E_c/RT)}$$

$$k_b/k_c = A_b e^{(-E_b/RT)} / A_c e^{(-E_c/RT)}$$

$$k_b/k_c = A_b/A_c e^{(E_c-E_b)/RT}$$

$$A_b/A_c = k_b/k_c e^{(E_b-E_c)/RT}$$

a 300K: $A_b/A_c = 0,538 e^{(E_b-E_c)/300R}$

a 320K: $A_b/A_c = 2,33 e^{(E_b-E_c)/320R}$

I fattori preesponenziali non dipendono da T, quindi possiamo uguagliare le due espressioni. Con $\Delta E = E_b - E_c$:

$$0,538 e^{\Delta E/300R} = 2,33 e^{\Delta E/320R} \quad \text{da cui:} \quad e^{\Delta E/300R} = 4,34 e^{\Delta E/320R}$$

Passando ai logaritmi: $\Delta E/300R = \ln 4,34 + \Delta E/320R$ $\Delta E(1/300 - 1/320) = R \ln 4,34$

$\Delta E = 4800 \cdot 8,314 \cdot \ln 4,34 = 59 \text{ kJ/mol}$ cioè: $E_b - E_c = 59 \text{ kJ/mol}$. (Risposta B)

29. La reazione irreversibile $A + B \rightarrow C$ avviene tramite il seguente meccanismo a due stadi che coinvolge un intermedio X la cui concentrazione è bassa durante tutta la reazione:



Quale affermazione NON può essere corretta indipendentemente dai valori di k_1 , k_{-1} e k_2 ?

- A) la reazione è di ordine 0 in A B) la reazione è di ordine 1 in A
 C) la reazione è di ordine 0 in B D) la reazione è di ordine 1 in B

29. Soluzione

La velocità della reazione complessiva è: $v = k_2[X][B]$.

Se [X] è sempre molto bassa, la velocità della sua formazione (v_1) è uguale alla somma delle due velocità con cui reagisce (stato stazionario): $v_1 = v_{-1} + v_2$ quindi: $k_1[A] = k_{-1}[X] + k_2[X][B]$

$$k_1[A] = [X] (k_{-1} + k_2[B]) \quad \text{da cui si ricava [X]:} \quad [X] = \frac{k_1[A]}{k_{-1} + k_2[B]}$$

Sostituendo [X] nell'espressione della velocità (v) della reazione complessiva si ottiene:

$$v = k_2[X][B] \quad v = \frac{k_1 k_2 [A][B]}{k_{-1} + k_2[B]}$$

Esaminiamo ora i casi limite a denominatore per vedere come si trasforma l'espressione della velocità.

Se $[B] \rightarrow 0$ segue che $k_2[B]$ diventa trascurabile rispetto a k_{-1} e la velocità diventa:

$$v = \frac{k_1 k_2 [A][B]}{k_{-1}} \quad \text{Primo ordine sia per [A] sia per [B].}$$

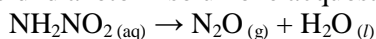
Se [B] è molto grande, segue che k_{-1} diventa trascurabile rispetto a $k_2[B]$ e la velocità diventa:

$$v = \frac{k_1 k_2 [A][B]}{k_2[B]} = k_1[A] \quad \text{Primo ordine per [A] e ordine zero per [B].}$$

La velocità non può mai avere un ordine zero per [A].

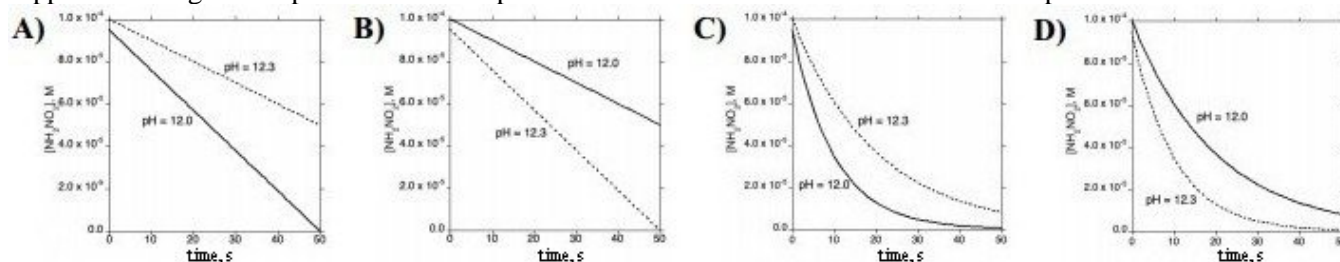
(Risposta A)

30. La nitramide si decompone in ossido di diazoto in soluzione acquosa:



In soluzioni con $\text{pH} \geq 12$, la legge cinetica per questa reazione è: $v = k[\text{NH}_2\text{NO}_2]/[\text{H}_3\text{O}^+]$

La reazione viene monitorata a $\text{pH} = 12,0$ (linea continua) e a $\text{pH} = 12,3$ (linea tratteggiata). Quale grafico rappresenta meglio la dipendenza dal tempo delle concentrazioni di nitramide nei due esperimenti?



30. Soluzione

Sostituendo $[\text{H}_3\text{O}^+]$ con $K_w/[\text{OH}^-]$ nella legge cinetica $v = k[\text{NH}_2\text{NO}_2]/[\text{H}_3\text{O}^+]$ si ottiene:

$$v = k [\text{NH}_2\text{NO}_2][\text{OH}^-]$$

Da qui si vede che in ambiente più basico la velocità di reazione aumenta e quindi $[\text{NH}_2\text{NO}_2]$ diminuisce più rapidamente a $\text{pH} 12,3$ che a $\text{pH} 12$. La curva tratteggiata deve essere più bassa di quella continua (A e C errati). A pH costante la reazione è del primo ordine rispetto a $[\text{NH}_2\text{NO}_2]$ e quindi deve obbedire alla legge cinetica:

$$\ln [A_o]/[A] = kt \quad \text{da cui si ricava} \quad A = A_o e^{-kt}$$

Questa è un'equazione esponenziale decrescente come quella nel grafico D.

(Risposta D)

31. Un campione di $0,320$ mol di un acido debole monoprotico in $1,00$ L di soluzione è ionizzato al $10,2\%$. Qual è la K_a di questo acido?

