

Giochi della Chimica 2012

Fase regionale – Classi A e B – Soluzioni guidate

1. Uno dei motivi per cui ci si preoccupa del riscaldamento globale è che, aumentando la temperatura media, l'acqua di mare diventa:

- A) meno densa e il livello del mare cresce
- B) più densa e il livello del mare cresce
- C) meno densa e il livello del mare diminuisce
- D) più densa anche se il livello del mare non cresce

1. Soluzione

Se l'acqua del mare diventa più calda, il suo volume aumenta a causa della dilatazione termica e quindi la sua densità diminuisce (B e C errate). Se il volume aumenta, il livello del mare cresce. (Risposta A)

2. L'elemento più denso tra quelli noti è l'osmio che ha una densità di $22,48 \text{ g/cm}^3$, pertanto un cubo di tale elemento, con spigolo di $2,54 \text{ cm}$, ha una massa di:

- A) $890,0 \text{ g}$
- B) $368,4 \text{ g}$
- C) $719,7 \text{ g}$
- D) $568,7 \text{ g}$

2. Soluzione

Il volume del cubo è: $V = l^3 = 2,54^3 = 16,387 \text{ cm}^3$. La massa è: $m = d \cdot V = 22,48 \cdot 16,387 = 368,4 \text{ g}$. (Risposta B)

3. Indicare quanta acqua di mare si deve evaporare per ottenere 150 g di NaCl , sapendo che tale acqua ne contiene il $3,50\% \text{ m/v}$.

- A) $75,8 \text{ cm}^{-3}$
- B) 150 cm^{-3}
- C) $4,28 \text{ dm}^{-3}$
- D) $2,10 \text{ dm}^{-3}$

3. Soluzione

Il volume di acqua si ottiene dalla proporzione: $150 : V = 3,5 : 100$ $V = 4286 \text{ mL} = 4,29 \text{ L}$. (Risposta C)

4. Indicare la massa di ossido che si è formata in una reazione in cui si brucia un campione di Mg grezzo ($0,455 \text{ g}$) in presenza di una quantità nota di ossigeno in eccesso ($2,31 \text{ g}$), se dalla reazione si ottiene solo MgO , e la massa di ossigeno non reagito è di $2,05 \text{ g}$.

- A) $0,655 \text{ g}$
- B) $0,755 \text{ g}$
- C) $0,715 \text{ g}$
- D) $0,851 \text{ g}$

4. Soluzione

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

Moli (mmol) 8,125 16,25

MM (g/mol) 24,3 32 40,3

Massa (g) 0,26 0,655

La massa di O_2 che ha reagito è: $2,31 - 2,05 = 0,26 \text{ g}$. Le moli di O_2 reagite sono: $0,26/32 = 8,125 \text{ mmol}$.

Le moli ottenute di MgO sono il doppio: $16,25 \text{ mmol}$. La massa molare di MgO è: $24,3 + 16 = 40,3 \text{ g/mol}$.

La massa di MgO è: $m = n \cdot \text{MM} = 16,25 \cdot 10^{-3} \cdot 40,3 = 0,655 \text{ g}$. (Risposta A)

5. Indicare il numero di ioni presenti in $0,1 \text{ mg}$ di MgCl_2 , una massa che, in una buona bilancia analitica, rappresenta la minima quantità pesabile.

- A) $1,9 \cdot 10^{18}$ ioni
- B) $6,3 \cdot 10^{17}$ ioni
- C) $3,2 \cdot 10^{19}$ ioni
- D) $5,4 \cdot 10^{17}$ ioni

5. Soluzione

Il peso formula di MgCl_2 è: $24,3 + 2 \cdot 35,45 = 93,2 \text{ g/mol}$. Le moli di MgCl_2 in $0,1 \text{ g}$ sono: $0,1/93,2 = 1,073 \text{ mmol}$.

Dato che MgCl_2 si dissocia in tre ioni (Mg^{2+} , Cl^- , Cl^-), le moli di ioni sono il triplo: $1,073 \cdot 3 = 3,219 \text{ mmol}$.

Il numero di ioni è: $3,219 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,94 \cdot 10^{18}$. (Risposta A)

6. Se la pressione atmosferica in un ambiente è di 740 mmHg, indicare la pressione in atmosfere.

- A) 0,71 atm B) 0,85 atm C) 0,97 atm D) 1,32 atm

6. Soluzione

La pressione in atm si ricava dalla proporzione: $P : 740 = 1 : 760$ $P = 740/760 = 0,974$ atm. (Risposta C)

7. Secondo il principio di Avogadro: volumi eguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono un egual numero:

- A) di atomi B) di molecole C) di ioni D) di molecole solo se sono diatomiche

7. Soluzione

A parità di T e P, volumi eguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole. (Risposta B)

8. Un composto ha mostrato la seguente analisi elementare: C = 24,3%; Cl = 71,6%; H = 4,07%. Indicare la sua formula molecolare.

- A) CH_2Cl_2 B) CHCl_3 C) CH_3Cl D) $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

8. Soluzione

In 100 g le moli sono: (C) $24,2/12 = 2,02$ mol; (Cl) $71,6/35,45 = 2,02$ mol; (H) $4,07/1,008 = 4,04$ mol.

Dividendo per il valore più piccolo si ottiene: (C) 1 mol; (Cl) 1 mol; (H) $4,04/2,02 = 2$ mol.

La formula minima è quindi: CH_2Cl . La sola molecola in accordo con questa formula è $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$. (Risposta D)

9. Lo ione Ba^{2+} è molto velenoso. Ciò nonostante il BaSO_4 viene usato come componente del “latte di Bario” che viene somministrato ai pazienti come pappa da ingerire per via orale in modo da ricoprire il tratto intestinale. Così il tessuto ricoperto risulta evidenziato nell’esame ai raggi X. Ciò:

- A) non è vero, si usa il solfato di calcio
B) è vero perché il BaSO_4 è insolubile in acqua
C) è vero perché tutti i sali di bario sono insolubili
D) è vero perché il sale, nello stomaco, forma il cloruro insolubile

9. Soluzione

Il BaSO_4 è insolubile in acqua ($K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-10}$), mentre BaCl_2 non è nella tabella dei sali poco solubili (C e D errate). Si usa il bario e non il calcio perché il bario, più grande, assorbe di più i raggi X. (Risposta B)

10. Indicare la quantità chimica e la massa di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ da utilizzare per formare 100 cm^3 di una soluzione acquosa di CuSO_4 0,100 M.

- A) $1,00 \cdot 10^{-2}$ mol; 1,59 g
B) $1,00 \cdot 10^{-1}$ mol; 25,0 g
C) $1,00 \cdot 10^{-2}$ mol; 2,50 g
D) $1,00 \cdot 10^{-1}$ mol; 1,59 g

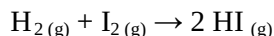
10. Soluzione

Dato che la molarità è: $M = n/V$ si ottiene: $n = M \cdot V$ quindi: $n = 0,1 \cdot 0,1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol (B e D errate).

La massa molare di $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ è: $63,55 + 32 + 64 + 5 \cdot 18 = 249,6$ g/mol.

