

Giochi della Chimica 2008

Problemi risolti – Fase regionale – Classi A e B

1. L'energia irradiata dal sole è originata da:

- A) fusione nucleare
- B) fissione nucleare
- C) combustione dell'idrogeno
- D) perdita di massa per azione gravitazionale

1. Soluzione

L'energia irradiata dal sole proviene dalle reazioni di fusione nucleare che avvengono nel suo nucleo. Alle alte temperature e pressioni che si trovano nel centro del sole (15 milioni di gradi e 300 miliardi di atmosfere) i nuclei di idrogeno (protoni) si fondono per formare nuclei di elio. Per fortuna questo processo avviene molto lentamente e coinvolge più reazioni (la più lenta, quella che trasforma idrogeno in deuterio, ha un tempo di dimezzamento di 10 miliardi di anni), per questo il nostro sole può vivere così a lungo. Tra 4,5 miliardi di anni, quando diventerà una gigante rossa, il sole avrà consumato solo il 15% dell'idrogeno iniziale. (Risposta A)

2. Indicare il fenomeno naturale che non comporta reazioni chimiche.

- A) ingiallimento delle foglie in autunno
- B) maturazione di una mela
- C) degradazione di una busta di plastica per esposizione alla luce solare
- D) comparsa dell'arcobaleno

2. Soluzione

L'ingiallimento delle foglie è dovuto alla degradazione della clorofilla.

Nella maturazione delle mele si formano zuccheri semplici.

Nella degradazione della plastica si rompono le catene dei polimeri. Questi sono tre esempi di reazioni chimiche.

Nella formazione dell'arcobaleno, invece, non avvengono reazioni chimiche, ma la luce solare, attraversando le goccioline di pioggia, subisce il fenomeno fisico della rifrazione che piega in modo diverso le varie lunghezze d'onda che la compongono. (Risposta D)

3. Il composto di formula HNO_3 in acqua si comporta come un:

- A) accettore di protoni
- B) idrossido
- C) acido debole
- D) acido forte

3. Soluzione

L'acido nitrico è un acido molto forte (lo ione nitrato NO_3^- è stabile) e dona protoni all'acqua. (Risposta D)

4. I catalizzatori chimici sono:

- A) sostanze che aumentano la velocità delle reazioni chimiche
- B) additivi sbiancanti dei detersivi
- C) additivi delle benzine che aumentano il numero di ottano
- D) additivi dei collanti che ne aumentano la presa

4. Soluzione

I catalizzatori entrano nel meccanismo di reazione e offrono una via di reazione più veloce. (Risposta A)

5. Le dimensioni della pressione di un fluido sono:

- A) forza/superficie
- B) forza/volume
- C) forza
- D) forza/massa

5. Soluzione

La pressione è definita come la forza che agisce sull'unità di superficie: $P = F/S$. (Risposta A)

6. La differenza tra il numero di massa e il numero atomico di un atomo (di un nuclide atomico) fornisce:

- A) il numero di elettroni dell'atomo
- B) il numero di protoni dell'atomo
- C) il numero di neutroni dell'atomo
- D) il numero di nuclidi isotopi dell'atomo

6. Soluzione

Il numero atomico Z dà il numero di protoni. Il numero di massa A dà il numero di nucleoni (protoni+neutroni).
Quindi $A - Z =$ numero di neutroni. (Risposta C)

7. La trasformazione: $O_{2(g)} \rightarrow 2 O_{(g)}$

- A) richiede energia esterna
- B) fornisce energia
- C) richiede che si aumenti la pressione
- D) richiede che si diminuisca la pressione

7. Soluzione

Per rompere la molecola O_2 bisogna rompere il doppio legame $O=O$ fornendo energia. (Risposta A)

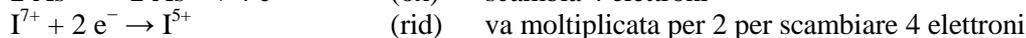
8. Indicare i coefficienti che bilanciano la reazione:



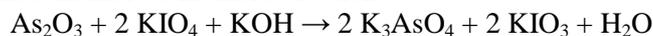
- A) 1, 2, 6, 2, 2, 3
- B) 1, 3, 6, 2, 2, 2
- C) 1, 2, 6, 2, 3, 3
- D) 1, 2, 5, 2, 2, 3

8. Soluzione

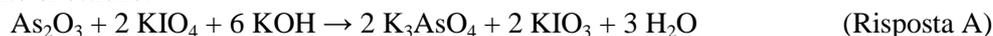
La reazione è un'ossidazione. Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 2 e sommando membro a membro si ottiene:



Completando il bilanciamento si ottiene:



9. Un aumento della temperatura di un recipiente rigido contenente azoto gassoso provoca un aumento della pressione dell'azoto in quanto:

- A) aumenta il numero di molecole
- B) diminuisce il volume del recipiente
- C) aumenta l'energia con cui le molecole urtano le pareti del recipiente
- D) le molecole interagiscono maggiormente tra loro

9. Soluzione

Secondo la teoria cinetica dei gas, la pressione esercitata da un gas è dovuta agli urti delle molecole del gas sulle pareti del recipiente. Ad una temperatura maggiore, l'energia cinetica delle molecole aumenta, e quindi aumenta la forza che queste esercitano sulle pareti cioè aumenta la pressione. (Risposta B)

10. Quando si fa fondere un solido molecolare, l'energia assorbita serve a:

- A) diminuire l'energia cinetica del sistema
- B) vincere le forze di attrazione tra le molecole
- C) aumentare la forza di attrazione tra le molecole
- D) aumentare la temperatura del sistema

10. Soluzione

Durante la fusione di un solido costituito di molecole, il calore fornito al sistema non fa aumentare la temperatura, ma serve a rompere i legami rigidi tra le molecole ed è chiamato calore latente di fusione. (Risposta B)

11. L'atomo di potassio può formare lo ione K^+ :

- A) per acquisto di un elettrone B) per acquisto di un protone
C) per perdita di un elettrone D) per perdita di un protone

11. Soluzione

Per formare lo ione K^+ , bisogna strappare un elettrone al potassio atomico: $K \rightarrow K^+ + e^-$. (Risposta C)

12. Una soluzione satura di un soluto b, alla temperatura T, è:

- A) tale anche a qualsiasi altra temperatura
B) non necessariamente molto concentrata (può avere anche $C < 1 M$)
C) incapace di sciogliere qualsiasi altro soluto
D) tale solo se si trova in presenza del soluto b come corpo di fondo

12. Soluzione

I sali poco solubili formano soluzioni sature molto diluite. Ad es. una soluzione di $AgCl$ ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$) è satura se: $[Ag^+][Cl^-] = K_{ps}$ quindi $s^2 = K_{ps}$ da cui: $s = (1,8 \cdot 10^{-10})^{1/2} = 1,34 \cdot 10^{-5} M$ ($\ll 1 M$). (Risposta B)

13. La legge di Boyle mette in relazione:

- A) P e V di un gas a T costante
B) P e T di un gas a V costante
C) V e T di un gas a P costante
D) V e n di un gas a T costante

13. Soluzione

La legge di Boyle dice che a T costante si ha: $PV = k$ (equazione che rappresenta un'iperbole). (Risposta A)

14. L'atomo di sodio è costituito da 11 elettroni e 12 neutroni. Il suo numero di protoni è quindi:

- A) 12 B) 11 C) 23 D) 1

14. Soluzione

In un atomo neutro il numero di elettroni è uguale a quello dei protoni, quindi nel nucleo del sodio vi sono 11 protoni e 12 neutroni. (Risposta B)

15. Gli isotopi di un elemento hanno:

- A) eguali carica nucleare e numero di neutroni
B) eguali carica nucleare e numero di massa
C) eguale numero atomico ma differente carica nucleare
D) eguale carica nucleare ma differente numero di massa

15. Soluzione

Gli isotopi di un elemento hanno uguale numero di protoni, ma diverso numero di neutroni e quindi hanno un diverso numero di massa (protoni + neutroni) come ^{12}C (6p, 6n) e ^{13}C (6p, 7n). (Risposta D)

16. Indicare l'elemento solido a pressione e temperatura ambiente.

- A) magnesio B) mercurio C) bromo D) neon

16. Soluzione

Il neon è gassoso, mercurio e bromo sono liquidi. Il magnesio è solido. (Risposta A)

17. Una determinata quantità di idrogeno, posta in un recipiente di volume V_1 , esercita una pressione P_1 alla temperatura T_1 . Se la stessa quantità di idrogeno viene posta in un recipiente di volume $2V_1$, alla stessa temperatura T_1 , la pressione P_2 sarà:

- A) la stessa B) la metà C) il doppio D) un quarto

17. Soluzione

Se temperatura e numero di moli non cambiano, vale la legge di Boyle: $PV = k$. Dove P e V sono inversamente proporzionali: se $V_2 = 2V_1$, P_2 deve diventare la metà, infatti: $(P_1/2)(2V_1) = P_1V_1 = k$. (Risposta B)

18. Una massa di CO₂ (88 g) a 0 °C e 1 atm occupa un volume di 44,8 L. Indicare quale volume occupa nelle stesse condizioni una massa di metano (CH₄) di 32 g.

- A) 100 L B) 11,2 L C) 44,8 L D) 224 L

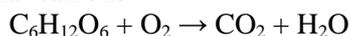
18. Soluzione

La massa molare di CO₂ è: 12 + 32 = 44 g/mol. Le moli di CO₂ sono: $n = m/MM = 88/44 = 2,0$ mol.

La massa molare di CH₄ è: 12 + 4 = 16 g/mol. Le moli di CH₄ sono: $n = m/MM = 32/16 = 2,0$ mol.

Questi due gas sono diversi, ma contengono lo stesso numero di moli (2,0 mol) e quindi, nelle stesse condizioni di T e P occupano lo stesso volume di 44,8 L. (Risposta C)

19. Indicare i coefficienti che bilanciano la reazione:



- A) 1, 1, 1, 1
B) 1, 2, 6, 6
C) 1, 3, 6, 6
D) 1, 6, 6, 6

19. Soluzione

La reazione si bilancia direttamente: tutti i carboni diventano CO₂ e tutti gli idrogeni diventano H₂O.

Infine si bilanciano gli ossigeni. $C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$ (Risposta D)

20. Indicare gli agenti chimici che determinano la formazione di grotte calcaree.

- A) acqua e ossigeno
B) acqua e alta temperatura
C) anidride carbonica e azoto
D) acqua addizionata ad anidride carbonica

20. Soluzione

Il calcare si scioglie in acqua acida, quindi in acqua addizionata a CO₂ (dove si forma H₂CO₃). (Risposta D)

21. Affermare che una soluzione acquosa a 25 °C ha pH 7 significa che:

- A) il logaritmo in base 10 della concentrazione molare degli ioni H₃O⁺ è uguale a 7
B) la concentrazione degli ioni H₃O⁺ è un settimo di quella degli ioni OH⁻
C) la concentrazione degli ioni H₃O⁺ è uguale a quella degli ioni OH⁻
D) la concentrazione degli ioni H₃O⁺ è sette volte quella degli ioni OH⁻

21. Soluzione

Ricordiamo che: $pH = -\log[H^+]$. Quindi il pH non è uguale al logaritmo di [H⁺], ma all'inverso del logaritmo.

A 25 °C, si ha: $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$ da cui $[OH^-] = 10^{-14}/[H^+]$

A pH 7 si ha: $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-7}$ M. Quindi: $[OH^-] = 10^{-14}/10^{-7} = 10^{-7}$ M, cioè $[H^+] = [OH^-]$ (Risposta C)

22. La pila è un dispositivo che serve per:

- A) trasformare l'energia chimica in energia elettrica
B) misurare la radioattività
C) trasformare l'energia elettrica in energia chimica
D) trasformare la corrente alternata in corrente continua

22. Soluzione

Quando una pila fornisce energia, trasforma l'energia chimica di una reazione redox in energia elettrica.

Quando la pila viene ricaricata, trasforma l'energia elettrica in energia chimica. (Risposta A)

23. Indicare la molarità di una soluzione acquosa di HCl ($M_r = 36,46$), contenente 2,500 g di acido in 135,00 mL di soluzione.

- A) 3,61 M B) 1,35 M C) 0,51 mol L⁻¹ D) 1,02 mol

23. Soluzione

Le moli di HCl sono: $n = m/MM = 2,50/36,46 = 68,57$ mmol. $C = n/V = 68,57/135 = 0,508$ M. (Risposta C)

24. La densità di una soluzione, formata da 5,0 g di toluene (C_7H_8) e da 225 g di benzene (C_6H_6) è 0,876 g/mL. Indicare la molarità della soluzione e la percentuale in massa del soluto.

- A) 0,21 e 2,2% B) 2,2 e 0,21% C) 0,54 e 4,4% D) 0,12 e 22%

24. Soluzione

La massa molare del toluene è: $7 \cdot 12 + 8 = 92$ g/mol. Le moli di toluene sono: $n = m/MM = 5,0/92 = 54,3$ mmol.

La massa della soluzione è: $225 + 5 = 230$ g. Il volume è: $V = m/d = 230/0,876 = 262,6$ mL.

La molarità è: $M = n/V = 54,3/262,6 = 0,21$ M. La % m/m è: $5/230 = 2,2\%$. (Risposta A)

25. Data la reazione: $z SCl_2 + y NH_3 \rightarrow 12 NH_4Cl + S_4N_4 + x S_aN_bH_c$

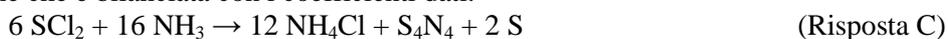
si può dire che:

- A) SCl_2 è un composto ionico
 B) S_4N_4 ha massa molecolare (M) dispari
 C) $x = 2$, $y = 16$, $z = 6$, $a = 1$, $b = 0$, $c = 0$
 D) l'azoto è meno elettronegativo dello zolfo

25. Soluzione

SCl_2 non è ionico (A errata), S_4N_4 non ha massa dispari (dato che ha un numero pari di atomi, B errata) e l'azoto non è meno elettronegativo dello zolfo (D errata). Resta solo la risposta C.

La reazione è un'ossidazione che è bilanciata con i coefficienti dati:



26. Una miscela eterogenea è un sistema i cui componenti possono essere separati mediante operazioni:

- A) solo di centrifugazione e levigazione
 B) identificabili solo con cambiamenti di stato
 C) solo chimiche
 D) meccaniche

26. Soluzione

Una miscela eterogenea è formata da componenti discreti che rimangono separati senza sciogliersi uno nell'altro e quindi si può separare con operazioni meccaniche. (Risposta D)

27. Secondo la teoria acido base di Brønsted e Lowry una sostanza si comporta da acido se cede un protone ad un'altra sostanza che lo sottrae e si comporta da base. Ciò può avvenire:

- A) solo nelle reazioni acido-base che coinvolgono molecole
 B) anche nelle reazioni acido-base che coinvolgono ioni
 C) in tutte le reazioni acido-base purché non in fase gassosa
 D) solo nelle reazioni acido-base che avvengono in solventi diversi dall'acqua

27. Soluzione

Lo scambio di H^+ tra un acido e una base può avvenire in ogni condizione, non solo tra molecole, ma anche tra ioni, non solo in fase liquida, ma anche in fase gassosa e in soluzione con qualsiasi solvente. (Risposta B)

28. Dato che il sodio ha $A_r = 23$, l'ossigeno ha $A_r = 16$, lo zolfo ha $A_r = 32$, la massa molare M di Na_2SO_4 vale:

- A) 142 Da B) 142 g mol^{-1} C) 142 u D) 284 g mol^{-1}

28. Soluzione

La massa molare (massa di una mole) di Na_2SO_4 è: $23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142$ g/mol. (Risposta B)

29. Un campione pesato di carbonato di calcio viene decomposto per riscaldamento per dare calce viva e diossido di carbonio. Il diossido di carbonio viene raccolto in un pallone da 250 mL. A decomposizione completa, il gas ha una pressione di 1,30 atm a 31 °C. Indicare le moli di CO_2 prodotte.

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

29. Soluzione

La reazione è: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ La temperatura è: $273 + 31 = 304$ K.

Le moli di CO_2 sono: $n = PV/RT = (1,30 \cdot 0,250)/(0,0821 \cdot 304) = 1,3 \cdot 10^{-2}$ mol. (Risposta B)

30. La molarità M_B del soluto B in un solvente A è:

- A) indipendente dalla temperatura
- B) dipendente dalla temperatura
- C) dipende dalla natura del soluto B
- D) dipende dalla natura del soluto e del solvente

30. Soluzione

La molarità è definita come numero di moli per litro di soluzione ($M = n/V$). Dato che il volume cambia al variare della temperatura (aumenta all'aumentare di T) la molarità dipende della temperatura. (Risposta B)

31. Se da una soluzione acquosa di KOH (0,20 M) si vogliono preparare 200 mL di una soluzione più diluita (0,09 M), l'operatore deve usarne:

- A) 90 mL
- B) 120 mL
- C) 112 mL
- D) 50 mL

31. Soluzione

Le moli di KOH nella seconda soluzione devono essere: $n = MV = 0,09 \cdot 0,200 = 18$ mmol.

Il volume della prima soluzione che contiene queste moli è: $V = n/M = 18/0,20 = 90$ mL. (Risposta A)

32. Una sostanza che non può essere trasformata in altre sostanze più semplici mediante reazioni chimiche è un:

- A) miscuglio
- B) elemento
- C) composto
- D) sale semplice

32. Soluzione

Un elemento è la sostanza più semplice che si possa avere dato che non può essere trasformato in sostanze più semplici con reazioni chimiche. (Risposta B)

33. A $-273,15$ °C la pressione P del gas perfetto diviene eguale a:

- A) 1 Pa
- B) 0,5 Pa
- C) 10 Pa
- D) 0 Pa

33. Soluzione

Per i gas perfetti vale: $P = (nRT)/V$. Se $T = 0$ K si ottiene: $P = 0$ atm (quindi 0 Pa). (Risposta D)

34. Indicare i composti che derivano dall'unione di un non metallo con ossigeno.

- A) idrossidi
- B) idracidi
- C) ossidi acidi
- D) ossidi basici

34. Soluzione

Un non metallo con ossigeno forma anidridi, cioè ossidi acidi come CO_2 o SO_3 . Si dicono acidi perchè in acqua formano acidi come H_2CO_3 o H_2SO_4 . (Risposta C)

35. Mescolando due gas che non reagiscono tra loro si ottiene:

- A) sempre una soluzione
- B) un miscuglio o una soluzione a seconda della loro natura
- C) un composto gassoso a composizione variabile
- D) una soluzione se i due gas hanno le molecole entrambe mono o biatomiche

35. Soluzione

Due gas sono miscibili in tutti i rapporti e, se non reagiscono tra loro, formano una soluzione. (Risposta A)

36. L'ammoniaca in acqua forma:

- A) quantitativamente l'idrossido di ammonio NH_4OH , poco dissociato in ioni
- B) un idrato $NH_3 \cdot H_2O$ che si comporta da base debole in quanto solo parzialmente forma NH_4^+ e OH^-
- C) quantitativamente NH_4^+ e OH^- per cui è una base forte in acqua
- D) quantitativamente NH_4^+ e OH^- per cui è una base debole in acqua

36. Soluzione

La reazione dell'ammoniaca in acqua è: $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

NH_3 si solvata circondandosi di molecole d'acqua, ma dato che è una base debole, la quantità di ammonio e ione idrossido che si forma è piccola ed è governata dalla K_b dell'ammoniaca. ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$). (Risposta B)

37. La molalità m di HNO_3 in una soluzione acquosa 5,455 M di HNO_3 , con densità $d = 1,175 \text{ g mL}^{-1}$, è:

- A) 1,32 B) 6,56 C) 3,26 D) 0,545

37. Soluzione

La molalità è definita come numero di moli per kg di solvente. La massa di 1 L di soluzione è 1175 g.

In 1 L di soluzione, le moli di HNO_3 sono 5,455 mol. La MM di HNO_3 è: $1 + 14 + 48 = 63 \text{ g/mol}$.

In 1 L, la massa di HNO_3 è: $m = n \text{ MM} = 5,455 \cdot 63 = 343,7 \text{ g}$.

La massa di solvente è: $1175 - 343,7 = 831,3 \text{ g}$. La molalità è: $n/\text{kg}_{\text{soliv}} = 5,455/0,8313 = 6,56 \text{ m}$. (Risposta B)

38. Una lamina di alluminio ha uno spessore di $8,0 \cdot 10^{-5} \text{ cm}$. Quindi lo spessore in micrometri è pari a:

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

38. Soluzione

Un centimetro vale 10^{-2} m . Dato che un metro vale $10^6 \mu\text{m}$, un centimetro vale $10^{-2} \cdot 10^6 \mu\text{m} = 10^4 \mu\text{m}$

Lo spessore della lamina è: $8,0 \cdot 10^{-5} \text{ cm} = 8,0 \cdot 10^{-5} 10^4 \mu\text{m} = 8,0 \cdot 10^{-1} \mu\text{m}$. (Risposta D)

39. Il pH di una soluzione 0,1 M di NaOH a 25°C è:

- A) 1,0 B) 13,0 C) 5,0 D) 11,0

39. Soluzione

Con una base forte: $\text{pOH} = -\log C$. In questo caso: $\text{pOH} = -\log 10^{-1} = 1$. $\text{pH} = 14 - 1 = 13$. (Risposta B)

40. Indicare quale delle seguenti sostanze, in acqua, dà una soluzione basica.

- A) HCl B) SO_3 C) CaO D) CO_2

40. Soluzione

HCl è un acido forte, SO_3 e CO_2 sono ossidi acidi che in acqua formano acidi (H_2SO_4 e H_2CO_3).

L'unica sostanza basica è CaO, un ossido basico che in acqua forma $\text{Ca}(\text{OH})_2$. (Risposta C)

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

41. Il diossido di carbonio o anidride carbonica (CO_2) in acqua, a 25°C :

- A) si comporta da acido
 B) si comporta da base
 C) si trasforma quantitativamente in H_2CO_3
 D) è presente solo per lo 0,3% sotto forma di $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

41. Soluzione

In acqua avvengono le reazioni: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ e $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

La soluzione diventa acida, ma le reazioni sono di equilibrio quantitative. (Risposta A)

42. Indicare, nell'ordine, il numero di cifre significative presenti in ciascuno dei seguenti numeri:

- a) 4,003 b) $6,023 \cdot 10^{23}$ c) 5000 d) 0,002.

- A) 4, 4, 1 o 2 o 3 o 4 c'è ambiguità, 1
 B) 2, 24, 1 o 2 o 3 o 4 c'è ambiguità, 3
 C) 1, 26, 1 o 2 o 3 o 4 c'è ambiguità, 3
 D) 3, 3, 1 o 2 o 3 o 4 c'è ambiguità, 4

42. Soluzione

Il numero di cifre significative di un numero scritto in forma standard (una sola cifra prima della virgola) è dato da tutte le cifre presenti nel numero ad eccezione degli zeri che si trovano a sinistra della prima cifra diversa da zero.

In a) ci sono 4 cifre significative, anche in b) ce ne sono 4 infatti 10^{23} non si considera perché può essere inglobato nelle unità di misura, in c) non c'è la virgola dopo la prima cifra, quindi non sappiamo se i tre zeri successivi sono significativi o se dipendono dall'unità di misura scelta, in d) c'è una sola cifra significativa. (Risposta A)

43. Un acido può essere definito come:
 A) un composto che contiene idrogeno
 B) un composto che in acqua aumenta la $[H_3O^+]$
 C) una sostanza che libera idrogeno atomico
 D) un composto che in acqua libera ioni OH^-

43. Soluzione

Un acido tende a cedere H^+ quindi in acqua fa aumentare la $[H_3O^+]$. (Risposta B)

44. Il pallone colorato riempito di elio di un bambino ha un volume di 6 L a livello del mare ($P = 1 \text{ atm}$). Lasciato libero, esso sale fino alla pressione di 0,45 atm, dove la temperatura del gas scende da 22°C a -21°C . Il volume del pallone in tale posizione è:
 A) 24 L B) 11 L C) 5 L D) 13 L

44. Soluzione

Il problema si risolve con la legge dei gas se trascuriamo la pressione esercitata dall'involucro elastico del pallone.

Le moli di elio rimangono costanti, quindi: $n = (P_1V_1)/(RT_1) = (P_2V_2)/(RT_2)$.

Le due temperature sono: $T_1 = 273 + 22 = 295 \text{ K}$; $T_2 = 273 - 21 = 252 \text{ K}$.

$n = (P_1V_1)/(RT_1) = (1 \cdot 6)/(0,0821 \cdot 295) = 0,2477 \text{ mol}$

$V_2 = (nRT_2)/P_2 = (0,2477 \cdot 0,0821 \cdot 252)/0,45 = 11,4 \text{ L}$. (Risposta B)

45. Il pH di una soluzione acquosa che contiene 10^{-4} moli di HCl in 100 mL è:
 A) 3 B) 1 C) 2 D) 4

45. Soluzione

La $[HCl]$ è: $n/V = 10^{-4}/0,1 = 10^{-3} \text{ M}$. HCl è un acido forte: $pH = -\log C = -\log 10^{-3} = 3$. (Risposta A)

46. Ad una soluzione acquosa basica, che si trova alla temperatura T costante, si aggiunge una sostanza che si comporta da acido forte. Come conseguenza, il prodotto fra $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$:
 A) rimane costante
 B) diminuisce in quanto l'acido rende la soluzione meno basica
 C) diminuisce perché parte della base viene neutralizzata
 D) aumenta o diminuisce a seconda del valore della forza dell'acido aggiunto

46. Soluzione

Il prodotto $[H_3O^+][OH^-]$ è governato dalla K_w dell'acqua, quindi a T costante rimane costante. (Risposta A)

47. Lo spettro I.R. medio si estende nell'intervallo che va da $2,5 \cdot 10^3$ a $5 \cdot 10^4 \text{ nm}$, ovvero da:
 A) 4000 a 200 cm^{-1} B) 4000 a 200 s^{-1} C) 4000 a 500 cm^{-1} D) 2,5 a $500 \mu\text{m}$

47. Soluzione

Dato che: $\text{nm} = 10^{-9} \text{ m}$ e $\text{m} = 10^2 \text{ cm}$ si ottiene: $\text{nm} = 10^{-9} 10^2 \text{ cm} = 10^{-7} \text{ cm}$.

Quindi $2,5 \cdot 10^3 \text{ nm} = 2,5 \cdot 10^3 \cdot 10^{-7} \text{ cm} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ cm}$. Il reciproco è: $1/(2,5 \cdot 10^{-4}) \text{ cm}^{-1} = 4000 \text{ cm}^{-1}$.

Inoltre $5 \cdot 10^4 \text{ nm} = 5 \cdot 10^4 \cdot 10^{-7} \text{ cm} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ cm}$. Il reciproco è: $1/(5 \cdot 10^{-3}) \text{ cm}^{-1} = 200 \text{ cm}^{-1}$. (Risposta A)

48. Secondo la teoria acido-base di Brønsted-Lowry, il comportamento basico della soda caustica (NaOH) si spiega ammettendo che:
 A) in acqua NaOH liberi completamente i propri ioni ossidrilici
 B) gli ioni OH^- dell'idrossido strappino quantitativamente protoni all'acqua
 C) l'idrossido aggiunto aumenti gli ioni OH^- dell'acqua
 D) gli atomi di ossigeno degli ioni OH^- cedano una coppia di elettroni ai protoni dell'acqua

48. Soluzione

Una base è una sostanza che in acqua libera OH^- secondo la definizione più vecchia, quella di Arrhenius.

Secondo Brønsted-Lowry una base è una sostanza che cattura gli H^+ liberati da un acido e così si allarga la definizione di base a molecole come NH_3 .

Quindi, secondo Brønsted-Lowry, NaOH è una base perché in acqua realizza la reazione:

$OH^- + H_2O \rightarrow H_2O + OH^-$, ma, attenzione, lo strappo di H^+ non è quantitativo! ($K = 1$) (Risposta B?)

49. Una soluzione acquosa a pH 10 ha una concentrazione molare degli ioni H_3O^+ pari a:

- A) 10^{-4} B) 10^{-7} C) 10^{-9} D) 10^{-10}

49. Soluzione

Per definizione: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ e quindi, a pH 10: $[\text{H}^+] = 10^{-10}$ M. (Risposta D)

50. Indicare le cariche degli ioni formati nella reazione di Mg con N_2 .

- A) Mg^{2+} N^{5+} B) Mg^{2+} N^{3+} C) Mg^{2+} N^{3-} D) Mg^+ N^{3-}

50. Soluzione

Dato che Mg si può solo ossidare ($\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$), N_2 si deve ridurre ($\text{N}_2 + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{N}^{3-}$). (Risposta C)

51. Indicare le specie in ordine di raggio decrescente.

- A) $\text{Ca} > \text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+}$
 B) $\text{Ca} > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+}$
 C) $\text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}$
 D) $\text{Mg}^{2+} > \text{Ca} > \text{Ca}^{2+}$

51. Soluzione

Il raggio atomico aumenta scendendo nei gruppi ($\text{Ca} > \text{Mg}$). Questo vale anche per gli ioni positivi ($\text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+}$). Gli ioni positivi hanno un raggio minore dei rispettivi atomi neutri ($\text{Ca} > \text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+}$). (Risposta A)

52. Indicare quale sale in concentrazione 1 M forma soluzioni acquose acide.

- A) cloruro di potassio B) acetato di sodio
 C) acetato di potassio D) cloruro di ammonio

52. Soluzione

Il cloruro di potassio è formato da due ioni neutri (originati da un acido forte HCl e una base forte KOH). Gli acetati di sodio e potassio contengono acetato basico (viene dall'acido acetico, debole) e cationi neutri. Il cloruro d'ammonio è formato da Cl^- , neutro, e NH_4^+ , acido (viene dalla base debole NH_3). (Risposta D)

53. Indicare il legame più polare nelle tre coppie:

- 1) BCl, CCl 2) PF, PCl 3) SeCl, SeBr.

- A) BCl, PF, SeBr
 B) BCl, PF, SeCl
 C) CCl, PCl, SeCl
 D) CCl, PCl, SeCl,

53. Soluzione

L'elettronegatività aumenta andando verso destra nei periodi (quindi $\text{C} > \text{B}$) o salendo nei gruppi ($\text{F} > \text{Cl} > \text{Br}$). Nella prima coppia, il legame più polare col cloro è quello dell'atomo meno elettronegativo tra B e C: (B) Nella seconda coppia, il legame più polare col fosforo è quello dell'atomo più elettronegativo tra F e Cl: (F) Nella terza coppia, il legame più polare col selenio è quello dell'atomo più elettronegativo tra Cl e Br: (Cl). I tre legami più elettronegativi sono quindi BCl, PF, SeCl. (Risposta B)

54. Considerare le possibili strutture di Lewis dello ione NCS^- e indicare la carica degli atomi in quella più plausibile.

- A) $\text{N} = -2$, $\text{C} = 0$, $\text{S} = +1$
 B) $\text{N} = -1$, $\text{C} = 0$, $\text{S} = 0$
 C) $\text{N} = 0$, $\text{C} = 0$, $\text{S} = -1$
 D) $\text{N} = -1$, $\text{C} = 0$, $\text{S} = +1$

54. Soluzione

Per lo ione NCS^- si possono scrivere due forme limite di risonanza, entrambe plausibili, nelle quali ogni atomo ha l'ottetto elettronico.

$$:\text{N}\equiv\text{C}-\ddot{\text{S}}:^- \longleftrightarrow ^-\ddot{\text{N}}=\text{C}=\ddot{\text{S}}:$$
 La carica negativa è distribuita circa al 50% sullo zolfo e sull'azoto, ma dato che l'azoto è più elettronegativo dello zolfo, forse l'azoto è leggermente più negativo.
 La domanda del problema 54, quindi, è scorretta. (Risposta B,C?)

55. L'atomo è la più piccola parte di un elemento:

- A) che ne conserva le proprietà chimiche e fisiche
- B) che ne conserva le proprietà chimiche e gran parte di quelle fisiche
- C) con cui l'elemento entra a far parte dei composti
- D) capace di esistenza fisica indipendente

55. Soluzione

L'atomo è la più piccola parte con cui un elemento entra a far parte dei composti. (Risposta C)

56. La molecola è la più piccola parte di un individuo chimico (elemento o composto):

- A) che ne conserva le proprietà del reticolo cristallino
- B) che ne conserva le proprietà chimiche e fisiche e che è capace di esistenza fisica indipendente
- C) che ne conserva le proprietà chimiche e parte di quelle fisiche e che è capace di esistenza fisica indipendente
- D) che ne conserva tutte le proprietà fisiche e chimiche e che è capace di esistenza fisica indipendente

56. Soluzione

La molecola è la più piccola parte di un individuo chimico che ne conserva le proprietà chimiche (una sostanza in fase gassosa o in soluzione è formata da molecole che reagiscono in modo individuale) e parte di quelle fisiche (alcune proprietà fisiche non hanno senso in una molecola isolata per esempio densità, viscosità, durezza, indice di rifrazione) e che è capace di esistenza fisica indipendente (in fase gassosa o in soluzione). (Risposta C)

57. Gli atomi di uno stesso elemento:

- A) sono tutti eguali
- B) sono tutti della stessa specie chimica ma non sono tutti eguali
- C) hanno la stessa massa atomica
- D) hanno lo stesso numero di elettroni, protoni e neutroni

57. Soluzione

Ogni elemento è caratterizzato da un definito numero di protoni nel nucleo e costituisce una precisa specie chimica. La maggior parte degli elementi, però, è formata da isotopi diversi. (Risposta B)

58. Le masse atomiche relative degli elementi presenti in natura si riferiscono:

- A) alla media delle masse dei nuclidi isotopi degli elementi nello stesso rapporto in cui essi sono presenti in natura
- B) alle masse dell'isotopo più abbondante in natura
- C) alle masse medie dei nuclidi isotopi naturali e artificiali degli elementi
- D) alle masse medie dei nuclidi isotopi radioattivi degli elementi

58. Soluzione

La massa atomica di un elemento è data dalla media ponderata delle masse dei suoi isotopi secondo l'abbondanza che si trova in natura. (Risposta A)

59. Le colonne verticali della tavola periodica degli elementi chimici sono dette:

- A) gruppi e contengono elementi con configurazione elettronica esterna identica
- B) gruppi e contengono elementi con configurazione elettronica esterna dello stesso tipo
- C) gruppi e contengono elementi con proprietà eguali
- D) periodi e contengono elementi con configurazione elettronica esterna identica

59. Soluzione

Le colonne della tavola periodica sono dette gruppi. Contengono atomi simili chimicamente perchè hanno una configurazione elettronica esterna simile, con gli stessi elettroni in orbitali di gusci successivi. (Risposta B)

60. Un composto ha formula minima CH_2O , ha peso formula 30 e peso molecolare $M_r = 180$, perciò la sua formula molecolare è:

- A) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- B) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$
- C) CH_3COOH
- D) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$

60. Soluzione

Il peso molecolare è 6 volte maggiore del peso formula, quindi la molecola è $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. (Risposta A)

Qui riprendono i quesiti della classe B (41-60).

41. Tre ricercatori (detti **a**, **b**, **c**) riportano, nella descrizione di una procedura sperimentale di una sintesi, la massa di un reagente espressa dalle notazioni: **a**) 4,0 g; **b**) 4,00 g, **c**) 4,000 g. Sulla base di ciò, indicare quale dei tre operatori lavora con maggiore precisione e quale di essi potrebbe aver usato la minore quantità di reagente.

- A) il più preciso è **b**; **a** può aver usato meno reagente
 B) il più preciso è **a**; **c** può aver usato meno reagente
 C) il più preciso è **c**; **a** può aver usato meno reagente
 D) sono tutti egualmente precisi ma **c** può aver usato meno reagente

41. Soluzione

c) è il più preciso dato che usa un'incertezza di ± 1 mg. La sua minima quantità può essere 1 mg inferiore a 4 g.
a) può usare meno reagente (100 mg meno di 4 g) dato che accetta un'incertezza di ± 100 mg. (Risposta C)

42. Alle finali delle Olimpiadi della Chimica del 2007 alcuni studenti non hanno saputo esprimere i volumi usati nelle titolazioni acido-base o redox con le dovute cifre significative. Tenuto conto che si usano le stesse burette da 50 mL usate nelle scuole italiane, indicare con quante cifre dopo la virgola si devono esprimere i valori per non perdere stupidamente punti.

- A) due B) tre C) nessuna D) una

42. Soluzione

Nelle provette da 50 mL vi sono tacche più grandi ogni millilitro e tacche più piccole ogni 0,1 mL. Inoltre si può stimare un'ulteriore cifra decimale valutando ad occhio la posizione del menisco tra due tacche piccole.

Per concludere, il valore in millilitri di una titolazione può essere dato con due cifre decimali. (Risposta A)

43. Indicare i coefficienti della reazione bilanciata che si verifica quando l'alcol metilico o metanolo brucia totalmente all'aria senza sottoprodotti dovuti a carenza di ossidante o a reazioni parassite concorrenti. Riporta, nell'ordine, i coefficienti del metanolo, dell'ossidante, del composto formato dal C del metanolo e dell'altro prodotto.

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

43. Soluzione

La reazione con una molecola di metanolo è la seguente: $\text{CH}_3\text{OH} + \frac{3}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Se vogliamo coefficienti interi, la reazione diventa: $2 \text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ (Risposta D)

44. Si sa che l'isotopo del cloro che si trova in natura è costituito per il 75,53% da ^{35}Cl che ha una massa atomica di 34,969 u e per il 24,47% da ^{37}Cl che ha massa atomica di 36,966 u. Indicare la massa atomica relativa o peso atomico del cloro.

- A) 35,460 u B) 35,46 C) 36,00 u D) 35,46 Da

44. Soluzione

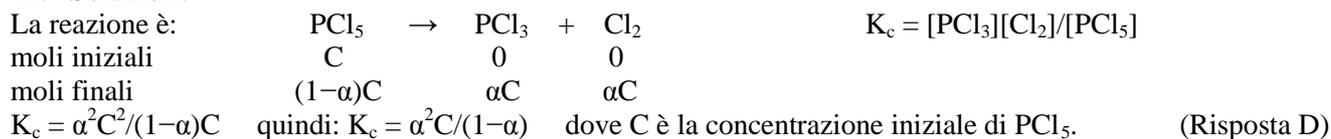
Il peso atomico di un atomo è dato dalla media pesata dei pesi atomici dei vari isotopi presenti in natura.

$\text{PA}_{\text{Cl}} = 0,7553 \cdot 34,969 + 0,2447 \cdot 36,966 = 35,46$ (senza dimensioni: è una massa relativa). (Risposta B)

45. Indicare l'espressione analitica della costante di equilibrio K_c della seguente reazione di dissociazione termica del pentacloruro di fosforo in funzione del grado di dissociazione α :



- A) $K_c = \frac{\alpha^3 C}{(1-\alpha)^2}$ dove C = conc. all'equilibrio di PCl_5
 B) $K_c = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$ dove C = conc. all'equilibrio di PCl_5
 C) $K_c = \frac{\alpha^3 C}{(1-\alpha)^2}$ dove C = conc. iniziale di PCl_5
 D) $K_c = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$ dove C = conc. iniziale di PCl_5

45. Soluzione

46. Ricorda la definizione di legame a idrogeno (non si dice legame idrogeno!) e indica la sequenza di legami a idrogeno di forza decrescente per un dato X-H.

- A) $\text{X-H}\cdots\text{N} > \text{X-H}\cdots\text{F} > \text{X-H}\cdots\text{O} > \text{X-H}\cdots\text{O}$
 B) $\text{X-H}\cdots\text{F} > \text{X-H}\cdots\text{O} > \text{X-H}\cdots\text{N} > \text{X-H}\cdots\text{F}$
 C) $\text{X-H}\cdots\text{F} > \text{X-H}\cdots\text{F} > \text{X-H}\cdots\text{O} > \text{X-H}\cdots\text{N}$
 D) $\text{X-H}\cdots\text{N} > \text{X-H}\cdots\text{F} > \text{X-H}\cdots\text{F} > \text{X-H}\cdots\text{O}$

46. Soluzione

Il legame a idrogeno $\text{X-H}\cdots\text{Y}$ è dovuto all'attrazione elettrostatica che si realizza tra l'atomo Y (che deve avere una grande densità elettronica e quindi deve essere piccolo ed elettronegativo come F, O, N) ed un atomo di idrogeno parzialmente positivo perchè legato a X, uno dei tre atomi elettronegativi (F, O, N).

La forza del legame a idrogeno aumenta con l'elettronegatività di X (che rende più positivo l'idrogeno), e aumenta anche con l'elettronegatività di Y (che aumenta la sua densità elettronica e rende più intensa l'attrazione elettrostatica $\text{H}^{\delta+}\cdots\text{Y}^{\delta-}$).

La forza del legame a idrogeno $\text{H}\cdots\text{Y}$ ha lo stesso andamento dell'elettronegatività di Y, quindi: $\text{F} > \text{O} > \text{N}$.

Lo ione F^- può fare un legame più forte di F perchè ha una maggiore densità di carica negativa. (Risposta C)

47. Una volta scritte più strutture di Lewis per una molecola, si può individuare la struttura più plausibile valutando la carica formale di ciascun atomo nelle strutture. La carica formale rappresenta:

- A) la differenza tra il n° di elettroni di valenza dell'atomo neutro e il suo n° di ossidazione
 B) la differenza tra il n° di elettroni di valenza dell'atomo neutro e il n° di elettroni che competono all'atomo assegnando in modo equo gli elettroni dei legami a cui partecipa e trascurando i suoi elettroni di non legame
 C) la differenza tra il n° di elettroni di valenza dell'atomo neutro e il n° di elettroni che competono all'atomo assegnandogli tutti gli elettroni di non legame che compaiono nella formula e in modo equo gli elettroni dei legami a cui partecipa
 D) la carica che ciascun atomo assume se gli elettroni dei legami a cui partecipa vengono assegnati all'elemento più elettronegativo, espressa in valore algebrico

47. Soluzione

La carica formale è data dalla differenza tra il n° di elettroni di valenza dell'atomo neutro e il n° di elettroni che questo possiede nella molecola, calcolati sommando sia i suoi elettroni di non legame sia un elettrone per ogni legame a cui partecipa. (Risposta C)

48. Individuare l'affermazione ERRATA.

- A) il legame ionico si forma tra atomi di elementi aventi elettronegatività molto diversa (in genere si accetta una differenza $\geq 1,9$)
 B) il legame ionico si forma tra ioni di carica opposta tenuti assieme da attrazione di natura elettrostatica
 C) i composti ionici permettono di individuare la molecola, sono sempre solidi e sono in grado di condurre la corrente elettrica allo stato fuso
 D) l'energia reticolare di un composto ionico coincide in valore assoluto con l'energia emessa quando ioni di segno opposto, allo stato gassoso, si aggregano per formare un reticolo cristallino

48. Soluzione

Le affermazioni sono tutte corrette a parte quella, errata, che sostiene che si può individuare la molecola di un composto ionico.

In realtà, il legame ionico si estende ai miliardi di ioni adiacenti che formano il cristallo. Con i composti ionici, non si può parlare di molecola o di peso molecolare, ma di formula e di peso formula. (Risposta C)

49. Indicare per quale delle seguenti reazioni il valore di K_p è uguale a quello di K_c .

- A) $2 C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 CO_{(g)}$
 B) $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$
 C) $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(g)}$
 D) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2 HI_{(g)}$

49. Soluzione

Dalla legge dei gas si può ricavare la pressione in funzione della concentrazione: $P = (n/V) RT = MRT$.

La K_{eq} espressa con le pressioni (K_p) può coincidere con quella espressa in concentrazioni (K_c) se nella reazione vi sono le stesse moli a sinistra e a destra in modo che il fattore RT si semplifichi e scompaia dall'espressione di K_p .
 Tra le reazioni date, solo l'ultima soddisfa questo criterio (2 molecole \rightarrow 2 molecole). (Risposta D)

50. Sapendo che la pressione osmotica del sangue è di 7,70 atm a 25 °C, indicare la concentrazione molare di una soluzione di glucosio isotonica con il sangue.

- A) 0,62 M B) 0,155 M C) 0,31 M D) 0,82 M

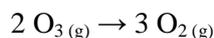
50. Soluzione

La pressione osmotica obbedisce alla legge dei gas: $PV = nRT$ da cui: $C = n/V = P/RT$.

$$C = 7,70 / (0,0821 \cdot 298) = 0,315 \text{ M.}$$

(Risposta C)

51. Sapendo che nella seguente equazione:



la velocità di formazione di O_2 ($\Delta[O_2]/\Delta t$) è $6,0 \cdot 10^{-5}$ M/s, indicare la velocità di scomparsa dell'ozono ($-\Delta[O_3]/\Delta t$).

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

51. Soluzione

La velocità di scomparsa di O_3 è $2/3$ delle formazione di O_2 : $2/3 \cdot 6,0 \cdot 10^{-5} = 4,0 \cdot 10^{-5}$ M/s.

(Risposta B)

52. Indicare quale delle seguenti reazioni non è una reazione acido-base secondo Lewis.

- A) $Al(OH)_3_{(s)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow Al(OH)_4^-_{(aq)}$
 B) $Cl_2_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HOCl_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
 C) $SnCl_4_{(s)} + 2 Cl^-_{(aq)} \rightarrow SnCl_6^{2-}_{(aq)}$
 D) $CO_2_{(g)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow HCO_3^-_{(aq)}$

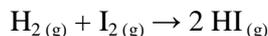
52. Soluzione

Nelle reazioni A, C, D vi è un acido (Al^{3+} , Sn^{4+} , CO_2) che reagisce con una base (OH^- , Cl^- , OH^-).

La reazione C, in particolare, è una tipica reazione acido-base secondo Lewis.

La reazione B, invece, è un'ossidazione nella quale Cl_2 subisce una dismutazione: in parte si ossida a Cl^+ , formando ipoclorito $HOCl$, e in parte si riduce a Cl^- . (Risposta B)

53. La seguente reazione ha una $K_c = 51,0$ a 448 °C.



Indicare il valore del quoziente di reazione Q e la direzione in cui la reazione procede per raggiungere l'equilibrio a 448 °C se si parte con $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol di HI , $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol di H_2 e $3,0 \cdot 10^{-2}$ mol di I_2 .

- A) $Q = 13$; la reazione procede verso sinistra
 B) $Q = 50$; la reazione procede verso sinistra
 C) $Q = 1,3$; la reazione procede verso destra
 D) $Q = 62$; la reazione procede verso destra

53. Soluzione

Il quoziente di reazione vale: $Q = [HI]^2 / [H_2][I_2] = (2 \cdot 10^{-2})^2 / (10^{-2} \cdot 3,0 \cdot 10^{-2}) = 4/3 = 1,3$.

Dato che Q è inferiore a K_c , nella reazione c'è poco HI e quindi la reazione va a destra.

(Risposta C)

54. Indicare quale elemento si forma quando il nuclide $^{226}_{88}\text{Ra}$ subisce il decadimento alfa.

- A) $^{222}_{88}\text{Ra}$
 B) $^{222}_{86}\text{Rn}$
 C) $^{223}_{86}\text{Rn}$
 D) $^{228}_{89}\text{Ac}$

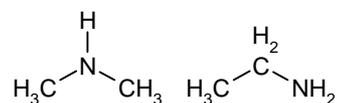
54. Soluzione

Nel decadimento alfa, dal nucleo viene espulso un nucleo di elio e quindi la massa dell'atomo diminuisce di 4 unità: $226 - 4 = 222$; il numero atomico diminuisce di 2 unità: $88 - 2 = 86$ ($^{222}_{86}\text{Rn}$). (Risposta B)

55. Indicare il numero di isomeri di formula $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$.

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

55. Soluzione



Le molecole di formula $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ sono sature: non hanno nè doppi legami nè anelli. Infatti, se al posto di N ci fosse un carbonio la formula bruta sarebbe: C_3H_8 che è la formula di un alcano saturo ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$). Ci sono solo due modi per legare in sequenza due carboni e un azoto: CNC e CCN. (Risposta B)

56. In una titolazione acido-base il viraggio si verifica in ambiente acido. Quindi, la titolazione è del tipo:

- A) acido forte - base forte
 B) acido forte - base debole
 C) acido debole - base forte
 D) acido forte diprotico - base forte

56. Soluzione

Nella titolazione tra un acido forte e una base debole, al punto di viraggio, in soluzione, c'è solo l'acido coniugato della base debole. Consideriamo, per esempio, la reazione: $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cl}^- + \text{NH}_4^+$
 Al punto di viraggio la soluzione contiene cloruro d'ammonio: lo ione ammonio è un acido debole. (Risposta B)

57. Una soluzione acquosa di HCl (100 mL, 0,3 M) viene miscelata con una soluzione di acido nitrico (200 mL; 0,6 M). Indicare la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ nella soluzione finale.

- A) $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ B) $5,0 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ C) $4,0 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ D) $6,0 \cdot 10^{-1} \text{ M}$

57. Soluzione

Entrambi questi acidi sono molto forti e in acqua sono completamente dissociati. Le moli di H^+ finali sono uguali alla somma delle moli dei due acidi. $n_1 = MV = 0,3 \cdot 100 = 30 \text{ mmol}$; $n_2 = MV = 0,6 \cdot 200 = 120 \text{ mmol}$.
 Le moli totali sono: $30 + 120 = 150 \text{ mmol}$. Il volume totale è 300 mL. $[\text{H}^+] = 150/300 = 0,5 \text{ M}$. (Risposta B)

58. Indicare la quantità chimica di ossigeno molecolare O_2 necessaria per bruciare una mole di propano C_3H_8 se la reazione avviene in modo completo.

- A) 5 mol
 B) 160 g
 C) 6 mol
 D) $3,0 \cdot 10^{22}$ molecole

58. Soluzione

La reazione trasforma tutti i carboni dell'idrocarburo in CO_2 e tutti gli idrogeni in H_2O .
 Quindi: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$ Sono necessarie 5 moli di O_2 . (Risposta A)

59. Indicare per quale valore di pH (a 25 °C) si ha la massima concentrazione di $[H_3O^+]$.

- A) 3,1
- B) 3,5
- C) 6,6
- D) 6,1

59. Soluzione

La definizione di pH è: $pH = -\log[H^+]$ quindi: $[H^+] = 10^{-pH}$. A $pH = 7$ abbiamo $[H^+] = 10^{-7}$ M, e, man mano che il pH diminuisce, la concentrazione di $[H^+]$ aumenta. A $pH = 0$ abbiamo $[H^+] = 10^0 = 1$ M.

Quindi, tra i pH dati, quello più acido (con maggiore $[H^+]$) è il minore: 3,1. (Risposta A)

60. Indicare l'affermazione ERRATA a proposito della collocazione dell'idrogeno nella tavola periodica. Essa non è definita in modo del tutto soddisfacente. L'idrogeno, infatti:

- A) data la sua configurazione elettronica esterna viene posto nel primo gruppo, infatti si comporta da metallo alcalino con gli alogeni
- B) potrebbe essere posto anche tra il 3° e il 4° gruppo in base al fatto che la sua elettronegatività è posta tra quella del boro e del carbonio
- C) potrebbe essere posto anche nel settimo gruppo, infatti esso tende a comportarsi da alogeno con i metalli alcalini
- D) potrebbe essere collocato tra i gas nobili per la sua capacità di cedere o acquistare un elettrone formando H^+ e H^-

60. Soluzione

L'idrogeno forma con gli alogeni molecole come HCl che, come composizione, assomiglia ad NaCl (A ok).

L'idrogeno forma coi metalli alcalini molecole come NaH che, come composizione, assomiglia ad NaCl (C ok).

L'elettronegatività non è un criterio con cui collocare un elemento nella Tavola periodica (B errata)

Il posto dei gas nobili nella Tavola non è legato alla capacità di diventare sia ioni positivi che negativi (D errata).

Ci sono due risposte errate, la domanda 60 non ha una risposta univoca. (Risposta B, D)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato
ITI Marconi – Padova