

Correzione Esame 10.06.2022

Chimica Generale – Prof.ssa Vincenzina Barbera

Esercizio 1.

Nel *sistema periodico* gli elementi sono sistemati secondo:

- (a) l'ordine alfabetico
- (b) l'importanza chimica
- (c) il tipo di composti che forma
- (d) il numero atomico crescente**
- (e) il numero di massa crescente

Esercizio 2.

Indicare lo *ione solfuro*:

☒ (a) S^{2-}

(b) SO_4^{2-} solfato

(c) SO_3^{2-} solfito

(d) PO_4^{3-} fosfato

(e) HS^- mono solfuro (o idrosolfuro)

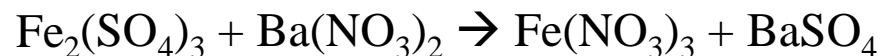
Esercizio 3.

Le formule chimiche dei composti *perclorato di potassio* ed *idrossido rameoso* sono rispettivamente

- (a) KClO_3 , CuOH
- (b) KClO_4 , Cu(OH)_2
- (c) KClO_4 , CuOH**
- (d) KClO_3 , Cu(OH)_2
- (e) KClO , CuOH

Esercizio 4.

Quali sono i *coefficienti stechiometrici* della reazione seguente?



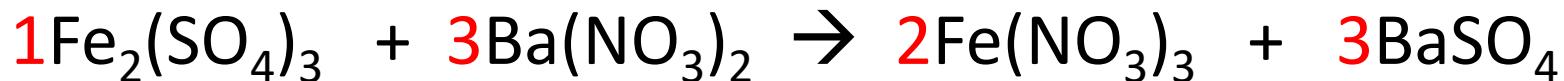
(a) $2, 3 \rightarrow 2, 3$

(b) $2, 3 \rightarrow 2, 1$

(c) $3, 2 \rightarrow 2, 3$

(d) $1, 2 \rightarrow 2, 2$

~~(e)~~ $1, 3 \rightarrow 2, 3$



Esercizio 5.

Il *passaggio* dallo stato solido a quello aeriforme è definito:

(a) sublimazione

(b) brinamento

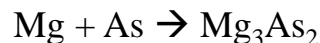
(c) fusione

(d) evaporazione

(e) fusione

Esercizio 6.

5g di Magnesio (PA = 24.305 g/mol) vengono fatti reagire con 5g di Arsenico (PA = 74.922 g/mol). La reazione è la seguente:



Calcolare *la massa* di Mg_3As_2 che si ottiene dalla reazione.

X 7.43 g

(b) 12.41 g

(c) 3.00 g

(d) 24.31 g

(e) 98.12 g

Bisogna anzitutto bilanciare la reazione



Determiniamo le moli di Mg dividendo il valore della massa in grammi per la massa molare del magnesio:

$$\text{mol Mg} = g / \text{Mm} = 5g / (24,305 \text{ g/mol}) = 0,206 \text{ mol}$$

Determiniamo le moli di As:

$$\text{mol As} = g / \text{Mm} = 5g / (74,92 \text{ g/mol}) = 0,0667 \text{ mol}$$

Per determinare quale tra i due reagenti è quello limitante, è sufficiente dividere il valore delle moli di ciascun elemento per il suo coefficiente stechiometrico. Il valore più piccolo indica il reattivo limitante:

$$0,206 / 3 = 0,06866 \text{ (Mg)}$$

$$0,0667 / 2 = 0,0333 \text{ (As)}$$

Tra i due, il valore più piccolo è quello di As che pertanto è il limitante.

Dalla reazione bilanciata è possibile notare che per due moli di As che reagiscono si ottiene una mole di Mg_3As_2 .

È possibile determinare il numero di moli di Mg_3As_2 prodotte tramite una proporzione. :

$$2 : 1 = 0,0667 : X$$

da cui:

$$X = 0,0667 \cdot 1 / 2 = 0,03335 \text{ mol di } \text{Mg}_3\text{As}_2$$

Determiniamo la massa molare di Mg_3As_2 :

$$\text{Mm} = (24,305 \cdot 3) + (74,92 \cdot 2) = 222,755 \text{ g/mol}$$

Determiniamo infine i grammi di Mg_3As_2 prodotti:

$$g = n \cdot \text{Mm} = 0,03335 \text{ mol} \cdot 222,755 \text{ g/mol} = \mathbf{7,43 \text{ g}}$$

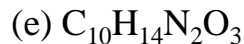
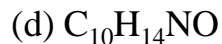
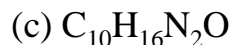
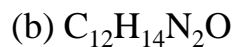
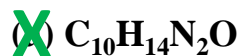
Esercizio 7.

Quali delle seguenti unità rappresenta il *rapporto* tra il numero di moli del soluto e le moli totali (soluto + solvente)?

- (a) molalità
- (b) molarità
- (c) normalità
- ☒ (d) frazione molare
- (e) moli

Esercizio 8.

La coramina, sostanza molto usata in medicina come uno stimolante cardiaco, contiene C, H, N ed O. Un campione di 3.332 g di coramina contiene 2.230 g di C, 0.267 g di H, 0.535 g di N e la restante parte di O. La *formula minima* della coramina è:



Notiamo che manca il quantitativo in grammi di ossigeno che può essere ricavato come:

$$3,332 - 2,230 - 0,267 - 0,535 = 0,3 \text{ g}$$

Ricordiamo che:

$$(\text{C}) = 12,01$$

$$(\text{H}) = 1,01$$

$$(\text{N}) = 14,01$$

$$(\text{O}) = 16$$

Adesso possiamo determinare le moli delle singole componenti:

$$\text{mol C} = m/\text{PA} = 2,23 / 12,01 = 0,185 \text{ mol}$$

$$\text{mol H} = m/\text{PA} = 0,267 / 1,01 = 0,264 \text{ mol}$$

$$\text{mol N} = m/\text{PA} = 0,535 / 14,01 = 0,038 \text{ mol}$$

$$\text{mol O} = m/\text{PA} = 0,3 / 16 = 0,018 \text{ mol}$$

Dividiamo i quattro risultati per quello più piccolo, e si ottiene

$$\text{C} = 0,185 / 0,018 = 10$$

$$\text{H} = 0,264 / 0,018 = 14$$

$$\text{N} = 0,038 / 0,018 = 2$$

$$\text{O} = 0,018 / 0,018 = 1$$

La formula minima della coramina è quindi $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}$

Esercizio 9.

Indicare quanti *protoni, neutroni ed elettroni*, rispettivamente, sono presenti in Cl^- ($Z=17$, $A=35$), Se^{2-} ($Z=34$, $A=80$)

X (a) $\text{Cl}^- = 17, 18, 18$; $\text{Se}^{2-} = 34, 46, 36$

(b) $\text{Cl}^- = 17, 18, 17$; $\text{Se}^{2-} = 34, 46, 36$

(c) $\text{Cl}^- = 17, 18, 18$; $\text{Se}^{2-} = 34, 46, 34$

(d) $\text{Cl}^- = 35, 18, 17$; $\text{Se}^{2-} = 34, 80, 36$

(e) $\text{Cl}^- = 17, 18, 22$; $\text{Se}^{2-} = 34, 34, 36$

Cl^-

protoni = $Z = 17$

neutroni = $A - Z = 18$

elettroni = $Z + 1 = 18$

Se^{2-}

protoni = $Z = 34$

neutroni = $A - Z = 46$

elettroni = $Z + 2 = 36$

Esercizio 10.

Indicare quale è il *nome* ed il numero di ossidazione *n.o.* dello zolfo del composto $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

- (A) solfito ferrico, n.o. S = +4
- (B) solfato ferroso, n.o. S = +6
- (C) solfuro ferroso, n.o. S = +6
- (D) solfito ferroso, n.o. S = +3
- (E) solfato ferrico, n.o. S = +6**

Esercizio 11.

Determinare la *temperatura di ebollizione* di una soluzione contenete 3.50 g di urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, un non elettrolita, dispersi in 98.3 g di acqua. La temperatura di ebollizione dell'acqua ad 1 atm è 100°C con una $K_{\text{eb}} = 0.512^\circ\text{C Kg} / \text{mol}$.

(a) 95°C

(b) 120°C

(c) 100.30°C

(d) 107.4°C

(e) 100°C

$$\text{PM urea} = 60,06 \text{ g/mol}$$

$$\text{moli urea} = m(\text{g}) / \text{PM} = 3,50\text{g} / 60,06 \text{ g mol}^{-1} = 0,06 \text{ mol}$$

$$m = \text{moli soluto} / \text{Kg solvente} = 0,06 \text{ mol} / 0,0983 \text{ Kg} = 0,61 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} * m = 0,512^\circ\text{C Kg mol}^{-1} * 0,61 \text{ mol Kg}^{-1} = 0,31^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{eb}} = 100^\circ\text{C} + 0,31^\circ\text{C} = 100,3^\circ\text{C}$$

Esercizio 12.

Secondo la nomenclatura IUPAC relativa agli ossidi è *corretto affermare* che essi sono composti:

(a) binari con l'ossigeno

(b) binari, ternari ed anche quaternari con l'ossigeno

(c) ternari con l'idrogeno ed un metallo

(d) binari con l'idrogeno

(e) nessuna delle precedenti

Esercizio 13.

Quale delle seguenti affermazioni è *corretta*?
L'energia totale di un sistema isolato:

(a) non aumenta né diminuisce

(b) tende sempre ad aumentare

(c) tende sempre a diminuire

(d) aumenta all'aumentare della temperatura e della pressione

(e) nessuna delle precedenti risposte è corretta

Esercizio 14.

Secondo la teoria VSEPR, quale è la *geometria* di una ibridazione sp^3 ?

- (a) quadrata
- ☒ (b) tetraedrica
- (c) cubica
- (d) cilindrica
- (e) bipiramide a base quadrata

Esercizio 15.

Nella reazione:



l'elemento che si *riduce* è:

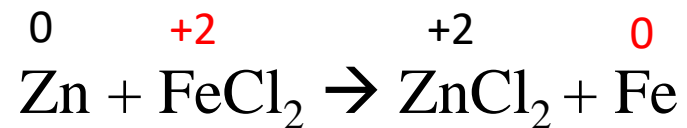
(a) Zn

(b) Cl

☒ (c) Fe

(d) non è una reazione di ossido-riduzione

(e) tutte le specie presenti sono ridotte



Esercizio 16.

Una soluzione è ottenuta mescolando 15 ml di HCl 1.15 M con 35 ml di HCl 0.87 M. Il volume della soluzione è poi portato a 100 ml. Determinare il *pH* della soluzione

(a) 2.45

(b) 8.30

(c) 7

(d) 1.15

(x) 0.32

Si determinano le moli di HCl presenti nei 15 ml della soluzione 1,15 M:

$$\text{mol HCl} = M \cdot V = 1,15 \text{ mol l}^{-1} \cdot 0,015 \text{ l} = 0,017 \text{ mol}$$

Si determinano le moli di HCl presenti nei 35 ml della soluzione 0,87 M:

$$\text{mol HCl} = M \cdot V = 0,87 \text{ mol l}^{-1} \cdot 0,035 \text{ l} = 0,03 \text{ mol}$$

Nella soluzione finale, ottenuta mescolando le due soluzioni precedenti, il numero di moli di HCl è dato dalla somma del numero di moli presenti nelle due soluzioni:

$$\text{moli di HCl nella soluzione finale} = 0,017 \text{ mol} + 0,03 \text{ mol} = 0,047 \text{ mol}$$

Il volume finale della soluzione è di 100,0 ml = 0,100 l.

È possibile determinare la concentrazione dell'HCl dividendo il numero di moli di HCl per il volume in litri della soluzione:

$$[\text{HCl}] = n / V = 0,047 \text{ mol} / 0,100 \text{ l} = 0,47 \text{ mol/l}$$

Siccome l'acido cloridrico HCl è un acido forte, la concentrazione degli ioni H^+ è uguale alla concentrazione dell'acido HCl, pertanto:

$$[\text{H}^+] = 0,47 \text{ mol/l}$$

È possibile quindi determinare il pH della soluzione effettuando il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione degli ioni H^+ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,47) = 0,32$$

Esercizio 17.

A 300 ml di HNO_3 0.01 M vengono aggiunti 0.5g di NaOH. Determinare il pH prima e dopo l'aggiunta della base forte

(a) $\text{pH} = 2$; $\text{pH} = 5.2$

(b) $\text{pH} = 2$; $\text{pH} = 8$

(c) $\text{pH} = 5$; $\text{pH} = 3$

(~~d~~) $\text{pH} = 2$; $\text{pH} = 12.5$

(e) $\text{pH} = 3$; $\text{pH} = 14$

La concentrazione iniziale dell'acido HNO_3 è 0.01 M che corrisponde anche alla concentrazione dello ione H^+ , per cui:

$$\text{pH iniziale} = -\log 0.01 = 2$$

Calcoliamo le moli di NaOH (PM = 40 g/mol):

$$\text{mol NaOH} = g / \text{PM} = 0,5 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,0125 \text{ mol}$$

Ricaviamo le moli di HNO_3 conoscendo la sua concentrazione e il suo volume:

$$\text{moli} = M * V = 0,01 * 0,3 = 0,003 \text{ mol}$$

La reazione tra HNO_3 e NaOH è una reazione acido-base che dà come prodotti di reazione sale e acqua:



Dal confronto del numero di moli di HNO_3 e NaOH vediamo che le moli di NaOH sono in numero maggiore e quindi possiamo calcolare le moli di NaOH in eccesso (ovvero quelle che non vengono neutralizzate dall'acido):

$$\text{moli di NaOH in eccesso} = 0.0125 - 0.003 = 0.0095 \text{ mol}$$

La concentrazione dello ione OH^- è pari a moli di NaOH essendo una base forte che si dissocia completamente :

$$[\text{OH}^-] = 0.0095 \text{ mol} / 0.300 \text{ L} = 0.0317 \text{ M}$$

$$\text{Da cui } \text{pOH} = -\log 0.0317 = 1.50$$

Il pH della soluzione è pari quindi a:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1.50 = 12.5$$

Esercizio 18.

Calcolare il pH di una soluzione 0.1 M di NH_3 sapendo che $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

(a) 9.3

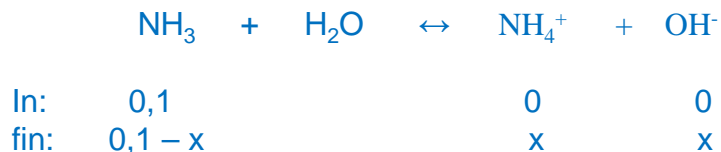
(X) 11.1

(c) 7.2

(d) 5.4

(e) 4

Scrivere anzitutto la reazione all'equilibrio e determinare le condizioni iniziali e finali:



Scriviamo l'espressione della K_b per l'equilibrio

$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Sostituendo si ha un'equazione in x:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = (x \cdot x) / (0,1 - x)$$

Possiamo trascurare la x al denominatore in quanto la K_b ha un valore piccolo.

Quindi si ha:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = (x^2) / (0,1)$$

da cui

$$x = \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1)} = 0,0013$$

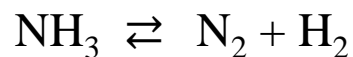
$$x = \text{OH} = 0,0013$$

$$\text{pOH} = -\log 0,0013 = 2,9$$

$$\text{pH} = 14 - 2,9 = 11,1$$

Esercizio 19.

Ad una certa temperatura, 2 moli di NH_3 vengono poste in un recipiente da 10 litri. Avviene la seguente reazione:



Sapendo che all'equilibrio è presente 1 mole di NH_3 , determinare il valore della costante di equilibrio K_c della reazione.

- (a) 1
- (b) 0.214
- (c) **0.017**
- ~~(d) 4~~
- (e) 5.62

All'interno del recipiente da 10 litri vengono introdotte 2 moli di NH_3 . Determiniamo la concentrazione iniziale dell'ammoniaca espressa in termini di molarità, dividendo il numero delle moli per il volume in litri:

$$[\text{NH}_3]_i = n / V = 2 \text{ mol} / 10 \text{ l} = 0,2 \text{ mol/l}$$

Ad equilibrio raggiunto è presente soltanto 1 mole di ammoniaca. Anche in questo caso determiniamo la sua molarità:

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = n / V = 1 \text{ mol} / 10 \text{ l} = 0,1 \text{ mol/l}$$

Inizialmente erano presenti 0,2 mol/l di ammoniaca. Ad equilibrio raggiunto le mol/l di ammoniaca sono diventate 0,1. Ciò vuole dire che 0,1 mol/l di ammoniaca hanno reagito per formare $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$. Dai coefficienti stechiometrici della reazione:



è possibile notare che per 2 moli di ammoniaca che reagiscono, si formano 3 moli di H_2 e 1 mole di N_2 .

Mediante una proporzione determiniamo le mol/l di N_2 che si formano dalla reazione:

$$2 : 1 = 0,1 : X \quad \text{da cui:} \quad X = 0,1 \cdot 1 / 2 = 0,05 \text{ mol/l} \quad \text{quindi:} \quad [\text{N}_2]_{\text{eq}} = 0,05 \text{ mol/l}$$

In modo analogo, determiniamo le mol/l di H_2 che si formano dalla reazione:
 $2 : 3 = 0,1 : X \quad \text{da cui:} \quad X = 0,1 \cdot 3 / 2 = 0,15 \text{ mol/l} \quad \text{quindi:} \quad [\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,15 \text{ mol/l}$

La K_c della reazione bilanciata è $K_c = [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]^2$
Sostituendo i dati, si ha:

$$K_c = 0,05 \cdot 0,15^3 / 0,1^2 = 0,017$$

Esercizio 20.

La *notazione di Lewis* per il carbonio e l'azoto sono rispettivamente:



(a) 1, 3

(b) 1, 4

(c) 2, 3

☒ (d) 2, 4

(e) 3, 4

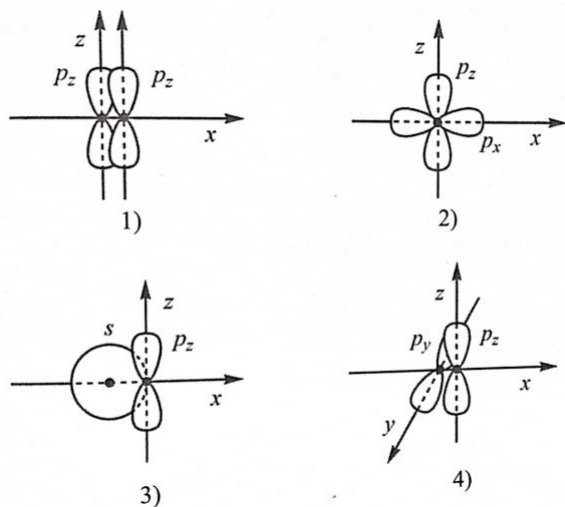
Esercizio 21.

Un legame covalente è *polarizzato* quando:

- (a) si stabilisce tra atomi dello stesso tipo
- (b) richiede la compartecipazione di due coppie elettroniche
- (c) si stabilisce tra atomi con differente elettronegatività**
- (d) richiede la compartecipazione di tre coppie elettroniche
- (e) richiede il trasferimento di un elettrone

Esercizio 22.

Essendo x l'asse internucleare, indicare quali delle seguenti sovrapposizioni di coppie di orbitali portano alla formazione di un *legame* π tra due atomi:



(a) 1, 3

(b) 3, 4

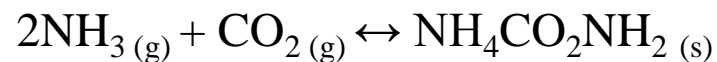
~~(c)~~ solo 1

(d) solo 4

(e) solo 3

Esercizio 23.

Per la seguente reazione chimica all'equilibrio



la *costante Kp* risulta essere uguale a:

(a) $K_p = 1 / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}^2$

(b) $K_p = P_{\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2} / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}^2$

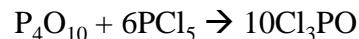
(c) $K_p = P_{\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2} / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}$

(d) $K_p = P_{\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2} / P_{\text{CO}_2}$

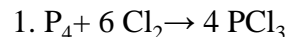
(e) $K_p = 1 / P_{\text{CO}_2} P_{\text{NH}_3}$

Esercizio 24.

Calcolare il valore di ΔH° per la reazione:



avvalendosi dei seguenti dati.



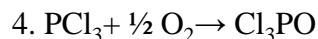
$$\Delta H^\circ = -1225.6 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -2967.3 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -84.2 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -285.7 \text{ kJ}$$

(a) -1225.6 kJ

(b) -84.2 kJ

(c) -540.3 kJ

(d) -610.1 kJ

(e) -852.4 kJ

Sappiamo che P_4O_{10} deve trovarsi a sinistra pertanto consideriamo la reazione (2) da destra a sinistra. Ovviamente il segno della variazione standard di entalpia cambierà di segno:



Sappiamo inoltre che PCl_5 deve trovarsi anch'esso a sinistra pertanto consideriamo la reazione (3) da destra a sinistra. Ovviamente il segno della variazione standard di entalpia cambierà di segno:



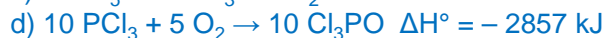
Poiché nella reazione di cui dobbiamo calcolare il valore di ΔH° il coefficiente stechiometrico della specie PCl_5 è pari a 6 moltiplichiamo la reazione per 6 includendo nel computo anche ΔH°



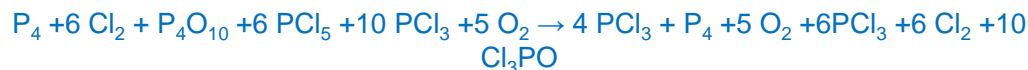
Il coefficiente della specie Cl_3PO è 10 pertanto moltiplichiamo la reazione (4) per 10:



Riscriviamo le quattro equazioni dopo le modifiche apportate:



Sommiamo membro a membro le quattro equazioni così come le rispettive entalpie:



Semplifichiamo P_4 a destra e a sinistra così come Cl_2 e O_2 e PCl_3 e otteniamo la reazione:



Esercizio 25.

Calcolare la *f.e.m* di una pila in cui un semielemento è costituito da Nichel immerso in una soluzione $1.0 \cdot 10^{-3}$ M di ioni Ni^{2+} e l'altro semielemento è costituito da Argento immerso in una soluzione $5.0 \cdot 10^{-2}$ M di ioni Ag^+

($E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0.250$ V; $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.799$ V)

(a) 5.05 V

(b) - 1.06 V

(c) - 0.250 V

(d) 0.799 V

X) 1.06 V

Le semireazioni ed i loro potenziali di riduzione sono i seguenti:



$$E_{\text{Ni}} = -0,250 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{1,0 \cdot 10^{-3}} = -0,339\text{V}$$



$$E_{\text{Ag}} = 0,799 - 0,0592 \cdot \log \frac{1}{5,0 \cdot 10^{-2}} = +0,722\text{V}$$

Poiché il potenziale dell'elettrodo ad argento è maggiore, sarà lo ione argento a ridursi e il nichel metallico ad ossidarsi.

La reazione totale è la seguente:



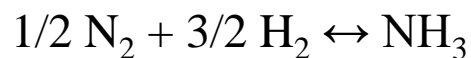
che spontaneamente procede verso destra.

La forza elettromotrice della pila, che è una misura della tendenza della reazione ad avvenire, è:

$$E = E_{\text{Ag}} - E_{\text{Ni}} = 0,722 - (-0,339) = \mathbf{1,06\text{ V}}$$

Esercizio 26.

Calcolare la *variazione di entropia* ΔS° a 298 K per la seguente reazione:



$$S^\circ \text{N}_2 = 191.6 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{H}_2 = 130.7 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{NH}_3 = 192.5$$

La variazione di entropia in una reazione chimica è data dalla sommatoria delle entropie dei prodotti meno la sommatoria delle entalpie dei reagenti
Ricorda che bisogna moltiplicare le entropie per il corrispettivo coefficiente stechiometrico:

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ &= S^\circ(\text{NH}_3) - \frac{1}{2} S^\circ(\text{N}_2) - \frac{3}{2} S^\circ(\text{H}_2) \\ \Delta S^\circ &= 192.5 - \frac{1}{2} (191.6) - \frac{3}{2} (130.7) = -99.4 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

(a) 99.4 J/mol K

(b) -99.4 J/mol K

(c) -191.6 J/mol K

(d) 130.7 J/mol K

(e) -192.5 J/mol K

Esercizio 27.

L'espressione del prodotto di solubilità Kps di Ag_2SO_4 è:

X (a) $\text{Kps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}]$

(b) $\text{Kps} = [\text{Ag}^+][\text{SO}_4^{2-}]$

(c) $\text{Kps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}]^2$

(d) $\text{Kps} = [\text{Ag}^+][\text{SO}_4^{2-}]^2$

(e) $\text{Kps} = [\text{SO}_4^{2-}]$

Esercizio 28.

La *legge di Dalton* è relativa:

1. all'additività dei volumi dei componenti di una miscela gassosa
2. all'additività delle singole pressioni dei componenti di una miscela gassosa
3. alla dipendenza della temperatura della pressione di vapore di un liquido
4. alla dipendenza della pressione della solubilità di un gas in un liquido

(a) 1

(b) 2

(c) 3

(d) 4

(e) 3 o 4, in dipendenza della temperatura

Esercizio 29.

Quale delle risposte riporta *correttamente* gli atomi o gli ioni che presentano le seguenti configurazioni elettroniche fondamentali?

I) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

II) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

III) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

(a) I) Cl^{2-} ; II) Sc^{3+} ; III) Fe

(b) I) Na; II) K; III) Ni^{2+}

(c) I) V^{2+} ; II) Sc^{3+} ; III) Cu^{2+}

(d) I) K; II) Br; III) Ni^{2+}

(e) I) Cl^- ; II) K; III) Cu^{2+}

Esercizio 30.

Calcolare la solubilità s di Ag_2CrO_4 sapendo che il suo prodotto di solubilità $K_{ps} = 1.1 \cdot 10^{-12}$

(a) $6.5 \cdot 10^{-5}$

(b) $8.2 \cdot 10^{-1}$

(c) $4.3 \cdot 10^{-8}$

(d) $9 \cdot 10^4$

(e) $1.1 \cdot 10^{-14}$

L'equilibrio di dissociazione del cromato di argento è:



Il prodotto di solubilità è dato da:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

In termini di solubilità s , sostituendo al prodotto K_{ps} si ha:

$$K_{ps} = [2s]^2 [s] = 4s^3$$

Da qui si ricava quindi che:

$$s = \sqrt[3]{K_{ps}/4} = (\sqrt[3]{1.1 \cdot 10^{-12} / 4}) = 6.5 \cdot 10^{-5}$$