La massa da usare è: $m = n \cdot MM = 1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 249,6 = 2,50$ g. (Risposta C)

11. Nella reazione reversibile di equilibrio:



se si parte da 2 mol di H_2 e da 1 mol di I_2 , indicare la quantità di HI che è presente all’equilibrio.

- A) 1 mol
B) 2 mol
C) più di 2 mol ma meno di 4 mol
D) meno di 2 mol

11. Soluzione

Dato che H_2 e I_2 reagiscono con un rapporto in moli 1:1, una mol di I_2 può reagire con una sola mole di H_2 e si possono formare al massimo 2 moli di HI se la reazione andasse a completezza (H_2 era in eccesso). Dato, però, che la reazione è un equilibrio e dipende da K_{eq} , si formano meno di 2 moli di HI. (Risposta D)

12. La molecola di una sostanza chimica (elemento o composto) possiede tutte le proprietà:

- A) chimiche, ma non quelle fisiche della sostanza
- B) chimiche e la maggior parte di quelle fisiche della sostanza
- C) fisiche, ma non tutte quelle chimiche della sostanza
- D) delle specie atomiche che la compongono

12. Soluzione

Una singola molecola di una sostanza ha le proprietà chimiche della sostanza (reattività, proprietà acido base) e alcune di quelle fisiche (peso molecolare, dipolo elettrico, potenziale redox, assorbimento di luce UV-vis), ma non di tutte (punto di fusione, densità, viscosità). (Risposta B)

13. Una reazione chimica è un processo:

- A) che trasferisce tutte le proprietà dei reagenti in quelle dei prodotti
- B) modifica spesso le proprietà delle specie che reagiscono
- C) non modifica mai la natura degli individui chimici che reagiscono
- D) modifica sempre la natura dei composti che reagiscono

13. Soluzione

Una reazione chimica modifica sempre la natura dei composti che reagiscono perché in una reazione si rompono alcuni legami e se ne formano altri. (Risposta D)

14. Nelle trasformazioni fisiche, al contrario di quelle chimiche:

- A) varia la natura chimica delle sostanze che vi prendono parte ma non la loro energia
- B) variano le proprietà fisiche (energia, posizione, stato fisico, etc.) ma non quelle chimiche delle sostanze
- C) varia lo stato fisico ma non l'energia e la posizione di una sostanza
- D) variano i legami forti delle sostanze ma non quelli deboli

14. Soluzione

In una trasformazione fisica una sostanza può essere scaldata, alzata, accelerata o può subire una trasformazione di stato, ma le sue proprietà chimiche non cambiano dato che le sue molecole restano intatte. (Risposta B)

15. L'aria atmosferica non inquinata è formata da:

- A) un miscuglio (miscela eterogenea) di ossigeno, azoto e idrogeno
- B) una soluzione di ossigeno e altri gas in tracce (soluti) in azoto (solvente)
- C) un miscuglio di ossigeno, ossido di carbonio e azoto
- D) una miscela omogenea di ossigeno, azoto e idrogeno

15. Soluzione

L'aria è una soluzione, cioè una miscela omogenea (A e C errate), di molti gas (D errata): l'azoto è il più abbondante (78%), e quindi si può considerarlo il solvente, poi troviamo ossigeno (20%), acqua (1%), argon (1%), anidride carbonica (0,04%), e altri gas in minori quantità. (Risposta B)

16. La massa di uno sciatore:

- A) varia da luogo a luogo con l'altitudine
- B) è sempre costante indipendentemente dal luogo e dall'altitudine
- C) dipende dal valore dell'accelerazione di gravità
- D) dipende dalla velocità con cui scia

16. Soluzione

La massa è costante indipendentemente dal luogo dove viene misurata, mentre il peso è una forza e dipende dall'accelerazione di gravità. (Risposta B)

17. In un bicchiere d'acqua è presente un cubetto di ghiaccio galleggiante. Perciò nel sistema in esame:

- A) ci sono due fasi
- B) c'è una sola fase
- C) avendo acqua e ghiaccio la stessa formula non ci sono fasi
- D) c'è una sola fase perché il ghiaccio galleggia e non è sul fondo

17. Soluzione

Nel sistema, l'acqua è presente in due fasi: liquida e solida. (Risposta A)

18. L'acido solforico H_2SO_4 è:

- A) un composto chimico pericoloso che non va mai diluito per aggiunta diretta di acqua
- B) una miscela di idrogeno, zolfo e ossigeno allo stato liquido
- C) un composto solido
- D) una miscela di idrogeno, zolfo e ossigeno in rapporto volumetrico di 2:1:4.

18. Soluzione

H_2SO_4 è un composto chimico pericoloso che non va mai diluito per aggiunta diretta di acqua perché l'idratazione dell'acido è molto esotermica e si possono generare schizzi di acido caldo. (Risposta A)

19. La massa atomica e molecolare delle sostanze chimiche si misurano:

- A) solo in kg e sono dell'ordine di 10^{-25} kg
- B) in kg o in u (l'obsoleta u.m.a.)
- C) in g mol^{-1}
- D) in unità adimensionali

19. Soluzione

L'unità di misura della massa nel S.I. è kg, ma la IUPAC consente di usare anche un'unità di misura più piccola e quindi più conveniente, u (una volta chiamata u.m.a.), che è $1/12$ della massa atomica del ^{12}C . (Risposta B)

20. I chimici usano, accanto alla massa atomica e alla massa molecolare, anche le masse atomiche e molecolari relative (adimensionali, simboli IUPAC: A_r e M_r) chiamandole peso atomico e peso molecolare (a volte indicati con simboli obsoleti P.A. e P.M.). Individuare l'indicazione corretta del peso molecolare dell'acqua.

- A) 18
- B) 18 g mol^{-1}
- C) $18 u$
- D) 18 Da o u.m.a.

20. Soluzione

La massa molecolare dell'acqua è 18 u, mentre il peso molecolare è 18 (adimensionale). (Risposta A)

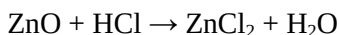
21. La massa molare di un individuo chimico indica:

- A) la massa di un atomo o di una molecola e si esprime in u
- B) la massa di una mole di atomi o di molecole (ciò va specificato) e si esprime in g mol^{-1}
- C) la massa di un atomo o di una molecola e si esprime in u.m.a. o in dalton
- D) la massa di una mole di atomi o di molecole e si esprime con un numero puro

21. Soluzione

La massa molare è la massa di una mole di atomi o di molecole e si esprime in g/mol . (Risposta B)

22. Data la reazione (da bilanciare)



indicare la massa di ZnCl_2 , che si ottiene da 20,35 g di ZnO e 14,58 g di HCl.

- A) 34,07 g
- B) 54,43 g
- C) 19,49 g
- D) 27,26 g

22. Soluzione

La reazione bilanciata è:	ZnO	+	2HCl	$\rightarrow$	ZnCl_2	+	H_2O
Moli (mol)	(0,25)		0,4		0,2		
MM (g/mol)	81,38		36,45		136,28		
Massa (g)	20,35		14,58		27,26		

La massa molare di ZnO è: $65,38 + 16 = 81,38 \text{ g/mol}$; le moli di ZnO sono: $20,35/81,38 = 0,25 \text{ mol}$

La massa molare di HCl è: $1 + 35,45 = 36,45 \text{ g/mol}$; le moli di HCl sono: $14,58/36,45 = 0,4 \text{ mol}$ e quindi sono in difetto (ne servirebbero 0,5 per far reagire tutto lo ZnO) e permettono di ottenere 0,2 mol di ZnCl_2 .

La massa molare di ZnCl_2 è: $65,38 + 2 \cdot 35,45 = 136,28 \text{ g/mol}$;

La massa di ZnCl_2 è: $136,28 \cdot 0,2 = 27,26 \text{ g}$. (Risposta D)

23. Indicare quanti atomi di ossigeno sono contenuti in una mole di molecole di questo gas.

- A) $6,022 \cdot 10^{23}$
- B) $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$
- C) $16 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$
- D) $32 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$

23. Soluzione

In una mole di O_2 ci sono $2N$ atomi di O, cioè: $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi.

(Risposta B)

24. I due nuclidi ^{13}C e ^{14}N hanno in comune il numero di:

- A) protoni
- B) neutroni
- C) protoni + neutroni
- D) elettroni + protoni

24. Soluzione

In ^{13}C ci sono 6 protoni e $13 - 6 = 7$ neutroni.

In ^{14}N ci sono 7 protoni e $14 - 7 = 7$ neutroni. Entrambi hanno 7 neutroni.

(Risposta B)

25. Indicare la massa d'acqua che contiene un numero di molecole vicino a $6,022 \cdot 10^{23}$.

- A) 16 g
- B) $18 \cdot 10^{23}$ g
- C) 18 g
- D) 18 kg

25. Soluzione

Una mole di molecole d'acqua contiene un numero di molecole pari alla costante di Avogadro, $6,022 \cdot 10^{23}$.

Quindi la massa d'acqua è pari alla sua massa molare. (H_2O) $2 + 16 = 18$ g.

(Risposta C)

26. Un nuclide isotopo di un elemento e lo stesso nuclide isotopo, con una carica positiva, differiscono per il numero di:

- A) protoni
- B) elettroni
- C) neutroni ed elettroni
- D) elettroni e protoni

26. Soluzione

Un nuclide isotopo (per esempio ^{13}C) e lo stesso nuclide isotopo con una carica positiva (per esempio $^{13}C^+$) hanno lo stesso numero di protoni e neutroni, e differiscono solo per il numero di elettroni.

(Risposta B)

27. Indicare la massa di 1,70 mol di ammoniaca.

- A) 2,89 g
- B) 28,9 g
- C) 17,0 g
- D) 1,70 g

27. Soluzione

La massa molare di NH_3 è: $14 + 3 = 17$ g/mol. La massa di 1,7 mol è: $1,7 \cdot 17 = 28,9$ g.

(Risposta B)

28. Il peso formula del sale da cucina, NaCl, si ottiene:

- A) moltiplicando il peso atomico del sodio con quello del cloro
- B) sommando il peso atomico del cloro con quello del sodio
- C) sommando i numeri di massa di cloro e sodio
- D) sommando i numeri di massa di cloro e sodio e moltiplicando il tutto per la costante di Avogadro N_A

28. Soluzione

Il peso formula di NaCl è: $23 + 35,45 = 58,45$ g/mol, la somma dei pesi atomici.

(Risposta B)

29. In una comune reazione chimica la somma delle masse dei reagenti:

- A) è uguale a quella dei prodotti
- B) è minore di quella dei prodotti (difetto di massa)
- C) è uguale a quella dei prodotti se nessuno di essi è un gas
- D) è uguale a quella dei prodotti se non varia il numero di molecole

29. Soluzione

Per la legge di Lavoisier, in una reazione chimica la massa si conserva, quindi la somma delle masse dei reagenti è uguale a quella dei prodotti. (Risposta A)

30. Indicare la massa di due moli di NaCl (peso formula $F_r = 58$).

- A) $58 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
- B) 116 g
- C) $58 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
- D) 116 g mol^{-1}

30. Soluzione

La massa di due moli di NaCl è il doppio di quella del suo peso formula: 116 g. (Risposta B)

31. Procedendo da sinistra verso destra in un periodo della tavola periodica, le proprietà metalliche:

- A) aumentano
- B) diminuiscono
- C) aumentano in corrispondenza dei gruppi dispari e diminuiscono in corrispondenza dei gruppi pari
- D) aumentano in corrispondenza dei gruppi pari e diminuiscono in corrispondenza dei gruppi dispari

31. Soluzione

I metalli si trovano a sinistra della tabella e sono atomi che stanno riempiendo l'orbitale $n s$ e quindi hanno molti orbitali vuoti. Andando verso destra le proprietà metalliche diminuiscono. (Risposta B)

32. Indicare l'affermazione ERRATA. L'energia di prima ionizzazione (E_i) di un atomo:

- A) mostra i minimi assoluti in corrispondenza degli elementi del primo gruppo
- B) mostra i massimi assoluti in corrispondenza degli elementi del gruppo zero
- C) nei primi tre periodi, mostra massimi relativi negli elementi che hanno un elettrone in ciascuno dei tre orbitali p e in corrispondenza del completamento degli orbitali s
- D) nell'ambito di un gruppo, aumenta con l'aumentare del numero atomico

32. Soluzione

L'energia di ionizzazione, in un gruppo, diminuisce (e non aumenta!) con l'aumentare del numero atomico perché si devono strappare elettroni sempre più lontani e quindi legati più debolmente. (Risposta D)

33. L'elettronegatività di un atomo è:

- A) l'energia emessa da un atomo quando riceve un elettrone dall'esterno
- B) l'energia necessaria per strappare a un atomo l'elettrone più facile da strappare
- C) la capacità di un atomo legato di attrarre gli elettroni di un suo legame
- D) l'energia necessaria per strappare, a una mole di atomi allo stato gassoso, una mole degli elettroni più facili da strappare

33. Soluzione

L'elettronegatività è la capacità di un atomo legato di attrarre a sé gli elettroni di legame. (Risposta C)

34. Indicare la descrizione che NON corrisponde a una distinzione degli elementi della tavola periodica.

- A) metalli alcalini e alcalino-terrosi
- B) metalli nobili
- C) gas nobili
- D) elementi rappresentativi

34. Soluzione

I metalli alcalini e alcalino-terrosi sono elementi dei primi due gruppi che stanno riempiendo l'orbitale $n s$. I gas nobili sono elementi dell'ultimo gruppo, il gruppo 18, che hanno completato l'ottetto elettronico. Gli elementi rappresentativi sono quelli dei blocchi s e p cioè quelli dei gruppi 1 e 2 e da 13 a 18, che stanno ponendo elettroni nel guscio più esterno. In questo si differenziano dai metalli di transizione e da lantanidi e attinidi che pongono elettroni in orbitali d o f di un guscio più interno. I metalli nobili sono metalli che si ossidano con difficoltà, ma questa è una caratteristica che non è localizzata in un punto preciso della tavola. (Risposta B)

35. La clorofilla, sostanza responsabile del colore verde delle foglie dei vegetali, contiene un atomo di magnesio per molecola, questo è presente con una percentuale in massa pari al 2,72%. Indicare la massa molare della clorofilla.

- A) 119 g mol^{-1} B) 893 g mol^{-1} C) $36,7 \text{ g mol}^{-1}$ D) $148 \cdot 10^{-26} \text{ g mol}^{-1}$

35. Soluzione

La massa molare del magnesio è di $24,3 \text{ g/mol}$. La massa molare della clorofilla si ottiene dalla proporzione:
 $24,3 : 2,72 = MM : 100$ da cui: $MM = (24,3 \cdot 100) / 2,72 = 893,4 \text{ g/mol}$. (Risposta B)

36. Le forze di attrazione di van der Waals tra due molecole aumentano:

- A) con la temperatura
 B) con il tempo
 C) con la distanza delle molecole
 D) con il volume delle molecole

36. Soluzione

Le forze di van der Waals aumentano con la superficie di contatto tra due molecole, mentre diminuiscono con la temperatura, con la distanza e con il volume. A parità di formula bruta, infatti, le forze di van der Waals sono minori nella molecola più voluminosa (a forma di palla) rispetto alla molecola più estesa. (Risposta X?)

37. Indicare la coppia di elementi che possono legarsi con legame ionico.

- A) H e C B) Ca e Mg C) Li e I D) P e O

37. Soluzione

Il legame ionico si forma solo tra elementi con grande differenza di elettronegatività che si trovano sui lati opposti della tavola periodica (a parte i gas nobili), quindi si può formare solo tra Li^+ e I^- . (Risposta C)

38. Il legame ionico comporta che i composti che lo contengono:

- A) presentino molecole ben definite
 B) non formino molecole ma un reticolo cristallino esteso nelle tre direzioni dello spazio
 C) siano liquidi o gassosi e raramente solidi
 D) formino molecole più piccole dei composti covalenti

38. Soluzione

Nel legame ionico gli ioni (per esempio Na^+ e Cl^-) non formano molecole distinte NaCl ma formano un reticolo cristallino tridimensionale esteso formato da miliardi di ioni. (Risposta B)

39. Individuare la definizione di equazione chimica.

- A) la descrizione per simboli di una reazione chimica con l'indicazione degli aspetti qualitativi e quantitativi dei reagenti e dei prodotti della reazione
 B) l'equazione usata per calcolare quante moli di prodotti si ottengono da una mole di un reagente
 C) l'equazione che permette di calcolare la costante di equilibrio in una reazione di equilibrio
 D) l'equazione che mette in relazione la velocità di una reazione con la temperatura

39. Soluzione

In una equazione chimica compaiono i simboli di reagenti e prodotti di reazione con il loro stato di aggregazione e inoltre i coefficienti che indicano le quantità in moli con cui questi partecipano alla reazione. (Risposta A)

40. Il passaggio di una sostanza dallo stato liquido allo stato solido:

- A) avviene con cessione o assorbimento di energia termica a seconda della sostanza
 B) si dice condensazione
 C) avviene con cessione di energia termica
 D) si dice trasmutazione

40. Soluzione

Nel passaggio dallo stato liquido a quello solido, una sostanza forma nuovi legami tra le molecole (o gli ioni) e quindi si libera il calore di legame e il processo è sempre esotermico. (Risposta C)

Qui continuano i quesiti della classe A (41-60).

41. La pressione totale di una miscela gassosa:

- A) è di poco minore della somma delle pressioni parziali dei singoli componenti
- B) è esattamente uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti
- C) è di poco minore della somma delle pressioni parziali dei singoli componenti se tra di essi c'è qualche gas a molecola monoatomica
- D) è esattamente uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti solo se i gas sono tutti mono- o diatomici

41. Soluzione

La pressione totale P di una miscela gassosa è uguale alla somma delle pressioni parziali p_i dei singoli componenti
 $P = p_1 + p_2 + p_3$. (Risposta B)

42. Una soluzione acquosa 1,00 mM contiene, nel volume di 1 dm³, una quantità chimica di soluto pari a:

- A) $1,00 \cdot 10^3$ mol
- B) $1,00 \cdot 10^{-3}$ mol
- C) $6,02 \cdot 10^{23}$ molecole
- D) $1,00 \cdot 10^{-4}$ mol

42. Soluzione

La concentrazione 1,00 mM equivale a $1,00 \cdot 10^{-3}$ M, quindi in 1 L contiene $1,00 \cdot 10^{-3}$ mol. (Risposta B)

43. All'aumentare della concentrazione di una soluzione di un soluto non volatile, la temperatura di ebollizione della soluzione:

- A) aumenta o diminuisce a seconda del soluto
- B) diminuisce
- C) aumenta
- D) aumenta se il soluto è ionico, diminuisce se è covalente

43. Soluzione

Le molecole di soluto non volatile si trovano tra le molecole di solvente anche sulla superficie della soluzione, quindi ci sono meno molecole sulla superficie che possono passare alla fase vapore e questo fa diminuire la tensione di vapore della soluzione. Per ottenere la stessa tensione di vapore del solvente puro, si deve aumentare leggermente la temperatura. Quindi, anche per ottenere una tensione di vapore pari a quella atmosferica, cioè per far bollire la soluzione, si deve aumentare la temperatura. L'aumento della temperatura di ebollizione è una proprietà colligativa, cioè, per ogni solvente, non dipende dal tipo di soluto non volatile, ma solo dalla sua concentrazione in termini di molecole e di ioni. (Risposta C)

44. Indicare la frazione molare dell'acqua in una soluzione acquosa di formaldeide se quest'ultima ha frazione molare 0,1.

- A) 0,2
- B) 0,4
- C) 0,9
- D) 0,8

44. Soluzione

La frazione molare è una specie di percentuale in moli: se le moli di formaldeide sono il 10% ($0,1 = 10/100$), quelle di acqua sono il 90% quindi la frazione molare è $90/100 = 0,9$. (Risposta C)

45. Una soluzione acquosa 1,00 M di HCl contiene:

- A) 36,5 g di acido in 1 dm³ di soluzione
- B) 36,5 cm³ di acido in 1 kg di soluzione
- C) 36,5 g di acido in 1000 cm³ di acqua
- D) 36,5 g di acido in 963,5 cm³ di acqua

45. Soluzione

La concentrazione molare M è in mol/L, quindi abbiamo 1 mol di HCl (36,5 g) in 1 L di soluzione. (Risposta A)

46. Indicare il nome IUPAC di P_2O_5 .

- A) ossido di fosforo(V) B) ossido difosforoso
C) ossido fosforico D) pentossido di difosforo

46. Soluzione

Anidride fosforica è il nome tradizionale, ossido di fosforo(V) è il nome secondo Stock, pentossido di difosforo è il nome IUPAC. (Risposta D)

47. Indicare la generalizzazione che NON aiuta a capire se il soluto disciolto in una soluzione acquosa è un elettrolita forte o no.

- A) praticamente tutti i composti ionici e pochi composti molecolari si comportano da elettroliti forti in acqua
B) la maggior parte dei composti molecolari è composta da elettroliti deboli o da non elettroliti in acqua
C) un elettrolita debole è solo parzialmente ionizzato e in soluzione acquosa è un mediocre conduttore di elettricità
D) una soluzione acquosa di un elettrolita forte ha un pH maggiore di 9

47. Soluzione

Se l'elettrolita forte è un acido (come HCl) non produce un pH maggiore di 9. (Risposta D)

48. Indicare la concentrazione degli ioni Al^{3+} e SO_4^{2-} in una soluzione acquosa 0,0165 M di $Al_2(SO_4)_3$.

- A) 0,0330 M e 0,0495 M
B) 0,0495 M e 0,0330 M
C) 0,0165 M e 0,0247 M
D) 0,165 M e 0,328 M

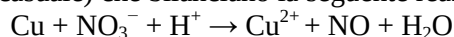
48. Soluzione

La concentrazione di Al^{3+} sarà il doppio di 0,0165 M cioè 0,0330 M.

La concentrazione di SO_4^{2-} sarà il triplo di 0,0165 M cioè 0,0495 M.

(Risposta A)

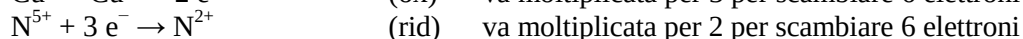
49. Indicare i coefficienti (in ordine casuale) che bilanciano la seguente reazione:



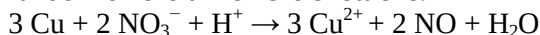
- A) 3, 2, 3, 4, 8, 2
B) 3, 2, 2, 4, 6, 2
C) 1, 2, 3, 4, 4, 3
D) 3, 2, 3, 5, 6, 2

49. Soluzione

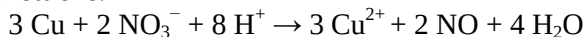
Le due semireazioni sono:



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



Completando il bilanciamento si ottiene:



(Risposta A)

50. In una reazione si fa reagire clorometano (CH_3Cl ; 0,250 mol) con cloro gassoso (0,250 mol) per formare diclorometano (CH_2Cl_2) e cloruro di idrogeno. Bilanciare la reazione e calcolarne la resa (come % in massa), sapendo che si ottengono 12,8 g di CH_2Cl_2 .

- A) 102% B) 80,1% C) 60,1% D) 75,0%

50. Soluzione

La reazione è: $CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$

Moli (mol) 0,25 0,25 0,25

MM (g/mol) 84,9

Massa (g) 21,225

La massa molare di CH_2Cl_2 è: $12 + 2 + 2 \cdot 35,45 = 84,9$ g/mol; La resa teorica è $0,25 \cdot 84,9 = 21,225$ g.

La resa pratica della reazione è: $12,8/21,225 = 60,3\%$.

(Risposta C)

51. Indicare, tra i seguenti, il metallo di transizione.

Na, K, Mg, Al, Cs, Cu, Ca

- A) Ca B) K C) Cu D) Mg

51. Soluzione

I metalli di transizione sono quelli che stanno riempiendo gli orbitali *d* e si trovano nel blocco centrale della Tavola Periodica.

Na, K, Mg, Cs, Ca sono metalli del blocco *s* e sono metalli alcalini o alcalino-terrosi.

Al si trova nel blocco *p*. Il solo metallo del blocco *d* è Cu.

(Risposta C)

52. Indicare il legame che si può stabilire tra un atomo di iodio (elettronegatività = 2,5) e uno di idrogeno (elettronegatività = 2,1).

- A) ionico
B) covalente
C) a ponte di idrogeno
D) dipolo-dipolo

52. Soluzione

La differenza di elettronegatività tra lo iodio e l'idrogeno è piccola (paragonabile a quella tra C e H), quindi possiamo classificare il legame HI come covalente leggermente polare, ma è un legame debole data la differenza di dimensioni tra H e I, infatti HI è un acido forte.

(Risposta B)

53. Indicare il composto in cui l'atomo di azoto ha numero di ossidazione N.O. = +3.

- A) NaNO_3 B) HNO_2 C) NH_4Cl D) NH_3

53. Soluzione

In NaNO_3 l'azoto ha N.O. = $3 \cdot 2 - 1 = +5$. In HNO_2 l'azoto ha N.O. = $2 \cdot 2 - 1 = +3$.

In NH_4Cl e in NH_3 l'azoto ha lo stesso N.O. = -3.

(Risposta B)

54. Si consideri la molecola H_2S . Di essa si può dire che:

- A) ha forma lineare
B) l'atomo di zolfo ha due coppie di elettroni di non legame
C) è capace di formare legami a idrogeno
D) lo zolfo forma due legami a 90°

54. Soluzione

Le molecole di H_2S non formano legami idrogeno (C errata) dato che S non è abbastanza elettronegativo; solo atomi elettronegativi e piccoli come N, O, F possono formare legami idrogeno.

La molecola H_2S è angolata (A errata) dato che, come l' H_2O , deve sistemare attorno all'atomo centrale 4 coppie di elettroni (due di legame e due di non legame).

La risposta B è sicuramente esatta perché in H_2S ci sono due coppie di non legame attorno allo zolfo.

La risposta D è quasi esatta perché l'angolo di legame in H_2S è di 92° anche se l'angolo teorico dovrebbe essere di 109° (sp^3), ma l'ingombro dei due doppietti di non legame fa chiudere l'angolo fino a 92° .

(Risposta B)

55. Indicare l'affermazione ERRATA.

- A) Li, Na e K hanno configurazione elettronica esterna uguale
B) C e Si posseggono 4 elettroni di valenza
C) B, Al e Ga hanno configurazione elettronica dello stesso tipo
D) gli atomi di uno stesso elemento non sono uguali

55. Soluzione

Le risposte B e C sono esatte perché considerano atomi dello stesso gruppo che, quindi, hanno la stessa configurazione elettronica esterna (C e Si: ns^2, np^2 ; B, Al e Ga: ns^2, np^1).

La risposta A è equivoca perché Li, Na e K sono atomi di uno stesso gruppo e hanno tutti la stessa configurazione elettronica esterna ns^1 . Quindi la configurazione è *dello stesso tipo* invece che *uguale*?

La risposta D è equivoca perché atomi di uno stesso elemento possono essere uguali, ma anche non uguali se hanno un numero di neutroni diverso per esempio il carbonio è costituito da ^{12}C (99%) e ^{13}C (1%). Per essere esatta, però, l'affermazione doveva dire "non sono tutti uguali"

(Risposta A o D?)

56. Nella tavola periodica degli elementi:

- A) l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra in un periodo
- B) l'elettronegatività aumenta dall'alto in basso in un gruppo
- C) i metalli si trovano nei blocchi centrale e di destra
- D) i non metalli si trovano nei gruppi IA e IIA

56. Soluzione

L'elettronegatività aumenta da sinistra a destra in un periodo (ma ci sono due eccezioni!) perché così aumenta la carica nucleare mentre gli elettroni rimangono alla stessa distanza dal nucleo, (Risposta A)

57. Gli elementi con più basso valore di energia di ionizzazione si trovano nel gruppo:

- A) che precede di un posto quello dei gas nobili
- B) che segue di un posto quello dei gas nobili
- C) nel blocco centrale della tavola periodica a lunghi periodi
- D) nel pozzo degli attinidi

57. Soluzione

Gli elementi con più bassa energia di prima ionizzazione si trovano nel gruppo che segue di un posto quello dei gas nobili, cioè nel gruppo dei metalli alcalini che hanno un solo elettrone nell'orbitale s esterno al guscio pieno e compatto dell'ottetto che ha un effetto di schermatura della carica nucleare. (Risposta B)

58. Nella costruzione della tavola periodica degli elementi a lunghi periodi, gli elementi sono ordinati in senso crescente di:

- A) numero di massa, A
- B) massa atomica, m_a
- C) numero atomico, Z
- D) numero atomico, Z, ad eccezione dei transuranici

58. Soluzione

Nella tavola periodica gli elementi sono ordinati in base al numero atomico Z (A e B errate)

Questo, però, non è il solo criterio, infatti si va a capo ogni volta che inizia il riempimento dell'orbitale s di un nuovo livello creando, in questo modo, dei periodi.

Per evitare che i periodi diventino troppo lunghi, gli elementi che riempiono gli orbitali f sono riportati in fondo alla tavola. Questi però non si possono definire transuranici (D errata). Se vogliamo conservare i periodi in tutta la loro lunghezza sarà necessaria una tavola particolare molto più larga. (Risposta C?)

59. Un gas A avente un volume iniziale di 100 cm^3 , a una pressione di 767 Torr e alla temperatura di 333 K, viene portato a 273 K e alla pressione di 760 Torr. Indicare il suo volume finale.

- A) 135 cm^3
- B) 320 cm^3
- C) $82,7 \text{ cm}^3$
- D) 75 cm^3

59. Soluzione

In questa trasformazione il numero di moli e la costante dei gas non cambiano: $nR = P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$

Il volume finale è quindi: $V_2 = P_1 V_1 T_2 / P_2 T_1 = (767 \cdot 100 \cdot 273) / (760 \cdot 333) = 82,7 \text{ cm}^3$. (Risposta C)

60. Dopo aver scritto le formule di struttura secondo la convenzione di Lewis, indicare nell'ordine la forma di SO_2 , dello ione solfato SO_4^{2-} e di CO_2 .

- A) forma lineare, tetraedrica e angolata (a V)
- B) forma angolata (a V), tetraedrica e lineare
- C) forma angolata (a V), tetraedrica e angolata (a V)
- D) forma triangolare, tetraedrica e lineare

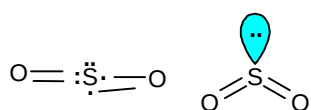
60. Soluzione

Lo ione solfato, correttamente, è definito tetraedrico in tutte e quattro le risposte, quindi è influente.

La CO_2 è una molecola ben nota ed è lineare (A e C errate).

SO_2 non può essere triangolare, resta solo l'opzione angolata. Disegniamo comunque la molecola. (Risposta B)

L'ossigeno ha 6 elettroni di valenza e fa due legami per raggiungere l'ottetto. Anche lo zolfo ha 6 elettroni di valenza, ma può andare oltre l'ottetto: 4 elettroni li usa per fare due doppi legami con i due ossigeni, restano due elettroni che costituiscono una coppia di non legame. I doppi legami vanno considerati come una singola coppia di legame perché occupano la stessa porzione di spazio. Attorno allo zolfo vanno sistemate tre coppie di elettroni: due di legame e una di non legame e si dispongono verso i vertici di un triangolo equilatero. I due ossigeni si pongono su due vertici del triangolo, quindi la molecola ha una forma angolata con un angolo di circa 120° .



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

41. Una soluzione è stata preparata mescolando volumi eguali di soluzioni acquose di NaOH 0,10 M e di NH_4Cl 0,20 M. Dire se è possibile che tale soluzione sia, a equilibrio raggiunto, 0,10 M in OH^- e 0,10 M in NH_4^+ e il valore più vicino a quello del suo pH:

- A) sì; pH vicino a 13 B) no; pH vicino a 9 C) no; pH vicino a 5 D) sì; pH vicino a 7

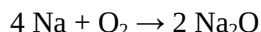
41. Soluzione

NaOH trasforma metà di NH_4^+ in NH_3 , così nella soluzione finale, avremo le stesse moli di NH_4^+ e di NH_3 , e si ottiene una soluzione tampone.

$$\text{pK}_b(\text{NH}_3) = -\log K_b = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,7 \quad \text{pK}_a(\text{NH}_4^+) = 14 - \text{pK}_b = 14 - 4,7 = 9,3$$

Il pH si ricava dalla relazione: $\text{pH} = \text{pK}_a - \log [\text{NH}_4^+]/[\text{NH}_3]$ quindi $\text{pH} = 9,3 - \log 1 = 9,3$. (Risposta B)

42. Si consideri la reazione di formazione dell'ossido di sodio e si immagini che avvenga con una resa del 100%.



Indicare la massa di ossigeno che reagisce con 4,00 g di sodio e la massa di Na_2O che si forma.

- A) 2,80 g; 6,80 g
B) 0,700 g; 4,70 g
C) 1,40 g; 5,40 g
D) 5,60 g; 9,60 g

42. Soluzione

La reazione è:

	4 Na	+	O ₂	→	2 Na ₂ O
Moli (mol)	0,1739		0,0435		0,087
MM (g/mol)	23		32		62
Massa (g)	4,00		1,39		5,40

Le moli di Na sono $4,0/23 = 0,1739$ mol.

Le moli di O₂ sono 1/4 di quelle di Na: $0,1739/4 = 0,0435$ mol.

La massa di O₂ è: $0,0435 \cdot 32 = 1,39$ g.

Le moli di Na₂O sono: $0,1739/2 = 0,087$ mol.

La MM di Na₂O è: $23 \cdot 2 + 16 = 62$ g/mol.

La massa di Na₂O è: $0,087 \cdot 62 = 5,40$ g. (Risposta C)

43. Indicare se contiene un maggior numero di atomi una mole di atomi di idrogeno ($A_r = 1,008$) o di elio ($A_r = 4,000$):

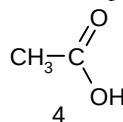
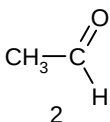
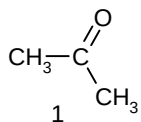
- A) una mole di atomi di idrogeno
B) una mole di atomi di idrogeno se i due gas si trovano alla stessa temperatura e pressione
C) entrambe le moli contengono un egual numero di atomi
D) una mole di atomi di idrogeno contiene il doppio di atomi di quella di elio, gas monoatomico

43. Soluzione

Una mole di atomi di qualsiasi tipo contiene un numero di Avogadro di atomi.

(Risposta C)

44. Indicare le strutture di un acido carbossilico e di un acido non-ossoacido rispettivamente:



A) 1; 2

B) 2; 3

C) 4; 3

D) 1; 4

44. Soluzione

Le 5 molecole sono nell'ordine: 1) chetone, 2) aldeide, 3) acido cianidrico (non ossiacido), 4) acido carbossilico, 5) acido fosforico (ossiacido). La risposta, quindi, è: 4, 3. (Risposta C)

45. Indicare il volume di una soluzione di KOH 0,02 M che occorre aggiungere a 0,500 dm³ di una soluzione di HI $2,95 \cdot 10^{-3}$ M per portarla a pH = 7,00.

- A) $5,73 \cdot 10^{-2}$ dm³ B) $6,75 \cdot 10^{-3}$ dm³ C) $7,35 \cdot 10^{-2}$ dm³ D) $2,59 \cdot 10^{-6}$ dm³

45. Soluzione

Le moli di HI sono: $n = M V = 2,95 \cdot 10^{-3} \cdot 0,5 = 1,476 \cdot 10^{-3}$ mol. Per neutralizzare HI (pH 7) servono altrettante moli di KOH. Dalla relazione $n = M V$ si ottiene $V_{(\text{KOH})} = n/M = 1,476 \cdot 10^{-3}/0,02 = 7,38 \cdot 10^{-2}$ L. (Risposta C)

46. Indicare il pH di una soluzione acquosa ottenuta mescolando 100 cm^3 di una soluzione contenente 2,63 g di HCNO ($K_a = 8,0 \cdot 10^{-7}$) e 100 cm^3 di una soluzione contenente 3,28 g di $\text{Ca}(\text{CNO})_2$.

- A) 6,73 B) 3,66 C) 5,82 D) 6,03

46. Soluzione

Si ottiene una soluzione tampone formata da un acido debole e dalla sua base coniugata in quantità quasi uguali per cui ci aspettiamo un pH vicino al pK_a dell'acido: $\text{pK}_a = -\log 8,0 \cdot 10^{-7} = 6,10$.

Le masse molari sono: HCNO ($1 + 12 + 14 + 16 = 43\text{ g/mol}$); $\text{Ca}(\text{CNO})_2$ ($40,1 + 24 + 28 + 32 = 124,1\text{ g/mol}$).

Moli: HCNO ($2,63/43 = 61,16\text{ mmol}$); $\text{Ca}(\text{CNO})_2$ ($3,28/124,1 = 26,43\text{ mmol}$); CNO^- ($2 \cdot 26,43 = 52,86\text{ mmol}$).

Il pH è dato da: $\text{pH} = \text{pK}_a - \log \text{HA}/\text{A}^- = 6,10 - \log 61,16/52,86 = 6,04$. (Risposta D)

47. A 45°C , il sale MeXO_3 ha una solubilità di 75 g in 100 g di acqua, mentre a $4,5^\circ\text{C}$ la sua soluzione diviene satura quando si sciolgono 19 g in 100 g di acqua. Questo vuol dire che:

- A) il sale si scioglie in acqua con assorbimento di calore
B) il sale si scioglie in acqua con sviluppo di calore
C) sciogliendosi il sale sviluppa un gas
D) a 20°C si sciolgono 60 g di sale

47. Soluzione

Per il principio dell'equilibrio mobile, se, scaldando, il sale si scioglie di più, significa che la reazione si sposta verso destra per contrastare l'aumento di temperatura, quindi è endotermica. (Risposta A)

48. Un solvente è tanto più efficace quanto:

- A) più è polare B) più è apolare
C) più ha natura polare protica D) più ha polarità simile al soluto da sciogliere

48. Soluzione

Un solvente scioglie meglio una sostanza con caratteristiche di polarità simili alla sua. (Risposta D)

49. A $T = \text{cost}$, per un qualsiasi gas:

- A) n (quantità chimica del gas) è proporzionale a P , a V costante
B) n (quantità chimica del gas) è inversamente proporzionale a P
C) P non dipende da n (quantità chimica del gas)
D) P diminuisce al diminuire di V

49. Soluzione

Dalla legge dei gas: $PV = nRT$, si ottiene: $P = n(RT/V)$ che, a T e V costanti, diventa: $P = k n$. (Risposta A)

50. Indicare le moli di ossigeno presenti in 18 g d'acqua.

- A) 1 mol di ossigeno
B) 0,5 mol di ossigeno
C) 1 mmol di ossigeno
D) non si può rispondere perché la domanda è ambigua

50. Soluzione

18 g di H_2O sono una mole. Una mole di H_2O contiene una mole di atomi di O. Nel problema, però, non è specificato se con la parola ossigeno si intendono atomi (O) o molecole (O_2). (Risposta D)

51. Indicare i grammi di NaCl che bisogna aggiungere a 250 cm^3 di una soluzione acquosa 0,150 M di NaCl per portarla alla pressione osmotica di 9,00 atm a 25°C .

- A) $7,12 \cdot 10^{-1}\text{ g}$ B) $4,96 \cdot 10^{-1}\text{ g}$ C) 1,74 g D) 3,18 g

51. Soluzione

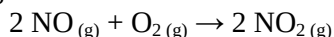
La pressione osmotica segue la legge dei gas: $PV = nRT$ da cui si ricava la concentrazione: $n/V = P/RT$
 $n/V = 9/(0,0821 \cdot 298) = 0,3679\text{ mol/L}$ (concentrazione di ioni: Na^+ e Cl^-)

Dato che NaCl si dissocia in Na^+ e Cl^- , la concentrazione di NaCl è la metà: $0,3679/2 = 0,1839\text{ mol/L}$.

Le moli da aggiungere sono: $0,1839 - 0,15 = 0,0339\text{ mol/L}$. In 250 mL sono $1/4$: $0,0339/4 = 0,008475\text{ mol}$.

La massa di NaCl è: $m = n MM = 0,008475 \cdot 58,45 = 4,95 \cdot 10^{-1}\text{ g}$. (Risposta B)

52. Data la reazione di equilibrio in fase gassosa:



si indichi come varia la posizione dell'equilibrio in funzione della pressione:

- A) un aumento della pressione sposta la reazione a destra
- B) un aumento della pressione causa un aumento del valore della costante di equilibrio K_c
- C) una diminuzione della pressione causa un aumento del valore della costante di equilibrio K_c
- D) un aumento della pressione causa una diminuzione del valore della frazione molare di NO_2

52. Soluzione

La reazione procede con una diminuzione del numero di molecole gassose (3 molecole $\rightarrow$ 2 molecole) quindi fa diminuire la pressione.

Un aumento della pressione sposta la reazione verso destra per contrastare questo aumento. (Risposta A)

53. Indicare il numero delle moli di atomi di F presenti in un campione di $75,0 \text{ cm}^3$ di alotano ($\text{C}_2\text{HBrClF}_3$; $d = 1,781 \text{ g/cm}^3$):

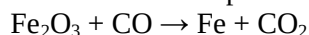
- A) 1,06 mol
- B) 2,03 mol
- C) 4,26 mol
- D) 0,75 mol

53. Soluzione

La massa molare di alotano è: $24 + 1 + 79,9 + 35,45 + 3 \cdot 19 = 197,35 \text{ g/mol}$. La sua massa è $75,0 \cdot 1,781 = 133,575 \text{ g}$. Le moli di alotano sono: $133,575/197,35 = 0,6768 \text{ mol}$.

Le moli di atomi di F sono il triplo delle moli di alotano: $0,6768 \cdot 3 = 2,03 \text{ mol}$. (Risposta B)

54. L'ematite (Fe_2O_3) è un minerale del ferro molto usato per ottenere ferro metallico mediante la reazione (da bilanciare):



In essa:

- A) il ferro si riduce da +3 a 0 e il carbonio si ossida da +2 a +4
- B) il ferro si ossida da +3 a 0 e il carbonio si riduce da +2 a +4
- C) il ferro si riduce da +3 a +2 e il carbonio si ossida da +2 a +4
- D) il ferro si ossida da +2 a +3 e il carbonio si ossida da +2 a +4

54. Soluzione

In Fe_2O_3 vi è Fe^{3+} che si riduce a Fe^0 . In CO vi è C^{2+} che si ossida a C^{4+} in CO_2 . (Risposta A)

55. Indicare le molecole polari tra le seguenti: CHCl_3 , BCl_3 , PCl_3 , CO_2 , SO_2 , H_2O

- A) CHCl_3 , CO_2 , SO_2 , H_2O
- B) CHCl_3 , BCl_3 , PCl_3 , CO_2
- C) CHCl_3 , BCl_3 , SO_2 , H_2O
- D) CHCl_3 , PCl_3 , SO_2 , H_2O

55. Soluzione

Le molecole con legami polari diventano apolari se sono simmetriche perchè i dipoli opposti si annullano.

Sono apolari BCl_3 (planare triangolare con i 3 clori ai vertici di un triangolo equilatero), e CO_2 (lineare).

Quindi le risposte A, B, C sono errate perché contengono CO_2 o BCl_3 . (Risposta D)

56. Una soluzione di H_2 (1,00 g) e He (5,00 g) occupa un volume di $5,00 \text{ dm}^3$ a 20°C . Indicare le moli totali dei due gas e la pressione esercitata dalla soluzione dei due gas.

- A) 1,75 mol; 4,20 atm
- B) 1,75 mol; 8,40 atm
- C) 8,50 mol; 16,8 atm
- D) 3,45 mol; 6,30 atm

56. Soluzione

Le moli di H_2 sono: $1,0/2 = 0,5 \text{ mol}$; le moli di He sono: $5,0/4 = 1,25 \text{ mol}$. Moli totali: $0,5 + 1,25 = 1,75 \text{ mol}$

Dalla legge dei gas otteniamo: $P = nRT/V = (1,75 \cdot 0,0821 \cdot 293)/5 = 8,42 \text{ atm}$. (Risposta B)

57. Indicare il volume di una soluzione di HCl 2,0 M necessario per preparare 50 cm^3 di una soluzione di HCl 0,20 M.

- A) $7,5 \text{ cm}^3$
- B) $5,0 \text{ cm}^3$
- C) $2,5 \text{ cm}^3$
- D) 10 cm^3

57. Soluzione

In una diluizione con acqua vale la relazione: moli iniziali = moli finali

$M_1V_1 = M_2V_2$ $V_1 = M_2V_2/M_1 = 0,2 \cdot 50/2,0 = 5,0 \text{ mL}$. (Risposta B)

58. Indicare la pressione osmotica di una soluzione acquosa contenente 2,00 g di saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$, $M_r = 342,3$) in 100 cm^3 di soluzione a 0°C .

- A) 1,08 atm B) 1,32 atm C) 13,2 atm D) 2,70 atm

58. Soluzione

Le moli di saccarosio sono $2,0/342,3 = 5,84\text{ mmol}$.

La pressione osmotica segue la legge dei gas: $PV = nRT$

$$P = nRT/V = (5,84 \cdot 10^{-3} \cdot 0,0821 \cdot 273)/0,1 = 1,31\text{ atm.}$$

(Risposta B)

59. $0,150\text{ dm}^3$ di una soluzione acquosa di HClO_4 $0,450\text{ M}$ vengono addizionati a $0,250\text{ dm}^3$ di una soluzione di HClO_4 , $0,100\text{ M}$. Indicare la concentrazione della soluzione ottenuta, considerando che i volumi siano additivi.

- A) 0,462 M B) 0,116 M C) 0,231 M D) 0,400 M

59. Soluzione

Mescolando due soluzioni vale la relazione: moli finali = $n_A + n_B$.

$$n_A = M V = 0,45 \cdot 0,15 = 0,0675\text{ mol.} \quad n_B = M V = 0,1 \cdot 0,25 = 0,025\text{ mol.}$$

$$\text{Moli finali} = 0,0675 + 0,025 = 0,0929\text{ mol.} \quad \text{Volume finale} = 0,15 + 0,25 = 0,4\text{ L.}$$

$$\text{La concentrazione finale è: } n/V = 0,0929/0,4 = 0,232\text{ mol/L.}$$

(Risposta C)

60. Indicare se esiste la molecola BF_3 e, se esiste, che forma ha:

- A) non può esistere in quanto il boro non raggiunge l'ottetto
B) sì esiste, il boro ha 6 elettroni di legame, e la molecola ha forma planare triangolare
C) sì esiste, perché un atomo di fluoro forma un doppio legame col boro, e BF_3 ha forma planare triangolare
D) non esiste, perché il fluoro non può estendere l'ottetto

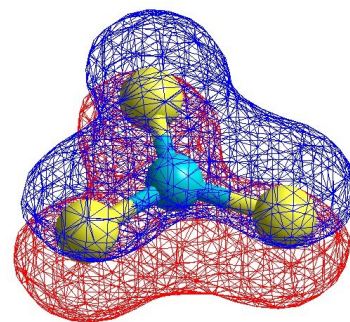
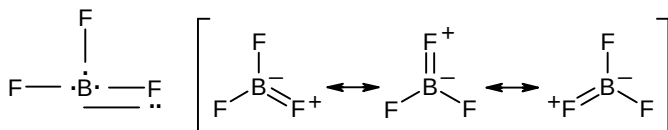
60. Soluzione

BF_3 è una molecola planare trigonale nella quale il boro usa i suoi tre elettroni di valenza per legare i tre atomi di fluoro. Le tre coppie di legame si dispongono nel piano a 120° . Se la molecola avesse solo questi legami sarebbe instabile perché il boro sarebbe privo dell'ottetto elettronico.

Ognuno dei tre atomi di fluoro può fare un doppio legame col boro donando i propri elettroni $2p\pi$ di non legame all'orbitale $2p\pi$ vuoto del boro che così raggiunge l'ottetto elettronico. Si possono scrivere tre forme limite di risonanza nelle quali sul boro è presente una carica negativa e su uno degli atomi di fluoro una carica positiva.

La risposta B è errata perché non considera i parziali doppi legami.

La risposta C è errata perché dice che il doppio legame è con uno solo degli atomi di fluoro. (Risposta C? B?)



Soluzioni proposte da: Mauro Tonellato