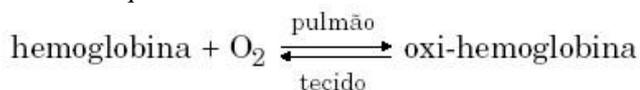


Exercícios sobre Deslocamento de Equilíbrio com Gabarito

1) (Vunesp-2001) No corpo humano, o transporte de oxigênio é feito por uma proteína chamada hemoglobina. Cada molécula de hemoglobina contém 4 átomos de ferro. O transporte de oxigênio, dos pulmões para os tecidos, envolve o equilíbrio reversível:

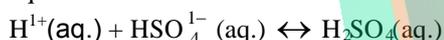


Mesmo um atleta bem treinado tem seu rendimento físico muito diminuído quando vai competir em localidades de altitude muito mais elevada do que a que está habituado. Após cerca de duas semanas de treinamento na nova altitude, o rendimento do atleta retorna ao normal.

- a) Explique, em termos químicos, por que o rendimento físico inicial do atleta diminui na altitude mais elevada.
b) Explique por que, após o período de adaptação, o rendimento do atleta retorna ao normal.

O que ocorre com as reservas originais de ferro do organismo em consequência da adaptação?

2) (Mack-2006) Cientistas descobriram que águas de gêiseres, dentro do Parque Yellowstone (E.U.A.), são moradia de certos microorganismos. Essas águas, as mais quentes do mundo, são ricas em ácido sulfúrico. A descoberta permite supor a existência de vida em outros ambientes inóspitos, dentro e fora da Terra. Considere que, nas águas dos gêiseres, predomine o equilíbrio



e que, numa amostra dessa água, se tenha verificado que $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,6\text{mol/L}$ e $[\text{HSO}_4^-] = 0,2\text{mol/L}$. O valor da constante de equilíbrio, na temperatura em que a experiência foi feita, é $K = 3,0 \cdot 10^1$. Assim, o pH da água da amostra analisada é

- a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 6

3) (UFMG-1999) O princípio de Le Chatelier permite prever os efeitos de perturbações impostas a sistemas em equilíbrio.

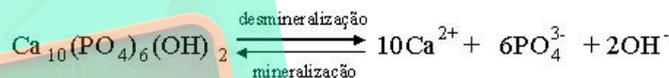
O quadro descreve três sistemas de interesse químico, bem como perturbações impostas a eles.

Sistema	Descrição	Perturbação imposta
I	Água e vapor, a 100 °C e pressão constante, no interior de uma panela de pressão fechada	Aumento da pressão interna
II	Solução saturada de sal em água, em contato com excesso de sal sólido	Adição de mais água
III	Oxidação de ferro metálico pelo oxigênio do ar em um recipiente aberto	Aumento da temperatura

Assinale a alternativa que apresenta os sistemas a que o princípio de Le Chatelier pode ser aplicado.

- A) I e III.
B) I, II e III.
C) I e II.
D) II e III.

4) (Fuvest-1999)



O esmalte dos dentes, principalmente hidroxiapatita que, sob certas condições, sofre dissolução (desmineralização), o que provoca a cárie.

Provoca desmineralização bochechar com

- I) uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (pH=9);
II) uma solução aquosa de cloreto de sódio (soro fisiológico);
III) vinagre diluído em água.

Dessas afirmações, apenas:

- a) a I é correta.
b) a II é correta.
c) a III é correta.
d) a I e a II são corretas.
e) a II e a III são corretas.

5) (Fuvest-1999) Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions da sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:

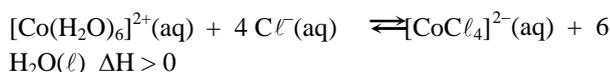


onde R representa parte de uma argila.

Se o solo for regado com uma solução aquosa de um adubo contendo NH_4NO_3 , o que ocorre com o equilíbrio acima?

- a) Desloca-se para o lado do $\text{Na}^+(\text{aq})$.
b) Desloca-se para o lado do $\text{NH}_4^+(\text{aq})$.
c) O valor de sua constante aumenta.
d) O valor de sua constante diminui.
e) Permanece inalterado.

6) (UFSCar-2001) 31. Quando se dissolve cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico, HCl (aq), ocorre o seguinte equilíbrio:



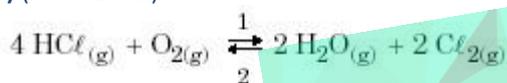
rosa

azul

À temperatura ambiente, a cor dessa solução é violeta.

- a) O que acontece com a cor da solução quando ela é aquecida? Justifique a resposta.
 b) O que acontece com a cor da solução quando se adiciona mais ácido clorídrico? Justifique a resposta.

7) (Mack-2002)



(T constante)

Da reação acima equacionada, pode-se afirmar que o equilíbrio:

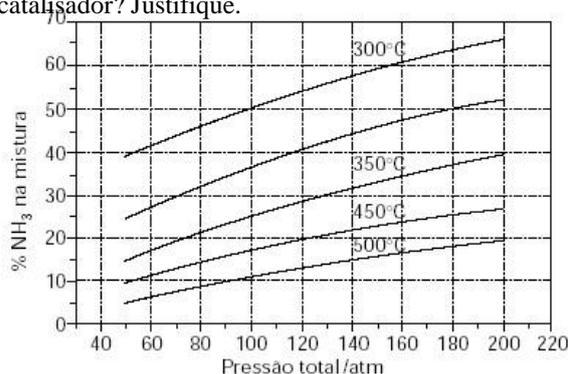
- a) desloca-se no sentido 2, se a pressão aumentar.
 b) desloca-se no sentido 1, se a concentração do Cl_2 aumentar.
 c) desloca-se no sentido 1, se for adicionado um catalisador.
 d) desloca-se no sentido 2, se a concentração de gás oxigênio diminuir.
 e) não se altera, se a pressão diminuir.

8) (Unicamp-2000) A revolução verde, que compreende a grande utilização de fertilizantes inorgânicos na agricultura, fez surgir a esperança de vida para uma população mundial cada vez mais crescente e, portanto, mais necessitada de alimentos.

O nitrogênio é um dos principais constituintes de fertilizantes sintéticos de origem não orgânica. Pode aparecer na forma de uréia, sulfato de amônio, fosfato de amônio etc., produtos cuja produção industrial depende da amônia como reagente inicial. A produção de amônia, por sua vez, envolve a reação entre o gás nitrogênio e o gás hidrogênio. A figura a seguir mostra, aproximadamente, as porcentagens de amônia em equilíbrio com os gases nitrogênio e hidrogênio, na mistura da reação de síntese.

- a) A reação de síntese da amônia é um processo endotérmico? Justifique.
 b) Imagine que uma síntese feita à temperatura de 450°C e pressão de 120 atm tenha produzido 50 toneladas de amônia até o equilíbrio. Se ela tivesse sido feita à temperatura de 300°C e à pressão de 100 atm, quantas toneladas a mais de amônia seriam obtidas? Mostre os cálculos.
 c) Na figura, a curva não sinalizada com o valor de temperatura pode corresponder aos dados de equilíbrio para

uma reação realizada a 400°C na presença de um catalisador? Justifique.

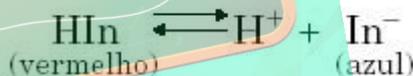


9) (Vunesp-2001) Leia o seguinte trecho de um diálogo entre Dona Benta e seus netos, extraído de um dos memoráveis livros de Monteiro Lobato, Serões de Dona Benta :

— ... Toda matéria ácida tem a propriedade de tornar vermelho o papel de tornassol.
 — ... A matéria básica não tem gosto ácido e nunca faz o papel de tornassol ficar vermelho...

— E os sais?
 — Os sais são o produto da combinação dum ácido com uma base. ...
 — E de que cor os sais deixam o tornassol?
 — Sempre da mesma cor. Não têm nenhum efeito sobre ele. ...

a) Explique como o papel de tornassol fica vermelho em meio ácido, sabendo que o equilíbrio para o indicador impregnado no papel pode ser representado como:



b) Identifique uma parte do diálogo em que há um conceito químico errado. Justifique sua resposta.

10) (Unicamp-1994) A reação de transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono, representada pela equação a seguir, é muito importante para alguns processos metalúrgicos.

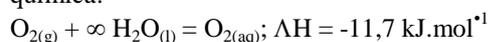


A constante de equilíbrio desta reação pode ser expressa, em termos de pressões parciais, como: $K = p^2(\text{CO})/p(\text{CO}_2)$. Qual é o efeito sobre este equilíbrio quando:

- a) adiciona-se carbono sólido?
 b) aumenta-se a temperatura?
 c) introduz-se um catalisador?

Justifique suas respostas.

11) (Unicamp-1997) O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de vida no planeta. Ele pode ser representado pela seguinte equação química:

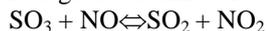


Observação: o símbolo ∞ significa grande quantidade de substância.

a) Considerando que a altitude seja a mesma em que lago há mais oxigênio dissolvido: em um de águas a 10°C ou em outro de águas a 25°C ? Justifique.

b) Considerando uma mesma temperatura, onde há mais oxigênio dissolvido, em um lago no alto da cordilheira dos Andes ou em outro em sua base? Justifique.

12) (Vunesp-1996) Considere o equilíbrio que ocorre em fase gasosa a uma certa temperatura:



Explique:

a) o efeito no equilíbrio provocado pela remoção de NO_2 .

b) por que um aumento de pressão sobre o sistema não influi no equilíbrio.

13) (Vunesp-1996) Em recipiente fechado, à temperatura constante, ocorre o seguinte equilíbrio em fase gasosa:

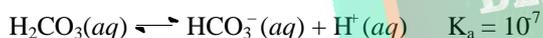
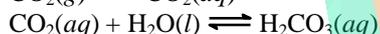
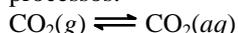


Explique os efeitos que provocam nesse equilíbrio:

a) a adição de N_2 gasoso ao recipiente.

b) o aumento da pressão sobre o sistema.

14) (UFPE-2002) A solubilidade do dióxido de carbono em refrigerantes pode ser representada pelos seguintes processos:



Nos refrigerantes o CO_2 é mantido a pressões maiores que a atmosférica, mas após abertos, a pressão entra em equilíbrio com a pressão atmosférica, e portanto o pH do refrigerante, de acordo com as equações acima, deverá:

A) aumentar.

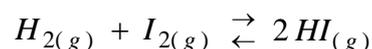
B) diminuir.

C) permanecer inalterado.

D) tornar-se igual a 10^{-7} .

E) tornar-se igual a 10^7 .

15) (PUC-MG-2001) A síntese de HI é um processo exotérmico que, no equilíbrio, pode ser representado pela equação:



Com relação a esse processo, é **CORRETO** afirmar que:

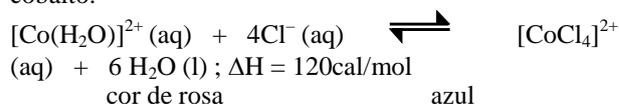
a) quando abaixarmos a temperatura, o equilíbrio é deslocado para a direita.

b) quando adicionarmos uma pequena quantidade de hidrogênio, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

c) quando retirarmos uma parte do iodo, o equilíbrio é deslocado para a direita.

d) quando adicionarmos um catalisador, o equilíbrio é deslocado para a direita.

16) (UFC-2003) A aplicação do princípio de Le Chatelier possibilita o controle da direção e da extensão de uma determinada reação química. Um exemplo típico é o equilíbrio entre as formas cor de rosa e azul dos íons cobalto.



Assinale a alternativa que apresenta uma ação sobre o sistema, que favorece a formação da solução de cor azul.

A) Diminuição da concentração de Cl^- .

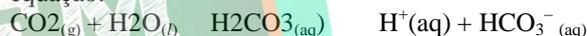
B) Diminuição da temperatura.

C) Diluição da solução.

D) Aumento da concentração de água.

E) Adição de cloreto de sódio aquoso.

17) (UFSCar-2002) O pH do sangue humano de um indivíduo saudável situa-se na faixa de 7,35 a 7,45. Para manter essa faixa de pH, o organismo utiliza vários tampões, sendo que o principal tampão do plasma sanguíneo consiste de ácido carbônico e íon bicarbonato. A concentração de íons bicarbonato é aproximadamente vinte vezes maior que a concentração de ácido carbônico, com a maior parte do ácido na forma de CO_2 dissolvido. O equilíbrio químico desse tampão pode ser representado pela equação:



Analise as afirmações seguintes.

I. Quando uma pequena quantidade de base entra em contato com uma solução tampão, os íons hidróxido reagem com o ácido do tampão, não alterando praticamente o pH dessa solução.

II. Quando a concentração de íons bicarbonato no sangue aumenta, o pH também aumenta.

III. Quando a concentração de CO_2 no sangue aumenta, o pH diminui.

São corretas as afirmações:

a) I, apenas.

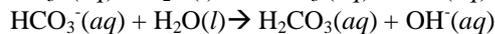
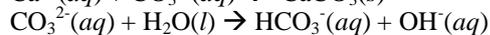
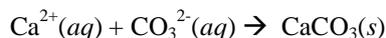
b) II, apenas.

c) III, apenas.

d) I e II, apenas.

e) I, II e III.

18) (UFPE-2003) O aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera tem outras consequências além do efeito estufa. Analisando-se as principais reações envolvidas na formação do esqueleto calcário dos corais (carbonato de cálcio),



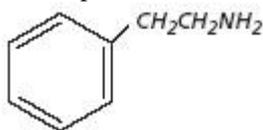
pode-se inferir, a partir do Princípio de Le Chatelier, que o aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera:

- causará um aumento na formação do esqueleto dos corais.
- causará uma diminuição na formação do esqueleto dos corais.
- não afetará a formação do esqueleto dos corais
- aumentará o pH da água do mar.
- causará um aumento da concentração de íons hidroxila.

19) (Vunesp-2004) Uma das substâncias responsáveis pelo odor desagradável em banheiros muito utilizados é o gás amônia (NH_3), resultante da decomposição da uréia presente na urina. Este gás é dissolvido na água e reage com ela, produzindo íons amônio (NH_4^+) em solução.

- Escreva a equação química para a reação da amônia com a água e informe qual o efeito dessa reação sobre o pH da solução resultante.
- Estando disponíveis soluções aquosas de ácido clorídrico (HCl), hidróxido de sódio (NaOH) e cloreto de sódio (NaCl), qual delas deveria ser utilizada para a diminuição imediata do odor da amônia? Utilize o Princípio de Le Chatelier para justificar sua resposta.

20) (Unicamp-2005) A comunicação que ocorre entre neurônios merece ser destacada. É através dela que se manifestam as nossas sensações. Dentre as inúmeras substâncias que participam desse processo, está a 2-feniletilamina a qual se atribui o ficar enamorado. Algumas pessoas acreditam que sua ingestão poderia estimular o processo do amor mas, de fato, isto não se verifica. A estrutura da molécula dessa substância está abaixo representada.



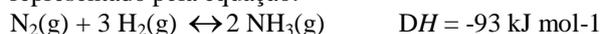
- Considerando que alguém ingeriu certa quantidade de 2-feniletilamina, com a intenção de cair de amores, escreva a equação que representa o equilíbrio ácido-base dessa substância no estômago. Use fórmulas estruturais.
- Em que meio (aquoso) a 2-feniletilamina é mais solúvel: básico, neutro ou ácido? Justifique.

21) (Vunesp-2005) O metanol é um produto com elevada toxidez, podendo provocar náusea, vômito, perturbação visual, confusão mental e conduzindo à morte em casos mais graves de intoxicação. Em alguns países ele é utilizado como combustível, em especial em competições automobilísticas, e pode ser obtido industrialmente pela reação do monóxido de carbono com o hidrogênio.

- Escreva a equação química para a reação do monóxido de carbono com o hidrogênio, produzindo o metanol, e a expressão para a constante de equilíbrio para esta reação no estado gasoso.

b) Mantidas as demais condições constantes, qual o efeito esperado do aumento da pressão sobre a produção do metanol neste processo? Justifique.

22) (UFV-2005) A amônia é um importante insumo da indústria de fertilizantes. O processo industrial de síntese desse composto, conhecido como Haber-Bosh, baseia-se na reação entre o nitrogênio e o hidrogênio gasosos, como representado pela equação:



Sabendo que, industrialmente, esta síntese é realizada na presença de catalisadores e com temperatura e pressão elevadas, assinale a afirmativa INCORRETA relacionada com a síntese da amônia.

- O uso de catalisadores não altera o rendimento da reação.
- O aumento da temperatura altera a constante de equilíbrio.
- O aumento da temperatura e o uso de catalisadores aumentam a velocidade da reação.
- O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de formação da amônia.
- O aumento da pressão diminui o rendimento da reação.

23) (Mack-2004) Se, ao equilíbrio acima, se adicionar uma solução de NaOH,



- a quantidade de amônia liberada aumenta.
- a concentração do íon amônio aumenta.
- o pH da solução em equilíbrio diminui.
- não há qualquer alteração.
- a quantidade de amônia liberada diminui.

24) (Mack-2004) Numa churrasqueira, para tornar o carvão em brasa mais incandescente, é hábito abanar ou assoprar o carvão. Essa prática funciona bem, pois provoca:

- o aumento da concentração de gás nitrogênio, que é o reagente principal numa combustão.
- o aumento da concentração de gás carbônico, que aumenta a velocidade da reação.
- a diminuição da concentração de gás nitrogênio, favorecendo a combustão do carvão.
- o aumento da concentração de gás oxigênio, que é o comburente da reação.
- o aumento da concentração de gás oxigênio, que é o combustível da reação.

25) (VUNESP-2006) O equilíbrio ácido básico do sangue pode ser representado como segue:

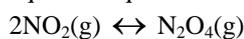


Assinale a alternativa que apresente dois fatores que combateriam a alcalose respiratória (aumento do pH sanguíneo).

- Aumento da concentração de CO_2 e HCO_3^-

- B) Diminuição da concentração de CO_2 e HCO_3^-
 C) Diminuição da concentração de CO_2 e aumento da concentração de HCO_3^-
 D) Aumento da concentração de CO_2 e diminuição da concentração de HCO_3^-
 E) Aumento da concentração de CO_2 e diminuição da concentração de H_2O .

26) (UNIFESP-2006) Poluentes como óxidos de enxofre e de nitrogênio presentes na atmosfera formam ácidos fortes, aumentando a acidez da água da chuva. A chuva ácida pode causar muitos problemas para as plantas, animais, solo, água, e também às pessoas. O dióxido de nitrogênio, gás castanho, em um recipiente fechado, apresenta-se em equilíbrio químico com um gás incolor, segundo a equação:

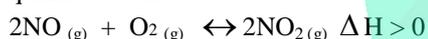


Quando esse recipiente é colocado em um banho de água e gelo, o gás torna-se incolor. Em relação a esse sistema, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A reação no sentido da formação do gás incolor é exotérmica.
 II. Com o aumento da pressão do sistema, a cor castanha é atenuada.
 III. Quando o sistema absorve calor, a cor castanha é acentuada.
 Dentre as afirmações, as corretas são:

- A) I, apenas.
 B) III, apenas.
 C) I e III, apenas.
 D) II e III, apenas.
 E) I, II e III.

27) (UFC-2006) Uma das reações que podem ocorrer em uma atmosfera poluída é representada pelo equilíbrio químico abaixo:



Considerando tratar-se de uma reação simples e elementar, analise as afirmativas abaixo e marque a alternativa correta.

- A) A ordem total da reação é 2.
 B) Aumentando-se a pressão do sistema, não se altera a posição do equilíbrio.
 C) Aumentando-se a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.
 D) A reação é de terceira ordem, com relação ao NO , e de primeira ordem, com relação ao O_2 .
 E) A reação é de segunda ordem, com relação ao NO , e de primeira ordem, com relação ao O_2 .

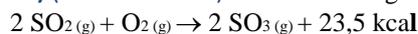
28) (UFPB-2006) O estudo da síntese da amônia,

$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, bem como o seu controle, é de fundamental importância, tendo em vista a crescente demanda de fertilizantes à base de nitrogênio, um nutriente essencial ao crescimento dos vegetais.

Com respeito à síntese da amônia, é correto afirmar:

- a) O aumento da pressão total aumenta a produção de nitrogênio.
 b) A diminuição da pressão total aumenta a produção de amônia.
 c) O aumento da pressão total desloca o equilíbrio para a direita.
 d) O aumento da pressão total desloca o equilíbrio para o lado de maior volume.
 e) A pressão não exerce nenhuma influência sobre o equilíbrio da reação.
 f) A diminuição da pressão total desloca o equilíbrio para o lado da menor quantidade de mols.

29) (PUC - PR-2007) Considere a seguinte reação :



Para que o equilíbrio possa ser deslocado para a direita poderemos :

- I. Aumentar a pressão
 II. Aumentar a temperatura
 III. Aumentar a concentração de $\text{SO}_2(\text{g})$
 IV. Diminuir a pressão
 V. Diminuir a temperatura

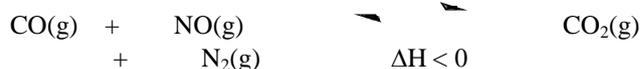
Estão corretas as afirmações:

- a) I, III e V.
 b) I, II e III.
 c) II, III e IV.
 d) III, IV e V.
 e) I, IV e V.

30) (UFSC-2007)

Os catalisadores automotivos são formados por uma colméia metálica ou cerâmica, impregnada por uma mistura de paládio-ródio (para veículos a gasolina) ou paládio-molibdênio (para veículos a álcool). Esses dispositivos têm a função de converter gases nocivos, dentre eles os óxidos de nitrogênio (NO_x) e o monóxido de carbono (CO), em substâncias menos prejudiciais à saúde (CO_2 e N_2).

Uma das reações que ocorre nos catalisadores é representada pela equação não balanceada:



Considere que num recipiente fechado contendo inicialmente 3 mol de monóxido de carbono e 2 mol de monóxido de nitrogênio, o equilíbrio foi estabelecido quando 90% de monóxido de nitrogênio foi consumido.

Com base nas informações fornecidas e na equação balanceada, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

01. O aumento da temperatura favorece a formação de CO_2 e N_2 .

02. Na reação em questão, o catalisador tem a função de alterar a posição do equilíbrio.

04. No equilíbrio, a quantidade de monóxido de carbono no recipiente é de 1,2 mol.

08. A reação é favorecida pelo aumento da pressão.

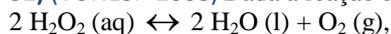
16. A expressão da constante de equilíbrio, em termos da concentração, é dada por:

$$K_c = [\text{CO}_2]^2 \cdot [\text{N}_2] / [\text{CO}] \cdot [\text{NO}]^2.$$

32. A quantidade total de mol de gases, no equilíbrio, é igual a 4,1.

64. A introdução de $\text{N}_{2(g)}$ no equilíbrio acarreta uma diminuição da concentração de $\text{NO}_{(g)}$.

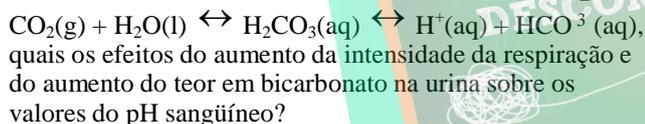
31) (VUNESP-2008) Dada a reação exotérmica:



a alteração que favorece a formação dos produtos é a elevação da

- temperatura.
- pressão parcial de O_2 .
- concentração de H_2O .
- pressão.
- concentração de H_2O_2 .

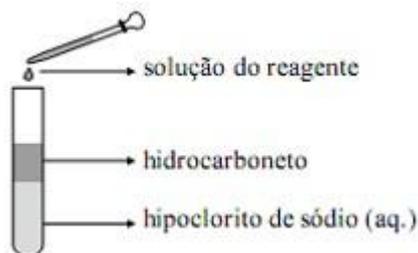
32) (VUNESP-2008) Dois fatores que podem alterar o pH sanguíneo são: a intensidade da respiração (quanto maior a intensidade, menor o teor de CO_2 no sangue) e o teor de bicarbonato na urina (quanto maior o teor de bicarbonato na urina, maior a diminuição de sua concentração no sangue). Considerando a equação química



33) (UFC-2009) Considere uma solução aquosa de ácido acético, de concentração qualquer. Com a temperatura constante, se em determinado volume desta solução for adicionado acetato de sódio, irá ocorrer um deslocamento do equilíbrio químico. Com base nessas informações, responda o que se pede a seguir.

