Giochi della Chimica 2017
Fase nazionale – Classi A e B − Soluzioni guidate

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

1. A quante moli di atomi di piombo corrispondono $9{,}3665 \cdot 10^{24}$ atomi di piombo?
A) 1,555 mol B) 155,5 mol C) 15,55 mol D) 7,776 mol

1. Soluzione
In una mole vi è un numero di Avogadro *N* di atomi, quindi le moli sono: n = atomi/*N*
$n = 9{,}3665 \cdot 10^{24}/6{,}022 \cdot 10^{23} = 15{,}55$ mol. (Risposta C)

2. Lo ione $^{37}Cl^-$ è costituito da:
A) 17 protoni, 20 neutroni e 18 elettroni
B) 17 protoni, 20 neutroni e 17 elettroni
C) 37 protoni, 20 neutroni e 18 elettroni
D) 17 protoni, 18 neutroni e 18 elettroni

2. Soluzione
Lo ione $^{37}_{17}Cl^-$ è costituito da 17 protoni, 20 neutroni (37 – 17 = 20) e 18 elettroni (17 + 1). (Risposta A)

3. Indicare quale serie di numeri quantici è incompatibile:
A) $n = 3$; $l = 1$; $m_l = -l$; $m_s = +1/2$
B) $n = 4$; $l = 2$; $m_l = l$; $m_s = -1/2$
C) $n = 5$; $l = 4$; $m_l = -3$; $m_s = -1/2$
D) $n = 5$; $l = 5$; $m_l = 0$; $m_s = +1/2$

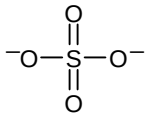
3. Soluzione
Il numero quantico *l* può andare da zero a *n–1*, quindi, con n = 5, *l* non può essere 5. (Risposta D)

4. Quale delle seguenti molecole è polare?
A) CH_4 B) PH_3 C) BH_3 D) CF_4

4. Soluzione
Anche se i singoli legami sono polari, una molecola simmetrica non è polare perché i dipoli si annullano tra loro.
CH_4 (tetraedrica), BH_3 (planare trigonale) e CF_4 (tetraedrica) sono molecole simmetriche e apolari.
La molecola non simmetrica, e quindi polare, è PH_3, piramidale a base trigonale (come NH_3). (Risposta B)

5. Indicare il numero di legami multipli presente nella formula di struttura di Lewis di SO_4^{2-}.
A) 1 B) 2 C) 3 D) 4

5. Soluzione



Lo zolfo appartiene al terzo periodo e possiede, oltre agli orbitali 3s e 3p, anche orbitali 3d, quindi può andare oltre l'ottetto elettronico e può fare più di 4 legami. In questo caso lo zolfo fa sei legami e realizza due doppi legami con due atomi di ossigeno. (Risposta B)

6. 709,0 g di cloro molecolare sono costituiti da un numero di molecole uguale a:
A) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ B) $3{,}011 \cdot 10^{23}$ C) $12{,}04 \cdot 10^{24}$ D) $6{,}022 \cdot 10^{24}$

6. Soluzione
La massa molare di Cl_2 è: $2 \cdot 35{,}45 = 70{,}9$ g/mol. Le moli in 709 g sono: n = 709/70,9 = 10 mol.
Ogni mole contiene un numero di Avogadro *N* di molecole, quindi le molecole sono: $n \cdot N$.
$n \cdot N = 10 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 6{,}022 \cdot 10^{24}$ molecole. (Risposta D)

7. Quanti atomi di argento costituiscono 55 g di questo elemento?
A) $6{,}2 \cdot 10^{-23}$ B) $3{,}1 \cdot 10^{23}$ C) $31{,}5 \cdot 10^{23}$ D) $6{,}0 \cdot 10^{23}$

7. Soluzione
Le moli di argento in 55 g sono: 55/107,87 = 0,51 mol. Ogni mole contiene un numero di Avogadro *N* di atomi, quindi gli atomi di Ag sono: $n \cdot N = 0{,}51 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 3{,}1 \cdot 10^{23}$ atomi. (Risposta B)

8. Quanti grammi di idrogeno sono necessari per consumare completamente 0,347 g di azoto secondo la reazione (da bilanciare):

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

A) 0,0750 g B) 0,0500 g C) 0,0250 g D) 0,347 g

8. Soluzione
La reazione bilanciata è: $N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$

coefficienti	1	3
moli (mol)	0,01239	0,0372
MM (g/mol)	28	2
massa (g)	0,347	0,0744

Le moli di N_2 sono: 0,347/28 = 0,01239 mol. Le moli di H_2 sono il triplo quindi: $0{,}01239 \cdot 3 = 0{,}0372$ mol.
I grammi di H_2 sono: $0{,}0372 \cdot 2 = 0{,}0744$ g. (Risposta A)

9. I risultati dell'analisi elementare di una sostanza, espressi come percentuali m/m sono:
Na: 22,09%, O: 46,13%, S: 30,81%. Indicare la formula bruta del composto.
A) $NaHSO_4$ B) Na_2SO_4 C) $NaHSO_3$ D) Na_2SO_3

9. Soluzione
Dividendo i grammi (su 100 g) per i rispettivi pesi atomici si ottengono le moli (su 100 g):
Na (22,09/22,99 = 0,961 mol); O (46,13/16 = 2,883 mol); S (30,81/32,06 = 0,961 mol).
Dividendo le moli ottenute per il valore minore (0,961) si ottiene la formula minima:
Na (0,961/0,961 = 1); O (2,883/0,961 = 3); S (0,961/0,961 = 1). La formula minima è $NaSO_3$
La somma delle percentuali date (22,09 + 46,13 + 30,81 = 99,03) mostra che manca l'1% della massa che può essere attribuito all'idrogeno. La formula bruta è quindi $NaHSO_3$. (Risposta C)

10. Il gallio ha massa atomica 69,723 u ed esiste in natura come miscela dei due isotopi ^{69}Ga e ^{71}Ga. L'isotopo ^{69}Ga ha massa 68,9256 u e abbondanza naturale 60,1%. Determinare la massa e l'abbondanza naturale dell'altro isotopo.
A) 69,9247 u, 39,9%
B) 71,9247 u, 39,9%
C) 70,9247 u, 42,8%
D) 70,9247 u, 39,9%

10. Soluzione
L'abbondanza naturale di ^{71}Ga è: 100 – 60,1 = 39,9% (risposta C errata).
La massa atomica è la media pesata delle masse dei due isotopi puri (68,9256 e x), quindi si può scrivere:
$0{,}601 \cdot 68{,}9256 + 0{,}399\ x = 69{,}723$ $0{,}399\ x = 69{,}723 - 41{,}424$ da cui: $x = 70{,}924$. (Risposta D)

11. La minore velocità con cui il miele scorre rispetto all'acqua è dovuta:
A) alla minore densità del miele
B) alla maggiore densità del miele
C) alla minore viscosità del miele
D) alla maggiore viscosità del miele

11. Soluzione
La viscosità di un fluido è dovuta all'attrito tra le particelle della sostanza e misura la resistenza allo scorrimento del fluido. Il miele quindi è più viscoso dell'acqua. (Risposta D)

12. Indicare i valori di m_l compatibili con $l = 5$.
A) 5; 4; 3; 2; l; 0; –l; –2; –3; –4; –5
B) 5; 4; 3; 2; 1; 0
C) 5; –5
D) 4; 3; 2; l; 0; –l; –2; –3; –4

12. Soluzione
Il numero quantico m_l può assumere tutti i valori interi da $-l$ a $+l$: la risposta A è la sola corretta. (Risposta A)

13. Indicare la relazione tra i punti di ebollizione degli alogeni:
A) $T_{eb}(F_2) > T_{eb}(Cl_2) > T_{eb}(Br_2) > T_{eb}(I_2)$
B) $T_{eb}(Cl_2) > T_{eb}(F_2) > T_{eb}(I_2) > T_{eb}(Br_2)$
C) $T_{eb}(I_2) > T_{eb}(Br_2) > T_{eb}(Cl_2) > T_{eb}(F_2)$
D) $T_{eb}(Br_2) > T_{eb}(Cl_2) > T_{eb}(F_2) > T_{eb}(I_2)$

13. Soluzione
Per molecole apolari come gli alogeni, la temperatura di ebollizione dipende dalla massa molecolare perchè è legata all'energia cinetica che la molecola deve assumere per allontanarsi dalla superficie del liquido. La temperatura di ebollizione, quindi, è maggiore in I_2 e si abbassa in Br_2, Cl_2, F_2. (Risposta C)

14. Indicare la quantità di CH_3COONa necessaria a trasformare 0,84038 g di H_2SO_4 secondo la reazione (da bilanciare): $CH_3COONa + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CH_3COOH$
A) 1,4058 g B) 2,8116 g C) 0,7290 g D) 1,0362 g

14. Soluzione
La reazione bilanciata è: $2\ CH_3COONa + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ CH_3COOH$

coefficienti	2	1
moli (mol)	0,0172	0,00858
MM (g/mol)	82	98
massa (g)	1,406	0,84038

