**QUÍMICA**

TURMA: 🞎 201 🞎 202

ALUNO

**Exercícios de QUÍMICA - 4ª Etapa - Prof. Ítalo Multari Júnior**

**Questão 01)** (UNIFESP – adaptada) Sob condições experimentais adequadas, o gás metano (CH4) pode ser convertido nos gases etano (C2H6) e hidrogênio (H2):

2 CH4(g) ⮀ C2H4(g) + H2(g)

Para essa reação, a dependência da constante de equilíbrio com a temperatura é dada na tabela.

|  |  |
| --- | --- |
| Temperatura (K) | Constante de equilíbrio |
| 298 | 9 x 10-13 |
| 400 | 8 x 10-10 |
| 600 | 6 x 10-7 |

1. A reação de conversão do gás metano em gás etano é uma reação endotérmica ou exotérmica? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_
2. No sistema em equilíbrio, como o aumento da temperatura interfere na concentração do gás metano? Justifique sua resposta.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. Qual é o efeito observado na concentração do gás hidrogênio no equilíbrio quando se adiciona um catalisador? Justifique sua resposta.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Questão 02)** (PUC-SP/2011 – adaptada) A emissão do óxido nítrico (NO) na atmosfera é uma das preocupações ambientais nas grandes cidades. O óxido nítrico é formado a partir da reação entre o nitrogênio e o oxigênio, que pode ser representada pela equação a seguir.

N2(g) + O2(g) ⮀ 2 NO(g) ΔH = + 180,5 kJ

Determinada massa (m) de NO é obtida sob pressão de 2 atm e temperatura de 500 K, após um sistema contendo ar atmosférico entrar em equilíbrio químico. Para estudar o equilíbrio da reação, um estudante sugere algumas alterações neste sistema.

1. Aumentar a temperatura do sistema em 1000 K, mantendo a pressão em 2 atm.
2. Reduzir o volume do recipiente, aumentando a pressão dos gases, mas mantendo a temperatura em 500 K.
3. Adicionar gás oxigênio ao sistema, sem alterar a temperatura.

Compare as massas m(I), m(II) e m(III) de NO, nos equilíbrios (após as alterações propostas) com a massa m de NO obtida no sistema inicial.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Questão 03)** Um cilindro de volume V contém, em equilíbrio, 3,0 mol de H2(g), 2,0 mol de Cl2(g) e 4,0 mol de HCl(g). A equação química que representa o equilíbrio é:

H2(g) + Cl2(g) ⮀ 2 HCl(g)

Determine o valor da constante de equilíbrio em função das concentrações, Kc.

**Questão 04)** (Udesc/2012 – adaptada) Com relação às propriedades dos compostos pouco solúveis em equilíbrio com seus íons em solução aquosa, considere a seguinte reação:

CaCO3(s) + CO2(g) + H2O(l) ⮀ Ca2+(aq) + 2 HCO3−(aq) K = 2,13 x 10−14

1. Analise as afirmações abaixo e julgue-as como verdadeiras (V) ou falsas (F).

 A.( ) É possível dissolver o carbonato de cálcio sólido borbulhando dióxido de carbono gasoso à suspensão, pois o valor da constante de equilíbrio torna o processo favorável.

 B.( ) Constantes de equilíbrio maiores que 1 tendem a favorecer a formação dos produtos.

 C.( ) A adição de CO2(g) ao sistema vai causar mais precipitação de carbonato de cálcio.

 D.( ) Da constante de equilíbrio podemos inferir que a reação inversa é mais favorecida nas condições do experimento.

 E.( ) O acréscimo de carbonato de cálcio ao sistema não irá modificar as concentrações dos íons no equilíbrio.

1. Faça a correção das afirmações que julgou como falsas.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. Escreva a expressão de Kc para o equilíbrio descrito.

**Questão 05)** Calcule o valor da constante de equilíbrio Kp, a 127 ºC, para o equilíbrio:

2 SO2(g) + O2(g) ⮀ 2 SO3(g)

Sabe-se que o valor de Kc = 40.

Dados: T(K) = T(ºC) + 273

 R = 0,082 atm.L/mol.K

**Questão 06)** São colocados 2,0 mol de água num recipiente fechado de 2,0 litros de capacidade. Aquecendo essa água acima de 1.500 ºC, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:

2 H2O(g) ⮀ 2 H2(g) + O2(g)

Calcule o valor da constante de equilíbrio Kc, sabendo que a variação da quantidade de matéria, em mol, dos participantes está registrada no gráfico abaixo.



**Questão 07)** São introduzidos 2,0 mol de CO(g) e 1,5 mol de H2O(g) em um recipiente vazio, a uma temperatura T. Estabelecido o equilíbrio, existe no sistema 1,0 mol de CO2(g). Considerando a pressão P, determine o valor de Kp.

CO(g) + H2O(g) ⮀ CO2(g) + H2(g)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | CO(g) | H2O(g) | CO2(g) | H2(g) |
| Início |  |  |  |  |
| Reage |  |  | xxx | xxx |
| Produz | xxx | xxx |  |  |
| Equilíbrio |  |  |  |  |

**Questão 08)** Considere o gráfico de concentração X tempo abaixo:



1. Escreva a equação química que representa esse equilíbrio químico. (Desconsidere a proporção estequiométrica)
2. Compare a velocidade da reação direta com a da reação inversa no intervalo de tempo entre 0 e t1.
3. Cite três propriedades do sistema após o tempo t1.

**Questão 09)** São colocados 8,0 mol de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Após algum tempo, o seguinte equilíbrio é estabelecido a 450 ºC:

2 NH3(g) ⮀ N2(g) + 3 H2(g)

A variação do número de mol dos participantes está registrada no gráfico abaixo.

Nessas condições, determine a constante de equilíbrio, KC.

**Questão 10)** Um recipiente fechado contém o sistema gasoso representado pela equação:

2 XY2(g) + Y2(g) ⮀ 2 XY3(g).

Quando o sistema atinge o equilíbrio, encontra-se 0,4 mol de XY2(g) ; 1,6 mol de Y2(g) e 2,0 mol de XY3(g), sob uma pressão total de 6 atm.

1. Calcule a pressão parcial de cada substância no equilíbrio.
2. Determine o valor da constante de equilíbrio, em função das pressões parciais (KP).

**Questão 11)** Observe as representações abaixo referentes a reação:

H2(g)+ I2(g) ⮀ 2 HI(g)



* Tempo em minutos.
1. A partir de que instante o sistema atinge o equilíbrio?
2. Escreva a expressão de KC.
3. Complete o diagrama a seguir indicando o número de moléculas de todos os participantes nas ordenadas e o tempo em minutos do início até 45 minutos nas abscissas.



**Questão 12)** Considere um sistema em equilíbrio representado por:

2 SO2(g) + O2(g) ⮀ 2 SO3(g)

Em um recipiente de 2 litros foram introduzidos 8,0 mol de SO2 e 4,0 mol de O2. Verificou-se que, no equilíbrio, existe 1,0 mol de O2.

1. Preencha corretamente o quadro abaixo:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | 2 SO2 | O2 | 2 SO3 |
| Início |  |  |  |
| Reage |  |  | Xxx |
| Produz | xxx | xxx |  |
| Equilíbrio |  |  |  |
| Concentração mol/L |  |  |  |

1. Calcule o valor de KC utilizando os dados da tabela do item A.

**Questão 13)** Em um sistema em equilíbrio foi observada a seguinte variação da constante de equilíbrio em função da temperatura.

 Kc

 Temperatura

O aumento da temperatura favorece a reação direta ou inversa? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Justifique sua resposta.

Lembre-se:



**Questão 14)** Considere um sistema em equilíbrio químico representado pela seguinte equação:

a A + b B c C + d D

Com base nos seus conhecimentos, analise as afirmações abaixo e julgue-as como verdadeiras (V) ou falsas (F):

 A.( ) Quanto maior for o valor de Kc­ maior será o rendimento da reação direta.

 B.( ) O valor de Kc independe da temperatura em que a reação se processa.

 C.( ) Ambas as reações direta e inversa continuam ocorrendo com velocidades iguais.

 D.( ) Todas as reações reversíveis caminham espontaneamente para o equilíbrio e assim permanecem, a menos que um fator modifique tal situação.

 E.( ) As concentrações de todas as substâncias presentes no equilíbrio são constantes.

 F.( ) São iguais as concentrações de cada substância presente no equilíbrio.

Comente as afirmações que julgou como falsas:

**Questão 15)** Sabendo-se que no equilíbrio:

H2(g)  + I2(g) 2 HI(g)

a pressão parcial do hidrogênio (H2) é 0,22 atm, a do iodo (I2) é 0,22 atm e a do ácido iodídrico (HI) é 1,56 atm, determine o valor do Kp.

**Questão 16)**

**Questão 17)** A uma dada temperatura, para a reação:

SO2(g) + NO2(g) SO3(g) + NO(g) ; Kc = 5

As concentrações no equilíbrio de SO2(g), NO2(g) e NO(g) são, respectivamente, iguais a 0,5 mol/L, 2,0 mol/L e 0,1 mol/L. Determine a concentração, em mol/L, do SO3(g) no equilíbrio.

**Questão 18)** Considere a reação química, a 25 ºC e 1,0 atm:

2 SO2(g) + O2(g) 2 SO3(g) ; ΔH = - 22,6 kcal/mol

Foram introduzidos em um cilindro 3,5 mol de SO2(g) e 5,0 mol de SO3(g). O sistema atinge o equilíbrio algum tempo depois.

1. No equilíbrio químico, a quantidade em mol de SO3(g) será maior, menor ou igual à quantidade inicial (5,0 mol)? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Explique.
2. Compare a energia de ativação da reação direta com a energia de ativação da reação inversa.
3. Se fossem introduzidos no cilindro, em outro experimento, o dobro da quantidade de SO2(g) e de SO3(g), nas mesmas condições de temperatura e pressão, o valor de Kc seria maior, menor ou igual? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Explique.
4. Escreva a expressão de Kc para este equilíbrio.
5. Sabendo que o volume do cilindro é de 400 litros e que foram introduzidos 280 mol de SO2(g) e 220 mol de O2(g), sendo encontrados 200 mol de SO3(g) no equilíbrio, preencha as lacunas no quadro abaixo:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | SO2(g) | O2(g) | SO3(g) |
| Quantidade, em mol, inicial | 280 | 220 |  |
| Quantidade, em mol, que reage |  |  | XXXXXXXXXXXX |
| Quantidade, em mol, que é produzido | XXXXXXXXXXXX | XXXXXXXXXXXX |  |
| Quantidade, em mol, no equilíbrio químico |  |  | 200 |
| Concentração, em mol/L |  |  |  |

1. Calcule o valor de Kc de acordo com os dados do quadro do item (E).

**Questão 19)** Em atmosferas ricas em dióxido de carbono a grafita reage segundo a reação:

C(grafita) + CO2(g) 2 CO(g)

A 827 ºC, no estado de equilíbrio, as pressões parciais de CO e CO2 são 1,50 atm e 1,25 atm, respectivamente.

1. Calcule o valor da constante de equilíbrio (Kp) para a reação nessa temperatura.
2. Determine o valor de Kc.

Dados: Kp = Kc . (R.T)Δn

 R = 0,082 atm.L/mol.K

 T(K) = T(ºC) + 273

**Questão 20)** Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico tem-se:

[Co(H2O)6]2+(aq) + 4Cl-(aq) ⇄ [CoCl4]2-(aq) + 6 H2O(l)

O composto [Co(H2O)6]2+(aq), em solução aquosa, assume coloração rosada e o composto [CoCl4]2-(aq), também em solução aquosa, assume coloração azulada. Essa solução foi dividida em três partes e colocada em um tubos de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado a seguir.



1. Em que sentido (reação direta ou inversa) a reação representada acima absorve calor? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Justifique.
2. Em qual desses três experimentos a constante do equilíbrio acima tem o menor valor? Explique.

**Questão 21)** A reação de combustão de monóxido de carbono – CO(g) – a dióxido de carbono – CO2(g) – envolve um equilíbrio químico homogêneo gasoso.

1. Escreva a equação química balanceada do equilíbrio químico.
2. Para aumentar a produção de dióxido de carbono, a pressão do sistema deve ser aumentada. Justifique.

**Questão 22)** A reação N2O4(g) ⇄ 2 NO2(g) é endotérmica, com ΔH° = + 56,9 kJ.

1. De que modo, no equilíbrio estabelecido, a quantidade de NO2 pode ser afetada pelas seguintes modificações impostas ao sistema?
2. Adição de N2O4:
3. Abaixamento da pressão por aumento do volume do recipiente:
4. Aumento da temperatura:
5. Adição de um catalisador ao sistema:
6. Cite, dentre as variações apresentadas no item anterior, a que altera o valor de Kc. Justifique a resposta.

**Questão 23)** Considere o sistema em equilíbrio:

2 NO(g) + 2 CO(g) ⇄ N2(g) + 2 CO2(g) ΔH = - 747 kJ.

Assinale (V) para as afirmações verdadeiras e (F) para as falsas:

 A.( ) A adição de um catalisador favorece a formação dos produtos.

 B.( ) Aumentando-se a pressão total sobre o sistema, o equilíbrio não será deslocado.

 C.( ) O valor da constante de equilíbrio irá diminuir se aumentarmos a pressão parcial do N2(g).

 D.( ) A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a direita.

 E.( ) Aumentando-se a pressão parcial do CO2, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

 F.( ) A constante de equilíbrio, Kp, da reação em termos de pressões parciais, é dado pela expressão:

Correção das afirmações falsas:

**Questão 24)** Um estudante comprou, de segunda mão, um livro de Química já bastante manuseado. Lendo o capítulo referente a Equilíbrios Químicos, encontrou o gráfico abaixo, que representa a variação das concentrações dos componentes da reação, em função do tempo.



Infelizmente, faltava, no livro, a página seguinte, com a explicação do gráfico. Descreva o que está sendo ressaltado nos tempos t1, t2, t3 e t4.

**Questão 25)** Em um recipiente fechado, de volume constante, hidrogênio gasoso reagiu com excesso de carbono sólido, finamente dividido, formando gás metano, como descrito na equação:

C(s) + 2 H2(g) ⇐⇒ CH4(g)

Essa reação foi realizada em duas temperaturas, 800 e 900 K, e, em ambos os casos, a concentração de metano foi monitorada, desde o início do processo, até um certo tempo após o equilíbrio ter sido atingido. O gráfico apresenta os resultados desse experimento.



1. Em qual dos dois experimentos o equilíbrio químico foi atingido primeiro? \_\_\_\_\_ Mostre no diagrama.
2. A reação direta é endotérmica ou exotérmica? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Justifique sua resposta.
3. Descreva o que irá acontecer com a concentração de CH4(g) quando:
	* Acrescenta-se mais carbono sólido.
	* Aumenta-se a pressão sobre o sistema.
	* Retira-se hidrogênio gasoso do sistema.

**Questão 26)** O equilíbrio 2 NO2(g) ⇐⇒ N2O4(g) foi estudado e o resultado foi apresentado nos dois gráficos a seguir:

* O primeiro gráfico mostra a variação das concentrações das substâncias em função do tempo a 80 ºC até t4 e a 120 ºC até t6.
* O segundo gráfico mostra a variação da temperatura do sistema com o tempo.



* 1. Determine a constante de equilíbrio para o sistema, a 80 ºC.
	2. Que alteração aconteceu no instante t2?
	3. Como o sistema reagiu à alteração feita em t2?
	4. Qual é o sentido endotérmico da reação? Justifique.