

Giochi della Chimica 2019

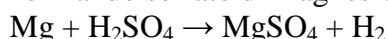
Problemi risolti – Fase Regionale – Classi A e B

1. Un nastrino di magnesio di 48,6 g viene sciolto in un eccesso di acido solforico. Il gas che si forma viene fatto reagire quantitativamente con un eccesso di ossigeno molecolare. Indicare la sostanza che si forma in quest'ultima reazione e la sua quantità:

- A) SO₃; 80,1 g
- B) SO₃; 160,2 g
- C) H₂O; 18,0 g
- D) H₂O; 36,0 g

1. Soluzione

L'acido solforico scioglie il magnesio formando solfato di magnesio MgSO₄ secondo la reazione:



Il gas H₂ che si sviluppa viene fatto reagire con O₂ in eccesso e forma H₂O.

Per calcolare la quantità di H₂O dobbiamo osservare che, in queste reazioni, il rapporto in moli

Mg : H₂ : H₂O è 1 : 1 : 1

quindi le moli di H₂O formate coincidono con quelle di Mg reagite: $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Mg})$

$n(\text{Mg}) = m/\text{MA} = 48,6 \text{ g} / 24,3 \text{ g mol}^{-1} = 2 \text{ mol}$ (moli di Mg e di H₂O)

Quindi la quantità di H₂O è data da: $m(\text{H}_2\text{O}) = n \cdot \text{MM} = 2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g mol}^{-1} = 36 \text{ g}$ (Risposta D)

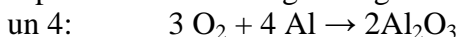
2. Indicare il numero di molecole di ossigeno che reagiscono con 53,96 g di alluminio per ottenere l'ossido di alluminio.

- A) $6,022 \cdot 10^{23}$
- B) $9,033 \cdot 10^{23}$
- C) $18,07 \cdot 10^{23}$
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

2. Soluzione

la reazione di formazione dell'ossido di alluminio (da bilanciare) è: $\text{O}_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Dato che la reazione è semplice, si possono bilanciare gli ossigeni con un 3 davanti a O₂ e un 2 davanti a Al₂O₃, per poi aggiustare Al con un 4:



Le reazioni di ossidoriduzione, però, in generale, vanno bilanciate scrivendo le due semireazioni:

$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{2-}$ va moltiplicata per 3 perché vengano scambiati gli stessi elettroni (12)

$2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$ va moltiplicata per 2

Moltiplicando per 3 e 2 e poi sommando le due reazioni si ottiene $3 \text{O}_2 + 4 \text{Al} \rightarrow 4 \text{Al}^{3+} + 6 \text{O}^{2-}$

quindi la reazione bilanciata è $3 \text{O}_2 + 4 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

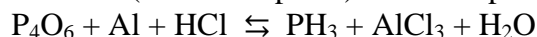
Le moli di Al (MA 26,98 g mol⁻¹) contenute in 53,96 g sono:

$n = 53,96 \text{ g} / 26,98 \text{ g mol}^{-1} = 2 \text{ mol (Al)}$

Le moli di ossigeno che reagiscono sono i 3/4 di quelle di Al quindi $3/4 \cdot 2 = 1,5 \text{ mol (O}_2)$

Il numero di molecole di O₂ è $1,5 N = 1,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,03 \cdot 10^{23}$. (Risposta B)

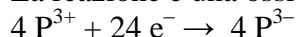
3. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



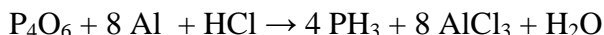
- A) 1, 2, 4, 8, 8, 8
- B) 2, 2, 6, 6, 8, 8
- C) 2, 4, 4, 6, 6, 24
- D) 1, 4, 6, 8, 8, 24

3. Soluzione

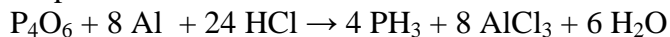
La reazione è una ossidoriduzione, le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 8 e poi sommando le due reazioni si ottiene:



completando il bilanciamento per HCl e H₂O si ha



quindi i coefficienti sono 1,4,6,8,8,24

(Risposta D)

4. Il dottor McCoy sta analizzando le energie di ionizzazione di una sostanza elementare. Queste sono:

1^a: 786,5 kJ/mol; 2^a: 1577,1 kJ/mol;

3^a: 3231,6 kJ/mol; 4^a: 4355,5 kJ/mol;

5^a: 16091 kJ/mol; 6^a: 19805 kJ/mol;

7^a: 23780 kJ/mol; 8^a: 29287 kJ/mol.

Ne deduce che il gruppo di appartenenza è il seguente:

A) 2

B) 13

C) 14

D) 15

4. Soluzione

L'energia di prima ionizzazione è l'energia minima richiesta per allontanare un elettrone da un atomo o da una molecola in fase gassosa e portarlo a distanza infinita. Quindi EI è l'energia necessaria per far avvenire il seguente processo: $\text{X}_{(g)} \rightarrow \text{X}^+_{(g)} + \text{e}^-$

L'energia di seconda, terza, quarta ionizzazione si riferiscono allo strappo dei successivi elettroni.

Osservando l'andamento dei valori si osserva che per ogni successiva ionizzazione EI aumenta raddoppiando circa ad ogni passaggio. Si osserva però un salto notevole tra la quarta e la quinta ionizzazione (4^a: 4355,5 kJ/mol; 5^a: 16091 kJ/mol) dove il valore quadruplica. Questo indica che i primi quattro elettroni appartengono al guscio esterno, mentre il quinto elettrone è strappato dal guscio sottostante, più intensamente legato. L'atomo in questione deve avere quindi 4 elettroni nel guscio più esterno (come, per esempio, carbonio e silicio) e quindi appartiene al gruppo 14. (Risposta C)

5. Uno studente sta pesando 0,5080 g di iodio, che appare sotto forma di cristalli viola. A quante moli di iodio corrisponde tale massa?

A) 2,00 mmol

B) 4,00 mmol

C) 2,00 mol

D) 4,00 mol

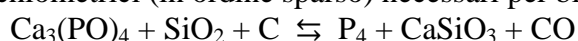
5. Soluzione

Lo iodio molecolare I₂ forma cristalli viola. La massa molecolare di I₂ è $2 \cdot 126,9 = 253,8 \text{ g mol}^{-1}$.

Le moli di I₂ in 0,508 g sono: $n = 0,508 \text{ g} / 253,8 \text{ g mol}^{-1} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,00 \text{ mmol}$

(Risposta A)

6. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



A) 1, 2, 2, 6, 6, 10

B) 1, 2, 6, 6, 10, 10

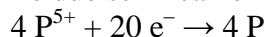
C) 2, 6, 6, 10, 10, 10

D) 2, 2, 6, 6, 10, 10

6. Soluzione

nella reazione non bilanciata $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}_4$
 il fosforo si riduce, il carbonio si ossida, mentre il silicio resta allo stato di ossidazione 4+.

Le due semireazioni sono quindi:



Moltiplicando per 10 e poi sommando le due reazioni si ottiene



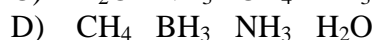
completando il bilanciamento per SiO_2 e CaSiO_3 si ha



I coefficienti sono quindi 1,2,6,6,10,10

(Risposta B)

7. Indicare le molecole disposte in ordine crescente di angolo di legame:

**7. Soluzione**

Esaminiamo la struttura delle quattro molecole: BH_3 CH_4 NH_3 H_2O

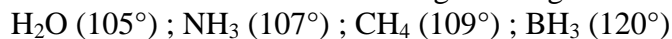
In BH_3 il boro ha ibridazione sp^2 e dispone i suoi tre elettroni di valenza nei tre orbitali sp^2 , mentre resta vuoto l'ultimo orbitale 2p. BH_3 è quindi planare trigonale con angoli di legame di 120° .

In CH_4 il carbonio è ibridato sp^3 e forma un tetraedro regolare con angoli di 109° .

In NH_3 l'azoto è ibridato sp^3 , ma dovendo sistemare 5 elettroni nei 4 orbitali sp^3 , in un orbitale alloggia una coppia di non legame che occupa uno spazio maggiore e comprime i tre legami sigma NH che formano angoli di 107° .

In H_2O l'ossigeno è ibridato sp^3 , ma dovendo sistemare 6 elettroni nei 4 orbitali sp^3 , in due orbitali alloggia coppie di non legame che comprimono i due legami sigma OH che formano angoli di 105° .

Le molecole ordinate secondo angoli di legame crescenti sono quindi:

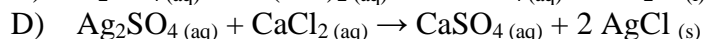
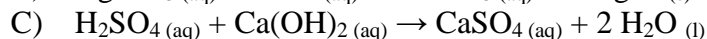
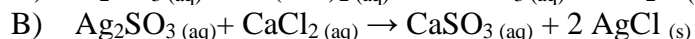
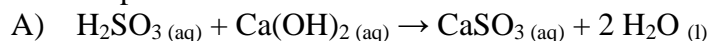


(Risposta C)

8. L'Economia Atomica (Atom Economy, AE) è un metodo con misurare la sostenibilità di una reazione e fu introdotta con la nascita della Green Chemistry. Essa è una misura di quanti atomi, contenuti nei reagenti, finiscano efficacemente nei prodotti. L'AE si misura mediante la formula:

$$\text{AE} = 100 \cdot (\text{massa molare del prodotto desiderato} \times \text{coefficiente stechiometrico}) / (\text{somma delle masse molari dei reagenti, ognuno moltiplicato per il suo coefficiente stechiometrico}).$$

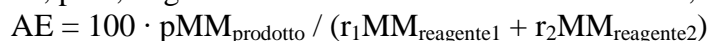
Più è alta questa percentuale e meno atomi andranno sprecati in prodotti indesiderati, generando così una minore quantità di sottoprodotti. Un chimico dovrebbe progettare le sue reazioni in modo da massimizzare questo valore (oltre a rispettare gli altri 11 principi della Green Chemistry). Tra le seguenti reazioni quantitative, indicare quella che produce solfato di calcio (prodotto desiderato) con efficienza atomica più alta.

**8. Soluzione**

Il solfato di calcio è CaSO_4 e quindi possiamo eliminare subito le reazioni A e B.

Senza fare calcoli si osserva che nella reazione C oltre a CaSO_4 si formano solo due molecole di H_2O , mentre nella reazione D i sottoprodotti sono due molecole di AgCl , molto più pesanti, e quindi la reazione C è quella più efficiente.

Se, però, vogliamo calcolare l'economia atomica AE, la formula da applicare è:



Reazione C: $AE = 100 \cdot MM_{CaSO_4} / (MM_{H_2SO_4} + MM_{Ca(OH)_2})$

Reazione C: $AE = 100 \cdot 136 / (98 + 74) = 79\%$

Reazione D: $AE = 100 \cdot MM_{CaSO_4} / (MM_{Ag_2SO_4} + MM_{CaCl_2})$

Reazione D: $AE = 100 \cdot 136 / (371 + 111) = 28\%$

La reazione C, quindi, ha un indice di economia atomica maggiore, 79%

(Risposta C)

9. Indicare la sequenza di numeri quantici che può descrivere l'elettrone di un orbitale 3d:

A) $n = 4, l = 4, m_l = +2, m_s = +1/2$

B) $n = 4, l = 3, m_l = -2, m_s = +1/2$

C) $n = 3, l = 2, m_l = +2, m_s = +1$

D) $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = +1/2$

9. Soluzione

Un elettrone nell'orbitale 3d si trova nel terzo guscio ($n = 3$).

L'orbitale d ha $l = 2$ (si ricorda che valori di $l = 0, 1, 2, 3$ corrispondono a orbitali s, p, d, f)

I valori possibili di m_l per $l = 2$ vanno da -2 a +2 e quindi sono -2, -1, 0, +1, +2.

I valori possibili per m_s sono solo due: $+1/2$; $-1/2$.

La serie di valori accettabile è solo la D: $n = 3$; $l = 2$; $m_l = -2$; $m_s = +1/2$

(Risposta D)

10. Completare la seguente espressione:

L'emissione di una particella β^- da parte del nucleo di un atomo comporta...

A) un aumento di una unità del numero atomico

B) una diminuzione di una unità del numero atomico

C) un aumento di una unità del numero di massa

D) una diminuzione di quattro unità del numero atomico

10. Soluzione

Una particella β^- è un elettrone veloce emesso da un neutrone che si trasforma in protone. In seguito a questa trasformazione, chiamata decadimento β^- , nel nucleo troviamo un protone in più e un neutrone in meno, quindi il numero di massa resta costante. Il numero atomico, quindi, aumenta di una unità.

(Risposta A)

11. In un recipiente vengono posti 18 g di idrogeno e 56 g di azoto affinché reagiscano per dare ammoniaca secondo la reazione da bilanciare: $H_2 + N_2 \rightleftharpoons NH_3$

Indicare l'affermazione corretta:

A) l'idrogeno è il reagente in eccesso.

B) l'azoto è il reagente in eccesso.

C) i reagenti sono in quantità stechiometriche esatte.

D) la resa teorica è di 74 g di ammoniaca.

11. Soluzione

La reazione bilanciata è la seguente: $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

Tre moli di idrogeno devono reagire con una mole di azoto.

18 g di H_2 sono $18/2 = 9$ mol H_2

56 g di N_2 sono $56/28 = 2$ mol di N_2

La quantità di idrogeno è 4,5 volte maggiore di quella di N_2 , quindi l'idrogeno è il reagente in eccesso.

(Risposta A)

12. Indicare il legame covalente più polare:

A) legame H-F

B) legame B-F

C) legame C-F

D) legame O-F

12. Soluzione

La polarità di un legame è legata alla differenza di elettronegatività tra i due atomi coinvolti.

Il fluoro è l'atomo con la maggiore elettronegatività (4,0). Dobbiamo individuare l'atomo con la più bassa elettronegatività tra H, B, C, O: H (2,1); B(2,0); C(2,5); O(3,5).

(Nelle tabelle mancano i dati di elettronegatività: in quanti si ricordavano che il boro ha EN = 2,0?)

Il boro è l'atomo meno elettronegativo della serie, quindi B-F è il legame più polare dei quattro.

(Risposta B).

13. Individuare la massa di rutenio costituita da $1,204 \cdot 10^{21}$ atomi.

- A) 202,0 g
- B) 202,0 mg
- C) 101,0 g
- D) 101,0 mg

13. Soluzione

Il rutenio ha $MM = 101 \text{ g mol}^{-1}$. La massa di un atomo è MM/N , la massa di n atomi è $MM n/N$.

$$m = 101 \cdot 1,204 \cdot 10^{21} / 6,022 \cdot 10^{23} = 202 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 202 \text{ mg} \quad (\text{Risposta B})$$

14. Indicare l'elemento che forma con il cloro il legame covalente più polare:

- A) Li
- B) K
- C) Ce
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

14. Soluzione

Un legame si definisce covalente polare se la differenza di elettronegatività tra i due atomi è minore di 1,9. Da questo valore in poi il legame ha un carattere prevalentemente ionico.

Dato che il cloro ha elettronegatività 3,0, per formare un legame covalente, l'atomo legato al cloro deve avere elettronegatività maggiore di 1,1.

Le tre elettronegatività in questione sono: Li(1,0); K(0,8); Ce(1,1).

(Nelle tabelle mancano i dati di elettronegatività: in quanti si ricordavano che il cerio ha EN = 1,1?)

Tutti e tre formano col cloro legami ionici, nessuno forma legami covalenti. (Risposta D)

15. Indicare il legame polarizzato mostrato in maniera corretta:

- A) $\text{H}^{\delta+} - \text{Mg}^{\delta-}$
- B) $\text{I}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$
- C) $\text{I}^{\delta-} - \text{Cl}^{\delta+}$
- D) $\text{O}^{\delta-} - \text{F}^{\delta+}$

15. Soluzione

In un legame covalente polare, una parziale carica negativa (δ^-) emerge sull'atomo più elettronegativo.

L'elettronegatività degli atomi in esame è: H(2,1); F(4,0); I(2,5); Cl(3,0); Mg(1,2); O(3,5).

L'idrogeno è più elettronegativo del magnesio: A è errata.

Il cloro è più elettronegativo dello iodio: B è corretta

Il cloro è più elettronegativo dello iodio: C è errata

Il fluoro è più elettronegativo dell'ossigeno: D è errata

(Risposta B)

16. Indicare la molecola in cui è presente almeno un legame doppio:

- A) Cl_2O
- B) ONF
- C) SbH_3
- D) SCl_2

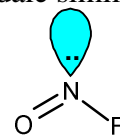
16. Soluzione

Dato che il cloro forma un solo legame (avendo un solo elettrone spaiato), Cl_2O e SCl_2 sono molecole con struttura angolata simile ad H_2O e quindi formano due legami sigma.

Sb è dello stesso gruppo dell'azoto quindi SbH_3 ha una struttura piramidale simile ad NH_3 .

Resta solo ONF.

L'azoto, che deve formare tre legami, realizza un legame sigma con F e un doppio legame con O.



(Risposta B)

17. Sulla base dell'analisi delle forze intermolecolari, identificare quale tra le seguenti sostanze ha il punto di ebollizione più elevato:

- A) H_2O
- B) CH_4
- C) KCl
- D) HCl

17. Soluzione

Mentre H_2O , CH_4 e HCl sono molecole tenute insieme da legami covalenti più o meno polari, KCl è una sostanza ionica ed estende il legame ionico a tutto il cristallo quindi il suo punto di ebollizione sarà molto elevato perché solo a temperature molto elevate l'agitazione termica è in grado di rompere i forti legami ionici. Le altre molecole hanno, invece, legami intermolecolari molto più deboli, rispettivamente: legame idrogeno, van der Waals, dipolo dipolo.

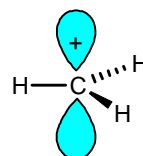
(Risposta C)

18. Secondo la teoria VSEPR, la geometria della specie chimica CH_3^+ è:

- A) piramidale trigonale
- B) a T
- C) trigonale planare
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

18. Soluzione

Il catione CH_3^+ deve ospitare attorno al carbonio tre soli elettroni che quindi possono formare tre legami con una geometria planare trigonale a 120° .



(Risposta C)

19. Indicare il numero di atomi di calcio che costituiscono un campione di carbonato di calcio dal peso di 200 mg.

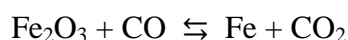
- A) $1,20 \cdot 10^{21}$ atomi di calcio
- B) $1,20 \cdot 10^{24}$ atomi di calcio
- C) $6,02 \cdot 10^{20}$ atomi di calcio
- D) $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi di calcio

19. Soluzione

Ogni molecola di $\text{Ca}(\text{CO})_3$ ($\text{MM} = 100 \text{ g mol}^{-1}$) contiene un atomo di calcio. Sapendo che una mole contiene un numero N di molecole, il numero di molecole in una massa m è dato da

$$N/\text{MM} = n/m \quad n = N m/\text{MM} \quad n = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 0,2/100 \quad n = 1,2 \cdot 10^{21} \quad (\text{Risposta A})$$

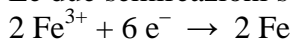
20. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



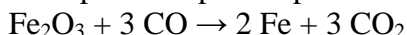
- A) 1, 2, 2, 3
- B) 1, 2, 3, 3
- C) 2, 2, 2, 3
- D) 2, 2, 3, 3

20. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 3 e poi sommando le due reazioni si ottiene



I coefficienti sono quindi: 1, 2, 3, 3

(Risposta B)

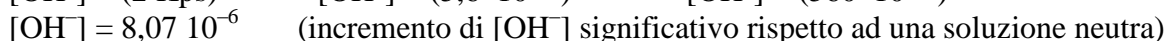
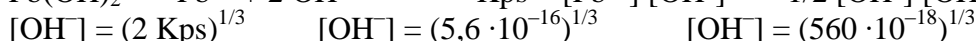
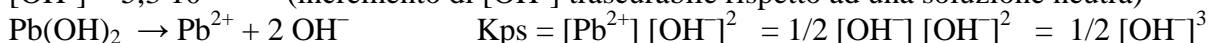
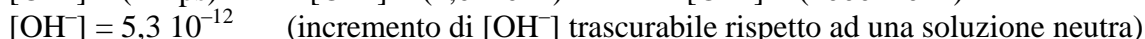
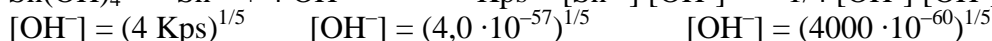
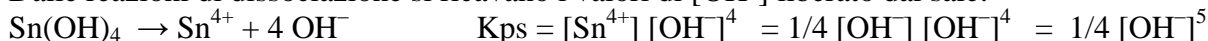
21. Individuare il solido nella cui soluzione satura c'è la concentrazione di ioni OH^{-} più elevata:

- A) $\text{Sn}(\text{OH})_4(\text{s})$
- B) $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{s})$
- C) $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
- D) $\text{Sn}(\text{OH})_2(\text{s})$

21. Soluzione

Consultando le tabelle si ottengono i valori delle quattro Kps: $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ($1,0 \cdot 10^{-57}$); $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ($2,8 \cdot 10^{-16}$); $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ($1,6 \cdot 10^{-19}$); $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ($2,0 \cdot 10^{-26}$).

Dalle reazioni di dissociazione si ricavano i valori di $[\text{OH}^{-}]$ liberato dal sale:



Anche gli altri due sali liberano 2 OH^{-} , ma avendo Kps molto più piccole sono da scartare senza eseguire i calcoli.

Il sale che produce la concentrazione di ioni OH^{-} più elevata è, quindi, $\text{Pb}(\text{OH})_2$. (Risposta B)

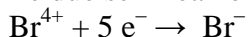
22. Calcolare quante moli di NaBr si ottengono mettendo a reagire 3,00 moli di $\text{BrO}_2(\text{g})$ e 5,00 moli di $\text{NaOH}(\text{aq})$ secondo la reazione (da bilanciare):



- A) 3,22 mol
- B) 0,50 mol
- C) 1,48 mol
- D) 2,22 mol

22. Soluzione

Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 5 e poi sommando le due reazioni si ottiene:



completando il bilanciamento per NaOH e H_2O si ha



BrO_2 ed NaOH reagiscono in rapporto 1 : 1 quindi reagiscono 3 moli di BrO_2 con 3 moli di NaOH e si ottengono 0,5 mol di NaBr. (Risposta B)

23. Individuare nella soluzione acquosa 0,1 M di quale sale la solubilità di $\text{AgBr}(\text{s})$ è minore:

- A) NaCl
- B) CaBr_2
- C) NaBr
- D) AgNO

23. Soluzione

Per l'effetto ione comune, la soluzione cercata è quella con la maggiore concentrazione di Ag^+ o di Br^- . Nella soluzione di CaBr_2 la concentrazione di Br^- (0,2 M) è quella massima. (Risposta B)

24. Dai valori riportati nella tabella allegata dei potenziali redox standard, indicare quale dei seguenti composti non è stabile:

- A) AuI_3 (s)
- B) LiMnO_4 (s)
- C) FeI_2 (s)
- D) NaBiO_3 (s)

24. Soluzione

In AuI_3 vi è uno ione Au^{3+} instabile che tende a ridursi ad Au metallico con un potenziale di riduzione Au^{3+}/Au di 1,5 V.

L'anione di questo sale è I^- che si può ossidare a I_2 con un potenziale I_2/I^- di 0,5 V.

La specie col potenziale più alto tende a ridursi ossidando quella col potenziale minore e quindi:

AuI_3 reagirà secondo la reazione $2 \text{AuI}_3 \rightarrow 2 \text{Au} + 3 \text{I}_2$.

La stessa cosa non succede in FeI_2 perché il potenziale della coppia Fe^{2+}/Fe è -0,44 V inferiore a quello dello iodio. (Risposta A)

25. Indicare l'ordine crescente di concentrazione dei cationi in tre soluzioni sature di Ag_2SO_4 (s), BaSO_4 (s) e Hg_2SO_4 (s).

- A) $[\text{Ag}^+] < [\text{Ba}^{2+}] < [\text{Hg}_2^{2+}]$
- B) $[\text{Ba}^{2+}] < [\text{Hg}_2^{2+}] < [\text{Ag}^+]$
- C) $[\text{Hg}_2^{2+}] < [\text{Ba}^{2+}] < [\text{Ag}^+]$
- D) $[\text{Ba}^{2+}] < [\text{Ag}^+] < [\text{Hg}_2^{2+}]$

25. Soluzione

I tre Kps sono: Ag_2SO_4 ($1,7 \cdot 10^{-5}$); BaSO_4 ($1,1 \cdot 10^{-10}$); Hg_2SO_4 ($6,8 \cdot 10^{-7}$)

Senza eseguire calcoli, si osserva che Ag_2SO_4 è il più solubile e libera due cationi, quindi Ag^+ deve essere il catione più abbondante e la risposta corretta può essere la B o la C.

Inoltre BaSO_4 è il meno solubile e libera un solo catione, quindi Ba^{2+} deve essere il catione meno abbondante e la risposta corretta è la B.

Se vogliamo un risultato numerico sicuro cominciamo dalla reazione di dissociazione del sale

$\text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Kps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ag}^+]^2 \cdot 1/2 [\text{Ag}^+] = 1/2 [\text{Ag}^+]^3$
 $[\text{Ag}^+] = (2 \text{Kps})^{1/3}$ $[\text{Ag}^+] = (3,4 \cdot 10^{-5})^{1/3} = (34 \cdot 10^{-6})^{1/3}$ $[\text{Ag}^+] = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$\text{BaSO}_4 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Kps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}]^2$
 $[\text{Ba}^{2+}] = (\text{Kps})^{1/2}$ $[\text{Ba}^{2+}] = (1,1 \cdot 10^{-10})^{1/2}$ $[\text{Ba}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$\text{Hg}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Hg}_2^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $[\text{Hg}_2^{2+}] = (\text{Kps})^{1/2}$ $[\text{Hg}_2^{2+}] = (68 \cdot 10^{-8})^{1/2}$ $[\text{Hg}_2^{2+}] = 8,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Quindi, come avevamo intuito senza calcoli, $[\text{Ag}^+]$ è il maggiore e $[\text{Ba}^{2+}]$ è il minore. (Risposta B)

26. Dalla liquefazione dell'aria si ottiene azoto liquido. Quale volume d'aria (a 295 K e a $1,01 \cdot 10^5$ Pa) occorre liquefare per ottenere 1000,0 kg di N_2 (l)? (l'aria contiene il 21,0% v/v di O_2 ed il 79,0% v/v di N_2)

- A) 3500 m^3
- B) 1100 m^3
- C) 2500 m^3
- D) 8400 m^3

26. Soluzione

Le moli di N_2 in 1000 kg sono $10^6 \text{ g} / 28 \text{ g mol}^{-1} = 35,7 \cdot 10^3 \text{ mol}$. Queste occupano un volume in m^3 :

$V = nRT/P$ $V = 35,7 \cdot 10^3 \cdot 8,314 \cdot 295 / 1,01 \cdot 10^5$ $V = 866,5 \cdot \text{m}^3$ di N_2 che corrispondono a $866,5 \cdot 100 / 79 = 1096 \text{ m}^3$ di aria. (Risposta B)

27. Il limite inferiore di infiammabilità del metano è uguale a 5,00% v/v (a 298 K e alla pressione di $1,01 \cdot 10^5$ Pa) ed è il valore minimo di concentrazione nell'aria per provocare un'esplosione. Quante bombole di metano da 400,0 L (a 298 K e $200,0 \cdot 10^5$ Pa) devono essere svuotate in un capannone lungo 50,00 m, largo 10,00 m ed alto 9,51 m, affinché si raggiunga tale condizione di pericolo?

- A) 5
- B) 3
- C) 13
- D) 25

27. Soluzione

Il volume del capannone è di $50 \cdot 10 \cdot 9,51 = 4755 \text{ m}^3$, il 5% di questo volume è $237,8 \text{ m}^3$. Applicando la legge di Boyle $PV = k$, troviamo il volume di gas ad alta pressione della bombola necessario per occupare questo volume nel capannone. $(PV)_{\text{capannone}} = (PV)_{\text{bombola}} \quad V_b = P_c V_c / P_b$

$$V_b = 1,01 \cdot 10^5 \cdot 237,8 / 200 \cdot 10^5 \quad V_b = 1,2 \text{ m}^3 \quad \text{cioè } 1200 \text{ L.}$$

Quindi servono 3 bombole da 400 L ciascuna.

(Risposta B)

28. La densità di un certo gas è 3,18 g/L. La densità dell'idrogeno, nelle stesse condizioni, è 0,090 g/L. Calcolare la massa molare del gas.

- A) 71,2g/mol
- B) 87,5 g/mol
- C) 96,1 g/mol
- D) 66,3 g/mol

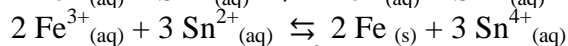
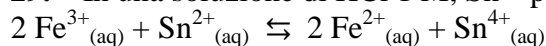
28. Soluzione

La densità è $d = m/v$. Se ci riferiamo a volumi unitari, la densità è uguale alla massa. Se 0,09 g è la massa di un litro di gas H_2 , e 3,18 g è la massa di un uguale numero di molecole più pesanti, queste hanno una massa molecolare proporzionalmente maggiore. $0,09 : 2,016 = 3,18 : MM(x)$

$$MM(x) = 3,18 \cdot 2,016 / 0,09 \quad MM(x) = 71,2 \quad (\text{si tratta quindi di } \text{Cl}_2)$$

(Risposta A)

29. In una soluzione di HCl 1 M, Sn^{2+} può reagire con Fe^{3+} secondo le reazioni:



La reazione produce $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ e non $\text{Fe}_{(\text{s})}$. Fornire una spiegazione.

- A) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ non è un riducente forte
- B) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ non è un ossidante forte
- C) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ è un riducente forte
- D) $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ è un ossidante forte

29. Soluzione

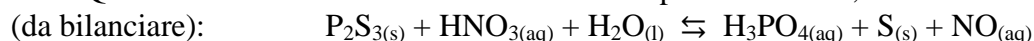
Lo Sn^{2+} riduce il Fe^{3+} solo parzialmente, cioè fino a Fe^{2+} e non fino a Fe metallico.

Quindi Sn^{2+} non è un riducente abbastanza forte. Infatti $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ V}$.

Per ridurre Fe^{2+} a Fe, lo Sn^{2+} dovrebbe avere un potenziale inferiore a -0,44 V.

(Risposta A)

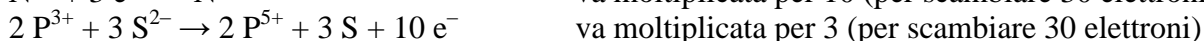
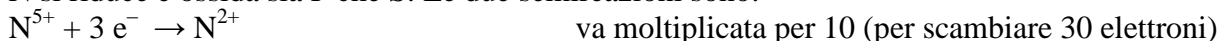
30. Quante moli di acido nitrico sono necessarie per ottenere 25,00 moli di zolfo, secondo la reazione



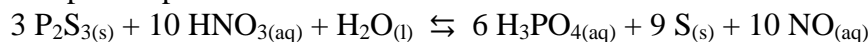
- A) 34,0 mol
- B) 11,0 mol
- C) 27,8 mol
- D) 18,9 mol

30. Soluzione

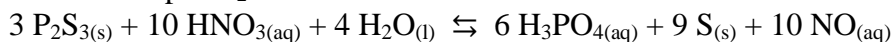
N si riduce e ossida sia P che S. Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 10 e per 3 e poi sommando le due reazioni si ottiene:

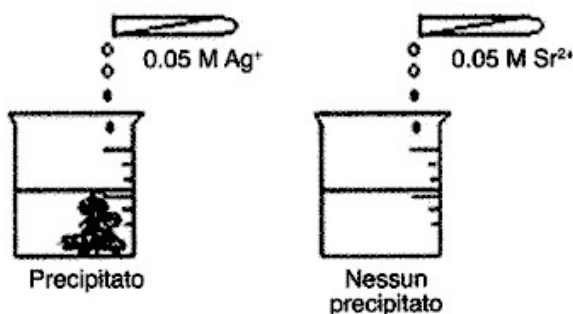


completando il bilanciamento per H_2O si ha

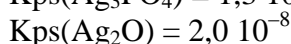


Le moli di HNO_3 sono 10/9 di quelle di S quindi $10/9 \cdot 25 = 27,8$ mol. (Risposta C)

31. Nella figura seguente i becher contengono volumi uguali di una stessa soluzione. Aggiungendo le due soluzioni indicate si ottengono gli effetti riportati. Consultando la tabella delle costanti di solubilità, indicare che cosa c'è nella soluzione.

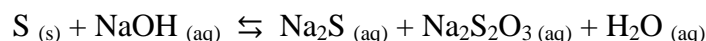


- A) $[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M}$
- B) $[\text{NO}_3^-] = 0,05 \text{ M}$
- C) $[\text{PO}_4^{3-}] = 0,05 \text{ M}$
- D) $[\text{F}^-] = 0,05 \text{ M}$

31. Soluzione

Esaminando i valori di K_{ps} si osserva che con l'anione fosfato si avrebbe un precipitato in entrambi i becher, mentre con l'anione idrossido precipiterebbe solo Ag_2O nel primo becher. (Risposta A)

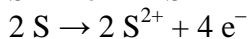
32. Calcolare le moli di zolfo necessarie per produrre 7,00 moli di solfuro di sodio, secondo la reazione (da bilanciare):



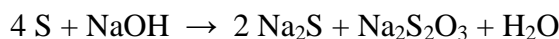
- A) 18,54 mol
- B) 10,47 mol
- C) 23,11 mol
- D) 14,00 mol

32. Soluzione

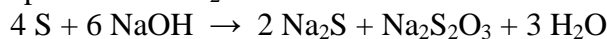
S si riduce e si ossida quindi abbiamo una reazione di dismutazione. Le due semireazioni sono:



Moltiplicando per 2 e poi sommando le due reazioni si ottiene:



completando il bilanciamento per NaOH e H_2O si ha



Le moli di S sono il doppio di quelle di Na_2S quindi $2 \cdot 7 = 14$ mol.

(Risposta D)

33. Quale delle seguenti quattro reazioni ha la costante di equilibrio maggiore?

- A) $\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$
 B) $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-$
 C) $\text{BrO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HBrO}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 D) $\text{N}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HN}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

33. Soluzione

Si tratta di 4 reazioni acido base. Queste sono spostate nella direzione che va dall'acido più forte verso l'acido più debole.

Nella reazione A, sulla sinistra abbiamo HNO_2 un acido con $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$ che è molto più forte di quello sulla destra, NH_4^+ che ha $K_a = 5,5 \cdot 10^{-10}$. Dato che HNO_2 è circa 10^6 volte più acido di NH_4^+ , la reazione è molto spostata a destra.

Nelle reazioni B, C e D, invece, sulla sinistra abbiamo un acido debole, H_2O , mentre sulla destra abbiamo tre acidi più forti dell'acqua: HCN , HBrO e HN_3 e quindi le tre reazioni sono spostate a sinistra.

La reazione A, spostata a destra, ha K di equilibrio maggiore.

(Risposta A)

34. Si consideri un acido debole HA, con costante acida K_a . Stabilire quale colonna riporta i valori di pH corretti per i due valori di $[\text{A}^-]/[\text{HA}]$ ($\text{p}K_a = -\log K_a$).

$[\text{A}^-]/[\text{HA}]$	pH			
	A	B	C	D
100	$\text{p}K_a - 2$	$\text{p}K_a/2$	$2 \times \text{p}K_a$	$\text{p}K_a + 2$
10	$\text{p}K_a - 1$	$\text{p}K_a/0,5$	$0,5 \times \text{p}K_a$	$\text{p}K_a + 1$

- A) A
 B) B
 C) C
 D) D

34. Soluzione

Dalla reazione di dissociazione di HA $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$ si ricava:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Se $\text{A}^-/\text{HA} = 100$ si ha $\text{pH} = \text{p}K_a + \log 100$ $\text{pH} = \text{p}K_a + 2$

Se $\text{A}^-/\text{HA} = 10$ si ha $\text{pH} = \text{p}K_a + \log 10$ $\text{pH} = \text{p}K_a + 1$

(Risposta D)

35. Calcolare il rapporto $[\text{ClO}^-]/[\text{HClO}]$ in una soluzione di NaClO a $\text{pH} = 6,8$.

- A) 0,224
 B) 0,541
 C) 0,887
 D) 0,332

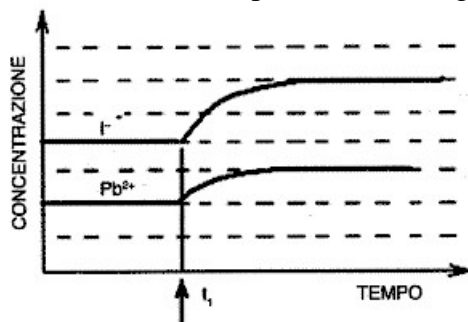
35. Soluzione

Si applica la relazione ricavata al problema precedente $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ $\log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \text{pH} - \text{p}K_a$

L'acido ipocloroso ha $K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$ quindi il suo $\text{p}K_a = -\log K_a = 7,46$ che inserito nella relazione dà:

$$\log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 6,8 - 7,46 = -0,66 \quad \text{da cui si ricava} \quad \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 0,22 \quad (\text{Risposta A})$$

36. Quale tipo di perturbazione viene applicata al tempo t_1 ad una soluzione satura di PbI_2 (s), che possa giustificare l'andamento delle concentrazioni nel tempo indicato in figura?



- A) aggiunta di PbI_2 (s)
- B) aggiunta di NaI (s)
- C) variazione di temperatura
- D) diluizione con acqua

36. Soluzione

Nel grafico si nota che l'aumento di Γ è doppio di quello di Pb^{2+} quindi si deduce che in soluzione si è sciolto più PbI_2 . Dato però che siamo in una soluzione satura, l'aggiunta del sale PbI_2 andrebbe solo ad aumentare il precipitato. Se vogliamo che in soluzione ci sia più PbI_2 , bisogna aumentarne la solubilità aumentando la temperatura. (Risposta C)

37. In un recipiente chiuso, mantenendo costante la pressione, un gas con comportamento ideale viene riscaldato fino a raddoppiarne la temperatura (misurata in K). Si osserva che:

- A) le molecole del gas tendono ad associarsi
- B) il volume raddoppia
- C) il gas si decompone
- D) l'energia cinetica delle molecole del gas diminuisce

37. Soluzione

Per la legge dei gas $PV = nRT$, se P e n sono costanti si può scrivere $V = k T$ quindi un raddoppio della temperatura (in Kelvin) comporta un raddoppio del volume. (Risposta B)

38. Viene fornita una quantità di calore pari a 12 kJ a 11 moli d'acqua per riscaldarli fino a 80°C . Qual era la temperatura iniziale dell'acqua? La capacità termica specifica dell'acqua è $4,184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$; si trascuri il contributo delle dispersioni e della capacità termica del contenitore.

- A) $65,5^\circ\text{C}$
- B) $60,5^\circ\text{C}$
- C) $55,5^\circ\text{C}$
- D) $50,5^\circ\text{C}$

38. Soluzione

Dalla relazione $Q = c m \Delta T$ (Q energia termica, c capacità termica, m massa) si ottiene $\Delta T = Q/c m$

Con $m = 11 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g mol}^{-1} = 198 \text{ g}$ $\Delta T = 12 \cdot 10^3 / 4,184 \cdot 198$ $\Delta T = 14,5 \text{ K}$

La temperatura di partenza era dunque $80 - 14,5 = 65,5^\circ\text{C}$. (Risposta A)

39. Il tetrafluoruro di xeno ha una geometria (posizione media relativa degli atomi):

- A) piramidale trigonale
- B) quadrata planare
- C) tetragonale
- D) a cavalletto

39. Soluzione

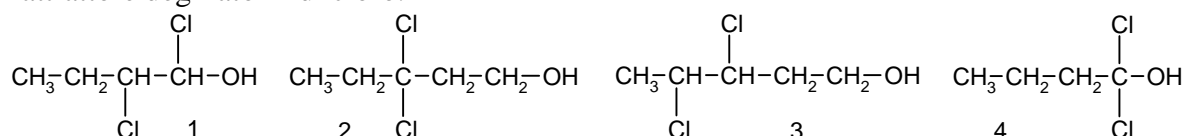
Lo xeno ha otto elettroni di valenza e può espandere il suo ottetto. Legando a 4 dei suoi elettroni i 4 atomi di fluoro, restano due coppie di non legame sullo xeno.

Lo xeno deve quindi alloggiare 4 coppie di elettroni di legame e 2 coppie di non legame.



Il totale è di 6 coppie che si sistemano verso i vertici di un ottaedro regolare. Le due coppie di non legame occupano più spazio e quindi si dispongono da lati opposti lasciando i quattro atomi di fluoro ai vertici della base di una bipiramide a base quadrata. La struttura è planare quadrata. (Risposta B)

40. Disporre in ordine di acidità crescente i seguenti alcoli, tenendo conto dell'effetto induttivo elettronnattratore degli atomi di cloro.



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

40. Soluzione

L'effetto induttivo elettronnattratore rende gli alcoli più acidi perché stabilizza la carica negativa dell'alcolossido che si forma quando l'alcol perde H^+ . Questo effetto è tanto maggiore quanto più sono vicini e numerosi gli atomi di cloro sostituenti.

Il meno acido è l'alcol 3 che ha i due atomi di cloro in posizione 3,4

Il successivo è l'alcol 2 con i clori in posizione 3,3

Il terzo è l'alcol 1 con i clori in posizione 1,2

L'ultimo, il più acido, è l'alcol 4 con i clori in posizione 1,1.

La sequenza è quindi 3, 2, 1, 4.

(Risposta D)

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

41. Indicare la risposta in cui entrambe le coppie di atomi NON formano legami covalenti, quando i due elementi si combinano in un composto binario:

- A) idrogeno e fluoro; potassio e fluoro
 B) idrogeno e silicio; idrogeno e sodio
 C) idrogeno e fluoro; idrogeno e silicio
 D) idrogeno e sodio; potassio e fluoro

41. Soluzione

Dato che idrogeno e silicio hanno elettronegatività simile, formano legami covalenti. Questo permette di escludere le risposte B e C.

Nelle risposte A e D, la seconda coppia è la stessa, potassio e fluoro, che hanno elettronegatività molto diverse e sicuramente formano legami ionici e non covalenti come richiesto.

La scelta tra A e D, quindi, si riduce alla scelta tra la coppia idrogeno e fluoro (A) e la coppia idrogeno e sodio (D).

Anche se tra F e H vi è molta differenza di elettronegatività ($4,0 - 2,1 = 1,9$) la specie HF è un gas quindi la molecola HF esiste ed è legata da un legame covalente polare.

Anche se idrogeno e sodio hanno una differenza di elettronegatività minore ($2,1 - 0,9 = 1,2$), NaH è un composto cristallino nel quale esistono gli ioni Na^+ e H^- .

(Risposta D)

42. Indicare i legami covalenti ordinati secondo valori di polarità decrescente:

- A) O-P; P-N; N-O
- B) P-N; N-O; O-P
- C) O-P; N-O; P-N
- D) N-O; P-N; O-P

42. Soluzione

La polarità di un legame dipende dalla differenza di elettronegatività tra i due atomi.

Per questo esercizio bisogna ricordare le elettronegatività perché non sono riportate nelle tabelle ufficiali. Queste valgono circa: O 3,5; N 3,0; P 2,2. Quindi l'azoto è più vicino all'ossigeno che al fosforo. O-P (Δ 1,3); P-N (Δ 0,8); N-O (Δ 0,5). (Risposta A)

43. Identificare l'acido astatidrico tra le seguenti molecole:

- A) As₂H₃
- B) AsH₃
- C) HAtO
- D) HAt

43. Soluzione

Dato che As è il simbolo dell'arsenico, At è quello dell'astato. Gli acidi idrici sono acidi binari che contengono solo H e l'elemento, quindi l'acido richiesto è HAt. (Risposta D)

44. La formula del nitrito di magnesio è:

- A) Mg(NO₂)₂
- B) Mg(NO₃)₂
- C) Mg(NO)₂
- D) Mg(HNO)₂

44. Soluzione

Qui bisogna ricordare che lo ione nitrito è NO₂⁻ (mentre il nitrato è NO₃⁻). Il sale cercato contiene Mg²⁺ e due ioni NO₂⁻ quindi è Mg(NO₂)₂. (Risposta A)

45. Facendo reagire il diossido di carbonio con monossido di idrogeno, si ottiene:

- A) una base
- B) un acido
- C) un tampone
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

45. Soluzione

Il diossido di carbonio è CO₂; il monossido di idrogeno è H₂O, quindi la reazione che si sviluppa è:
CO₂ + H₂O → H₂CO₃ La reazione forma acido carbonico. (Risposta B)

46. Indicare i numeri di ossidazione del fosforo nei seguenti composti:

NaH₂PO₄, P₄, P₂O₅, Na₂HPO₃.

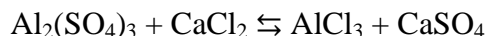
- A) +5, 0, +5, +5
- B) +5, 0, -5, +3
- C) +5, +1, +5, +3
- D) +5, 0, +5, +3

46. Soluzione

Nel primo ($4 \cdot 2 - 3 = 5$); nel secondo (0); nel terzo ($5 \cdot 2 : 2 = 5$); nel quarto ($3 \cdot 2 - 3 = 3$).

La sequenza è quindi 5, 0, 5, 3. (Risposta D)

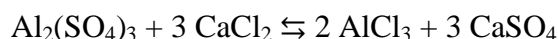
47. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



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

47. Soluzione

La reazione non è un'ossidazione ma è una semplice reazione di doppio scambio di ioni. Possiamo limitarci a bilanciare le masse. Cominciando con Al, proseguendo con Cl e infine con Ca e controllando che il solfato sia esatto.



I coefficienti sono 1, 2, 3, 3.

(Risposta B)

48. L'isotopo $^{27}_{13}\text{Al}$ possiede:

- A) 13 neutroni e 13 protoni
- B) 13 protoni e 14 elettroni
- C) 14 protoni e 13 neutroni
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

48. Soluzione

In $^{27}_{13}\text{Al}$: 13 è il n° atomico Z, cioè il numero di protoni. 27 è il numero di massa A cioè la somma di protoni e neutroni. Quindi questo isotopo possiede $27 - 13 = 14$ neutroni e 13 protoni. Nessuna delle affermazioni è corretta, nemmeno la B perché con 14 elettroni l'isotopo sarebbe un anione, ma gli elettroni possono essere persi e acquistati nelle reazioni chimiche, mentre il fatto che questo sia un preciso isotopo si riferisce al suo nucleo.

(Risposta D)

49. Lo ione F^- ha:

- A) lo stesso numero di protoni di Ne
- B) lo stesso numero di neutroni di O^{2-}
- C) lo stesso numero di elettroni di Na^+
- D) lo stesso numero di elettroni di Ne^+

49. Soluzione

O^{2-} , F^- e Na^+ sono specie isoelettroniche: hanno lo stesso numero di elettroni del gas nobile Ne. È proprio la particolare stabilità dei gas nobili che ci fa capire che gli orbitali s e p completi formano un guscio particolarmente stabile e da qui nasce la regola dell'ottetto.

La sola affermazione corretta è, quindi: lo stesso numero di elettroni di Na^+ .

(Risposta C)

50. L'energia di prima ionizzazione del sodio è:

- A) maggiore di quella del potassio e minore di quella del litio
- B) minore di quella del potassio e maggiore di quella del litio
- C) maggiore di quella del potassio e maggiore di quella del magnesio
- D) minore di quella del potassio e maggiore di quella del magnesio

50. Soluzione

Le energie di ionizzazione diminuiscono scendendo lungo i gruppi, mentre aumentano spostandosi a destra lungo i periodi (in prima approssimazione):

scendendo lungo il gruppo EI diminuisce: $\text{Li} > \text{Na} > \text{K}$

spostandosi a destra lungo il periodo EI aumenta: $\text{Na} < \text{Mg}$

(Risposta A)

51. Il raggio ionico di S^{2-} è:

- A) minore di quello dello ione Cl^-
- B) maggiore di quello dello ione P^{3-}
- C) minore di quello dello ione O^{2-}
- D) minore di quello dello ione P^{3-}

51. Soluzione

P, S e Cl appartengono al terzo periodo e hanno un raggio maggiore degli elementi del secondo periodo. Come atomi neutri hanno un raggio decrescente $P > S > Cl$ (a causa dell'aumentare dei protoni nel nucleo). Qui, però, non si parla di atomi, ma di anioni, che hanno raggiunto l'ottetto e quindi stanno alloggiando lo stesso numero di elettroni. Qui le dimensioni dipendono anche dalla carica negativa dello ione, più è negativo e più si gonfia a causa della repulsione elettrostatica. L'andamento dei raggi resta lo stesso degli atomi neutri, ma è ancora più accentuato: $P^{3-} \gg S^{2-} \gg Cl^-$. (Risposta D)

52. Individuare la specie chimica che NON ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6$:

- A) Na^+
- B) N^{3-}
- C) Al^{3+}
- D) O^-

52. Soluzione

I primi tre ioni hanno raggiunto l'ottetto elettronico e hanno la configurazione del Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$. L'ultimo O^- non ha raggiunto l'ottetto (che otterrebbe diventando O^{2-}) ed è quindi $1s^2 2s^2 2p^5$. La specie cercata è O^- . (Risposta D)

53. Indicare gli ioni disposti in ordine decrescente di raggio ionico:

- A) $Cs^+ Rb^+ K^+ Na^+ Li^+$
- B) $Li^+ K^+ Na^+ Rb^+ Cs^+$
- C) $Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+$
- D) $Cs^+ Rb^+ Na^+ K^+ Li^+$

53. Soluzione

Le dimensioni dei cationi sono inferiori a quelle degli atomi neutri, ma l'andamento è lo stesso, quindi le dimensioni aumentano scendendo lungo il gruppo: $Cs^+ > Rb^+ > K^+ > Na^+ > Li^+$. (Risposta A)

54. Un'unità di massa atomica (u) equivale a:

- A) $6,022 \cdot 10^{23} \text{ g}$
- B) $1,66 \cdot 10^{23} \text{ g}$
- C) $1,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

54. Soluzione

Il numero di Avogadro N è il numero di unità di massa atomica u in un grammo, ci dice quanto vale un grammo misurato in unità u e quindi corrisponde al rapporto tra le due unità di misura: $N = g/u$.

Il reciproco di N , quindi, ci dice quanto vale un'unità di massa atomica misurata in grammi: $1/N = u/g$.
 $1/N = 1/6,022 \cdot 10^{23} = 0,166 \cdot 10^{-23} \text{ g}$. (Risposta D)

55. Identificare la reazione che NON è di ossidoriduzione:

- A) $2 \text{Mn}_{(s)} + \text{SnCl}_{4(aq)} \rightarrow 2 \text{MnCl}_{2(aq)} + \text{Sn}_{(s)}$
- B) $3 \text{Cl}_{2(g)} + 6 \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{NaClO}_{3(aq)} + 5 \text{NaCl}_{(aq)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(aq)}$
- C) $2 \text{Na}_2\text{O}_{2(s)} \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$
- D) $\text{BaCl}_{2(aq)} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)} + 2 \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)}$

55. Soluzione

Nelle reazioni di ossidoriduzione gli elementi cambiano il loro stato di ossidazione, quindi basta individuare forme diverse di un elemento nella reazione per affermare che si tratta di una ossidoriduzione.

Nella reazione A vediamo Mn, nella reazione B vediamo Cl₂, nella reazione C vediamo O₂.

Nella reazione D non vediamo anomalie quindi non è un'ossidoriduzione. (Risposta D)

56. Una pasta di grano duro contiene un residuo di glifosato (un erbicida) pari a 16,1 µg/kg di prodotto. Mangiando 0,100 kg di pasta al giorno, in quanti mesi un individuo ingerisce 1,00 mg di glifosato? (considerare 1 mese = 30 giorni)

- A) 32,1 mesi
- B) 17,8 mesi
- C) 40,5 mesi
- D) 20,7 mesi

56. Soluzione

La dose giornaliera di 0,1 kg di pasta contiene 1,61 µg di glifosato. La dose totale di 1 mg (1000 µg) è 1000/1,61 = 621 volte maggiore di quella giornaliera. Quindi viene ingerita in 621 giorni che corrispondono a 621/30 = 20,7 mesi. (Risposta D)

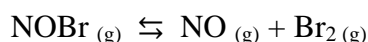
57. Qual è la concentrazione di una soluzione ottenuta mescolando 1,00 mL di una soluzione di HCl 10,00 M con 99,00 mL di acqua? (Assumere che i volumi siano additivi).

- A) 0,0999 M
- B) 0,101 M
- C) 0,100 M
- D) 0,0101 M

57. Soluzione

La soluzione viene diluita 100 volte dato che il volume passa da 1 a 100 mL. La concentrazione, quindi, diminuisce di 100 volte e diventa 10/100 = 0,1 M. (Risposta C)

58. In un recipiente da 1,00 L, contenente inizialmente 0,64 moli di NOBr_(g), avviene la reazione (da bilanciare):

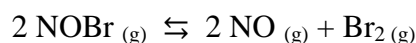


Se all'equilibrio ci sono 0,46 moli di NOBr_(g), calcolare la costante K_c della reazione (espressa in molarità).

- A) 0,077
- B) 0,014
- C) 0,554
- D) 0,133

58. Soluzione

La reazione si bilancia in modo immediato senza scrivere le semireazioni:



Inizio	moli	0,64	0	0
Fine	moli	0,46	0,18	0,09

Le moli finali di NO coincidono con quelle consumate di NOBr 0,64 – 0,46 = 0,18 mol

Le moli finali di Br₂ sono la metà di quelle di NO quindi 0,09 mol

Dato che il volume è un litro, questi valori coincidono con la concentrazione molare. La K vale:

$$K = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}{[\text{NOBr}]^2} = \frac{0,18^2 \cdot 0,09}{0,46^2} = \frac{0,00292}{0,2116} = 0,0138 \quad (\text{Risposta B})$$

59. Qual è la pressione all'interno di un recipiente chiuso dal volume di 10 dm^3 che contiene $0,4 \text{ kg}$ di idrogeno a $28 \text{ }^\circ\text{C}$?

- A) 50 atm
- B) 50 Pa
- C) 50 kPa
- D) 50 MPa

59. Soluzione

I dati sono $m(\text{H}_2) = 400 \text{ g}$; $\text{moli}(\text{H}_2) = 400/2 = 200 \text{ mol}$; $V = 10 \text{ L}$; $T = 273 + 28 = 301 \text{ K}$. Dalla legge dei gas $PV = nRT$ ricavo la pressione $P = nRT/V$ $P(\text{atm}) = 200 \cdot 0,0821 \cdot 301/10$ $P = 494 \text{ atm}$
 $P = 494 \cdot 1,013 \cdot 10^5 = 500 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 50 \cdot 10^6 \text{ Pa} = 50 \text{ MPa}$. (Risposta D)

60. Un recipiente chiuso e rigido con volume di $1,0 \text{ dm}^3$, termostato a $60 \text{ }^\circ\text{C}$, contiene $5,0 \text{ g}$ di un gas ideale. La pressione all'interno del recipiente è $3,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Qual è la massa molare del gas?

- A) 36 g mol^{-1}
- B) 66 g mol^{-1}
- C) 56 g mol^{-1}
- D) 46 g mol^{-1}

60. Soluzione

I dati sono $T = 273 + 60 = 333 \text{ K}$; $P(\text{atm}) = 3,0 \cdot 10^5/1,013 \cdot 10^5 = 2,96 \text{ atm}$. Dalla legge dei gas $PV = nRT$ ricavo il numero di moli $n = PV/RT$ $n = 2,96 \cdot 1/0,0821 \cdot 333$ $n = 0,1083 \text{ mol}$. Da qui posso calcolare la massa molecolare del gas: $MM = m/n = 5/0,1083 = 46,2 \text{ g mol}^{-1}$. (Risposta D)

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

41. Secondo la teoria VSEPR, la geometria della molecola AsCl_3 è:

- A) trigonale planare
- B) a T
- C) trigonale bipiramidale
- D) nessuna delle precedenti opzioni è corretta

41. Soluzione

L'arsenico As è nel gruppo dell'azoto, quindi, anche senza usare la teoria VSEPR, so che AsCl_3 ha la stessa geometria di NH_3 : piramide a base triangolare. (Risposta D)

42. Secondo la teoria VSEPR, quale delle seguenti affermazioni è ERRATA?

- A) gli angoli di legame in BF_3 sono maggiori di quelli in PF_3
- B) la geometria di ClF_5 è bipiramidale trigonale
- C) la geometria di una molecola con due coppie elettroniche di legame e due coppie libere è angolata
- D) SF_6 è una molecola apolare

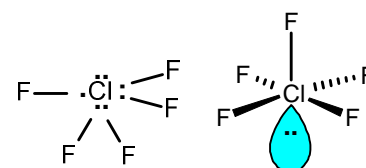
42. Soluzione

La risposta A è esatta infatti BF_3 è planare triangolare a 120° mentre PF_3 (come NH_3) ha una struttura piramidale con angoli più chiusi.

La risposta C è esatta infatti descrive una molecola simile ad H_2O , angolata.

La risposta D è esatta perché SF_6 è un ottaedro regolare e, per questioni di simmetria, è apolare.

Rimane la risposta B su ClF_5 che deve essere errata. Per verificarlo osserviamo che Cl ha 7 elettroni di valenza, lega 5 atomi di fluoro e resta una coppia di elettroni di non legame. Vi sono 5 coppie di legame e 1 di non legame, in totale 6. La struttura complessiva è un ottaedro nel quale un vertice ospita la coppia di non legame. Quindi, la struttura che si ottiene è quella di una piramide a base quadrata. La risposta è errata.



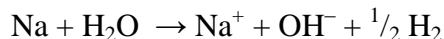
(Risposta B)

43. Aggiungendo una mole di sodio metallico a un recipiente contenente svariati litri d'acqua, si ottiene:

- A) una mole di O₂
- B) una mole di ioni H⁺
- C) 0,5 moli di ioni Na⁺
- D) una mole di ioni OH⁻

43. Soluzione

La reazione che si realizza è:



Quindi, da una mole di Na metallico si forma una mole di OH⁻.

(Risposta D)

44. Le energie di ionizzazione di un elemento sono riportate di seguito:

- 1^a: 1251 kJ/mol 2^a: 2298 kJ/mol
- 3^a: 3822 kJ/mol 4^a: 5159 kJ/mol
- 5^a: 6542 kJ/mol 6^a: 9362 kJ/mol
- 7^a: 11018 kJ/mol 8^a: 33604 kJ/mol
- 9^a: 38600 kJ/mol 10^a: 43961 kJ/mol

Dedurre il gruppo a cui appartiene l'elemento:

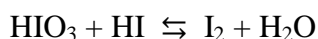
- A) 14
- B) 15
- C) 16
- D) 17

44. Soluzione

Le energie di ionizzazione aumentano in modo modesto fino al 7° elettrone, ma per strappare l'8° si nota che l'aumento è del 300% (7^a: 11018 kJ/mol; 8^a: 33604 kJ/mol). Questo significa che nel guscio di valenza ci sono 7 elettroni e quindi l'atomo è del gruppo 17 (come F o Cl).

(Risposta D)

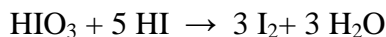
45. Indicare i coefficienti stechiometrici (in ordine sparso) necessari per bilanciare la seguente reazione:



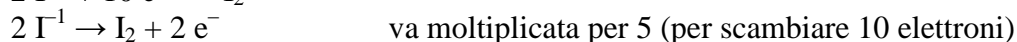
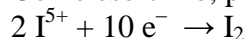
- A) 1, 1, 2, 3
- B) 1, 5, 5, 7
- C) 1, 3, 3, 5
- D) 2, 3, 5, 5

45. Soluzione

La reazione può essere bilanciata velocemente cominciando dall'ossigeno e si ottiene:



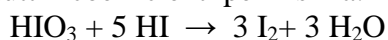
Come esercizio, proviamo a bilanciarla anche con le due semireazioni:



Moltiplicando per 5 e poi sommando le due reazioni si ottiene:



Bilanciando anche H₂O e dividendo tutti i coefficienti per 2 si ha:



La reazione è identica a quella ottenuta di getto. I coefficienti sono 1, 3, 3, 5.

(Risposta C)

46. Qual è la formula minima di un composto binario di azoto e ossigeno che contiene il 63,65% in massa di azoto?

- A) NO
- B) NO₂
- C) N₂O
- D) N₂O₃

46. Soluzione

Se N è il 63,65 % , O è la parte mancante al 100% cioè 36,35% in massa.

Troviamo il corrispettivo in moli su 100 g.

Per N: $63,65/14 = 4,546$ mol

Per O: $36,35/16 = 2,272$ mol

Per trovare un rapporto tra numeri interi e piccoli, divido entrambi i valori per quello minore:

Per N: $4,546 / 2,272 = 2$. Per O: $2,272 / 2,272 = 1$

La formula minima è quindi N₂O.

(Risposta C)

47. A 320 K la costante di equilibrio K_p della reazione:



è $5,2 \cdot 10^9$ (esprimendo le pressioni in Pa). In un reattore chiuso, inizialmente a temperatura ambiente, viene inserito cloruro d'ammonio. Nel reattore viene fatto il vuoto e la temperatura è portata a 320 K. Calcolare la pressione totale che si raggiunge all'equilibrio se la quantità di cloruro d'ammonio è sufficientemente alta da non trasformarsi completamente nei prodotti.

- A) $1,4 \cdot 10^5$ Pa
- B) $7,1 \cdot 10^6$ Pa
- C) $9,7 \cdot 10^4$ Pa
- D) $5,2 \cdot 10^3$ Pa

47. Soluzione

La K di equilibrio è la seguente $K = p(\text{NH}_3) p(\text{HCl})$

Dato che le due molecole si formano in uguale quantità, le due pressioni sono uguali e si avrà:

$$K = p^2 \quad \text{da cui} \quad p = K^{1/2} \quad p = (5,2 \cdot 10^9)^{1/2} \quad p = (52 \cdot 10^8)^{1/2} \quad p = 7,2 \cdot 10^4 \text{ Pa.}$$

La pressione totale è la somma delle due pressioni parziali, cioè $P = 2p \quad P = 14,4 \cdot 10^4$ Pa

Quindi $P = 1,4 \cdot 10^5$ Pa.

(Risposta A)

48. Una soluzione è preparata mescolando 5,00 g di una soluzione al 10,00% di KCl con 8,00 g di una soluzione al 5,00% di NaCl. Calcolare la molalità di Cl⁻ nella soluzione finale.

- A) 2,0 mol kg⁻¹
- B) 1,1 mol kg⁻¹
- C) 1,5 mol kg⁻¹
- D) 1,7 mol kg⁻¹

48. Soluzione

MM di KCl = 39,1 + 35,45 = 74,55 g mol⁻¹; $n(\text{KCl}) = m/\text{MM} = 5 \cdot 0,1/74,55 = 6,71 \cdot 10^{-3}$ mol.

MM di NaCl = 22,99 + 35,45 = 58,44 g mol⁻¹; $n(\text{NaCl}) = m/\text{MM} = 8 \cdot 0,05/58,44 = 6,84 \cdot 10^{-3}$ mol.

Le moli complessive di Cl⁻ in 13 g sono: $6,71 \cdot 10^{-3} + 6,84 \cdot 10^{-3} = 13,55 \cdot 10^{-3}$ mol/13 g.

Le moli di Cl⁻ in 1 kg sono: $13,55 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3/13 = 1,04$ mol kg⁻¹

(Risposta B)

49. 0,168 g di un composto contenente cloro ed ossigeno, Cl₂O_x, vengono decomposti producendo 0,080 g di Cl_{2(g)}. Stabilire la formula del composto.

- A) Cl₂O₃
- B) Cl₂O
- C) Cl₂O₇
- D) Cl₂O₅

49. Soluzione

Nel composto vi sono 0,08 g di Cl e 0,088 g di O ($0,168 - 0,08 = 0,088$).

Le moli di Cl sono $0,08/35,45 = 2,26$ mmol. Le moli di O sono $0,088/16 = 5,5$ mmol.

Per trovare il rapporto tra le moli divido entrambi questi valori per il più piccolo:

Le moli di Cl sono $2,26/2,26 = 1$ mol. Le moli di O sono $5,5/2,26 = 2,43$ mol

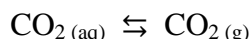
Quindi la formula minima è $\text{ClO}_{2,43}$

Con due atomi di cloro nella molecola ottengo (raddoppiando i valori precedenti): $\text{Cl}_2\text{O}_{4,87}$

Questo valore è molto vicino a Cl_2O_5 .

(Risposta D)

50. La concentrazione di CO_2 nell'aria è 0,039% v/v. Calcolare le moli di CO_2 sciolte in 1,00 L di acqua, in equilibrio con l'aria alla pressione atmosferica di $1,32 \cdot 10^5$ Pa. La costante di equilibrio della reazione



è $K_p = 2,90 \cdot 10^6$ (Pa L mol^{-1}).

A) $8,5 \cdot 10^{-5}$ mol

B) $4,9 \cdot 10^{-5}$ mol

C) $1,8 \cdot 10^{-5}$ mol

D) $2,5 \cdot 10^{-5}$ mol

50. Soluzione

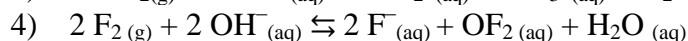
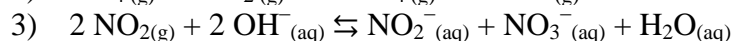
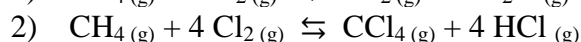
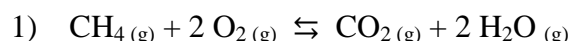
La pressione parziale della CO_2 nell'aria è $1,32 \cdot 10^5 \cdot 0,039/100 = 51,48$ Pa.

Dall'espressione della $K_p = p(\text{CO}_2)/[\text{CO}_2]$ ricavo la concentrazione in acqua della CO_2 :

$[\text{CO}_2] = p(\text{CO}_2)/K_p = 51,48 / 2,90 \cdot 10^6 = 1,78 \cdot 10^{-5}$ mol.

(Risposta C)

51. Individuare la reazione di dismutazione:



A) 1

B) 2

C) 3

D) 4

51. Soluzione

La dismutazione è una ossidoriduzione interna, cioè una specie in parte si ossida e in parte si riduce.

Nella prima reazione O_2 sulla sinistra produce due composti con ossigeno, ma in entrambi c'è O^{2-} .

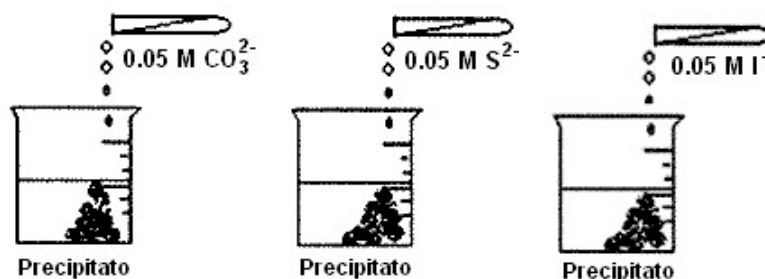
Nella seconda reazione Cl_2 sulla sinistra produce due composti con cloro, ma in entrambi c'è Cl^- .

Nella quarta reazione F_2 sulla sinistra produce due composti con fluoro, ma in entrambi c'è F^- .

Resta la terza reazione dove NO_2 (N^{4+}) sulla sinistra produce due composti con azoto, uno con N^{3+} , l'altro con N^{5+} .

(Risposta C)

52. A una soluzione 0,050 M di un catione X, si aggiungono rispettivamente le soluzioni indicate in figura:



Indicare il catione presente nella soluzione iniziale usando i valori riportati nella tabella delle costanti di solubilità.

- A) Ag^+
- B) Fe^{2+}
- C) Ba^{2+}
- D) Ca^{2+}

52. Soluzione

Dobbiamo individuare un catione che dia sali insolubili come carbonato, solfuro e ioduro.

Ag^+ precipita in tutti e tre i casi: Ag_2CO_3 ($8,1 \cdot 10^{-12}$), Ag_2S ($6,0 \cdot 10^{-51}$) e AgI ($1,5 \cdot 10^{-16}$)

Fe^{2+} precipita solo in due casi: FeCO_3 ($3,5 \cdot 10^{-11}$), FeS ($6,0 \cdot 10^{-19}$)

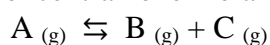
Ba^{2+} precipita solo in un caso: BaCO_3 ($8,1 \cdot 10^{-9}$)

Ca^{2+} precipita solo in un caso: CaCO_3 ($3,8 \cdot 10^{-9}$)

Solo l'argento Ag^+ dà un precipitato in tutti e tre i casi.

(Risposta A)

53. Determinare per quale valore della concentrazione molare di B nell'equilibrio:



con $K_c = 0,25$ (espressa in concentrazioni molari), risulta $[\text{A}] = [\text{C}]$.

- A) 0,25 M
- B) 0,13 M
- C) 0,65 M
- D) 0,33 M

53. Soluzione

Nell'espressione della $K_c = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]}$ pongo $[\text{A}] = [\text{C}]$ e ottengo $K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$

Quindi se $[\text{B}] = K_c = 0,25 \text{ M}$ ottengo la condizione richiesta.

(Risposta A)

54. Una soluzione acquosa di cloruro di sodio è contenuta in un recipiente termostato il cui spazio di testa contiene aria. Mediante un materiale igroscopico (non in contatto con la soluzione) l'umidità dell'aria viene costantemente rimossa. Cosa è possibile che accada dopo un certo tempo?

- A) si formeranno dei cristalli di cloruro di sodio
- B) parte del cloruro di sodio passerà in fase vapore
- C) la concentrazione di cloruro di sodio nella soluzione diminuirà
- D) la massa della soluzione aumenterà

54. Soluzione

Il materiale igroscopico elimina il vapore d'acqua dall'aria di testa e l'acqua della soluzione deve evaporare per ristabilire l'equilibrio. La soluzione diventa sempre più concentrata sino a divenire sovrassatura e così si formeranno cristalli di cloruro di sodio.

(Risposta A)

55. Una macchina frigorifera lavora seguendo un ciclo di trasformazioni reversibili scambiando calore esclusivamente con due serbatoi di calore a temperatura T_C e T_H (con $T_H > T_C$). Dopo aver svolto un numero intero di cicli, la macchina ha prelevato una quantità di calore Q_C (in valore assoluto) dal serbatoio di calore alla temperatura T_C , cedendo una quantità di calore Q_H (in valore assoluto) al serbatoio di calore alla temperatura T_H . Per far ciò, ha assorbito il lavoro W (in valore assoluto) dall'esterno. Quale delle seguenti affermazioni è vera?

- A) $Q_H = Q_C$; $W = 0$
- B) $Q_H = Q_C - W$
- C) $Q_H = Q_C + W$
- D) $Q_H + Q_C = W$

55. Soluzione

In una macchina frigorifera si preleva calore dalla sorgente fredda per cederlo a quella calda, ma dato che il calore non fluisce spontaneamente dal freddo al caldo, è necessario prelevare anche un certo lavoro W dall'esterno.

Dato che si compiono cicli termodinamici interi, alla fine di ogni ciclo nel sistema deve valere $\Delta E = 0$.

Dal primo principio sappiamo che $\Delta E = W - Q$ (lavoro fatto - calore assorbito). In questo caso, visto che $\Delta E = 0$, deve essere $W - Q = 0$, quindi $W = Q$ (lavoro prelevato = calore ceduto).

Cioè il lavoro prelevato W deve essere smaltito cedendo il calore $Q (= W)$ alla sorgente calda.

Quindi alla sorgente calda viene ceduto un calore (Q_H) che è la somma del calore prelevato dalla sorgente fredda (Q_C) e di quello che corrisponde al lavoro assorbito per svolgere il ciclo termodinamico (W).

Quindi: $Q_H = Q_C + W$.

(Risposta C)

56. Quale tra le seguenti affermazioni può essere considerata uno dei principali vantaggi dei catalizzatori eterogenei rispetto a quelli omogenei?

- A) i catalizzatori eterogenei sono più facilmente separabili dai prodotti a reazione avvenuta
- B) i catalizzatori eterogenei sono più attivi
- C) i catalizzatori eterogenei sono attivi a temperatura più bassa
- D) i catalizzatori eterogenei non si disattivano mai

56. Soluzione

I catalizzatori eterogenei sono legati ad un supporto insolubile (ad es Pd/C) per cui, alla fine della reazione, si possono separare per semplice filtrazione e questo accelera di molto i tempi per isolare i prodotti di reazione.

I punti B, C, D sono invece del tutto errati.

(Risposta A)

57. La decomposizione della vitamina B₁₂,

la trasformazione dell'ergosterolo in vitamina D₂,

la trasformazione del 7-deidrocolesterolo in vitamina D₃

sono tipici esempi di reazioni attivate dalla radiazione ultravioletta la cui velocità non è legata alla quantità di substrato reattivo, ma solo al fatto che l'energia luminosa abbia associata l'energia necessaria ad attivare la reazione. Ci si aspetta quindi che tali reazioni siano:

- A) enzimatiche
- B) del secondo ordine
- C) del primo ordine
- D) di ordine zero

57. Soluzione

Le reazioni del primo ordine ($v = k [S]$) e del secondo ordine ($v = k [S]^2$) hanno una velocità di reazione v che dipende dalla concentrazione del substrato $[S]$.

Le reazioni di ordine zero ($v = k$) sono le uniche che non dipendono da $[S]$.

Quindi le reazioni in questione sono di ordine zero.

(Risposta D)

58. Per una data reazione, in determinate condizioni, il valore del quoziente di reazione Q è maggiore del valore della costante di equilibrio K .

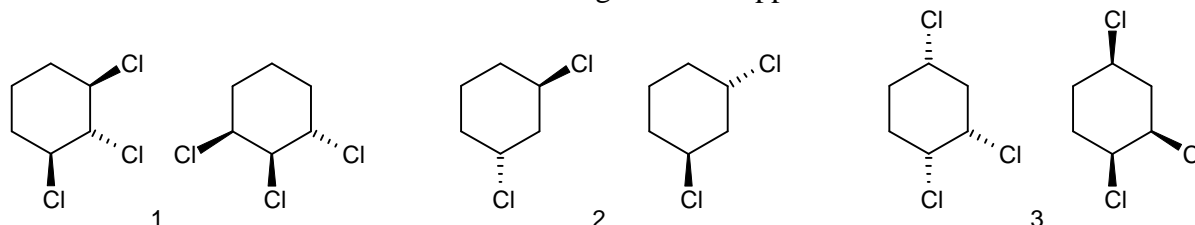
Di conseguenza:

- A) si richiede l'aggiunta di un catalizzatore per aumentare il valore di K
- B) la reazione è in condizione di equilibrio
- C) la reazione procede prevalentemente da destra a sinistra
- D) la reazione non può in alcun modo raggiungere la condizione di equilibrio

58. Soluzione

Data la reazione $A \rightarrow B$, se in un momento qualsiasi il quoziente $Q = [B]/[A]$ è maggiore di $K = [B]/[A]$, significa che in quel momento $[B]$ è maggiore quello che si avrebbe all'equilibrio. Quindi la reazione, che tende spontaneamente a raggiungere l'equilibrio, tende a trasformare B in A , cioè si sposta verso sinistra. (Risposta C)

59. Definire le relazioni stereochimiche tra le seguenti tre coppie di strutture:



- A) 1: enantiomeri; 2: diastereoisomeri; 3: equivalenti
 B) 1: equivalenti; 2: enantiomeri; 3: diastereoisomeri
 C) 1: diastereoisomeri; 2 e 3: enantiomeri
 D) 1: diastereoisomeri; 2: enantiomeri; 3: equivalenti

59. Soluzione

In nessuna delle coppie date vi sono piani di simmetria che rendano le due molecole equivalenti, quindi possiamo escludere le risposte A, B e D. Resta solo la risposta C.

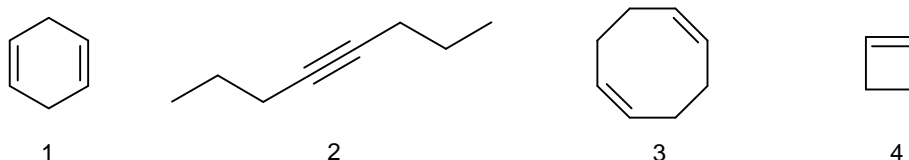
Come esercizio verifichiamo che sia corretta.

Nella coppia 1 solo due clori si specchiano, l'altro rimane dallo stesso lato, quindi le due molecole non sono speculari, sono diastereoisomeri (corretto).

In entrambe le coppie 2 e 3, ogni cloro si specchia passando da un lato al lato opposto. Le due coppie sono così formate da molecole speculari, enantiomeri (corretto). (Risposta C)

60. Un idrocarburo reagisce con due equivalenti di H_2 per idrogenazione catalitica. Lo stesso composto produce solo butandiale per ozonolisi in condizioni riducenti.

Individua l'idrocarburo tra i seguenti composti.



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

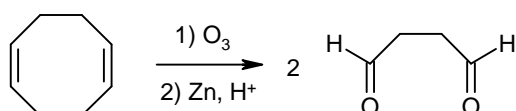
60. Soluzione

Il composto 1 per ozonolisi riduttiva forma propandiale.

Il composto 2 è un alchino e per ozonolisi si spezza in due acidi carbossilici uguali di acido butanoico.

Gli unici due idrocarburi che per ozonolisi riduttiva formano butandiale sono il 3 e il 4 nei quali vi sono tre legami singoli tra gli estremi del doppio legame. Di questi solo il composto 3 ha due doppi legami che consumano due equivalenti di H_2 in una idrogenazione catalitica.

La reazione di ozonolisi del composto 3 è mostrata di seguito:



(Risposta C)

Soluzioni proposte da Mauro Tonellato