- A) $3,3 \cdot 10^{-3}$ B) $3,7 \cdot 10^{-3}$ C) $3,2 \cdot 10^{-2}$ D) $1,1 \cdot 10^{-1}$

31. Soluzione

La reazione è: $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$ $K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$

inizio (mol/L) C 0 0

fine (mol/L) $(1-\alpha)C$ αC αC

$$K_a = (\alpha C)^2/(1-\alpha)C$$

$$K_a = \alpha^2 C/(1-\alpha)$$

Sostituendo $\alpha = 0,102$ e $1 - \alpha = 0,898$: $K_a = (0,102)^2 \cdot 0,32/0,898 = 3,7 \cdot 10^{-3}$.

(Risposta B)

32. Tipicamente, la solubilità molare x di un composto ionico in acqua pura e il suo K_{ps} sono correlati da una formula semplice. Quale formula NON è prevista per il K_{ps} di un composto ionico?

- A) $K_{ps} = 4x^3$ B) $K_{ps} = 4x^4$ C) $K_{ps} = 27x^4$ D) $K_{ps} = 81x^5$

32. Soluzione

L'esponente della x corrisponde al numero di ioni del sale. La prima espressione si riferisce ad un sale A_2B .

Con il sale A_2B si ottiene $K_{ps} = [\text{A}]^2[\text{B}] = (2x)^2 x = 4x^3$

Con il sale A_3B si ottiene $K_{ps} = [\text{A}]^3[\text{B}] = (3x)^3 x = 27x^4$

Con il sale A_3B_2 si ottiene $K_{ps} = [\text{A}]^3[\text{B}]^2 = (3x)^3 (2x)^2 = 108x^5$

Il sale A_4B darebbe $K_{ps} = [\text{A}]^4[\text{B}] = (3x)^4 x = 81x^5$ (ma un tale composto non esiste)

Quindi sono due le espressioni non previste: $K_{ps} = 4x^4$ e $K_{ps} = 81x^5$.

L'espressione $K_{ps} = 4x^4$ è impossibile da ottenere perché viene da una molecola con 4 ioni (esponente della x) e quindi la molecola sarebbe del tipo A_3B (con $K_{ps} = 27x^4$) o A_2B_2 (con $K_{ps} = 16x^4$), ma mai $K_{ps} = 4x^4$.

La seconda espressione potrebbe esistere, ma con un composto (A_4B) che non esiste. (Risposte B e D??)

33. Volumi uguali di soluzioni $0,1$ M di NaH_2PO_4 e Na_3PO_4 vengono mescolati. Qual è il pH della soluzione risultante? Per H_3PO_4 , $\text{p}K_{a1} = 2,12$, $\text{p}K_{a2} = 7,21$, $\text{p}K_{a3} = 12,32$.

- A) 4,66 B) 6,66 C) 7,21 D) 9,76

33. Soluzione

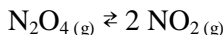
Questi due sali, mescolati con moli uguali, formano Na_2HPO_4 . $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{HPO}_4$

Na_2HPO_4 in acqua genera un pH che è la media dei due $\text{p}K_a$ in mezzo ai quali si trova.

$$\text{pH} = (\text{p}K_{a2} + \text{p}K_{a3})/2 \quad \text{pH} = (7,21 + 12,32)/2 = 9,76$$

(Risposta D)

34. 5,00 g di biossido di azoto vengono introdotti in un contenitore rigido evacuato da 1,00 L. Viene lasciato equilibrare secondo la reazione seguente a 310 K, e la pressione totale nel recipiente è 1,71 bar. Qual è la K_p per la reazione a 310 K?



- A) 0,35 B) 0,57 C) 2,28 D) 2,92

34. Soluzione

La massa molare di NO_2 è: $14 + 32 = 46 \text{ g/mol}$. Le moli iniziali di NO_2 sono: $n = m/\text{MM} = 5/46 = 0,1087 \text{ mol}$

Per la reazione $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ vale: $K_p = p^2_{(\text{NO}_2)}/p_{(\text{N}_2\text{O}_4)} = (n^2_{(\text{NO}_2)}/n_{(\text{N}_2\text{O}_4)})RT/V$

moli iniziali 0,1087

moli finali x 0,1087 - 2x

le moli finali complessive sono: 0,1087 - x

Per la legge dei gas, la pressione vale: $P = nRT/V$

quindi: $1,71 = (0,1087 - x) \cdot 0,08314 \cdot 310 / 1$

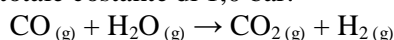
$1,71 = 2,8016 - 25,77x$ $25,77x = 1,0916$

da cui $x = 0,0424 \text{ mol}$

Le moli finali di N_2O_4 sono: 0,0424 mol; le moli finali di NO_2 sono: $0,1087 - 2 \cdot 0,0424 = 0,0239 \text{ mol}$

La K_p vale: $K_p = (0,0239^2/0,0424) \cdot 0,08314 \cdot 310/1 = 0,35$. (Risposta A)

35. Una miscela contenente $\text{CO}(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$ viene lasciata raggiungere l'equilibrio a 120°C in un contenitore che mantiene una pressione totale costante di 1,0 bar.



Vengono aggiunti 5,0 g di H_2O a questo contenitore, che viene lasciato ristabilire l'equilibrio (sempre a 120°C e 1 bar di pressione totale). Come cambia la pressione parziale di $\text{H}_2(\text{g})$ dopo l'aggiunta di H_2O ?

- A) la pressione parziale di $\text{H}_2(\text{g})$ aumenta
 B) la pressione parziale di $\text{H}_2(\text{g})$ diminuisce
 C) la pressione parziale di $\text{H}_2(\text{g})$ non cambia
 D) l'effetto sulla pressione parziale di $\text{H}_2(\text{g})$ non può essere determinato con le informazioni fornite

35. Soluzione

La domanda è ingannevole e sembrerebbe ovvio rispondere che p_{H_2} aumenterà, ma prima conviene riflettere.

La pressione parziale di H_2 vale: $p_{\text{H}_2} = x_{\text{H}_2} P$ dove x_{H_2} è la frazione molare di H_2 .

Dato che si opera a P costante (1 bar), la pressione parziale p_{H_2} dipende solo dalla frazione molare x_{H_2} .

Se è presente una quantità sufficiente di CO , e la K_{eq} è favorevole, l'aggiunta di 5,0 g di H_2O , per la legge di azione di massa, fa aumentare le moli di H_2 e così aumenta la sua frazione molare.

Se, però, vi è poco CO rispetto ai 5 g di H_2O , o se la K_{eq} è sfavorevole, l'aggiunta di H_2O ha soprattutto un effetto diluizione, le moli totali aumentano più di quelle di H_2 e la frazione molare di H_2 diminuisce.

Per decidere quale effetto prevalga bisognerebbe conoscere le quantità all'equilibrio iniziali dei vari gas nel reattore. Questi dati mancano. (Risposta D)

36. 0,01 mol di AgNO_3 vengono disciolte in 1,00 L di NH_3 acquosa 1,00 M. Qual è la quantità minima di HCl che dovrebbe essere aggiunta a questa soluzione per indurre la precipitazione di AgCl ?

$K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{f}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = 1,6 \cdot 10^7$; $K_{\text{a}}(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$.

- A) $1,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$ B) $1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ C) 0,18 mol D) 0,28 mol

36. Soluzione

Lo ione argento forma un complesso stabile con NH_3 , ma può comunque precipitare con Cl^- .

La formazione del complesso è: $\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ $K_{\text{f}} = 1,6 \cdot 10^7$

L'equilibrio di solubilità di AgCl è: $\text{AgCl} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ $K_{\text{ps}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$

Sommando le due reazioni: $\text{AgCl} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{Cl}^-$ $K = K_{\text{f}} \cdot K_{\text{ps}} = 2,88 \cdot 10^{-3}$

Dato che AgCl è un solido, la sua attività è 1 per definizione. Inoltre $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] \approx 0,01 \text{ M}$

Vale quindi: $K = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]/[\text{NH}_3]^2 = 2,88 \cdot 10^{-3}$

Da cui: $[\text{Cl}^-] = 2,88 \cdot 10^{-3} [\text{NH}_3]^2 / 0,01$ $[\text{Cl}^-] = 0,288 \cdot [\text{NH}_3]^2$

L'aggiunta di HCl ha un doppio effetto: da una parte fornisce ioni Cl^- che fanno precipitare Ag^+ .

Dall'altra fornisce ioni H^+ che trasformano NH_3 in ioni ammonio.

Chiamiamo x le moli di HCl aggiunte.

Una piccola parte dell' NH_3 è impegnata nel complesso di Ag^+ ($2 \cdot 0,01 \text{ mol}$), quindi $[\text{NH}_3] = 0,98 \text{ M}$.

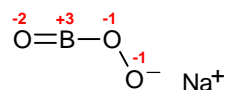
Dopo l'aggiunta di H^+ , si ottiene: $[\text{NH}_3] = 0,98 - x$

La relazione di prima: $[\text{Cl}^-] = 0,288 \cdot [\text{NH}_3]^2$ diventa: $x = 0,288 (0,98 - x)^2$ Senza risolverla,
 proviamo con $x = 0,18$. $0,18 = 0,288(0,98 - 0,18)^2$ $0,18 = 0,184 \text{ (OK)}$. (Risposta C)

37. In quale composto il numero di ossidazione dell'ossigeno è diverso da -2?

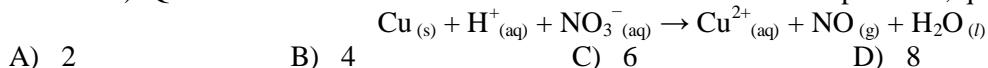
- A) NaBO_3 B) NaNO_3 C) K_3PO_4 D) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

37. Soluzione



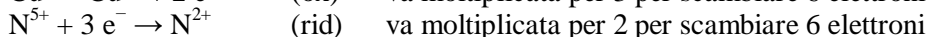
Nei perossidi l'ossigeno ha N.O. diverso da -2 perchè questi contengono il legame O-O. Nel perborato di sodio (NaBO_3 , perossido) il boro ha N.O. +3, e le cariche positive totali sono 4 (B^{3+} e Na^+), quindi i tre atomi di ossigeno hanno complessivamente carica -4. Infatti vi è un ossigeno con N.O. -2 e due ossigeni con N.O. -1. (Risposta A)

38. Il rame metallico reagisce con acido nitrico per formare $\text{NO}_{(g)}$ come mostrato nella seguente reazione (non bilanciata). Quando la reazione è bilanciata usando i coefficienti interi più bassi, qual è il coefficiente di $\text{H}^+_{(aq)}$?

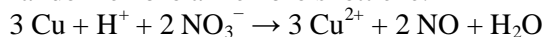


38. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 3 e per 2 e sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento si ottiene:

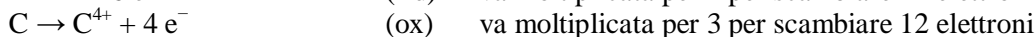
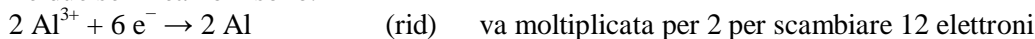


39. Nel processo Hall-Héroult per la produzione di alluminio, l'alluminio viene ridotto elettroliticamente da Al_2O_3 disciolto in criolite fusa (Na_3AlF_6) mentre un anodo di grafite viene ossidato a CO_2 . Qual è il rapporto tra la massa di Al depositata sul catodo e la massa di C persa dall'anodo?

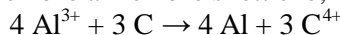
- A) 1,50 : 1 B) 2,25 : 1 C) 3,00 : 1 D) 3,36 : 1

39. Soluzione

Le due semireazioni sono:



moltiplicando per 2 e per 3 e sommando membro a membro si ottiene;



La massa di 3 moli di C è: $m = n \text{MM} = 3 \cdot 12 = 36 \text{ g}$

La massa di 4 moli di Al è: $m = n \text{MM} = 4 \cdot 26,98 = 107,92 \text{ g}$

Il rapporto in massa Al/C è: $107,92 : 36 = 3,00 : 1$.

(Risposta C)

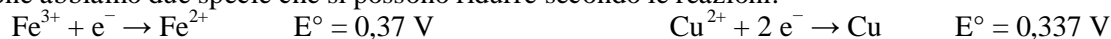
40. Il catodo di una cella elettrolitica con un elettrodo di rame ha inizialmente 100,0 mL di una soluzione che è 1,00 M sia in $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ che in $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}_{(aq)}$. La soluzione viene elettrolizzata con una corrente costante di 0,500 A a una temperatura costante di 298 K. Quanto tempo trascorre prima che il $\text{Cu}_{(s)}$ inizi a depositarsi sull'elettrodo?

Semireazione	E°, V
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}_{(aq)}$	0,370
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	0,337

- A) 0 min B) 89,4 min C) 252 min D) 322 min

40. Soluzione

In soluzione abbiamo due specie che si possono ridurre secondo le reazioni:



La prima specie a ridursi è Fe^{3+} che ha potenziale maggiore. Quando il potenziale del ferro avrà uguagliato quello del rame, anche Cu^{2+} potrà iniziare a ridursi. Dato che $[\text{Cu}^{2+}] = 1\text{M}$, questo potenziale è: $E = E^\circ = 0,337 \text{ V}$.

Calcoliamo quanto Fe^{3+} bisogna ridurre a Fe^{2+} perchè il suo potenziale scenda a 0,337 V.

$$E = E^\circ - 0,059 \log[\text{Fe}^{2+}]/[\text{Fe}^{3+}] \quad \text{quindi:} \quad 0,337 = 0,37 - 0,059 \log[\text{Fe}^{2+}]/[\text{Fe}^{3+}]$$

$$\log[\text{Fe}^{2+}]/[\text{Fe}^{3+}] = (0,37 - 0,337)/0,059 \quad [\text{Fe}^{2+}]/[\text{Fe}^{3+}] = 10^{0,559} = 3,625$$

Quindi dobbiamo avere: $[\text{Fe}^{2+}] = 3,625 [\text{Fe}^{3+}]$ ponendo $x = [\text{Fe}^{2+}]$ si ottiene $[\text{Fe}^{3+}] = 1-x$, e quindi:

$x = 3,625(1-x)$ da cui: $x = [\text{Fe}^{2+}] = 0,784 \text{ M}$. Le moli di $[\text{Fe}^{2+}]$ sono: $n = MV = 0,784 \cdot 0,1 = 0,0784 \text{ mol}$

Dato che: Ampere = Coulomb/secondo si ottiene: $s = C/A = (96485 \cdot 0,0784)/0,5 = 15129 \text{ s}$

I minuti richiesti sono: $15129/60 = 252 \text{ min}$.

(Risposta C)

41. Una molecola assorbe un fotone di luce per formare uno stato eccitato. Come si confrontano le proprietà redox dello stato eccitato con quelle dello stato fondamentale?

- A) lo stato eccitato è sia un ossidante più forte che un riducente più forte dello stato fondamentale
 B) lo stato eccitato è sia un ossidante più debole che un riducente più debole dello stato fondamentale
 C) lo stato eccitato è un ossidante più forte ma un riducente più debole dello stato fondamentale
 D) lo stato eccitato è un ossidante più debole ma un riducente più forte dello stato fondamentale

41. Soluzione

Quando una molecola assorbe un fotone e passa dallo stato fondamentale al primo stato eccitato, un elettrone viene promosso dall'orbitale HOMO, l'orbitale occupato di più alta energia, all'orbitale LUMO, il primo degli orbitali vuoti. Questa nuova configurazione elettronica cambia le proprietà redox della molecola.

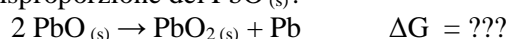
Proprietà riducenti.

Nello stato eccitato, l'elettrone promosso si trova in un orbitale di antilegame (LUMO). Poiché è meno legato al nucleo, è più facile da donare a un'altra specie. Quindi la molecola eccitata è un riducente più forte.

Proprietà ossidanti.

La promozione dell'elettrone lascia una lacuna nell'orbitale a bassa energia (HOMO) da cui è partito. Questa lacuna a bassa energia è avida di elettroni; la molecola accetta più facilmente un elettrone esterno per riempirla. Quindi la molecola eccitata è anche un ossidante più forte. (Risposta A)

42. Qual è il ΔG° a 298 K per la disproporzione del $\text{PbO}_{(s)}$?



Semireazione	E°, V
$\text{PbO}_{2(s)} + 4 \text{H}^+_{(aq)} + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	0,671
$\text{PbO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$	-0,580

- A) 163 kJ mol⁻¹ B) 241 kJ mol⁻¹ C) 403 kJ mol⁻¹ D) 483 kJ mol⁻¹

42. Soluzione

Sfruttando la relazione $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ si può calcolare il ΔG° delle due reazioni:

Prima reazione: $\Delta G^\circ = -4 \cdot 96485 \cdot 0,671 \quad \Delta G^\circ = -258,97 \text{ kJ/mol}$

Seconda reazione: $\Delta G^\circ = +2 \cdot 96485 \cdot 0,58 \quad \Delta G^\circ = +111,92 \text{ kJ/mol}$

Le reazioni avvengono in condizioni standard quindi ogni reattivo ha attività = 1.

La prima reazione è in ambiente acido (pH 0), mentre la seconda è in ambiente basico (pH 14).

Le due reazioni non si possono combinare così perché non si terrebbe conto della reazione acido base.

Per portare anche la seconda reazione in ambiente acido si deve sommarla all'inverso della dissociazione dell'acqua (presa due volte).

$$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + 2 \text{OH}^- \quad \Delta G^\circ = +111,92 \text{ kJ/mol}$$

$$2 \text{H}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} \quad K = 10^{14} \quad \Delta G^\circ = 2(-RT \ln K) \quad \Delta G^\circ = -2 \cdot 8,314 \cdot 298 \ln 10^{14} = -159,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{PbO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ = 111,92 - 159,7 = -47,78 \text{ kJ/mol}$$

La reazione di disproporzione si ottiene sommando l'inverso della prima reazione al doppio della seconda (acida):

$$\text{Pb} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \quad \Delta G^\circ = +258,97$$

$$2 \text{PbO} + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Pb} + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta G^\circ = 2(-47,78) = -95,56$$

$$2 \text{PbO} \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{Pb} \quad \Delta G^\circ = 258,97 - 95,56 = 163 \text{ kJ/mol} \quad (\text{Risposta A})$$

43. Per quali atomi in fase gassosa l'aggiunta di un elettrone è endotermica?

I. Li II. N

- A) solo I B) solo II C) sia I che II D) né I né II

43. Soluzione

Per la maggior parte degli atomi l'affinità elettronica è esotermica (ΔH negativo), ma ci sono casi particolari come l'azoto nel quale sono presenti due fattori sfavorevoli che, combinati, rendono endotermica la reazione.

1) In N, il nuovo elettrone giunge in un orbitale 2p semipieno dove la repulsione elettronica è sfavorevole.

2) Gli orbitali 2p sono piccoli e l'affinità elettronica per tutta la serie 2p è sfavorita dalla repulsione elettronica.

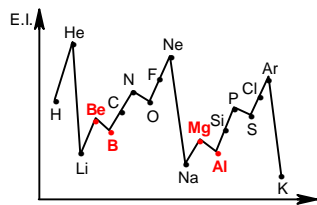
(Questo secondo fattore è evidente col fluoro che ha affinità elettronica, in valore assoluto, minore del cloro).

Il litio ha affinità elettronica esotermica perché ospita il nuovo elettrone in un orbitale 2s che, anche se è semipieno, è penetrante e sente meglio dei 2p la carica nucleare. (Risposta B)

44. Quale atomo ha l'energia di prima ionizzazione più bassa?

- A) Be
B) B
C) Mg
D) Al

44. Soluzione



L'energia di ionizzazione diminuisce scendendo lungo i gruppi (ad es: H, Li, Na, K) perché l'elettrone esterno da strappare è sempre più lontano dal nucleo.

L'energia di ionizzazione cresce (con qualche irregolarità) lungo i periodi perché la carica nucleare aumenta.

La prima irregolarità si trova tra l'orbitale s e gli orbitali p. Se E.I. aumentasse linearmente ci si aspetterebbe di trovare il Boro più in alto del Berillio, ma

l'elettrone esterno del Boro è in un orbitale 2p dove è trattenuto più debolmente che

nel 2s del Berillio ed è più facile da strappare. Lo stesso scalino si osserva tra Mg (3s) e Al (3p).

La seconda irregolarità si osserva dove inizia il doppio riempimento degli orbitali p, ad esempio tra N e O.

L'Alluminio ha energia di attivazione minore sia del Boro che del Magnesio.

(Risposta D)

45. Quanti elettroni in un atomo di arsenico (As) in fase gassosa allo stato fondamentale hanno un numero quantico $m_\ell = 1$?

- A) 5
B) 7
C) 15
D) 18

45. Soluzione

Il numero quantico principale n indica il livello energetico del guscio elettronico.

Il numero quantico secondario ℓ indica il momento angolare e quindi la forma dell'orbitale ($\ell = 0, 1, 2$) (s, p, d).

Il numero quantico magnetico m_ℓ indica l'orientazione del momento angolare e può assumere i valori interi compresi tra $-\ell$ e ℓ compreso lo zero.

Quindi solo gli elettroni in orbitali p, d, f possono avere $m_\ell = 1$, quelli in orbitali s sono esclusi perché hanno $\ell = 0$.

La configurazione elettronica di As è: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

Nel secondo livello c'è un solo orbitale con $m_\ell = 1$: $2p_z$ (2 elettroni)

Nel terzo livello ci sono 2 orbitali $m_\ell = 1$: $3p_z$ e uno dei $3d$ (4 elettroni)

Nel quarto livello c'è un solo orbitale con $m_\ell = 1$: $4p_z$ (1 elettrone)

Nell'Arsenico, in totale, gli elettroni con $m_\ell = 1$ sono 7.

(Risposta B)

46. Quale orbitale ha lo stesso numero di nodi radiali di un orbitale 3s?

- A) 3p B) 4s C) 4f D) 5d

46. Soluzione

La capacità di un orbitale di essere penetrante, cioè di avere densità elettronica oltre che al proprio livello, anche ai livelli inferiori, contribuisce a renderlo più stabile.

La densità elettronica di un orbitale che si spinge dal suo livello ai livelli inferiori non è continua ma tra un livello e l'altro si azzera, cioè ha un nodo radiale.

Il numero x di nodi radiali di un orbitale è dato dall'espressione: $x = (n - \ell - 1)$.

L'orbitale s è quello più penetrante, può spingere i propri elettroni anche in tutti i livelli sottostanti dove la carica nucleare si fa sentire di più, per questo è più conveniente degli orbitali p e si riempie per primo.

Gli orbitali p sono un po' meno penetranti, possono arrivare in tutti i livelli sottostanti meno 1.

Poi vengono gli orbitali d ed f ancora meno penetranti.

Esaminiamo gli orbitali del problema:

$3s$ ($n = 3, \ell = 0$) ha $x = (3 - 0 - 1) = 2$ nodi radiali (tra i livelli $3^\circ \rightarrow 2^\circ$ e $2^\circ \rightarrow 1^\circ$).

$3p$ ($n = 3, \ell = 1$) ha: $x = (3 - 1 - 1) = 1$ nodo radiale (tra i livelli $3^\circ \rightarrow 2^\circ$) (A errata)

$4s$ ($n = 4, \ell = 0$) ha: $x = (4 - 0 - 1) = 3$ nodi radiali (tra i livelli $4^\circ \rightarrow 3^\circ, 3^\circ \rightarrow 2^\circ$ e $2^\circ \rightarrow 1^\circ$) (B errata)

$4f$ ($n = 4, \ell = 3$) ha: $x = (4 - 3 - 1) = 0$ nodi radiali (per questo è il meno stabile) (C errata)

$5d$ ($n = 5, \ell = 2$) ha: $x = (5 - 2 - 1) = 2$ nodi radiali (come 3s!) (tra i livelli $5^\circ \rightarrow 4^\circ$ e $4^\circ \rightarrow 3^\circ$) (Risposta D)

47. Quale lantanide ha un numero di ossidazione comune diverso da +3?
 A) Ce B) Gd C) Er D) Lu

47. Soluzione

Sebbene lo stato di ossidazione +3 sia il più stabile e caratteristico per tutti i lantanidi, alcuni elementi della serie mostrano stabilità anche in altri stati di ossidazione quando questi permettono di raggiungere configurazioni elettroniche più favorevoli come un orbitale f vuoto, semipieno o pieno.

Il Cerio (Ce) ha configurazione elettronica: $[\text{Xe}]4f^1 5d^1 6s^2$. Oltre a perdere i 3 elettroni esterni ($5d^2$ e $6s^2$) per formare Ce^{3+} , può perdere un quarto elettrone ($4f^1$) per formare Ce^{4+} . Questo stato è stabile perché ha la configurazione elettronica del gas nobile Xenon. Il Cerio(IV) è un noto agente ossidante.

Il Gadolinio (Gd) ha configurazione elettronica: $[\text{Xe}]4f^7 5d^1 6s^2$. Quando perde i 3 elettroni esterni ($5d^2$ e $6s^2$) forma Gd^{3+} , nel quale gli orbitali $4f$ sono semipieni ($4f^7$), una configurazione stabile.

Il Lutezio (Lu) ha configurazione elettronica: $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^1 6s^2$. Quando perde i 3 elettroni esterni ($5d^2$ e $6s^2$) forma Lu^{3+} e lascia gli orbitali $4f$ pieni ($4f^{14}$), una configurazione stabile.

L'Erbio, ha configurazione elettronica: $[\text{Xe}]4f^{11} 5d^1 6s^2$. Forma quasi esclusivamente Er^{3+} . (Risposta A)

48. Quale radioisotopo decade per emissione beta (β^-)?
 A) ^{20}Na B) ^{52}V C) ^{54}Co D) ^{62}Cu

48. Soluzione

Il decadimento β^- trasforma, nel nucleo, un neutrone in protone e quindi si verifica in isotopi che hanno un numero di neutroni in eccesso, cioè un numero di massa maggiore di quello medio riportato nella tavola periodica.

L'isotopo stabile del Sodio è ^{23}Na , quindi ^{20}Na ha meno neutroni del dovuto.

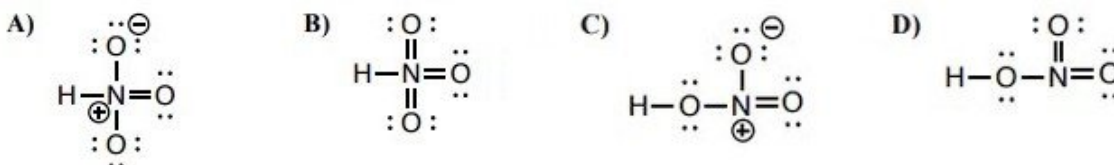
L'isotopo stabile del Vanadio è ^{51}V , quindi ^{52}V ha un neutrone in più del dovuto.

L'isotopo stabile del Cobalto è ^{59}Co , quindi ^{54}Co ha meno neutroni del dovuto.

L'isotopo stabile del Rame è ^{64}Cu , quindi ^{62}Cu ha meno neutroni del dovuto.

Il solo isotopo con un eccesso di neutroni è ^{52}V che con decadimento β^- diventa ^{52}Cr . (Risposta B)

49. Qual è una struttura di Lewis valida per l'acido nitrico, HNO_3 ?



49. Soluzione

L'azoto è un elemento del secondo periodo e ha solo 4 orbitali di valenza ($2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$), quindi può fare un massimo di 4 legami e così ottiene l'ottetto elettronico. Non può mai andare oltre l'ottetto.

Le molecole A, B, D hanno un azoto che fa troppi legami (5, 7, 5) e quindi sono sicuramente errate.

Solo la molecola C è corretta, il suo azoto fa 4 legami. Ha 4 elettroni attorno a sé invece di 5 e così ha una carica positiva, mentre l'ossigeno in alto ha 7 elettroni (invece di 6) e ha una carica negativa. (Risposta C)

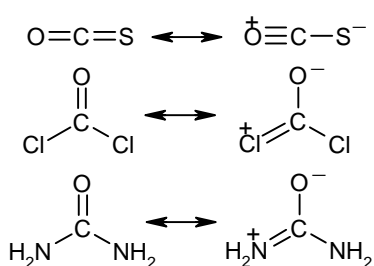
50. Quali affermazioni sulle lunghezze dei legami carbonio-ossigeno sono corrette?

I. Il legame carbonio-ossigeno nell'anidride carbonica, CO_2 , è più corto del legame carbonio-ossigeno nel solfuro di carbonile, COS .

II. Il legame carbonio-ossigeno nel fosgene, COCl_2 , è più corto del legame carbonio-ossigeno nell'urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

- A) solo I B) solo II C) sia I che II D) né I né II

50. Soluzione



In queste molecole, la differenza di elettronegatività è meno importante della risonanza. Gli atomi del terzo periodo come S e Cl hanno orbitali $3p$ più grandi degli orbitali $2p$ di C, N, O e formano legami pigreco $3p-2p$ deboli.

In $\text{O}=\text{C}=\text{S}$ la debolezza del legame $\text{C}=\text{S}$ rende importante la forma di risonanza con il triplo legame $\text{C}\equiv\text{O}$ più di quanto accade in CO_2 e questo rende il legame CO di COS più corto che in CO_2 (I. errata).

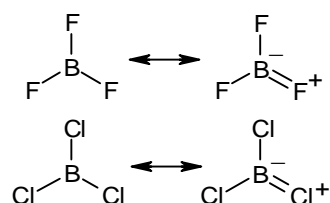
Nel fosgene la forma limite di risonanza che ha il doppio legame $\text{Cl}=\text{C}$ è poco importante, quindi il fosgene ha un carattere di doppio legame $\text{C}=\text{O}$ maggiore dell'urea e il suo legame CO è più corto. (Risposta B)

51. Quale affermazione descrive meglio l'acidità di Lewis relativa di BF_3 e BCl_3 ?

- A) BF_3 è un acido di Lewis più debole di BCl_3 perché F è più elettronegativo di Cl
 B) BF_3 è un acido di Lewis più debole di BCl_3 perché F è un donatore π migliore di Cl
 C) BF_3 è un acido di Lewis più forte di BCl_3 perché F è più elettronegativo di Cl
 D) BF_3 è un acido di Lewis più forte di BCl_3 perché F è un donatore π migliore di Cl

51. Soluzione

Anche in questo esercizio bisogna valutare la differenza di dimensioni tra elementi del 2° e del 3° periodo.



Il Fluoro può fare doppi legami più forti col Boro $\text{F}=\text{B}$ ($2p-2p$) rispetto quelli del Cloro $\text{Cl}=\text{B}$ ($3p-2p$) a causa delle grandi dimensioni degli orbitali $3p$.

Questo significa che la forma limite di risonanza in cui uno degli atomi esterni dona una coppia di elettroni π al Boro centrale è più importante in BF_3 che in BCl_3 .

Quindi BF_3 è un acido di Lewis meno forte di BCl_3 dato che in BF_3 l'orbitale vuoto $2p$ del Boro sta già accogliendo elettroni. (Risposta B)

52. Quali confronti degli angoli di legame sono corretti?

- I. l'angolo di legame in NH_3 è maggiore dell'angolo di legame in NF_3
 II. l'angolo di legame in NH_3 è maggiore dell'angolo di legame in PH_3
 A) solo I B) solo II C) sia I che II D) né I né II

52. Soluzione

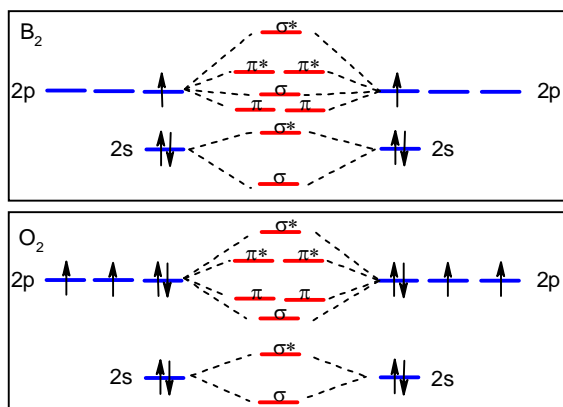
In teoria NH_3 ed NF_3 dovrebbero avere lo stesso angolo di legame (107°), leggermente più stretto di quello di un tetraedro regolare (109°) a causa del maggiore ingombro sterico della coppia di non legame. Se però consideriamo la maggiore elettronegatività del Fluoro rispetto all'Idrogeno, vediamo che le coppie di legame in NF_3 sono più lontane dall'Azoto centrale e quindi si respingono meno tra loro e si avvicinano mentre la coppia di non legame di guadagna più spazio. Gli angoli di legame in NF_3 sono più piccoli di quelli in NH_3 (I. corretta)

Tra PH_3 e NH_3 abbiamo meno differenza di elettronegatività, piuttosto contano le maggiori dimensioni del Fosforo rispetto all'Azoto. Negli orbitali più grandi del fosforo c'è una minore densità di carica e quindi si genera meno repulsione tra i legami. Inoltre gli elementi del terzo periodo danno meno ibridazione sp^3 e i loro legami hanno un maggior carattere p e formano angoli di legame più vicini ai 90° . (II. corretta) (Risposta C)

53. Le molecole in fase gassosa B_2 e O_2 sono entrambe paramagnetiche. Quale affermazione sulle energie relative dei loro orbitali molecolari spiega queste osservazioni?

- I. l'MO σ_{2p} ha energia più alta rispetto agli MO π_{2p}
 II. l'MO σ_{2p}^* ha energia più alta rispetto agli MO π_{2p}^*
 A) I per B_2 , II per O_2 B) I per O_2 , II per B_2 C) I per entrambi B_2 e O_2 D) II per entrambi B_2 e O_2

53. Soluzione



Per rispondere a questa domanda, dobbiamo considerare la teoria degli Orbitali Molecolari (MO) per le molecole biatomiche del secondo periodo. Cominciamo con B_2 .

L'atomo di Boro ha configurazione $2s^2 2p^1$. La molecola B_2 ha un totale di 6 elettroni di valenza. Per le molecole biatomiche con $Z < 8$ (come B_2 e N_2), l'interazione tra gli orbitali $2s$ e $2p$ è più forte. Questa interazione innalza l'energia dell'MO σ_{2p} al di sopra degli MO π_{2p} . L'ordine delle energie diventa: $\pi_{2p} < \sigma_{2p}$.

Dopo aver riempito gli MO σ_{2s} e σ_{2s}^* (4 elettroni), rimangono 2 elettroni. Poiché gli MO π_{2p} sono a energia inferiore rispetto al σ_{2p} e sono degeneri (stessa energia), i due elettroni si dispongono uno per ciascun orbitale π con spin parallelo. Questo rende B_2 paramagnetica. Se l'ordine fosse stato quello

“standard” ($\sigma < \pi$), i due elettroni si sarebbero appaiati nel σ_{2p} , rendendo la molecola diamagnetica.

L'affermazione I spiega il paramagnetismo di B_2 .

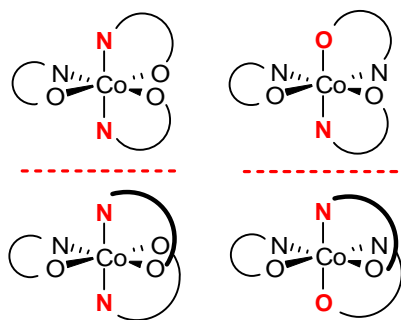
L'Ossigeno ha configurazione $2s^2 2p^4$. La molecola O_2 ha 12 elettroni di valenza. La carica nucleare dell'Ossigeno ($Z = 8$) stabilizza i $2s$, l'interazione $2s-2p$ è trascurabile. L'ordine degli MO leganti è quello standard: $\sigma_{2p} < \pi_{2p}$.

I primi 10 elettroni si pongono: 2 in σ_{2s} , 2 in σ_{2s}^* , 2 in σ_{2p} , 4 in π_{2p} . Gli ultimi 2 elettroni devono andare negli MO di antilegame: entrano nei due MO degeneri π_{2p}^* (dato che σ_{2p}^* ha energia più alta). Si dispongono singolarmente con spin parallelo e rendono O_2 paramagnetico. L'affermazione II spiega il paramagnetismo di O_2 . (Risposta A)

54. Quanti stereoisomeri ci sono del complesso di coordinazione ottaedrico $\text{Co}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CO}_2)_3$?

- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4

54. Soluzione



Il legando del problema è un sale di glicina ed è bidentato, cioè si lega al cobalto sia in testa sia in coda, e coordina il cobalto da un lato con l'azoto, dall'altro con l'ossigeno del carbossilato (qui i legandi sono mostrati stilizzati).

Osservando la posizione degli atomi di Azoto, i complessi che si possono realizzare sono di due tipi: uno con 2 atomi di azoto lontani, cioè con una coppia N e N assiale, e l'altro con tutti gli atomi di azoto vicini, cioè con N e N mai assiali. Questi due complessi non hanno piani di simmetria, quindi sono chirali e possono esistere come coppie di enantiomeri speculari.

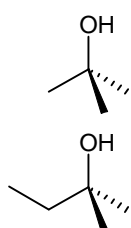
La struttura di questi è mostrata qui a lato.

(Risposta D)

55. Quanti alcoli terziari hanno la formula $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$?

- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4

55. Soluzione



$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ è la formula bruta di una molecola satura, l'idrocarburo obbedisce alla formula $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Gli alcoli terziari hanno l'OH legato ad un carbonio terziario, quindi partiamo da questa struttura che contiene già 4 carboni (C_4) per cercare di ottenere altri possibili isomeri.

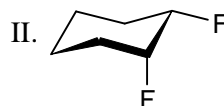
Ci accorgiamo, però, che il quinto carbonio della struttura può essere aggiunto in un solo modo, legandolo ad uno dei tre carboni terminali della struttura C_4 precedente, indistinguibili tra loro.

Questa struttura non è chirale, non ha enantiomeri, perché ha due sostituenti CH_3 uguali.

Esiste un solo alcol isomero $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

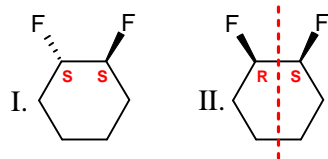
(Risposta A)

56. Quali difluorocicloesani sono otticamente attivi?



- A) solo I
B) solo II
C) sia I che II
D) né I né II

56. Soluzione



Dato che il cicloesano può passare da una conformazione a sedia all'altra, per giudicare queste due molecole conviene disegnarle come esagoni.

Ora appare evidente che la molecola II ha un piano di simmetria e non può essere chirale, mentre la molecola I non ha piani di simmetria e può esistere come coppia di enantiomeri.

Questo esercizio si poteva risolvere anche determinando la configurazione dei due centri stereogenici. Nella molecola I i due centri sono (S,S) mentre nella molecola II sono (R,S) quindi sono speculari tra loro (forma meso). L'enantiomero della molecola I avrà configurazione (R,R). (Risposta A)

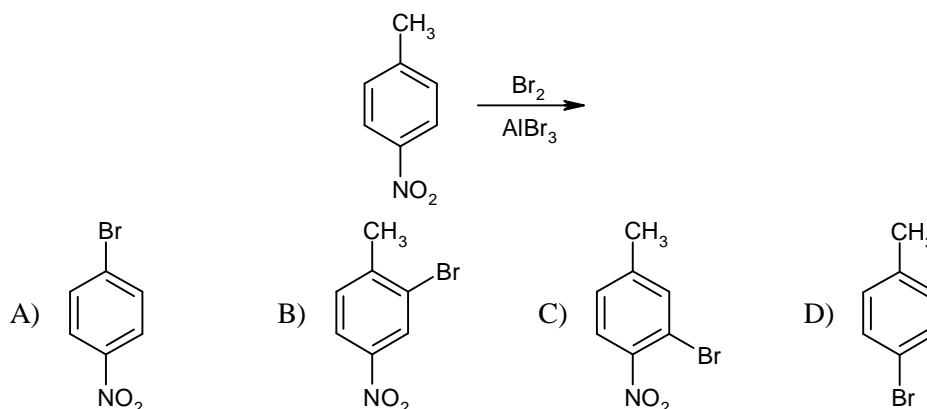
57. Dopo l'estrazione di una soluzione diluita di acido benzoico in etere dietilico con NaHCO_3 acquoso al 5%:

- A) l'acido benzoico è presente nello strato inferiore
B) lo ione benzoato è presente nello strato inferiore
C) l'acido benzoico è presente nello strato superiore
D) lo ione benzoato è presente nello strato superiore

57. Soluzione

L'acido benzoico, reagendo con bicarbonato di sodio, forma benzoato di sodio solubile in acqua. Nell'imbutto separatore lo strato etero (meno denso) si trova sopra lo strato acquoso che contiene benzoato. (Risposta B)

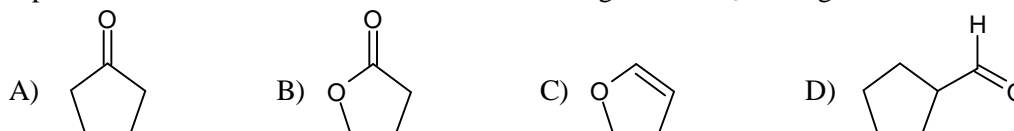
58. Quale prodotto si forma in maggiore quantità nella bromurazione del 4-nitrotoluene utilizzando un catalizzatore di bromuro di alluminio?



58. Soluzione

La bromurazione del 4-nitrotoluene è diretta in orto dal gruppo CH_3 , questa è anche la posizione meno disattivata dal sostituito nitro. (Risposta B)

59. Quale composto è meno reattivo verso il bromuro di etilmagnesio, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgBr}$?



59. Soluzione

Il bromuro di etilmagnesio è un nucleofilo duro che attacca rapidamente i composti carbonilici. I più reattivi sono le aldeidi (D), seguite dai chetoni (A) e dagli esteri (B). L'etere insaturo C è il meno reattivo. (Risposta C)

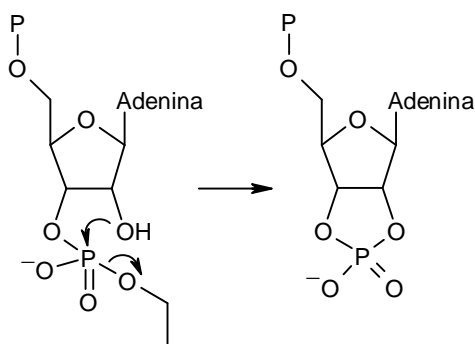
60. Quali affermazioni descrivono differenze significative tra RNA e DNA?

I. le basi usate nell'RNA includono tre purine e una pirimidina, mentre quelle nel DNA includono due purine e due pirimidine

II. l'idrolisi dell'RNA coinvolge frequentemente intermedi fosfato ciclici, mentre l'idrolisi del DNA non lo fa mai

A) solo I B) solo II C) sia I che II D) né I né II

60. Soluzione



Anche l'RNA (come il DNA) è formato da due purine e due pirimidine che con la loro diversità di dimensioni e di capacità di formare legami a idrogeno consentono il mutuo riconoscimento delle basi complementari su due catene che si accoppiano. Dato che la distanza tra le catene deve restare costante, la presenza di una purina (più grande) su una catena richiede la presenza di una pirimidina (più piccola) sulla catena complementare (I. errata).

L'RNA si può idrolizzare più facilmente del DNA a causa della presenza di due gruppi OH vicini sul ribosio (il DNA ne ha uno solo). L'idrolisi dell'RNA forma intermedi fosfato ciclici che coinvolgono i due gruppi OH vicini. (II. esatta). (Risposta B)

Esercizi della prova nazionale di qualificazione USA 2024 alle olimpiadi della chimica.
Soluzioni proposte da Mauro Tonellato.