Le masse molari sono: CH_3COONa ($2 \cdot 12 + 3 + 32 + 23 = 82$ g/mol); H_2SO_4 ($2 + 32 + 64 = 98$ g/mol).
Le moli di H_2SO_4 sono: 0,84038/98 = 0,00858 mol. Le moli di acetato sono il doppio: $2 \cdot 0{,}00858 = 0{,}0172$ mol.
La massa di acetato è $0{,}0172 \cdot 82 = 1{,}406$ g. (Risposta A)

15. Le molecole di O_2 sciolte in acqua interagiscono con le molecole di solvente tramite interazioni di tipo:
A) legame a idrogeno
B) dipolo permanente-dipolo permanente
C) dipolo permanente-dipolo indotto
D) dipolo indotto-dipolo indotto

15. Soluzione
Le molecole di ossigeno O_2 sono apolari, ma avvicinandosi all'acqua, che possiede un dipolo permanente, si polarizzano e producono un dipolo indotto. L'interazione tra O_2 e H_2O, quindi, è tra il dipolo permanente dell'acqua e quello indotto di O_2. (Risposta C)

16. Individuare l'affermazione ERRATA.
A) tutti gli elementi di un gruppo hanno lo stesso numero di elettroni valenza
B) tutti gli elementi di un gruppo hanno diverso numero di protoni
C) il litio è più elettropositivo del fluoro ed ha minore energia di ionizzazione
D) I lantanidi sono gli elementi con il raggio atomico più piccolo (Contrazione Lantanidica)

16. Soluzione
La D è errata perché i lantanidi sono atomi grandi con Z da 57 a 71. La contrazione lantanidica si riferisce al fatto che i raggi atomici dei lantanidi diminuiscono lungo il periodo più di quanto avviene con gli altri atomi, questo perché i lantanidi stanno mettendo elettroni negli orbitali f che sono molto poco schermanti. (Risposta D)

17. Indicare il nome del composto $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$ secondo la nomenclatura internazionale.
A) ammonio solfito ferroso
B) ammonio solfito ferrico
C) ammonio solfato ferroso
D) ammonio solfato ferrico

17. Soluzione
Questo sale contiene gli ioni ammonio (NH_4^+) e solfato (SO_4^{2-}) (A e B errate). La carica del ferro si ricava osservando che i due gruppi solfato, insieme, hanno carica –4 e i due gruppi ammonio, insieme, hanno carica +2. Mancano due cariche positive per avere l'elettroneutralità: il ferro, quindi, è Fe^{2+} e il sale è ferroso. (Risposta C)

18. Indicare l'affermazione corretta sul fosforo.
A) ha minore affinità elettronica dell'azoto
B) come tutti i non metalli, nello stato fondamentale è un gas
C) esistono solo due ossiacidi a base di fosforo
D) nello stato fondamentale esiste come molecola P_2

18. Soluzione
L'affinità elettronica diminuisce scendendo lungo i gruppi, quindi l'affermazione A è corretta.
La B e la D sono errate perché il fosforo elementare è solido e si presenta, per esempio, come P_4 tetraedrico.
La C è errata perché vi sono molti ossiacidi del fosforo, non solo due, basta ricordare l'acido fosforico, fosforoso e ipofosforoso (H_3PO_4, H_3PO_3 H_3PO_2). (Risposta A)

19. Indicare i coefficienti x e y che permettono di bilanciare la seguente reazione:

$$x\ P_4O_6 + y\ Al + 24\ HCl \rightarrow 4\ PH_3 + y\ AlCl_3 + 6\ H_2O$$

A) x = 1; y = 1 B) x = 1; y = 8 C) x = 1; y = 4 D) x = 2; y = 6

19. Soluzione
Le due semireazioni sono:
$4\ P^{3+} + 24\ e^- \rightarrow 4\ P^{3-}$ (rid) consuma 24 elettroni
$Al \rightarrow Al^{3+} + 3\ e^-$ (ox) va moltiplicata per 8 per produrre 24 elettroni
Moltiplicando per 8 e poi sommando membro a membro si ottiene:

$$P_4O_6 + 8\ Al + 24\ HCl \rightarrow 4\ PH_3 + 8\ AlCl_3 + 6\ H_2O$$

Si ottiene x = 1 e y = 8. (Risposta B)

20. Indicare la configurazione elettronica di uno ione Na^+
A) [Ne] $3s^1$ B) [Ne] $3s^2\ 3p^6$ C) [He] $2s^2\ 2p^5$ D) [He] $2s^2\ 2p^6$

20. Soluzione
Nello ione Na^+ il sodio ha perso l'elettrone esterno dall'orbitale 3s e ha raggiunto la configurazione elettronica (ottetto) del gas nobile precedente (Ne) cioè: [He] $2s^2\ 2p^6$. (Risposta D)

21. Ad una certa temperatura un recipiente rigido contiene *n* moli di un gas ideale. Vengono aggiunte *m* moli dello stesso gas, prelevandole da una bombola che si trova alla stessa temperatura del recipiente. A seguito dell'aggiunta, si osserva:
A) un aumento della temperatura del recipiente
B) un aumento della pressione nel recipiente
C) non si osserva nessuna variazione di temperatura o pressione.
D) non è possibile effettuare il processo descritto

21. Soluzione
Dato che il volume è costante, il trasferimento del gas avviene senza produzione di lavoro: W = 0.
Se non ci sono scambi di calore (Q = 0), l'energia interna è costante: $\Delta U = Q - W = 0$.
Se l'energia interna è costante, anche la temperatura T è costante. La pressione, invece aumenta per la presenza di più moli nello stesso volume: $P = n\ (RT/V)$. (Risposta B)

22. Quanto calore è richiesto per aumentare la temperatura di un blocco di rame di 1,00 dm^3 da 25,0 °C a 95,0 °C? La capacità termica specifica del rame è 0,386 J K^{-1} g^{-1}, mentre la sua densità è 8920 g dm^{-3}.
A) 241 J B) 360 J C) 241 kJ D) 360 kJ

22. Soluzione
Dalla definizione di densità: $d = m/v$ si ricava la massa $m = d\ v$ quindi $m = 8920 \cdot 1{,}00 = 8920$ g.
Il calore è dato dalla relazione $Q = c\ m\ \Delta T$ quindi $Q = 0{,}386 \cdot 8920 \cdot (95 - 25) = 241$ kJ. (Risposta C)

23. La molecola PCl_3 ha geometria (posizione media relativa degli atomi):
A) trigonale planare
B) lineare
C) quadrata planare
D) trigonale piramidale

23. Soluzione
Il fosforo, come l'azoto, ha 5 elettroni di valenza. La molecola PCl_3, quindi, assomiglia a NH_3 che ha geometria piramidale trigonale. (Risposta D)

24. Calcolare le moli di $Ba(OH)_{2\,(s)}$ da aggiungere a 0,700 L di una soluzione acquosa di HCl 0,150 M per ottenere una soluzione a pH = 7,00 (trascurare variazioni di volume ed effetti sul pH dovuti alla presenza di altri ioni).
A) 0,0775 mol B) 0,0105 mol C) 0,0525 mol D) 0,0257 mol

24. Soluzione
Dato che acido e base sono forti, per avere un pH neutro, gli equivalenti della base $Ba(OH)_2$ devono essere uguali a quelli di HCl. Le moli di HCl sono: $n = M\ V = 0{,}150 \cdot 0{,}7 = 0{,}105$ mol.
Le moli di $Ba(OH)_2$ devono essere la metà: 0,105/2 = 0,0525 mol. (Risposta C)

25. Calcolare quanti grammi di una soluzione acquosa di KNO_3 al 7,0% (m/m) occorre mescolare con 15,0 g di una soluzione di $NaNO_3$ al 18,0% (m/m), per ottenere una soluzione al 12,0% (m/m) di ioni NO_3^-.
A) 5,7 g B) 2,2 g C) 1,8 g D) 3,2 g

25. Soluzione
Masse molari: NO_3^- (14 + 48 = 62 g/mol); KNO_3 (39,1 + 62 = 101,1 g/mol); $NaNO_3$ (23 + 62 = 85 g/mol);
Indicando con x i grammi della soluzione di KNO_3, si può scrivere:

moli (KNO_3) + moli ($NaNO_3$) = moli finali (NO_3^-)
$(x \cdot 0{,}07)/101{,}1 + (15{,}0 \cdot 0{,}18)/85 = [(15 + x)\ 0{,}12]/62$
$6{,}924 \cdot 10^{-4}\ x + 0{,}03176 = (1{,}8 + 0{,}12\ x)/62$
$0{,}0429\ x + 1{,}969 = 1{,}8 + 0{,}12\ x$
$0{,}0771\ x = 0{,}169 \qquad x = 2{,}19$ g. (Risposta B)

26. In un reattore, alla temperatura di 500,0 K, vengono introdotti $N_{2\,(g)}$ e $H_{2\,(g)}$ in rapporto 1:3 in moli. Si stabilisce la seguente reazione di equilibrio (da bilanciare):

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

Ad equilibrio raggiunto nel reattore la pressione parziale di $NH_{3\,(g)}$ è $0{,}22 \cdot 10^5$ Pa e quella totale è $1{,}01 \cdot 10^5$ Pa. Calcolare la pressione parziale di $N_{2\,(g)}$ all'equilibrio.
A) $0{,}60 \cdot 10^5$ Pa
B) $0{,}84 \cdot 10^5$ Pa
C) $0{,}38 \cdot 10^5$ Pa
D) $0{,}20 \cdot 10^5$ Pa

26. Soluzione
La reazione bilanciata è: $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$
Dato che N_2 e H_2 sono posti nel reattore nel giusto rapporto stechiometrico (1:3), anche la quantità non reagita sarà in rapporto 1:3. La pressione parziale finale complessiva di N_2 e H_2 è $1{,}01 \cdot 10^5 - 0{,}22 \cdot 10^5 = 0{,}79 \cdot 10^5$ Pa.
La pressione parziale di N_2 è 1/4 di questa, quindi: $0{,}79 \cdot 10^5/4 = 0{,}20 \cdot 10^5$ Pa. (Risposta D)

27. Un adulto inspira 4,00 L di aria al minuto Sapendo che l'aria espirata possiede un quantitativo di $O_{2\,(g)}$ pari al 15,0% (v/v), calcolare il volume (in m^3) di $O_{2\,(g)}$ assorbito dall'organismo nell'arco delle 24 h. (L'aria è costituita dal 20,8% (v/v) di O_2).
A) 0,915 m^3 B) 0,334 m^3 C) 0,373 m^3 D) 0,259 m^3

27. Soluzione
La % di O_2 assorbita è 20,8 – 15,0 = 5,8%. In 4,0 L di aria, O_2 assorbito è $4 \cdot (5{,}8/100) = 0{,}232$ L. In un minuto un uomo assorbe 0,232 L di O_2. In 24 ore assorbe $24 \cdot 60 \cdot 0{,}232 = 334$ L (0,334 m^3). (Risposta B)

28. In certe condizioni, la solubilità dell'elio in acqua è 0,00900 mL di $He_{\,(g)}$ misurati alla temperatura di 293,0 K e alla pressione di $1{,}01 \cdot 10^5$ Pa in 1,00 mL di acqua. Calcolare la concentrazione molare (M) della soluzione satura nelle stesse condizioni. Trascurare le variazioni di volume.
A) $1{,}97 \cdot 10^{-6}$ M B) $3{,}73 \cdot 10^{-4}$ M C) $8{,}42 \cdot 10^{-4}$ M D) $5{,}64 \cdot 10^{-5}$ M

28. Soluzione
Dalla legge dei gas si ricavano le moli di He in 1,0 mL di H_2O: $n = PV/RT = (1 \cdot 0{,}009 \cdot 10^{-3})/(0{,}0821 \cdot 293)$
$n = 3{,}74 \cdot 10^{-7}$ mol/mL. Le moli su litro sono: $3{,}74 \cdot 10^{-7} \cdot 1000 = 3{,}74 \cdot 10^{-4}$ mol/L. (Risposta B)

29. Calcolare quante moli di $N_{2\,(g)}$ si producono mettendo a reagire 5,00 mol di $NH_{3\,(g)}$ con una quantità in eccesso di $NO_{\,(g)}$. La reazione (da bilanciare) è:

$$NH_{3\,(g)} + NO_{\,(g)} \rightarrow N_{2\,(g)} + H_2O_{\,(g)}$$

A) 9,11 mol B) 4,79 mol C) 6,25 mol D) 8,54 mol

29. Soluzione
Le due semireazioni sono:
$2\ N^{3-} \rightarrow N_2 + 6\ e^-$ (ox) va moltiplicata per 2 per liberare 12 elettroni
$2\ N^{2+} + 4\ e^- \rightarrow N_2$ (rid) va moltiplicata per 3 per consumare 12 elettroni
Moltiplicando per 2 e per 3 e poi sommando membro a membro si ottiene:

$$4\ NH_3 + 6\ NO \rightarrow 5\ N_2 + H_2O$$

Completando il bilanciamento si ha: $4\ NH_3 + 6\ NO \rightarrow 5\ N_2 + 6\ H_2O$
Le moli di N_2 sono 5/4 di quelle di NH_3, quindi: $5/4 \cdot 5{,}00 = 6{,}25$ mol. (Risposta C)

30. Quanta acqua deve evaporare da 95,0 g di una soluzione acquosa di NaBr al 37,0% (m/m) per ottenere una soluzione al 55,0% (m/m)?
A) 39,5 g
B) 40,6 g
C) 24,4 g
D) 31,l g

30. Soluzione
In 100 g della soluzione al 37,00% vi sono 100 – 37 = 63 g di acqua.
Dopo l'evaporazione restano 37 g di NaBr e x grammi di acqua. La soluzione deve essere al 55,0%:
$0{,}55 = 37/(37 + x)$ $20{,}35 + 0{,}55\ x = 37$ $0{,}55\ x = 16{,}65$ $x = 30{,}27$ g (H_2O che deve rimanere)
L'acqua che deve evaporare (in 100 g) è 63 – 30,27 = 32,73 g.
Su un campione di 95,0 g, l'acqua che deve evaporare è: $0{,}95 \cdot 32{,}73 = 31{,}1$ g. (Risposta D)

31. Il limite inferiore di infiammabilità è la minima concentrazione nell'aria necessaria per provocare un incendio in presenza di un innesco. Per l'acetone è 61,80 g/m^3. Un capannone industriale chiuso dalle dimensioni di 80 m x l50 m x l4,5 m viene utilizzato come deposito di fusti di acetone da 50,00 kg. Quanti fusti al massimo possono essere collocati nel capannone perché non si superi il limite di infiammabilità se il loro contenuto dovesse evaporare completamente?
A) 176 B) 327 C) 155 D) 215

31. Soluzione
Il volume del capannone è: $80 \cdot 150 \cdot 14{,}5 = 174 \cdot 10^3$ m^3. Il limite di infiammabilità è raggiunto con:
$61{,}80 \cdot 10^{-3} \cdot 174 \cdot 10^3 = 10{,}75 \cdot 10^3$ kg. I fusti che li contengono sono $10{,}75 \cdot 10^3/50 = 215$. (Risposta D)

32. Calcolare la concentrazione (in % m/m) di una soluzione di acido acetico ottenuta mescolando 70,0 g di una soluzione di acido al 4,0% (m/m) con 55,0 g di una all'11,0% (m/m)
A) 8,3% B) 9,4% C) 7,l% D) 6,7%

32. Soluzione
La massa finale della soluzione è: 70,0 + 55,0 = 125 g. Le due masse di acido acetico sono: 0,04 · 70 = 2,8 g e 0,11 · 55 = 6,05 g. La % finale di acido acetico è: (2,8 + 6,05)/125 = 7,1%. (Risposta C)

33. In un'industria ci sono quattro impianti frigoriferi che utilizzano ammoniaca come fluido refrigerante. Poiché il gas si disperde nell'ambiente di lavoro, indicare quale impianto presenta l'aria con la più alta concentrazione di NH_3?
A) 1° impianto: 15 mg/dm^3
B) 2° impianto: 30 mg/L
C) 3° impianto: 500 mg/m^3
D) 4° impianto: 35 μg/cm^3

33. Soluzione
Convertiamo tutti i valori in mg/L:
1° (15 mg/L); 2° (30 mg/L); 3° ($500/10^3$ = 0,5 mg/L); 4° ($35 \cdot 10^{-3}/10^{-3}$ = 35 mg/L)
Nel 4° impianto vi è la concentrazione maggiore: 35 mg/L. (Risposta D)

34. Quando 17,0 g di un minerale contenente $NiO_{(s)}$ sono riscaldati a 1500 K, si formano 0,480 g di $O_{2\,(g)}$ secondo la reazione:

$$2\ NiO_{(s)} \rightarrow 2\ Ni_{(s)} + O_{2\,(g)}$$

Calcolare la percentuale (m/m) di NiO nel minerale.
A) 25,9% B) 13,2% C) 32,5% D) 20,6%

34. Soluzione
Le moli di O_2 sono 0,480/32 = 0,015 mol. Le moli di NiO nel minerale sono il doppio: 0,015 · 2 = 0,03 mol.
La massa molare di NiO è: 58,69 + 16 = 74,69 g/mol. La massa di NiO è: 74,69 · 0,03 = 2,24 g.
La % di NiO nel minerale è 2,24/17,0 = 13,2%. (Risposta B)

35. L'emoglobina (Hb) nel sangue trasporta ossigeno grazie alla seguente reazione:

$$Hb_{(aq)} + 4\ O_{2\,(g)} \rightarrow Hb(O_2)_{4\,(g)}$$

Se la concentrazione di Hb nel sangue è 150 g/L, quante moli di ossigeno sono trasportate da 6 litri di sangue? La massa molare di Hb è 64500 g mol^{-1}.
A) 0,056 mol
B) 0,096 mol
C) 0,023 mol
D) 0,041 mol

35. Soluzione
Le moli di Hb in 1 L sono: 150/64500 = 0,002326 mol/L. Le moli di O_2 trasportate sono 4 volte di più: 0,002326 · 4 = 0,0093 mol/L. In 6 L ne abbiamo: 0,0093 · 6 = 0,056 mol. (Risposta A)

36. Calcolare le moli di ossigeno necessarie a bruciare 2,0 mol di ammoniaca, secondo la reazione (da bilanciare): $NH_{3\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

A) 3,3 mol B) 2,0 mol C) 1,1 mol D) 2,5 mol

36. Soluzione
Le due semireazioni sono:
$N^{3-} \rightarrow N^{2+} + 5\ e^-$ (ox) va moltiplicata per 4 per produrre 20 elettroni
$O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$ (rid) va moltiplicata per 5 per consumare 20 elettroni
Moltiplicando per 4 e per 5 e poi sommando membro a membro si ottiene:

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$

Il rapporto in moli tra O_2 e NH_3 è 5/4, quindi servono 5/4 · 2,0 = 2,5 mol di O_2. (Risposta D)

37. Calcolare la densità (in g/L) di una miscela gassosa al 28,5% (v/v) di $H_{2\,(g)}$ e al 71,5% (v/v) di $CH_{4\,(g)}$ se a 351,0 K ha una pressione totale di $5{,}68 \cdot 10^5$ Pa.
A) 3,78 g/L B) 4,01 g/L C) 2,35 g/L D) 1,77 g/L

37. Soluzione
La pressione totale è: $5{,}68 \cdot 10^5/1{,}013 \cdot 10^5 = 5{,}61$ atm. Le moli totali in 1L sono: $n = PV/RT$
$n = (5{,}61 \cdot 1)/(0{,}0821 \cdot 351)$ $n = 0{,}1946$ mol. Dato che moli e volumi sono proporzionali:
le moli di H_2 in 1 L sono: $0{,}285 \cdot 0{,}1946 = 0{,}0555$ mol. La massa di H_2 è: $0{,}0555 \cdot 2 = 0{,}111$ g.
Le moli di CH_4 in 1 L sono: $0{,}715 \cdot 0{,}1946 = 0{,}139$ mol. La massa di CH_4 è: $0{,}139 \cdot 16 = 2{,}23$ g.
La massa totale in 1 L (e quindi la densità della miscela) è $0{,}111 + 2{,}23 = 2{,}34$ g/L. (Risposta C)

38. In un capannone industriale che misura 25,0 m x 30,0 m x 6,0 m viene completamente svuotato un serbatoio di 40,0 L contenente metano alla pressione di $35{,}0 \cdot 10^5$ Pa. Se la temperatura ambiente è di 18,0 °C, calcolare quale sarà la concentrazione di metano in g/m^3 nell'aria del capannone.
A) 0,206 g/m^3 B) 0,714 g/m^3 C) 0,359 g/m^3 D) 0,647 g/m^3

38. Soluzione
La pressione del CH_4 nel serbatoio è $35 \cdot 10^5/1{,}013 \cdot 10^5 = 34{,}55$ atm. Le moli di CH_4 sono: $n = PV/RT$
$n = (34{,}55 \cdot 40)/(0{,}0821 \cdot 291) = 57{,}85$ mol. La massa molare di CH_4 è: $12 + 4 = 16$ g/mol.
La massa di metano è: $16 \cdot 57{,}85 = 925{,}5$ g. Il volume del capannone è: $25 \cdot 30 \cdot 6 = 4500$ m^3.
La concentrazione di CH_4 nel capannone è: $925{,}5/4500 = 0{,}206$ g/m^3. (Risposta A)

39. 0,650 m^3 di una miscela gassosa costituita da $Ne_{(g)}$ e $Ar_{(g)}$ pesano 9,50 kg, alla temperatura di 303,0 K e alla pressione $10{,}6 \cdot 10^5$ Pa. Calcolare la % (v/v) dei singoli componenti.
A) 12,7% $Ne_{(g)}$, 87,3% $Ar_{(g)}$ B) 42,1% $Ne_{(g)}$, 57,9% $Ar_{(g)}$
C) 33,5% $Ne_{(g)}$, 66,5% $Ar_{(g)}$ D) 26,2% $Ne_{(g)}$, 73,8% $Ar_{(g)}$

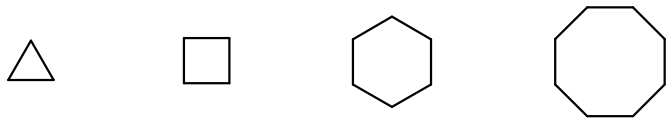
39. Soluzione
La pressione è: $10{,}6 \cdot 10^5/1{,}013 \cdot 10^5 = 10{,}46$ atm.
Le moli di gas totali sono: $n = PV/RT = (10{,}46 \cdot 650)/(0{,}0821 \cdot 303) = 273{,}3$ mol. Le masse molari sono:
Ne (20,18); Ar (39,95). Detta x la % di Ne, si può scrivere: massa (Ne) + massa (Kr) = 9500

$$x \cdot 273{,}3 \cdot 20{,}18 + (1 - x) \cdot 273{,}3 \cdot 39{,}95 = 9500$$

$$5515\,x + 10918 - 10918\,x = 9500 \qquad 5403\,x = 1418 \qquad x = 26{,}2\%.$$

(Risposta D)

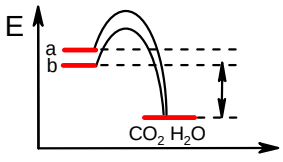
40. Per valutare la stabilità dei cicloalcani si usa la reazione di combustione, in cui essi reagiscono con l'ossigeno per formare biossido di carbonio e acqua secondo una reazione esotermica. Tenendo conto del calore di combustione ($-\Delta H$ in kcal mol^{-1}), indicare l'ordine di stabilità decrescente dei seguenti cicloalcani:

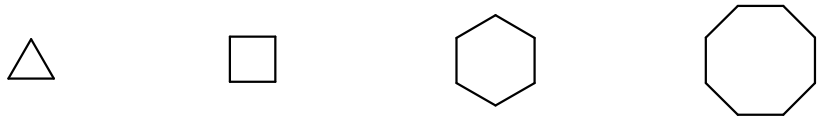


ciclopropano $-\Delta H = 468{,}7$ ciclobutano $-\Delta H = 614{,}3$ cicloesano $-\Delta H = 882{,}1$ cicloottano $-\Delta H = 1186{,}0$

A) ciclopropano, ciclobutano, cicloesano, cicloottano
B) cicloottano, cicloesano, ciclobutano, ciclopropano
C) cicloesano, cicloottano, ciclobutano, ciclopropano
D) ciclopropano, ciclobutano, cicloottano, cicloesano

40. Soluzione
Dividiamo il calore di combustione per il n° di carboni in modo da avere il calore per ogni CH_2 della molecola:





468,7/3 = **156,2**; 614,3/4 = **153,6**; 882,1/6 = **147**; 1186/8 = **148,3**

Il cicloalcano più stabile è il composto *b* che ha il calore di combustione per CH_2 più basso dato che il prodotto è sempre CO_2 e H_2O. Dal più stabile al meno stabile, i cicloalcani hanno 6, 8, 4, 3 carboni dell'anello. (Risposta C)

Seguono gli ultimi 20 questi della sola classe A

41. Tra le seguenti formule di specie anioniche, indicare quella ERRATA:
A) anione nitrato: NO_3^-
B) anione ipoiodito: IO^-
C) anione carbonato: CO_3^{2-}
D) anione fosfato: PO_4^{2-}

41. Soluzione
I primi tre anioni sono corretti, infatti li troviamo in molecole note come: HNO_3 (acido nitrico), NaIO (ipoiodito di sodio, simile all'ipoclorito di sodio, NaClO, la comune varecchina) e H_2CO_3 (acido carbonico).
L'anione fosfato è presente nell'acido fosforico che però ha formula H_3PO_4 e contiene PO_4^{3-}. (Risposta D)

42. Uno studente sta pesando un volume noto di una soluzione. Quale informazione può ricavare?
A) la viscosità della soluzione
B) la concentrazione della una soluzione
C) la densità della soluzione
D) nessuna delle tre

42. Soluzione
Dalla massa e dal volume di una soluzione si può ottenere la densità: d = m/v. (Risposta C)

43. Indicare la formula bruta del clorato di magnesio.
A) $MgCl_2$ B) $Mg(ClO_4)_2$ C) $Mg(ClO_3)_2$ D) $Mg(ClO_2)_2$

43. Soluzione
I quattro ossoanioni del cloro sono: ClO^- (ipoclorito); ClO_2^- (clorito); ClO_3^- (clorato); ClO_4^- (perclorato);
Il clorato di magnesio, quindi, è $Mg(ClO_3)_2$. (Risposta C)

44. Indicare il numero di ossidazione del cloro in Cl_2O.
A) –1 B) 0 C) +1 D) +2

44. Soluzione
Dato che l'ossigeno è più elettronegativo del cloro, all'ossigeno va assegnato il numero di ossidazione –2, quindi il cloro ha numero di ossidazione +1. (Risposta C)

45. La molalità indica il rapporto tra:
A) la massa di soluto, espressa in grammi, e la massa di solvente, espressa in chilogrammi; l'unità di misura si indica con m
B) le moli di soluto e la massa di solvente, espressa in chilogrammi; l'unità di misura si indica con m
C) la massa di soluto, espressa in grammi, e il volume di solvente, espresso in litri; l'unità di misura si indica con m
D) le moli di soluto e il volume di solvente, espresso in litri; l'unità di misura si indica con M

45. Soluzione
La molalità (m) è data dal rapporto tra moli di soluto e massa di solvente in kg. In questo modo il valore della concentrazione molale non varia al variare della temperatura (la massa è indipendente da T) e consente di operare con soluzioni a temperature molto diverse, da quella di fusione a quella di ebollizione. La molarità, invece, è legata al volume della soluzione e questo cambia con la temperatura. (Risposta B)

46. Indicare la quantità di sostanza costituita dal maggior numero di atomi.
A) 90,0 g di stagno B) 120 g di silicio C) 200 g di uranio D) 60 g di rame

46. Soluzione
Le moli nei 4 casi sono: Sn (90/118,7 = 0,768); Si (120/28,09= 4,27); U (200/238 = 0,84); Cu (60/63,55 = 0,94).
La sostanza presente con il maggior numero di moli, e quindi di atomi, è il silicio (4,27 mol). (Risposta B)

47. I membri dell'astronave Enterprise, proveniente dal pianeta Terra, stanno sondando un nuovo mondo, la cui temperatura è compresa tra 273 e 300 K, per verificarne l'abitabilità. Ad un certo punto trovano un lago che, analizzato, è composto da CO_2 liquida. Perchè concludono che il pianeta non è abitabile?

A) le temperature sono troppo basse
B) le temperature sono troppo alte
C) la pressione è troppo bassa
D) la pressione è troppo alta

47. Soluzione

La temperatura è ottimale, ma la pressione è troppo elevata, infatti la CO_2 alla pressione di una atmosfera non può esistere come liquido: a –79 °C passa dallo stato solido al gassoso per sublimazione. La CO_2 liquida esiste solo a pressioni elevate, oltre 5,1 atmosfere, al di sopra del suo punto triplo. (Risposta D)

48. La frazione molare indica il rapporto tra:

A) le moli di un componente di una miscela e la somma delle moli di tutti i componenti
B) le moli di un componente di una miscela e la somma delle moli di tutti gli altri componenti
C) la massa di un componente di una miscela e la somma delle masse di tutti i componenti
D) la massa di un componente di una miscela e la somma delle masse di tutti gli altri componenti

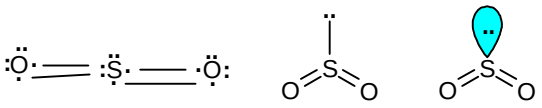
48. Soluzione

La frazione molare di A è data dal rapporto: n_A/n_{totali}. (Risposta A)

49. Secondo la teoria VSEPR, l'anidride solforosa SO_2 ha geometria:

A) planare B) angolata C) piramidale D) a cavalletto

49. Soluzione



Lo zolfo ha 6 elettroni di valenza e, appartenendo al terzo periodo, possiede anche orbitali 3d che gli permettono di andare oltre l'ottetto elettronico, cioè può usare più di 4 orbitali. Con 4 elettroni realizza due doppi legami con i due ossigeni, gli restano due elettroni che costituiscono una coppia di non legame. Lo zolfo in totale usa 5 orbitali per alloggiare 5 coppie di elettroni, ma le coppie che richiedono uno spazio riservato sono solo 3 (i legami pigreco non occupano uno spazio indipendente) quindi la disposizione è trigonale planare. Una delle tre posizioni è occupata dalla coppia di non legame, quindi la molecola ha geometria angolata. (Risposta B)

50. Indicare la formula bruta del composto ionico formato da bario e zolfo.

A) BaS_2 B) BaS C) Ba_2S D) Ba_3S_2

50. Soluzione

Dato che il bario forma cationi Ba^{2+} e lo zolfo forma anioni S^{2-}, il composto è BaS. (Risposta B)

51. Gli atomi di C, F, e Li hanno affinità elettronica AE diversa. Indicare la relazione tra i diversi valori.

A) $AE_{Li} > AE_C > AE_F$
B) $AE_F > AE_C > AE_{Li}$
C) $AE_C = AE_F > AE_{Li}$
D) $AE_F > AE_{Li} > AE_C$

51. Soluzione

L'affinità elettronica è una grandezza controversa. Il nome suggerisce il suo significato originale: cioè che AE misuri la tendenza di un atomo a legarsi ad un elettrone per formare uno ione negativo.
In questo caso *AE* è l'energia liberata nella reazione: $F + e^- \rightarrow F^- + AE$ $AE = -\Delta H$
Con questa convenzione il fluoro (che tende a diventare F^-) avrebbe un grande valore di *AE* (*AE* > 0).
In un secondo momento si è pensato di attribuire all'*AE* il valore del ΔH della reazione di acquisto di un elettrone.
In questo caso *AE* è l'energia assorbita nella reazione: $F + e^- + AE \rightarrow F^-$ $AE = \Delta H$
In questa convenzione il fluoro ha *AE* < 0. I valori di *AE* nelle due convenzioni sono uguali, ma di segno opposto.
Nella domanda non è detto a quale convenzione ci si riferisce e le risposte B e A (opposte) sono vere nei due casi.
Se *AE* è l'energia liberata nel processo, allora F > C > Li. (Risposta B)
Se *AE* è l'energia assorbita nel processo (ΔH), allora Li > C > F. (Risposta A)

52. Quale di questi metalli allo stato elementare può essere fuso stringendolo per alcuni minuti nel palmo di una mano?
A) gallio B) platino C) oro D) iodio

52. Soluzione
Supponendo di non conoscere la risposta, si può ragionare così: platino e oro sono esclusi perché sono metalli robusti con cui si costruiscono gioielli. Lo iodio è escluso perché non è un metallo. Resta il gallio che deve essere scelto per esclusione. (Risposta A)

53. Indicare le formule dei composti ionici che si formano quando l'anione carbonato si lega con i cationi Na^+, Ca^{2+} e Fe^{3+}.
A) $NaHCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $Fe(HCO_3)_3$
B) Na_2HCO_3, $CaHCO_3$, $Fe_2(HCO_3)_3$
C) $NaCO_3$, $Ca(CO_3)_2$, $Fe(CO_3)_3$
D) Na_2CO_3, $CaCO_3$, $Fe_2(CO_3)_3$

53. Soluzione
L'anione carbonato CO_3^{2-} è bivalente e quindi si lega con due ioni Na^+ o con uno ione Ca^{2+}. (Risposta D)
Se si lega con Fe^{3+}, il minimo comune multiplo delle cariche (+3 e –2) è 6 e quindi il sale è $Fe_2(CO_3)_3$.

54. Ferro, cobalto, e oro sono:
A) metalli alcalini B) metalli alcalino terrosi C) metalli di transizione D) alogeni

54. Soluzione
Sono metalli di transizione, infatti, nella tavola periodica, li troviamo nella parte centrale, nella zona dove gli atomi stanno riempiendo gli orbitali d. (Risposta C)

55. Nella sostanza KBr è presente:
A) un legame covalente polare
B) un legame a idrogeno
C) un legame ionico
D) un legame doppio

55. Soluzione
KBr è un tipico composto ionico (come NaCl), è formato da elementi che si trovano alle estremità opposte della tavola periodica: un metallo alcalino e un alogeno. La grande differenza di elettronegatività consente che coesistano nel cristallo come ioni positivo e negativo: K^+ e Br^-. (Risposta C)

56. Il metano contenuto in un recipiente di 0,80 m^3 a 35 °C esercita una pressione di $2{,}0 \cdot 10^7$ Pa. Quanti kg di metano contiene il recipiente?
A) 50 kg B) 100 kg C) 25 kg D) 125 kg

56. Soluzione
La pressione è: $2{,}0 \cdot 10^7 / 1{,}01 \cdot 10^5 = 197{,}4$ atm. La temperatura è: $35 + 273 = 308$ K.
Dalla legge dei gas si ottengono le moli: $n = PV/RT = (197{,}4 \cdot 800)/(0{,}0821 \cdot 308) = 6246$ mol
La massa molare di CH_4 è $12 + 4 = 16$ g/mol. La massa è: $6246 \cdot 16 = 99940$ g = 100 kg. (Risposta B)

57. Un sistema chiuso:
A) può scambiare sia materia sia energia con l'ambiente circostante
B) non può scambiare né materia né energia con l'ambiente circostante
C) può scambiare materia ma non energia con l'ambiente circostante
D) può scambiare energia ma non materia con l'ambiente circostante

57. Soluzione
Un sistema chiuso può scambiare energia ma non materia con l'ambiente circostante. (Risposta D)
Un sistema isolato non può scambiare né energia nè materia con l'ambiente circostante.

58. Indicare quanti grammi di carbonio si possono ottenere da 37,0 g di colesterolo ($C_{27}H_{46}O$).
A) 52,7 g
B) 61,8 g
C) 49,7 g
D) 31,0 g

58. Soluzione
La massa molare del colesterolo è: 27 · 12 + 46 + 16 = 386 g/mol. Le moli sono: 37,0/386 = 0,0959 mol.
La massa di carbonio è: 27 ·12 · 0,0959 = 31,06 g. (Risposta D)

59. Analizzando una partita di vongole, si è trovato un contenuto medio di Cd nei molluschi pari a 0,238 mg/kg. Mangiando 150,0 g di mollusco 2 volte al mese, dopo quanti mesi un individuo ha ingerito 1,00 mg di Cd?
A) 14,0 mesi
B) 24,5 mesi
C) 10,2 mesi
D) 18,0 mesi

59. Soluzione
Queste vongole non andrebbero mangiate perché hanno un contenuto di cadmio più che doppio del consentito. 150,0 g di vongole sono 0,15 kg. Ogni mese si mangerebbero 0,15 · 2 = 0,3 kg di mollusco. Se si indica con x il numero di mesi, si può scrivere: 0,238 · 0,3x = 1,00 da cui: x = 14,0 mesi. (Risposta A)

60. Calcolare quanti grammi di $NaNO_{3\,(s)}$ occorre aggiungere a 65,0 g di una soluzione al 17,0% (m/m) per ottenere una soluzione al 31,0% di $NaNO_3$.
A) 27,3 g
B) 44,l g
C) 13,2 g
D) 37,5 g

60. Soluzione
Se indichiamo con x i grammi di $NaNO_3$ da aggiungere, si può scrivere: (0,17 · 65 + x)/(65 + x) = 0,31
11,05 + x = 20,15 + 0,31 x 0,69 x = 9,1 x = 13,2 g. (Risposta C)

Qui riprendono gli ultimi 20 quesiti della classe B

41. Sciogliendo 120 g di un composto incognito non volatile in 4 kg di acqua si ottiene una soluzione che, raffreddando, comincia a congelare a –0,25 °C. Qual è la massa molare del composto?
La costante crioscopica dell'acqua è 1,86 K kg mol^{-1}.
A) 220 g mol^{-1}
B) 260 g mol^{-1}
C) 280 g mol^{-1}
D) 300 g mol^{-1}

41. Soluzione
L'abbassamento crioscopico è: $\Delta T = k\,m$ quindi, la molalità è: $m = \Delta T/k = 0,25/1,86 = 0,134$ mol/kg.
Su 4 kg ci sono 0,134 · 4 = 0,538 mol. La massa molare è 120/0,538 = 223 g mol^{-1}. (Risposta A)

42. Un sistema si espande da 1,00 a 1,50 m^3 contro una pressione costante pari a 100 kPa. Quanto calore deve scambiare con l'ambiente affinché la sua temperatura rimanga costante?
A) 50 cal B) –50 cal C) –50 kJ D) 50 kJ

42. Soluzione
Durante l'espansione isobara il sistema compie un lavoro $W = P\Delta V = 100 \cdot 10^3 \cdot 0,5 = 50 \cdot 10^3$ J. Se la sua temperatura resta costante si ha: $\Delta U = 0$. Dal primo principio ($\Delta U = Q - W$) si ottiene: $Q - W = 0$ $Q = W$
Il sistema, quindi, deve assorbire un calore pari al lavoro fatto: Q = 50 kJ. (Risposta D)

43. A 20 °C la costante cinetica di una data reazione del primo ordine, è 8,0 $\cdot 10^{-3}$ s^{-1}. Sapendo che l'energia di attivazione è 32 kJ mol^{-1}, calcolare il valore della costante cinetica a 40 °C.
A) 1,8 $\cdot 10^{-2}$ s^{-1} B) 8,0 $\cdot 10^{-3}$ s^{-1} C) 8,0 $\cdot 10^{-2}$ s^{-1} D) 1,3 $\cdot 10^{-2}$ s^{-1}

43. Soluzione
Aumentando la temperatura da 20 a 40 °C, la velocità della reazione aumenta e così la k cinetica.

La dipendenza della costante cinetica k dalla temperatura è data dall'equazione di Arrhenius: $k = A\,e^{\frac{-E_a}{RT}}$
Conoscendo l'energia di attivazione E_a, la temperatura T (20 °C = 293 K) e la costante k, si può calcolare il fattore pre-esponenziale *A*. $A = k\,e^{\frac{E_a}{RT}}$ $A = 8 \cdot 10^{-3} \cdot e^{\frac{32 \cdot 10^3}{8{,}31 \cdot 293}}$ A = 4082 s^{-1}
Ora si può calcolare la costante cinetica k alla nuova temperatura di 40 °C (313 K):
$k = A\,e^{\frac{-E_a}{RT}}$ $k = 4082 \cdot e^{\frac{-32 \cdot 10^3}{8{,}31 \cdot 313}}$ k = 1,85 $\cdot 10^{-2}$ s^{-1}. (Risposta A)

44. Se x è la velocità con cui si consuma ammoniaca nel corso della reazione:

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

qual è la velocità con cui si produce idrogeno?
A) 3/2 x B) x C) 2 x D) 2/3 x

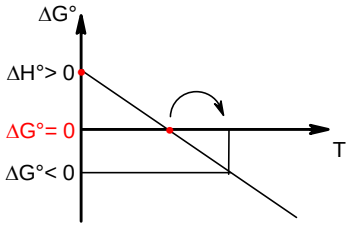
44. Soluzione
Dato che le moli di H_2 prodotte sono $^3/_2$ di quelle di NH_3 consumate, anche la velocità con cui si forma H_2 deve essere $^3/_2$ di quella con cui si consuma NH_3, quindi è $^3/_2$ x. (Risposta A)

45. Il ΔH° della seguente reazione è positivo

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

Come si può spostare l'equilibrio verso la formazione dei prodotti?
A) non si può influire sull'equilibrio termodinamico di una reazione
B) aumentando la temperatura e/o diminuendo la pressione
C) diminuendo la temperatura
D) aggiungendo un catalizzatore

45. Soluzione



Aumentando la temperatura, l'equilibrio di una reazione endotermica ($\Delta H° > 0$) si sposta verso destra per contrastare questo aumento. Dato che nella reazione da una molecola se ne formano 2, anche diminuendo la pressione l'equilibrio si sposta verso destra, nella direzione in cui la pressione aumenta. (Risposta B)
Il primo fatto è meglio comprensibile osservando il grafico $\Delta G°/T$ della relazione $\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$. Se la reazione, in condizioni standard, è all'equilibrio, si ha: $\Delta G = \Delta G° = 0$. Dato che $\Delta H° > 0$, la retta ha una pendenza negativa. Aumentando la temperatura, il $\Delta G°$ diminuisce e quindi aumenta la K di equilibrio che è data dalla relazione: $\Delta G° = -RT\ \ln K_{eq}$.

46. L'anidride carbonica prodotta dall'attività umana è la causa principale dell'effetto serra. Chimici di tutto il mondo stanno cercando metodi che ne diminuiscano il contenuto nell'atmosfera. Uno di questi è utilizzare tale gas per produrre metanolo (CH_3OH) tramite la reazione, catalizzata, (da bilanciare):

$$CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow CH_3OH_{\,(l)} + H_2O_{\,(l)}$$

Indicare quanti litri di CO_2 (considerata ideale e in condizioni standard STP: T = 273,15 K, P = 101,3 kPa) si consumano per ogni tonnellata (1,00 $\cdot 10^3$ kg) di metanolo prodotto.
A) 7 $\cdot 10^3$ L B) 70 $\cdot 10^3$ L C) 700 $\cdot 10^3$ L D) 7000 $\cdot 10^3$ L

46. Soluzione
La reazione bilanciata è: $CO_2 + 3\ H_2 \rightarrow CH_3OH + H_2O$
Il rapporto in moli CO_2/CH_3OH è 1:1, quindi le moli di CO_2 coincidono con quelle di CH_3OH.
La massa molare di CH_3OH è: 12 + 4 + 16 = 32 g/mol. Le moli di CH_3OH (e di CO_2) sono: $10^6/32$ = 31250 mol.
Il volume di CO_2 è: $V = nRT/P = (31250 \cdot 0{,}0821 \cdot 273)/1 = 700 \cdot 10^3$ L. (Risposta C)

47. Nella struttura di Lewis dello ione BF_4^- qual è la carica formale sul boro?
A) –2 B) –1 C) 0 D) +1

47. Soluzione
In BF_4^- il boro possiede 4 elettroni invece dei normali 3, quindi ha carica formale –1. (Risposta B)

48. Indicare, sulla base della teoria VSEPR, la coppia che presenta la stessa geometria:
A) H_2O e CO_2
B) CO_2 e CH_3^-
C) H_2O e Cl_2O
D) CH_3^- e Cl_2O

48. Soluzione
H_2O è angolata; CO_2 è lineare; CH_3^- è piramidale come NH_3; Cl_2O è angolata come H_2O. (Risposta C)

49. A 728 K il fosgene ($COCl_2$) si decompone termicamente secondo la reazione:

$$COCl_{2\,(g)} \rightarrow CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)}$$

Se in un recipiente chiuso di 1,000 L vengono introdotti 2,451 g di fosgene, la sua pressione parziale, ad equilibrio raggiunto, è il 50,0% della pressione totale. Calcolare la costante di equilibrio (K_p). Considerare i gas ideali ed esprimere le pressioni in kPa.
A) 25,0
B) 12,5
C) 0,242
D) 0,125

49. Soluzione
Nella reazione $COCl_{2\,(g)} \rightarrow CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)}$
moli iniziali: n 0 0
moli finali: n–x x x moli totali: $n - x + x + x = n + x$
La frazione molare di fosgene alla fine è $(n–x)/(n+x) = 0,5$ quindi: $2n – 2x = n + x$ $3x = n$ $x = (1/3)n$
moli finali: $(2/3)n$ $(1/3)n$ $(1/3)n$ le moli totali sono: $(2/3)n + (2/3)n = (4/3)n$
La massa molare del fosgene è: $12 + 16 + 2 \cdot 35,45 = 98,9$ g/mol.
Le moli iniziali di fosgene sono: $n = 2,451/98,9 = 24,78 \cdot 10^{-3}$ mol
Le moli totali finali sono: $(4/3)n = (4/3) \cdot 24,78 \cdot 10^{-3} = 33,04 \cdot 10^{-3}$ mol
La pressione finale è: $P = nRT/V$ $P = (33,04 \cdot 10^{-3} \cdot 0,0821 \cdot 728)/1 = 1,975$ atm $= 1,975 \cdot 101,3 = 200$ kPa
$K_p = p_{CO}\, p_{Cl_2}/p_{fos}$ $K_p = x_{CO}\, P \cdot x_{Cl_2} P / x_{fos} P$ $K_p = P\,(x_{CO} \cdot x_{Cl_2}/x_{fos})$
$x_{CO} = x_{Cl_2} = (1/3)n/(4/3)n = 0,25$ $x_{fos} = (2/3)n/(4/3)n = 0,5$
$K_p = P\,(0,25 \cdot 0,25/0,5) = 200 \cdot 0,125 = 25$ (Risposta A)

50. 52,42 g di un carbonato di formula X_2CO_3 sono trasformati quantitativamente in 101,78 g del corrispondente bromuro. Di quale carbonato si tratta?
A) Li_2CO_3 B) Na_2CO_3 C) K_2CO_3 D) Rb_2CO_3

50. Soluzione
La reazione del problema è: $X_2CO_3 \rightarrow 2\,XBr$
Le moli bromuro sono il doppio di quelle di carbonato.
La soluzione più veloce è quella che procede per tentativi partendo dai cationi proposti.
(Li): massa molare di $Li_2CO_3 = 7 + 7 + 60 = 74$ g/mol. Le moli sono: $52,42/74 = 0,71$ mol $(2 \cdot 0,71 = 1,42$ mol)
Massa molare di LiBr $= 7 + 80 = 87$ g/mol. Le moli di LiBr sono $101,78/87 = 1,17$ mol $(\neq 1,42$: A errata)
(Na): MM di $Na_2CO_3 = 23 + 23 + 60 = 106$ g/mol. Le moli sono $52,42/106 = 0,495$ mol $(2 \cdot 0,495 = 0,99$ mol)
MM di NaBr $= 23 + 80 = 103$ g/mol. Le moli di NaBr sono $101,78/103 = 0,99$ mol (esatto!). (Risposta B)
Come esercizio risolviamo il problema sfruttando la relazione: $\text{moli}_{\text{bromuro}} = 2\,\text{moli}_{\text{carbonato}}$.
Ponendo x = massa del metallo X, si ha: $MM_{bromuro} = (x + 80)$ g/mol; $MM_{carbonato} = (2x + 60)$ g/mol.
$101,78/(x + 80) = 2 \cdot 52,42/(2x + 60)$ $101,78 \cdot (x + 30) = 52,42 \cdot (x + 80)$
$49,36\,x = 1140,2$ da cui: $x = 23$ g/mol (massa atomica del Na)

51. Quanti grammi di PbO e di SO_2 si possono ottenere facendo reagire 478 g di PbS e 192 g di O_2 secondo la reazione (da bilanciare):

$$PbS_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow PbO_{(s)} + SO_{2\,(g)}$$

A) 1328 g di PbO e 384 g di SO_2
B) 669 g di PbO e 192 g di SO_2
C) 446 g di PbO e 223 g di SO_2
D) 446 g di PbO e 128 g di SO_2

51. Soluzione

La reazione bilanciata è: $2\ PbS_{(s)} + 3\ O_{2\,(g)} \rightarrow 2\ PbO_{(s)} + 2\ SO_{2\,(g)}$

coefficienti	2	3	2	2
moli (mol)	2	(6)	2	2
MM (g/mol)	239	32	223	64
massa (g)	478	192	446	128

Le masse molari sono (in g/mol): PbS (207 + 32 = 239); O_2 (32); PbO (207 + 16 = 223); SO_2 (32 + 32 = 64). Le moli sono: PbS (478/239 = 2); O_2 (192/32 = 6). Le moli di O_2 sono in eccesso, quindi si considerano solo le moli di PbS. Da 2 moli di PbS si ottengono 2 moli di SO_2 che corrispondono a: $2 \cdot 64 = 128$ g di SO_2.
Si ottengono anche 2 moli di PbO che corrispondono a: $2 \cdot 223 = 446$ g di PbO. (Risposta D)

52. L'anione X^- di un acido debole HX forma un composto poco solubile con il calcio, $CaX_{2\,(s)}$, con costante di solubilità pari a $10^{-10,4}$. Calcolare la costante di ionizzazione di HX sapendo che la costante di equilibrio della seguente reazione è $K = 10^{-4,0}$. $CaX_{2\,(s)} + 2\ H^+_{(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ HX_{(aq)}$

A) $10^{-3,2}$ B) $10^{-4,6}$ C) $10^{-7,1}$ D) $10^{-8,3}$

52. Soluzione

Le due reazioni da considerare sono la dissociazione di CaX_2 e l'inversa della reazione data:

$CaX_{2\,(s)} \rightarrow Ca^{2+} + 2\ X^-$	$K_1 = 10^{-10,4}$
$Ca^{2+} + 2\ HX \rightarrow CaX_{2\,(s)} + 2\ H^+$	$K_2 = 10^{4,0}$
----------	Sommando si ottiene:
$2\ HX \rightarrow 2\ X^- + 2\ H^+$	$K = K_1\ K_2$

La dissociazione di HX è: $HX \rightarrow X^- + H^+$ $\quad K_a = (K_1\ K_2)^{1/2}$

da cui si ottiene: $K_a = (K_1\ K_2)^{1/2} = (10^{-10,4} \cdot 10^{4,0})^{1/2} = (10^{-6,4})^{1/2} = 10^{-3,2}$. (Risposta A)

53. 25,00 mL di una soluzione acquosa di acido formico 0,0500 M (HCOOH, $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$) sono titolati con una soluzione acquosa di NaOH 0,0200 M. Calcolare il pH al punto di equivalenza.

A) 7,95 B) 6,32 C) 10,21 D) 9,73

53. Soluzione

Al punto di equivalenza si completa la reazione: $HCOOH + NaOH \rightarrow HCOONa + H_2O$
e si ottiene una soluzione di HCOONa. Dato che NaOH è 0,02 M, ne serve un volume 0,05/0,02 = 2,5 volte maggiore. La soluzione finale, quindi, ha un volume: $V = V_{iniziale} + V_{aggiunto} = V + 2,5\ V = 3,5\ V$. La concentrazione finale di HCOONa è $0,05/3,5 = 1,43\ 10^{-2}$ M. HCOONa è il sale di un acido debole che dà idrolisi secondo la reazione $HCOO^- + H_2O \rightarrow HCOOH + OH^-$ con $K_b = [HA][OH^-]/[HA]$ $\quad K_b = [OH^-]^2/C$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b\ C} = \sqrt{\frac{K_w\ C}{K_a}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 1,43 \cdot 10^{-2}}{1,8 \cdot 10^{-4}}} = 0,89 \cdot 10^{-6}$$ pOH = 6,05 pH = 7,95. (Risposta A)

54. Immergendo una barretta di $Fe_{(s)}$ in una soluzione acquosa 0,100 M in $PbCl_2$, 0,100 M in $MnCl_2$, 0,100M in $MgCl_2$ e 0,00100 M in HCl, che cosa si osserva?

A) si deposita $Mn_{(s)}$ B) non si osserva nulla C) si deposita $Mg_{(s)}$ D) si deposita $Pb_{(s)}$

54. Soluzione

Il ferro si può ossidare secondo la reazione: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$ $\quad E° = -0,44$ V
Se il ferro si ossida, si deve ridurre un altro metallo, ma il suo potenziale di riduzione deve essere maggiore di quello del ferro (–0,44 V).
I potenziali di riduzione sono: Pb^{2+}/Pb (–0,126 V); Mn^{2+}/Mn (–1,18 V); Mg^{2+}/Mg (–2,37 V).
Sulla lamina di ferro si deposita Pb, il solo con un potenziale di riduzione maggiore di –0,44 V. (Risposta D)

55. Conoscendo le costanti di solubilità di AgCl ($1{,}8 \cdot 10^{-10}$) e AgSCN ($1{,}0 \cdot 10^{-12}$), calcolare la costante di equilibrio della reazione:

$$AgCl_{(s)} + SCN^-_{(aq)} \rightarrow AgSCN_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$$

A) 871 B) 180 C) 288 D) 543

55. Soluzione

La reazione data si può ottenere combinando la reazione di dissociazione di AgCl con l'inverso della reazione di dissociazione di AgSCN:

$AgCl \rightarrow Ag^+ + Cl^-$ $K_1 = 1{,}8 \cdot 10^{-10}$

$Ag^+ + SCN^- \rightarrow AgSCN$ $K_2 = 1{,}0 \cdot 10^{12}$

---------- sommando si ottiene:

$AgCl + SCN^- \rightarrow AgSCN + Cl^-$ $K = K_1 K_2 = 1{,}8 \cdot 10^2$. (Risposta B)

56. Ad una soluzione acquosa 0,010 M in Na_2CrO_4 e 0,020 M in NaCl si aggiunge lentamente $AgNO_{3\,(s)}$. Si verificano le seguenti reazioni:

$$Cl^-_{(aq)} + Ag^+_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}$$
$$CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2\ Ag^+_{(aq)} \rightarrow Ag_2CrO_{4\,(s)}$$

Calcolare la concentrazione di Cl^- quando inizia la precipitazione di $Ag_2CrO_{4\,(s)}$.

$K_{ps}\,(AgCl) = 1{,}8 \cdot 10^{-10}$ $K_{ps}\,(Ag_2CrO_4) = 9{,}0 \cdot 10^{-12}$

A) $2{,}9 \cdot 10^{-7}$ M B) $2{,}7 \cdot 10^{-5}$ M C) $6{,}0 \cdot 10^{-6}$ M D) $4{,}2 \cdot 10^{-8}$ M

56. Soluzione

AgCl precipita quando $[Ag^+]$ è: $[Ag^+]\,[Cl^-] = K_{ps}$ $[Ag^+] = K_{ps}/[Cl^-] = 1{,}8 \cdot 10^{-10}/2 \cdot 10^{-2} = 9 \cdot 10^{-9}$ M

Ag_2CrO_4 precipita quando $[Ag^+]$ è: $[Ag^+]^2\,[CrO_4^-] = K_{ps}$ $[Ag^+] = (9 \cdot 10^{-12}/10^{-2})^{1/2} = (9 \cdot 10^{-10})^{1/2} = 3 \cdot 10^{-5}$ M

AgCl precipita per primo, poi precipita Ag_2CrO_4. Calcoliamo $[Cl^-]$ quando $[Ag^+] = 3 \cdot 10^{-5}$ M:

$[Cl^-] = K_{ps}/[Ag^+] = 1{,}8 \cdot 10^{-10}/3 \cdot 10^{-5} = 6 \cdot 10^{-6}$ M. (Risposta C)

57. Una soluzione contenente lo ione Pb^{2+} in concentrazione 0,0010 M, lo ione Mn^{2+} in concentrazione 0,50 M e lo ione Mg^{2+} in concentrazione 0,050 M viene alcalinizzata gradualmente per aggiunta di $NaOH_{(s)}$. Indicare l'ordine di precipitazione dei metalli sotto forma di idrossidi.

$K_{ps}\,(Pb(OH)_2) = 2{,}8 \cdot 10^{-16}$; $K_{ps}\,(Mn(OH)_2) = 4{,}6 \cdot 10^{-14}$; $K_{ps}\,(Mg(OH)_2) = 1{,}5 \cdot 10^{-11}$

A) Pb, Mg, Mn B) Mg, Pb, Mn C) Pb, Mn, Mg D) Mn, Pb, Mg

57. Soluzione

Le concentrazioni di OH^- a cui iniziano le tre reazioni di precipitazione sono:

$Pb(OH)_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ OH^-$ $K_{ps} = [Pb^{2+}]\,[OH^-]^2$ $[OH^-] = \sqrt{\dfrac{K_{ps}}{[Pb^{2+}]}} = \sqrt{\dfrac{2{,}8 \cdot 10^{-16}}{10^{-3}}} = 5{,}3 \cdot 10^{-7}$

$Mn(OH)_2 \rightarrow Mn^{2+} + 2\ OH^-$ $K_{ps} = [Mn^{2+}]\,[OH^-]^2$ $[OH^-] = \sqrt{\dfrac{K_{ps}}{[Mn^{2+}]}} = \sqrt{\dfrac{4{,}6 \cdot 10^{-14}}{0{,}5}} = 3{,}0 \cdot 10^{-7}$

$Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2\ OH^-$ $K_{ps} = [Mg^{2+}]\,[OH^-]^2$ $[OH^-] = \sqrt{\dfrac{K_{ps}}{[Mg^{2+}]}} = \sqrt{\dfrac{1{,}5 \cdot 10^{-11}}{5 \cdot 10^{-2}}} = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$

L'ordine di precipitazione all'aumentare di $[OH^-]$ è: Mn, Pb, Mg. (Risposta D)

58. Una soluzione satura di $BiI_{3\,(s)}$ contiene 589,7 mg di sale in 1,00 L di acqua. Calcolare la costante di solubilità di BiI_3.

A) $4{,}76 \cdot 10^{-10}$
B) $6{,}35 \cdot 10^{-8}$
C) $8{,}21 \cdot 10^{-9}$
D) $2{,}70 \cdot 10^{-11}$

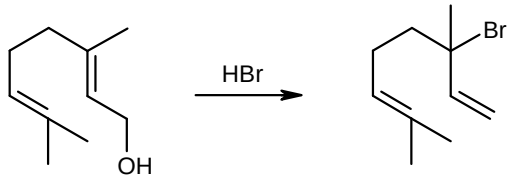
58. Soluzione

Dalla reazione: $BiI_3 \rightarrow Bi^{3+} + 3\ I^-$ $K_{ps} = [Bi^{3+}][I^-]^3 = s\,(3s)^3 = 27\,s^4$ (dove s è la solubilità)

La massa molare di BiI_3 è: $209 + (3 \cdot 126{,}9) = 589{,}7$ g/mol. La solubilità vale: $s = 0{,}5897/589{,}7 = 10^{-3}$ mol/L

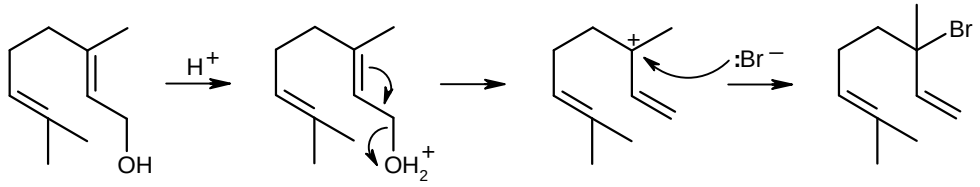
$K_{ps} = 27\,s^4 = 27\,(10^{-3})^4 = 2{,}7 \cdot 10^{-11}$. (Risposta D)

59. Per trattamento con HBr il geraniolo produce il bromuro mostrato qui sotto. Qual è la sequenza di eventi più plausibile per spiegare la formazione di tale prodotto?



A) protonazione del gruppo OH, eliminazione di H_2O, stabilizzazione del carbocatione formato e addizione dell'anione bromuro.
B) addizione di HBr al doppio legame, protonazione del gruppo OH ed eliminazione di H_2O.
C) deprotonazione del gruppo OH, formazione di un intermedio ciclico a 4 termini, attacco dell'anione bromuro con eliminazione di H_2O.
D) protonazione del gruppo OH, eliminazione di H_2O con formazione di un diene coniugato, addizione di HBr.

59. Soluzione
L'eliminazione di H_2O produce un carbocatione allilico terziario particolarmente stabile sul quale poi si somma Br^-. (Risposta A)



60. Disporre in ordine di basicità crescente i seguenti anioni: cloruro, acetiluro, etossido, metiluro.
A) cloruro, acetiluro, metiluro, etossido
B) cloruro, etossido, acetiluro, metiluro
C) metiluro, acetiluro, etossido, cloruro
D) etossido, cloruro, acetiluro, metiluro

60. Soluzione
Qui sotto i rispettivi acidi coniugati sono disposti in ordine di acidità decrescente (e quindi di pK_a crescente):
Dal più acido al meno acido: HCl ($pK_a = -5$); etanolo ($pK_a = 17$); acetilene ($pK_a = 25$); metano ($pK_a = 60$).
Nello stesso ordine i rispettivi anioni hanno una basicità crescente:
cloruro, etossido, acetiluro, metiluro. (Risposta B)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato