

Giochi della Chimica 2010

Problemi risolti – Fase nazionale – Classi A e B

1. Lavoisier affermava che nelle reazioni chimiche la somma delle masse dei prodotti è sempre:

- A) minore di quella dei reagenti
- B) uguale a quella dei reagenti
- C) maggiore di quella dei reagenti
- D) uguale a quella dei reagenti se nessuno di essi è un gas

1. Soluzione

La somma delle masse dei prodotti è sempre uguale a quella dei reagenti, cioè la massa non si crea nè si distrugge durante le reazioni chimiche. (Risposta B)

2. Le caratteristiche fondamentali della materia sono:

- A) spazio, forma, massa, energia
- B) volume, forma, massa, energia
- C) volume, massa, energia
- D) colore, composizione, massa

2. Soluzione

Spazio, forma, colore e composizione non sono caratteristiche fondamentali. (A, B, D errate). (Risposta C)

3. Le grandezze fondamentali del S.I. sono:

- A) lunghezza, peso, temperatura, tempo, quantità di sostanza, intensità di corrente elettrica e intensità luminosa
- B) lunghezza, massa, temperatura, tempo, intensità di corrente elettrica e intensità luminosa
- C) lunghezza, massa, temperatura, tempo, quantità di materia, intensità di corrente elettrica e intensità luminosa
- D) lunghezza, massa, temperatura, tempo, quantità di sostanza, intensità di corrente elettrica e intensità luminosa

3. Soluzione

Il peso è una grandezza composta e la quantità di materia è sinonimo di massa (A e C errate).
In B manca la quantità di sostanza (mole). (Risposta D)

4. Indicare l'unità di misura della massa e del peso nel S.I.

- A) kg, N
- B) Kg, N
- C) Kg, Pa
- D) kg, N/m²

4. Soluzione

La massa si misura in kg (con la k minuscola), il peso è una forza e si misura in Newton, N. (Risposta A)

5. Se l'aggiunta di 50 mL di una soluzione in una buretta fa salire il livello di 10 divisioni, si può dire che la sensibilità di tale strumento è pari a:

- A) $10 \text{ div}/50 \text{ mL} = 0,10 \text{ div/mL}$
- B) $50 \text{ mL}/10 \text{ div} = 5 \text{ mL/div}$
- C) $10 \text{ div}/50 \text{ mL}/100\text{mL} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ div}$
- D) $50 \text{ mL}/1000 \text{ mL}/10 \text{ div} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ div}^{-1}$

5. Soluzione

La sensibilità è misurata in mL/div, quindi: $50/10 = 5 \text{ mL/div}$. (Risposta B)

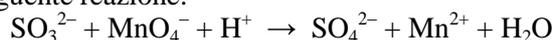
6. Sulla base della legge delle proporzioni definite e costanti, se la massa di 1 g di una sostanza X si combina con una massa di 3 g di un elemento Y:

- A) 5 g di X si combinano con 15 g di Y
- B) 3 g di X si combinano con 27 g di Y
- C) 5 g di X si combinano con 25 g di Y
- D) 3 g di X si combinano con 20 g di Y

6. Soluzione

Le due sostanze si combinano con un rapporto in massa di 1:3 e quindi 5 g : 15 g. (Risposta A)

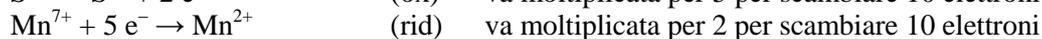
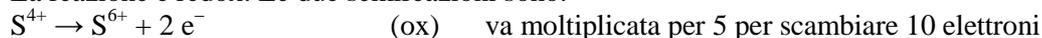
7. Indicare i coefficienti della seguente reazione:



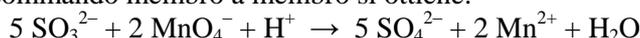
- A) 5, 2, 6, 5, 2, 6
 B) 10, 2, 3, 5, 2, 6
 C) 5, 2, 4, 5, 3, 2
 D) 5, 2, 6, 5, 2, 3

7. Soluzione

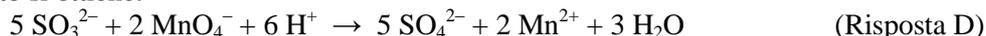
La reazione è redox. Le due semireazioni sono:



moltiplicando per 5 e per 2 e sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento si ottiene:

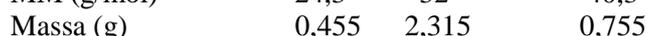
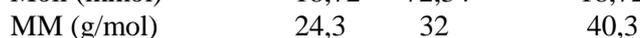
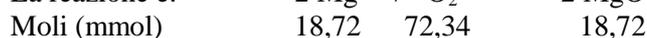


8. Un filo di magnesio (0,455 g) viene fatto bruciare in presenza di un eccesso di O_2 (2,315 g), nella reazione si forma ossido di magnesio in modo quantitativo, lasciando in eccesso una massa di O_2 pari a 2,015 g.

Si forma una massa di MgO pari a:

- A) 155 g B) 1,550 g C) 0,755 g D) 0,870 g

8. Soluzione



Le moli di Mg sono: $0,455/24,3 = 18,72$ mmol

La massa molare di MgO è: $24,3 + 16 = 40,3$ g/mol. Le mmoli di MgO coincidono con quelle di Mg (18,72).

La massa di MgO è: $40,3 \cdot 0,01872 = 0,755$ g. (Risposta C)

9. Da decenni la IUPAC, nel definire le condizioni standard, stabilisce che non esiste una temperatura standard, ma la temperatura in condizioni standard può essere una qualsiasi che va solo definita (in genere è la temperatura di lavoro). Per i gas, però, si accetta una convenzione che definisce le condizioni standard di Temperatura e Pressione (STP). Esse sono:

- A) 298,15 K e 1,013 bar
 B) 298,15 K e 1 atm
 C) 273,15 K e 1 atm
 D) 273,15 K e 1,013 Pa

9. Soluzione

Le condizioni standard per i gas sono 0°C e 1 atm (cioè 273 K e 1 atm). (Risposta C)

10. Indicare la massa di 1,00 L di ciclopropano gassoso (C_3H_6) misurato a STP.

- A) 1,88 g B) 2,00 g C) 0,940 g D) 0,670 g

10. Soluzione

Dalla legge dei gas si ottengono le moli: $n = PV/RT$ $n = (1 \cdot 1)/(0,0821 \cdot 273) = 0,0446$ mol.

La massa molare di C_3H_6 (ciclopropano) è: $3 \cdot 12 + 6 = 42$ g/mol. La massa è $42 \cdot 0,0446 = 1,87$ g. (Risposta A)

11. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) l'unità di misura della massa nel S.I. è il chilogrammo (kg)
 B) il peso è la forza di attrazione gravitazionale esercitata su un corpo e si misura in newton (N)
 C) anche se nella vita quotidiana peso e massa vengono spesso assimilati, in realtà sono diversi
 D) un uomo che ha una massa corporea di 70 kg sulla terra, ha una massa pari a circa un sesto sulla luna

11. Soluzione

Una massa di 70 kg è uguale sulla terra e sulla luna, quello che cambia è la forza peso ($F = mg$) che dipende dalla massa e dall'accelerazione di gravità che sulla luna è molto minore. (Risposta D)

12. Un composto contenente cloro e cromo, mostra all'analisi elementare la seguente composizione in massa:

Cr: 32,81%; Cl: 67,19%;. Pertanto, la sua formula minima è:

- A) CrCl_2
- B) Cr_2Cl_3
- C) CrCl_3
- D) CrCl

12. Soluzione

In 100 g del composto le moli sono: Cr ($32,81/52 = 0,631$ mol); Cl ($67,19/35,45 = 1,895$ mol)

Dividendo per il numero minore si ottiene: Cr ($0,631/0,631 = 1$ mol); Cl ($1,895/0,631 = 3$ mol)

La formula minima è CrCl_3 .

(Risposta C)

13. Il calore latente di fusione è l'energia termica:

- A) che bisogna fornire a una sostanza per farla fondere
- B) che bisogna sottrarre a una sostanza per farla fondere
- C) che non si manifesta palesemente nella trasformazione solido-liquido
- D) che bisogna fornire a una sostanza per aumentare la sua temperatura da quella di fusione a quella massima di sovrapposizione

13. Soluzione

Il calore latente di fusione è il calore che bisogna fornire a una sostanza, alla T_{fus} , per farla fondere. (Risposta A)

14. Un atomo che contiene 19 protoni, 20 neutroni e 19 elettroni ha un numero di massa pari a:

- A) 20
- B) 19
- C) 39
- D) 5

14. Soluzione

Il numero di massa A è dato dalla somma di protoni e neutroni nel nucleo: $A = 19 + 20 = 39$.

(Risposta C)

15. Porre i seguenti composti in ordine crescente di punto di ebollizione:

LiCl , H_2O , H_2S , CH_4 , O_2 , H_2

- A) LiCl , H_2O , H_2S , CH_4 , O_2 , H_2
- B) H_2S , CH_4 , O_2 , H_2 , LiCl , H_2O
- C) H_2 , CH_4 , O_2 , H_2S , H_2O , LiCl
- D) H_2 , CH_4 , O_2 , H_2O , H_2S , LiCl

15. Soluzione

Il punto di ebollizione dei composti cresce con la forza dei legami intermolecolari e con la massa delle molecole (per portarle in fase vapore è richiesta più energia cinetica $E = \frac{1}{2}mv^2$). Nell'esercizio ci sono tre molecole apolari, legate solo da legami di van der Waals, queste sono le molecole più basso-bollenti e vanno poste in ordine di massa crescente: H_2 , CH_4 , O_2 (A e B errati).

Poi troviamo due molecole polari: H_2O e H_2S . L'acqua, anche se è la più leggera, bolle a temperatura più alta perchè forma legami idrogeno, mentre H_2S forma solo legami dipolo-dipolo (D errata).

Il composto più alto-bollente è il sale LiCl che ha legami ionici estesi a tutto il cristallo.

(Risposta C)

16. Tra due molecole di iodio si può stabilire:

- A) un legame covalente omopolare
- B) un'attrazione dovuta a interazioni di van der Waals
- C) un legame dativo
- D) un legame dipolo-dipolo indotto

16. Soluzione

La molecola di iodio I_2 è apolare perchè è composta da due atomi identici, quindi tra molecole di I_2 si possono formare solo legami di van der Waals di tipo dipolo indotto-dipolo indotto.

(Risposta B)

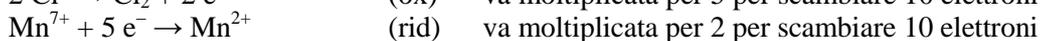
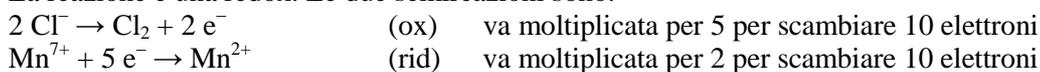
17. Indicare i coefficienti della reazione:



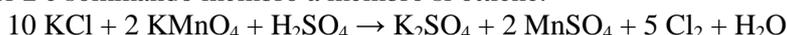
- A) 5, 1, 4, 3, 1, 5, 4
 B) 5, 2, 4, 5, 1, 5, 4
 C) 10, 2, 8, 6, 2, 5, 8
 D) 10, 1, 4, 3, 4, 5, 6

17. Soluzione

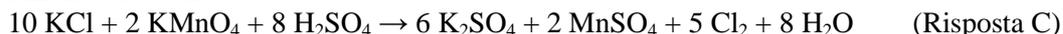
La reazione è una redox. Le due semireazioni sono:



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



Completando il bilanciamento si ottiene:



18. Indicare la soluzione alcalina.

- A) $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$
 B) $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$
 C) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$
 D) $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$

18. Soluzione

In una soluzione alcalina, la concentrazione $[\text{H}^+]$ deve essere minore di 10^{-7} M , infatti questo implica che la concentrazione $[\text{OH}^-]$ sia maggiore di 10^{-7} M dato che vale $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ a 25°C . (Risposta B)

19. Se si tratta una soluzione acquosa di NaOH (50 mL) con HCl, e si conosce il volume di HCl necessario per giungere a neutralità (8,5 mL di acido 0,10 M), la concentrazione molare della soluzione di NaOH è:

- A) $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ B) $3,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ C) $8,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ D) $1,7 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

19. Soluzione

In una titolazione le moli di acido e base sono uguali: $n_a = n_b$ $M_a V_a = M_b V_b$ da cui: $M_b = M_a V_a / V_b$.

Quindi: $M_b = (0,10 \cdot 8,5) / 50 = 0,017 \text{ M}$ (cioè $1,7 \cdot 10^{-2} \text{ M}$). (Risposta D)

20. Facendo reagire una certa quantità di CaCO_3 con HCl si sviluppa CO_2 (80,00 g). Se la reazione è quantitativa, calcolare la massa di CaCO_3 che ha reagito.

- A) 91,00 g B) 364,0 g C) 132,6 g D) 182,0 g

20. Soluzione

La reazione è: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

La massa molare di CO_2 è: $12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$. Le moli di CO_2 sono: $80/44 = 1,818 \text{ mol}$

Le moli di carbonato coincidono con quelle di CO_2 . La massa molare di CaCO_3 è: $40 + 12 + 48 = 100 \text{ g/mol}$.

La massa di CaCO_3 è: $100 \cdot 1,818 = 182 \text{ g}$. (Risposta D)

21. Nella reazione precedente, calcolare la massa di HCl che ha reagito.

- A) 132,6 g B) 182,0 g C) 91,00 g D) 35,67 g

21. Soluzione

Nella reazione precedente le moli di HCl sono il doppio di quelle di CaCO_3 : $1,818 \cdot 2 = 3,636 \text{ mol}$.

La massa di HCl è: $3,636 \cdot 36,45 = 132,5 \text{ g}$. (Risposta A)

22. Indicare la quantità chimica di NaCl presente in 80,0 g di NaCl.

- A) $1,40 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ formule B) 1,37 mol di formule C) 0,678 mol D) 3,210 mol

22. Soluzione

La massa molare di NaCl è: $23 + 35,45 = 58,45 \text{ g/mol}$. Le moli sono: $80/58,45 = 1,37 \text{ mol}$.

Dato che NaCl non è una molecola, ma una formula minima, bisogna dire: 1,37 mol di formule (Risposta B)

23. Indicare l'affermazione ERRATA sulla CO₂:

- A) la molecola è lineare e l'angolo tra i due legami è di 180° B) l'atomo di carbonio ha ibridazione sp
 C) gli atomi di ossigeno hanno ibridazione sp² D) gli atomi di ossigeno non sono ibridati

23. Soluzione

Le affermazioni C e D sono alternative. La teoria dell'ibridazione, però, è solo una teoria che rimane all'interno della teoria VB del legame di valenza e prevede che un atomo rimescoli gli orbitali di valenza prima di fare il legame per ottenere un insieme di orbitali atomici con la giusta geometria per costruire la molecola. In questo modo ogni legame coincide con l'orbitale molecolare formato dai due orbitali atomici (ibridi o puri a seconda dei casi) dei due atomi legati. Gli orbitali ibridi formano legami σ più intensi dei p puri perchè sono più direzionali. Secondo la teoria VB, nella CO₂ l'ossigeno è ibridato sp² e sovrappone uno dei suoi tre orbitali sp² con l'orbitale ibrido sp del carbonio. L'ossigeno, inoltre, fa un secondo legame sovrapponendo l'orbitale 2p π non ibridato con uno degli orbitali 2p π del carbonio centrale. Si forma così il doppio legame C=O. (Risposta C?)

La teoria dell'ibridazione VB è una teoria semplice che ci aiuta a capire la struttura di molte molecole, ma talvolta fallisce in modo clamoroso. Per esempio, prevede che l'ossigeno sia ibridato sp² anche nella molecola di O₂ e che questa, quindi, sia priva di elettroni spaiati. In realtà O₂ ha 2 elettroni spaiati ed è paramagnetica.

24. Indicare cosa fareste in un laboratorio dove vi si chiede di pesare una quantità chimica di ossigeno di 2 mol.

- A) pesate 32 g di O₂ B) misurate un volume di circa 44,8 L di O₂ a 0 °C
 C) chiedete che vi si specifichi correttamente la richiesta D) pesate 16 g di O₂

24. Soluzione

Dato che l'ossigeno, allo stato elementare, si trova come O₂, non avrei dubbi sulla richiesta e peserei 2 mol di O₂, cioè: 32 g di O₂. Ad essere pignoli, però, la richiesta avrebbe dovuto specificare 2 mol di O₂. (Risposta C)

25. Il modello atomico di Bohr:

- A) si basa sulla meccanica quantistica
 B) prevede anche orbite elettroniche ellittiche
 C) permetterebbe di calcolare la posizione e la velocità di un elettrone
 D) permette a un elettrone di occupare qualsiasi posizione attorno al nucleo

25. Soluzione

Il modello atomico di Bohr non si basa sulla meccanica quantistica, ma introduce dei numeri quantici solo per spiegare le righe osservate nello spettro dell'idrogeno (A errata).

Le orbite calcolate da Bohr erano solo circolari, le orbite ellittiche furono introdotte più tardi da Sommerfeld per spiegare il diverso momento della quantità di moto degli orbitali s, p, d (B errata).

Nel modello di Bohr le orbite erano quantizzate e l'elettrone non poteva occupare l'orbita che voleva (D errata).

Il modello di Bohr era deterministico, non conosceva il principio di indeterminazione di Heisenberg, quindi, in teoria, poteva calcolare posizione e velocità degli elettroni. (Risposta C)

26. Indicare l'affermazione corretta.

- A) protone ed elettrone hanno massa praticamente uguale, mentre il neutrone ha massa circa 1860 volte minore
 B) protone, neutrone ed elettrone hanno massa praticamente uguale
 C) protone e neutrone hanno massa praticamente uguale, mentre l'elettrone ha massa circa 1860 volte minore
 D) il protone ha massa circa 1860 volte maggiore dell'elettrone e del neutrone

26. Soluzione

Protone e neutrone hanno massa simile (in realtà il neutrone ha una massa lievemente maggiore, infatti, un neutrone libero non è stabile e decade in circa 15 minuti in un protone, un elettrone veloce e un antineutrino).

L'elettrone ha una massa circa 1836 volte più piccola di quella del protone. (Risposta C)

27. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) la massa di un nucleo è leggermente inferiore alla somma delle masse delle particelle nucleari che lo compongono (protoni, neutroni, ecc)
 B) le reazioni nucleari possono avvenire spontaneamente o essere indotte da azioni esterne
 C) un reattore nucleare è un impianto in cui si realizza la produzione di energia nucleare
 D) un reattore nucleare usa come materiale fissile ²³⁸U

27. Soluzione

Il materiale fissile dei reattori nucleari storici è ^{235}U , che si decompone in due nuclidi più leggeri emettendo tre neutroni veloci. La fissione di ^{235}U può essere provocata dall'urto di un neutrone lento.

L'uranio naturale è costituito per circa il 99% da ^{238}U . La % di ^{235}U viene aumentata con un procedimento noto come arricchimento. Lo scarto di questo processo è l'uranio impoverito che è costituito da ^{238}U . (Risposta D)

28. La fusione nucleare è il processo con il quale:

- A) un nucleo di massa atomica maggiore per riscaldamento fonde e forma nuclei a massa atomica minore
- B) nuclei di massa atomica inferiore si fondono per formare nuclei a massa atomica maggiore
- C) nel sole milioni di tonnellate di elio si trasformano ogni giorno in idrogeno
- D) avviene la fissione dell'uranio nella bomba H

28. Soluzione

Nella fusione nucleare due nuclei leggeri si fondono per formare nuclei con massa atomica maggiore.

Nel sole, per esempio, nuclei di idrogeno si fondono per formare nuclei di elio. (Risposta B)

29. Gli elementi di transizione:

- A) sono tutti non metalli
- B) hanno tutti elettroni in orbitali *d*
- C) hanno tutti elettroni in orbitali *f*
- D) hanno carattere metallico più accentuato dei metalli alcalini

29. Soluzione

Gli elementi di transizione, dopo aver riempito l'orbitale *n.s*, stanno riempiendo l'orbitale $(n-1)d$.

Il ferro, per esempio, dopo aver riempito l'orbitale *4s*, ha messo 6 elettroni nell'orbitale *3d*.

I loro elettroni più esterni sono in un orbitale *s* e quindi hanno carattere metallico. (Risposta B)

30. Indicare l'affermazione corretta:

- A) Li, Na e K hanno configurazione elettronica esterna al *core* uguale
- B) Li, Na e K hanno configurazione elettronica esterna al *core* dello stesso tipo
- C) C e Si differiscono per un diverso numero di elettroni di valenza
- D) i gas nobili sono detti a ragion veduta, sempre valida, gas inerti

30. Soluzione

Li, Na e K hanno l'elettrone esterno, rispettivamente, nell'orbitale *2s*, *3s* e *4s*, quindi la loro configurazione esterna non è identica, ma è dello stesso tipo, infatti sono tutti metalli alcalini. (Risposta B)

31. Secondo la teoria acido-base di Brønsted e Lowry, l'idrossido di sodio si comporta da base in acqua:

- A) perché è completamente dissociato in ioni
- B) perché è formato da ioni a carattere neutro in acqua (Na^+) e ioni OH^- che strappano protoni all'acqua formando un egual numero di ioni OH^-
- C) in quanto fa aumentare il numero di ioni OH^-
- D) perché fa variare il prodotto ionico dell'acqua

31. Soluzione

Secondo Brønsted e Lowry bisogna considerare le reazioni: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$

Nella seconda reazione si vede che ci sono due specie acido-base coniugate (in realtà la stessa). (Risposta B)

32. L'acido fosforico, o ortofosforico, è detto poliprotico in quanto:

- A) è poco dissociato in acqua
- B) può cedere più protoni all'acqua
- C) cede in sequenza temporale più protoni all'acqua
- D) può dissociarsi sia cedendo OH^- che H^+

32. Soluzione

Poli-protico significa multi-protoni cioè indica un acido come H_3PO_4 che può cedere più H^+ . (Risposta B)

33. Indicare il numero di ossidazione del cromo nel composto $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

- A) +4
- B) +6
- C) 6+
- D) 12+

33. Soluzione

Il calcolo è: $7 \cdot 2 - 2 = +12$ (carica formale dei due Cr) e poi: $12/2 = +6$ (carica formale di Cr). (Risposta B)

34. Un idracido è:

- A) un acido formato da un alogeno e da idrogeno
- B) un acido formato da idrogeno legato a un alogeno o allo zolfo
- C) un acido che non contiene ossigeno
- D) un acido che contiene idrogeno legato a un non metallo con legame ionico

34. Soluzione

Un idracido è un acido che non contiene ossigeno come accade in HCl, H₂S, HCN. (Risposta C)

35. Gli ossoacidi sono acidi in cui:

- A) gli atomi di ossigeno sono legati al non metallo con legame ionico
- B) gli atomi di ossigeno sono legati al non metallo con legame covalente
- C) gli atomi di idrogeno non sono mai legati all'atomo di ossigeno
- D) gli atomi di idrogeno sono legati all'atomo centrale

35. Soluzione

In un ossoacido vi sono idrogeni acidi legati all'ossigeno che a sua volta è legato ad un non metallo con legame covalente. (Risposta B)

36. Indicare le specie che hanno forma tetraedrica o di tetraedro distorto (altalena):

- A) CCl₄, CH₄, NH₄⁺
- B) CO₂, NH₃, HCN
- C) H₂SO₄, H₃PO₄, SO₃
- D) BF₃, H₂O, XeO₄

36. Soluzione

CO₂ e HCN hanno struttura lineare (B errata)

SO₃ è planare trigonale (C errata)

BF₃ è planare trigonale mentre H₂O è angolata (D errata)

CCl₄, CH₄, NH₄⁺ sono tutte tetraedriche. (Risposta A)

37. Gli ossidi degli elementi del gruppo:

- A) N° 1 della tavola periodica sono ossidi a carattere acido
- B) N° 16 della tavola periodica sono ossidi a carattere acido
- C) N° 10 della tavola periodica hanno carattere di anidridi
- D) N° 17 della tavola periodica hanno carattere di basi forti

37. Soluzione

Un ossido di un elemento del gruppo 16 è un ossido acido come SO₃ che, con H₂O, forma H₂SO₄. (Risposta B)

38. Indicare la massa di HNO₃ in una soluzione acquosa (250 mL) di acido avente pH = 1.

- A) 3,40 g
- B) 0,780 g
- C) 0,157 g
- D) 1,57 g

38. Soluzione

In una soluzione di un acido forte come HNO₃ vale: [H⁺] = C quindi: C = 10^{-pH} = 10⁻¹ M.

Le moli di HNO₃ sono: n = MV quindi: n = 10⁻¹ · 0,250 = 0,025 mol.

La massa molare di HNO₃ è: 1 + 14 + 48 = 63 g/mol. La massa di HNO₃ è: 0,025 · 63 = 1,58 g. (Risposta D)

39. Una soluzione acquosa di NH₃ · H₂O contiene 5,80 · 10⁻² g di ammoniaca idrata in 30 mL.

Sapendo che K_b = 1,8 · 10⁻⁵ a 25 °C, indicare il valore di pH più vicino a quello reale a 25 °C.

- A) 7,5
- B) 6,9
- C) 5
- D) 11

39. Soluzione

La massa molare di NH₄OH è: 14 + 5 + 16 = 35 g/mol. Le moli sono: (5,8 · 10⁻²)/35 = 1,657 mmol

La concentrazione di NH₃ è: 1,657/30 = 5,5 · 10⁻² M. Per una base debole vale: [OH⁻] = (K_b C)^{1/2}

[OH⁻] = (1,8 · 10⁻⁵ · 5,5 · 10⁻²)^{1/2} [OH⁻] = 10⁻³ M pOH = -log10⁻³ = 3 pH = 14 - 3 = 11. (Risposta D)

40. Se una soluzione acquosa di NaOH contiene 2 g in 5 L di soluzione, a 25 °C, il suo pH vale:

- A) 8 B) 6,9 C) 7,1 D) 12

40. Soluzione

La massa molare di NaOH è: $23 + 16 + 1 = 40$ g/mol. Le moli di NaOH sono: $2/40 = 0,05$ mol.

$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = n/V = 0,05/5 = 0,01$ M $\text{pOH} = -\log 10^{-2} = 2$ $\text{pH} = 14 - 2 = 12$. (Risposta D)

Qui continuano i quesiti della sola classe A (41-60). Quelli della classe B riprendono in coda.

41. Indicare la caratteristica che non è dei metalli.

- A) hanno prevalentemente alto punto di fusione B) sono malleabili e duttili
C) hanno buona conducibilità elettrica e termica D) hanno reticoli formati da atomi neutri

41. Soluzione

Secondo una delle teorie sulla natura del legame metallico, un metallo può essere immaginato come composto da un reticolo di ioni positivi immerso in un mare di elettroni liberi di muoversi per condurre la corrente elettrica e il calore. Questo, però, è solo un modello mentale, in realtà gli atomi del reticolo metallico sono neutri e condividono i loro elettroni di valenza in un legame multicentrico nel quale gli elettroni sono liberi di muoversi tra atomi adiacenti, ma sono ancora legati. La differenza di energia tra la banda di valenza e quella di conduzione è molto piccola e quindi gli elettroni possono saltare di livello e muoversi liberamente nel reticolo. (Risposta D?)

42. I solidi veri possono essere distinti in:

- A) molecolari, ionici, covalenti, metallici B) molecolari, ionici, covalenti, metalloidi, metallici
C) cristallini, amorfi, ionici D) ionici, covalenti, dativi

42. Soluzione

I tipi errati di solidi veri sono: metalloidi (B errata), amorfi (C errata: i solidi amorfi sono liquidi sotto-raffreddati come il vetro) e dativi (D errata). (Risposta A)

43. Nel ghiaccio, l'angolo di legame tra i due legami O-H è di:

- A) 90° B) 105° C) 109° 28' D) 125°

43. Soluzione

Nella molecola dell'acqua liquida, la struttura degli orbitali sp^3 dell'ossigeno non è perfettamente tetraedrica. I due orbitali sp^3 di non legame sono più gonfi dei due orbitali sp^3 di legame, e quindi occupano uno spazio maggiore e costringono i due orbitali di legame ad avvicinarsi tra loro. L'angolo HOH si stringe da 109,5° a 105° circa.

Nel ghiaccio, invece, la molecola d'acqua ha un angolo di legame HOH di 109,5°, cioè quello di un tetraedro regolare. Ogni molecola d'acqua forma legami idrogeno stabili con le molecole circostanti, in questo modo gli orbitali di non legame dell'ossigeno non sono più gonfi di quelli di legame, ma sono in tensione verso l'idrogeno della molecola vicina e la geometria molecolare diventa simmetrica (tetraedrica perfetta). (Risposta C)

44. Indicare l'interazione che si può stabilire tra una molecola di acqua e una di iodio.

- A) un legame a idrogeno B) un legame dipolo-dipolo indotto
C) un legame dipolo-dipolo D) un legame dativo

44. Soluzione

La molecola dell'acqua H_2O è polare perchè ha un dipolo permanente, mentre quella di iodio I_2 è apolare perchè è formata da due atomi identici. Le due sostanze sono molto diverse come polarità e, quindi, lo iodio è insolubile in acqua. Le interazioni tra le due molecole sono solo di tipo: dipolo (H_2O) - dipolo indotto (I_2). Lo iodio diventa solubile in acqua solo in presenza dello ione ioduro col quale forma il complesso I_3^- , lineare. (Risposta B)

45. Le intensità di due grandezze fisiche si dicono direttamente proporzionali quando:

- A) il loro prodotto è costante B) il loro rapporto è costante
C) crescono parallelamente D) la differenza dei loro valori è costante nel tempo

45. Soluzione

Due grandezze x e y sono direttamente proporzionali se vale: $y = kx$ cioè: $y/x = k$. (Risposta B)

46. Indicare la serie di elementi in ordine crescente di elettronegatività.

- A) Na < Mg < Cl
 B) Mg < Cl < Na
 C) Na < Cl < Mg
 D) Cl < Mg < Na

46. Soluzione

L'elettronegatività cresce andando verso destra nei periodi, quindi: Na < Mg < Cl.

(Risposta A)

47. Indicare la massa corrispondente a 1 mol del nuclide $^{12}_6\text{C}$.

- A) 18 g B) 12 kg C) 6 g D) 12 g

47. Soluzione

La massa molare di ^{12}C è per definizione 12 g/mol, quindi 1 mole pesa 12 g.

(Risposta D)

48. Indicare a quale volume bisogna portare un volume definito di una soluzione acquosa di NaOH (10 mL, 6 M) per ottenere una soluzione più diluita (0,5 M).

- A) 350 mL B) 120 mL C) 20 mL D) 60 mL

48. Soluzione

In una semplice diluizione il numero di moli si conserva: $n = M_1V_1 = M_2V_2$

Il volume finale, quindi, è: $V_2 = M_1V_1/M_2$ $V_2 = 6 \cdot 10/0,5 = 120 \text{ mL}$.

(Risposta B)

49. Con "arricchimento dell'uranio" si intende:

- A) la trasformazione di ^{238}U in ^{235}U
 B) l'aumentare la percentuale del nuclide ^{238}U rispetto a quella del nuclide ^{235}U
 C) la trasformazione di ^{235}U in ^{238}U
 D) l'aumentare la percentuale del nuclide ^{235}U rispetto a quella del nuclide ^{238}U

49. Soluzione

L'arricchimento dell'uranio serve ad aumentare la percentuale di ^{235}U rispetto a quella di ^{238}U , perchè solo ^{235}U dà spontaneamente fissione e può dar luogo alla reazione a catena che produce energia nelle centrali. (Risposta D)

50. Calcolare la massa di H_2 che si ottiene facendo reagire 100 g di Al con 200 g di HCl puro secondo la reazione da bilanciare:



- A) 11 g B) 5,5 g C) 1,5 g D) 3 g

50. Soluzione

La reazione è: $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{H}_2 + 2 \text{AlCl}_3$

Moli (mol) (3,706) 5,487 2,744

MM (g/mol) 26,98 36,45 2

Massa (g) 100 200 5,49 g

Le moli di Al sono: $100/26,98 = 3,706 \text{ mol}$

Le moli di HCl sono: $200/36,45 = 5,487 \text{ mol}$.

Le moli di HCl possono reagire solo con $5,487/3 = 1,83 \text{ mol Al}$ (l'alluminio è in eccesso).

Le moli che si formano di H_2 sono: $5,487/2 = 2,744$. La massa di H_2 è: $2,744 \cdot 2 = 5,49 \text{ g}$.

(Risposta B)

51. Indicare il fenomeno chimico.

- A) sublimazione
 B) fusione
 C) brinamento
 D) riduzione

51. Soluzione

Sublimazione, fusione e brinamento sono passaggi di stato, quindi sono fenomeni fisici. Riduzione è una reazione chimica nella quale una specie acquista elettroni e si trasforma in una specie diversa, più ridotta. (Risposta D)

52. Il fluoro è l'elemento più elettronegativo perché:

- A) ha la massima tendenza ad attrarre gli elettroni dei legami a cui partecipa
- B) ha la massima tendenza ad attrarre elettroni
- C) ha la massima affinità per gli elettroni
- D) ha la minore energia di prima ionizzazione

52. Soluzione

Per definizione, l'elettronegatività è la tendenza di un atomo ad attrarre a sé gli elettroni di legame. (Risposta A)

53. Indicare se ci sono più molecole in 10 g di ossigeno o in 9 g di azoto.

- A) in 9 g di azoto
- B) in 10 g di ossigeno
- C) il numero di molecole è uguale
- D) bisogna conoscere la T per poter rispondere

53. Soluzione

Le moli di O_2 sono: $10/32 = 0,3125$ mol. Le moli di N_2 sono di più: $9/28 = 0,321$ mol. (Risposta A)

54. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) gli elementi che hanno bassi valori di E_i , di E_{ae} (in valore assoluto) hanno tendenza a formare ioni positivi
- B) gli elementi che hanno bassi valori di E_i , di E_{ae} (in valore assoluto) hanno tendenza ad acquistare elettroni e a formare ioni negativi
- C) dall' E_i e dall' E_{ae} dipendono molte proprietà fisico chimiche e chimiche degli elementi
- D) gli elementi che hanno bassi valori di E_i , di E_{ae} (in valore assoluto) mostrano proprietà fisiche e chimiche di metalli

54. Soluzione

L'affermazione errata è la B perché atomi con bassa energia di ionizzazione perdono più facilmente un elettrone ($Na \rightarrow Na^+ + e^-$) formando ioni positivi. (Risposta B)

55. L'acqua, ad una temperatura di $0^\circ C$ e a pressione atmosferica, si trova:

- A) allo stato della massima densità
- B) parte allo stato solido e parte allo stato liquido, infatti la temperatura è costante perché la perdita o l'acquisto di energia termica serve a formare o a rompere i legami a ponte di idrogeno del ghiaccio
- C) allo stato liquido con la presenza di poco ghiaccio
- D) quasi tutta allo stato solido

55. Soluzione

La temperatura di congelamento dell'acqua è $0^\circ C$. A questa temperatura, l'acqua può cominciare a formare ghiaccio se si sottrae il calore di fusione. Quindi, a $0^\circ C$, possiamo avere acqua completamente liquida, oppure, sottraendo calore, possiamo avere acqua in equilibrio con ghiaccio, oppure, infine, possiamo avere solo ghiaccio senza acqua liquida. La domanda è mal posta e, quindi, non ha una risposta univoca. (Risposta X?)

56. Se a un atomo viene fornita energia per farlo divenire eccitato:

- A) un suo elettrone acquista l'energia fornita e si allontana proporzionalmente in una nuova posizione dello spazio attorno al nucleo
- B) tutti i suoi elettroni restano nello stato fondamentale
- C) uno o più dei suoi elettroni acquistano l'energia fornita ma la riemettono subito sotto forma di luce
- D) uno o più elettroni possono sfuggire dall'atomo formando uno ione

56. Soluzione

Se si fornisce all'atomo l'energia di ionizzazione, non si ottiene un atomo eccitato, ma uno ione positivo (D errata)

Un atomo si eccita quando forniamo l'energia esatta per portare uno dei suoi elettroni su un orbitale più esterno.

Lo spettro atomico di assorbimento a righe nere mostra le energie necessarie per questo processo.

L'atomo eccitato rimane tale per un tempo brevissimo, e subito riemette l'energia mentre l'elettrone cade verso l'orbitale di partenza.

Lo spettro atomico di emissione a righe mostra le differenze di energia tra i vari orbitali. (Risposta C)

57. Indicare la posizione corretta del numero atomico e del numero di massa attorno al simbolo dell'atomo:

- A) ${}^A_Z X$ B) ${}^Z_A X$ C) X^A_Z D) X^Z_A

57. Soluzione

Il simbolo corretto è ${}^A_Z X$, dove A indica il numero di massa (p+n) e Z il numero atomico (p). (Risposta A)

58. Per calcolare il numero di neutroni di un nuclide (N), basta effettuare il seguente calcolo:

- A) $N = Z + A$ B) $N = A - Z$ C) $N = Z - N$ D) $N = Z + N/2$

58. Soluzione

Dato che $A = p+n$ e $Z = p$ si ha: $A = Z + n$ quindi, il numero di neutroni è: $n = A - Z$. (Risposta B)

59. Un atomo ha $Z = 17$. Se ne deduce che il suo periodo e il suo gruppo di appartenenza sono:

- A) gruppo III A, periodo 7
 B) gruppo VII A, periodo 3
 C) gruppo V A, periodo 3
 D) gruppo VII A, periodo 6

59. Soluzione

L'elemento con $Z = 17$ è il cloro che si trova nel 3° periodo, nel gruppo 17 (VII A). (Risposta B)

60. Tra atomi di elementi diversi possono formarsi:

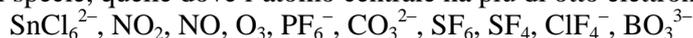
- A) solo legami covalenti eteropolari
 B) solo legami ionici
 C) solo legami ionici o covalenti eteropolari
 D) legami ionici o covalenti

60. Soluzione

Solo atomi identici hanno uguale elettronegatività e possono formare legami covalenti puri. I legami tra elementi diversi possono essere solo ionici o covalenti più o meno polari. (Risposta C?)

Seguono i quesiti 41-60 della classe B.

41. Indicare, tra le seguenti specie, quelle dove l'atomo centrale ha più di otto elettroni di valenza:



- A) $\text{SnCl}_6^{2-}, \text{NO}_2, \text{NO}, \text{O}_3, \text{PF}_6^-$
 B) $\text{O}_3, \text{PF}_6^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{SF}_6, \text{ClF}_4^-, \text{BO}_3^{3-}$
 C) $\text{SnCl}_6^{2-}, \text{PF}_6^-, \text{ClF}_4^-, \text{SF}_6, \text{SF}_4$
 D) $\text{O}_3, \text{PF}_6^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{SF}_6, \text{SF}_4, \text{ClF}_4^-$

41. Soluzione

Gli elementi del secondo periodo non possono avere più di 8 elettroni nel guscio di valenza dato che possiedono solo 4 orbitali 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z. Le risposte A, B, D sono da scartare perché contengono molecole come O₃ che ha come atomo centrale l'ossigeno, un atomo del secondo periodo.

Nella risposta C abbiamo SnCl_6^{2-} , PF_6^- e SF_6 , dove l'atomo centrale fa 6 legami e quindi ha 12 elettroni di valenza. Poi abbiamo ClF_4^- dove il cloro fa 4 legami e ha 2 coppie di non legame (12 elettroni di valenza), infine abbiamo SF_4 , dove lo zolfo fa 4 legami e ha una coppia di non legame (10 elettroni di valenza). (Risposta C)

42. Si hanno due soluzioni acquose (100 mL) a pH 3.

Per preparare la prima è stata usata la coppia HA/A⁻ con $\text{pK}_a = 3$ e $[\text{HA}] + [\text{A}^-] = 1 \text{ M}$.

Per preparare la seconda è stata usata la coppia HX/X⁻ con $\text{pK}_a = 6$ e $[\text{HX}] + [\text{X}^-] = 1 \text{ M}$.

Si aggiunge a ciascuna delle due soluzioni 1 mL di NaOH 1 M. Si osserva che:

- A) la prima soluzione mantiene praticamente costante il pH a differenza della seconda
 B) la seconda soluzione mantiene praticamente costante il pH a differenza della prima
 C) entrambe le soluzioni mantengono praticamente invariato il pH
 D) entrambe le soluzioni subiscono una variazione apprezzabile del pH

42. Soluzione

Il pH di una soluzione tampone è: $\text{pH} = \text{pK}_a - \log(\text{HA}/\text{A}^-)$ da cui: $\log(\text{HA}/\text{A}^-) = \text{pK}_a - \text{pH}$.
 Nella prima soluzione: $\log(\text{HA}/\text{A}^-) = 3 - 3 = 0$ da cui: $(\text{HA}/\text{A}^-) = 1$ quindi: $\text{HA} = \text{A}^- = 0,5 \text{ M}$.
 La prima soluzione tampone è nella situazione ideale e quindi l'aggiunta di NaOH lascia invariato il pH.
 Si aggiungono 10 mL/L di NaOH 1 M, quindi 0,01 mol/L. HA diventa $0,5 - 0,01 = 0,49 \text{ mol/L}$;
 A^- diventa $0,5 + 0,01 = 0,51 \text{ mol/L}$. Il pH resta pressochè invariato: $\text{pH} = 3 - \log(0,49/0,51) = 3,02$.
 Nella seconda soluzione: $\log(\text{HA}/\text{A}^-) = 6 - 3 = 3$ da cui: $(\text{HA}/\text{A}^-) = 10^3$ quindi: $\text{HA} = 0,999 \text{ M}$ e
 $\text{A}^- = 0,001 \text{ M}$. La soluzione tampone è completamente sbilanciata e l'aggiunta di NaOH fa variare il pH.
 Con l'aggiunta di 0,01 moli di NaOH, HA diventa $0,999 - 0,01 = 0,989 \text{ M}$; A^- diventa $0,001 + 0,01 = 0,011 \text{ M}$.
 Il pH diventa: $\text{pH} = 6 - \log(0,989/0,011) = 4,05$. (Risposta A)

43. A 123 °C, il PCl_5 si decompone per formare PCl_3 e Cl_2 con $K_c = 0,022$. Inizialmente sono presenti solo PCl_5 e Cl_2 entrambi alla concentrazione di 1,0 mol/L. Indicare le concentrazioni di PCl_5 , PCl_3 e Cl_2 all'equilibrio.

- A) 0,979 M, 0,021 M, 1,021 M
 B) 1,113 M; 0,993 M, 0,993 M
 C) 0,71 M, 0,29 M, 1,29 M
 D) 0,065 M, 0,3 M, 1,13 M

43. Soluzione

La reazione è: $\text{PCl}_5 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ $K = [\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]/[\text{PCl}_5]$
 Moli iniziali: 1 1
 Moli finali: $1-x$ x $1+x$ $K = x(1+x)/(1-x)$ da cui: $x^2 + x = K - Kx$
 $x^2 + x(K+1) - K = 0$ sostituendo il valore di K si ottiene $x = 0,021 \text{ M}$ cioè: $[\text{PCl}_3] = 0,021 \text{ M}$.
 Quindi: $[\text{Cl}_2] = 1+x = 1 + 0,021 = 1,021 \text{ M}$; $[\text{PCl}_5] = 1-x = 1 - 0,021 = 0,979 \text{ M}$. (Risposta A)

44. Se si considerano le prime otto energie di ionizzazione dell'atomo X (in $\text{MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), si può ricavare il numero di elettroni di valenza di tale atomo.

- 1^a : 1,31 2^a : 3,39 3^a : 5,30 4^a : 7,47 5^a : 10,99 6^a : 13,33 7^a : 71,31 8^a : 84,01
 A) 2 B) 4 C) 5 D) 6

44. Soluzione

Le energie aumentano di 2 o 3 MJ/mol ad ogni passaggio fino al 7° dove si ha un aumento di quasi 60 MJ/mol. Questo indica che il 7° elettrone è nel guscio sottostante. Nel guscio di valenza vi sono 6 elettroni. (Risposta D)

45. Una soluzione acquosa di Na_2HPO_4 (0,10 M, 50 mL) viene aggiunta ad una soluzione acquosa di Na_3PO_4 (0,10 M, 50 mL). Indicare il pH della soluzione finale. ($\text{pK}_1 = 2,15$, $\text{pK}_2 = 7,20$, $\text{pK}_3 = 12,15$).

- A) 7,20
 B) 9,68
 C) 11,72
 D) 12,15

45. Soluzione

Nella soluzione finale si trovano in uguale concentrazione due sali dell'acido fosforico. Si è ottenuta una soluzione tampone nella quale vi è l'acido Na_2HPO_4 e la sua base coniugata Na_3PO_4 . L'acido Na_2HPO_4 perde il terzo H^+ dell'acido fosforico con pK_3 . Quindi si ha: $\text{pH} = \text{pK}_3 - \log(\text{HA}/\text{A}^-) = \text{pK}_3 = 12,5$. (Risposta D)

46. La determinazione acidimetrica di un acido debole ($\text{pK}_a = 6$) può essere effettuata con NaOH usando come indicatore:

- A) metilarancio
 B) rosso di metile
 C) blu di metilene
 D) fenolftaleina

46. Soluzione

La fenolftaleina ha un pH di viraggio di 8,6. L'acido debole ha $\text{pK}_a = 6$, quindi a pH 6 è titolato al 50%. A pH 7 è titolato al 90%, a pH 8 al 99%. A pH 8,6 possiamo considerare completa la titolazione. (Risposta D)

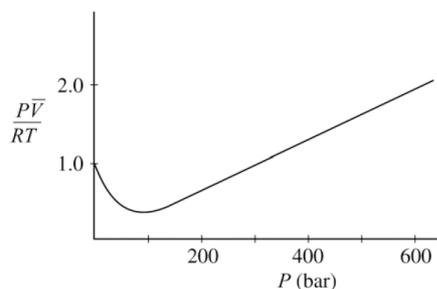
47. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) Li e Be hanno un'elettronegatività molto minore di quella di H, e i relativi idruri non liberano in soluzione ioni H^+ bensì ioni H^- , in modo più accentuato nel caso del Li rispetto al Be
 B) la reazione dello ione H^- in acqua è una reazione sia acido-base che redox
 C) l'idruro di boro reagisce con l'acqua formando idrogeno e acido boricico
 D) gli idruri dei metalli alcalini sono covalenti

47. Soluzione

Gli idruri dei metalli alcalini vengono anche chiamati idruri salini, liberano ioni H^- estremamente basici ma non nucleofili a causa delle piccole dimensioni dell'orbitale 1s dell'idrogeno. (Risposta D)

48. La curva seguente mostra l'andamento del fattore di comprimibilità di un gas reale in funzione della pressione per una determinata temperatura T.

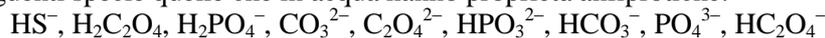


- A) aumentando la T si ottiene una curva identica traslata verso l'alto
 B) aumentando la T, il minimo della curva si sposta a pressioni più basse
 C) diminuendo la T, la curva si appiattisce assomigliando sempre di più ad una retta
 D) per un gas ideale, si ottiene una retta ad ogni T

48. Soluzione

Nei gas reali, a pressioni elevate il volume è più grande rispetto al gas ideale a causa dell'ingombro delle molecole. A pressioni meno alte il volume è inferiore al teorico a causa dell'attrazione tra le molecole. A pressioni basse le molecole sono così lontane tra loro che ingombro e attrazione diventano trascurabili e il gas ha un comportamento simile a quello di un gas ideale con $PV/RT = 1$. Nei gas ideali, ingombro molecolare ed attrazione tra molecole sono sempre trascurabili e $PV/RT = 1$ (retta orizzontale $y = 1$) ad ogni T. (Risposta D)

49. Indicare tra le seguenti specie quelle che in acqua hanno proprietà anfiprotiche:



- A) HS^- , $H_2C_2O_4$, HPO_4^{2-} , HPO_3^{2-} , HCO_3^- , $HC_2O_4^-$
 B) HS^- , $H_2C_2O_4$, $H_2PO_4^-$, CO_3^{2-} , $HC_2O_4^-$
 C) $C_2O_4^{2-}$, HPO_4^{2-} , HCO_3^- , PO_4^{3-} , $HC_2O_4^-$
 D) HS^- , $H_2PO_4^-$, HCO_3^- , $HC_2O_4^-$

49. Soluzione

Le specie anfiprotiche possono sia perdere sia acquistare H^+ . Quindi sono da escludere: CO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$, HPO_3^{2-} e PO_4^{3-} , che non hanno H^+ da perdere, e inoltre $H_2C_2O_4$, che non ne può acquistare. (Risposta D)

50. Indicare il valore più prossimo a quello della densità dell'aria secca (78 % di azoto, 21 % di ossigeno, 1% di argon) a 273 K e a 101,3 kPa.

- A) 0,1 g/L B) 1 g/L C) 10 g/L D) 100 g/L

50. Soluzione

L'aria, a parità di volume, ha una massa circa 1000 volte inferiore all'acqua, quindi ha una densità di circa 1g/L.

La massa molare di N_2 è 28, quella di O_2 è 32, quella di Ar è 39,95.

La massa molare media dell'aria è $0,78 \cdot 28 + 0,21 \cdot 32 + 0,01 \cdot 39,95 = 28,96$ g/mol.

In un litro le moli sono: $n = PV/RT = (1 \cdot 1)/(0,0821 \cdot 273) = 0,446$ mol.

La massa di aria in un litro (densità) è quindi: $0,446 \cdot 28,96 = 1,29$ g/L. (Risposta B)

51. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) quando si inverte una reazione bisogna fare l'inverso del valore di K_c
- B) quando si moltiplicano i coefficienti di una reazione di equilibrio per un fattore 2, 3, ecc, bisogna elevare la costante di equilibrio ad un esponente 2, 3, ecc.
- C) quando si dividono i coefficienti di una reazione di equilibrio per un fattore 2, 3, ecc, bisogna estrarre la radice della costante di equilibrio di indice 2, 3, ecc.
- D) usando le attività nell'espressione della costante di equilibrio si ottiene la K_c avente dimensioni $(\text{mol/L})^{\Delta n}$

51. Soluzione

La risposta A è esatta anche se usa un termine generico (inverso), infatti si deve fare il reciproco di K_c cioè $1/K_c$.
Le affermazioni B e C sono esatte.

La risposta D è errata: le attività sono adimensionali e danno una K_{eq} adimensionale (non K_c) (Risposta D)

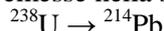
52. Indicare la condizione che non favorisce la completa precipitazione di uno ione da una soluzione.

- A) un valore molto basso del K_{ps}
- B) una concentrazione iniziale bassa dello ione interessato
- C) una concentrazione dello ione comune molto più alta di quella dello ione interessato
- D) una concentrazione iniziale alta dello ione interessato

52. Soluzione

A parità di quantità assolute, se la concentrazione iniziale dello ione interessato è bassa significa che questo è diluito in un grande volume di acqua e questo rende meno efficiente la sua precipitazione perché, a parità di concentrazione finale, in un volume più grande vanno perse maggiori quantità di prodotto. (Risposta B)

53. Indicare il numero totale di particelle (α o β) emesse nella seguente reazione nucleare:



- A) 6
- B) 8
- C) 10
- D) 12

53. Soluzione

Per bilanciare la reazione: ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{214}_{82}\text{Pb}$ si bilancia prima la massa aggiungendo particelle α a destra.

La massa da aggiungere è: $238 - 214 = 24$ cioè: $24/4 = 6$ particelle α (${}^4_2\text{He}$). Si ha: ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{214}_{82}\text{Pb} + 6 {}^4_2\text{He}$

Poi si bilancia la carica elettrica dei protoni aggiungendo particelle β^- .

I protoni a sinistra sono 92, a destra sono $82 + 12 = 94$. Quindi, a destra bisogna aggiungere: $94 - 92 = 2 \beta^-$

Due neutroni si sono trasformati in due protoni più due elettroni veloci ($2 \beta^-$) (e due antineutrini).

Quindi si ha: ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{214}_{82}\text{Pb} + 6 {}^4_2\text{He} + 2 \beta^- + 2 \bar{\nu}$

La massa è bilanciata ($238 = 214 + 24$). La carica è bilanciata ($92 = 82 + 12 - 2$). (Risposta B)

54. Indicare come variano le conducibilità elettriche di un metallo e di un semiconduttore all'aumentare della temperatura:

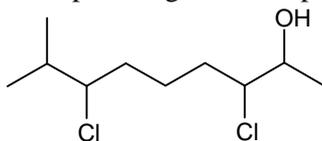
- A) aumenta quella del metallo e aumenta quella del semiconduttore
- B) aumenta quella del metallo e diminuisce quella del semiconduttore
- C) diminuisce quella del metallo e aumenta quella del semiconduttore
- D) diminuisce quella del metallo e diminuisce quella del semiconduttore

54. Soluzione

La conducibilità di un metallo conduttore diminuisce con la temperatura perché l'oscillazione degli atomi del cristallo ostacola la libera circolazione degli elettroni.

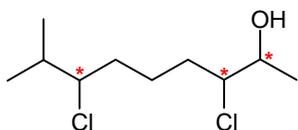
La conducibilità di un semiconduttore, invece, aumenta con la temperatura perché i suoi elettroni, per passare dalla banda di valenza a quella di conduzione devono superare un piccolo gap energetico, e un aumento di T fornisce l'energia sufficiente a molti più elettroni per saltare nella banda di conduzione. (Risposta C)

55. Indicare il numero di stereoisomeri possibili per il seguente composto:



- A) 3 B) 4 C) 6 D) 8

55. Soluzione



I carboni stereogenici nella molecola sono 3, e sono indicati con un asterisco.

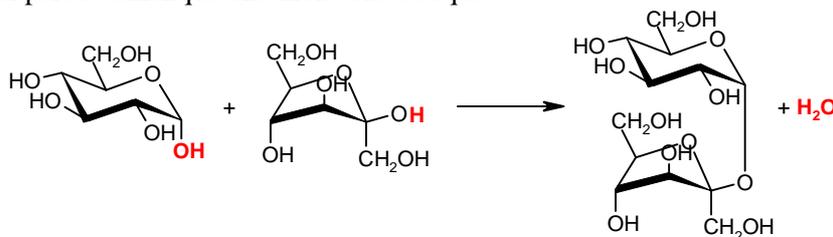
Il numero di possibili stereoisomeri è dato dalla formula: 2^n dove n è il numero di centri stereogenici. In questo caso si ha: $2^3 = 8$. (Risposta D)

56. Indicare la differenza tra la massa molecolare del saccarosio rispetto a quella dei suoi componenti fruttosio e glucosio.

- A) 198 B) 18 C) 1 D) 0

56. Soluzione

In generale, gli zuccheri si legano tra loro con un legame glicosidico, cioè acetalico, che si forma per reazione tra un alcol e un semiacetale. Nella reazione si perde una molecola d'acqua come nella sintesi di un estere tra un alcol e un acido. In realtà, nel saccarosio si forma un doppio acetale perché i due zuccheri reagiscono testa testa, ma il risultato non cambia: si perde comunque una molecola d'acqua. (Risposta B)



57. Indicare le specie paramagnetiche e quelle diamagnetiche tra le seguenti:

Na, Mg, Cl^- , Ag

- | | | | |
|----------------|-------------------|-----------------------|--------------------|
| paramagnetiche | diamagnetiche | paramagnetiche | diamagnetiche |
| A) Na, Ag | Mg, Cl^- | B) Na, Mg | Cl^- , Ag |
| C) Ag Na, Mg | Cl^- | D) Cl^- , Ag | Na, Mg |

57. Soluzione

Le specie paramagnetiche hanno un momento magnetico risultante non nullo, cioè hanno uno o più elettroni spaiati che (come l'ago di una bussola) si allineano al campo magnetico applicato e ne vengono attirati.

Le specie diamagnetiche hanno un momento magnetico risultante nullo perché hanno tutti gli elettroni appaiati con spin risultante zero. Gli elettroni di queste sostanze, immersi in un campo magnetico, ruotano nei loro orbitali formando delle correnti elettriche che generano un debole campo magnetico in opposizione al campo applicato e quindi ne vengono debolmente respinti. Le specie con un elettrone spaiato sono: Na ($3s^1$) e Ag ($5s^1$).

Le altre specie hanno elettroni appaiati: Mg ($3s^2$), Cl^- ($3p^6$). (Risposta A)

58. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) esistono due tipi di durezza dell'acqua: la durezza temporanea e la durezza permanente
 B) la durezza temporanea è la porzione di durezza totale che corrisponde ai bicarbonati dei cationi dei metalli alcalino-terrosi (M), che per riscaldamento si decompone secondo la reazione:

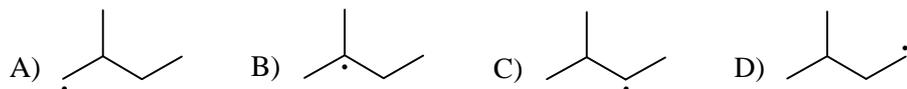
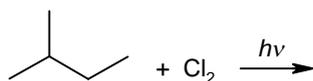


- C) l'acqua con durezza temporanea può essere addolcita aggiungendo $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e filtrando i bicarbonati metallici che precipitano
 D) la durezza dell'acqua può essere misurata in gradi francesi

58. Soluzione

L'affermazione C è errata, infatti, aggiungendo $\text{Ca}(\text{OH})_2$, i bicarbonati solubili diventano carbonati insolubili e precipitano: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow 2 \text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$. (Risposta C)

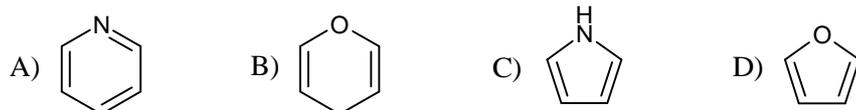
59. Indicare, con riferimento alla seguente reazione, il radicale intermedio che si forma più velocemente:



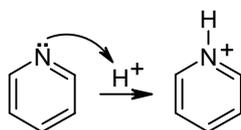
59. Soluzione

Questi radicali sono, nell'ordine: 1°, 3°, 2°, 1°. Il radicale che si forma più velocemente è il più stabile, cioè quello terziario. (La stabilità dei radicali ricalca quella dei carbocationi (3° > 2° > 1°)). (Risposta B)

60. Indicare la base più forte:



60. Soluzione



La molecola A, piridina, è un'ammina aromatica eterociclica che sull'azoto conserva un doppietto basico che può protonarsi formando lo ione piridinio, quindi è una base debole con pK_a circa 5,3. Anche la molecola C (furano) è un'ammina aromatica eterociclica, ma il doppietto di non legame dell'azoto non è disponibile perchè è impegnato nel sistema π aromatico dell'anello (che richiede 6 elettroni), quindi non è basica. (Risposta A)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato