

symbols letters
[,left]1 1

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

Appelli chimica inorganica con risoluzione

14 Luglio 2023

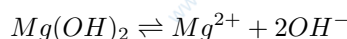
Esercizio 1

Sapendo che per $Mg(OH)_2$ $K_{PS} = 1,8 * 10^{-11}$, calcolare la solubilità di tale composto in:

1. acqua pura;
2. una soluzione $0,0862M$ di $MgCl_2$
3. una soluzione $0,0355M$ di KOH

Soluzione 1

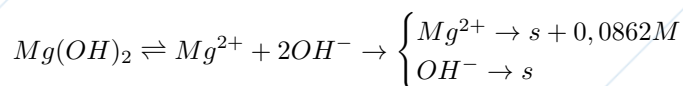
1. Consideriamo la dissociazione del nostro sale in acqua il quale seguirà la seguente reazione:



Il prodotto di solubilità può essere espresso in funzione della solubilità e nel nostro caso abbiamo che:

$$K_{PS} = s(2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{PS}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,8 * 10^{-11}}{4}} = 1,65 * 10^{-4} g/l$$

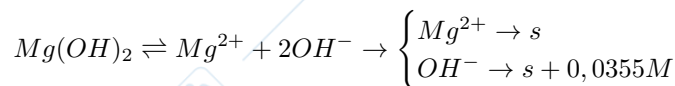
2. Consideriamo ora una soluzione di $MgCl_2$ $0,0862M$ in cui disciogliamo il nostro composto. La reazione sarà analoga a prima, ma vi sarà uno ione comune (Mg^{2+}) che sposterà l'equilibrio verso i reagenti e di conseguenza la solubilità sarà minore.



$$K_{PS} = s(s + 0,0862M) = s^2 + 0,0862s \rightarrow s^2 + 0,0862s - 1,8 * 10^{-11} = 0$$

$$s = \frac{-0,0862 \pm \sqrt{(0,0862)^2 + 4 * 1,8 * 10^{-11}}}{2} = \begin{cases} 2,0 * 10^{-10} g/l \\ -0,08g/l \rightarrow \text{scartiamo questo risultato perchè negativo} \end{cases}$$

3. Se consideriamo ora una soluzione di KOH $0,0355M$ in cui disciogliere $Mg(OH)_2$, il principio sarà analogo, ma applicato allo ione comune OH^- e la solubilità sarà comunque minore rispetto al punto 1.



$$K_{PS} = s^2 + 0,0355s \rightarrow s^2 + 0,0355s - 1,8 * 10^{-11} = 0$$

$$s = \frac{-0,0355 \pm \sqrt{(0,0355)^2 + 4 * 1,8 * 10^{-11}}}{2} = \begin{cases} 5,07 * 10^{-10} g/l \\ -0,03g/l \rightarrow \text{scartiamo questo risultato perchè negativo} \end{cases}$$

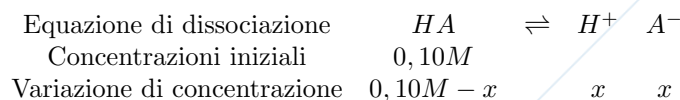
Esercizio 2

Un acido debole HA è dissociato per l'1,0% in una soluzione 0,10M.

1. Calcolare la K_a dell'acido.
2. Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,01M del sale NaA, descrivendo dettagliatamente il procedimento impiegato e le relative approssimazioni.

