Giochi della Chimica 2016
Problemi risolti – Fase regionale – Classi A e B

I primi 40 quesiti sono comuni alle classi A e B.

1. Una soluzione di NaOH al 2,10% (m/m) è 0,569 M. Calcolarne la densità.
A) 1,08 g/mL B) 0,97 g/mL C) 1,21 g/mL D) 0,99 g/mL

1. Soluzione
In 100 g di soluzione vi sono 2,1 g di NaOH, quindi, la massa di NaOH è di: 2,10 ·10 = 21 g/kg.
La massa molare di NaOH è: 23 + 16 + 1 = 40 g/mol. La massa di NaOH in un litro è: 0,569 · 40 = 22,76 g/L.
Per sapere quanti kg pesa un litro (la densità), dobbiamo trovare quanti kg contengono 22,76 g di NaOH.
La seguente proporzione risolve 21 : 1 = 22,76 : x da cui: x = 22,76/21 = 1,08 kg/L (g/mL). (Risposta A)

2. Calcolare quanti grammi di $CaCO_{3\,(s)}$ reagiscono con un eccesso di $HCl_{\,(aq)}$ se si sviluppano 25,00 L di $CO_{2\,(g)}$ misurati a $1{,}010 \cdot 10^5$ Pa e 302,5 K.
A) 78,72 g B) 112,5 g C) 88,54 g D) 100,1 g

2. Soluzione
La massa molare di $CaCO_3$ è: 40 + 12 + 48 = 100 g/mol. Dalla legge dei gas si ricavano le moli di CO_2:
n = PV/RT = (1 · 25,00)/(0,0821 · 302,5) = 1,0 mol. La reazione è: $CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CO_2 + H_2O + CaCl_2$
Per formare una mole di CO_2 serve una mole di $CaCO_3$: 100 g. (Risposta D)

3. Una miscela gassosa contiene il 55% (v/v) di Xe e il 45% di Ne. Quante moli di Xe ci sono in 10 moli di miscela?
A) 8,2 mol B) 5,5 mol C) 4,9 mol D) 7,4 mol

3. Soluzione
Dato che una mole di qualsiasi gas occupa lo stesso volume, le percentuali in volume e in moli coincidono.
Xe costituisce il 55% di 10 moli cioè: 0,55· 10 = 5,5 moli. (Risposta B)

4. Nella fermentazione alcolica del glucosio si forma etanolo e CO_2 secondo la reazione (da bilanciare):

$$C_6H_{12}O_{6\,(aq)} \rightarrow C_2H_5OH_{\,(aq)} + CO_{2\,(g)}$$

Quante moli di etanolo si producono se si consumano 3 moli di glucosio?
A) 6 mol B) 3 mol C) 4 mol D) 2 mol

4. Soluzione
Le due semireazioni sono:
$2\,C + 4\,e^- \rightarrow 2\,C^{2-}$ (rid) consuma 4 elettroni
$C \rightarrow C^{4+} + 4\,e^-$ (ox) libera 4 elettroni
Moltiplicando per due (per ottenere i 6 carboni del glucosio) e sommando membro a membro si ha:

$$C_6H_{12}O_{6\,(aq)} \rightarrow 2\,C_2H_5OH_{\,(aq)} + 2\,CO_2$$

Le molecole di etanolo sono il doppio di quelle di glucosio, quindi: 3 · 2 = 6 mol. (Risposta A)

5. Quale dei seguenti minerali contiene la maggior percentuale in peso di acqua?
A) $MgSO_4 \cdot 6\,H_2O$
B) $MgHPO_4 \cdot 3\,H_2O$
C) $MgCl_2 \cdot 6\,H_2O$
D) $MgClO_4 \cdot 6\,H_2O$

5. Soluzione
Scartiamo B dove, a parità di massa del sale, ci sono solo 3 molecole di H_2O. Tra A, C e D, che hanno tutti 6 H_2O, cerchiamo il sale più leggero. Dato che tutti hanno Mg, confrontiamo solo in A (SO_4), in C (Cl_2), in D (ClO_4).
SO_4 (32 + 64 = 96 g/mol); Cl_2 (35,45 · 2 = 70,9 g/mol); ClO_4 (35,45 + 64 = 99,45 g/mol).
Il più leggero è quindi $MgCl_2$. (Risposta C)

6. In una soluzione acquosa contenente unicamente ioni Na^+, Cl^-, Ca^{2+}, Br^-, quale combinazione di concentrazioni è possibile?
A) 0,01 M Na^+; 0,02 M Cl^-; 0,02 M Ca^{2+}; 0,02 M Br^-
B) 0,02 M Na^+; 0,02 M Cl^-; 0,01 M Ca^{2+}; 0,02 M Br^-
C) 0,01 M Na^+; 0,01 M Cl^-; 0,01 M Ca^{2+}; 0,01 M Br^-
D) 0,02 M Na^+; 0,02 M Cl^-; 0,02 M Ca^{2+}; 0,01 M Br^-

6. Soluzione
La soluzione deve essere neutra: le cariche positive e negative devono coincidere: $[Na^+] + 2\,[Ca^{2+}] = [Cl^-] + [Br^-]$
Questo si verifica solo in B: $0,02 + 2 \cdot 0,01 = 0,02 + 0,02$ 0,04 M = 0,04 M. (Risposta B)

7. Quale sarà la percentuale di fruttosio (m/m) in una soluzione ottenuta mescolando due soluzioni di fruttosio: 50,0 g di una al 3,0% (m/m) e 121,0 g di un'altra al 19,0% (m/m)?
A) 14,3% B) 12,4% C) 15,0% D) 13,7%

7. Soluzione
Il fruttosio totale è: $50 \cdot 0,03 + 121 \cdot 0,19 = 24,49$ g. La % finale è: 24,49/(50 + 121) = 14,3%. (Risposta A)

8. Quanti grammi di una soluzione di KF al 30% (m/m) occorre aggiungere a 30 g di una soluzione al 10% (m/m) di KF per ottenere una soluzione al 20%?
A) 10 g B) 20 g C) 30 g D) 40 g

8. Soluzione
La quantità totale di KF è: $(x \cdot 0,30) + (30 \cdot 0,10)$. La quantità di KF nella soluzione finale è: $(30 + x) \cdot 0,20$.
Uguagliando le due quantità si ottiene: $0,3x + 3 = 6 + 0,2x$ $0,1x = 3$ $x = 30$ g. (Risposta C)

9. Un serbatoio chiuso contiene una miscela di $CO_{(g)}$ e $H_2O_{(g)}$ al 45,0% (m/m) di $CO_{(g)}$. Calcolare la composizione percentuale (v/v) della miscela.
A) 42,5% di $CO_{(g)}$ e 57,5% di $H_2O_{(g)}$
B) 37,1% di $CO_{(g)}$ e 62,9% di $H_2O_{(g)}$
C) 29,8% di $CO_{(g)}$ e 70,2% di $H_2O_{(g)}$
D) 34,5 % di $CO_{(g)}$ e 65,5 % di $H_2O_{(g)}$

9. Soluzione
Dato che volumi e moli di un gas sono proporzionali, la % in volumi di un gas coincide con quella in moli.
Le masse molari sono: CO (12 + 16 = 28 g/mol); H_2O (2 + 16 = 18 g/mol).
Su 100 g vi sono: 45/28 = 1,607 mol di CO e 55/18 = 3,056 mol di H_2O.
La % v/v di CO è: 1,607/(1,607 + 3,056) = 34,5%. (Risposta D)

10. Quanti grammi di manganese si possono ottenere da un miscuglio costituito da 22,3 g di $MnSO_4 \cdot 4\,H_2O$ e 48,2 g di $MnSO_4 \cdot 5\,H_2O$?
A) 16,5 g B) 12,4 g C) 18,9 g D) 22,5 g

10. Soluzione
Masse molari: $MnSO_4 \cdot 4\,H_2O$ (55 + 32 + 64 + 4 ·18 = 223 g/mol); $MnSO_4 \cdot 5\,H_2O$ (223 + 18 = 241 g/mol).
Le moli del primo sale sono 22,3/223 = 0,10 mol. Le moli del secondo sono: 48,2/241 = 0,20 mol.
Le moli di Mn sono: 0,1 + 0,2 = 0,3 mol. La massa di Mn è: $0,3 \cdot 55 = 16,5$ g. (Risposta A)

11. Calcolare quanti grammi di $NaOH_{(s)}$ è necessario aggiungere a 120 g di una soluzione acquosa al 15,0% (m/m) di NaOH per ottenere una soluzione al 30,0%.
A) 22,4 g B) 12,7 g C) 25,7 g D) 19,5g

11. Soluzione
La massa di NaOH nella prima soluzione è: $120 \cdot 0,15 = 18$ g. Chiamiamo x la massa aggiunta di NaOH.
La % di NaOH nella soluzione finale è $(18 + x)/(120 + x)$. Questa % deve essere 30% quindi si può scrivere:
$(18 + x)/(120 + x) = 0,30$ $18 + x = 36 + 0,3\,x$ $0,7\,x = 18$ $x = 25,7$ g. (Risposta C)

12. Una soluzione di HClO ha pH = 4,6. Calcolare la concentrazione molare dell'acido.
A) 0,053 M B) 0,038 M C) 0,025 M D) 0,018 M

12. Soluzione
Dalla tabella delle K_a vediamo che HClO ha una $K_a = 3{,}5 \cdot 10^{-8}$.
Ricaviamo $[H^+]$ prodotta dalla dissociazione di un acido debole (HA): $HA \rightarrow H^+ + A^-$ $K_a = [H^+][A^-]/[HA]$
$K_a = [H^+]^2/C$ da cui: $C = [H^+]^2/K_a = (10^{-4,6})^2/3{,}5 \cdot 10^{-8} = 0{,}018$ M. (Risposta D)

13. La reazione di equilibrio in fase gassosa: $H_2 + S \rightarrow H_2S$
ha $K_c = 62{,}00$. Se all'equilibrio le concentrazioni di S e H_2S sono uguali, quale sarà la concentrazione di H_2?
A) 0,0998 M B) 0,105 M C) 0,0554 M D) 0,0161 M

13. Soluzione
$K_c = [H_2S]/[H_2][S]$ se $[H_2S] = [S]$ $K_c = 1/[H_2]$ da cui: $[H_2] = 1/K_c = 1/62 = 0{,}0161$ M. (Risposta D)

14. Quanti mL di acqua bisogna aggiungere a 45,0 mL di una soluzione di KI di densità 1,37 g/mL per ottenere una soluzione a densità 1,25 g/mL, se i volumi sono additivi e la densità dell'acqua è 1,00 g/mL?
A) 25,1 mL B) 18,1 mL C) 28,3 mL D) 21,6 mL

14. Soluzione
La densità è: d = m/v. Poniamo x = mL di H_2O aggiunti. La nuova densità è: $1{,}25 = [(45 \cdot 1{,}37) + x]/(45 + x)$
$(45 + x) \cdot 1{,}25 = 61{,}65 + x$ $56{,}25 + 1{,}25\,x = 61{,}65 + x$ $0{,}25\,x = 5{,}4$ $x = 21{,}6$ mL. (Risposta D)

15. 170 g di un calcare di formula $CaCO_3 \cdot n\,H_2O_{(s)}$ reagiscono con 2,50 moli di $HCl_{(g)}$. Determinare *n* nella formula del calcare.
A) 3 B) 6 C) 2 D) 1

15. Soluzione
La reazione che avviene è: $CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow H_2CO_3 + CaCl_2$
Le moli di carbonato sono la metà di quelle di HCl, quindi 2,5/2 = 1,25 mol. La massa molare del carbonato idrato è: 170/1,25 = 136 g/mol. La massa molare di $CaCO_3$ è: 40 + 12 + 48 = 100 g/mol.
La molecola contiene 136 – 100 = 36 g/mol di H_2O, quindi contiene 2 molecole di H_2O. (Risposta C)

16. Alla temperatura di 367 K ed alla pressione di $85{,}0 \cdot 10^5$ Pa si stabilisce l'equilibrio in fase gassosa:

$$N_2O_4 \rightarrow 2\,NO_2$$

La miscela gassosa all'interno del recipiente è formata dal 65% (v/v) di N_2O_4 e 35% di NO_2. Calcolare la K_p della reazione.
A) $6{,}05 \cdot 10^5$ Pa
B) $38{,}1 \cdot 10^5$ Pa
C) $16{,}0 \cdot 10^5$ Pa
D) $74{,}2 \cdot 10^5$ Pa

16. Soluzione
La pressione parziale di A è: $p_A = x_A\,P_{totale}$. Dato che, nei gas, moli e volumi sono proporzionali, la frazione molare x coincide con la % v/v, quindi: $p_{NO_2} = 0{,}35$ P; $p_{N_2O_4} = 0{,}65$ P. $K_p = (p_{NO_2})^2/(p_{N_2O_4}) = 0{,}35^2\,P^2/0{,}65$ P
$K_p = (0{,}1225/0{,}65)$ P $K_p = 0{,}1885 \cdot 85{,}0 \cdot 10^5$ $K_p = 16{,}0 \cdot 10^5$ Pa. (Risposta C)

17. Se due moli di argon e una mole di azoto molecolare, entrambi allo stato gassoso, sono nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, devono avere:
A) lo stesso numero di atomi
B) lo stesso volume
C) lo stesso numero di molecole
D) lo stesso punto di liquefazione

17. Soluzione
Due moli di Ar contengono lo stesso numero di atomi di una mole di N_2 a prescindere dalle condizioni.
L'affermazione B è errata perché, nelle stesse condizioni di T e P il volume è proporzionale alle moli.
Le affermazioni C e D sono palesemente errate. (Risposta A)

18. Indicare l'acido più forte tra i seguenti:
A) HCl B) HF C) HBr D) HI

18. Soluzione
L'acido più forte è quello che, perdendo H^+, forma l'anione più stabile.
I^- è l'anione più stabile dei quattro perché la sua carica è distribuita su un volume maggiore.
L'acidità degli acidi alogenidrici cresce da HF ad HI. (Risposta D)

19. Quanti valori può assumere il numero quantico m_l per un orbitale *f* ?
A) 7 B) 6 C) 5 D) 9

19. Soluzione
Ricordando la sequenza: l = 0 (*s*), 1 (*p*), 2 (*d*), 3 (*f*), l'orbitale *f* è caratterizzato dal numero quantico l = 3.
Il numero quantico m_l può assumere tutti i valori interi compresi tra $-l$ e $+l$ e quindi $2l+1$ valori.
Con l = 3, m_l può assumere 7 valori: –3, –2, –1, 0, +1, +2, +3. (Risposta A)

20. Quale sostanza, tra le seguenti, è insolubile in CCl_4?
A) C_6H_6 B) I_2 C) HCl D) S_8

20. Soluzione
CCl_4 è una molecola apolare, quindi non può sciogliere una molecola molto polare come HCl. (Risposta C)

21. Una soluzione tampone è una soluzione:
A) formata da una base forte e dal suo acido coniugato
B) in grado di mantenere costante il suo pH indipendentemente dalla quantità di acido o base che vi si aggiunge
C) formata da un acido forte e dalla sua base coniugata
D) in grado di mantenere costante il suo pH in seguito ad aggiunte moderate di acido o di base

21. Soluzione
Una soluzione tampone è formata da un acido e dalla sua base coniugata ed è in grado di mantenere quasi costante il pH, attorno al valore del pK_a dell'acido, per aggiunte moderate di acido o di base. (Risposta D)

22. Quale di queste molecole, pur contenendo legami covalenti polari, è una molecola apolare?
A) O_2 B) CO_2 C) HF D) H_2S

22. Soluzione
La molecola O=C=O è lineare e simmetrica. Ha due legami polari C=O, ma è apolare perché i due dipoli sono diametralmente opposti e si annullano tra loro. (Risposta B)

23. Un'anidride del cloro contiene il 47% (m/m) di Cl, indicare la sua formula minima.
A) Cl_2O B) $HClO_3$ C) Cl_2O_5 D) Cl_2O_7

23. Soluzione
La molecola contiene solo Cl e O. In 100 g le moli sono: Cl (47/35,45 = 1,326 mol); O (53/16 = 3,313 mol).
Dividendo per il valore più basso si ottiene: Cl (1,326/1,326 = 1 mol); O (3,313/1,326 = 2,5 mol) cioè $ClO_{2,5}$.
Per ottenere numeri piccoli e interi si deve moltiplicare per 2: Cl_2O_5. (Risposta C)

24. Quando si decompongono 300 g di $CaCO_{3\,(s)}$, secondo la reazione:

$$CaCO_{3\,(s)} \rightarrow CaO_{\,(s)} + CO_{2\,(g)}$$

il gas che si libera, a 30 °C, esercita una pressione di 202,6 kPa. Calcolare il volume occupato dal gas.
A) 37,0 L B) 0,037 L C) $3{,}70 \cdot 10^2$ L D) 3,70 L

24. Soluzione
La massa molare di $CaCO_3$ è: 40 + 12 + 48 = 100 g/mol. Le moli di $CaCO_3$ sono: 300/100 = 3,0 mol.
Le moli finali di CO_2 sono le stesse: 3,0 mol. La pressione finale, in atm, è: $P = 202{,}6 \cdot 10^3/101{,}3 \cdot 10^3 = 2{,}0$ atm.
Dalla legge dei gas si ricava il volume: $V = nRT/P = (3 \cdot 0{,}0821 \cdot 303)/2{,}0 = 37{,}3$ L. (Risposta A)

25. Quale di queste specie non è in grado di ossidare lo ione $Fe^{2+}_{(aq)}$ in condizioni standard?
A) Au^{3+} B) O_2 C) MnO_4^- D) I_2

25. Soluzione
Per non ossidare il Fe^{2+} a Fe^{3+} in condizioni standard (concentrazioni unitarie) la specie deve avere un potenziale di riduzione minore di quello di Fe^{3+}/Fe^{2+} (E° = 0,771 V). Le prime specie tre hanno potenziali maggiori (1,50 V; 1,229 V e 1,51 V). Quella con potenziale minore è I_2/I^- (E° = 0,535 V). (Risposta D)

26. Indicare il massimo numero di ossidazione del bromo nei suoi composti.
A) +1 B) –1 C) +5 D) +7

26. Soluzione
Come il cloro, che può formare lo ione perclorato (ClO_4^-), anche il bromo può formare perbromato (BrO_4^-) nel quale ha numero di ossidazione +7. (Risposta D)

27. Quale di queste sostanze è una base debole?
A) NaOH B) NaCl C) NH_4Cl D) NH_3

27. Soluzione
NaOH è una base forte. NaCl è un sale neutro. NH_4Cl è un acido debole. NH_3 è una base debole. (Risposta D)

28. Quale di questi metalli può essere "sciolto" in $HNO_{3\,(aq)}$ ma non in $HCl_{(aq)}$?
A) Na B) Zn C) Al D) Cu

28. Soluzione
Na, Zn e Al hanno potenziali E° negativi (–2,7 V; –0,76 V; –1,66 V) e sono ossidati dall'H^+ di HCl (E° = 0,0 V). Il rame (Cu), invece, ha un potenziale positivo (+0,34 V) e richiede un ossidante più forte per ossidarsi.
L'acido nitrico, con un potenziale E° = +0,94 V, può ossidare il Cu. (Risposta D)

29. L'idrossido di sodio sciolto in 25 mL di una soluzione acquosa è completamente neutralizzato da 10 mL di $HCl_{(aq)}$ 0,10 M. Calcolare la concentrazione della soluzione di NaOH.
A) 0,25 M B) 0,04 M C) 0,08 M D) 0,02 M

29. Soluzione
Le moli di HCl sono: n = M V = 0,10 ·10 = 1,0 mmol. Dato che NaOH e HCl reagiscono in rapporto 1:1, le moli di NaOH sono le stesse: 1,0 mmol. La concentrazione di NaOH è: 1,0/25 = 0,04 M. (Risposta B)

30. Da quali parametri dipende la K di equilibrio di una reazione chimica?
A) concentrazione di reagenti e prodotti
B) pressione di reagenti e prodotti
C) temperatura, pressione, concentrazione di reagenti e prodotti
D) solo dalla temperatura

30. Soluzione
La K di equilibrio di una reazione chimica dipende solo dalla temperatura ($\Delta G° = -RT \ln K_{eq}$). (Risposta D)

31. Indicare l'affermazione ERRATA:
A) se un elettrone salta da un livello a un altro con energia più bassa emette radiazione
B) tenendo conto della sola forza elettromagnetica, l'elettrone dissiperebbe la propria energia cadendo nel nucleo
C) secondo il modello atomico di Bohr gli elettroni si trovano in orbitali di energia ben definita
D) il modello atomico di Bohr non è definitivo.

31. Soluzione
Nel modello atomico di Bohr non si parla di orbitali, ma di orbite. Gli orbitali sono stati introdotti con il modello quantomeccanico. Secondo Bohr, la posizione e la velocità dell'elettrone sono determinate: l'elettrone percorre orbite attorno al nucleo come un pianeta che ruota attorno al sole. (Risposta C)

32. Indicare l'affermazione ERRATA riguardo la velocità delle reazioni chimiche.
A) la velocità di una reazione chimica dipende dalla temperatura
B) se la velocità di una reazione chimica è uguale a quella della reazione inversa, la reazione è all'equilibrio
C) la velocità di una reazione chimica dipende da una costante e dalle concentrazioni di uno o più reagenti
D) la velocità di una reazione chimica è uguale a una costante moltiplicata per la concentrazione di uno o più reagenti elevata al proprio coefficiente stechiometrico

32. Soluzione
La definizione D suppone che la velocità si legata direttamente alla stechiometria della reazione. Una reazione come $2\ A \rightarrow B$, avrebbe una velocità $v = k\ [A]^2$. In realtà, il valore degli esponenti va determinato sperimentalmente e dipende dal meccanismo di reazione. (Risposta D)

33. Mescolando 20,0 mL di una soluzione acquosa 0,02 M di H_3PO_4 con 24,5 mL di $NH_{3\ (g)}$ a 25 °C e 101,3 kPa si formano 40,0 mg di $(NH_4)_3PO_4$. Calcolare la resa della reazione.
A) 80,5% (m/m) B) 67,1% (m/m) C) 95,3% (m/m) D) 74,0% (m/m)

33. Soluzione
La reazione è: $H_3PO_4 + 3\ NH_3 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$

coefficienti				
moli (mmol)	(0,4)	(1,2)	1,00	0,2685 (moli ottenute) / 0,333 (moli teoriche)
MM (g/mol)				149
massa (mg)				40

La massa molare di $(NH_4)_3PO_4$ è: 3 · (14+4) + 31 + 64 = 149 g/mol. Le mmoli sono: 40/149 = 0,2685 mmol.
Le mmoli di H_3PO_4 sono: 20 · 0,02 = 0,4 mmol. Queste dovrebbero reagire con 0,4 · 3 = 1,2 mmol di NH_3
Le mmoli di NH_3 sono: n = PV/RT = (1 · 24,5)/(0,0821 · 298) = 1,00 mmol, quindi sono in difetto (rispetto a 1,2).
Di $(NH_4)_3PO_4$ si dovrebbero ottenere 1/3 delle moli di NH_3 cioè: 1,00/3 = 0,333 mmol.
La resa è quindi: 0,2685/0,333 = 80,6%. (Risposta A)

34. Il prodotto ionico dell'acqua vale:
A) 10^{-14} a 25 °C
B) 10^{-7} a 25 °C
C) 10^{-14} a tutte le temperature
D) 10^{-7} a tutte le temperature

34. Soluzione
Il prodotto ionico dell'acqua K_w, è una costante di equilibrio e quindi dipende dalla temperatura.
Dato che la dissociazione dell'acqua è esotermica, a temperature maggiori di 25 °C, l'acqua si dissocia di più e il suo prodotto ionico è maggiore di 10^{-14}. Quindi $K_w = 10^{-14}$ solo a 25 °C. (Risposta A)

35. La pressione osmotica del sangue a 37 °C è 775,2 kPa. Qual è la concentrazione, espressa in g/L, di una soluzione di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) isotonica con il sangue a quella temperatura?
A) 27,1 g/L B) 65,3 g/L C) 45,7 g/L D) 54,2 g/L

35. Soluzione
La pressione osmotica, in atm, è: P = 775,2 /101,3 = 7,65 atm. La temperatura è: 37 + 273 = 310 K.
La pressione osmotica obbedisce alla legge dei gas: PV = nRT. La concentrazione vale: n/V = P/RT.
n/V = 7,65/(0,0821 · 310) = 0,3006 mol/L. La massa molare del $C_6H_{12}O_6$ è: 6 · 12 + 6 · 18 = 180 g/mol.
La concentrazione in g/L è: 180 · 0,3006 = 54,1 g/L. (Risposta D)

36. In una mole di magnetite di formula Fe_3O_4:
A) tutto il Fe è presente con numero di ossidazione (n.o.) +2
B) tutto il Fe è presente con n.o. +3
C) ci sono due moli di Fe con n.o. +2 e una mole di Fe con n.o. +3
D) ci sono due moli di Fe con n.o. +3 e una mole di Fe con n.o. +2

36. Soluzione
Le cariche attribuibili all'ossigeno sono: 4 · (–2) = –8. I tre ioni ferro devono compensarle con altrettante cariche positive: +3 +3 +2 = +8. (Risposta D)

37. Un recipiente rigido contiene *n* moli di un gas ideale. Mediante una valvola, vengono inserite altre *m* moli dello stesso gas. Volendo mantenere costante la pressione all'interno del recipiente, la temperatura dovrà:
A) rimanere costante
B) aumentare
C) diminuire
D) non si può rispondere per mancanza di informazioni aggiuntive

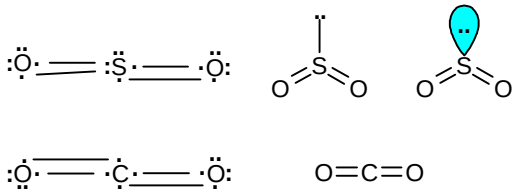
37. Soluzione
Dalla legge dei gas PV = nRT si ottiene: nT = PV/R. Dato che P, V e R sono costanti, si può scrivere: nT = k. Quindi, se n aumenta, T deve diminuire. (Risposta C)

38. Se si forniscono 452,0 J di energia sotto forma di calore a 2,00 mol di acqua, la temperatura dell'acqua diventa 40,0 °C. Qual era la temperatura iniziale dell'acqua? Trascurare il contributo di dispersioni e la capacità termica del contenitore. La capacità termica specifica dell'acqua è 4,184 J K^{-1} g^{-1}
A) 37,0 °C
B) 40,0 °C
C) 27,0 °C
D) 43,0 °C

38. Soluzione
La massa di H_2O è: 2,00 · 18 = 36 g. Il calore necessario per scaldarla è: Q = m c ΔT. Quindi ΔT = Q/m c
ΔT = 452,0/(36 · 4,184) = 3,0 °C. La temperatura iniziale era: 40,0 – 3,0 = 37,0 °C. (Risposta A)

39. Quale geometria (posizione media relativa degli atomi) hanno le molecole di biossido di zolfo e di biossido di carbonio?
A) entrambe angolari
B) entrambe lineari
C) angolare e lineare, rispettivamente
D) lineare ed angolare, rispettivamente

39. Soluzione
Dato che lo zolfo è del terzo periodo, può utilizzare anche orbitali 3d nei suoi composti, quindi può andare oltre l'ottetto elettronico. Lo zolfo ha 6 elettroni di valenza, usa 4 elettroni per realizzare due doppi legami con i due ossigeni e gli restano due elettroni che formano una coppia di non legame. Le coppie da alloggiare sono 3 (ogni doppio legame occupa una sola posizione) quindi assumono una disposizione trigonale planare. Una delle tre posizioni è occupata dalla coppia di non legame, quindi SO_2 ha geometria angolata.



Nella CO_2, invece, il carbonio usa i 4 elettroni di valenza per realizzare due doppi legami con i due ossigeni. Le coppie di elettroni da sistemare sono solo due e si dispongono a 180°. La geometria di CO_2 è lineare. (Risposta C)

40. Osservando le strutture dei seguenti composti organici, indicare quale di essi ha la temperatura di ebollizione più alta.

A) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ B) $CH_3-C(=O)-CH_3$ C) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ D) $CH_3-CH_2-O-CH_3$

40. Soluzione
La temperatura di ebollizione più alta (a parità di massa molare) è quella del composto che forma legami intermolecolari più forti. I legami più deboli sono quelli del butano (A) le cui molecole apolari sono unite le une alle altre solo da forze di London (dipoli oscillanti indotti). Poi viene l'etil metil etere (D) le cui molecole debolmente polari sono attratte da legami dipolo-dipolo. Il successivo è l'acetone (B), il suo carbonile posside un dipolo più intenso che forma legami dipolo-dipolo più forti. Infine, c'è l'1-butanolo (C), il suo ossidrile può fare legami idrogeno, che sono più intensi di tutti i precedenti, infatti, bolle a circa 100 °C. (Risposta C)

Qui continuano gli ultimi 20 quesiti della classe A

41. Un gas occupa un volume di 1,5 L alla temperatura di 300 K. A quale temperatura occuperà un volume di 0,42 L alla stessa pressione?
A) 205 K B) 58 K C) 121 K D) 84 K

41. Soluzione
Se P, n, R sono costanti, la legge dei gas $PV = nRT$ si può scrivere così: $V = (nR/P)T = kT$ cioè: $V/T = k$
Quindi $V_1/T_1 = V_2/T_2$. Da cui si ricava: $T_2 = T_1V_2/V_1 = 300 \cdot 0{,}42/1{,}5 = 84$ K. (Risposta D)

42. Calcolare la costante di equilibrio K_c della reazione:

$$A_{(aq)} + 2\,B_{(aq)} \rightarrow AB_{2\,(aq)}$$

sapendo che, all'equilibrio, in 2,0 L di soluzione sono presenti 0,2 mol di A, 0,4 mol di B e 0,08 mol di AB_2.
A) 25,3 B) 10,0 C) 8,10 D) 31,8

42. Soluzione
In 1,0 L le moli sono la metà, quindi le concentrazioni sono: [A] = 0,1 M; [B] = 0,2 M; $[AB_2]$ = 0,04 M.
La K_c vale: $K_c = [AB_2]/[A]\,[B]^2 = 0{,}04/\,0{,}1 \cdot 0{,}2^2 = 10$. (Risposta B)

43. 0,15 moli del sale $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24\,H_2O$ vengono sciolti in 0,2 L di soluzione. Calcolare la concentrazione molare degli ioni solfato nella soluzione.
A) 5,0 M B) 1,0 M C) 3,0 M D) 1,5 M

43. Soluzione
In ogni mole di sale vi sono 4 moli di solfato, quindi le moli di solfato sono: $n = 0{,}15 \cdot 4 = 0{,}6$ mol.
La concentrazione è: $n/V = 0{,}6/0{,}2 = 3{,}0$ M. (Risposta C)

44. Quale delle seguenti sostanze è un gas nobile?
A) Na B) Xe C) F D) Ni

44. Soluzione
I gas nobili sono nell'ultimo gruppo della tavola periodica: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. (Risposta B)

45. Un idruro è:
A) un composto ternario formato da ossigeno, idrogeno e un non metallo
B) un composto binario formato dall'idrogeno e un altro elemento
C) un composto binario formato dall'idrogeno e un non metallo
D) un composto ternario formato da ossigeno, idrogeno e un metallo

45. Soluzione
A rigore, un idruro è un composto binario formato da idrogeno e un altro elemento. In questo senso, l'acqua è idruro di ossigeno. (Risposta B)
Di solito, però, si chiamano idruri i composti che sono in grado di cedere ioni idruro: H^-.

46. Quale delle seguenti leggi è violata dalla configurazione elettronica qui riportata?

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^7\ 3s^1$$

A) la prima regola di Hund
B) il principio di Aufbau
C) il principio di esclusione di Pauli
D) la terza regola di Hund

46. Soluzione
Una delle formulazioni del principio di esclusione di Pauli dice che, nello stesso atomo, non ci possono essere due elettroni con gli stessi numeri quantici. Quindi, in uno stesso orbitale ci possono essere al massimo due elettroni con spin opposto. Nei tre orbitali 2p possono essere ospitati al massimo 6 elettroni, mentre, nella configurazione data, ce ne sono 7 ($2p^7$). (Risposta C)

47. In una reazione di ossidoriduzione, il riducente è la specie che:
A) si ossida acquistando elettroni
B) si ossida cedendo elettroni
C) si riduce cedendo elettroni
D) si riduce acquistando elettroni

47. Soluzione
Il riducente cede elettroni alla specie che deve ridurre. Il riducente, perdendo elettroni, si ossida. (Risposta B)

48. Dalla combinazione di un ossido acido e un ossido metallico si ottiene:
A) un acido binario B) un acido ternario C) un'anidride D) un sale

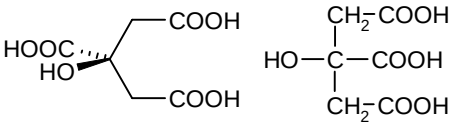
48. Soluzione
Un ossido acido (anidride) come SO_3 e un ossido metallico, come Na_2O, reagendo insieme formando un sale secondo la reazione: $SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4$. (Risposta D)

49. Indicare la sequenza nella quale le sostanze hanno acidità crescente.
A) H_2O, NH_3, CaH_2, HCl, HF
B) CaH_2, NH_3, H_2O, HCl, HF
C) CaH_2, NH_3, H_2O, HF, HCl
D) CaH_2, H_2O, NH_3, HF, HCl

49. Soluzione
Ordinando queste specie dalla più basica alla più acida otteniamo: una base forte (CaH_2), una base debole (NH_3), una specie neutra (H_2O), un acido di media forza (HF), un acido forte (HCl). (Risposta C)

50. 1,00 g di acido citrico (MM = 192,13 g/mol) è completamente neutralizzato da 20,00 mL di una soluzione 0,780 M di NaOH. Quanti gruppi acidi possiede l'acido citrico?
A) 1 B) 3 C) 2 D) 4

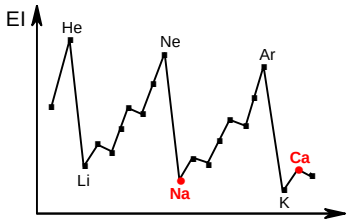
50. Soluzione



Le moli di NaOH sono: n = M V = 0,780 ·20 = 15,6 mmol.
Le moli di acido citrico sono: 1,00/192,13 = 5,2 mmol.
Il rapporto in moli NaOH/acido citrico è: 15,6/5,2 = 3.
L'acido citrico ha 3 carbossili. (Risposta B)

51. Quale di questi elementi ha l'energia di prima ionizzazione più elevata?
A) Cs B) Na C) Ca D) Ba

51. Soluzione



L'energia di ionizzazione diminuisce leggermente scendendo lungo i gruppi, quindi: Na > Cs e Ca > Ba.
Resta da decidere chi ha E.I. maggiore tra Na e Ca.
Sia Na che Ca hanno EI maggiore di K.
Il sodio Na, ha E.I. solo di poco maggiore di K (stesso gruppo).
Il calcio Ca ha EI sensibilmente maggiore di K (stesso periodo), infatti E.I. aumenta rapidamente andando verso destra nei periodi. (Risposta C)

52. In un minerale di cuprite (Cu_2O) contenente impurezze non rameiche, c'è una percentuale di Cu pari al 66,6% (m/m). Calcolare la percentuale di Cu_2O nel minerale.
A) 66,6% B) 70,2% C) 75,0% D) 52,3%

52. Soluzione
La massa atomica di Cu è 63,55 g/mol. In 100 g di minerale le moli di Cu sono: 66,6/63,55 = 1,048 mol.
Le moli di C_2O sono la metà: 1,048/2 = 0,524 mol. La massa molare di Cu_2O è: 63,55 · 2 + 16 = 143,1 g/mol.
La massa di Cu_2O in 100 g è: 143,1 · 0,524 = 75,0 %. (Risposta C)

53. L'enzima perossidasi contiene una percentuale di selenio, Se, pari allo 0,29% (m/m). Calcolare la massa molecolare dell'enzima se in ogni molecola di enzima c'è un atomo di selenio.
A) 27000 u
B) 2700 u
C) 54000 u
D) 35000 u

53. Soluzione
La massa atomica del Se è: 78,96 u. La massa della proteina è (78,96/0,29) · 100 = 27000 u. (Risposta A)
Il selenio è più nucleofilo dello zolfo grazie alle sue maggiori dimensioni, così l'enzima perossidasi, che usa selenio invece di zolfo (selenocisteina invece di normale cisteina), è migliaia di volte più efficiente nel distruggere i perossidi che si formano accidentalmente nelle nostre cellule.

54. Calcolare la massa di CO necessaria per far reagire 1,00 kg di Ni attraverso la reazione

$$Ni_{(s)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow Ni(CO)_{4\,(g)}$$

A) 2,52 kg B) 1,91 kg C) 1,77 kg D) 2,23 kg

54. Soluzione
La reazione data è:

	Ni	+ 4 CO	→ Ni(CO)$_4$
coefficienti	1	4	
moli (mol)	17,04	68,15	
MM (g/mol)	58,69	28	
massa (g)	1000	1908	

Le moli di Ni sono: 1000/58,69 = 17,04 mol. Le moli di CO sono il quadruplo: 4 · 17,04 = 68,15 mol
La massa molare di CO è 12 + 16 = 28 g/mol. La massa di CO è: 68,15 · 28 = 1908 g (1,91 kg). (Risposta B)

55. Quali di questi ioni ha volume maggiore?
A) Cl^- B) Ca^{2+} C) S^{2-} D) K^+

55. Soluzione
S, Cl, (Ar), K, Ca sono atomi consecutivi nella tavola periodica.
Se fossero atomi neutri, K avrebbe il raggio maggiore (il raggio diminuisce andando verso destra nei periodi).
Questi, però, sono ioni isoelettronici, il raggio maggiore è quello dell'anione con due cariche negative dato che l'eccesso di elettroni, rispetto alla carica nucleare, fa gonfiare la nuvola elettronica. (Risposta C)

56. Quanti mL di una soluzione acquosa di HCl al 37,0% (m/m) (d = 1,19 g/mL) si devono utilizzare per preparare 500 mL di una soluzione 0,50 M?
A) 20,8 mL B) 12,0 mL C) 2,1 mL D) 30,5 mL

56. Soluzione
In 500 mL 0,50 M, le moli di HCl sono: 0,5 · 0,5 = 0,25 mol. La massa molare di HCl è: 1 + 35,45 = 36,45 g/mol.
La massa di HCl necessaria è: 0,25 · 36,45 = 9,11 g. La massa di soluzione al 37% è: 9,11· (100/37) = 24,63 g.
Il volume è: v = m/d = 24,63/1,19 = 20,7 mL. (Risposta A)

57. 20 mL di $HCl_{(aq)}$ 1,0 M sono diluiti con acqua distillata fino a ottenere 1,0 L di soluzione. Calcolare il pH della soluzione.
A) 2,1 B) 1,5 C) 1,7 D) 3,0

57. Soluzione
Le moli di HCl sono: n = M V = 1,0 · 0,020 = 0,02 mol. $[H^+]$ = 0,02 M. pH = –log0,02 = 1,7. (Risposta C)

58. Una reazione chimica è spontanea se ha:
A) $\Delta H > 0$ B) $\Delta S < 0$ C) $\Delta G < 0$ D) $\Delta U > 0$

58. Soluzione
La condizione di spontaneità di una reazione, a P e T costanti, è che proceda con $\Delta G < 0$. (Risposta C)

59. Qual è la pressione in un recipiente di 100 dm^3 contenente 1,23 kg di etano a 25 °C?
A) 1 atm
B) $1 \cdot 10^6$ Pa
C) $1 \cdot 10^6$ atm
D) $1 \cdot 10^7$ Pa

59. Soluzione
La massa molare dell'etano C_2H_6 è: 2 · 12 + 6 = 30 g/mol. Le moli di etano sono 1230/30 = 41 mol.
Dalla legge dei gas si ricava: P = nRT/V = (41 · 0,0821 · 298)/100 = 10 atm = $1{,}01 \cdot 10^6$ Pa. (Risposta B)

60. Il calore è una:
A) funzione di stato
B) misura della temperatura
C) forma di trasferimento di energia
D) misura dell'energia di un sistema

60. Soluzione
L'energia si può trasferire spontaneamente da un corpo ad un altro (più freddo) attraverso il calore. (Risposta C)

Seguono gli ultimi 20 quesiti della classe B

41. Calcolare il pH di una soluzione 10^{-8} M di HNO_3
A) 8,00
B) 7,00
C) 6,96
D) 6,50

41. Soluzione
Il pH di una soluzione di un acido forte di concentrazione maggiore di 10^{-6} M si può calcolare con la formula: pH = –logC (quindi trascurando gli H^+ dell'acqua). Se, però, come in questo caso, l'acido è molto diluito, non possiamo trascurare il contributo dell'acqua agli H^+ complessivi della soluzione.
La risposta A (pH 8) è da scartare perché l'aggiunta all'acqua pura (pH 7) di una minima quantità di acido non può generare un ambiente basico. Anche B (pH 7) è da scartare perché non possiamo ignorare l'aggiunta di acido. Restano i due valori di pH lievemente acidi delle risposte C e D. In prima approssimazione, i due contributi di H^+ si sommano: $[H^+] = 10^{-7}$(acqua) + 10^{-8}(acido) = $1{,}1 \cdot 10^{-7}$ M. pH = –log($1{,}1 \cdot 10^{-7}$) = 6,96. (Risposta C)

42. Quale delle seguenti specie è polare?
A) CO_2
B) SF_6
C) O_3
D) $Fe(CO)_5$

42. Soluzione
A, B, D sono molecole simmetriche e quindi sono apolari. O_3, invece, è angolata ed ha una parziale carica positiva sull'atomo centrale e una parziale carica negativa sui due ossigeni estremi. (Risposta C)

43. Durante l'elettrolisi con una corrente di 0,35 A di una soluzione di $CuSO_4$ si producono 10,00 g di Cu metallico. Calcolare per quanto tempo è stata condotta l'elettrolisi.
A) 8532 s B) 43400 s C) 86750 s D) 4268 s

43. Soluzione
Le moli di Cu prodotte sono: n = 10/63,55 = 0,1574 mol. Nella reazione: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$ per ogni mole di rame servono 2 moli di elettroni: 0,1574 · 2 = 0,3147 mol. Dato che A = C/t gli ampere sono la quantità di carica (Coulomb) che attraversa la cella in un secondo, e F sono i Coulomb di una mole di elettroni, vale la relazione: C = A t = n F da cui si ricava: t = n F/A = 0,3147 · 96485/0,35 t = 86757 s. (Risposta C)

44. Nel processo Haber-Bosch l'ammoniaca gassosa è sintetizzata a partire da idrogeno gassoso e azoto gassoso. Indicare l'affermazione ERRATA:
A) è necessario utilizzare un catalizzatore a causa della cinetica lenta dovuta alla rottura del triplo legame
B) non si può lavorare a temperature estremamente elevate perché la reazione è esotermica
C) è necessario lavorare ad alte pressioni in modo da spostare l'equilibrio verso il prodotto
D) è necessario lavorare alla temperatura più alta possibile per aumentare la velocità di una reazione altrimenti molto lenta

44. Soluzione
La reazione è: $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$. L'affermazione A è corretta data la stabilità del triplo legame di N_2.
L'affermazione B è corretta: in una reazione esotermica, temperature elevate spingono la reazione a sinistra.
L'affermazione C è corretta: 4 molecole reagendo ne formano 2 (la pressione diminuisce durante la reazione), un aumento di P spinge la reazione a destra.
L'affermazione D è errata, infatti è in contraddizione con la B (dato che si cercano alte rese). (Risposta D)

45. Si bruciano 20,0 mL di $C_2H_{6\,(g)}$ insieme con 50,0 mL di $O_{2\,(g)}$, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione. Calcolare la composizione percentuale (v/v) della miscela gassosa a fine reazione.
A) 60,0% H_2O 40,0% CO_2
B) 23,2% O_2 31,4% CO_2 45,4% H_2O
C) 7,40% C_2H_6 37,3% CO_2 55,3% H_2O
D) 17,0% C_2H_6 33,0% CO_2 50,0% H_2O

45. Soluzione
La reazione è: $C_2H_6 + {}^7/_2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

coefficienti	1	3,5	2	3	
moli iniziali (mol)	(2) 1,43	5	0	0	
moli finali (mol)	0,57	0	2,857	4,286	Moli finali totali = 7,713 mol

Le moli di C_2H_6 e O_2 sono proporzionali al volume (20 e 50 mL) quindi posso prenderne per comodità 2 e 5.
Con 2 moli di etano servirebbero 7 moli di O_2, ma, dato che ne ho solo 5, l'etano è in eccesso e ne deve restare alla fine della reazione (A e B errate).
Le moli di etano che reagiscono con 5 moli di O_2: 5/3,5 = 1,43 mol. Moli di etano finali: 2 – 1,43 = 0,57 mol.
Le moli di CO_2 che si formano sono: $5 \cdot (2/3{,}5) = 2{,}857$ mol
Le moli di H_2O che si formano sono: $5 \cdot (3/3{,}5) = 4{,}286$ mol
Le moli totali finali sono 7,713 mol, Quindi la % di etano è: 0,57/7,713 = 7,4%. (Risposta C)

46. La linea gialla dello spettro di una lampada ai vapori di sodio ha una lunghezza d'onda di 590 nm. Qual è il minimo potenziale per eccitare l'elettrone corrispondente? ($h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J s; $c = 3 \cdot 10^5$ km s^{-1}; $q = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C)
A) 2,1 V B) $2{,}1 \cdot 10^{-9}$ V C) $2{,}1 \cdot 10^{-3}$ V D) $2{,}1 \cdot 10^{9}$ V

46. Soluzione
Dall'equazione di Planck: $E = h\upsilon$ e dalla relazione: $E = q\,V$ si può ottenere il potenziale: $V = h\upsilon/q$
dove la frequenza vale: $\upsilon = c/\lambda = 3 \cdot 10^8/590 \cdot 10^{-9}$ $\upsilon = 5{,}085 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$.
Sostituendo i dati: $V = (6{,}63 \cdot 10^{-34} \cdot 5{,}085 \cdot 10^{14})/1{,}6 \cdot 10^{-19} = 2{,}1$ V. (Risposta A)

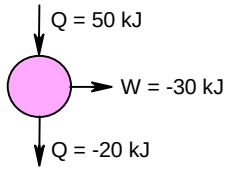
47. Due pentole contengono la stessa quantità di acqua. Nella prima vengono sciolti 3,40 g di saccarosio, $C_{12}H_{22}O_{11}$, nella seconda 0,58 g di NaCl. In quale delle due la soluzione bolle alla temperatura maggiore?
A) le due soluzioni bollono alla stessa temperatura
B) in quella contenente saccarosio
C) la soluzione contenente saccarosio non può essere portata all'ebollizione
D) in quella contenente NaCl

47. Soluzione
La massa molare del saccarosio $C_{l2}H_{22}O_{11}$ è: $12 \cdot 12 + 22 + 11 \cdot 16 = 342$ g/mol, quindi 3,40 g sono 0,01 mol.
La massa molare di NaCl è: 23 + 35,45 = 58,45 g/mol, quindi 0,58 g sono 0,01 mol, ma il doppio di ioni.
Dato che l'innalzamento ebullioscopico è proporzionale al numero di particelle sciolte in acqua, nella soluzione con NaCl le particelle sono il doppio, quindi questa soluzione bolle a temperatura maggiore. (Risposta D)

48. Un sistema chiuso, in cui non avvengono reazioni chimiche, subisce una serie di processi che lo riportano nello stato iniziale. In uno di questi processi, il sistema cede 20 kJ all'ambiente, mentre in un altro ne acquista 50. Tutti gli altri processi sono adiabatici. Quale lavoro ha svolto il sistema alla fine delle trasformazioni e qual è la sua variazione di energia interna?

A) W = –30 kJ; ΔU = 0
B) W = 30 kJ; ΔU = –30 kJ
C) W = 70 kJ; ΔU = 70 kJ
D) W = 70 kJ; ΔU = –70 kJ

48. Soluzione



L'energia interna è una funzione di stato, quindi, se il sistema torna allo stato iniziale, deve valere: ΔU = 0. (Risposta A)
Per il primo principio ΔU = Q – W = 0 segue che: Q = W (calore assorbito = lavoro fatto)
Il calore assorbito è: Q = 50 – 20 = 30 kJ. Quindi, il sistema deve aver compiuto un lavoro W = 30 kJ. Nella risposta A, il lavoro è W = – 30 kJ perché, nella convenzione egoistica, si considera positivo il lavoro subito. (Risposta A)

49. La costante cinetica *k* per una data reazione del primo ordine è $8{,}5 \cdot 10^{-3}$ s^{-1} a 10 °C. L'energia di attivazione vale 100,0 kJ mol^{-1}. A 20 °C il valore di *k* è:

A) $3{,}6 \cdot 10^{-3}$ s^{-1} B) $3{,}6 \cdot 10^{-2}$ s^{-1} C) $3{,}6 \cdot 10^{-4}$ s^{-1} D) $-3{,}6 \cdot 10^{-3}$ s^{-1}

49. Soluzione

Dall'equazione di Arrenius: $k = A\,e^{\frac{-E_a}{RT}}$ si può ricavare *A*: $A = k\,e^{\frac{E_a}{RT}} = 8{,}5 \cdot 10^{-3}\ e^{\frac{100000}{8{,}31 \cdot 283}} = 2{,}49 \cdot 10^{16}$

Ora si può ricavare k_1 a 20 °C (293 K): $k_1 = A\,e^{\frac{-E_a}{RT}} = 2{,}49 \cdot 10^{16}\ e^{\frac{-100000}{8{,}31 \cdot 293}}$ $k_1 = 3{,}6 \cdot 10^{-2}$ s^{-1}. (Risposta B)
(A temperature maggiori la velocità aumenta; il solo valore di k aumentato è $3{,}6 \cdot 10^{-2}$ s^{-1})

50. La reazione A + B → C segue una cinetica globale del secondo ordine, mentre è di primo ordine rispetto a ciascuno dei reagenti. In un sistema in cui la concentrazione di A è 0,1 mol dm^{-3} e la concentrazione di B è 0,2 mol dm^{-3}, la velocità di reazione è 4 mol dm^{-3} s^{-1}. Quale sarebbe la velocità di reazione se si raddoppiasse la concentrazione di entrambi i reagenti?

A) 8 mol dm^{-3} s^{-1} B) rimarrebbe invariata C) 40 mol dm^{-3} s^{-1} D) 16 mol dm^{-3} s^{-1}

50. Soluzione

La velocità è: v = k [A] [B]. Raddoppiando le concentrazioni la velocità diventa: v_1 = k 2[A] 2[B] = 4 k [A] [B]
La nuova velocità è: v_1 = 4 v = 4 · 4 = 16 M/s. (Risposta D)

51. E' data la reazione all'equilibrio: $Ni_{(s)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow Ni(CO)_{4\,(g)}$ ΔH° = –161 kJ mol^{-1}.
Per spostare la reazione verso destra, si può:

A) diminuire la temperatura e/o diminuire la pressione
B) aumentare la temperatura e/o aumentare la pressione
C) diminuire la temperatura e/o aumentare la pressione
D) temperatura e pressione non influenzano l'equilibrio

51. Soluzione

La reazione è esotermica (ΔH < 0) quindi, diminuendo la temperatura, l'equilibrio si sposta più a destra. (A e C)
Nella reazione diminuiscono le moli in fase gassosa (4→1), quindi diminuisce la pressione: un aumento di pressione sposta la reazione a destra. (Risposta C)

52. Alla pressione di $2{,}05 \cdot 10^5$ Pa ed alla temperatura di 341 K, la densità dell'argon (Ar) è 1,59 g/L. Calcolare la massa molecolare di un gas Y, che ha una densità di 1,98 g/L nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione.

A) 51,9 u B) 54,2 u C) 49,7 u D) 33,7 u

52. Soluzione

Nelle stesse condizioni, la massa molecolare M di un gas è proporzionale alla sua densità.
$M_Y : d_Y = M_{Ar} : d_{Ar}$ $M_Y = M_{Ar} \cdot d_Y/d_{Ar} = 39{,}95 \cdot 1{,}98/1{,}59 = 49{,}7$ u. (Risposta C)

53. Introducendo 2,00 moli di $NH_4NO_{3\,(s)}$ in un recipiente vuoto di 10,0 L, e riscaldando a 200 °C, avviene la reazione:

$$NH_4NO_{3\,(s)} \rightarrow N_2O_{\,(g)} + 2\,H_2O_{\,(g)}$$

All'equilibrio, la pressione dei due gas, è $1{,}50 \cdot 10^5$ Pa a 200 °C. Calcolare quante moli di $NH_4NO_{3\,(s)}$ rimangono indecomposte.

A) 1,01 mol B) 1,87 mol C) 0,98 mol D) 0,65 mol

53. Soluzione

Nella reazione data: $NH_4NO_{3\,(s)} \rightarrow N_2O_{\,(g)} + 2\,H_2O_{\,(g)}$

moli iniziali (mol)	2	0	0	
moli finali (mol)	2–x	x	2x	Moli finali gassose = x + 2x = 3x

La pressione finale in atm è: $P = 1{,}50 \cdot 10^5/1{,}013 \cdot 10^5 = 1{,}48$ atm. La temperatura è: T = 200 + 273 = 473 K.
Le moli finali si ottengono dalla legge dei gas: $n = PV/RT = (1{,}48 \cdot 10)/(0{,}0821 \cdot 473) = 0{,}381$ mol
Da qui possiamo calcolare la quantità (x) di NH_4NO_3 che reagisce: 3x = 0,381 x = 0,127 mol.
Le moli finali di NH_4NO_3 indecomposte sono: 2 – x = 2 – 0,127 = 1,87 mol. (Risposta B)

54. La costante di equilibrio della reazione:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 6\,H_2O_{\,(l)} \rightarrow Pb(OH)_3^-{}_{(aq)} + 3\,H_3O^+_{(aq)} \qquad \text{è: } K = 10^{-55,3}.$$

Calcolare la costante di equilibrio della reazione: $Pb^{2+}_{(aq)} + 3\,OH^-_{(aq)} \rightarrow Pb(OH)_3^-{}_{(aq)}$

A) $10^{-18,6}$ B) $10^{-23,1}$ C) $10^{-13,3}$ D) $10^{-22,4}$

54. Soluzione

La seconda reazione si ottiene sommando la reazione iniziale con l'inverso della dissociazione dell'acqua:

$Pb^{2+} + 6\,H_2O \rightarrow Pb(OH)_3^- + 3\,H_3O^+$ $K_1 = 10^{-55,3}$
$3\,H_3O^+ + 3\,OH^- \rightarrow 6\,H_2O$ $(K_2)^3 = (10^{14})^3 = 10^{42}$

$Pb^{2+} + 3\,OH^- \rightarrow Pb(OH)_3^-$ $K = K_1\,(K_2)^3 = 10^{-55,3} \cdot 10^{42} = 10^{-13,3}$. (Risposta C)

55. L'alcol etilico reagisce con permanganato di potassio secondo la reazione (da bilanciare):

$$CH_5CH_2OH_{\,(aq)} + MnO_4^-{}_{(aq)} + H^+_{\,(aq)} \rightarrow CH_3CHO_{\,(aq)} + Mn^{2+}_{\,(aq)} + H_2O_{\,(l)}$$

Calcolare quante moli di CH_3CHO si ottengono mettendo a reagire etanolo in eccesso in 37,00 mL di una soluzione di $KMnO_4$ 0,0500 M.

A) 0,00121 mol B) 0,00543 mol C) 0,00712 mol D) 0,00462 mol

55. Soluzione

In realtà $KMnO_4$ ossida l'etanolo ad acido acetico e la reazione non si può fermare allo stadio di aldeide.
Per puro esercizio eseguiamo comunque i calcoli.
Le due semireazioni sono (nell'alcol considero solo il carbonio che si ossida):

$C^- \rightarrow C^+ + 2\,e^-$ (ox) va moltiplicata per 5 per liberare 10 elettroni
$Mn^{7+} + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+}$ (rid) va moltiplicata per 2 per consumare 10 elettroni

Moltiplicando per 5 e per 2 e poi sommando membro a membro si ottiene

$$5\,CH_5CH_2OH + 2\,MnO_4^- + H^+ \rightarrow 5\,CH_3CHO + 2\,Mn^{2+} + H_2O$$

Completando il bilanciamento si ha:

$$5\,CH_5CH_2OH + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,CH_3CHO + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

coefficienti	2	5
moli (mol)	$1{,}85 \cdot 10^{-3}$	$4{,}63 \cdot 10^{-3}$

Le moli di $KMnO_4$ sono: $n = M\,V = 0{,}05 \cdot 0{,}037 = 1{,}85 \cdot 10^{-3}$ mol. Le moli di acetaldeide CH_3CHO che si ottengono sono 5/2 di queste: $1{,}85 \cdot 10^{-3} \cdot 5/2 = 4{,}63 \cdot 10^{-3}$ mol (0,00463 mol). (Risposta D?)

56. Se la composizione dell'aria è 21% (v/v) di $O_{2\,(g)}$ e 79% di $N_{2\,(g)}$, quanti kg di aria occorre prelevare per avere 1 mole di O_2?

A) 0,287 kg B) 0,530 kg C) 0,137 kg D) 0,107 kg

56. Soluzione

Nei gas volumi e moli sono proporzionali, quindi in 100 moli d'aria vi sono 21 mol di O_2 e 79 mol di N_2.
Per ogni mole di O_2 (32 g) vi sono: 79/21 = 3,76 mol di N_2 (che pesano: 3,76 · 28 = 105,3 g)
La massa di aria che contiene 1 mol di O_2 è: 32 g (O_2) + 105,3 g (N_2) = 137 g (0,137 kg). (Risposta C)

57. Una miscela gassosa formata da 60% (v/v) di CH_4 e 40% (v/v) di CO_2 si trova alla pressione di $3{,}07 \cdot 10^5$ Pa. Calcolare la pressione parziale di CH_4 e CO_2.

A) $p_{(CH_4)} = 1{,}13 \cdot 10^5$ Pa; $p_{(CO_2)} = 1{,}53 \cdot 10^5$ Pa
B) $p_{(CH_4)} = 1{,}84 \cdot 10^5$ Pa; $p_{(CO_2)} = 1{,}23 \cdot 10^5$ Pa
C) $p_{(CH_4)} = 3{,}80 \cdot 10^5$ Pa; $p_{(CO_2)} = 2{,}19 \cdot 10^5$ Pa
D) $p_{(CH_4)} = 2{,}14 \cdot 10^5$ Pa; $p_{(CO_2)} = 1{,}96 \cdot 10^5$ Pa

57. Soluzione

Nei gas, volumi e moli sono proporzionali: il 60% delle moli del gas è metano, quindi il 60% della pressione è dovuta al metano: $p_{(CH_4)} = x_{(CH_4)}\, P = 0{,}6 \cdot 3{,}07 \cdot 10^5 = 1{,}84 \cdot 10^5$ Pa. (Risposta B)

58. Calcolare il pH di una soluzione satura di $Ca(OH)_2$.

A) 12,4 B) 11,5 C) 10,9 D) 13,0

58. Soluzione

Il $Ca(OH)_2$ ha $K_{ps} = 7{,}9 \cdot 10^{-6}$ da cui può calcolare $[OH^-]$. Data la reazione: $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\, OH^-$

$K_{ps} = [Ca^{2+}][OH^-]^2 = {}^1/_2\, [OH^-][OH^-]^2 = {}^1/_2\, [OH^-]^3$ da cui: $[OH^-] = (2\, K_{ps})^{1/3} = (15{,}8 \cdot 10^{-6})^{1/3}$

$[OH^-] = 2{,}5 \cdot 10^{-2}$ M pOH = 1,6 pH = 14 – 1,6 = 12,4. (Risposta A)

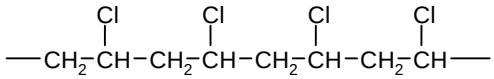
59. Una miscela racemica:

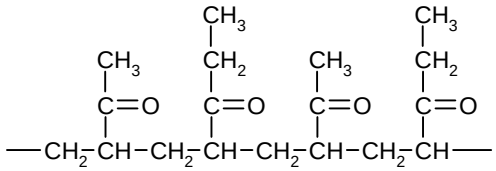
A) può essere risolta tramite distillazione frazionata
B) può essere risolta solo tramite cristallizzazione
C) può essere risolta tramite cromatografia chirale
D) non può essere risolta

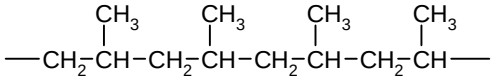
59. Soluzione

I due enantiomeri di una miscela racemica sono identici in tutti i comportamenti chimici e fisici a parte quelli con altre sostanze chirali. Sono distinguibili, al polarimetro, per il comportamento con la luce polarizzata e, in una cromatografia, per come interagiscono con le molecole della fase stazionaria chirale. (Risposta C)

60. Un polimero da utilizzare per le lenti a contatto deve essere sufficientemente idrofilo. Quale dei seguenti polimeri potrebbe essere il più adatto?

A) 

B) 

C) 

D)

60. Soluzione

I polimeri C e D sono apolari e idrofobi. Il polimero A, anche se il legame C–Cl è polare, non è idrofilo perché non fa legami idrogeno con l'acqua.

Resta il polimero B che ha un carbonile su ogni unità ripetente. L'ossigeno del carbonile può fare legami idrogeno con l'acqua e può rendere il polimero abbastanza idrofilo per gli scopi richiesti. (Risposta B)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato