

Lista de Estequiometria 2 – Exercícios adicionais

Conceito estudado: Reagente limitante.

1. Ao adicionar um volume de 15,0 mL de uma solução de nitrato de prata (AgNO_3), cuja concentração é de 0,120 M, a um volume de 25 mL de uma solução de cloreto de sódio (NaCl), cuja concentração é de 0,080 M, observou-se a formação de um precipitado branco gelatinoso.

- a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada dessa reação;
- b) Calcule a quantidade, em massa, de precipitado formado;
- c) Caso haja algum reagente em excesso, calcule a massa desse reagente que não participa da reação.

2. Misturando uma massa de 3,5 g de carbonato de sódio (Na_2CO_3) com uma massa de 4,5 g de cloreto de cálcio (CaCl_2), ambos em solução, observou-se a formação de um precipitado branco. Após a filtração do precipitado, foi adicionado um volume de 45 mL de uma solução de nitrato de prata (AgNO_3), cuja concentração é de 0,8 M, à solução restante, observando a formação de um novo precipitado branco, de caráter gelatinoso.

- a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada de todas as reações de precipitação envolvidas;
- b) Calcule a quantidade, em massa dos precipitados formados;
- c) Ao misturar as soluções de carbonato de sódio e cloreto de cálcio, percebeu-se uma efervescência. Proponha uma causa para essa efervescência.

3. Em um experimento, realizados nas CNTP, pesou-se uma massa de 3,0 g de zinco metálico (Zn) em um béquer e adicionou-se 10 mL de uma solução de ácido clorídrico (HCl) concentrado (37% m/m), cuja densidade é de 1,18 g/mL. Durante a adição, notou-se o desprendimento de gás.

- a) Escreva a equação da reação global de oxirredução envolvida no experimento;
- b) Sabendo que, nas CNTP, 1 mol de qualquer gás ocupa um volume aproximado de 22,4 L, calcule quantos litros de gás foram liberados;
- c) Caso haja um reagente em excesso, calcule a quantidade de mols restantes dessa espécie;
- d) Caso fosse necessário identificar o gás liberado no experimento e tendo conhecimento da reação envolvida, proponha um método para confirmação da liberação do gás específico dessa reação.

4. Para analisar reações de precipitação, um aluno adicionou uma massa de 1,0 g de cloreto de ferro (III) (FeCl_3) a um béquer contendo 50 mL de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), cuja concentração é de 0,40 M. Observou-se a formação de um precipitado de coloração laranja escurecido.

- a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada desse processo;
- b) Calcule a quantidade, em massa, de sólido formado;
- c) Após uma filtração do sólido, adicionaram-se 3 gotas de fenolftaleína à solução restante e notou-se uma coloração rósea. Explique essa mudança de coloração.
- d) Caso a concentração da solução de hidróxido de sódio utilizada fosse 0,30 M, ao invés de 0,40 M, a mudança de coloração com a adição de fenolftaleína seria observada, teoricamente?

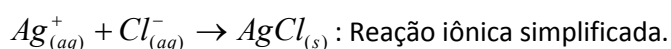
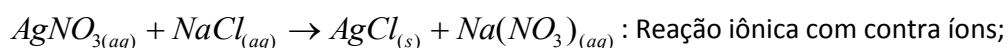
GABARITO

Lista de Estequiometria 2 – Exercícios adicionais

Conceito estudado: Reagente limitante.

1. Ao adicionar um volume de 15,0 mL de uma solução de nitrato de prata (AgNO_3), cuja concentração é de 0,120 M, a um volume de 25 mL de uma solução de cloreto de sódio (NaCl), cuja concentração é de 0,080 M, observou-se a formação de um precipitado branco gelatinoso.

a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada dessa reação;



b) Calcule a quantidade, em massa, de precipitado formado: 0,258 g.

Considerando que a concentração da solução de nitrato de prata é de 0,120 mol/L e o volume adicionado foi de 15,0 mL, tem-se que $1,8 \cdot 10^{-3}$ mol de nitrato de prata foi adicionado. Seguindo o mesmo raciocínio, tem-se que $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol de cloreto de sódio foram adicionados. Como a reação é de estequiometria 1:1, como foi observado na letra A, pode-se concluir que o nitrato de prata é o reagente limitante e que serão formados $1,8 \cdot 10^{-3}$ mol de cloreto de prata.

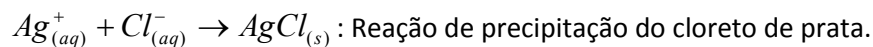
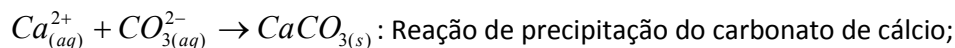
Sabendo que a massa molar do cloreto de prata é de 143,32 g/mol, conclui-se que uma massa de 0,258 g de precipitado foi formado.

c) Caso haja algum reagente em excesso, calcule a massa desse reagente que não participa da reação: 0,0116 g.

Como foi mostrado na letra B, o reagente limitante é o nitrato de prata e, portanto, o reagente em excesso é o cloreto de sódio, com $0,2 \cdot 10^{-3}$ mol em excesso. Sabendo que a massa molar do cloreto de sódio é de 58,443 g/mol, é possível saber que há 0,0116 g de cloreto de sódio que não sofrem reação.

2. Misturando uma massa de 3,5 g de carbonato de sódio (Na_2CO_3) com uma massa de 4,5 g de cloreto de cálcio (CaCl_2), ambos em solução, observou-se a formação de um precipitado branco. Após a filtração do precipitado, foi adicionado um volume de 45 mL de uma solução de nitrato de prata (AgNO_3), cuja concentração é de 0,8 M, à solução restante, observando a formação de um novo precipitado branco, de caráter gelatinoso.

a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada de todas as reações de precipitação envolvidas;



b) Calcule a quantidade, em massa dos precipitados formados: 3,302 g de carbonato de cálcio e 2,2931 g de cloreto de prata.

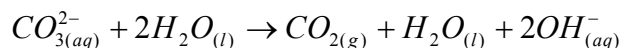
Adicionando uma massa de 3,5 g de carbonato de sódio (P.M. = 105,9885 g/mol), temos 0,033 mols adicionados. Seguindo o mesmo raciocínio para o cloreto de cálcio (P.M. = 110,98 g/mol), temos 0,041 mols adicionados. Como a reação de precipitação é de estequiometria 1:1, temos 0,033 mols de carbonato de cálcio (P.M. = 100,087 g/mol), o que corresponde a 3,302 g de sólido.

Sabendo que o reagente limitante é o carbonato de sódio, temos que o cloreto de cálcio é o reagente em excesso, com 0,008 mols sem reagir. De acordo com a fórmula do composto ($CaCl_2$), para cada mol do sal, temos 2 mols do ânion cloreto, logo, há 0,016 mols de cloreto sem reagir, em solução.

Um volume de 45 mL de uma solução de nitrato de prata, a uma concentração de 0,8 mol/L, corresponde à uma quantidade de 0,036 mols de $AgNO_3$ adicionadas. Estando claramente em excesso, temos a formação de 0,016 mols de cloreto de prata (P.M. = 143,32 g/mol), o que corresponde a 2,2931 g de sólido.

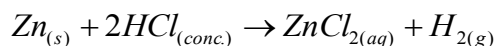
c) Ao misturar as soluções de carbonato de sódio e cloreto de cálcio, percebeu-se uma efervescência. Proponha uma causa para essa efervescência.

Considerando que ambos os compostos iniciais (carbonato de sódio e cloreto de cálcio) estão presentes em solução aquosa, no momento da adição das duas soluções pode ocorrer a formação de ácido carbônico, que rapidamente se dissocia em gás carbônico e água, sendo a causa da efervescência.



3. Em um experimento, realizados nas CNTP, pesou-se uma massa de 3,0 g de zinco metálico (Zn) em um béquer e adicionou-se 10 mL de uma solução de ácido clorídrico (HCl) concentrado (37% m/m), cuja densidade é de 1,18 g/mL. Durante a adição, notou-se o desprendimento de gás.

a) Escreva a equação da reação global de oxirredução envolvida no experimento;



b) Sabendo que, nas CNTP, 1 mol de qualquer gás ocupa um volume aproximado de 22,4 L, calcule quantos litros de gás foram liberados: 1,0282 L de gás hidrogênio.

A adição de 3,0 g de zinco metálico (P.M. = 65,370 g/mol) corresponde à uma adição de 0,0459 mol adicionado desse metal. No caso do ácido clorídrico (P.M. = 36,460 g/mol), 10 mL da solução concentrada corresponde à 11,8 g da mesma solução concentrada, o que, por sua vez, corresponde à 4,366 g de ácido clorídrico.

Sabendo a massa molar do ácido clorídrico, tem-se que 0,1197 mol adicionado de ácido clorídrico. Considerando que a reação é 1:2 em estequiometria dos reagentes, 0,0459 mol de zinco metálico demandaria 0,0918 mol de ácido clorídrico, um valor menor do que o adicionado. Logo, o zinco metálico é o reagente limitante e 0,0459 mol de cloreto de zinco e de gás hidrogênio serão formados.

Considerando a informação dada no enunciado (1 mol de qualquer gás nas CNTP ocupa, aproximadamente, um volume de 22,4 L), tem-se que 1,0282 L de gás seriam liberados.

c) Caso haja um reagente em excesso, calcule a quantidade de mols restantes dessa espécie: 0,0279 mols de HCl não reagem.

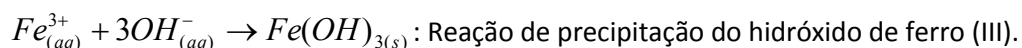
De acordo com a estequiometria da reação, com relação aos reagentes, de 1:2, temos que 0,0459 mols de zinco metálico e 0,0918 mols de ácido clorídrico reagem. Considerando a adição de 0,1197 mols do ácido, tem-se que 0,0279 mols de HCl não reagem.

d) Caso fosse necessário identificar o gás liberado no experimento e tendo conhecimento da reação envolvida, proponha um método para confirmação da liberação do gás específico dessa reação.

Um método simples seria aproximar uma chama perto da saída do gás (por exemplo, na saída de um erlenmeyer onde ocorre a reação). Como o gás hidrogênio é combustível, um aumento significativo da chama seria observado, ou até mesmo uma expansão violenta, mas rápida.

4. Para analisar reações de precipitação, um aluno adicionou uma massa de 1,0 g de cloreto de ferro (III) (FeCl_3) a um béquer contendo 50 mL de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), cuja concentração é de 0,40 M. Observou-se a formação de um precipitado de coloração laranja escurecido.

a) Escreva a equação iônica simplificada e balanceada desse processo;



b) Calcule a quantidade, em massa, de sólido formado: 0,659 g de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ formado.

Considerando a adição de 1,0 g de cloreto de ferro (III) (P.M. = 162,206 g/mol), temos a adição de $6,165 \cdot 10^{-3}$ mols de cloreto férrico. A adição de 50 mL de uma solução de hidróxido de sódio de concentração 0,40 mol/L origina a adição de 0,02 mol de hidróxido de sódio.

Como descrito na letra A, a reação de precipitação é, com relação aos reagentes, de estequiometria 1:3, logo, uma adição de $6,165 \cdot 10^{-3}$ mols de cloreto férrico tornaria necessária a adição de 0,0185 mols de hidróxido de sódio, uma quantidade menor do que foi adicionada. Logo, o reagente limitante é o cloreto férrico e serão formados $6,165 \cdot 10^{-3}$ mols de hidróxido de ferro (III).

Uma formação de $6,165 \cdot 10^{-3}$ mols de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (P.M. = 106,869 g/mol) significa a formação de 0,659 g de sólido formado.

c) Após uma filtração do sólido, adicionaram-se 3 gotas de fenolftaleína à solução restante e notou-se uma coloração rósea. Explique essa mudança de coloração.

A mudança da coloração de uma solução para rósea, com a adição de fenolftaleína, indica a presença de meio básico, o que é confirmado pelo excesso de 0,0015 mols de hidróxido de sódio em solução, sem reagir, como foi mostrado na letra B.

d) Caso a concentração da solução de hidróxido de sódio utilizada fosse 0,30 M, ao invés de 0,40 M, a mudança de coloração com a adição de fenolftaleína seria observada, teoricamente?

Considerando a mudança da concentração da solução, uma adição de 50 mL de uma solução de hidróxido de sódio a 0,30 mol/L origina a adição de 0,015 mol de base. Considerando as relações estequiométricas descritas em B, temos que, agora, o reagente limitante é o hidróxido de sódio, fazendo com que 0,005 mols de cloreto férrico reajam, apenas.

Como não há mais um excesso de base na solução, ou seja, teoricamente, todos os mols de hidroxila sofreram reação, a adição de fenolftaleína não provocaria mudança de coloração. A ausência de mudança é apenas teórica pois, mesmo considerando o hidróxido de sódio como reagente limitante, uma pequena parte dos seus íons OH^- poderiam não sofrer reação, tornando a concentração da solução final alta o bastante para que sua coloração mude com a presença de fenolftaleína.