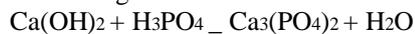


Prova in itinere di Chimica Generale ed Inorganica – 13 Novembre 2002 **A**

Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:

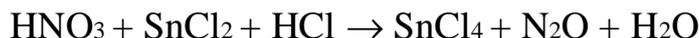


Calcolare quanti grammi di fosfato di calcio si formano nella reazione tra 20.0 g di idrossido di calcio e 29.4 g di acido fosforico.

Dire inoltre se uno dei due reagenti è in eccesso e, in caso affermativo, calcolarne i grammi residui.

Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Descrivere brevemente il modo in cui si può preparare una soluzione acquosa di FeSO_4 0.5 M, utilizzando 200 ml di H_2O .

Esercizio 4

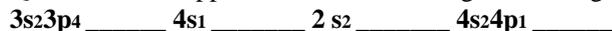
a) Come varia l'energia di prima ionizzazione per gli elementi rappresentativi?

Spiegate brevemente i motivi di questo andamento

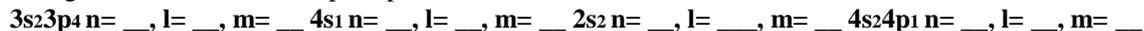
b) Quale gruppo ha i valori di elettronegatività più alti

Esercizio 5

Quali elementi rappresentativi hanno le seguenti configurazioni elettronica del guscio di valenza:



Che valore hanno i numeri quantici n, l ed m dell'elettrone più esterno (cioè quello ad energia più alta) delle configurazioni elettroniche sopra riportate:



Esercizio 6. Per ciascuna delle seguenti strutture: a) scrivere la formula di Lewis ; b) indicare le cariche formali diverse da zero di ciascun atomo; c) se si tratta di un ibrido di risonanza scrivete le strutture di risonanza, ciascuna con le cariche formali.



B

Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:



Calcolare quanti grammi di fosfato di calcio si formano nella reazione tra 17.8 g di idrossido di calcio e 27.5 g di acido fosforico.

Dire inoltre se uno dei due reagenti è in eccesso e, in caso affermativo, calcolarne i grammi residui.

Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Descrivere brevemente il modo in cui si possono preparare 500 ml di una soluzione acquosa di FeSO_4 0.2 M.

Esercizio 4

- a) Come varia l'affinità elettronica per gli elementi rappresentativi?
Spiegate brevemente i motivi di questo andamento
b) Quale gruppo ha i valori di energia di seconda ionizzazione più alti

Esercizio 5

Quali elementi rappresentativi hanno le seguenti configurazioni elettronica del guscio di valenza:

$3s^2 3p^3$ _____ $4s^2$ _____ $2s^1$ _____ $5s^2 5p^5$ _____

Che valore hanno i numeri quantici n, l ed m dell'elettrone più esterno (cioè quello ad energia più alta) delle configurazioni elettroniche sopra riportate:

$3s^2 3p^3$ n= __, l= __, m= __ $4s^2$ n= __, l= __, m= __ $2s^1$ n= __, l= __, m= __ $5s^2 5p^5$ n= __, l= __, m= __

Esercizio 6. Per ciascuna delle seguenti strutture: a) scrivere la formula di Lewis ; b) indicare le cariche formali diverse da zero di ciascun atomo; c) se si tratta di un ibrido di risonanza scrivete le strutture di risonanza, ciascuna con le cariche formali.

NO_3

-

ClF_5

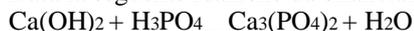
Cl_2O_7

O_3

C

Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:

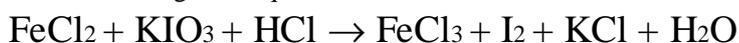


Calcolare quanti grammi di fosfato di calcio si formano nella reazione tra 24.5 g di idrossido di calcio e 34.3 g di acido fosforico.

Dire inoltre se uno dei due reagenti è in eccesso e, in caso affermativo, calcolarne i grammi residui.

Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Descrivere brevemente il modo in cui si possono preparare 600 g di una soluzione acquosa di FeSO_4 al 15%.

Esercizio 4

- a) Come varia il raggio atomico per gli elementi rappresentativi?
Spiegate brevemente i motivi di questo andamento
b) Quale gruppo ha i valori di affinità elettronica più alti

Esercizio 5

Quali elementi rappresentativi hanno le seguenti configurazioni elettronica del guscio di valenza:

$2s^2 2p^2$ _____ $5s^1$ _____ $4s^2$ _____ $3s^2 3p^4$ _____

Che valore hanno i numeri quantici n, l ed m dell'elettrone più esterno (cioè quello ad energia più alta) delle configurazioni elettroniche sopra riportate:

$2s^2 2p^2$ n= __, l= __, m= __ $5s^1$ n= __, l= __, m= __ $4s^2$ n= __, l= __, m= __ $3s^2 3p^4$ n= __, l= __, m= __

Esercizio 6. Per ciascuna delle seguenti strutture: a) scrivere la formula di Lewis ; b) indicare le cariche formali diverse da zero di ciascun atomo; c) se si tratta di un ibrido di risonanza scrivete le strutture di risonanza, ciascuna con le cariche formali.

N_2O_4

PF_3

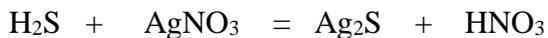
$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$

NCO

Prova in itinere di Chimica Generale ed Inorganica – 19 Novembre 2003 **A**

Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:



Calcolare quanti grammi di solfuro di argento si formano aggiungendo 119 g di nitrato di argento a 400 ml di una soluzione 1.20 M di acido solfidrico.

Dire inoltre se uno dei due reagenti è in eccesso e, in caso affermativo, calcolarne i grammi residui.

Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Calcolare quanti ml di una soluzione acquosa di acido solforico (H_2SO_4) 2.10 M e di acqua devono essere mescolati insieme per preparare 1 litro di una soluzione acquosa di acido solforico 1.20 M.

Esercizio 4

L'energia di seconda ionizzazione è l'energia della reazione:

Ha il valore più basso per gli elementi del _____ gruppo ed il più basso per quelli del _____ gruppo, perché:

Esercizio 5

Gli idruri degli elementi del primo gruppo si differenziano da quelli del settimo gruppo perché (almeno due proprietà):

Esercizio 6

Quanti sono gli elettroni di valenza del cloro? _____

Che valori hanno i loro numeri quantici? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=3, l=1, m=0$ _____ $n=5, l=3, m=-2$ _____ $n=2, l=2, m=0$ _____ $n=1, l=0, m=0$ _____ $n=2, l=0, m=1$ _____

Esercizio 7

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga.

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|-----------------------------|-------------|--------------|---------------|
| $^{65}_{29}\text{Cu}^{+2}$ | 29 | 36 | 27 |
| $^{197}_{79}\text{Au}^+$ | — | — | — |
| $^{--}_{--}\text{---}$ | 48 | 64 | 46 |
| $^{37}_{--}\text{Cl}^{--}$ | — | — | 18 |
| $^{--}_{46}\text{---}^{+2}$ | — | 62 | — |
| $^{--}_{--}\text{---}^{-2}$ | 34 | 46 | — |

Esercizio 8

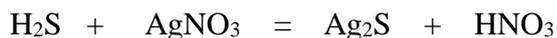
Per ciascuna delle seguenti strutture: a) scrivere la formula di Lewis; b) indicare le cariche formali diverse da zero di ciascun atomo; c) se si tratta di un ibrido di risonanza scrivete le strutture di risonanza, ciascuna con le cariche formali.



B

Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:



Calcolare quanti grammi di solfuro di argento si formano aggiungendo 136 g di nitrato di argento a 461 ml di una soluzione 1.30 M di acido solfidrico.

Dire inoltre se uno dei due reagenti è in eccesso e, in caso affermativo, calcolarne i grammi residui.

Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:

**Esercizio 3**

Calcolare quanti ml di una soluzione acquosa di acido solforico (H_2SO_4) 2.20 M e di acqua devono essere mescolati insieme per preparare 1 litro di una soluzione acquosa di acido solforico 1.30 M.

Esercizio 4

L'affinità elettronica è l'energia della reazione:

Ha il valore più negativo per gli elementi del _____ gruppo ed il meno negativo per quelli del _____ gruppo, perché:

Esercizio 5

Gli ossidi degli elementi del primo gruppo si differenziano da quelli del settimo gruppo perché (almeno due proprietà):

Esercizio 6

Quanti sono gli elettroni di valenza del selenio? _____

Che valori hanno i loro numeri quantici? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=4, l=1, m=0$ _____ $n=4, l=3, m=2$ _____ $n=1, l=1, m=0$ _____ $n=2, l=0, m=0$ _____ $n=3, l=1, m=-2$ _____

Esercizio 7

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga.

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|-----------------------------|-------------|--------------|---------------|
| $^{65}_{29}\text{Cu}^{+2}$ | 29 | 36 | 27 |
| $^{200}_{80}\text{Hg}^{+2}$ | — | — | — |
| $^{44}_{22}\text{---}$ | 44 | 58 | 41 |
| $^{79}_{35}\text{Br}^{-}$ | — | — | 36 |
| $^{30}_{16}\text{---}^{+2}$ | — | 62 | — |
| $^{52}_{24}\text{---}^{-2}$ | 52 | 76 | — |

Esercizio 8

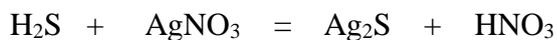
Per ciascuna delle seguenti strutture: a) scrivere la formula di Lewis; b) indicare le cariche formali diverse da zero di ciascun atomo; c) se si tratta di un ibrido di risonanza scrivete le strutture di risonanza, ciascuna con le cariche formali.



C

Esercizio 1

Data la seguente reazione da bilanciare:

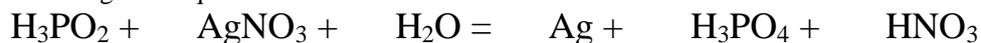


Calcolare quanti grammi di solfuro di argento si formano aggiungendo 85.0 g di nitrato di argento a 286 ml di una soluzione 1.40 M di acido solfidrico.

Dire inoltre se uno dei due reagenti è in eccesso e, in caso affermativo, calcolarne i grammi residui.

Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Calcolare quanti ml di una soluzione acquosa di acido solforico (H_2SO_4) 2.50 M e di acqua devono essere mescolati insieme per preparare 1 litro di una soluzione acquosa di acido solforico 1.10 M.

Esercizio 4 (punti 1)

L'energia di terza ionizzazione è l'energia della reazione: _____

Ha il valore più basso per gli elementi del _____ gruppo ed il più basso per quelli del _____ gruppo, perché:

Esercizio 5

Gli elementi del primo gruppo allo stato elementare si differenziano da quelli del settimo gruppo perché (almeno due proprietà):

Esercizio 6

Quanti sono gli elettroni di valenza dell'argon? _____

Che valori hanno i loro numeri quantici? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=2, l=1, m=1$ _____ $n=6, l=3, m=1$ _____ $n=3, l=3, m=3$ _____ $n=3, l=2, m=0$ _____ $n=4, l=2, m=4$ _____

Esercizio 7

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga.

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|--------------------------------|-------------|--------------|---------------|
| $^{65}_{29}\text{Cu}^{+2}$ | 29 | 36 | 27 |
| $^{195}_{78}\text{Pt}^{+2}$ | — | — | — |
| $^{---}_{---}\text{---}^{---}$ | 42 | 54 | 39 |
| $^{127}_{---}\text{I}^{--}$ | — | — | 54 |
| $^{---}_{51}\text{---}^{+3}$ | — | 70 | — |
| $^{---}_{---}\text{---}^{-3}$ | 83 | 126 | — |

Esercizio 8

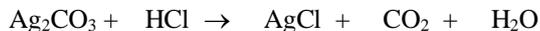
Per ciascuna delle seguenti strutture: a) scrivere la formula di Lewis; b) indicare le cariche formali diverse da zero di ciascun atomo; c) se si tratta di un ibrido di risonanza scrivete le strutture di risonanza, ciascuna con le cariche formali.



Prova in itinere di Chimica Generale ed Inorganica – 26 Novembre 2004 **A**

Esercizio 1

Calcolare quanti litri di anidride carbonica alla pressione di 2.00 atm ed alla temperatura di 35°C si formano dalla reazione tra 15.0 g di carbonato di argento e 65.0 ml di acido cloridrico 1.50 M.



Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Una soluzione acquosa di KCl avente densità 1.14 g/ml ha una concentrazione 1,20 M. Calcolare la molalità e la % della soluzione.

Esercizio 4

Indicare qual'è l'andamento dell'energia di seconda ionizzazione nel gruppo e nel periodo e dare una spiegazione.

Esercizio 5

Quali sono le proprietà principali dei non metalli? Da che cosa dipendono?

Quali sono gli elementi più elettronegativi _____

Esercizio 6

Scrivere la configurazione elettronica del bromo _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=2, l=2, m=0$ _____ $n=3, l=1, m=-1$ _____ $n=6, l=3, m=3$ _____ $n=2, l=1, m=-2$ _____ $n=3, l=0, m=3$ _____

Esercizio 7

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga (indicare la carica anche se è zero).

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|-------------------------------|-------------|--------------|---------------|
| ${}^{39}_{19}\text{K}^+$ | 19 | 20 | 18 |
| ${}^{51}_{--}\text{V}^{+2}$ | — | — | — |
| ${}^{--}_{--}\text{---}$ | 46 | 59 | 44 |
| ${}^{123}_{--}\text{Sb}^{--}$ | — | — | 48 |
| ${}^{--}_{52}\text{---}^0$ | — | 78 | — |
| ${}^{--}_{--}\text{---}^{-3}$ | 33 | 42 | — |

Esercizio 8

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



N_2O_4
 O_2^-
 NO_2^-
 NO
 SbO_4^{-3}
 S_2Cl_2
 PH_4^+

B

Esercizio 1

Calcolare quanti litri di anidride carbonica alla pressione di 2.50 atm ed alla temperatura di 38°C si formano dalla reazione tra 10.0 g di carbonato di argento e 25.0 ml di acido cloridrico 2.10 M.



Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Una soluzione acquosa di NaCl avente densità 1.11 g/ml ha una concentrazione 1,10 M. Calcolare la molalità e la % della soluzione.

Esercizio 4

Indicare qual'è l'andamento dell'affinità elettronica nel gruppo e nel periodo e dare una spiegazione.

Esercizio 5

Quali sono le proprietà principali degli elementi metallici? Da che cosa dipendono?

Quali sono gli elementi meno elettronegativi _____

Esercizio 6

Scrivere la configurazione elettronica del selenio _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=2, l=0, m=1$ _____
 $n=3, l=2, m=-2$ _____
 $n=4, l=0, m=0$ _____
 $n=1, l=0, m=1$ _____
 $n=4, l=2, m=2$ _____

Esercizio 7

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga (indicare la carica anche se è zero).

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|----------------------|-------------|--------------|---------------|
| $^{39}_{19}K^+$ | 19 | 20 | 18 |
| $^{115}_{50}Sn^{+4}$ | — | — | — |

| | | | |
|---|-----|-----|-----|
| $\begin{array}{c} \text{---} \quad \text{---} \\ \\ \text{---} \text{---} \\ \\ \text{---} \end{array}$ | 53 | 73 | 50 |
| $\begin{array}{c} 186 \\ \text{---} \text{W} \text{---} \\ \\ \text{---} \end{array}$ | --- | --- | 75 |
| $\begin{array}{c} \text{---} \quad +4 \\ \\ 23 \text{---} \\ \\ \text{---} \end{array}$ | --- | 27 | --- |
| $\begin{array}{c} \text{---} \quad 0 \\ \\ \text{---} \end{array}$ | 51 | 70 | --- |

Esercizio 8 (punti 2)

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



C

Esercizio 1

Calcolare quanti litri di anidride carbonica alla pressione di 1.10 atm ed alla temperatura di 29°C si formano dalla reazione tra 18.0 g di carbonato di argento e 60.0 ml di acido cloridrico 1.70 M.



Esercizio 2

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Una soluzione acquosa di KBr avente densità 1.19 g/ml ha una concentrazione 1,10 M. Calcolare la molalità e la % della soluzione.

Esercizio 4 (punti 1)

Indicare qual'è l'andamento dell'energia di prima ionizzazione nel gruppo e nel periodo e dare una spiegazione.

Esercizio 5

Gli idruri degli elementi del primo gruppo si differenziano da quelli del settimo gruppo perché (almeno due proprietà):

Quali sono gli elementi che danno allotropia _____

Esercizio 6

Scrivere la configurazione elettronica del silicio _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=2, l=1, m=0$ ____ $n=2, l=0, m=0$ ____ $n=3, l=1, m=2$ ____ $n=4, l=3, m=-3$ ____ $n=3, l=2, m=2$ ____

Esercizio 7

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga (indicare la carica anche se è zero).

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|-----------------------|-------------|--------------|---------------|
| ${}^{39}_{19}K^+$ | 19 | 20 | 18 |
| ${}^{189}_{-}Os^{+4}$ | — | — | — |
| ${}^{52}_{-}---$ | 52 | 72 | 54 |
| ${}^{127}_{-}I^{--}$ | — | — | 54 |
| ${}^{50}_{-}---^0$ | — | 72 | — |
| ${}^{26}_{-}---^{+3}$ | 26 | 28 | — |

Esercizio 8 (punti 2)

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



D

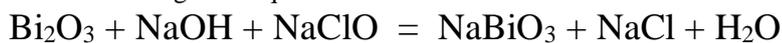
Esercizio 1

Calcolare quanti litri di anidride carbonica alla pressione di 1.80 atm ed alla temperatura di 31°C si formano dalla reazione tra 22.0 g di carbonato di argento e 95.0 ml di acido cloridrico 1.60 M.



Esercizio 2 (punti 1)

Bilanciare la seguente equazione di ossidoriduzione:



Esercizio 3

Una soluzione acquosa di NaBr avente densità 1.18 g/ml ha una concentrazione 1,15 M. Calcolare la molalità e la % della soluzione.

Esercizio 4

Indicare qual'è l'andamento del raggio atomico nel gruppo e nel periodo e dare una spiegazione.

Esercizio 5

Gli idruri degli elementi del primo gruppo si differenziano da quelli del settimo gruppo perché (almeno due proprietà):

Quali elementi allo stato elementare sono biatomici _____

Esercizio 6

Scrivere la configurazione elettronica dell'antimonio _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=5, l=0, m=0$ _____ $n=1, l=2, m=0$ _____ $n=2, l=1, m=-1$ _____ $n=6, l=2, m=2$ _____ $n=0, l=0, m=0$ _____

Esercizio 7 (punti 0,5)

Completare in ogni parte la tabella seguente come mostrato nella prima riga (indicare la carica anche se è zero).

| Simbolo | no. protoni | no. neutroni | no. elettroni |
|------------------------|-------------|--------------|---------------|
| ${}^{39}_{19}K^+$ | 19 | 20 | 18 |
| ${}^{71}_{--}As^{+5}$ | — | — | — |
| ${}^{--}_{--}---$ | 76 | 111 | 77 |
| ${}^{56}_{--}Fe^{--}$ | — | — | 24 |
| ${}^{--}_{46}---^0$ | — | 62 | — |
| ${}^{--}_{--}---^{+2}$ | 74 | 108 | — |

Esercizio 8 (punti 2)

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



Prova in itinere di Chimica Generale ed Inorganica – 25 Novembre 2005

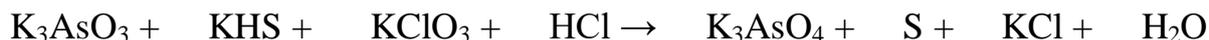
A

Esercizio 1

Si determini la formula minima di un composto costituito da C, H e O in base ai seguenti dati: 400.0 mg danno per combustione 1122.3 mg di anidride carbonica e 270.0 mg, sempre per combustione, liberano 155.0 mg di acqua.

Esercizio 2

Bilancia la seguente reazione redox indicando il nome tradizionale di ciascun reagente e prodotto:



Esercizio 3

Si pongono a reagire 6.8428 g di solfato di alluminio e 200 mL di idrossido di potassio 1.0 M. Si assuma la reazione quantitativa e si calcoli: la massa dell'idrossido di alluminio formatosi e la quantità reagita del reagente che avanza a fine reazione.

Esercizio 4

Sull'etichetta di una bottiglia contenente una soluzione acquosa di acido cloridrico si legge:

$$d_{\text{HCl(aq)}} = 1.050 \text{ g/mL} \quad \text{HCl}_{\text{(aq)}} = 10.52 \% \text{ m/m} \quad \text{MM}_{\text{HCl}} = 36.461 \text{ g/mol}$$

Quanti mL di tale soluzione vanno posti in un matraccio da 250 mL se portando a volume con acqua la soluzione risulta 2.00 M?

Esercizio 5

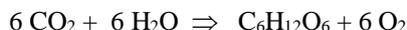
3 moli di gas ideale a 5 atm, 300 K (stato 1) sono trasformate isobaricamente fino al volume di $0,1 \text{ m}^3$ (stato 2). Calcolare P, V, T nei due stati (quando non facciano parte dei dati) e la variazione di energia interna relativa alla trasformazione stato 1 \rightarrow stato 2.

Esercizio 6

Date le seguenti reazioni ed i relativi valori di variazione d'entalpia di reazione



Calcolare la variazione di variazione d'entalpia relativa alla formazione di una mole di $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ dalla reazione



Esercizio 7

Domande a risposta chiusa (segnare la risposta corretta)

- Il Massimo della distribuzione delle velocità di un gas (Maxwell-Boltzmann):
 - Si sposta verso destra con l'aumento della temperatura.
 - Si sposta verso destra con la diminuzione della temperatura.
 - Rimane costante.
- Nella bomba calorimetrica (bomba di Mahler) si ha la condizione:
 - Isocora.
 - Isoterma.
 - Isobara.

Esercizio 8

Spiegare brevemente perché nella tavola periodica il volume atomico cresce scendendo lungo un gruppo mentre diminuisce spostandosi verso destra lungo un periodo.

Esercizio 9

Scrivere la configurazione elettronica del bismuto _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=3, l=0, m=1$ _____ $n=3, l=1, m=-1$ _____ $n=2, l=0, m=0$ _____ $n=1, l=1, m=1$ _____ $n=4, l=2, m=2$ _____

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



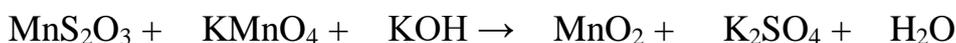
B

Esercizio 1

Si determini la formula minima di un composto costituito da C, H e O in base ai seguenti dati: 400.0 mg danno per combustione 959.2 mg di anidride carbonica e 270.0 mg, sempre per combustione, liberano 132.5 mg di acqua.

Esercizio 2

Bilancia la seguente reazione redox indicando il nome tradizionale di ciascun reagente e prodotto:



Esercizio 3

Si pongono a reagire 10.2642 g di solfato di alluminio e 300 mL di idrossido di potassio 1.0 M. Si assuma la reazione quantitativa e si calcoli: la massa dell'idrossido di alluminio formatosi e la quantità reagita del reagente che avanza a fine reazione.

Esercizio 4

Sull'etichetta di una bottiglia contenente una soluzione acquosa di acido cloridrico si legge:

$\text{HCl}_{(\text{aq})} = 13.50\% \text{ m/m}$ $\text{MM}_{\text{HCl}} = 36.461 \text{ g/mol}$

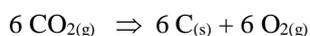
Quando si pongono 175.0 mL di tale soluzione in un matraccio da 250 mL e si porta a volume con acqua, la soluzione risulta 2.76 M. Calcolare la densità della soluzione acquosa di acido cloridrico contenuta nella bottiglia.

Esercizio 5

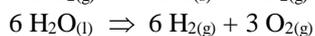
2 moli di gas ideale a 4 atm, 200 K (stato 1) sono trasformate isobaricamente fino al volume di 0,05 m³ (stato 2). Calcolare P, V, T nei due stati (quando non facciano parte dei dati) e la variazione di energia interna relativa alla trasformazione stato 1 -> stato 2.

Esercizio 6

Date le seguenti reazioni ed i relativi valori di variazione d'entalpia di reazione



$$\Delta H_A = -533,2 \text{ Kcal}$$



$$\Delta H_B = +416,5 \text{ Kcal}$$



$$\Delta H_C = +626,2 \text{ Kcal}$$

Calcolare la variazione di entalpia relativa alla formazione di una mole di $C_6H_{12}O_6$ dalla reazione



Esercizio 7

Domande a risposta chiusa (segnare la risposta corretta)

- L'energia cinetica di un gas ideale è
 - Proporzionale al prodotto di pressione e volume.
 - Proporzionale al prodotto di pressione e temperatura.
 - Proporzionale al quadrato della temperatura.
- Il calore fornito al sistema è
 - positivo
 - negativo
 - dipende dal segno

Esercizio 8

Spiegare brevemente perché nella tavola periodica l'affinità elettronica diminuisce scendendo lungo un gruppo mentre aumenta spostandosi verso destra lungo un periodo.

Esercizio 9

Scrivere la configurazione elettronica dell'antimonio _____

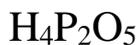
Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=2, l=1, m=1$ _____ $n=5, l=2, m=-2$ _____ $n=4, l=0, m=1$ _____ $n=2, l=1, m=1$ _____ $n=2, l=0, m=0$ _____

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



C

Esercizio 1

Si determini la formula minima di un composto costituito da C, H e O in base ai seguenti dati: 400.0 mg danno per combustione 992.6 mg di anidride carbonica e 270.0 mg, sempre per combustione, liberano 156.7 mg di acqua.

Esercizio 2

Bilancia la seguente reazione redox indicando il nome tradizionale di ciascun reagente e prodotto:



Esercizio 3

Si pongono a reagire 13.6856 g di solfato di alluminio e 350 mL di idrossido di potassio 1.0 M. Si assuma la reazione quantitativa e si calcoli: la massa dell'idrossido di alluminio formatosi e la quantità reagita del reagente che avanza a fine reazione.

Esercizio 4

Sull'etichetta di una bottiglia contenente una soluzione acquosa di acido cloridrico si legge:

$$d_{\text{HCl(aq)}} = 1.090 \text{ g/mL} \quad \text{MM}_{\text{HCl}} = 36.461 \text{ g/mol}$$

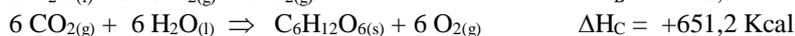
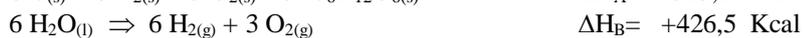
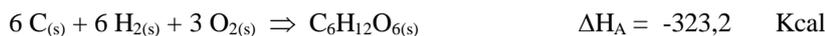
Quando si pongono 132.5 mL di tale soluzione in un matraccio da 250 mL e si porta a volume con acqua, la soluzione risulta 2.92 M. Calcolare la % m/m della soluzione contenuta nella bottiglia.

Esercizio 5

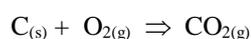
1.5 moli di gas ideale a 400 torr, 400 K (stato 1) sono trasformate isobaricamente fino al volume di $0,5\text{m}^3$ (stato 2). Calcolare P, V, T nei due stati (quando non facciano parte dei dati) e la variazione di energia interna relativa alla trasformazione stato 1 -> stato 2.

Esercizio 6

Date le seguenti reazioni ed i relativi valori di variazione d'entalpia di reazione



Calcolare la variazione di variazione d'entalpia relativa alla formazione di una mole di CO_2 dalla reazione



Esercizio 7

Domande a risposta chiusa (segnare la risposta corretta)

1. Il volume critico di un gas reale vale

- A. 2b
- B. 27a/b
- C. 3b

2. Il calore scambiato a pressione costante è detto:

- a) Entalpia
- b) Energia interna
- c) Pressione

Esercizio 8

Spiegare brevemente perché nella tavola periodica l'energia di prima ionizzazione diminuisce scendendo lungo un gruppo mentre aumenta spostandosi verso destra lungo un periodo.

Esercizio 9

Scrivere la configurazione elettronica del Bromo _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=3, l=1, m=0$ ____ $n=2, l=1, m=0$ ____ $n=3, l=2, m=3$ ____ $n=4, l=2, m=-2$ ____ $n=3, l=2, m=2$ ____

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



D

Esercizio 1

Si determini la formula minima di un composto costituito da C, H e O in base ai seguenti dati: 400.0 mg danno per combustione 1152.8 mg di anidride carbonica e 270.0 mg, sempre per combustione, liberano 199.1 mg di acqua.

Esercizio 2

Bilancia la seguente reazione redox indicando il nome tradizionale di ciascun reagente e prodotto:



Esercizio 3

Si pongono a reagire 17.1070 g di solfato di alluminio e 400 mL di idrossido di potassio 1.0 M. Si assuma la reazione quantitativa e si calcoli: la massa dell'idrossido di alluminio formatosi e la quantità reagita del reagente che avanza a fine reazione.

Esercizio 4

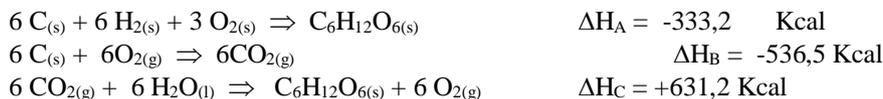
150 mL di una soluzione acquosa di un acido inorganico avente densità 1.020 g/mL e concentrazione pari a 3.982% m/m, vengono posti in un matraccio da 250 mL e si porta a volume con acqua. La soluzione risulta essere 0.386 M. Di che acido organico si tratta? HCl, H₂SO₄ oppure HNO₃?

Esercizio 5

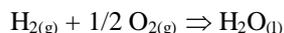
2.5 moli di gas ideale a 120 KPa, 250 K (stato 1) sono trasformate isobaricamente fino al volume di 60 litri (stato 2). Calcolare P, V, T nei due stati (quando non facciano parte dei dati) e la variazione di energia interna relativa alla trasformazione stato 1 -> stato 2.

Esercizio 6

Date le seguenti reazioni ed i relativi valori di variazione d'entalpia di reazione



Calcolare la variazione di variazione d'entalpia relativa alla formazione di una mole di H₂O dalla reazione



Esercizio 7

Domande a risposta chiusa (segnare la risposta corretta)

1. Quale dei seguenti gas diffonde più velocemente attraverso un foro:
 - a) He
 - b) H₂
 - c) CO₂
2. Il calore scambiato a volume costante è detto:
 - a) Temperatura
 - b) Entalpia
 - c) Energia interna

Esercizio 8

Qual'è l'elemento che l'energia di seconda ionizzazione più bassa? _____
perché?

Esercizio 9

Scrivere la configurazione elettronica del Tellurio _____

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza? $n =$ _____; $l =$ _____; $m =$ _____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici:

$n=6, l=0, m=0$ _____ $n=2, l=3, m=1$ _____ $n=3, l=2, m=-2$ _____ $n=6, l=-2, m=0$ _____ $n=0, l=0, m=0$ _____

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



Esercizio 1

Molta frutta deve il caratteristico aroma a sostanze chiamate esteri che vengono di norma liberati in miscela. É però un particolare estere che più di altri rende caratteristico il profumo di un frutto. L'odore di mela, ad esempio, è dovuto all'acetato di etile. Sapendo che questo composto, di massa molare è 88.12 g/mol, è formato solamente da C, H e O, determinarne la formula molecolare, sapendo che 440.6 mg, trattati con eccesso di ossigeno, forniscono 880.2 mg di anidride carbonica e 360.4 mg d'acqua.

Esercizio 2

Data la seguente reazione:



1. assegnare a ciascun reagente e prodotto il nome tradizionale
2. bilanciare la reazione
3. calcolare i grammi di NaIO₃ che si formano quando si pongono a reagire: 324.5 g di CrI₃, una quantità di NaNO₃ tale da contenere 1.626 · 10²⁵ atomi di ossigeno e 2.000 L di Na₂CO_{3(aq)} 1.500 M.

Esercizio 3

1 mole di gas ideale monoatomico occupa un recipiente di 20 L a 300 K calcolare:

- a. La pressione all'interno del recipiente espressa in torr
- b. La temperatura in seguito ad una trasformazione isocora che porta la pressione a 90KPa.
- c. La variazione di energia interna relativa alla trasformazione di cui al punto b.
- d. Disporre i seguenti gas in ordine di temperatura critica crescente: CO₂, He, N₂. Motivare brevemente.

Esercizio 4

Calcolare la solubilità di AgCl in g/L in:

- a. 1L di acqua distillata.
- b. 1L di AgNO₃ 0.26M.
- c. 1L di KNO₃ 0.31415926M.
- d. 523 mL di acqua distillata.

Esercizio 5

Un corpo di massa m₁ = 1 Kg alla temperature di 40°C viene messo in contatto termico con un corpo di massa m₂ = 2 kg alla temperature di 10°C. Calcolare la temperatura all'equilibrio 1) se non c'è scambio di calore con l'ambiente 2) quando il sistema non è perfettamente adiabatico e cede all'ambiente 4 kcal. La capacità termica di m₁ e di m₂ è 5 kJ/kg.

Esercizio 6

Il valore di K_p per la reazione: SO₂ (g) + ½ O₂ (g) ⇌ SO₃ (g) ΔH_{reazione} < 0

è K_p = 8.14 a 873°K

- a) quanto vale K_c a 873 K?
- b) quali condizioni operative possono essere adottate per spostare la reazione verso la formazione di SO₃?
- c) in un recipiente vuoto da 20 L viene introdotto SO₂ alla pressione parziale di 1 atm e successivamente si aggiunge O₂; all'equilibrio si sono formate 0.24 moli di SO₃. Calcolare la pressione parziale di O₂ all'equilibrio

Esercizio 7

Calcolare la variazione di entalpia e di energia interna a 298 °K per la reazione di conversione dell'etanolo in etere dimetilico:



dai seguenti dati (riferiti a 298°K):

$$\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{liq}) = -276.1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{OCH}_3_{gas}) = -1456.0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{liq}) = -284.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{C}_{sol}) = -393.3 \text{ kJ/mol}$$

Esercizio 8

Per l'acqua liquida si hanno a disposizione i seguenti dati:

| | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| t/°C | 0 | 10 | 20 |
| p/atm | 0.006 | 0.012 | 0.023 |

Calcolare la tensione di vapore a 5°C

Cognome e Nome _____

Esercizio 9

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza del Tallio? $n = \underline{\hspace{1cm}}$; $l = \underline{\hspace{1cm}}$; $m = \underline{\hspace{1cm}}$

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici (se la combinazione di numeri quantici è errata mettete un **X**):

$n=2, l=-1, m=0$ ____ $n=4, l=3, m=-2$ ____ $n=2, l=0, m=1$ ____ $n=5, l=0, m=0$ ____ $n=4, l=1, m=0$ ____

Tra gli atomi neutri di Bromo ed Iodio il volume maggiore lo ha _____ perché _____

Tra gli atomi neutri di Gallio e Germanio l'affinità elettronica più alta (più favorevole) è quella _____ perché ____

Nella seguente serie di idruri sottolineare quelli che hanno caratteristiche basiche:

CsH HBr CaH₂ H₂S

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni

N₂O₅

O₃

NO₂

ICl₄⁺

SF₅⁻

B

Esercizio 1

Molta frutta deve il caratteristico aroma a sostanze chiamate esteri che vengono di norma liberati in miscela. É però un particolare estere che più di altri rende caratteristico il profumo di un frutto. L'odore di pera, ad esempio, è dovuto all'acetato di esile. Sapendo che questo composto, di massa molare è 144.24 g/mol, è formato solamente da C, H e O, determinarne la formula molecolare, sapendo che 721.2 mg, trattati con eccesso di ossigeno, forniscono 1760.4 mg di anidride carbonica e 720.8 mg d'acqua.

Esercizio 2

Data la seguente reazione:



1. assegnare a ciascun reagente e prodotto il nome tradizionale
2. bilanciare la reazione
3. calcolare i grammi di H₂O che si formano quando si pongono a reagire: 236.1 g di Hg₂Cl₂, una quantità di K₂Cr₂O₇ tale da contenere $8.430 \cdot 10^{24}$ atomi di ossigeno e 0.9167 L di HCl_(aq) 6.000 M.

Esercizio 3

1 mole di gas ideale monoatomico occupa un recipiente di 30 L a 200 K calcolare:

- a. La pressione all'interno del recipiente espressa in KPa
- b. La temperatura in seguito ad una trasformazione isocora che porta la pressione a 3.1 atm.
- c. La variazione di energia interna relativa alla trasformazione di cui al punto b.
- d. Disporre i seguenti gas in ordine di velocità di diffusione decrescente: H₂S, H₂, O₂. Motivare brevemente.

Esercizio 4

Calcolare la solubilità di AgBr in g/L in:

- a. 1L di acqua distillata.
- b. 1L di AgClO₄ 0.36M.
- c. 1L di LiNO₃ .0.2718281M.

d. 325 mL di acqua distillata.

Esercizio 5

Un corpo di massa $m_1 = 1$ Kg alla temperatura di 60°C viene messo in contatto termico con un corpo di massa $m_2 = 2$ kg alla temperatura di 10°C . Calcolare la temperatura all'equilibrio 1) se non c'è scambio di calore con l'ambiente 2) quando il sistema non è perfettamente adiabatico e cede all'ambiente 4 kcal. La capacità termica di m_1 e di m_2 è 3 kJ/kg.

Esercizio 6

Il valore di K_p per la reazione: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ $\Delta H_{\text{reazione}} < 0$

è $K_p = 8.14$ a 873°K

a) quanto vale K_c a 873 K?

b) quali condizioni operative possono essere adottate per spostare la reazione verso la formazione di SO_3 ?

c) in un recipiente vuoto da 10 L viene introdotto SO_2 alla pressione parziale di 1 atm e successivamente si aggiunge O_2 ; all'equilibrio si sono formate 0.08 moli di SO_3 . Calcolare la pressione parziale di O_2 all'equilibrio

Esercizio 7

Calcolare la variazione di entalpia e di energia interna a 298°K per la reazione di conversione dell'etanolo in etere dimetilico:



dai seguenti dati (riferiti a 298°K):

$$\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{\text{liq}}) = -260.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{OCH}_3_{\text{gas}}) = -1400.0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{\text{liq}}) = -284.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{C}_{\text{sol}}) = -393.3 \text{ kJ/mol}$$

Esercizio 8

Per l'acqua liquida si hanno a disposizione i seguenti dati:

| | | | |
|---------------------|-------|-------|------|
| t/ $^\circ\text{C}$ | 70 | 90 | 100 |
| p/atm | 0.318 | 0.697 | 1.00 |

Calcolare la tensione di vapore a 80°C

Esercizio 9

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza dell'Indio? $n = \underline{\quad}$; $l = \underline{\quad}$; $m = \underline{\quad}$

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici (se la combinazione di numeri quantici è errata mettete un **X**):

$n=2, l=1, m=0$ ____ $n=1, l=1, m=1$ ____ $n=3, l=1, m=0$ ____ $n=2, l=4, m=0$ ____ $n=5, l=2, m=2$ ____

Tra gli atomi neutri di Fluoro e Cloro l'affinità elettronica maggiore (più favorevole) la ha _____ perché _____

Tra gli atomi neutri di Alluminio e Silicio l'energia di prima ionizzazione più alta è quella _____ perché _____

Nella seguente serie di ossidi sottolineare quelli che hanno caratteristiche ioniche:

Na_2O N_2O_3 CaO H_2Se Cl_2O

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



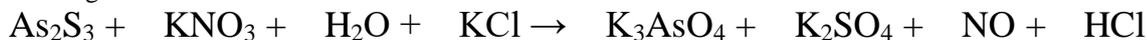
C

Esercizio 1

Molta frutta deve il caratteristico aroma a sostanze chiamate esteri che vengono di norma liberati in miscela. È però un particolare estere che più di altri rende caratteristico il profumo di un frutto. L'odore di ananas, ad esempio, è dovuto al butirrato di etile. Sapendo che questo composto, di massa molare è 116.18 g/mol, è formato solamente da C, H e O, determinarne la formula molecolare, sapendo che 580.9 mg, trattati con eccesso di ossigeno, forniscono 1320.3 mg di anidride carbonica e 540.6 mg d'acqua.

Esercizio 2

Data la seguente reazione:



1. assegnare a ciascun reagente e prodotto il nome tradizionale
2. bilanciare la reazione
3. calcolare i grammi di K_2SO_4 che si formano quando si pongono a reagire: 30.33 g di KNO_3 , una quantità di As_2S_3 tale da contenere $5.807 \cdot 10^{23}$ atomi di zolfo, acqua in eccesso e 0.3500 L di $\text{KCl}_{(aq)}$ 3.000 M.

Esercizio 3

1 mole di gas ideale monoatomico esercita la pressione di 818 torr a 100 K calcolare:

- a. Il volume del recipiente espresso in metri cubi.
- b. Il volume in seguito ad una trasformazione isobara che porta la temperatura a 225K.
- c. La variazione di entalpia relativa alla trasformazione di cui al punto b.
- d. Disporre in ordine crescente le seguenti proprietà di un gas: velocità quadratica media, velocità più probabile, velocità media. (si intendono riferite allo stesso gas ed alla stessa temperatura) Motivare brevemente.

Esercizio 4

Calcolare la solubilità di AgBr in g/L in:

- a. 1L di acqua distillata.
- b. 1L di NaNO_3 0.16M.
- c. 1L di Ag_2SO_4 0.0706689M.
- d. 233 mL di acqua distillata.

Esercizio 5

Un corpo di massa $m_1 = 1$ Kg alla temperatura di 50°C viene messo in contatto termico con un corpo di massa $m_2 = 2$ kg alla temperatura di 20°C . Calcolare la temperatura all'equilibrio 1) se non c'è scambio di calore con l'ambiente 2) quando il sistema non è perfettamente adiabatico e cede all'ambiente 4 kcal. La capacità termica di m_1 e di m_2 è 3 kJ/kg.

Esercizio 6

Il valore di K_p per la reazione: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ $\Delta H_{\text{reazione}} < 0$

è $K_p = 8.14$ a 873°K

- a) quanto vale K_c a 873 K?
- b) quali condizioni operative possono essere adottate per spostare la reazione verso la formazione di SO_3 ?
- c) in un recipiente vuoto da 20 L viene introdotto SO_2 alla pressione parziale di 1 atm e successivamente si aggiunge O_2 ; all'equilibrio si sono formate 0.12 moli di SO_3 . Calcolare la pressione parziale di O_2 all'equilibrio

Esercizio 7

Calcolare la variazione di entalpia e di energia interna a 298°K per la reazione di conversione dell'etanolo in etere dimetilico:



dai seguenti dati (riferiti a 298°K):

$$\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{liq}) = -290.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{OCH}_3, \text{gas}) = -1400.0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{liq}) = -284.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{C}_{sol}) = -393.3 \text{ kJ/mol}$$

Esercizio 8

Per l'acqua liquida si hanno a disposizione i seguenti dati:

| | | | |
|---------------------|-------|-------|-------|
| t/ $^\circ\text{C}$ | 10 | 20 | 30 |
| p/atm | 0.012 | 0.023 | 0.042 |

Calcolare la tensione di vapore a 15°C

Esercizio 9

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza del Tellurio? $n = \underline{\hspace{1cm}}$; $l = \underline{\hspace{1cm}}$; $m = \underline{\hspace{1cm}}$

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici (se la combinazione di numeri quantici è errata mettete un **X**):

$n=1, l=0, m=0$ ____ $n=4, l=1, m=1$ ____ $n=3, l=2, m=3$ ____ $n=5, l=3, m=1$ ____ $n=0, l=0, m=0$ ____

Tra gli atomi neutri di Piombo e Bismuto il raggio atomico maggiore lo ha _____ perché _____

Tra gli atomi di Sodio e Magnesio l'energia di seconda ionizzazione più alta è quella _____ perché _____

Nella seguente serie di ossidi sottolineare quelli che hanno caratteristiche acide:

K_2O BaO SO_3 Br_2O_3

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni

N_2O_3

N_2O

ClO_3

ICl_3

XeF_2O

D

Esercizio 1

Molta frutta deve il caratteristico aroma a sostanze chiamate esteri che vengono di norma liberati in miscela. È però un particolare estere che più di altri rende caratteristico il profumo di un frutto. L'odore di banana, ad esempio, è dovuto all'acetato di isoamile. Sapendo che questo composto, di massa molare è 130.21 g/mol, è formato solamente da C, H e O, determinarne la formula molecolare, sapendo che 620.1 mg, trattati con eccesso di ossigeno, forniscono 1467.1 mg di anidride carbonica e 600.7 mg d'acqua.

Esercizio 2

Data la seguente reazione:



1. assegnare a ciascun reagente e prodotto il nome tradizionale
2. bilanciare la reazione
3. calcolare i grammi di MnO_2 che si formano quando si pongono a reagire: 83.54 g di MnS_2O_3 , una quantità di $KMnO_4$ tale da contenere $7.226 \cdot 10^{24}$ atomi di ossigeno e 0.5000 L di $KOH_{(aq)}$ 2.000 M.

Esercizio 3

1 mole di gas ideale monoatomico si trova a 100K e 225KPa calcolare:

- a. Il volume del recipiente.
- b. Il volume in seguito ad una trasformazione isocora che porta la pressione a 90KPa.
- c. La variazione di energia interna relativa alla trasformazione di cui al punto b.
- d. Disporre i seguenti gas in ordine di volume critico crescente: CO_2 , He, H_2O . Motivare brevemente.

Esercizio 4

Calcolare la solubilità di $AgCl$ in g/L in:

- a. 1L di acqua distillata.
- b. 1L di $NaCl$ 0.034M.
- c. 1L di KNO_3 0.34445412M.
- d. 666 mL di acqua distillata.

Esercizio 5

Un corpo di massa $m_1 = 1$ Kg alla temperature di $10^\circ C$ viene messo in contatto termico con un corpo di massa $m_2 = 2$ kg alla temperature di $30^\circ C$. Calcolare la temperatura all'equilibrio 1) se non c'è scambio di calore con l'ambiente 2) quando il sistema non è perfettamente adiabatico e cede all'ambiente 4 kcal. La capacità termica di m_1 e di m_2 è 2 kJ/kg.

Esercizio 6

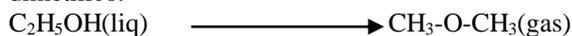
Il valore di K_p per la reazione: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ $\Delta H_{\text{reazione}} < 0$

è $K_p = 8.14$ a 873°K

- quanto vale K_c a 873 K ?
- quali condizioni operative possono essere adottate per spostare la reazione verso la formazione di SO_3 ?
- in un recipiente vuoto da 10 L viene introdotto SO_2 alla pressione parziale di 1 atm e successivamente si aggiunge O_2 ; all'equilibrio si sono formate 0.12 moli di SO_3 . Calcolare la pressione parziale di O_2 all'equilibrio

Esercizio 7

Calcolare la variazione di entalpia e di energia interna a 298°K per la reazione di conversione dell'etanolo in etere dimetilico:



dai seguenti dati (riferiti a 298°K):

$$\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{\text{liq}}) = -260.3\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{OCH}_3, \text{gas}) = -1420.0\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{\text{liq}}) = -284.5\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{comb}}(\text{C}_{\text{sol}}) = -393.3\text{ kJ/mol}$$

Esercizio 8

Per l'acqua liquida si hanno a disposizione i seguenti dati:

| | | | |
|-------|-------|-------|------|
| t/°C | 80 | 90 | 100 |
| p/atm | 0.476 | 0.697 | 1.00 |

Calcolare la tensione di vapore a 85°C

Cognome e Nome _____

Esercizio 9

Che valori hanno i numeri quantici degli elettroni di valenza del bromo? $n =$ ____; $l =$ ____; $m =$ ____

Quali orbitali hanno i seguenti numeri quantici (se la combinazione di numeri quantici è errata mettete un **X**):

$n=2, l=1, m=1$ ____ $n=3, l=1, m=-2$ ____ $n=2, l=2, m=0$ ____ $n=3, l=2, m=1$ ____ $n=4, l=0, m=0$ ____

Tra gli atomi neutri di azoto ed ossigeno il volume maggiore lo ha _____ perché _____

Tra gli atomi neutri di Carbonio e Silicio l'energia di prima ionizzazione più alta è quella _____ perché _____

Nella seguente serie di idruri sottolineare quelli che hanno caratteristiche acide:

LiH HF MgH₂ H₂Se

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis; devono essere chiaramente riportati tutti gli elettroni



Prova in itinere di Chimica Generale ed Inorganica – 19 Novembre 2007 **A**

Esercizio 1

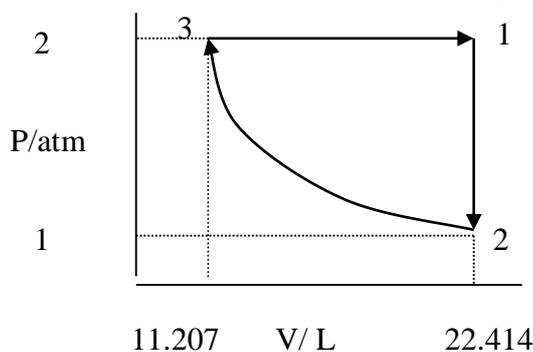
- A. Calcolare il volume di una mole di gas ideale a 400K e 1020 torr.
 B. Calcolare la temperatura finale del gas di cui al punto A sottoposto ad una trasformazione isobara che porti il volume a 0.025m^3 .
 C. Sapendo che ad una data temperatura l'elio diffonde a 100 m/s calcolare la velocità di diffusione di H_2 e H_2S .

Esercizio 2

- Calcolare la solubilità del solfuro di cadmio in g/L in
 A. acqua distillata.
 B. cloruro di cadmio 0.1M.
 C. solfuro di sodio 0.2M.

Esercizio 3

Un gas perfetto (1 mole) monoatomico subisce le seguenti trasformazioni reversibili: dallo stato 1 allo stato 3 lungo il percorso 1-2-3, e infine torna allo stato 1. La trasformazione 2-3 è una isoterma. Determinare
 La temperatura in 1, 2 e 3
 Il calore scambiato dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 3-1
 Il lavoro compiuto dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 3-1
 Il ΔH relativo alle trasformazioni 1-2 e 3-1 e per l'intero ciclo.



Esercizio 4

Per la reazione di combustione (da completare e bilanciare) dell'etanolo liquido il ΔU_c° è -1373 kJ/mol a 298°K .



Determinare il ΔH_f° dell'etanolo dai seguenti dati:



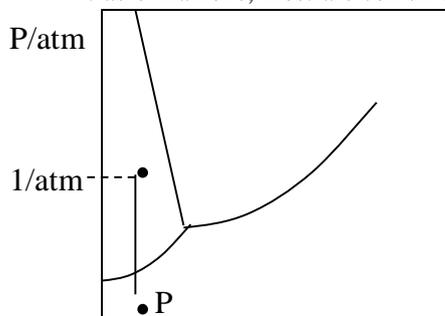
Supporre che i gas siano perfetti. Supponendo che non ci siano perdite, quanto etanolo è necessario bruciare per fondere 75g di sodio metallico? (L'entalpia di fusione del sodio è 2.601 kJ/mol)

Esercizio 5

Segnare con una croce quale/i delle seguenti sentenze è vera

- La temperatura critica di una specie pura è la temperatura massima alla quale si può portare un liquido puro senza che vaporizzi.
- Il punto di ebollizione è la temperatura alla quale la pressione di vapore eguaglia la pressione atmosferica
- La tensione di vapore di un liquido è la pressione alla quale un liquido è completamente evaporato.
- I liquidi hanno forma propria.

Il seguente diagramma di stato è relativo a una sostanza ipotetica A pura. Individuare le regioni di stabilità della fase solida, liquida e gassosa di A puro. Individuare sul diagramma il punto critico e il punto triplo. Descrivere i cambiamenti che la sostanza A subisce quando dal punto P si alza la pressione fino ad 1 atm mantenendo T costante. Per questa trasformazione, mostrare con un diagramma qualitativo come varia la pressione in funzione del volume.



Esercizio 6

In un recipiente di 20 L a $T=1275^{\circ}\text{C}$ è stato raggiunto l'equilibrio per la seguente reazione



Scrivere l'espressione della costante di equilibrio K_c . Calcolare le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio sapendo che le moli iniziali del reagente sono 0.800 e le moli iniziali di ciascuno dei due prodotti sono 0.100 e $K_c=2.00$. Quanto vale K_p ?

Esercizio 7

Calcolare quanti grammi di solfuro di Fe(III) si formano dalla reazione tra 800 ml di una soluzione che contiene 11.90 g/L di ioduro di Fe(III) con 700 ml di una soluzione di solfuro di sodio 0.0420 M.

Esercizio 8

Che differenza di reattività c'è tra gli elementi potassio e fluoro? Farne semplicemente un elenco. Quali sono i numeri quantici dell'elettrone di più alta energia di questi due elementi?

Esercizio 9

Spiegare brevemente perché l'energia di ionizzazione dell'azoto è

- A. maggiore di quella del carbonio
- B. maggiore di quella del fosforo
- C. maggiore di quella dell'ossigeno

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti specie scrivere la struttura di Lewis indicando TUTTE le coppie di elettroni (legami e doppietti liberi); per ibridi di risonanza scrivere le principali strutture di risonanza:



B

Esercizio 1

- A. Calcolare il volume di una mole di gas ideale a 500K e 170KPa.
- B. Calcolare la temperatura finale del gas di cui al punto A sottoposto ad una trasformazione isocora che porti la pressione ad 1 atm.
- C. Sapendo che ad una data temperatura l'idrogeno diffonde a 270 m/s calcolare la velocità di diffusione di He e CO_2 .

Esercizio 2 Calcolare la solubilità del solfuro di rame(II) in g/L in

- A. Acqua distillata.
- B. Cloruro di rame 0.3M.
- C. Solfuro di sodio 0.4M.

Esercizio 3

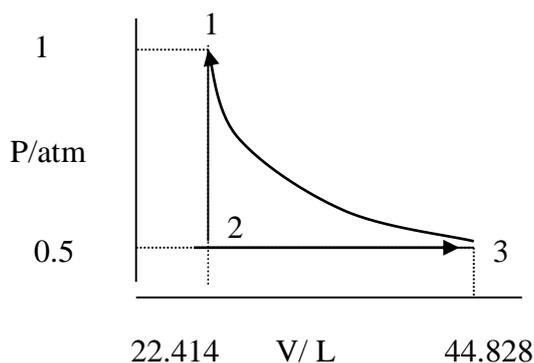
Un gas perfetto (1 mole) monoatomico subisce le seguenti trasformazioni reversibili: dallo stato 1 allo stato 3 lungo il percorso 1-2-3, e dallo stato 3 allo stato 1 lungo una isoterma. Determinare

La temperatura in 1, 2 e 3

Il calore scambiato dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 2-3

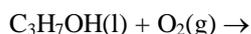
Il lavoro compiuto dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 2-3

Il ΔU relativo alle trasformazioni 1-2 e 2-3 e per l'intero ciclo.



Esercizio 4

Per la reazione di combustione (da completare e bilanciare) del propanolo liquido il ΔH_c° è -2016 kJ/mol a $298 \text{ }^\circ\text{K}$



Determinare il ΔU_f° del propanolo dai seguenti dati:



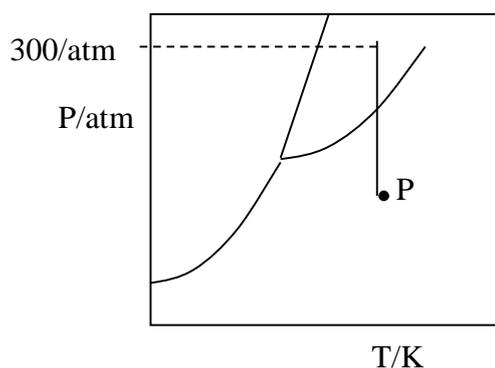
Supporre che i gas siano perfetti. Supponendo che non ci siano perdite, quanto propanolo è necessario bruciare per fondere 50 g di potassio metallico? (L'entalpia di fusione del potassio è 2.35 kJ/mol)

Esercizio 5

Segnare con una croce quale/i delle seguenti sentenze è vera

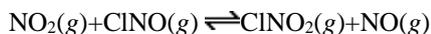
- La temperatura critica di una specie pura è la temperatura al di sopra della quale non è possibile liquefare un gas mediante compressione a temperatura costante
- Il punto di ebollizione è la temperatura alla quale un liquido è completamente evaporato.
- La tensione di vapore di un liquido è la pressione alla quale il liquido è in equilibrio con il solido;
- i liquidi non sono comprimibili

-Il seguente diagramma di stato relativo a una sostanza ipotetica A pura, Individuare le regioni di stabilità della fase solida, liquida e gassosa di A puro. Individuare sul diagramma il punto critico e il punto triplo. Descrivere le trasformazioni che la sostanza A subisce quando dallo stato P si alza la pressione fino ad 300 atm mantenendo T costante. Per questa trasformazione, mostrare con un diagramma qualitativo come varia la pressione in funzione del volume.



Esercizio 6

In un recipiente di 10 L a $T=140^\circ\text{C}$ è stato raggiunto l'equilibrio per la seguente reazione:



Scrivere l'espressione della costante di equilibrio K_c . Calcolare le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio sapendo che $K_c = 1.23 \times 10^{-3}$. Le moli iniziali dei due reagenti sono entrambe 2.00 e quelle dei prodotti sono entrambe 1.00×10^{-2}

Esercizio 7

Calcolare quanti grammi di carbonato di Fe(III) si formano dalla reazione tra 600 ml di una soluzione che contiene 9.921 g/L di cloruro di Fe(III) con 900 ml di una soluzione di carbonato di potassio 0.0488 M.

Esercizio 8

Che differenza di reattività c'è tra gli elementi zolfo e cesio? Farne semplicemente un elenco.
Quali sono i numeri quantici dell'elettrone di più alta energia di questi due elementi?

Esercizio 9

Spiegare brevemente perché l'affinità elettronica del silicio è

- A. maggiore di quella del germanio
- B. maggiore di quella dell'alluminio
- C. maggiore di quella del fosforo

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti specie scrivere la struttura di Lewis indicando TUTTE le coppie di elettroni (legami e doppietti liberi); per ibridi di risonanza scrivere le principali strutture di risonanza:



C

Esercizio 1

- A. Calcolare il volume di una mole di gas ideale a 300K e 1500 torr.
- B. Calcolare la temperatura finale del gas di cui al punto A sottoposto ad una trasformazione isobara che porti il volume a 0.005m³.
- C. Sapendo che ad una data temperatura l'elio diffonde a 150 m/s calcolare la velocità di diffusione di H₂ e N₂.

Esercizio 2 Calcolare la solubilità del solfuro di cobalto in g/L in

- A. Acqua distillata.
- B. Cloruro di cobalto 0.5M.
- C. Solfuro di sodio 0.6M.

Esercizio 3

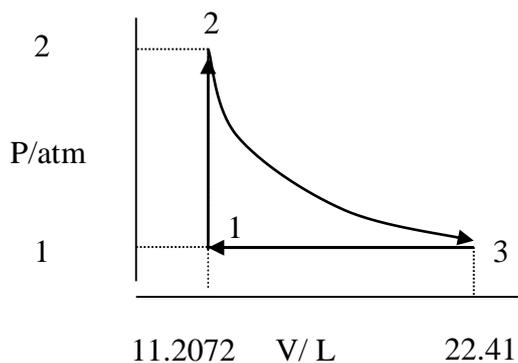
Un gas perfetto (1 mole) monoatomico subisce le seguenti trasformazioni reversibili: dallo stato 1 allo stato 3 lungo il percorso 1-2-3, e infine torna allo stato 1. La trasformazione 2-3 è una isoterma. Determinare

La temperatura in 1, 2 e 3

Il calore scambiato dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 3-1

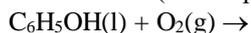
Il lavoro compiuto dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 3-1

Il ΔH relativo alle trasformazioni 1-2 e 3-1 e per l'intero ciclo.



Esercizio 4

Per la reazione di combustione (da completare e bilanciare) del fenolo liquido il ΔU_c° è -3054 kJ/mol a $298 \text{ }^\circ\text{K}$.



Determinare il ΔH_f° del fenolo dai seguenti dati:



$$\Delta H^\circ = -483.64 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -393.51 \text{ kJ}$$

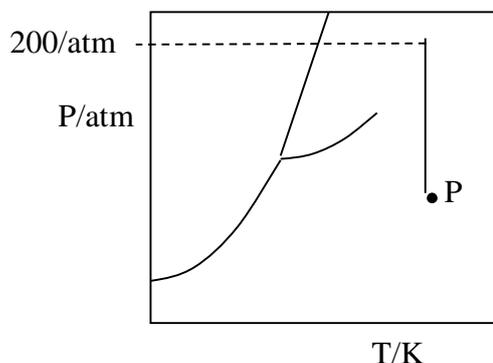
Supporre che i gas siano perfetti. Supponendo che non ci siano perdite, quanto fenolo è necessario bruciare, per fondere 150g di sodio metallico? (L'entalpia di fusione del sodio è 2.601 kJ/mol)

Esercizio 5

Segnare con una croce quale/i delle seguenti sentenze è vera

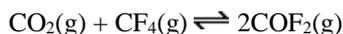
- La temperatura critica di una specie pura è la temperatura alla quale coesistono in equilibrio solido, liquido e vapore;
- Il punto di ebollizione è la temperatura alla quale la pressione di vapore è uguale a 0
- La tensione di vapore di un liquido è la pressione esercitata dal vapore in equilibrio con il solido;
- I liquidi evaporano

-Il seguente diagramma di stato relativo a una sostanza ipotetica A pura, Individuare le regioni di stabilità della fase solida, liquida e gassosa di A puro. Individuare sul diagramma il punto critico e il punto triplo. Descrivere le trasformazioni che la sostanza A subisce quando dallo stato P si alza la pressione fino ad 200 atm mantenendo T costante. Per questa trasformazione, mostrare con un diagramma qualitativo come varia la pressione in funzione del volume.



Esercizio 6

In un recipiente di 15 L a $T=25^\circ\text{C}$ è stato raggiunto l'equilibrio per la seguente reazione



Scrivere l'espressione della costante di equilibrio K_c . Calcolare le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio sapendo che le moli iniziali dei due reagenti sono entrambe 0.110 e quella del prodotto 1.00×10^{-4} e $K_c=7.722 \times 10^{-3}$. Quanto vale K_p ?

Esercizio 7

Calcolare quanti grammi di fosfato di zinco si formano dalla reazione tra 700 ml di una soluzione che contiene 16.29 g/L di bromuro di zinco con 400 ml di una soluzione di fosfato di sodio 0.1678 M .

Esercizio 8

Che differenza di reattività c'è tra gli elementi magnesio e bromo? Farne semplicemente un elenco. Quali sono i numeri quantici dell'elettrone di più alta energia di questi due elementi?

Esercizio 9

Spiegare brevemente perché l'energia di ionizzazione magnesio è

- A. maggiore di quella del sodio
- B. maggiore di quella del calcio
- C. maggiore di quella dell'alluminio

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti specie scrivere la struttura di Lewis indicando TUTTE le coppie di elettroni (legami e doppietti liberi); per ibridi di risonanza scrivere le principali strutture di risonanza:

NO_2^-
 IF_4^+
 Cl_2O_7
 HClO_3

D

Esercizio 1

- A. Calcolare il volume di una mole di gas ideale a 600K e 400KPa.
B. Calcolare la temperatura finale del gas di cui al punto A sottoposto ad una trasformazione isocora che porti la pressione a 4000 torr.
C. Sapendo che ad una data temperatura l'ossigeno diffonde a 70 m/s calcolare la velocità di diffusione di He e H_2S .

Esercizio 2

 Calcolare la solubilità del solfuro di ferro(II) in g/L in

- A. Acqua distillata.
B. Cloruro di ferro (II) 0.7M.
C. Solfuro di sodio 0.8M.

Esercizio 3

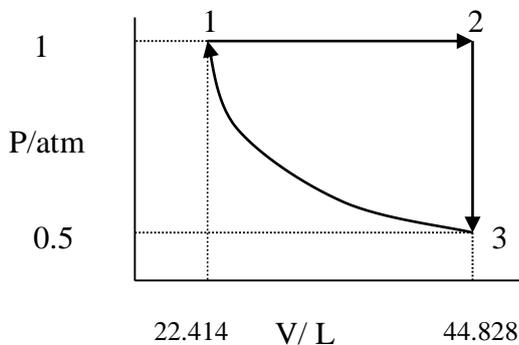
Un gas perfetto (1 mole) monoatomico subisce le seguenti trasformazioni reversibili: dallo stato 1 allo stato 3 lungo il percorso 1-2-3, e dallo stato 3 allo stato 1 lungo una isoterma. Determinare

La temperatura in 1, 2 e 3

Il calore scambiato dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 2-3

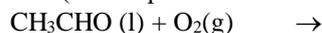
Il lavoro compiuto dal gas nelle trasformazioni 1-2 e 2-3

Il ΔU relativo alle trasformazioni 1-2 e 2-3 e per l'intero ciclo 1-2-3-1.



Esercizio 4

Per la reazione di combustione (da completare e bilanciare) dell'aldeide acetica liquida il ΔH_c° è -1166 kJ/mol a 298 °K.



Determinare il ΔU_f° dell'aldeide acetica dai seguenti dati:



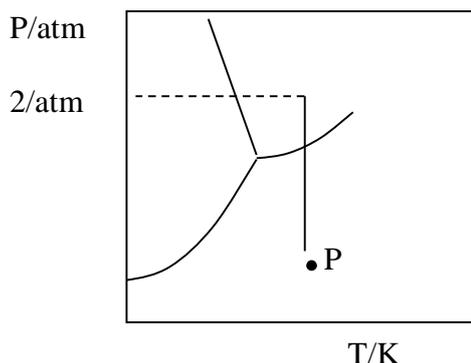
Supporre che i gas siano perfetti. Supponendo che non ci siano perdite, quanto aldeide acetica è necessario bruciare per fondere 25g di potassio metallico? (L'entalpia di fusione del potassio è 2.35 kJ/mol)

Esercizio 5

Segnare con una croce quale/i delle seguenti sentenze è vera

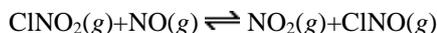
- La temperatura critica di una specie pura è la temperatura alla quale si ha il passaggio diretto dal solido al vapore.
- Il punto di ebollizione è la temperatura alla quale un liquido inizia ad evaporare.
- La tensione di vapore di un liquido è la pressione esercitata dal vapore in equilibrio con il liquido.
- i liquidi hanno volume proprio

Il seguente diagramma di stato relativo a una sostanza ipotetica A pura, Individuare le regioni di stabilità della fase solida, liquida e gassosa di A puro. Individuare sul diagramma il punto critico e il punto triplo. Descrivere le trasformazioni che la sostanza A subisce quando dallo stato P si alza la pressione fino ad 2 atm mantenendo T costante. Per questa trasformazione, mostrare con un diagramma qualitativo come varia la pressione in funzione del volume.



Esercizio 6

In un recipiente di 5 L a $T=25^{\circ}\text{C}$ è stato raggiunto l'equilibrio per la seguente reazione:



Scrivere l'espressione della costante di equilibrio K_c . Calcolare le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio sapendo che $K_c = 1.30 \times 10^4$. Le moli iniziali dei due reagenti sono entrambe 0.110 e quelle dei prodotti sono entrambe 0.600. Quanto vale K_p ?

Esercizio 7

Calcolare quanti grammi di fosfato di cadmio si formano dalla reazione tra 500 ml di una soluzione che contiene 12.12 g/L di fluoruro di cadmio con 800 ml di una soluzione di fosfato di potassio 0.0471 M.

Esercizio 8

Che differenza di reattività c'è tra gli elementi calcio e selenio? Farne semplicemente un elenco. Quali sono i numeri quantici dell'elettrone di più alta energia di questi due elementi?

Esercizio 9

Spiegare brevemente perché l'affinità elettronica del germanio è

- A. maggiore di quella del gallio
- B. maggiore di quella dello stagno
- C. maggiore di quella dell'arsenico

Esercizio 10

Per ciascuna delle seguenti specie scrivere la struttura di Lewis indicando TUTTE le coppie di elettroni (legami e doppietti liberi); per ibridi di risonanza scrivere le principali strutture di risonanza:



Prova in itinere di Chimica Generale ed Inorganica – 21 Novembre 2008

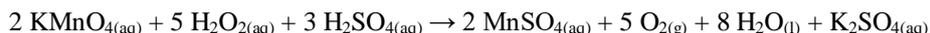
A

Esercizio 1 Il 2,6,6-trimetil-2-vinil-4-acetossitetraidrofurano, composto formato da carbonio, idrogeno ed ossigeno, è la molecola che conferisce ad alcuni vini rossi l'aroma di ribes. Per combustione completa 500.00 mg di tale composto, avente massa molare pari a 212.32 g/mol, forniscono 1243.69 mg di anidride carbonica mentre da 1300.00 mg, sempre per combustione completa, si ottengono 1103.33 mg di acqua. Calcolare la formula molecolare del composto.

Esercizio 2 Una miscela di $C_{10}H_{18}O$ e C_6H_6 pesa 500.0 mg. Per combustione completa si ottengono 1505.4 mg di anidride carbonica.

- Quanti mg di acqua si sono formati?
- Se si fosse utilizzato ossigeno in quantità stechiometrica, quale volume avrebbe occupato a STP?

Esercizio 3 Data la reazione:



individuare il reagente limitante e verificare la legge di Lavoisier, quando, a 20°C , si pongono a reagire: 63.2 mL di una soluzione acquosa di KMnO_4 al 5.00% m/V, 60.0 mL di una soluzione acquosa di H_2O_2 all'1.69% m/m avente $d=1.005$ g/mL, 50.0 mL di una soluzione acquosa di H_2SO_4 0.5097 m avente $d=1.030$ g/mL.

Esercizio 4 2 moli di gas ideale si trovano a 20°C e 300 torr, calcolare il volume in L. Calcolare inoltre:

- Il volume molare del gas di cui al punto precedente.
- Il volume dello stesso gas in seguito ad una trasformazione isoterma che porti la pressione a 200KPa.

Si calcoli la V_{RMS} dell'idrogeno a 150K. Si calcoli inoltre la V_{RMS} di O_2 e N_2 alla stessa temperatura. Disporre H_2 , N_2 , O_2 in ordine crescente di costante b di van der Waals motivando brevemente.

Esercizio 5

1) Una mole di gas di capacità termica molare $C_m = 20.8 \text{ J}/(\text{K mol})$ occupa un volume di 10 L alla temperatura di 200°C . Il gas si espande a pressione costante fino al volume di 15L assorbendo energia sotto forma di calore. Calcolare il lavoro e il calore scambiato dal gas nell'espansione. Quanto vale ΔU ?

2) Quale delle seguenti affermazioni è corretta per una reazione chimica esotermica

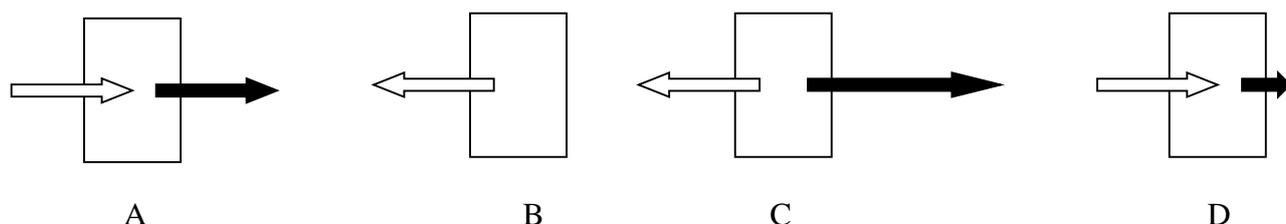
- l'entalpia del sistema cresce
- ΔH ha un segno negativo
- l'entalpia dei prodotti è minore di quella dei reagenti

Esercizio 6

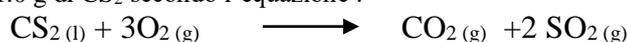
In un contenitore di capacità termica $C = 0.5 \text{ Kcal}/^\circ\text{C}$ alla temperatura di 30°C si versano 2 kg acqua alla stessa temperatura. Si aggiungono 200g di ghiaccio ($c_s=0.45\text{Kcal}/\text{Kg}^\circ\text{C}$) alla temperatura di -5°C . Quale è la temperatura finale? L'entalpia di fusione dell'acqua è 79.70 cal/g

Esercizio 7 In figura sono rappresentati quattro possibili trasferimenti di energia a pressione costante sotto forma di calore (freccia bianca) e lavoro (freccia nera) di un sistema A, B, C e D con l'ambiente. (La lunghezza delle frecce è proporzionale all'entità dell'energia scambiata. In A le due frecce hanno lunghezza identica).

In quale caso 1) $\Delta H > 0$ 2) $Q > 0$ 3) $\Delta U < 0$?



Esercizio 8 La combustione di 1.0 g di CS_2 secondo l'equazione :



libera, a 25°C ed 1 bar, 14.13 kJ. determinare il $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2)$ a 25°C date le entalpie standard di formazione a 25°C :

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393.50 \text{ kJ mole}^{-1} \quad \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -296.78 \text{ kJ mole}^{-1}$$

Esercizio 9

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis, indicare il numero sterico dell'atomo centrale e la geometria molecolare:

| | struttura di Lewis | numero sterico | geometria molecolare |
|---------------|--------------------|----------------|----------------------|
| N_2O | | _____ | _____ |
| SO_2 | | _____ | _____ |
| IF_4^- | | _____ | _____ |
| $P_2O_7^{4-}$ | | _____ | _____ |
| $SbCl_4^+$ | | _____ | _____ |

Esercizio 10

Spiegare brevemente l'andamento delle energie di seconda ionizzazione..

Tabella 8.5 Energie di ionizzazione successive degli elementi dal litio al sodio

| Z | Elemento | Numero di elettroni di valenza | Energia di ionizzazione (MJ/mol)* | | | | | | | | | | | | | |
|----|----------|--------------------------------|-----------------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|--|
| | | | E_{i1} | E_{i2} | E_{i3} | E_{i4} | E_{i5} | E_{i6} | E_{i7} | E_{i8} | E_{i9} | E_{i10} | | | | |
| 3 | Li | 1 | 0,52 | 7,30 | 11,81 | | | | | | elettroni interni | | | | | |
| 4 | Be | 2 | 0,90 | 1,76 | 14,85 | 21,01 | | | | | | elettroni interni | | | | |
| 5 | B | 3 | 0,80 | 2,43 | 3,66 | 25,02 | 32,82 | | | | | elettroni interni | | | | |
| 6 | C | 4 | 1,09 | 2,35 | 4,62 | 6,22 | 37,83 | 47,28 | | | | elettroni interni | | | | |
| 7 | N | 5 | 1,40 | 2,86 | 4,58 | 7,48 | 9,44 | 53,27 | 64,36 | | | elettroni interni | | | | |
| 8 | O | 6 | 1,31 | 3,39 | 5,30 | 7,47 | 10,98 | 13,33 | 71,33 | 84,08 | | | elettroni interni | | | |
| 9 | F | 7 | 1,68 | 3,37 | 6,05 | 8,41 | 11,02 | 15,16 | 17,87 | 92,04 | 106,43 | | | elettroni interni | | |
| 10 | Ne | 8 | 2,08 | 3,95 | 6,12 | 9,37 | 12,18 | 15,24 | 20,00 | 23,07 | 115,38 | 131,43 | | | elettroni interni | |
| 11 | Na | 1 | 0,50 | 4,56 | 6,91 | 9,54 | 13,35 | 16,61 | 20,11 | 25,49 | 28,93 | 141,37 | | | elettroni interni | |

* Megajoule per mole (MJ/mol; 1 MJ/mol = 10^3 kJ/mol).

B

Esercizio 1 Il γ -decalattone, composto formato da carbonio, idrogeno ed ossigeno, è la molecola che conferisce ad alcuni vini rossi l'aroma di pesca. Per combustione completa 500.00 mg di tale composto, avente massa molare pari a 170.28 g/mol, forniscono 1292.28 mg di anidride carbonica mentre da 1300.00 mg, sempre per combustione completa, si ottengono 1238.16 mg di acqua. Calcolare la formula molecolare del composto.

Esercizio 2 Una miscela di $C_{10}H_{14}O_2$ e C_6H_6 pesa 500.0 mg. Per combustione completa si ottengono 1543.5 mg di anidride carbonica.

- Quanti mg di acqua si sono formati?
- Se si fosse utilizzato ossigeno in quantità stechiometrica, quale volume avrebbe occupato a STP

Esercizio 3 Data la reazione:

$2 KMnO_{4(aq)} + 5 H_2O_{2(aq)} + 3 H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2 MnSO_{4(aq)} + 5 O_{2(g)} + 8 H_2O_{(l)} + K_2SO_{4(aq)}$
individuare il reagente limitante e verificare la legge di Lavoisier, quando, a 20°C, si pongono a reagire: 22.6 mL di una soluzione acquosa di $KMnO_4$ al 7.00% m/V, 40.0 mL di una soluzione acquosa di H_2O_2 all'1.69% m/m avente $d=1.005$ g/mL, 18.0 mL di una soluzione acquosa di H_2SO_4 0.5097 m avente $d=1.030$ g/mL.

Esercizio 4. 3 moli di gas ideale si trovano a 50°C e 800 torr, calcolare il volume in L. Calcolare inoltre:

- Il volume molare del gas di cui al punto precedente.
- Il volume dello stesso gas in seguito ad una trasformazione isoterma che porti la pressione a 400KPa.

Si calcoli la V_{RMS} dell'ossigeno a 350K. Si calcoli inoltre la V_{RMS} di H_2 e He alla stessa temperatura. Disporre H_2 , He, O_2 in ordine crescente di costante a di van der Waals motivando brevemente.

Esercizio 5

1) Una mole di gas si espande a pressione costante fino al volume di 10L assorbendo energia sotto forma di calore. La capacità termica molare del gas è $C_m = 20.8 \text{ J/(K mol)}$ e il volume iniziale è 5 L alla temperatura di 250°C . Calcolare il lavoro e il calore scambiato dal gas nell'espansione. Quanto vale ΔU ?

2) Quale delle seguenti affermazioni è corretta per una reazione chimica endotermica

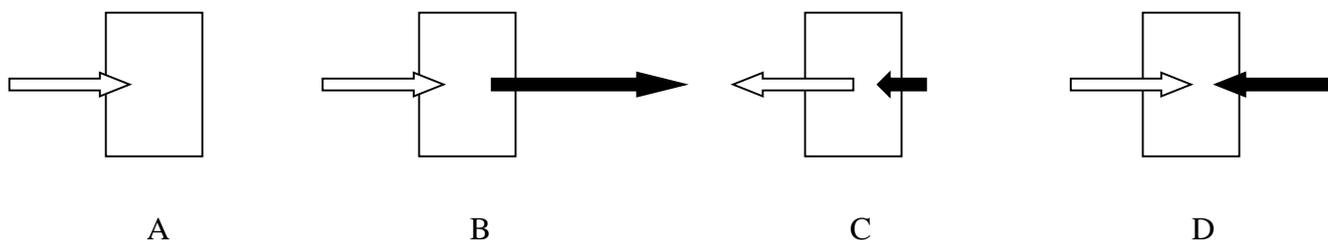
- l'entalpia del sistema decresce
- ΔH ha un segno positivo
- l'entalpia dei prodotti è maggiore di quella dei reagenti

Esercizio 6

In un contenitore di capacità termica $C = 0.50 \text{ Kcal/}^\circ\text{C}$ la cui temperatura è 20°C , si versa una certa quantità di acqua di massa m anche essa a 20°C . Si aggiungono 500g di ghiaccio ($c_s = 0.45 \text{ Kcal/Kg}^\circ\text{C}$) alla temperatura di -10°C . La temperatura finale è 7.0°C . Quale è la massa m dell'acqua? L'entalpia di fusione dell'acqua è 79.70 cal/g

Esercizio 7 In figura sono rappresentati quattro possibili trasferimenti di energia a pressione costante sotto forma di calore (freccia nera) e lavoro (freccia bianca) di un sistema A, B, C e D con l'ambiente. (La lunghezza delle frecce è proporzionale all'entità dell'energia scambiata. In D le due frecce hanno lunghezza identica).

In quale caso 1) $\Delta H > 0$ 2) $Q > 0$ 3) $\Delta U < 0$?



Esercizio 8

La combustione di 2.0 g di C libera, a 25°C ed 1 bar, 65.58 kJ. Date l'entalpie standard di formazione a 25°C $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285.50 \text{ kJ mole}^{-1}$ e l'entalpia standard $\Delta H^\circ = -1481.4 \text{ kJ}$ della reazione:



Determinare il ΔH_f° della cianamide (CH_2N_2) a 25°C .

Esercizio 9

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis, indicare il numero sterico dell'atomo centrale e la geometria molecolare:

| struttura di Lewis | numero sterico | geometria molecolare |
|------------------------------------|----------------|----------------------|
| O₃ | _____ | _____ |
| SOCl₂ | _____ | _____ |
| I₃⁻ | _____ | _____ |
| Br₂O₇ | _____ | _____ |
| PF₂⁺ | _____ | _____ |

Esercizio 10

Spiegare brevemente l'andamento delle affinità elettroniche nel secondo periodo..

| | | | | | | | | |
|-------------|--------------|-------------|-------------|-------------|------------|------------|--|-------------|
| 1A (1) | | | | | | | | 8A (18) |
| H -72,8 | 2A (2) | 3A (13) | 4A (14) | 5A (15) | 6A (16) | 7A (17) | | He (0,0) |
| Li -59,6 | Be (+18) | B -26,7 | C -122 | N +7 | O -141 | F -328 | | Ne (+29) |
| Na -52,9 | Mg (+21) | Al -42,5 | Si -134 | P -72,0 | S -200 | Cl -349 | | Ar (+35) |
| K -48,4 | Ca (+186) | Ga -28,9 | Ge -119 | As -78,2 | Se -195 | Br -325 | | Kr (+39) |
| Rb -46,9 | Sr (+146) | In -28,9 | Sn -107 | Sb -103 | Te -190 | I -295 | | Xe (+41) |
| Cs -45,5 | Ba (+46) | Tl -19,3 | Pb -35,1 | Bi -91,3 | Po -183 | At -270 | | Rn (+41) |

C

Esercizio 1

Il cosiddetto *lattice del vino*, composto formato da carbonio, idrogeno ed ossigeno, è la molecola che conferisce ad alcuni vini rossi l'aroma di ananas. Per combustione completa 500.00 mg di tale composto, avente massa molare pari a 166.24 g/mol, forniscono 1323.69 mg di anidride carbonica mentre da 1300.00 mg, sempre per combustione completa, si ottengono 986.42 mg di acqua. Calcolare la formula molecolare del composto.

Esercizio 2 Una miscela di $C_{10}H_{18}O_2$ e C_6H_6 pesa 500.0 mg. Per combustione completa si ottengono 1570.7 mg di anidride carbonica.

- Quanti mg di acqua si sono formati?
- Se si fosse utilizzato ossigeno in quantità stechiometrica, quale volume avrebbe occupato a STP?

Esercizio 3 Data la reazione:

$$2 \text{KMnO}_{4(aq)} + 5 \text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 3 \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow 2 \text{MnSO}_{4(aq)} + 5 \text{O}_{2(g)} + 8 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{K}_2\text{SO}_{4(aq)}$$

individuare il reagente limitante e verificare la legge di Lavoisier, quando, a 20°C, si pongono a reagire: 13.6 mL di una soluzione acquosa di KMnO_4 al 7.00% m/V, 10.0 mL di una soluzione acquosa di H_2O_2 all'1.69% m/m avente $d=1.005$ g/mL, 10.0 mL di una soluzione acquosa di H_2SO_4 0.5097 m avente $d=1.030$ g/mL.

Esercizio 4 0.5 moli di gas ideale si trovano a 70°C e 1000 torr, calcolare il volume in L. Calcolare inoltre:

- Il volume molare del gas di cui al punto precedente.
- La pressione in atmosfere dello stesso gas in seguito ad una trasformazione isocora che porti il volume a 100L.

Si calcoli la V_{RMS} dell'azoto a 250K. Si calcoli inoltre la V_{RMS} di CO_2 e He alla stessa temperatura. Disporre H_2 , He, CO_2 in ordine crescente di costante a di van der Waals motivando brevemente.

Esercizio 5

1) Una mole di gas di capacità termica molare $C_m = 20.8 \text{ J/(K mol)}$ occupa un volume di 20 L alla temperatura di 100°C. Il gas si espande a pressione costante fino al volume di 25L assorbendo energia sotto forma di calore. Calcolare il lavoro e il calore scambiato dal gas nell'espansione. Quanto vale ΔU ?

2) Quale delle seguenti affermazioni è corretta per una reazione chimica endotermica

- l'entalpia del sistema cresce
- ΔH ha un segno negativo
- l'entalpia dei prodotti è minore di quella dei reagenti

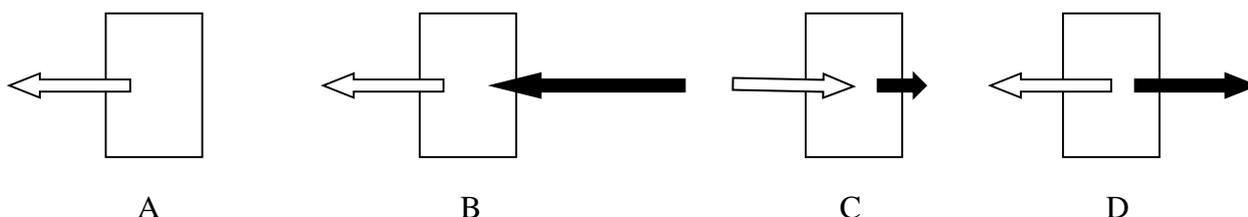
Esercizio 6

In un contenitore di capacità termica $C = 0.2 \text{ Kcal/}^\circ\text{C}$ acqua alla temperatura di 25°C si versa 1 kg alla stessa temperatura. Si aggiungono 100g di ghiaccio ($c_s = 0.45 \text{ Kcal/Kg}^\circ\text{C}$) alla temperatura di -15°C . Quale è la temperatura finale? L'entalpia di fusione dell'acqua è 79.70 cal/g

Esercizio 7

In figura sono rappresentati quattro possibili trasferimenti di energia a pressione costante sotto forma di calore (freccia nera) e lavoro (freccia bianca) di un sistema A, B, C e D con l'ambiente. (La lunghezza delle frecce è proporzionale all'entità dell'energia scambiata. In D le due frecce hanno lunghezza identica).

In quale caso 1) $\Delta H < 0$ 2) $Q > 0$ 3) $\Delta U < 0$



Esercizio 8

La combustione di 2.0 g di S secondo l'equazione :



libera, a 25°C ed 1 bar, 18.51 kJ . Determinare il $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2)$ a 25°C date l'entalpia standard a 25°C di formazione $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393.50 \text{ kJ mole}^{-1}$ e l'entalpia standard $\Delta H^\circ = -1075 \text{ kJ mole}^{-1}$ della reazione



Esercizio 9

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis, indicare il numero sterico dell'atomo centrale e la geometria molecolare:

struttura di Lewis

numero
sterico

geometria
molecolare

CNO^-

ClO_2^-

IF_4^+

$\text{Se}_2\text{O}_7^{2-}$

SbCl_4^-

| | |
|-------|-------|
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |

Esercizio 10

Spiegare brevemente l'andamento delle energie di terza ionizzazione..

Tabella 8.5 Energie di ionizzazione successive degli elementi dal litio al sodio

| Z | Elemento | Numero di elettroni di valenza | Energia di ionizzazione (MJ/mol)* | | | | | | | | | | | |
|----|----------|--------------------------------------|-----------------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-------------------|--|--|
| | | | E_{i1} | E_{i2} | E_{i3} | E_{i4} | E_{i5} | E_{i6} | E_{i7} | E_{i8} | E_{i9} | E_{i10} | | |
| 3 | Li | 1 | 0,52 | 7,30 | 11,81 | | | | | | | | | |
| 4 | Be | 2 | 0,90 | 1,76 | 14,85 | 21,01 | | | | | | elettroni interni | | |
| 5 | B | 3 | 0,80 | 2,43 | 3,66 | 25,02 | 32,82 | | | | | | | |
| 6 | C | 4 | 1,09 | 2,35 | 4,62 | 6,22 | 37,83 | 47,28 | | | | | | |
| 7 | N | 5 | 1,40 | 2,86 | 4,58 | 7,48 | 9,44 | 53,27 | 64,36 | | | | | |
| 8 | O | 6 | 1,31 | 3,39 | 5,30 | 7,47 | 10,98 | 13,33 | 71,33 | 84,08 | | | | |
| 9 | F | 7 | 1,68 | 3,37 | 6,05 | 8,41 | 11,02 | 15,16 | 17,87 | 92,04 | 106,43 | | | |
| 10 | Ne | 8 | 2,08 | 3,95 | 6,12 | 9,37 | 12,18 | 15,24 | 20,00 | 23,07 | 115,38 | 131,43 | | |
| 11 | Na | 1 | 0,50 | 4,56 | 6,91 | 9,54 | 13,35 | 16,61 | 20,11 | 25,49 | 28,93 | 141,37 | | |

* Megajoule per mole (MJ/mol; $1 \text{ MJ/mol} = 10^3 \text{ kJ/mol}$).

D

Esercizio 1 Il 4-metil-2-(2-metil-1-propenil)tetraidropirano, composto formato da carbonio, idrogeno ed ossigeno, è la molecola che conferisce ad alcuni vini rossi l'aroma di litchi. Per combustione completa 500.00 mg di tale composto, avente massa molare pari a 154.28 g/mol, forniscono 1426.30 mg di anidride carbonica mentre da 1300.00 mg, sempre per combustione completa, si ottengono 1366.57 mg di acqua. Calcolare la formula molecolare del composto.

Esercizio 2 Una miscela di $C_{12}H_{20}O_3$ e C_6H_6 pesa 500.0 mg. Per combustione completa si ottengono 1422.3 mg di anidride carbonica.

- Quanti mg di acqua si sono formati?
- Se si fosse utilizzato ossigeno in quantità stechiometrica, quale volume avrebbe occupato a STP?

Esercizio 3 Data la reazione:

$2 KMnO_{4(aq)} + 5 H_2O_{2(aq)} + 3 H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2 MnSO_{4(aq)} + 5 O_{2(g)} + 8 H_2O_{(l)} + K_2SO_{4(aq)}$
individuare il reagente limitante e verificare la legge di Lavoisier, quando, a $20^\circ C$, si pongono a reagire: 9.5 mL di una soluzione acquosa di $KMnO_4$ al 5.00% m/V, 18.0 mL di una soluzione acquosa di H_2O_2 all'1.69% m/m avente $d=1.005$ g/mL, 14.0 mL di una soluzione acquosa di H_2SO_4 0.5097 m avente $d=1.030$ g/mL.

Esercizio 4 1.2 moli di gas ideale si trovano a $-20^\circ C$ e 100 torr, calcolare il volume in L. Calcolare inoltre:

- Il volume molare del gas di cui al punto precedente.
- La pressione in atmosfere dello stesso gas in seguito ad una trasformazione isocora che porti il volume a 25L.

Si calcoli la V_{RMS} dell'elio a 350K. Si calcoli inoltre la V_{RMS} di CO_2 e N_2 alla stessa temperatura. Disporre H_2 , He, CO_2 in ordine crescente di costante b di van der Waals motivando brevemente.

Esercizio 5

1) La capacità termica molare di un gas è $C_m = 20.8 J/(K mol)$ Il gas occupa un volume di 15 L alla temperatura di $10^\circ C$. e si espande a pressione costante fino al volume di 20L assorbendo energia sotto forma di calore. Calcolare il lavoro e il calore scambiato dal gas nell'espansione. Quanto vale ΔU ?

2) Quale delle seguenti affermazioni è corretta per una reazione chimica esotermica

- l'entalpia del sistema decresce
- ΔH ha un segno positivo
- l'entalpia dei prodotti è maggiore di quella dei reagenti

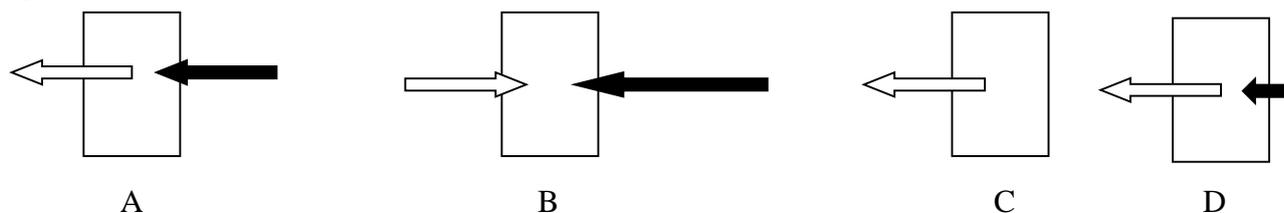
Esercizio 6

In un contenitore di capacità termica $C = 0.20 Kcal/^\circ C$ alla temperatura di $40^\circ C$ si versa una certa quantità di acqua di massa m, anche essa a $40^\circ C$. Si aggiungono 400g di ghiaccio ($c_s=0.45 Kcal/Kg^\circ C$) alla temperatura di $-20^\circ C$. La temperatura finale è $27.1^\circ C$. Quale è la massa m dell'acqua? L'entalpia di fusione dell'acqua è $79.70 cal/g$

Esercizio 7

In figura sono rappresentati quattro possibili trasferimenti di energia a pressione costante sotto forma di calore (freccia nera) e lavoro (freccia bianca) di un sistema A, B, C e D con l'ambiente. (La lunghezza delle frecce è proporzionale all'entità dell'energia scambiata. In A le due frecce hanno lunghezza identica).

In quale caso 1) $\Delta H > 0$ 2) $Q < 0$ 3) $\Delta U > 0$?



Esercizio 8

La combustione di 1.0 g di cianammide $CH_2N_2(g)$ secondo la reazione:



libera, a $25^\circ C$ ed 1 bar, 17.64 kJ. Date le entalpie standard di formazione a $25^\circ C$ $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393.50 kJ mole^{-1}$ $\Delta H_f^\circ(H_2O) = -285.50 kJ mole^{-1}$, determinare il ΔH_f° della cianamide (CH_2N_2) a 25°

Esercizio 9

Per ciascuna delle seguenti strutture scrivere la formula di Lewis, indicare il numero sterico dell'atomo centrale e la geometria molecolare:

| struttura di Lewis | numero sterico | geometria molecolare |
|---|-------------------|-------------------------|
| NO₂⁻ | _____ | _____ |
| POCl₃ | _____ | _____ |
| ClF₂⁻ | _____ | _____ |
| H₂Se₂O₇ | _____ | _____ |
| PF₂⁻ | _____ | _____ |

Esercizio 10

Spiegare brevemente l'andamento delle affinità elettroniche nel terzo periodo..

| | | | | | | | |
|-------------|--------------|-------------|-------------|-------------|------------|------------|-------------|
| 1A (1) | | | | | | | 8A (18) |
| H -72,8 | 2A (2) | 3A (13) | 4A (14) | 5A (15) | 6A (16) | 7A (17) | He (0,0) |
| Li -59,6 | Be (+18) | B -26,7 | C -122 | N +7 | O -141 | F -328 | Ne (+29) |
| Na -52,9 | Mg (+21) | Al -42,5 | Si -134 | P -72,0 | S -200 | Cl -349 | Ar (+35) |
| K -48,4 | Ca (+186) | Ga -28,9 | Ge -119 | As -78,2 | Se -195 | Br -325 | Kr (+39) |
| Rb -46,9 | Sr (+146) | In -28,9 | Sn -107 | Sb -103 | Te -190 | I -295 | Xe (+41) |
| Cs -45,5 | Ba (+46) | Tl -19,3 | Pb -35,1 | Bi -91,3 | Po -183 | At -270 | Rn (+41) |