Soluzione 2

1. La costante di dissociazione dell'acido (K_a) rappresenta la misura della sua tendenza a dissociarsi in ioni idrogeno (H^+) e ioni dell'acido coniugato (A^-). Per calcolare tale costante di una soluzione di cui solo l'1% si dissocia, si possono seguire i seguenti passaggi:



Possiamo ora scrivere l'equazione della costante:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,10M - x} = \frac{x^2}{0,10M}$$

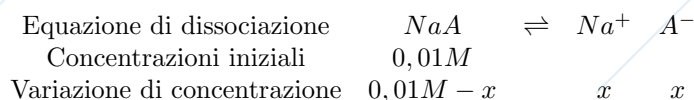
Possiamo approssimare a 0,10M poichè la dissociazione è minore 5%. Ora è possibile calcolare x dividendo l'1% di 0,10M per 100.

$$x^2 = \frac{1\% * 0,10M}{100} = \frac{0,001M}{100} = 10^{-5}$$

Sostituendo il risultato nell'espressione di K_a si ottiene:

$$K_a = \frac{10^{-5}}{0,10M} = 0,0001$$

2. Procediamo allo stesso modo per calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,01M del sale NaA.



$$K_a = \frac{[Na^+][A^-]}{[NaA]} = \frac{x^2}{0,01M - x}$$

In questo caso non sappiamo la percentuale di dissociazione del sale, quindi dobbiamo verificare se è possibile approssimare $0,01M - x \approx 0,01M$:

$$K_a = \frac{x^2}{0,01M} = 0,0001 \rightarrow x^2 = 10^{-6} \rightarrow x = 10^{-3}$$

$$\%I = \frac{10^{-3}}{0,01M} * 100\% = 10\%$$

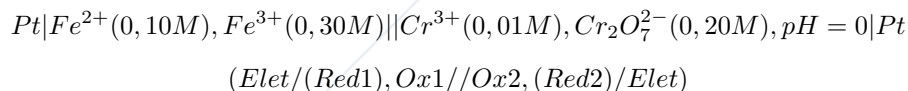
La x risultante è maggiore del 5% del valore del termine da cui è dissociata, quindi non possiamo approssimare. Ritorniamo quindi alla relazione iniziale:

$$K_a = \frac{x^2}{0,01M - x} = 0,0001 \rightarrow x^2 + 0,0001x - 10^{-6} = 0$$

$$x = [Na^+] = [A^-] = 9,5 * 10^{-4}M \rightarrow pH = -\log Na^+ = -\log 9,5 * 10^{-4}M = 3$$

Esercizio 3

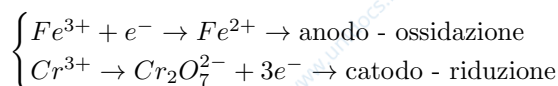
Data la seguente pila a $25^\circ C$ [$E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V$; $E^\circ(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1,33V$]:



1. Identifica catodo e anodo, motivando la scelta e attribuendo i relativi segni.
2. Scrivere la reazione globale bilanciata.
3. Calcolare la FEM. Quale effetto avrebbe sulla FEM una diminuzione di acidità nella miscela di destra? Perché?

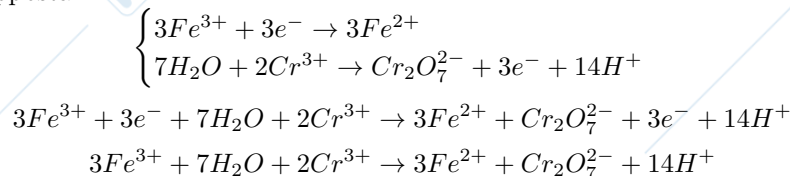
Soluzione 3

1. Una pila o cella galvanica è un dispositivo che sfrutta la separazione delle reazioni di riduzione e ossidazione per raccogliere il flusso di elettroni e generare una corrente elettrica attraverso un conduttore metallico. Per consentire ciò in una pila deve essere presente un anodo e un catodo, un polo negativo e uno positivo in cui nel primo avviene la reazione di ossidazione e nel secondo di riduzione. Nel nostro caso le semireazioni saranno le seguenti:



Nella scrittura della pila, è convenzione annotare prima l'anodo e poi il catodo separati dalle due sbarre, inoltre il potenziale di riduzione degli ioni ferro è minore rispetto a quello del cromo, quindi sarà più propenso a ossidarsi.

