Giochi della Chimica 2023
Problemi risolti – Fase regionale – Classe C

1. In un certo esperimento 6,0 g di ossido di sodio, $Na_2O_{(s)}$, furono ottenuti dalla reazione di 5,0 g di sodio metallico, $Na_{(s)}$, con eccesso di ossigeno gassoso, $O_{2\,(g)}$. Calcolare la resa percentuale di Na_2O, in base alla seguente reazione da bilanciare:

$$Na_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow Na_2O_{(s)}$$

A) 89,0% B) 78,8% C) 40,4% D) 59,4%

1. Soluzione

La reazione bilanciata è: $4\ Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O$

moli (mol)	0,217	0,1087
MM (g/mol)	23	62
massa (g)	5,0	6,739 (6,0)

Le moli di Na fatte reagire sono: n = m/MM = 5,0/23 = 0,217 mol.
Le moli teoriche di Na_2O sono la metà: 0,217/2 = 0,1087 mol. La massa molare di Na_2O è: 23 · 2 + 16 = 62 g/mol
La massa teorica di Na_2O è: 6,739 g. La resa percentuale è: 6,0/6,739 = 89,0%. (Risposta A)

2. Per la seguente reazione di ossido-riduzione, indicare, nell'ordine, i coefficienti stechiometrici.

$$MnO_4^- + I^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + I_2 + H_2O$$

A) 2, 10, 16, 2, 5, 8 B) 1, 10, 16, 2, 5, 8
C) 8, 16, 1, 1, 10, 5 D) 16, 5, 8, 1, 5, 2

2. Soluzione

Le due semireazioni sono:
$Mn^{7+} + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+}$ (rid) va moltiplicata per 2 per scambiare 10 elettroni
$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$ (ox) va moltiplicata per 5 per scambiare 10 elettroni
Moltiplicando per 2 e per 5 e sommando membro a membro si ottiene:

$$2\ MnO_4^- + 10\ I^- + H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ I_2 + H_2O$$

Completando il bilanciamento si ottiene:

$$2\ MnO_4^- + 10\ I^- + 16\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ I_2 + 8\ H_2O$$ (Risposta A)

3. In un recipiente di 1 L vi sono 0,5 moli di H_2 e 0,7 moli di NH_3. Quante moli di N_2 devono essere presenti affinché la miscela sia in equilibrio rispetto alla seguente reazione per la quale $K_c = 65\ L^2\ mol^{-2}$?

$$N_{2\,(g)} + 3\ H_{2\,(g)} \rightarrow 2\ NH_{3\,(g)}$$

A) 0,6 B) 6 C) 0,06 D) 60

3. Soluzione

La K_c di equilibrio vale: $K_c = [NH_3]^2/[N_2][H_2]^3$ $65 = 0{,}7^2/[N_2] \cdot 0{,}5^3$ da cui: $[N_2] = 0{,}49/0{,}125 \cdot 65$
Quindi le moli di N_2 in un litro sono: $[N_2] = 0{,}060$ mol/L. (Risposta C)

4. Sapendo che le proprietà colligative dipendono dal numero delle particelle messe in soluzione da uno specifico soluto e non dalla sua natura, mettere in ordine CRESCENTE di pressione osmotica le seguenti soluzioni acquose, tutte alla stessa concentrazione 0,02 M:

a) soluzione di $CaCl_2$ (totalmente dissociato in ioni);
b) soluzione di NaCl (totalmente dissociato in ioni);
c) soluzione di saccarosio (non dissociato in ioni).

A) hanno tutte la stessa pressione osmotica
B) c < b < a
C) a < b < c
D) b < a < c

4. Soluzione

Maggiore è il numero di ioni che un soluto può liberare, maggiore è la pressione osmotica (P = nRT/V)
Il soluto (c) è indissociato; il soluto (b) libera due ioni; il soluto (a) ne libera 3: c < b < a. (Risposta B)

5. Si devono preparare due soluzioni isotoniche per flebo, cioè che abbiano la stessa pressione osmotica del sangue. La prima è una soluzione acquosa di NaCl (totalmente dissociato in ioni) e l'altra è una soluzione acquosa di glucosio (indissociato). Sapendo che le proprietà colligative dipendono dal numero di particelle messe in soluzione da uno specifico soluto e non dalla sua natura, stabilire in che rapporto devono essere le concentrazioni delle due soluzioni affinché siano isotoniche.
A) la soluzione di NaCl deve avere una concentrazione doppia rispetto a quella di glucosio
B) la soluzione di glucosio deve avere una concentrazione doppia rispetto a quella di NaCl
C) le due soluzioni devono avere la stessa concentrazione
D) nessuna delle altre opzioni

5. Soluzione
La soluzione di glucosio deve avere una concentrazione doppia rispetto a quella di NaCl dato che questa produce una quantità doppia di particelle in soluzione. (Risposta B)

6. Quante molecole contiene un campione di gas che occupa un volume di 821 mL alla temperatura di 300 K e a 760 mmHg?
A) $1{,}00 \cdot 10^{22}$ B) $3{,}33 \cdot 10^{22}$ C) 0,033 D) $2{,}00 \cdot 10^{22}$

6. Soluzione
Il volume è 0,821 L; la pressione è 1 atm. Le moli sono: $n = PV/RT$ $n = (1 \cdot 0{,}821)/(0{,}0821 \cdot 300)$
$n = 0{,}0333$ mol. Le molecole sono: $nN_A = 0{,}0333 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 2{,}01 \cdot 10^{22}$ molecole. (Risposta D)

7. Quante moli di idrogeno atomico H sono presenti in 43 g di $(NH_4)_2Cr_2O_7$?
A) 0,68 moli B) 0,17 moli C) 1,37 moli D) 0,34 moli

7. Soluzione
La massa molare di $(NH_4)_2Cr_2O_7$ è: $2 \cdot 18 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 252$ g/mol. Le moli sono: $43/252 = 0{,}1706$ mol.
Ogni mole contiene 8 moli di H, quindi ci sono: $0{,}1706 \cdot 8 = 1{,}37$ mol di H. (Risposta C)

8. 1,00 L di acqua potabile contiene 24,5 ppm (parti per milione) di Ca^{2+} (massa molare 40,08 g/mol).
Qual è la concentrazione molare del Ca^{2+}?
A) 0,00592 mol/L
B) 0,0452 mol/L
C) $6{,}11 \cdot 10^{-4}$ mol/L
D) 0,0652 mol/L

8. Soluzione
In 1,00 L di acqua ci sono 24,5 mg di Ca^{2+}. Le moli sono: $24{,}5 \cdot 10^{-3}/40{,}08 = 6{,}11 \cdot 10^{-4}$ mol/L. (Risposta C)

9. Calcolare il pH di una soluzione contenente: NH_4Cl 0,1 M e NH_3 0,1 M ($K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ mol L^{-1})
A) pH = 3 B) pH = 7,5 C) pH = 4,5 D) pH = 9,26

9. Soluzione
$pK_b = -\log K_b = -\log(1{,}8 \cdot 10^{-5}) = 4{,}744$ $pK_a = 14 - pK_b = 14 - 4{,}744 = 9{,}255$
Il pH di una soluzione tampone è: $pH = pK_a - \log HA/A^- = 9{,}255 - \log 1 = 9{,}26$. (Risposta D)

10. Facendo reagire un ossido contenente un non metallo con acqua si ottiene:
A) un idrossido B) un ossoacido C) un sale D) un ossido basico

10. Soluzione
Facendo reagire SO_3 con H_2O si ottiene H_2SO_4, un ossoacido. (Risposta B)

11. Indicare tra i seguenti composti l'anidride clorosa (nomenclatura tradizionale).
A) Cl_2O B) Cl_2O_3 C) Cl_2O_5 D) Cl_2O_7

11. Soluzione
Le quattro anidridi sono ipoclorosa (Cl^+), clorosa (Cl^{3+}), clorica (Cl^{5+}) e perclorica (Cl^{7+}). (Risposta B)

12. Un composto è costituito da idrogeno, carbonio e ossigeno nelle seguenti percentuali in massa:

H = 2,24%; C = 26,68%; O = 71,08%.

La massa molare del composto è 90 g/mol. Calcolarne la formula minima e la formula molecolare.

A) f. minima HPO_2; f. molecolare HP_2O_4
B) f. minima HCO_2; f. molecolare $H_2C_2O_4$
C) f. minima HCO_3; f. molecolare $H_2C_2O_6$
D) f. minima HCO; f. molecolare $H_2C_2O_2$

12. Soluzione

In 100 g di composto le moli sono: H (2,24/1,008 = 2,22); C (26,68/12 = 2,22); O (71,08/16 = 4,44).
Dividendo per il numero più piccolo (2,22) si ottiene: H (1 mol), C (1 mol), O (2 mol).
La formula minima è HCO_2 che ha massa molare: 1 + 12 + 32 = 45 g/mol.
Dato che la massa molare è 90 g/mol, la formula molecolare è il doppio: $H_2C_2O_4$. (Risposta B)

13. Calcolare il pH di una soluzione di CH_3COONa 0,1 mol L^{-1} ($K_{a\ CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ mol L^{-1}).

A) pH = 8,87
B) pH = 4,5
C) pH = 3
D) pH = 12

13. Soluzione

La reazione è: $CH_3COO^- + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^-$ dato che si libera OH^-, il pH è basico (B e C errate).
$K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/(1,8 \cdot 10^{-5}) = 5,556 \cdot 10^{-10}$. $K_b = [CH_3COOH][OH^-]/[CH_3COO^-] = [OH^-]^2/C$
da cui: $[OH^-] = (K_b\ C)^{1/2} = (5,556 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1)^{1/2}$ $[OH^-] = 7,45 \cdot 10^{-6}$ M.
$pOH = -\log(7,45 \cdot 10^{-6}) = 5,128$ da cui si ottiene: pH = 14 – 5,128 = 8,87. (Risposta A)

14. Indicare quali tra i seguenti sono Dispositivi di Protezione Individuale (DPI) tipicamente usati in un laboratorio di chimica.

A) guanti ed occhiali di protezione
B) cappa aspirante
C) sistemi di filtraggio dell'aria
D) tutte le risposte sono corrette

14. Soluzione

La cappa e i sistemi di filtraggio dell'aria non sono individuali. Restano guanti e occhiali. (Risposta A)

15. Calcolare la solubilità in acqua di un sale CaC_2O_4 avente $K_{ps} = 10^{-12}$ mol^2 L^{-2}

A) 10^{-5} mol L^{-1}
B) $2,8 \cdot 10^{-5}$ mol L^{-1}
C) 10^{-6} mol L^{-1}
D) 10^{-3} mol L^{-1}

15. Soluzione

La dissociazione è: $CaC_2O_4 \rightarrow Ca^{2+} + C_2O_4^{2-}$ e quindi: $K_{ps} = [Ca^{2+}][C_2O_4^{2-}] = s^2$ da cui: $s = (K_{ps})^{1/2}$
$s = (10^{-12})^{1/2} = 10^{-6}$ mol/L. (Risposta C)

16. Stabilire il verso della reazione redox spontanea, in condizioni standard, tra $KMnO_4$ e Fe^{3+} in ambiente acido per H_2SO_4 conoscendo i valori di E°. ($E°_{MnO_4/Mn^{2+}} = +1,51V$; $E°_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = +0,76$ V).

A) la semireazione con E° minore procede nel verso della riduzione; quella con E° maggiore verso l'ossidazione
B) la semireazione con E° maggiore procede nel verso della riduzione; quella con E° minore verso l'ossidazione
C) la reazione non è spontanea
D) nessuna delle altre risposte

16. Soluzione

La specie con potenziale di riduzione più alto si riduce, quindi $KMnO_4$ tende a ridursi reagendo con Fe^{2+} che si ossida a Fe^{3+}. In questo caso, però, non c'è Fe^{2+} da ossidare e la reazione non avviene. (Risposta D?)

17. Data la seguente cella elettrochimica:

$$Ni_{(s)}/Ni^{2+}(0{,}02\ M)//H^{+}(0{,}01\ M),\ O_2(1\ atm)/Pt_{(s)}$$

specificare quali sono il catodo e l'anodo, conoscendo i valori di E°. ($E°_{Ni^{2+}/Ni} = -0{,}231$ V; $E°_{O_2/H_2O} = +1{,}229$ V)

A) $Ni_{(s)}/Ni^{2+}$ anodo; H^+, $O_2/Pt_{(s)}$ catodo
B) $Ni_{(s)}/Ni^{2+}$ catodo; H^+, $O_2/Pt_{(s)}$ anodo
C) la reazione non è spontanea
D) nessuna delle altre risposte

17. Soluzione

Al **c**atodo avvengono le **r**iduzioni (**c**, **r** consonanti). All'**a**nodo avvengono le **o**ssidazioni (**a**, **o** vocali)
La specie con potenziale E° maggiore (O_2) si riduce al catodo, l'altra (Ni) si ossida all'anodo. (Risposta A)

18. Il pH al punto equivalente di una titolazione di un acido debole monoprotico ($K_a = 10^{-6}$ mol/L) con una base forte monoprotica è 9,5. Quale indicatore sceglieresti per determinare il punto di fine titolazione?

A) metilarancio $K_{ind} = 10^{-4,5}$ mol/L
B) fenolftaleina $K_{ind} = 10^{-8,7}$ mol/L
C) rosso Metile $K_{ind} = 10^{-5}$ mol/L
D) verde di bromocresolo $K_{ind} = 10^{-4,9}$ mol/L

18. Soluzione

All'inizio della titolazione il pH è acido a causa dall'acido debole monoprotico. A metà titolazione si forma la soluzione tampone HA/A^- e quindi $pH = pK_a = 6$. A fine titolazione è presente solo A^-, l'anione dell'acido debole, e quindi il pH è basico (9,5). Aggiungendo ulteriore titolante (OH^-) il pH diventa molto più basco. L'indicatore ideale è fenolftaleina che vira a pH 9. (Risposta B)

19. Calcolare la solubilità in acqua (espressa in g/L) dell'idrossido di ferro (II) ($K_{ps} = 1{,}6 \cdot 10^{-14}$ mol^3 L$^{3-3}$).

A) $1{,}6 \cdot 10^{-7}$ g/L
B) $3 \cdot 10^{-5}$ g/L
C) $1{,}44 \cdot 10^{-3}$ g/L
D) $1{,}44 \cdot 10^{-5}$ g/L

19. Soluzione

La dissociazione è: $Fe(OH)_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2\ OH^-$ quindi: $K_{ps} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$.
Da cui: $s = (K_{ps}/4)^{1/3} = (1{,}6 \cdot 10^{-14}/4)^{1/3}$ $s = 1{,}587 \cdot 10^{-5}$ mol/L.
La massa molare di $Fe(OH)_2$ è: 55,85 + 2 ·17 = 89,85 g/mol.
La solubilità in g/L è quindi: $89{,}85 \cdot 1{,}587 \cdot 10^{-5} = 1{,}43 \cdot 10^{-3}$ g/L. (Risposta C)

20. Calcolare il pH di una soluzione satura di idrossido di magnesio ($K_{ps} = 1{,}2 \cdot 10^{-11}$ mol^3 L^{-3}).

A) pH = 10,46 B) pH = 4 C) pH = 7 D) pH = 13

20. Soluzione

La dissociazione è: $Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2\ OH^-$ quindi: $K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = {}^1/_2[OH^-][OH^-]^2 = {}^1/_2[OH^-]^3$
Da cui: $[OH^-] = (2\ K_{ps})^{1/3} = (2 \cdot 1{,}2 \cdot 10^{-11})^{1/3} = 2{,}88 \cdot 10^{-4}$ M.
$pOH = -\log[OH^-] = -\log(2{,}88 \cdot 10^{-4}) = 3{,}54$. pH = 14 – 3,54 = 10,46. (Risposta A)

21. Supponiamo di avere due bombole, una piena di gas e una vuota, entrambe chiuse, in equilibrio e in stato di quiete. Se le due bombole vengono collegate, lo stato di quiete si interrompe e si ha un unico sistema in cui prevale il disordine. Le molecole di gas si possono quindi spostare dal primo al secondo contenitore fino ad occupare tutto il volume disponibile. Indicare quali delle seguenti affermazioni è corretta.

A) il sistema torna in uno stato di quiete in cui prevale il disordine e la massima entropia
B) il sistema torna in uno stato di quiete ripristinando l'ordine e si porta in una situazione di bassa entropia
C) il sistema non rilascia più energia e si troverà in una situazione di bassa entropia
D) il sistema rilascia meno energia e si troverà in uno stato di equilibrio termodinamico

21. Soluzione

Dopo che il gas si è distribuito tra le due bombole il sistema torna in uno stato di quiete con una distribuzione delle molecole molto più disordinata di quella iniziale e con entropia massima. (Risposta A)

22. L'alluminio puro è un metallo che non subisce attacchi da parte di acqua e aria in quanto si ricopre di una sottile pellicola di ossido che lo protegge da ulteriori ossidazioni. Se suddiviso in piccole parti, però, l'alluminio può bruciare all'aria portando alla formazione dell'ossido Al_2O_3 secondo la reazione:

$$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3.$$

Questa è una reazione:

A) esotermica ed esoergonica, si ha sia trasferimento di calore dal sistema all'ambiente sia una diminuzione di energia libera
B) solo esotermica, si ha solo trasferimento di calore dal sistema all'ambiente
C) endoergonica, si ha assorbimento di energia dal sistema ed un aumento di energia libera
D) che trasferisce calore ma subito dopo ritorna nel suo stato di equilibrio

22. Soluzione

La combustione è esotermica ($\Delta H < 0$) e inoltre trasforma il metallo in gas e quindi l'entropia del sistema aumenta ($\Delta S > 0$). Dunque la reazione è anche esoergonica ($\Delta G < 0$) infatti: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$. (Risposta A)

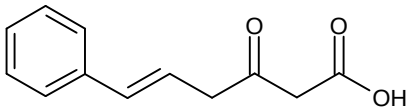
23. Una pianta consuma anidride carbonica con il processo di fotosintesi clorofilliana durante il quale assorbe energia dal Sole e allo stesso tempo libera ossigeno. Questo, dal punto di vista termodinamico è:

A) un sistema termodinamico aperto che scambia energia e materia con l'esterno
B) un sistema termodinamico chiuso che scambia energia ma non materia
C) un sistema termodinamico in equilibrio
D) un sistema termodinamico chiuso che non scambia energia

23. Soluzione

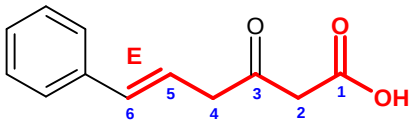
Questo è un sistema termodinamico aperto perchè scambia sia energia (entra la radiazione luminosa del sole) sia materia (entra CO_2 e H_2O, esce O_2). (Risposta A)

24. Indicare il nome IUPAC del seguente composto:



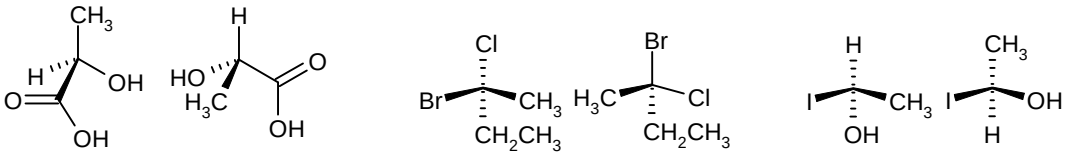
A) (*E*)-3-Osso-6-fenil-5-enale
B) acido (*E*)-3-osso-6-feniles-5-enoico
C) acido (*E*)-1-fenil-4-ossoes-1-en-6-oico
D) acido (*Z*)-1-fenil-4-ossoes-1-en-6-oico

24. Soluzione



La catena principale è quella che contiene il gruppo funzionale principale cioè il carbossile COOH.
La catena principale ha 6 atomi di carbonio quindi è: acido esanoico (con il C-1 sul carbossile)
Dato che contiene un doppio legame è: acido esenoico
Il doppio legame è sul C-5 quindi è: acido es-5-enoico
Il doppio legame è di tipo trans quindi è: (*E*)
I sostituenti sono: 3-oxo, 6-fenil (vanno nominati in ordine alfabetico).
Il nome completo è: acido (*E*)-6-fenil-3-oxoes-5-enoico. (Risposta B?)

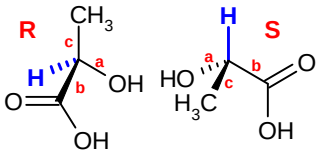
25. Quali tra le seguenti strutture sono coppie di enantiomeri?



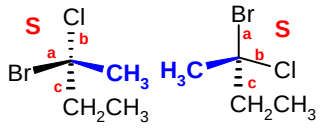
coppia 1 coppia 2 coppia 3

A) coppie 1 e 3 B) coppie 2 e 3 C) coppia 1 D) coppie 1, 2 e 3

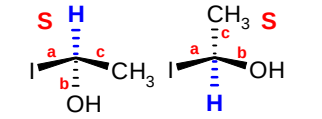
25. Soluzione



Le molecole della coppia 1 sono enantiomeri.
La rotazione che si osserva passando dal sostituente a maggior priorità (**a**) verso quelli a priorità minore (**b** e **c**) mantenendo il quarto sostituente (**H**) lontano da noi, è verso destra nella prima molecola (R) e verso sinistra nella seconda molecola (S).

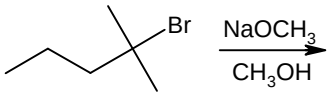


Le due molecole della coppia 2 sono identiche.
La rotazione che si osserva passando dal sostituente a maggior priorità (**a**) verso quelli a priorità minore (**b** e **c**) mantenendo il quarto sostituente (**CH_3**) lontano da noi, è verso sinistra in entrambe le molecole (S).



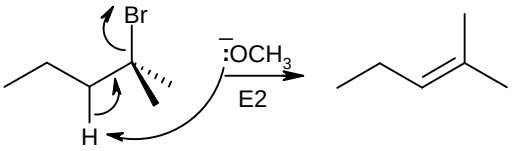
Le due molecole della coppia 3 sono identiche.
La rotazione che si osserva passando dal sostituente a maggior priorità (**a**) verso quelli a priorità minore (**b** e **c**) mantenendo il quarto sostituente (**H**) lontano da noi, è verso sinistra in entrambe le molecole (S). (Risposta C)

26. Qual è il principale prodotto della seguente reazione?



A) 2-metil-2-pentene B) 2-metilpentano C) 4-metil-2-pentene D) 2-metil-1-pentene

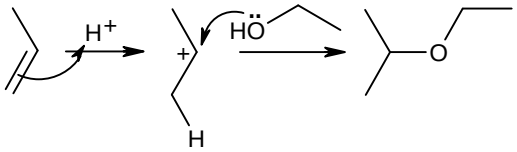
26. Soluzione



Un alogenuro terziario, reagendo con un alcossido, non può dare reazioni di sostituzione SN2, a causa dell'ingombro sterico, ma può dare reazioni di eliminazione E2. Si ottiene prevalentemente l'alchene più sostituito: 2-metil-2-pentene. (Risposta A)

27. Quale delle seguenti reazioni porta alla formazione dell'etil isopropil etere?
A) propene + etanolo in ambiente acido
B) propene + metanolo in ambiente acido
C) propene + etanolo in ambiente basico
D) butene + metanolo in ambiente acido

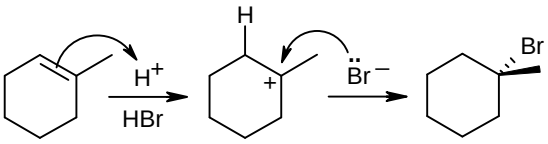
27. Soluzione
La sintesi degli eteri si può eseguire per addizione di un alcol ad un alchene in ambiente acido in modo simile all'addizione di acqua che forma gli alcoli. La reazione segue la regola di Markovnikov dato che ha come intermedio il carbocatione derivante dall'alchene. Questo può reagire con un nucleofilo come l'alcol. Naturalmente l'anione dell'acido non deve essere nucleofilo, per cui si dovranno usare acidi come H_2SO_4 o $HClO_4$.



(Risposta A)

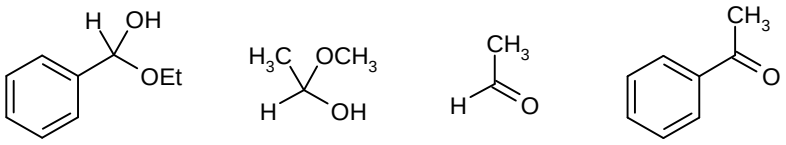
28. L'addizione di HBr agli alcheni è una reazione regioselettiva. Così l'addizione di HBr all'1-metilcicloesene porta alla formazione esclusiva di:
A) 1-bromo-2-metilcicloesano B) 1,2-dibromo-1-metilcicloesano
C) 2-bromo-1-metilcicloesano D) 1-bromo-1-metilcicloesano

28. Soluzione



L'addizione di HBr agli alcheni segue la regola di Markovnikov dato che ha come intermedio un carbocatione. L'attacco ad H^+ forma il carbocatione più stabile, terziario. Questo, reagendo con Br^- forma: 1-bromo-1-metilcicloesano. (Risposta D)

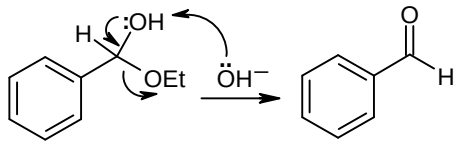
29. Un chimico ha un campione incognito da identificare tra uno dei seguenti quattro composti. Per individuarlo decide di utilizzare il saggio di Tollens, $[Ag(NH_3)_2]NO_3$. Il composto fornisce un saggio negativo per cui può affermare con certezza che si tratta del composto:



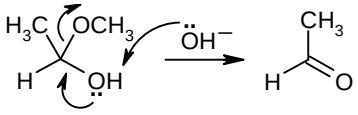
A) B) C) D)

29. Soluzione

Il reattivo di Tollens (come quello di Fehling e Benedict) ossida ad acidi carbossilici le aldeidi (come il glucosio) e quindi ossida anche le molecole che possono facilmente diventare aldeidi, come i semiacetali, o quelle che possono diventare aldeidi nell'ambiente basico di reazione, come gli alfa-idrossi-metil-chetoni (come fruttosio).
Il reattivo di Tollens è basico e, a caldo, provoca l'isomerizzazione ad aldeide degli alfa-idrossi-metil-chetoni.



La molecola A è un semiacetale (sullo stesso carbonio sono legati un OH e un OR) e può facilmente espellere una molecola di alcol (EtO^-) e diventare aldeide e quindi viene ossidata dal reattivo di Tollens.



Anche la molecola B è un semiacetale e può facilmente diventare aldeide che poi venire ossidata dal reattivo di Tollens.
La molecola C è un aldeide e viene ossidata direttamente.
La molecola D è un metil-chetone, è la sola di questo gruppo che non viene ossidata dal reattivo di Tollens. (Risposta D)

30. Cosa si ottiene quando l'1-esanolo reagisce con anidride cromica?
A) esanale
B) acido esanoico
C) 1,2-esandiolo
D) 1-esene

30. Soluzione

Ci sono due diversi reattivi per l'ossidazione degli alcoli che usano anidride cromica.
Il primo reattivo è chiamato piridinio-cloro-cromato, PCC, è composto da anidride cromica, piridina e HCl e ossida gli alcoli primari solo fino ad aldeide, in ambiente anidro.
Con questo reattivo l'aldeide non si ossida ulteriormente fino ad acido carbossilico perchè in ambiente anidro non viene convertita nella forma idrata, il diolo geminale, e così non può formare esteri dell'acido cromico per ossidarsi ancora.
Il secondo reattivo è chiamato reattivo di Jones, è formato da anidride cromica, acqua, acetone, acido solforico.
In questo reattivo l'anidride cromica reagisce con acqua e forma acido cromico e questo ossida l'alcol prima ad aldeide e poi ad acido carbossilico perchè l'aldeide intermedia, in ambiente acquoso, forma il diolo geminale.
Nel testo dell'esercizio non sono specificati altri reattivi oltre all'anidride cromica per cui è impossibile rispondere con sicurezza alla domanda. Dall'1-esanolo, quindi, si può ottenere esanale o acido esanoico. (Risposte A e B?)

31. Indicare quali delle seguenti combinazioni di numeri quantici (*n; l; m; s*) è accettabile per un elettrone:
A) 3; 0; 1; –1/2
B) 2; 2; 0; 1/2
C) 5; 2; 2; 1/2
D) 3; 2; –2; –3/2

31. Soluzione

La sequenza A è errata, infatti si ha: $l = 0$, $\boldsymbol{m = 1}$ mentre m può assumere solo i valori da $-l$ a $+l$.
La sequenza B è errata, infatti si ha: $n = 2$, $\boldsymbol{l = 2}$ mentre l può assumere solo i valori da 0 a n–1
La sequenza C è corretta.
La sequenza D è errata, infatti si ha: $\boldsymbol{s = -3/2}$ mentre s può assumere solo i valori ±1/2. (Risposta C)

32. Il metanolo è un composto molto importante per la chimica di base e il suo impiego principale è nella produzione della formaldeide, a sua volta importante precursore per la sintesi di materie plastiche.
Il metanolo si produce industrialmente sfruttando la seguente reazione:

$$CO_{(g)} + 2\ H_{2\,(g)} \rightarrow CH_3OH_{(g)}$$

Il processo viene condotto a 500 K e, a questa temperatura, la K_c è pari a $6 \cdot 10^{-3}\ L^2\ mol^{-2}$.
Quanto vale il $\Delta G°$ a questa temperatura?
A) –21270 J/mol B) –21 J/mol C) +21270 J/mol D) +21 J/mol

32. Soluzione
Dato che la K_c è sfavorevole (minore di 1) ci aspettiamo un $\Delta G°$ sfavorevole cioè positivo (A e b errate).
Dalla relazione: $\Delta G° = -RT \ln K_c$ si ha: $\Delta G° = -8{,}314 \cdot 500 \ln(6 \cdot 10^{-3}) = +21270$ J/mol. (Risposta C)

33. In una bombola contenente PCl_5, a una certa temperatura, avviene la seguente reazione:

$$PCl_{5\,(g)} \rightarrow PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$$

La pressione totale della bombola è pari a 325 kPa. Sapendo che PCl_5 è dissociato per il 25% rispetto alle condizioni iniziali, quanto valgono le pressioni parziali dei singoli componenti?
A) $p_{(PCl5)}$ = 195 kPa; $p_{(PCl3)}$ = 65 kPa; $p_{(Cl2)}$ = 65 kPa
B) $p_{(PCl5)}$ = 25 kPa; $p_{(PCl3)}$ = 65 kPa; $p_{(Cl2)}$ = 125 kPa
C) $p_{(PCl5)}$ = 195 kPa; $p_{(PCl3)}$ = 125 kPa; $p_{(Cl2)}$ = 65 kPa
D) $p_{(PCl5)}$ = 25 kPa; $p_{(PCl3)}$ = 65 kPa; $p_{(Cl2)}$ = 65 kPa

33. Soluzione
Nella reazione: $PCl_{5\,(g)} \rightarrow PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$
P iniziale x 0 0
p finale 0,75x 0,25x 0,25x P totale finale = 1,25x = 325 kPa da cui: x = 260 kPa
Si ottiene: $p_{(PCl5)} = 0{,}75 \cdot 260 = 195$ kPa; $p_{(PCl3)} = p_{(Cl2)} = 0{,}25 \cdot 260 = 65$ kPa. (Risposta A)

34. Un'automobile che usa come combustibile il metano emette 29 kg di diossido di carbonio per andare da Napoli a Roma (250 km). Indicare il consumo medio dell'automobile per chilometro percorso.
A) 0,020 kg di metano
B) 0,042 kg di metano
C) 0,010 kg di metano
D) 30 kg di metano

34. Soluzione
La reazione di combustione è: $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$ (il rapporto in moli CO_2/CH_4 è 1:1)
La massa molare di CH_4 è 16 g/mol. Quella di CO_2 è 44 g/mol. Il rapporto m/m CO_2/CH_4 è 44/16 = 2,75
La massa x di CH_4 che produce 29 kg di CO_2 è: x : 29 = 1 : 2,75 x = 29/2,75 = 10,55 kg
Il consumo medio per km è: 10,55/250 = 0,042 kg/km. (Risposta B)

35. Qual è la concentrazione molare dello ione Fe^{2+} in una semicella Fe^{2+}/Fe che presenta, a 25°C, un potenziale di riduzione pari a –0,48 V? ($E°_{Fe^{2+}/Fe}$ = –0,44 V)
A) 1,0 M
B) 0,45 M
C) 0,045 M
D) 0,00045 M

35. Soluzione
Dalla relazione di Nernst: $E = E° + (0{,}059/n)\log([ox]/[rid])$ $-0{,}48 = -0{,}44 + (0{,}059/2)\log[Fe^{2+}]$
si ottiene: $\log[Fe^{2+}] = -0{,}04/0{,}0295 = -1{,}356$ da cui: $[Fe^{2+}] = 0{,}044$ M. (Risposta C)

36. Calcolare la Forza Ionica (*I*) di una soluzione contenente $CaCl_2$ 0,1 mol/L e $NaClO_4$ 0,1 mol/L.
A) 0,15 mol/L B) 0,6 mol/L C) 0,1 mol/L D) 0,4 mol/L

36. Soluzione
L'espressione della forza ionica è: $I = {}^1/_2\,\Sigma_i(c_i\, z_i^2)$ Ca^{2+} 0,1 M, Cl^- 0,2 M, Na^+ 0,1 M, ClO_4^- 0,1 M
si ha: $I = {}^1/_2[(0{,}1 \cdot 2^2) + (0{,}2 \cdot 1) + (0{,}1 \cdot 1) + (0{,}1 \cdot 1)] = {}^1/_2\,(0{,}4 + 0{,}2 + 0{,}1 + 0{,}1) = 0{,}4$ M. (Risposta D)

37. Calcolare la solubilità di AgI, sapendo che $K_{ps\ (AgI)} = 8{,}3 \cdot 10^{-17}\ mol^2\ L^{-2}$
A) $9{,}1 \cdot 10^{-8}$ mol/L B) $9{,}1 \cdot 10^{-9}$ mol/L C) 10^{-6} mol/L D) 10^{-5} mol/L

37. Soluzione
La dissociazione è: $AgI \rightarrow Ag^+ + I^-$ quindi: $K_{ps} = [Ag^+][I^-] = s \cdot s = s^2$.
Da cui: $s = (K_{ps})^{1/2} = (8{,}3 \cdot 10^{-17})^{1/2} = 9{,}1 \cdot 10^{-9}$ M. (Risposta B)

38. Un acido diprotico H_2A ha un $pK_{a1} = 4{,}00$ e un $pK_{a2} = 8{,}00$; a quale pH si avrà che $[H_2A] = [HA^-]$?
A) pH = 2,00 B) pH = 3,00 C) pH = 4,00 D) pH = 8,00

38. Soluzione
Le reazioni di dissociazione sono: $H_2A \rightarrow H^+ + HA^- \rightarrow 2\ H^+ + A^{2-}$
Il problema si riferisce alla posizione di equilibrio nella prima dissociazione che è regolata da K_{a1}.
In prima approssimazione trascuriamo K_{a2} che è molto più piccola.
Il pH della soluzione tampone è: $pH = pK_{a1} - \log [H_2A]/[HA^-]$ quindi: $pH = pK_{a1} = 4{,}00$. (Risposta C)

39. Calcolare la solubilità di $Mg(OH)_2$ ($K_{ps}=1{,}2 \cdot 10^{-11}\ mol^3\ L^{-3}$) in una soluzione tampone a pH = 12.
A) $1{,}2 \cdot 10^{-7}$ mol/L B) 10^{-7} mol/L C) 10^{-4} mol/L D) $2 \cdot 10^{-8}$ mol/L

39. Soluzione
A pH = 12 si ha: pOH = 14 – 12 = 2 quindi: $[OH^-] = 10^{-2}$ M.
La dissociazione è: $Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2\ OH^-$ quindi: $K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = s \cdot (10^{-2})^2 = 10^{-4}$ s.
Da cui: $s = K_{ps}/10^{-4} = 1{,}2 \cdot 10^{-11}/10^{-4} = 1{,}2 \cdot 10^{-7}$ M. (Risposta A)

40. Calcolare il pH di inizio precipitazione di $Fe(OH)_3$ ($K_{ps} = 1{,}1 \cdot 10^{-36}\ mol^4\ L^{-4}$) da una soluzione contenente $1{,}1 \cdot 10^{-3}$ mol/L di ioni Fe^{3+}.
A) pH = 3 B) pH = 8 C) pH = 7 D) pH = 6

40. Soluzione
La dissociazione è: $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3\ OH^-$ quindi: $K_{ps} = [Fe^{3+}][OH^-]^3 = 1{,}1 \cdot 10^{-3} \cdot [OH^-]^3$ Da cui:
$[OH^-] = (K_{ps}/1{,}1 \cdot 10^{-3})^{1/3} = (1{,}1 \cdot 10^{-36}/1{,}1 \cdot 10^{-3})^{1/3}$ $[OH^-] = 10^{-11}$ M pOH = 11 pH = 3. (Risposta A)

41. $Na_2C_2O_4$ è uno degli standard primari per titolare le soluzioni di $KMnO_4$. Calcolare il titolo di una soluzione di $KMnO_4$ che viene standardizzata titolando 60,25 mg di $Na_2C_2O_4$ sciolti in 25 mL di H_2O a pH = 0 con 11,75 mL di $KMnO_4$.
A) 0,1531 mol/L B) 0,0153 mol/L C) 0,0115 mol/L D) 0,0302 mol/L

41. Soluzione
Dato che il permanganato ossida l'ossalato fino a CO_2, le due semireazioni sono:
$Mn^{7+} + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+}$ (rid) va moltiplicata per 2 per scambiare 10 elettroni
$2\ C^{3+} \rightarrow 2\ C^{4+} + 2\ e^-$ (ox) va moltiplicata per 5 per scambiare 10 elettroni
Moltiplicando per 2 e per 5 e sommando membro a membro si ottiene:

$$2\ KMnO_4 + 5\ Na_2C_2O_4 + ... \rightarrow ...$$

Il rapporto in moli tra $KMnO_4$ e $Na_2C_2O_4$ è 2:5.
La massa molare di $Na_2C_2O_4$ è: 2 · 23 + 24 + 64 = 134 g/mol. Le moli di $Na_2C_2O_4$ sono: 60,25/134 = 0,4496 mmol
Le mmoli di $KMnO_4$ sono: 0,4496 · (2/5) = 0,1799 mmol.
La concentrazione della soluzione di $KMnO_4$ è: 0,1799/11,75 = 0,0153 M. (Risposta B)

42. Un sistema potenziometrico è composto da:
A) elettrodo indicatore ed elettrodo di riferimento
B) elettrodo indicatore, elettrodo di riferimento, potenziometro
C) elettrodo indicatore, elettrodo di riferimento, potenziometro, controelettrodo
D) nessuna delle altre risposte

42. Soluzione
In potenziometria, il potenziometro misura la ddp che si instaura, a circuito aperto, tra elettrodo indicatore (che contiene l'analita da determinare) ed elettrodo di riferimento a potenziale costante e noto. (Risposta B)

43. Il metodo ufficiale di analisi per determinare la durezza totale dell'acqua potabile è il metodo volumetrico che usa come titolante l'acido etilendiamminotetraacetico (EDTA). A che pH si effettua la titolazione?
A) pH < 5
B) pH = 10
C) pH = 3
D) pH = 12

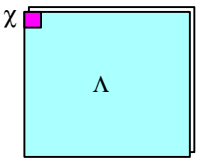
43. Soluzione
Si opera a pH 10, un pH di compromesso tra le esigenze di Mg^{2+} ed $EDTA^{4-}$. A pH troppo basici Mg^{2+} precipita come $Mg(OH)_2$ e per tenerlo in soluzione si deve operare a pH inferiori a 10. La K di formazione del complesso Mg^{2+}/EDTA, però, non è molto alta (10^{10}) e richiede di eseguire la titolazione almeno a pH 10, dove la concentrazione di $EDTA^{4-}$ è abbastanza alta (40%), per osservare il punto di viraggio. (Risposta B)

44. La iodimetria è un metodo diretto che impiega come titolante lo iodio. Quale tra i seguenti indicatori viene utilizzato nei metodi iodimetrici?
A) fenolftaleina B) nero Eriocromo T C) metilarancio D) salda d'amido

44. Soluzione
Lo iodio I_2 è solubile in acqua se viene complessato con lo ione ioduro I^- col quale forma la specie I_3^- che dona alla soluzione un caratteristico colore bruno. Quando si raggiunge il punto di viraggio, il primo eccesso di I_3^- in soluzione è reso evidente dalla presenza della salda d'amido che fa da indicatore perchè forma un complesso di colore nero con I_3^- nel quale gli atomi di iodio si allineano al centro della spirale dell'amilosio. (Risposta D)

45. Sapendo che la conducibilità equivalente di K^+ è 74 S cm^2 e quella di NO_3^- è 71 S cm^2, quale è la conducibilità equivalente del nitrato di potassio?
A) 145 S cm^2 B) 72,5 S cm^2 C) 74 S cm^2 D) nessuna delle altre risposte

45. Soluzione



χ è la conducibilità specifica di una soluzione, la conducibilità in una cella di 1 cm^3 formata da elettrodi di 1 cm^2 distanti 1 cm e si misura in Siemens/cm (S/cm).
Λ è la conducibilità equivalente cioè la conducibilità di una soluzione in una cella con elettrodi distanti 1 cm, ma così estesi da contenere un equivalente di sostanza sciolta.
Vale quindi la relazione: $\Lambda = \chi V_{eq}$ dove V_{eq} è in cm^3. E quindi: $\Lambda = \chi\, 1000/C$
In questo esercizio ci sono conducibilità equivalenti ioniche che si considerano additive.
Nel caso di KNO_3, la conducibilità equivalente sarà: 74 + 71 = 145 S cm^2. (Risposta A)

46. Sapendo che per l'acido formico la conducibilità equivalente è pari a 350 + 55 = 405 S cm^2 e che se misuriamo la conducibilità equivalente di una soluzione di acido formico 0,020 N questa sarà uguale a 36,6 S cm^2/eq a 25°C, indicare nell'ordine il grado di dissociazione (α) e la costante di dissociazione.
A) 0,0904 e $1,8 \cdot 10^{-3}$
B) 0,904 e $1,8 \cdot 10^{-4}$
C) 0,0904 e $1,8 \cdot 10^{-4}$
D) 0,904 e $1,8 \cdot 10^{-3}$

46. Soluzione
A questo esercizio si può rispondere anche senza una risoluzione matematica, ma con solo un po' di buon senso. L'acido formico è un po' più forte dell'acido acetico, quindi sarà dissociato al 10% e non al 90% (α = 0,09 e non 0,9). Inoltre sarà 10 volte più acido dell'acido acetico e non 100 volte ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$ e non $1,8 \cdot 10^{-3}$).
La reazione di dissociazione è: $HCOOH \rightarrow H^+ + HCOO^-$

Concentrazione iniziale	C	0	0	
Concentrazione finale	C(1–α)	Cα	Cα	Conc. totale finale: C – Cα + 2 Cα = C + Cα

La conducibilità equivalente reale della soluzione 0,02 M (con α) è: Λ = 36,6 S cm^2
La conducibilità equivalente teorica (se α fosse 1) è: Λ = 405 S cm^2
La conducibilità reale è una frazione di quella torica come la dissociazione reale è una frazione (α) di quella teorica (1). Quindi, si può scrivere: 405 α = 36,6 da cui: α = 36,6/405 = 0,0904. (B e D errate)
La K_a vale: $K_a = [H^+][HCOO^-]/[HCOOH]$ $K_a = C^2\alpha^2/C(1-\alpha) = C\alpha^2/(1-\alpha)$
$K_a = 0,02 \cdot 0,0904^2/(1-0,0904) = 1,8 \cdot 10^{-4}$. (Risposta C)

47. Calcolare la K di equilibrio della seguente reazione redox:

$$2\ Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow 2\ Fe^{2+} + Sn^{4+}$$ ($E°_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ = 0,771 V; $E°_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}$ = 0,154 V):

A) $7{,}6 \cdot 10^{20}$ B) $7{,}0 \cdot 10^{24}$ C) $5 \cdot 10^{23}$ D) nessuna delle altre risposte

47. Soluzione

Il potenziale di riduzione del ferro è maggiore di quello dello stagno, quindi Fe^{3+} si riduce e la reazione è spostata a destra. Ci aspettiamo, quindi, che il ΔG° della reazione sia minore di zero e che K sia maggiore di 1.
Se ogni specie è presente in concentrazione standard 1M, si ha: E = E° quindi: ΔE = 0,771 – 0,154 = 0,617 V
Da questo su può calcolare ΔG°: ΔG° = –nFΔE = –2 · 96485 · 0,617 = –119062 J/mol
La K di equilibrio si ricava da: ΔG° = –RT lnK da cui: lnK = –ΔG°/RT = 119062/(8,314 · 298)
lnK = 119062/(8,314 · 298) = 48,056 quindi: $K = 7{,}42 \cdot 10^{20}$. (Risposta A)

48. Già in epoca protostorica l'argento e l'oro sono stati utilizzati come metalli preziosi. La fusione dell'argento metallico per ricavarne lingotti veniva realizzata usando crogioli di pietra refrattaria sigillati e il metallo fuso veniva colato in stampi refrattari e raffreddato. I lingotti tipici del IV millennio a.C. avevano pesi sorprendentemente costanti di circa 300 g. Conoscendo il calore latente di fusione dell'argento (105 kJ/kg) a 961 °C (temperatura di fusione dell'argento puro) e il potere calorifico del carbone per combustione (4500 kcal/kg), indicare quanto carbone bisogna bruciare per fondere 300 g di argento a partire dal metallo a 961 °C (1 cal = 4,184 J).
A) 1,68 g di carbone B) 7 g di carbone C) 300 g di carbone D) i dati forniti non sono sufficienti

48. Soluzione

Il calore Q_A necessario per fondere l'argento, deve essere uguale al calore Q_C prodotto dalla combustione del carbone. Quindi $Q_A = Q_C$. Q_A = 105 kJ/kg · 0,3 kg = 31,5 kJ
Q_C = 4500 · 4,184 kJ/kg · x kg = 18828x kJ. Uguagliando le due quantità si ottiene la massa x di carbone.
Si ottiene: 18828x = 31,5 da cui: x = 1,67 g di carbone (senza contare il carbone necessario a portare il sistema crogiolo-argento alla temperatura di 961 °C). (Risposta A)

49. Due litri di acqua (densità 1000 g/L) sono posti in una pentola con un coperchio e vengono portati ad ebollizione (T = 100 °C) su un fornello. La massa della pentola di metallo è 1 kg. Appena l'acqua bolle il fornello viene spento e in quel momento il metallo della pentola è a 130 °C. Conoscendo il calore specifico dell'acciaio (502 J/K kg) e ricordando che il calore specifico dell'acqua è 4184 J/K kg, indicare quale sarà la temperatura di acqua e metallo all'equilibrio termico, supponendo che la pentola piena d'acqua sia un sistema adiabatico.
A) 101,7 °C B) 101,5 °C C) 102 °C D) 115 °C

49. Soluzione

La pentola di acciaio a 130 °C può cedere parte del suo calore all'acqua che si trova alla temperatura di ebollizione di 100 °C (P = 1 atm). La capacità termica dell'acqua all'ebollizione, però, non è di 4184 J K^{-1} kg^{-1}, ma è infinita, infatti il calore ceduto all'acqua non provoca un aumento di temperatura (ΔT = 0) ma è usato per il passaggio di stato. La temperatura finale di equilibrio termico, quindi, sarà di 100 °C se la P resta di 1 atm.
Se, invece, la pentola è chiusa ermeticamente, una parte dell'acqua evapora e la pressione interna aumenta fino a raggiungere un valore di equilibrio che corrisponde ad una temperatura dell'acqua leggermente maggiore di 100 °C, ma di pochissimo perchè il calore latente di evaporazione è di circa 539 kcal/kg. 1 kg di acciaio a 130 °C può cedere 30 · 0,502/4,184 = 3,6 kcal all'acqua a 100 °C provocando l'evaporazione di 6,7 g di acqua. Il calore ceduto dall'acciaio sarà minore di 3,6 kcal e dipende dal volume libero della pentola e quindi da quanta acqua deve evaporare per ottenere una pressione maggiore e una T di ebollizione maggiore. (Risposta X?)

50. Le mattonelle di protezione che costituiscono lo scudo termico delle navicelle spaziali servono per proteggere l'integrità della struttura durante il rientro nell'atmosfera terrestre. Sapendo che tali mattonelle sono costituite essenzialmente di nanofibre di silicio e di carbonio elementari, nonché di ossidi refrattari di alluminio. Indicare quali processi chimici alle alte temperature le danneggiano permanentemente durante il rientro nell'atmosfera terrestre, durante il quale alcune parti della navicella raggiungono 1000-1200 °C.
A) reazioni di ossidazione di silicio e carbonio con perdita di anidride carbonica, monossido di carbonio e particelle nanometriche di ossido di silicio
B) reazioni di combustione dell'ossido di alluminio con la formazione di alluminio metallico, per reazione con l'anidride carbonica atmosferica
C) non ha luogo nessun processo di danno chimico
D) reazioni di combustione dell'ossido di alluminio con la formazione di alluminio metallico, per reazione con l'argon atmosferico

50. Soluzione
Le risposte B e D sono errate perchè l'ossido di alluminio Al_2O_3 è già ossidato e quindi non può bruciare con CO_2 o argon. Anche la risposta C è errata perchè a quelle temperature e in presenza di ossigeno, il carbonio e il silicio elementari delle mattonelle possono ossidarsi. (Risposta A)

51. L'atomo di idrogeno H ed il catione He^+ hanno entrambi un solo elettrone. Indicare quale delle seguenti affermazioni è corretta.
A) nonostante le due configurazioni elettroniche siano identiche, l'elettrone del catione He^+ è più tenacemente legato al nucleo rispetto all'elettrone dell'atomo di idrogeno H, a causa della carica nucleare doppia
B) la configurazione elettronica dell'atomo di idrogeno H è $1s^1$ mentre quella del catione He^+ è $2s^1$
C) nonostante le due configurazioni elettroniche siano identiche, l'elettrone del catione He^+ soffre di una maggiore energia di repulsione elettrone-elettrone rispetto all'elettrone dell'atomo di idrogeno H
D) poiché le due configurazioni elettroniche sono identiche, l'energia di interazione attrattiva tra l'elettrone ed il nucleo del catione He^+ è uguale all'energia di interazione attrattiva tra l'elettrone ed il nucleo dell'atomo di idrogeno H

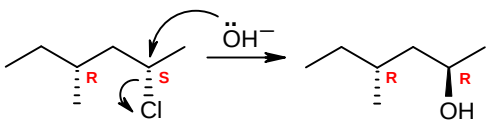
51. Soluzione
Le risposte B e D sono errate: in He^+ l'elettrone è in 1s e non in 2s e non c'è repulsione elettrone-elettrone. Anche se le due configurazioni elettroniche sono identiche, la carica nucleare nell'elio è doppia e quindi l'elettrone è legato con più forza. (Risposta A)

52. Una cella fotovoltaica a colorante, cosiddetta DSSC, ha un'efficienza energetica di conversione pari al 21 %. Sapendo che la cella del peso di 1 kg e superficie 2 m^2 dopo un'ora di irraggiamento si riscalda di 5 gradi (capacità termica complessiva della DSSC pari a 1090 J/kg·K) e che la potenza radiante del sole è circa 5,0 kWh/m^2 indicare la frazione di radiazione riflessa dalla cella senza essere né assorbita né convertita in calore.
A) 24,5%
B) 21%
C) 54,4%
D) i dati presentati non sono sufficienti

52. Soluzione
L'energia radiante del sole (S) viene in parte convertita in energia elettrica (E), in parte riflessa (R) e in parte assorbita come calore (Q). Quindi si può scrivere: $S = E + R + Q$
Da cui si ricava: $R = S – E – Q$ $R = S – 0,21\ S – Q$ $R = 0,79\ S – Q$
L'unità di misura della potenza è il kW e non il kWh (??) come è scritto nel testo che, invece, è l'energia prodotta da un kW per un'ora. 1 W = 1 J/s quindi 1 kWh = 3600 kJ
L'energia radiante massima del sole è 1 kW/m^2 e non 5,0 kW/m^2 (??) usiamo comunque il valore fornito dal testo.
L'energia radiante del sole è: $S = 5,0\ kW/m^2 \cdot 1\ ora \cdot 2\ m^2 = 10\ kWh = 10 \cdot 3600\ kJ = 36000\ kJ$
Il calore assorbito dalla cella è: $Q = mc\Delta T = 1\ kg \cdot 1090\ J/kg{\cdot}K \cdot 5\ K = 5450\ J = 5,45\ kJ$
L'energia riflessa è: $R = 0,79 \cdot 36000 – 5,45 = 28435\ kJ$ $R\% = 28435/36000 = 78,98\%$ (Risposta X?)

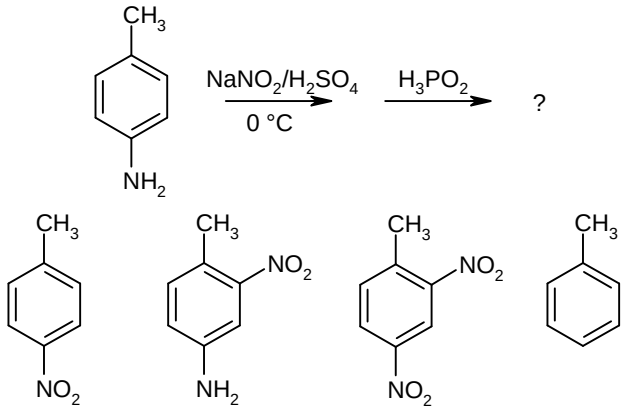
53. Se si tratta il (2*S*,4*R*)-2-cloro-4-metilesano con OH^-, in opportune condizioni, cosa si ottiene?
A) (2*S*,4*R*)-4-metil-2-esanolo
B) (2*S*,4*S*)-4-metil-2-esanolo
C) (2*R*,4*R*)-4-metil-2-esanolo
D) nessuna reazione

53. Soluzione



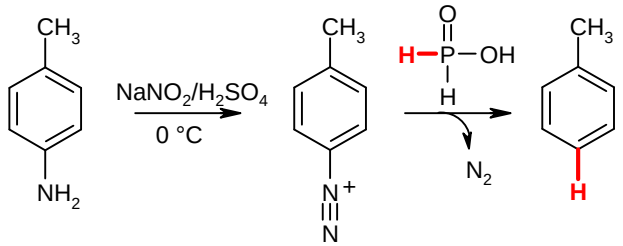
L'OH^- è un nucleofilo e può fare una reazione SN2 di sostituzione nucleofila del cloro. Si forma un alcol con la configurazione invertita sul carbonio che regge l'OH. Il carbonio 2 nella molecola iniziale, che aveva configurazione S, diventa R nell'alcol finale.
Si ottiene (2*R*,4*R*)-4-metil-2-esanolo. (Risposta C)

54. Indicare quale tra questi composti è quello che si ottiene attraverso la seguente sequenza di reazioni:



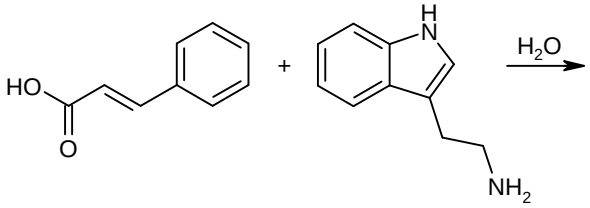
A) B) C) D)

54. Soluzione

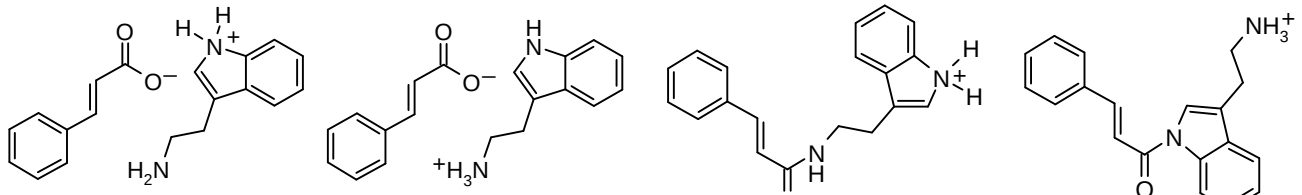


La prima reazione trasforma il gruppo amminico in un sale di diazonio. Questo a 0 °C è stabile fino a quando viene fatto reagire con acido ipofosforoso che trasferisce all'anello uno ione idruro per sostituire il gruppo N_2, un ottimo gruppo uscente. Si ottiene toluene. (Risposta D)

55. L'acido cinnamico è un composto aromatico contenuto sia libero che come estere nei balsami di Tolù e del Perù. La triptammina è un alcaloide naturale.



Qual è il prodotto principale che si ottiene dalla reazione tra acido cinnamico e triptammina in ambiente acquoso?



A) B) C) D)

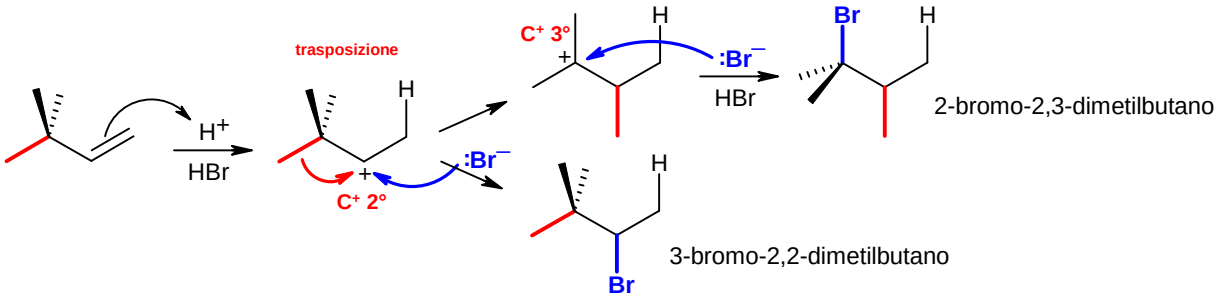
55. Soluzione

Quando un acido carbossilico e un'ammina vengono fatti reagire in ambiente acquoso, la prima reazione che avviene è acido-base e quindi si forma il sale d'ammonio del carbossilato dell'acido di partenza (B).
Non si forma il sale A perché l'azoto dell'anello ha il doppietto impegnato nella risonanza e quindi non è basico.
Se il sale B viene scaldato, perde acqua e forma un'ammide simile alla molecola C, ma non protonata.
Dato che nel problema non si parla di trattamento termico, la reazione si ferma al sale d'ammonio. (Risposta B)

56. Cosa si ottiene per reazione del 3,3-dimetilbutene con HBr?

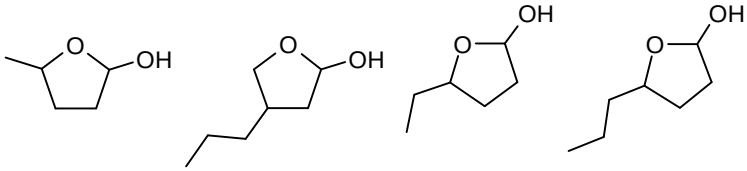
A) 2-bromo-2,3-dimetilbutano (prodotto principale) e 2-bromo-3,3-dimetilbutano in miscela racemica (prodotto secondario)
B) 2-bromo-3,3-dimetilbutano in miscela racemica
C) 1-bromo-3,3-dimetilbutano
D) 2-bromo-3,3-dimetilbutano (prodotto principale) e 2-bromo-2,3-dimetilbutano (prodotto secondario)

56. Soluzione



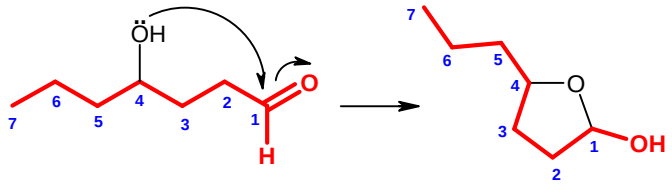
In questa reazione un alchene col doppio legame adiacente ad un carbonio terziario reagisce con HBr.
La reazione inizia con la protonazione del doppio legame che, in accordo con la regola di Markovnikov, forma il carbocatione più stabile, secondario. A questo punto il carbocatione secondario può dare due diverse reazioni che procedono circa con la stessa velocità:
1) può sommare Br^- per dare 3-bromo-2,2-dimetilbutano
2) può subire la trasposizione di uno dei metili sul carbonio adiacente che si sposta come carbanione sul carbocatione 2° formando un nuovo carbocatione 3° più stabile. Su questo nuovo carbocatione 3° si ha poi l'attacco di Br^- che forma 2-bromo-2,3-dimetilbutano.
Il problema chiede di decidere quale dei due è il prodotto che si forma in quantità maggiore.
Dato che le due reazioni sono in competizione, immagino che la reazione intramolecolare di trasposizione sia favorita se la concentrazione di HBr è bassa, mentre, con una maggiore concentrazione di HBr, potrà diventare favorita la reazione di attacco diretto del Br^- al C^+ 2°. In questo caso supponiamo che prevalga la tendenza a formare il carbocatione più stabile con la trasposizione. (Risposta A)

57. Quale composto è l'emiacetale ciclico del 4-idrossieptanale?



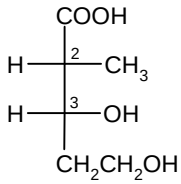
A) B) C) D)

57. Soluzione



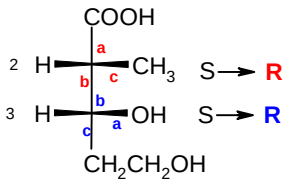
Nella formazione del semiacetale ciclico, il numero di atomi di carbonio della molecola (7) non cambia (A e C errate). Non cambia nemmeno il carbonio (C-4) sul quale è legato l'OH. (Risposta D)

58. Nella seguente proiezione di Fischer, qual è la configurazione dei due centri stereogenici?



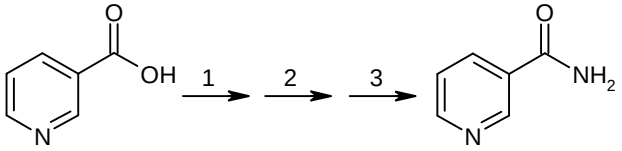
A) 2*R*, 3*R* B) 2*R*, 3*S* C) 2*S*, 3*R* D) 2*S*, 3*S*

58. Soluzione



Nella proiezione di Fischer, per convenzione, i legami orizzontali sporgono verso di noi, quindi, se l'atomo di idrogeno è in posizione orizzontale, si trova nella posizione opposta (verso di noi) rispetto a quella convenzionale delle regole CIP (lontano da noi). Dopo aver stabilito l'ordine di priorità dei sostituenti (a, b, c) legati al carbonio stereogenico, la rotazione che osserviamo va capovolta perchè il sostituente più leggero (H) è nella posizione opposta (verso di noi). La rotazione che leggiamo su entrambi i carboni è verso sinistra (S), va capovolta e diventa R: (2R,3R). (Risposta A)

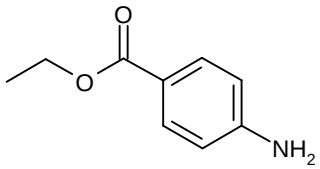
59. L'acido nicotinico, più comunemente noto come niacina, è una vitamina del gruppo B. Attraverso quali passaggi l'acido nicotinico può essere convertito in nicotinammide?



A) 1. NH_3; 2. H_2SO_4; 3. CH_3CH_2OH
B) 1. NH_3; 2. CH_3CH_2OH/H_2SO_4; 3. Na_2CO_3/H_2O
C) 1. CH_3CH_2OH/H_2SO_4; 2. Na_2CO_3/H_2O; 3. NH_3
D) 1. Na_2CO_3/H_2O; 2. CH_3CH_2OH/H_2SO_4; 3. NH_3

59. Soluzione
Per sintetizzare l'ammide si può tentare la reazione diretta con ammoniaca (come in A e B), ma poi è necessario scaldare per eliminare acqua, cosa che non accade nè in A nè in B.
Un'altra via di sintesi trasforma il carbossile in un derivato già disidratato che poi si fa reagire con ammoniaca.
Nella sequenza D si fa reagire l'acido con bicarbonato per formare il carbossilato e poi si fa reagire questo con etanolo e H_2SO_4, cosa chiaramente illogica perchè l'acido solforico protona il carbossilato appena formato.
La sola sequenza credibile è la C. Nel primo passaggio si trasforma il carbossile in estere etilico. Nel secondo passaggio si elimina l'eccesso di acido. Nel terzo passaggio si cerca di sostituire l'alcol dell'estere con ammoniaca formando l'ammide finale. (Risposta C)

60. La benzocaina è un anestetico locale, la cui struttura chimica è la seguente:



A partire da che cosa può essere sintetizzata?
A) acetato di etile e anilina con catalizzatore acido
B) acetato di etile e anilina con catalizzatore basico
C) etanolo e anilina con catalizzatore acido
D) acido 4-amminobenzoico ed etanolo con catalizzatore acido

60. Soluzione
La sintesi di un estere si può eseguire con la stessa procedura vista nell'esercizio precedente, cioè facendo reagire l'acido carbossilico con etanolo e un catalizzatore acido (HCl anidro o H_2SO_4).
In ambiente acido, l'azoto sull'anello è protonato e non interferisce con la reazione. (Risposta D)

SCI – Società Chimica Italiana
Soluzioni proposte da Mauro Tonellato