2. Trattandosi di una reazione redox, è necessario scrivere le due semireazioni e, in queste bilanciare gli elettroni, le masse e gli ossigeni attraverso l'aggiunta di molecole d'acqua e ioni idrogeno. Possiamo dunque moltiplicare la prima semireazione per 3 per pareggiare gli elettroni, mettere un 2 sul Cr^{3+} e aggiungere 7 molecole d'acqua bilanciando con 14 ioni idrogeno dalla parte opposta.



3. In condizioni standard, a $25^\circ C$ e con soluzioni $1M$, per calcolare la FEM si potrebbe utilizzare la semplice espressione:

$$E = E_{anodo} - E_{catodo}$$

Nel nostro caso però abbiamo ossidanti e riducenti in soluzione a molarità diverse da 1, perciò dobbiamo utilizzare l'equazione di Nernst:

$$E = E^\circ_{OX/RID} + \frac{0,059}{n} \log \frac{[OX]^*}{[RID]^*}$$

n → Numero di elettroni scambiati nella semireazione $OX + ne^- \rightarrow RID$

$[OX]^*$ e $[RID]^*$ → I prodotti delle concentrazioni (mol/L) di tutte le specie che compaiono nelle semireazioni dalla parte della forma ossidata e ridotta, elevate al loro coefficiente stechiometrico

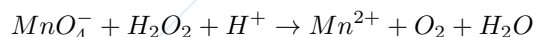
$$\Delta E = \left(0,77V + \frac{0,059}{1} \log \frac{0,30M}{0,10M} \right) - \left(1,33V + \frac{0,059}{3} \log \frac{0,01M}{0,20M} \right) = 0,80 - 1,30 = -0,5V$$

Se la soluzione contenente cromo diventasse più acida per una diminuzione di pH, vi sarebbe una dissociazione più forte di ioni idrogeno e un maggior apporto di elettroni facendo alzare la fem della semicella e abbassando quella della cella complessiva.

??? 2023

Esercizio 1

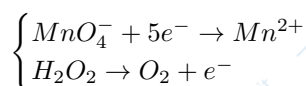
In soluzione acquosa acida avviene la seguente reazione:



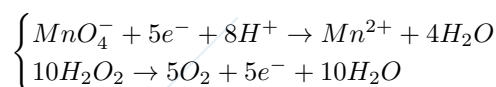
1. Bilanciare la reazione, specificando le corrette semireazioni;
2. Identificare ossidante e riducente con opportune motivazioni;
3. Calcolare quanti mL di $O_{2(g)}$, misurati a $0^\circ C$ e 1 atm, si sviluppano a partire da 20g di permanganato di potassio.

Soluzione 1

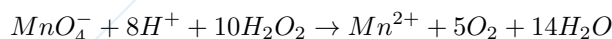
1. La reazione è una ossidoriduzione, quindi per bilanciarla prendiamo in considerazione le due semireazioni di ossidazione e riduzione:



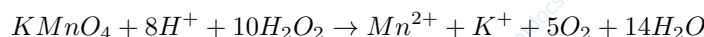
In queste reazioni bilanciamo prima gli elettroni per poi semplificarli, le masse sono già bilanciate, mentre è necessario aggiungere molecole d'acqua per bilanciare gli ossigeni e idrogeni.



La reazione bilanciata risulterà dunque:



2. Dalle semireazioni sopra descritte osserviamo che il permanganato acquista elettroni dal perossido che a sua volta li perde. Quando il permanganato partecipa alla reazione di riduzione ed è l'agente ossidante, mentre il perossido partecipa alla reazione di ossidazione ed è l'agente riducente.
3. Dalla reazione complessiva, possiamo supporre che legati agli ioni magnesio vi sia legato il potassio a formare un sale:



Convertiamo quindi i 20g in moli:

$$n_{KMnO_4} = \frac{m}{MM_{KMnO_4}} = \frac{20g}{158,034g/mol} = 0,126mol$$

Osserviamo che il permanganato e l'ossigeno molecolare stanno in rapporto 1:5, quindi dividiamo le moli di permanganato per 5 e otteniamo:

$$n_{O_2} = \frac{1}{5} * n_{KMnO_4} = \frac{1}{5} * 0,126mol = 0,0252mol$$

Per convertire ora le moli in litri, considerando che siamo a temperatura e pressione pari a $0^\circ C$ e 1 atm, usiamo la costante $22,4l/mol$ verificata dalla legge di Avogadro.

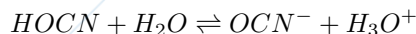
$$V_{O_2} = \frac{V}{n} = \frac{22,4l/mol}{0,0252mol} = 888,9l = 0,89ml$$

Esercizio 2

Spiegazione sui numeri quantici

Esercizio 3

Considera la seguente reazione di dissociazione acida in soluzione acquosa:



1. Identifica la coppia coniugata acido-base, definendo le costanti di dissociazione acida per l'acido debole e la costante di dissociazione basica per la sua base coniugata.
2. Esprimi la relazione che intercorre tra K_a e K_b della coppia coniugata
3. Calcola pH di una soluzione acquosa 0,18M dell'acido debole $HO\dot{C}N$, sapendo che una soluzione acquosa 0,20M del sale $KOCN$ (elettrolita forte) ha $pH = 8,38$

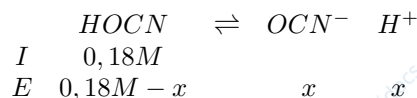
Soluzione 3

1. La coppia coniugata acido-base è rappresentata dagli agenti $HO\dot{C}N/O\dot{C}N^-$.
Per sapere quando un acido o base è forte si ricorre alle costanti di dissociazione acida o basica che sono le costanti di equilibrio della reazione di dissociazione di un acido o una base in soluzione acquosa. La costante di acidità terrà conto della concentrazione di H^+ rilasciati, mentre quella di basicità terrà conto della concentrazione di OH^- nella soluzione.
2. Anche l'acqua ha una costante di dissociazione calcolata dalla reazione $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ e viene chiamata K_w .
Poichè gli ioni prodotti sono sempre in ugual concentrazione, tale costante assume sempre il valore di $1,0 * 10^{-14}$.
In questo modo è anche possibile stabilire una relazione tra questa costante e le costanti di acidità e basicità:

$$K_w = K_a * K_b$$

3. Per calcolare il pH di una soluzione contenente un acido debole come l' $HO\dot{C}N$, possiamo usare l'equazione di equilibrio dell'acido.

$$K_a = \frac{[H^+][O\dot{C}N^-]}{[HO\dot{C}N]}$$



Sostituiamo nell'equazione e risolviamola per x:

$$K_a = \frac{x * x}{0,18M - x} = \frac{x^2}{0,18M} \rightarrow x \text{ è molto piccolo rispetto a } 0,18M$$

$$x = [H^+] = \sqrt{K_a * 0,18} = ?$$

Il testo del problema non fornisce la K_a dell'acido quindi è impossibile proseguire nella risoluzione. Tuttavia cercando si trova che la costante è pari a $2 * 10^{-4}$, perciò otteniamo:

$$x = 6 * 10^{-3}M$$

Calcoliamo ora il pH sapendo che è dato dal logaritmo negativo della concentrazione di $[H^+]$, cioè della nostra x:

$$pH = -\log [H^+] = -\log 6 * 10^{-3}M = 2,22$$

26 Gennaio 2023

Esercizio 1

Si consideri un pallone da 2,5L a 250°C in cui avviene la reazione:



1. In un dato esperimento il pallone all'equilibrio contiene 0,105g di PCl_5 , 0,220g di PCl_3 , 2,21g di Cl_2 . Calcola la costante di equilibrio K_c .
2. Se un diverso esperimento condotto alla stessa temperatura sono introdotte inizialmente nello stesso pallone 0,550 moli circa di PCl_5 e PCl_3 , quante moli di ciascuna delle tre specie coinvolte nella reazione saranno rilevate all'equilibrio?
3. Scrivere la relazione tra K_c e K_p per la reazione in oggetto e calcolare la K_p a 250°C
4. Se ad equilibrio raggiunto si aumenta la pressione totale, da che parte si sposta la reazione? E se si aumenta il volume? Motivare nel dettaglio

Soluzione 1

1. Per calcolare la K_c della reazione all'equilibrio, occorre utilizzare le concentrazioni delle tre specie e possiamo ricavarle avendo il volume totale. Convertiamo dunque i tre valori in moli usando la massa molecolare e poi troviamo le molarità usando il volume del pallone:

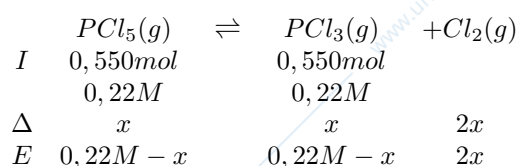
$$n = \frac{m}{MM} = \begin{cases} PCl_5 & \frac{0,105g}{208,24g/mol} = 5 \cdot 10^{-4} mol \\ PCl_3 & \frac{0,220g}{137,33g/mol} = 1,6 \cdot 10^{-3} mol \\ Cl_2 & \frac{2,21g}{71,1g/mol} = 0,031 mol \end{cases}$$

$$M = \frac{n}{V} = \begin{cases} PCl_5 & \frac{5 \cdot 10^{-4} mol}{2,5L} = 2 \cdot 10^{-4} M \\ PCl_3 & \frac{1,6 \cdot 10^{-3} mol}{2,5L} = 6,4 \cdot 10^{-4} M \\ Cl_2 & \frac{0,031 mol}{2,5L} = 0,0124 M \end{cases}$$

Ora che abbiamo le concentrazioni di ogni specie possiamo calcolare la costante di equilibrio:

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{6,4 \cdot 10^{-4} M \cdot 0,0124 M}{2 \cdot 10^{-4} M} = 0,04$$

2. Poichè la temperatura in cui avviene la reazione non cambia, la costante di equilibrio rimarrà la stessa. Per capire cosa succede possiamo convertire le moli in concentrazioni e riportarle in una tabella dove indichiamo come in cognita la variazione delle specie:

In questo modo possiamo sfruttare il valore della K_c del primo punto per calcolare le concentrazioni:

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(0,22M - x)2x}{0,22M - x} = 0,04 \rightarrow 2x = 0,04 \rightarrow x = 0,02M$$

Dunque le concentrazioni sono:

$$[PCl_5] = [PCl_3] = 0,22M - 0,02M = 0,20M$$

$$[Cl_2] = 2x = 2 \cdot 0,02M = 0,04M$$

Dato che il problema richiede le moli, convertiamo:

$$PCl_5 = PCl_3 \rightarrow n = MV = 0,20M \cdot 2,5L = 0,5mol$$

$$Cl_2 \rightarrow n = MV = 0,04M \cdot 2,5L = 0,1mol$$

3. Per i gas è possibile calcolare un'altra costante chiamata K_p che tiene in considerazione della pressioni esercitate dai prodotti e reagenti. E' possibile inoltre individuare una relazione tra K_c e K_p che è:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \rightarrow \text{dove } \Delta n = n_{\text{prodottigassosi}} - n_{\text{reagentigassosi}}$$

4. Il principio di Le Chatelier è una legge che enuncia lo spostamento dell'equilibrio di una reazione quando perturbata, cioè quando fattori come temperatura, pressione, volume e concentrazione vengono cambiati. Per quanto riguarda la pressione e il volume, essi sono inversamente proporzionali come ci dimostra la legge di Boyle quindi avranno un effetto opposto quando una di esse cresce/diminuisce. Infatti, se la pressione aumenta, il volume diminuirà e l'equilibrio della reazione si sposterà nel verso in cui vi sono meno moli gassose per risparmiare spazio; al contrario, se il volume aumenta, la pressione diminuisce e poichè lo spazio aumenta l'equilibrio sarà libero di spostarsi a formare più moli gassose.

Esercizio 2

Scrivi le formule di Lewis principali per l'anione nitrato NO_3^- . Discuti il concetto di ibrido di risonanza. Calcola la carica formale associata a ciascun atomo dell'anione. Utilizza la teoria VSEPR e quella Valence Bond per prevedere la geometria dell'anione, e l'ibridizzazione degli orbitali coinvolti nei legami chimici.

Soluzione 2

Un ibrido di risonanza, noto anche come struttura di risonanza o forma di risonanza, è un concetto in chimica utilizzato per descrivere molecole o ioni che non possono essere adeguatamente rappresentati da una singola struttura di Lewis. Queste molecole presentano legami multipli (doppi o tripli) o cariche che possono essere distribuite in diverse posizioni all'interno della struttura. L'ibrido di risonanza è una rappresentazione grafica che si basa su diverse strutture di Lewis, chiamate forme di risonanza, per descrivere più accuratamente la distribuzione di elettroni all'interno della molecola. Queste diverse forme di risonanza contribuiscono collettivamente alla struttura reale della molecola, che spesso non può essere completamente rappresentata da una singola formula di Lewis.

Le cariche formali si calcolano con la formula seguente:

$$CF_{\text{atomo}} = ne_{\text{valenza}}^- - ne_{\text{non legame}}^- - \frac{1}{2}ne_{\text{legame}}^-$$

$$CF_N = 5 - 1 - \frac{1}{2}4 = 2$$

$$CF_{O(1)} = 6 - 4 - \frac{1}{2}2 = 1$$

$$CF_{O(2)} = 6 - 5 - \frac{1}{2}1 = 0,5$$

La teoria VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) è una teoria chimica che aiuta a prevedere la forma tridimensionale delle molecole basata sulla disposizione delle coppie di elettroni nella loro shell di valenza. Le coppie di elettroni cercano di stare lontane l'una dall'altra per evitare repulsioni elettroniche. Questo determina la geometria molecolare, come lineare, trigonale, tetraedrica, piramidale, ecc. La teoria VSEPR semplifica la comprensione delle forme molecolari, ma non considera tutte le interazioni complesse tra gli atomi. Nel nostro caso abbiamo 4 atomi senza coppie spaiate di elettroni, tuttavia il doppio legame crea una repulsione maggiore di quelli singoli e la geometria della molecola risulta essere trigonale planare. Studiando poi i legami formati, notiamo che gli atomi sono tutti ibridati sp^3 ad eccezione dell'ossigeno occupato nel doppio legame che è ibridizzato sp^2 .

Esercizio 3

Spiega cos'è l'effetto dello ione comune sul prodotto di solubilità di un sale poco solubile. Calcola la solubilità molare di $Cd(OH)_{2(s)}$ sapendo che il prodotto di solubilità a temperatura ambiente per l'equilibrio $Cd(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Cd_{(aq)}^{2+} + 2OH_{(aq)}^-$ è $K_{ps} = 2,5 * 10^{-14}$. Calcola il pH minimo al quale $Cd(OH)_{2(s)}$ precipita da una soluzione $0,0055M$ in $Cd_{(aq)}^{2+}$.

Soluzione 2

L'effetto dello ione comune avviene quando in una reazione si introduce una specie contenente uno ione che si dissocia da una specie già presente nella reazione. Questo va a modificare la concentrazione di tale ione spostando l'equilibrio. Nel caso della solubilità di un sale, sposterà l'equilibrio verso sinistra lasciando il prodotto come precipitato, cambiandone solo la sua solubilità e non il suo prodotto di solubilità (K_{ps}).

Per calcolare ora la solubilità, consideriamo la relazione per il prodotto di solubilità:

$$K_{ps} = [Cd^{2+}][OH^-]^2$$

Chiamiamo s la nostra incognita per la solubilità e, rispettando le proporzioni sostituiamo s allo ione cadmio e $2s$ allo ione ossidrilico:

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{K_{ps}} = \sqrt[3]{2,5 * 10^{-14}} = 3 * 10^{-5} mol/l$$

Per calcolare il pH minimo al quale l'idrossido di cadmio precipita nella soluzione data, calcoliamo la concentrazione di $[OH^-]$ usando il prodotto di solubilità.

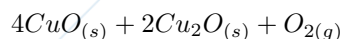
$$K_{ps} = [Cd^{2+}][OH^-]^2 \rightarrow [OH^-] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[Cd^{2+}]}} = \sqrt{\frac{2,5 * 10^{-14}}{0,0055M}} = 2,1 * 10^{-6} M$$

La concentrazione trovata è degli ioni ossidrilici, quindi è possibile trovare il pOH e poi sottrarlo da 14.

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log [OH^-] = 14 + \log 2,1 * 10^{-6} = 8,3$$

!Esercizio!

A 1024°C la pressione dell'ossigeno gassoso che si sviluppa dalla decomposizione dell'ossido di rame (II) (CuO) è 0,49bar. La reazione di equilibrio è la seguente:



1. Qual è l'espressione di K_p per la reazione e calcolalo?
2. Calcolare il valore di ΔG_r^\ominus alla stessa temperatura.
3. Calcolare la frazione di CuO che si decompone quando 0,16mol di CuO sono poste in un recipiente, inizialmente vuoto, di 2,0L a 1024°C
4. Una variazione di temperatura ha effetto sulla K_p ? (rispondere Si o No e spiegare anche come prevedere l'effetto)

!Soluzione!

1. Nelle reazioni i gas hanno due tipi di costanti di equilibrio: una che tiene conto delle concentrazioni e l'altra che tiene conto delle pressioni. La K_p ha quindi una espressione di questo tipo:

$$K_p = \frac{\prod_i P_{reagenti}^2(i)}{\prod_i P_{prodotti}(i)}$$

Tuttavia nella nostra reazione è presente una sola specie allo stato gassoso di cui ci è fornita la pressione, dunque la nostra $K_p = P_{O_2}^2 = 0,49bar$.

2. Per calcolare l'energia libera di reazione conoscendo la costante di equilibrio, possiamo avvalerci della seguente espressione:

$$\Delta G_r^\ominus = -RT \ln K_p = -8,314 \frac{J}{molK} * (1024 + 273,15)K * \ln 0,49bar = 7,7kJ/mol$$

Il valore dell'energia libera è maggiore di zero, perciò la reazione non è spontanea.

3. Per calcolare quante moli di CuO si decompongono, possiamo usare l'equazione fondamentale dei gas per calcolare quante moli di ossigeno si formano dato che abbiamo la sua pressione.

$$P_{O_2}V = n_{O_2}RT \rightarrow n_{O_2} = \frac{P_{O_2}V}{RT} = \frac{0,49bar * 2,0L}{0,083 \frac{Lbar}{molK} (1024 + 273,15)K} = 9,10 * 10^{-3}mol$$

Dalla reazione iniziale osserviamo che l'ossido rameico e l'ossigeno stanno in rapporto 4:1, perciò calcoliamo il numero di moli di CuO che si sono decomposte nel modo seguente:

$$n_{CuO} = 4 * n_{O_2} = 4 * 9,10 * 10^{-3}mol = 0,036moli$$

Facendo il rapporto con le moli iniziali, troviamo la frazione di reagente decomposto.

$$\frac{n_{CuO(decomposte)}}{n_{CuO(iniziali)}} = \frac{0,036mol}{0,16mol} = 0,225 \rightarrow 22,5\%$$

4. Secondo il principio di Le Chatelier una reazione tende a mantenere il proprio equilibrio il quale si sposta nel caso essa venga perturbata. La temperatura ha influenza sul calcolo della K_p in quanto un generale aumento di tale variabile, provoca un cambiamento delle pressioni e di conseguenza della costante stessa. Tuttavia questa cambia in due diversi modi, in base al tipo di reazione: se essa è esotermica ed genera calore, allora l'equilibrio si sposterà verso i reagenti; se invece è endotermica, essa assorbe calore spostando l'equilibrio verso i prodotti.