Em que sentido este equilíbrio químico será deslocado? Justifique sua resposta ao item A em termos de constante de equilíbrio (K_a).

34) (VUNESP-2010) Uma das etapas finais do tratamento da água envolve o borbulhamento de cloro no efluente para desinfecção. A substância cloro é encontrada como um gás amarelo-esverdeado a 25°C e 1 atm. Pequenas quantidades deste gás podem ser geradas em laboratório de acordo com o experimento ilustrado:



à medida que o gás cloro é formado pela perturbação do seguinte equilíbrio na fase aquosa $\text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{OH}^-$, a fase que contém o hidrocarboneto vai adquirindo a coloração esverdeada típica deste halogênio.

Considerando que a cada um dos cinco frascos contendo quantidades idênticas da mesma solução de hipoclorito de sódio e de hidrocarboneto líquido, foi adicionada uma das seguintes soluções: cloreto de sódio, hidróxido de sódio, ácido acético, ácido clorídrico e nitrato de amônio, todas com as mesmas concentrações molares, haverá a maior produção de gás cloro no tubo ao qual foi adicionado a solução de

- Cloreto de sódio.
- Hidróxido de sódio.
- Ácido acético.
- Ácido clorídrico.
- Nitrato de amônio.

35) (Vunesp-1999)

Pressão (atm)	Porcentagens de Conversão em Três Temperaturas		
	200 °C	400 °C	600 °C
1	15,3%	0,44%	0,05%
100	80,6%	25,1%	4,47%
1.000	98,3%	80,0%	31,5%

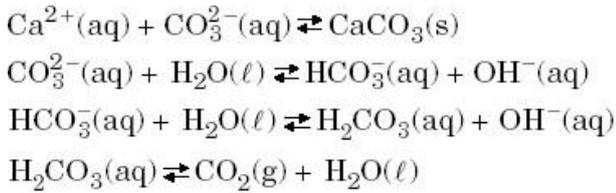
No estado gasoso, ocorre a reação representada pela equação $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

As porcentagens de conversão dos reagentes em NH_3 , em diferentes condições de temperatura e pressão, estão resumidas na tabela.

a) A reação de síntese da amônia é exotérmica ou endotérmica? Justifique a resposta.

b) Justifique a relação que existe, a uma dada temperatura, entre o aumento da pressão e a porcentagem de conversão dos reagentes em NH_3 .

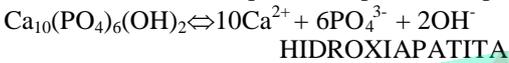
36) (Fuvest-2002) Galinhas não transpiram e, no verão, a frequência de sua respiração aumenta para resfriar seu corpo. A maior eliminação de gás carbônico, através da respiração, faz com que as cascas de seus ovos, constituídas principalmente de carbonato de cálcio, se tornem mais finas. Para entender tal fenômeno, considere os seguintes equilíbrios químicos:



Para que as cascas dos ovos das galinhas não diminuam de espessura no verão, as galinhas devem ser alimentadas

- com água que contenha sal de cozinha.
- com ração de baixo teor de cálcio.
- com água enriquecida de gás carbônico.
- com água que contenha vinagre.
- em atmosfera que contenha apenas gás carbônico.

37) (Vunesp-2002) O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita que, em determinadas condições, pode ser dissolvida devido ao equilíbrio representado pela equação:



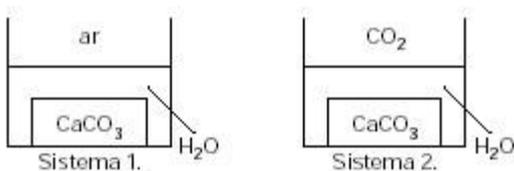
Considere três pessoas, X, Y e Z, que consomem diariamente os produtos cujos valores de pH estão apresentados na tabela.

Pessoas	Produtos consumidos diariamente	pH
X	Suco de laranja	3
Y	Água com gás	4
Z	Leite de magnésia	10

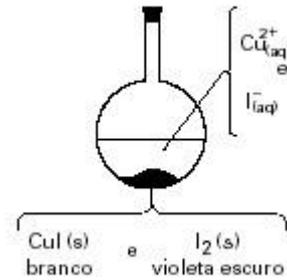
Considerando somente o efeito do uso contínuo destes três produtos, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita do esmalte dos dentes:

- da pessoa X, apenas.
- da pessoa Y, apenas.
- das pessoas X e Y, apenas.
- da pessoa Z, apenas.
- das pessoas X e Z, apenas.

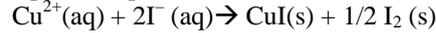
38) (Vunesp-2002) Considere os dois sistemas, 1 e 2, observados por iguais períodos de tempo, em que as partes aquosas estão em equilíbrio com o ar e com o CO₂, respectivamente, à temperatura ambiente. São dados os equilíbrios:



- $$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$$
- $$\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{calor}$$
- $$\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HCO}_3^{-}(\text{aq})$$
- Explique o motivo pelo qual a solubilização do carbonato de cálcio no sistema 1 é consideravelmente menor do que no sistema 2.
 - Explique por que, se o sistema 2 fosse resfriado, a quantidade de CaCO₃ dissolvida seria maior do que se o sistema fosse mantido à temperatura ambiente.



39) (Fuvest-2000) No sistema aquoso representado acima, existe o seguinte equilíbrio químico:



- Ao balão, foi acrescentado benzeno, que é um líquido incolor, imiscível com água, no qual, dentre as espécies do equilíbrio, somente o iodo é muito solúvel, conferindo-lhe cor vermelha. Como resultado de tal perturbação, após agitação e repouso, estabelece-se um novo estado de equilíbrio. Em relação à situação inicial, têm-se agora:
- maior [Cu²⁺(aq)], maior quantidade de CuI (s), e benzeno vermelho.
 - maior [Cu²⁺(aq)], menor quantidade de CuI (s), e benzeno incolor.
 - menor [Cu²⁺(aq)], menor quantidade de CuI (s), e benzeno vermelho.
 - menor [Cu²⁺(aq)], menor quantidade de CuI (s), e benzeno incolor.
 - menor [Cu²⁺(aq)], maior quantidade de CuI (s), e benzeno vermelho.

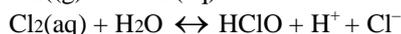
40) (Fuvest-2002) O transporte adequado de oxigênio para os tecidos de nosso corpo é essencial para seu bom funcionamento. Esse transporte é feito através de uma substância chamada oxi-hemoglobina, formada pela combinação de hemoglobina (Hb) e oxigênio dissolvidos no nosso sangue. Abaixo estão representados, de maneira simplificada, os equilíbrios envolvidos nesse processo: 100 mL de sangue contêm por volta de 15 g de hemoglobina e 80 g de água. Essa massa de hemoglobina (15 g) reage com cerca de 22,5 mL de oxigênio, medidos nas condições ambiente de pressão e temperatura.

- Considerando o exposto acima,
- calcule a quantidade, em mols, de oxigênio que reage com a massa de hemoglobina contida em 100 mL de sangue.
 - calcule a massa molar aproximada da hemoglobina.
 - justifique, com base no princípio de Le Châtelier, aplicado aos equilíbrios citados, o fato de o oxigênio ser muito mais solúvel no sangue do que na água.
- Dado: volume molar de O₂, nas condições ambiente de pressão e temperatura: 25 L/mol

41) (ITA-2005) A 25°C e 1atm, um recipiente aberto contém uma solução aquosa saturada em bicarbonato de sódio em equilíbrio com seu respectivo sólido. Este recipiente foi aquecido à temperatura de ebulição da solução por 1 hora. Considere que o volume de água perdido por evaporação foi desprezível.

- a) Explique, utilizando equações químicas, o que ocorre durante o aquecimento, considerando que ainda se observa bicarbonato de sódio sólido durante todo esse processo.
 b) Após o processo de aquecimento, o conteúdo do béquer foi resfriado até 25°C. Discuta qual foi a quantidade de sólido observada logo após o resfriamento, em relação à quantidade do mesmo (maior, menor ou igual) antes do aquecimento. Justifique a sua resposta.

42) (Unifesp-2004) Quando se borbulha Cl₂(g) na água, estabelecem-se os seguintes equilíbrios:



Analisando-se esses equilíbrios, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Quanto maior o pH da água, maior será a solubilidade do gás.

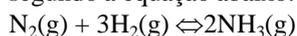
II. Pode ocorrer desprendimento de Cl₂ gasoso se for adicionado NaCl sólido à solução.

III. A constante de dissociação do HClO aumenta se for adicionado um ácido forte à solução, a 25°C.

Está correto o que se afirma em

- A) I, apenas.
 B) II, apenas.
 C) I e II, apenas.
 D) II e III, apenas.
 E) I, II e III.

43) (UnB-2001) No início do século XX, a perspectiva da I Guerra Mundial gerou uma busca desesperada por compostos de nitrogênio, uma vez que os nitratos, usados como fertilizantes na agricultura, vinham sendo utilizados na fabricação de explosivos. Essa demanda esgotou rapidamente os depósitos de compostos nitrogenados existentes naquela época. O problema da escassez desses compostos foi superado devido ao trabalho do químico alemão Fritz Haber, que descobriu um meio econômico para aproveitar o gás nitrogênio, encontrado em abundância na atmosfera. Essa descoberta rendeu-lhe o Prêmio Nobel de Química em 1918. O método inventado por Haber, utilizado até os dias atuais, consiste em uma síntese catalítica de amônia, sob temperatura e pressão elevadas, a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio, presentes no ar, segundo a equação abaixo.



Sabendo que a decomposição de amônia é favorecida termodinamicamente pelo aumento da temperatura, julgue os itens a seguir, relativos ao processo mencionado no texto II.

- (1) A reação de síntese da amônia pelo processo Haber é exotérmica.
 (2) A pressão elevada, mencionada no texto, é utilizada para deslocar o equilíbrio no sentido de formação de amônia.

(3) Com o aumento da temperatura, o equilíbrio é alcançado mais rapidamente.

(4) O uso de catalisador no processo propicia um estado de transição energeticamente idêntico àquele atingido sem o uso do mesmo.

44) (Fuvest-2000) Considere o equilíbrio, em fase gasosa, $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ cuja constante K, à temperatura de 430 °C, é igual a 4.

Em um frasco de 1,0 L, mantido a 430 °C, foram misturados 1,0 mol de CO, 1,0 mol de H₂O, 3,0 mol de CO₂ e 3,0 mol de H₂. Esperou-se até o equilíbrio ser atingido.

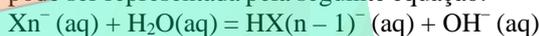
a) Em qual sentido, no de formar mais CO ou de consumi-lo, a rapidez da reação é maior, até se igualar no equilíbrio? Justifique.

b) Calcule as concentrações de equilíbrio de cada uma das espécies envolvidas (*Lembrete: 4=2²*).

Obs.: Considerou-se que todos os gases envolvidos têm comportamento de gás ideal.

45) (Unicamp-2001) Naná responde prontamente; afinal a danada é craque em Química. Veja só o experimento e as perguntas que ela propõe a Chuá:

— Quando em solução aquosa, o cátion amônio, NH₄⁺, dependendo do pH, pode originar cheiro de amônia, em intensidades diferentes. Imagine três tubos de ensaio, numerados de 1 a 3, contendo, cada um, porções iguais de uma mesma solução de NH₄Cl. Adiciona-se, no tubo 1 uma dada quantidade de NaCH₃COO e agita-se para que se dissolva totalmente. No tubo 2, coloca-se a mesma quantidade em moles de Na₂CO₃ e também se agita até a dissolução. Da mesma forma se procede no tubo 3, com a adição de NaHCO₃. A hidrólise dos ânions considerados pode ser representada pela seguinte equação:



Os valores das constantes das bases K_b para acetato, carbonato e bicarbonato são, na sequência:

5,6 × 10⁻¹⁰, 5,6 × 10⁻⁴ e 2,4 × 10⁻⁸. A constante K_b da amônia é 1,8 × 10⁻⁵.

a) Escreva a equação que representa a liberação de amônia a partir de uma solução aquosa que contém íons amônio.

b) Em qual dos tubos de ensaio se percebe cheiro mais forte de amônia? Justifique.

c) O pH da solução de cloreto de amônio é maior, menor ou igual a 7,0? Justifique usando equações químicas.

— Ó Naná, você está querendo me estourar, mas não vai conseguir. Lembro-me muito bem das explicações da nossa professora esclarecendo sobre equilíbrio em solução aquosa — fala Chuá.

46) (Unicamp-2001) — Que moleza! Está pensando o quê? Pergunta é a que vou lhe fazer agora! — vibra Naná. — Vamos falar um pouco de respiração.

— Respiração? — pergunta Chuá. — Mas estamos estudando Química ou Biologia?

— Pois é, mas os átomos e as moléculas não sabem disso, e as reações químicas continuam ocorrendo em todos os seres vivos — emenda Naná, continuando: — No corpo humano, por exemplo, o CO_2 dos tecidos vai para o sangue e o O_2 do sangue vai para os tecidos. Quando o sangue alcança os pulmões, dá-se a troca inversa. O sangue contém, também, substâncias que impedem a variação do pH, o que seria fatal ao indivíduo. Mesmo assim, pode ser observada pequena diferença de pH (da ordem de 0,04) entre o sangue arterial e o venoso.

a) Utilizando equações químicas explique onde se pode esperar que o pH seja um pouco mais baixo: no sangue arterial ou no venoso?

— Puxa! Nessa você me pegou. Mas vou resolver — diz Chuá.

Naná, porém, logo continua: — Quando em repouso, liberamos nos pulmões, por minuto, cerca de 200mL de dióxido de carbono oriundo do metabolismo, medida esta feita a temperatura ambiente (25°C). Você está comendo pão que podemos considerar, numa simplificação, como sendo apenas um polímero de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). A massa dessa fatia é de aproximadamente 18 gramas.

b) Seguindo esse raciocínio e admitindo, ainda, que a fatia se transforme em CO_2 e água, sendo o dióxido de carbono eliminado totalmente pela respiração, quantos minutos serão necessários para que ela seja “queimada” no organismo?

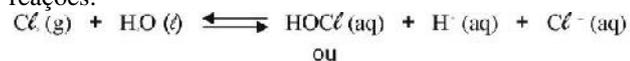
47) (PUC - SP-2000) O processo Haber-Bosch, para a síntese da amônia, foi desenvolvido no início desse século, sendo largamente utilizado hoje em dia. Nesse processo, a mistura de nitrogênio e hidrogênio gasosos é submetida a elevada pressão, na presença de catalisadores em temperatura de 450°C . A reação pode ser representada a seguir:



Com relação ao processo Haber-Bosch é **incorreto** afirmar que:

- a alta temperatura tem como objetivo aumentar a concentração de amônia obtida no equilíbrio.
- o uso do catalisador e a alta temperatura permitem que a reação ocorra em uma velocidade economicamente viável.
- a alta pressão desloca o equilíbrio no sentido de produzir mais amônia.
- o catalisador não influi na concentração final de amônia obtida após atingido o equilíbrio.
- para separar a amônia dos reagentes resfriam-se os gases, obtendo amônia líquida a -33°C , retornando o H_2 e o N_2 que não reagiram, para a câmara de reação.

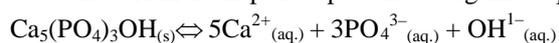
48) (UFMG-2001) concentrada, normalmente, o HOCl é gerado, no momento do uso, por meio de uma das seguintes reações:



Com relação a esses processos, é **INCORRETO** afirmar que:

- a adição de gás cloro a águas alcalinas pode levar à conversão indesejada do HOCl em OCl^- .
- a adição de gás cloro provoca uma diminuição do pH da água.
- a condutividade elétrica da água aumenta após a adição do Cl_2 (g).
- a formação do HOCl a partir do hipoclorito é favorecida em águas alcalinas.

49) (Mack-2001) O principal constituinte dos dentes é a hidroxiapatita, cuja destruição acarreta a desmineralização dos dentes. A hidroxiapatita apresenta o seguinte equilíbrio:



A fermentação de alimentos, como os carboidratos, aumenta a concentração de íons H^+ na boca e, nesse caso, o equilíbrio:

- não se altera.
- desloca-se no sentido 2, favorecendo a desmineralização dos dentes.
- desloca-se no sentido 2, aumentando a concentração de íons OH^{1-} .
- desloca-se no sentido 1, favorecendo a desmineralização dos dentes.
- desloca-se no sentido 1, diminuindo a concentração de íons Ca^{2+} .

50) (UFMG-1999) O princípio de Le Chatelier permite prever os efeitos de perturbações impostas a sistemas em equilíbrio.

O quadro descreve três sistemas de interesse químico, bem como perturbações impostas a eles.

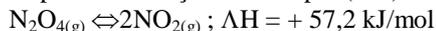
SISTEMA	DESCRIÇÃO	PERTURBAÇÃO
I	Água e vapor, a 100°C e pressão constante, no interior de uma panela de pressão fechada	Aumento da pressão interna
II	Solução saturada de sal em água, em contato com excesso de sal sólido	Adição de mais água
III	Oxidação de ferro metálico pelo oxigênio do ar em um recipiente aberto	Aumento da temperatura

Assinale a alternativa que apresenta os sistemas a que o princípio de Le Chatelier pode ser aplicado.

- I e III.
- I, II e III.
- I e II.
- II e III.

51) (UFRN-1997) O equilíbrio químico entre os gases N_2O_4 (incolor) e NO_2 (castanho avermelhado) é utilizado em experimentos com objetivo didático, por causa das mudanças de cor que ocorrem quando se aplicam sobre o sistema variações de temperatura ou pressão.

A equação química que representa o equilíbrio, com a respectiva variação de entalpia (ΔH) é:



1. Calcule a constante de equilíbrio, K_c , considerando-se que, a determinada temperatura, as concentrações de equilíbrio são iguais a 0,12 mol/L para o NO_2 e 0,04 mol/L para o N_2O_4

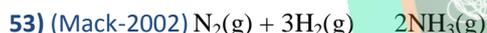
2. Explique o que ocorre com o equilíbrio quando se aplica aumento de temperatura sobre o sistema.

52) (UFPE-2002) Em meio básico, alguns cátions metálicos precipitam na forma de hidróxidos gelatinosos, que são usados para adsorver impurezas sólidas e posteriormente decantá-las, ajudando a purificar a água. Um desses cátions metálicos é o alumínio, cuja formação inicial de flocos pode ser descrita pela seguinte equação química:



Para que este processo seja eficiente, o equilíbrio deve ser deslocado em direção aos produtos, o que pode ser realizado através:

- A) da adição de ácido clorídrico.
- B) da adição de sulfato de sódio.
- C) do aumento da pressão externa.
- D) da adição de cloreto de potássio.
- E) da adição de hidróxido de sódio.



O rendimento da reação de obtenção da amônia diminui, se a:

- a) pressão do sistema diminuir.
- b) concentração do gás nitrogênio aumentar.
- c) concentração do gás hidrogênio aumentar.
- d) temperatura do sistema diminuir.
- e) pressão do sistema aumentar.

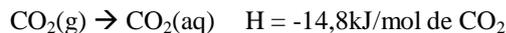
$$H = -26,0 \text{ kcal}$$

54) (UFRN-1997) Para a reação $A + B \rightarrow C + D$, em que $H = 2,40 \text{ kJ.mol}^{-1}$, a alternativa que leva à diminuição do produto C é:

- a) retirada de D do meio reacional.
- b) adição de A.
- c) adição de B.
- d) aumento da temperatura.
- e) diminuição da temperatura.

55) (UFRJ-1999) Na fabricação de cerveja, adiciona-se gás carbônico durante o processo de engarrafamento (parte do CO_2 já é produzido durante a fermentação). Isto faz com que o produto final apresente uma acidez maior. Por outro

lado, o CO_2 , em solução fica em equilíbrio com o CO_2 não solubilizado, como representado a seguir:



a) Suponha que a geração de espuma esteja relacionada à quantidade de gás liberado durante a abertura da garrafa de cerveja.

Se duas cervejas são abertas no mesmo bar, uma a $6^\circ C$ e outra a $25^\circ C$, qual apresentará a maior quantidade de espuma? Justifique sua resposta.

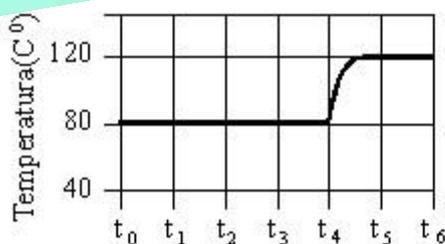
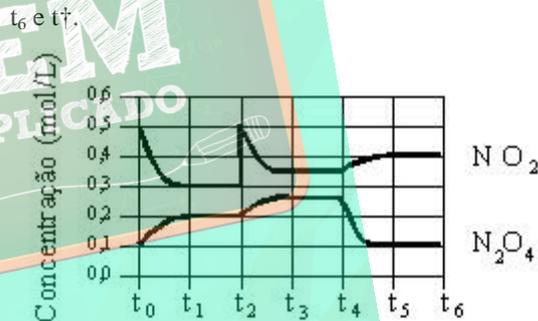
b) Explique por que o CO_2 , em solução aquosa, pode ser considerado um ácido.

56) (UFRJ-1999) Observe a reação química:

$2 NO_2 (g)$
reagente

$N_2O_4(g)$
produto

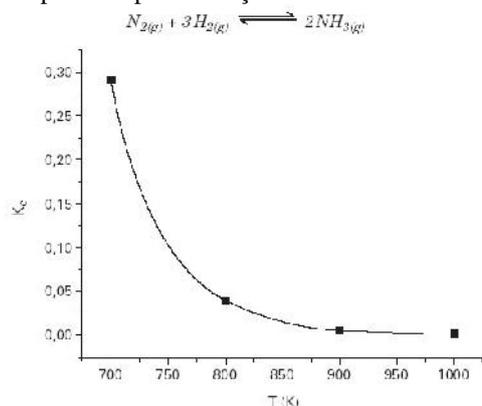
O gráfico de concentração versus tempo a seguir apresenta alterações na concentração das substâncias NO_2 e N_2O_4 a pressão constante. O diagrama auxiliar de temperatura versus tempo permite analisar a dinâmica da reação apresentada; observe que a reação se dá a uma temperatura de $80^\circ C$ no intervalo de tempo de t_0 a t_4 e de $120^\circ C$ entre



a) Calcule a constante de equilíbrio (K_c) da reação a $80^\circ C$.

b) Analisando o comportamento do sistema entre t_4 e t_5 explique por que a reação química representada é exotérmica.

57) (PUC - SP-2003) O gráfico abaixo correlaciona os valores da constante de equilíbrio (K_C) em função da temperatura para a reação de síntese da amônia:



Sobre o comportamento dessa reação, no intervalo de temperatura considerado no experimento, foram feitas algumas afirmações:

- I. A reação é exotérmica no sentido de formação da amônia.
 - II. Com o aumento da temperatura, a velocidade da reação diminui.
 - III. Com o aumento da temperatura, o rendimento da reação diminui, formando-se menos amônia na situação de equilíbrio.
- SOMENTE está correto o que se afirma em
- A) I.
 - B) II.
 - C) III.
 - D) I e II.
 - E) I e III.

58) (Vunesp-2003) O hipoclorito – ClO⁻ – pode ser preparado pela reação representada pela seguinte equação:

$$Cl_2(aq) + 2OH^-(aq) \leftrightarrow ClO^-(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$$

Composto	Solubilidade a 18°C (mol/L)
HCl	9,4
AgNO ₃	8,3
AgCl	10 ⁻⁵
KNO ₃	2,6
KCl	3,9

Considerando, ainda, as informações constantes na tabela, qual substância, ao ser adicionada ao sistema, aumentará o rendimento da reação?

- a) HCl.
- b) AgNO₃.
- c) AgCl.
- d) KNO₃.
- e) KCl.

59) (UERJ-2003) A clara do ovo de galinha é um sistema complexo, contendo proteínas, sais e gases dissolvidos em solução aquosa. Para uma boa conservação do ovo, faz-se necessário manter seu pH próximo à neutralidade. Entretanto, devido à porosidade da casca, ocorrem trocas gasosas com a atmosfera externa ao ovo, o que pode levar a alterações do pH. Na equação química a seguir, que

representa o equilíbrio envolvido neste sistema, o aumento da concentração de íons hidrogenocarbonato produz elevação da acidez. Admita que apenas elevados valores de pH acarretem a degradação do ovo.



Considere uma câmara de armazenamento de ovos que possibilita o controle da composição da atmosfera em seu interior. Com base na equação de equilíbrio, indique a condição atmosférica na qual a câmara deve ser regulada para maximizar a conservação dos ovos. Justifique sua resposta.

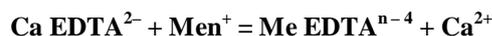
60) (Fuvest-2003) Cobalto pode ser obtido a partir de seu óxido, por redução com hidrogênio ou com monóxido de carbono. São dadas as equações representativas dos equilíbrios e suas respectivas constantes a 550 °C.



- a) Mostre como se pode obter a constante (K₃) do equilíbrio representado por $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$ a 550 °C, a partir das constantes dos equilíbrios I e II.
- b) Um dos processos industriais de obtenção de hidrogênio está representado no item a. A 550 °C, a reação, no sentido da formação de hidrogênio, é exotérmica. Para este processo, discuta a influência de cada um dos seguintes fatores:
 - aumento de temperatura.
 - uso de catalisador.
 - variação da pressão.

61) (Unicamp-2003) Íons como Cu²⁺, Fe³⁺ e Fe²⁺, presentes em certos alimentos, como por exemplo maionese, podem causar a sua deterioração através da formação de peróxidos. Para evitar este problema, em alguns alimentos industrializados pode ser adicionada uma substância que complexa (reage com) estes íons, impedindo a sua ação. Esta substância, genericamente conhecida como EDTA, é adicionada na forma de seu sal de sódio e cálcio.

A reação que ocorre entre os íons indesejáveis e o EDTA adicionado pode ser representada pela equação:

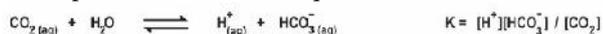


Os valores dos logaritmos das constantes de equilíbrio para as reações de complexação desses íons com EDTA são:

Me ⁿ⁺	log K _{eq}
Fe ²⁺	14,4
Cu ²⁺	18,8
Fe ³⁺	25,1

- a) Qual dos íons Mn^{2+} será removido com mais eficiência? Justifique.
 b) Escreva a equação química que representa a reação entre $CaEDTA^{2-}$ e o íon escolhido no **item a** da questão.

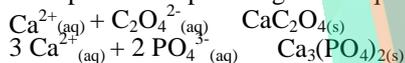
62) (UEL-2003) Uma parte do CO_2 formado durante o processo da respiração dissolve-se no sangue e é um dos componentes responsáveis pela constância de seu pH. Entretanto, a perda ou o acúmulo excessivo de CO_2 no sangue pode provocar uma pequena variação em seu pH. Considere, a uma dada temperatura, a seguinte reação e a sua respectiva constante de equilíbrio:



Com base nessas informações, é correto afirmar:

- a) A constante de equilíbrio varia com a concentração de água.
 b) Ao aumentar o pH do meio, a reação é deslocada para a esquerda.
 c) O acúmulo excessivo de CO_2 diminui o pH.
 d) No instante em que diminuir o pH do meio, o valor de K aumenta.
 e) O excesso de HCO_3^- provoca uma diminuição de pH.

63) (UEL-2003) Os cálculos renais, popularmente conhecidos como pedras nos rins, contêm com frequência compostos de oxalato de cálcio ($CaC_2O_4(s)$) ou fosfato de cálcio ($Ca_3(PO_4)_2(s)$). A formação desses compostos pode ser representada pelas seguintes equações químicas:



De acordo com as reações representadas, espera-se que ocorra formação desses precipitados:

- a) Sempre que a concentração dos íons de cálcio ultrapassar a concentração dos íons de oxalato ou fosfato.
 b) Todas as vezes que a concentração dos íons de cálcio for menor que a concentração dos íons de oxalato ou fosfato.
 c) Quando o produto iônico das concentrações dos íons de cálcio e oxalato ou fosfato for menor que o produto de solubilidade dos compostos correspondentes.
 d) Quando o produto iônico das concentrações dos íons de cálcio e oxalato ou fosfato for maior que o produto de solubilidade dos compostos correspondentes.
 e) Quando o produto iônico das concentrações dos íons de cálcio e oxalato ou fosfato for igual ao produto de solubilidade dos compostos correspondentes.

64) (Vunesp-2000) A formação de glicose envolve o equilíbrio:



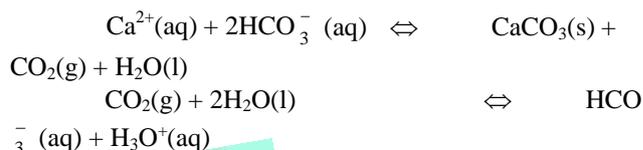
À temperatura constante, a remoção de $O_2(g)$ provoca:

- A) aumento da massa de glicose.
 B) redução da velocidade da reação direta e aumento da velocidade da reação inversa.
 C) aumento no valor da constante de equilíbrio da reação.

D) redução do consumo de CO_2 e aumento do consumo de H_2O .

E) aumento da energia de ativação da reação.

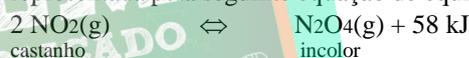
65) (UFSCar-2004) A água contendo íons como Ca^{2+} , HCO_3^- e CO_3^{2-} , em concentrações elevadas, é conhecida como água dura. A presença desses íons pode não ser prejudicial à saúde, mas torna a água imprópria para muitos usos domésticos e industriais. Para remoção do excesso de Ca^{2+} , pode-se tratar a água dura em tanques de decantação, de acordo com os equilíbrios representados pelas equações:



a) O que acontece se, após o tratamento da água dura, for adicionada solução de HNO_3 ao tanque de decantação? Justifique sua resposta.

b) O que acontece se, durante o tratamento da água dura, for adicionada solução de $NaOH$? Justifique sua resposta.

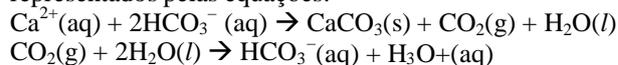
66) (FGV-2004) O gás castanho NO_2 é um poluente atmosférico que em recipiente fechado sofre dimerização, formando o gás incolor N_2O_4 . A reação de dimerização é representada pela seguinte equação de equilíbrio



Sobre o sistema em equilíbrio, é correto afirmar que

- a) a cor castanha será intensificada com o aumento da temperatura do sistema.
 b) o sistema em equilíbrio é insensível à variação de pressão que atua sobre ele.
 c) a retirada de NO_2 do equilíbrio, através de sua reação com água líquida introduzida no sistema, aumentará a produção de N_2O_4 .
 d) a constante de equilíbrio K_p , expressa em termos das pressões parciais dos gases, tem valor numérico idêntico à da constante de equilíbrio K_c , expressa em termos de suas concentrações molares.
 e) a adição de um catalisador ao sistema, inicialmente em equilíbrio, aumentará a massa de N_2O_4 produzida.

67) (FGV-2005) A água dura não é adequada para usos domésticos e industriais. Uma das maneiras para remoção do excesso de Ca^{2+} consiste em tratar a água dura em tanques de decantação, envolvendo os equilíbrios representados pelas equações:



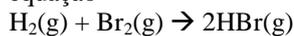
Três soluções são adicionadas, separadamente, no processo de tratamento da água dura:

- I. ácido nítrico;
 II. hidróxido de sódio;
 III. bicarbonato de sódio.

Pode-se afirmar que favorece a remoção de íons cálcio da água dura o contido em

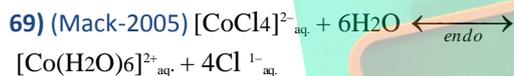
- I, II e III.
- II e III, apenas.
- I e III, apenas.
- I e II, apenas.
- I, apenas.

68) (Vunesp-2005) Sabendo que a reação representada pela equação



é exotérmica, é correto afirmar que o equilíbrio

- se deslocará para a esquerda, no sentido da formação do H_2 e do Br_2 , com o aumento da pressão.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do HBr , com o aumento da pressão.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do HBr , com o aumento da temperatura.
- se deslocará para a direita, no sentido da formação do HBr , com a diminuição da temperatura.
- não é alterado por mudanças apenas na temperatura do sistema.



azul

Essa equação representa a reação que ocorre no “galinho do tempo”, enfeite cuja superfície é impregnada por uma solução em que se estabelece o equilíbrio dado acima. O “galinho do tempo” indica, pela cor, como o tempo vai ficar.

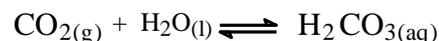
Fazem-se as afirmações:

- Quando a umidade relativa do ar está alta, o galinho fica rosa.
- Quando a temperatura aumenta, o galinho fica azul.
- Quando o galinho fica azul, há indicativo de tempo bom, sem previsão de chuva.

Das afirmações,

- somente II está correta.
- somente I e III estão corretas.
- somente III está correta.
- I, II e III estão corretas.
- somente I e II estão corretas.

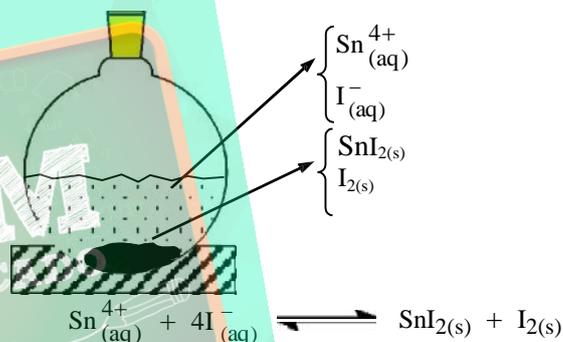
70) (UFSC-2005) A maricultura vem se intensificando em Santa Catarina. Apesar de ser uma atividade recente, o Estado ocupa a liderança nacional na produção de ostras e mexilhões. Para a manutenção da qualidade da água e dos moluscos cultivados, o pH da água do mar deve se situar próximo de 8,0 (oito). Assim sendo, os equilíbrios químicos abaixo devem ser considerados.



De acordo com as informações acima, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- O aumento da concentração de H^{+} implica na elevação do pH do meio.
- Os produtos de ionização do H_2CO_3 são CO_3^{2-} e OH^{-} .
- O aumento das concentrações de CO_3^{2-} e de HCO_3^{-} aumenta a disponibilidade do CO_2 na água do mar.
- CO_2 dissolvido diminui o pH do ambiente marinho.
- CO_2 dissolvido na água do mar pode gerar CO_3^{2-} e HCO_3^{-} .

71) (UFSC-2005) No sistema aquoso representado abaixo, existe o seguinte equilíbrio químico:



Ao balão foi acrescentado tolueno, que é um líquido incolor e imiscível com a água, no qual, dentre as espécies do equilíbrio, somente o iodo é solúvel, conferindo-lhe cor vermelha.

Como resultado de tal perturbação, após agitação e repouso, estabelece-se um novo estado de equilíbrio.

Assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- Em relação à situação inicial, o novo estado de equilíbrio apresenta uma diminuição nas concentrações de $\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}$ e $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$, e o tolueno fica vermelho.
- Em relação à situação inicial, o novo estado de equilíbrio apresenta um aumento na quantidade de $\text{SnI}_{2(\text{s})}$ e o tolueno fica vermelho.
- Em relação à situação inicial, o novo estado de equilíbrio apresenta um aumento na quantidade de $\text{SnI}_{2(\text{s})}$ e na concentração de $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$, e o tolueno continua incolor.
- Em relação à situação inicial, o novo estado de equilíbrio apresenta um aumento nas concentrações de $\text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}$ e $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$, e o tolueno continua incolor.

16. No sistema acima apresentado o Sn^{4+} atua como agente oxidante e o íon I^- como agente redutor.

72) (Mack-2004) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) \Delta H = -32,7\text{kcal}$

Da hidrogenação catalítica do eteno, equacionada acima, fazem-se as afirmações:

- I) aumentando-se a pressão do sistema, aumenta a quantidade de etano produzido.
- II) aumentando-se a concentração de C_2H_4 , diminui a quantidade de produto.
- III) a presença do catalisador não interfere no equilíbrio.
- IV) aumentando-se a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca-se no sentido endotérmico.

São corretas, somente:

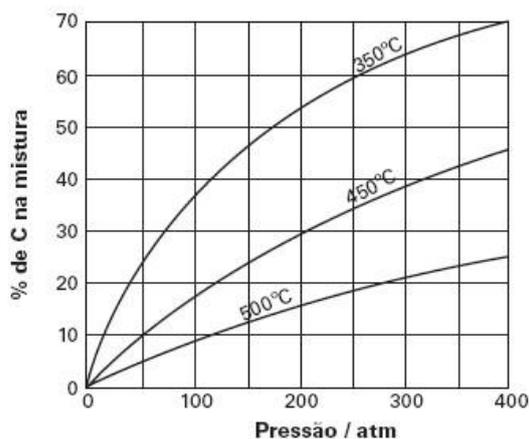
- a) I, III e IV.
- b) II e IV.
- c) I e III.
- d) I e II.
- e) I, II e IV

73) (Mack-2004) $\text{CHCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ No sistema em equilíbrio acima equacionado, para aumentar a produção de tetracloreto de carbono, deve-se: a) aumentar a pressão do sistema. b) diminuir a concentração de Cl_2 . c) aumentar a concentração de HCl . d) aumentar a concentração de CHCl_3 . e) diminuir a pressão do sistema.

74) (Mack-2005) O equilíbrio químico que não será afetado pelo aumento ou diminuição da pressão é

- a) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$
- b) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
- c) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$
- d) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
- e) $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$

75) (FUVEST-2006) Em determinado processo industrial, ocorre uma transformação química, que pode ser representada pela equação genérica $x\text{A}(\text{g}) + y\text{B}(\text{g}) \leftrightarrow z\text{C}(\text{g})$ em que x, y e z são, respectivamente, os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C.



O gráfico representa a porcentagem, em mols, de C na mistura, sob várias condições de pressão e temperatura. Com base nesses dados, pode-se afirmar que essa reação é

- a) exotérmica, sendo $x + y = z$
- b) endotérmica, sendo $x + y < z$
- c) exotérmica, sendo $x + y > z$
- d) endotérmica, sendo $x + y = z$
- e) endotérmica, sendo $x + y > z$

76) (UFMG-2006) A amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, é obtida, industrialmente, pela reação entre os gases hidrogênio e nitrogênio, representada nesta equação:



O processo industrial é feito em alta pressão e alta temperatura, em condições de equilíbrio. Obtida a amônia, a mistura de gases é borbulhada em água líquida, o que permite separar a amônia do nitrogênio e do hidrogênio que não reagem.

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que

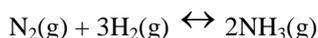
- A) o princípio de Le Chatelier prevê que se forma mais amônia num equilíbrio em alta temperatura.
- B) a reação de formação da amônia é mais rápida que sua decomposição pela reação inversa, no equilíbrio.
- C) o rendimento em amônia é maior num equilíbrio em alta pressão.
- D) o borbulhamento da mistura dos três gases em água retém, nesse líquido, em maior quantidade, os reagentes nitrogênio e hidrogênio.

77) (VUNESP-2006) O cloro (grupo 17 da classificação periódica) é um gás irritante e sufocante. Misturado à água, reage produzindo os ácidos clorídrico e hipocloroso — que age como desinfetante, destruindo ou inativando os microorganismos.

- a) Identifique os reagentes e os produtos desta reação e forneça suas fórmulas químicas.
- b) A água de lavadeira é uma solução aquosa de hipoclorito e o ácido muriático é uma solução concentrada de ácido clorídrico. Ambos podem ser utilizados separadamente na limpeza de alguns tipos de piso. Explique a inconveniência,

para a pessoa que faz a limpeza, de utilizar uma mistura destes dois produtos.

78) (UFSCar-2007) Em 1912, o químico alemão Fritz Haber desenvolveu um processo para sintetizar amônia diretamente dos gases nitrogênio e hidrogênio. Este processo é muito importante economicamente, porque a amônia é bastante utilizada, por exemplo, na indústria de fertilizantes. Considere a reação em equilíbrio químico num sistema fechado



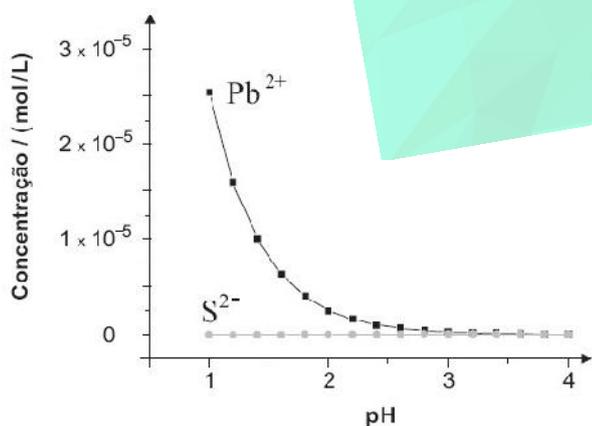
Mantendo-se a temperatura constante, algumas modificações podem ser realizadas nesse sistema:

- I. introdução de $\text{N}_2(\text{g})$;
- II. aumento da pressão do sistema;
- III. adição de catalisador.

equilíbrio, favorecendo a formação de NH_3 , são:
As modificações que irão provocar o deslocamento do

- a) I e II, apenas.
- b) I e III, apenas.
- c) III, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

79) (UFMG-2007) Analise estes dois equilíbrios que envolvem as espécies provenientes do PbS , um mineral depositado no fundo de certo lago:
 $\text{PbS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$
 $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{aq})$
Neste gráfico, estão representadas as concentrações de Pb^{2+} e S^{2-} , originadas exclusivamente do PbS , em função do pH da água:



Considere que a incidência de chuva ácida sobre o mesmo lago altera a concentração das espécies envolvidas nos dois equilíbrios.

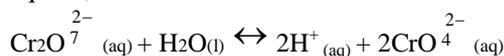
Com base nessas informações, é CORRETO afirmar que, na situação descrita,

- a) a concentração de íons Pb^{2+} e a de S^{2-} , em pH igual a 2, são iguais.
- b) a contaminação por íons Pb^{2+} aumenta com a acidificação do meio.

c) a quantidade de H_2S é menor com a acidificação do meio.

d) a solubilidade do PbS é menor com a acidificação do meio.

80) (PUC - RJ-2007) Considere o equilíbrio entre os íons cromato (CrO_4^{2-}) e dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) em solução aquosa, descrito abaixo.



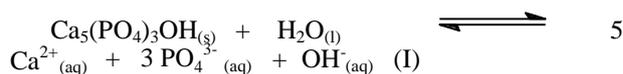
Assinale a alternativa **INCORRETA**.

- a) O número de oxidação do cromo nos íons cromato e dicromato é o mesmo e igual a 6+.
- b) Ao se diminuir o pH da solução, o equilíbrio se desloca favorecendo a formação de íon cromato.
- c) A expressão da constante de equilíbrio para esta reação é

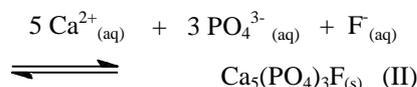
$$K = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}$$

- d) Ao se elevar a temperatura da solução, o valor da constante de equilíbrio se alterará.
- e) O cromo é um metal de transição.

81) (UFSC-2007) O esmalte dos dentes é constituído de hidroxiapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, um composto iônico muito pouco solúvel em água. Os principais fatores que determinam a estabilidade desse composto na presença da saliva são o pH e as concentrações dos íons cálcio e fosfato em solução aquosa. Sabe-se que alimentos contendo açúcar são transformados em ácidos orgânicos pela ação da placa bacteriana. O pH normal da boca apresenta-se em torno de 6,8 e em poucos minutos após a ingestão de alimentos com açúcar pode atingir um valor abaixo de 5,5. Uma hora após o consumo de açúcar o pH retorna ao seu valor normal. O processo de mineralização/desmineralização do esmalte do dente pode ser representado pela equação I:



Na presença de íons fluoreto, é estabelecido outro equilíbrio, indicado pela equação II:



Nesse processo (equação II) uma nova substância é formada, a fluorapatita $[Ca_5(PO_4)_3F_{(s)}]$, a qual é menos suscetível ao ataque por ácidos.

Algumas substâncias presentes nos dentífricos desempenham funções importantes, atuando como fator abrasivo, corante, espumante, umectante (polialcoóis), edulcorante (confere sabor doce) e agente terapêutico. Um creme dental típico apresenta as seguintes informações em sua embalagem: Ingredientes: 1.500 ppm (partes por milhão) de fluoreto, sorbitol $[C_6H_8(OH)_6]$, carbonato de cálcio, carboximetilcelulose, lauril sulfato de sódio, sacarina sódica, pirofosfato tetrassódico, silicato de sódio, aroma, formaldeído, água. **Contém monofluorofosfato de sódio** .

De acordo com o enunciado acima, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01. O processo de desmineralização do esmalte do dente consiste na dissolução de pequenas quantidades de hidroxiapatita.
 02. Os íons OH^- são essenciais no processo de mineralização do esmalte do dente.
 04. A ingestão de frutas ácidas e refrigerantes favorece a formação da hidroxiapatita.
 08. A ingestão de leite de magnésia (pH 10) facilita a desmineralização.
 16. A presença de íons fluoreto na saliva contribui para o processo de desmineralização dos dentes.

82) (PUC - RJ-2008) Considere: (i) a variação de entalpia (ΔH) na combustão de 1 mol de etanol é o calor de reação que ocorre em pressão constante (q_p), (ii) essa reação, nessas condições, se dá com expansão de volume (variação de energia na forma de trabalho), (iii) a densidade do etanol é $0,79 \text{ g mL}^{-1}$
 $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
 $\Delta H = 326,7 \text{ kcal}$

A esse respeito, está correto afirmar que:

- a) o valor de ΔH para a combustão de 5 mol de etanol é igual a - 3267 kJ.
 b) a reação é exotérmica e o trabalho de expansão produzido na combustão do etanol não é fundamental para que este seja utilizado como combustível em motores a pistão.
 c) o volume dos gases produzidos pela reação completa de 1 mol de etanol é igual a 44,8 L em condições normais de temperatura e pressão (CNTP).
 d) a reação inversa ao indicado no problema é endotérmica, e o volume de 1 mol etanol líquido produzido no processo é igual a 22,4 L.
 e) se o etanol líquido for aquecido até seu ponto de ebulição ($78,3 \text{ }^\circ\text{C}$ a 1 atm), a mudança de fase, $C_2H_5OH(l) \rightarrow C_2H_5OH(g)$ ocorre em temperatura constante.

83) (FUVEST-2009) Compostos de enxofre (IV) podem ser adicionados ao vinho como conservantes. A depender do pH do meio, irão predominar diferentes espécies químicas de S (IV) em solução aquosa, conforme mostra a tabela:

pH	composto de S (IV)
< 1,5	dióxido de enxofre hidratado, $SO_2(aq)$
De 1,5 até 6,5	íon hidrogenossulfito hidratado, $HSO_3^- (aq)$
> 6,5	íon sulfito hidratado, $SO_3^{2-} (aq)$

- a) Em água, as espécies químicas $SO_2(aq)$ e $HSO_3^- (aq)$ estão em equilíbrio. Escreva a equação química balanceada que representa esse equilíbrio.
 b) Explique por que, em soluções aquosas com pH baixo, predomina o $SO_2(aq)$ e não o $HSO_3^- (aq)$.
 c) Analisou-se uma amostra de vinho a 25°C , encontrando-se uma concentração de íons OH^- igual a $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.

Dado - Produto iônico da água, a 25°C : $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$.

84) (Fuvest-2002) Considere os equilíbrios abaixo e o efeito térmico da reação da esquerda para a direita, bem como a espécie predominante nos equilíbrios A e B, à temperatura de 175°C .

equilíbrio	efeito térmico	espécie predominante
A) $N_2 (g) + 3H_2 (g) \rightleftharpoons 2NH_3 (g)$	exotérmica	$NH_3 (g)$
B) $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2NO_2 (g)$	endotérmica	$NO_2 (g)$
C) $MgCO_3 (s) \rightleftharpoons MgO (s) + CO_2 (g)$	endotérmica	

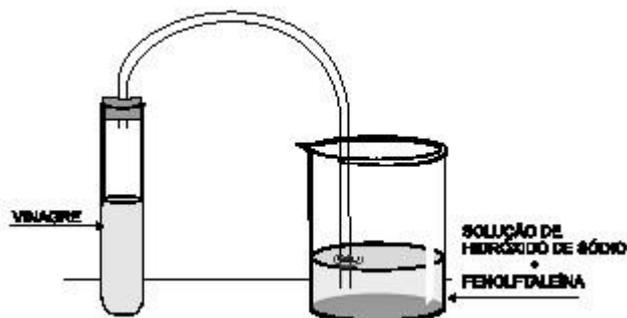
O equilíbrio A foi estabelecido misturando-se, inicialmente, quantidades estequiométricas de $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$. Os equilíbrios B e C foram estabelecidos a partir de, respectivamente, N_2O_4 e $MgCO_3$ puros.

A tabela abaixo traz os valores numéricos das constantes desses três equilíbrios, em função da temperatura, não necessariamente na mesma ordem em que os equilíbrios foram apresentados. As constantes referem-se a pressões parciais em atm.

$t/^\circ\text{C}$	K_1	K_2	K_3
100	$1,5 \times 10^1$	$1,1 \times 10^{-5}$	$3,9 \times 10^2$
175	$3,3 \times 10^2$	$2,6 \times 10^{-3}$	2,4
250	$3,0 \times 10^3$	$1,2 \times 10^{-1}$	$6,7 \times 10^{-2}$

Logo, as constantes K_1 , K_2 e K_3 devem corresponder, respectivamente, a

	K_1	K_2	K_3
a)	B	C	A
b)	A	C	B
c)	C	B	A
d)	B	A	C
e)	C	A	B



Após a adição de bicarbonato de sódio sólido, NaHCO_3 (s), ao tubo de ensaio, observou-se que,

- no líquido contido no tubo de ensaio, se formaram bolhas de um gás, que se transferiu para o béquer;
- progressivamente, a solução contida no béquer se descoloriu, até se tornar incolor.

Todas as alternativas apresentam conclusões compatíveis com essas observações, **EXCETO**:

- A cor rosa da solução do béquer indica que ela está básica.
- A descoloração da solução do béquer é causada pelo vinagre.
- A descoloração da solução do béquer indica um abaixamento do pH do meio.
- As bolhas formadas no tubo de ensaio são de gás carbônico.

85) (UFPE-2003) A constante de equilíbrio a **298 K** para a reação $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, é igual a **1,0**. Num recipiente fechado, a 298 K, foi preparada uma mistura dos gases N_2O_4 e NO_2 com pressões parciais iniciais de **2,0** e **1,0 bar**, respectivamente. Com relação a esta mistura reacional a **298 K**, pode-se afirmar que:

- 0-0) está em equilíbrio
- 1-1) no equilíbrio, a pressão parcial do gás N_2O_4 será maior que sua pressão parcial inicial
- 2-2) no equilíbrio, a pressão parcial do gás NO_2 será maior que sua pressão parcial inicial
- 3-3) no equilíbrio, as pressões parciais do N_2O_4 e NO_2 serão as mesmas que as iniciais
- 4-4) no equilíbrio, a velocidade da reação direta será igual à velocidade da reação inversa

86) (Unifesp-2002) Em princípio, a fluorita (CaF_2) poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1 mg/L (1 ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto, sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.

a) Mostre que a concentração de F^- numa solução saturada de CaF_2 é superior a 1 ppm.

Dados: K_{PS} do CaF_2 a $25^\circ\text{C} = 3,2 \times 10^{-11}$.

Massa molar do F = 19 g/mol.

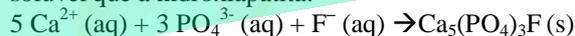
b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo-se que o Al^{3+} hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.

87) (UFMG-2002) Na figura, está representado um tubo de ensaio, que contém vinagre, ligado, por uma mangueira, a um béquer, que contém uma solução diluída de hidróxido de sódio, à qual foram adicionadas gotas do indicador fenolftaleína, o que resultou numa solução de cor rosa:

88) (UFMG-2002) A hidroxiapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ (s), um dos principais componentes dos dentes, participa do sistema em equilíbrio representado pela equação:

$$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} (\text{s}) \rightarrow 5 \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 3 \text{PO}_4^{3-} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$$
 Na formação das cáries dentárias, ocorre a desmineralização correspondente ao deslocamento do equilíbrio para a direita.

A fluoretação dos dentes ajuda na prevenção das cáries, porque favorece a formação de outro mineral, a fluoroapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ (s), que é mais duro e menos solúvel que a hidroxiapatita:



Com relação a esses processos, é **INCORRETO** afirmar que:

- A desmineralização da hidroxiapatita é dificultada por uma dieta rica em íons cálcio.
- A desmineralização da hidroxiapatita é favorecida por ácidos.
- A fluoretação desloca o primeiro equilíbrio para a esquerda.
- O pH da saliva influi na estabilidade da hidroxiapatita dos dentes.

89) (Faculdades Positivo-1998) O tradicional cheiro de peixe é causado pela presença da metil amina ($\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$), que se trata de uma substância gasosa e solúvel em água, resultante da decomposição de proteínas quando da morte do peixe. A solução aquosa de metil amina apresenta o seguinte equilíbrio iônico.



Considerando o equilíbrio iônico, indique a alternativa correta:

- a) A solução apresenta caráter ácido.
- b) A solução apresenta $[H^+] > [OH^-]$.
- c) A solução apresenta $pH = 7,0$.
- d) A solução apresenta caráter básico.
- e) A solução apresenta $pH < 7,0$.

90) (CeDERJ-2001) Refrigerantes são bebidas não alcóolicas que possuem uma considerável quantidade de gás carbônico.

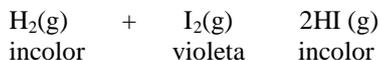
Recentemente, foi lançado no mercado um refrigerante cujo pH depende, somente, do gás carbônico que contém. Um consumidor recusou-se a beber o refrigerante de uma garrafa aberta há algum tempo, explicando:

— Dessa garrafa eu não bebo, porque o pH do refrigerante foi alterado.

Na verdade, desprezando-se o efeito da diluição infinita, o que de fato aconteceu foi o seguinte:

- a) Com a garrafa aberta a pressão interna aumentou, o que fez aumentar a solubilidade do gás e, também, a acidez, baixando o valor do pH.
- b) Com a garrafa aberta a pressão interna diminuiu, o que fez baixar a solubilidade do gás e, também, a acidez, baixando o valor do pH.
- c) Com a garrafa aberta a pressão interna diminuiu, o que fez baixar a solubilidade do gás e, também, a acidez, aumentando o valor do pH.
- d) Com a garrafa aberta a pressão interna se igualou à pressão ambiente, não alterando o valor do pH.
- e) Com a garrafa aberta a pressão interna diminuiu, o que fez aumentar a solubilidade do gás e, também, a acidez, baixando o valor do pH.

92) (Fuvest-1999) O equilíbrio:



tem, a 370°C, constante K_c igual a 64.

Para estudar esse equilíbrio, foram feitas 2 experiências independentes A e B.

- 1- 0,10 mol de cada gás, H₂ e I₂, foram colocados em um recipiente adequado de 1 L, mantido a 370 °C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).
- 2- 0,20 mol do gás HI foi colocado em um recipiente de 1 L, idêntico ao utilizado em A, mantido a 370 °C até atingir o equilíbrio (a intensidade da cor não muda mais).

a) Atingido o equilíbrio em A e em B, é possível distinguir os recipientes pela intensidade da coloração violeta? Justifique.

b) Para a experiência A, calcule a concentração de cada gás no equilíbrio. Mostre em um gráfico de concentração, no quadriculado, como variam, em função do tempo, as concentrações desses gases até que o equilíbrio seja atingido. Identifique as curvas no gráfico.

93) (UFC-2003) O oxigênio (O₂), gás essencial ao processo de respiração humana, liga-se à proteína hemoglobina nos pulmões para formar a oxihemoglobina, que é transportada no sangue. O oxigênio é então liberado nos músculos a partir da oxihemoglobina, conforme o equilíbrio químico descrito abaixo, que é dependente do pH do sangue.



Um maior valor do pH do sangue, nos pulmões, favorece a reação de formação da oxihemoglobina, e um menor valor do pH do sangue nos músculos favorece a decomposição da oxihemoglobina com liberação de O₂.

Considerando o equilíbrio químico descrito, e assumindo os valores de $pH = 7,8$ nos pulmões e $pH = 7,3$ nos músculos, assinale a alternativa correta.

- A) A concentração de HO⁻ é menor nos pulmões que nos músculos, e o equilíbrio desloca-se para a direita.
- B) A concentração de H⁺ é maior nos pulmões que nos músculos, e o equilíbrio desloca-se para a esquerda.
- C) As concentrações de H⁺ e HO⁻ são iguais nos pulmões e nos músculos e não afetam o equilíbrio.
- D) A concentração de H⁺ é menor nos pulmões que nos músculos, e o equilíbrio desloca-se para a direita.
- E) A concentração de H⁺ é menor nos músculos que nos pulmões, e o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

94) (ITA-2003) Considere os equilíbrios químicos abaixo e seus respectivos valores de pK ($pK = -\log K$), válidos para a temperatura de 25°C (K representa constante de equilíbrio químico).

		pK
Fenol:	$C_6H_5OH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + C_6H_5O^-(aq)$	9,86
Anilina:	$C_6H_5NH_2(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	9,34
Ácido acético:	$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$	4,74
Amônia:	$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	4,74

Na temperatura de 25°C e numa razão de volumes 10, misturam-se pares de soluções aquosas de mesma concentração. Assinale a opção que apresenta o par de soluções aquosas que ao serem misturadas formam uma solução tampão com pH próximo de 10.

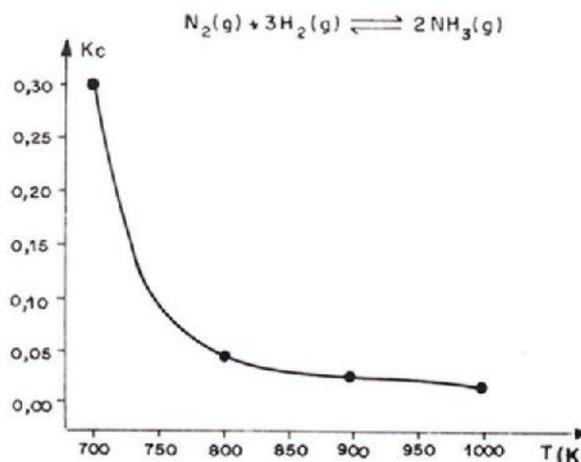
- A) C₆H₅OH(aq)/C₆H₅NH₂(aq).
- B) C₆H₅NH₂(aq)/C₆H₅NH₃Cl(aq).
- C) CH₃COOH(aq)/NaCH₃COO(aq).
- D) NH₃(aq)/NH₄Cl(aq).
- E) NaCH₃COO(aq)/NH₄Cl(aq).

95) (UFSCar-2002) O óxido nítrico, NO, é um importante intermediário na fabricação do ácido nítrico pelo processo Ostwald. É produzido na atmosfera por fenômenos naturais,

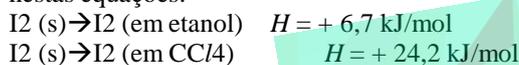
como relâmpagos, sendo também liberado em decorrência de atividades humanas, tornando-se um dos responsáveis pela formação da chuva ácida. A reação de formação de NO é representada pela equação:



- a) Neste sistema em equilíbrio a 25°C, num recipiente de 10 L, existem 0,10 mol de N₂ e 0,02 mol de O₂. Se a constante de equilíbrio K_c a 25°C é igual a 4,5 · 10⁻³¹, qual será a concentração em mol/L de NO no equilíbrio, nesta temperatura?
- b) O que se verifica com o equilíbrio e a constante de equilíbrio, quando a temperatura do sistema é aumentada? Justifique.



96) (UFMG-2003) Os calores envolvidos na solubilização de iodo sólido em etanol e em tetracloreto de carbono, CCl₄ foram investigados. Os resultados obtidos estão resumidos nestas equações:



Considerando-se esses equilíbrios, É INCORRETO afirmar que

- A) o aumento da temperatura desloca os equilíbrios no sentido da formação dos produtos.
- B) os valores de *H* correspondem à energia gasta para a fusão do iodo sólido.
- C) a dissolução do iodo é endotérmica em ambos os solventes.
- D) a desorganização das moléculas de iodo aumenta durante a dissolução.

A respeito dessa transformação química, as seguintes afirmações foram feitas:

- a) a diminuição da temperatura aumenta o rendimento da reação;
- b) a elevação da temperatura diminui a velocidade da reação;
- c) a reação de síntese da amônia é exotérmica;
- d) a elevação da temperatura favorece o consumo de N₂ e H₂.

Dessas afirmações, são corretas apenas

- I e II, I e III, III e IV, II e III, II e IV.

97) (FMTM-2003) O Ca²⁺ é o cátion mais comum em rios e lagos. Sua procedência deve-se à dissolução do mineral calcita, CaCO₃, pela ação do CO₂, conforme equilíbrio químico:



Analisar as seguintes afirmações, considerando que o sistema está em equilíbrio.

I. Quando uma base é adicionada a tal água, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

II. A adição de ácido a tal água favorece a dissolução da

calcita.

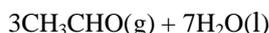
III. A adição de uma substância que complexa os íons cálcio favorece a dissolução da calcita.

Dentre as afirmações, está correto o contido em

- A) I, apenas
- B) II, apenas
- C) III, apenas
- D) I e II, apenas
- E) I, II e III

99) (Fatec-2005) O gráfico abaixo mostra como varia a constante de equilíbrio (K_c) em função da temperatura para a reação de síntese da amônia.

100) (PUC - SP-2006) A pessoa alcoolizada não está apta a dirigir ou operar máquinas industriais, podendo causar graves acidentes. É possível determinar a concentração de etanol no sangue a partir da quantidade dessa substância presente no ar expirado. Os aparelhos desenvolvidos com essa finalidade são conhecidos como bafômetros. O bafômetro mais simples e descartável é baseado na reação entre o etanol e o dicromato de potássio (K₂Cr₂O₇) em meio ácido, representada pela equação a seguir:



Laranja etanol verde

etanal

(álcool etílico)

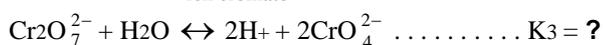
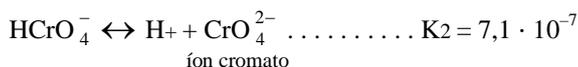
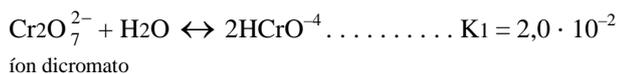
(acetaldeído)

Sobre o funcionamento desse bafômetro foram feitas algumas considerações:

- I. Quanto maior a intensidade da cor verde, maior a concentração de álcool no sangue da pessoa testada.
- II. A oxidação de um mol de etanol a acetaldeído envolve 2 mol de elétrons.
- III. O ânion dicromato age com agente oxidante no processo.
- Está correto o que se afirma apenas em

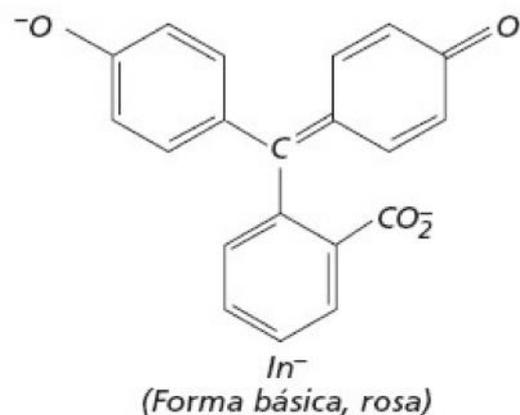
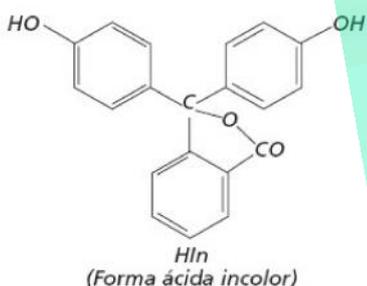
- A) I e II
 B) I e III
 C) II e III
 D) I
 E) I, II e III

101) (FUVEST-2006) Considere uma solução aquosa diluída de dicromato de potássio, a 25°C. Dentre os equilíbrios que estão presentes nessa solução, destacam-se:



- a) Calcule o valor da constante de equilíbrio K₃.
 b) Essa solução de dicromato foi neutralizada. Para a solução neutra, qual é o valor numérico da relação $[\text{CrO}_4^{2-}]^2 / [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$? Mostre como obteve esse valor.
 c) A transformação de íons dicromato em íons cromato, em meio aquoso, é uma reação de oxirredução? Justifique.

102) (VUNESP-2006) Um indicador ácido-base é um ácido fraco que tem uma cor na sua forma ácida HIn (onde In significa indicador) e outra na sua forma base conjugada In⁻. Na figura, representa-se essas duas formas para o indicador fenolftaleína.



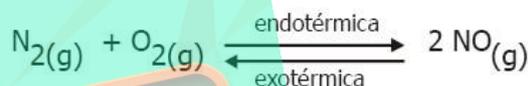
Quando a concentração de HIn é muito maior do que a de In⁻, a solução tem a cor da forma ácida do indicador; no caso contrário, a solução terá a cor da forma básica do indicador.

- a) Escreva a constante de equilíbrio para a fenolftaleína num equilíbrio de transferência de prótons com a molécula de água.
 b) Qual deve ser o ponto final de uma titulação ácido-base em relação às concentrações das formas HIn e In⁻ do indicador.

103) (Mack-2007)

No equilíbrio acima:

- I. Aumentando-se a pressão do sistema, o equilíbrio desloca-se no sentido endotérmico.
 II. Diminuindo-se a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca-se no sentido da reação indireta.
 III. Adicionando-se um catalisador, o equilíbrio desloca-se no sentido exotérmico.



Das afirmações feitas,

- a) I, II e III estão corretas.
 b) somente I está correta.
 c) somente II está correta.
 d) somente I e II estão corretas.
 e) somente II e III estão corretas.

104) (UFSCar-2008) As equações apresentadas a seguir representam equilíbrios químicos estabelecidos separadamente no interior de cilindros dotados de êmbolos móveis. Considerando que cada cilindro terá seu volume reduzido à metade do valor inicial, mantida a temperatura constante, assinale a alternativa que representa o equilíbrio afetado por esta alteração.

- a) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
 b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{HBr}(\text{g})$
 c) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 d) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 e) $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

105) (UFPR-2009) O ácido acetilsalicílico é um medicamento antiinflamatório utilizado pela humanidade desde o final do século XIX. A fórmula molecular desse ácido é C₉H₈O₄ e a constante de ionização ácida é (K_a) 3,0.10⁻⁴. O equilíbrio do ácido acetilsalicílico pode ser esquematizado da seguinte forma:



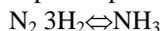
A forma não-ionizada do ácido consegue atravessar a membrana do estômago, enquanto que a forma ionizada não consegue. No entanto, dentro do estômago a concentração de íons H⁺ é elevada, o que facilita a absorção do medicamento pela membrana do estômago. Sobre esse assunto, considere as seguintes afirmativas:

1. No estômago ocorre o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, devido a maior concentração de H^+ .
2. O ácido acetilsalicílico é mais fraco que o ácido cianídrico ($K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$).
3. Devido a alta concentração de H^+ , o pH do estômago tem valor maior que 7.

Está/Estão correta(s) a(s) afirmativa(s):

- a) 1 apenas.
- b) 1 e 2 apenas.
- c) 2 apenas.
- d) 2 e 3 apenas.
- e) 3 apenas.

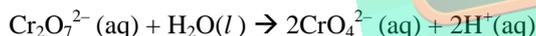
106) (Vunesp-2001) O processo industrial Haber-Bosch de obtenção da amônia se baseia no equilíbrio químico expresso pela equação:



Nas temperaturas de $25^\circ C$ e de $450^\circ C$, as constantes de equilíbrio K_P são $3,5 \times 10^8$ e $0,16$, respectivamente.

- a) Com base em seus conhecimentos sobre equilíbrio e nos dados fornecidos, quais seriam, teoricamente, as condições de pressão e temperatura que favoreceriam a formação de NH_3 ? Justifique sua resposta.
- b) Na prática, a reação é efetuada nas seguintes condições: pressão entre 300 e 400 atmosferas, temperatura de $450^\circ C$ e emprego de ferro metálico como catalisador. Justifique por que estas condições são utilizadas industrialmente para a síntese de NH_3 .

107) (UFSCar-2003) Soluções aquosas de dicromato de potássio são alaranjadas, enquanto que soluções aquosas de cromato de potássio são amareladas. O equilíbrio químico dessas duas soluções pode ser representado pela mesma equação:



- a) Ao adicionarmos gotas de solução aquosa de hidróxido de sódio na solução de dicromato de potássio, o que acontecerá com a coloração dessa solução? Justifique.
- b) Considere o cromato de bário um sal insolúvel em água e o dicromato de bário solúvel. Se adicionarmos gotas de solução aquosa contendo íons Ba^{2+} numa solução de dicromato de potássio haverá a formação de um precipitado. O que acontece com o precipitado se for adicionada solução aquosa de ácido clorídrico? Justifique

108) (Vunesp-2004) Ao cozinhar repolho roxo, a água do cozimento apresenta-se azulada. Esta solução pode ser utilizada como um indicador ácido-base. Adicionando vinagre (ácido acético), a coloração mudará para o vermelho e, adicionando soda cáustica (hidróxido de sódio), a coloração mudará para o verde. Se você soprar através de um canudinho na água de cozimento do repolho roxo durante alguns segundos, sua coloração mudará do azul para o vermelho. Destas observações, pode-se concluir que:

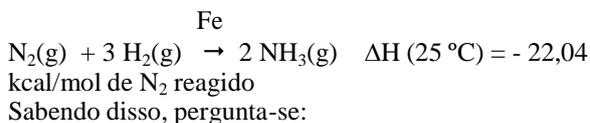
- A) no ar que expiramos existe vinagre, produzindo íons CH_3COO^- e H^+ na solução.
- B) no ar que expiramos existe soda cáustica, produzindo íons Na^+ e OH^- na solução.
- C) no ar que expiramos há um gás que, ao reagir com a água, produz íons H^+ .
- D) o ar que expiramos reage com a água do repolho formando ácido clorídrico e produzindo íons H^+ e Cl^- na solução.
- E) o ar que expiramos comporta-se, em solução aquosa, como uma base.

109) (PUC - SP-2005) O fosfato está presente em solução aquosa, principalmente sob a forma das espécies diidrogenofosfato ($H_2PO_4^-$) e monohidrogenofosfato (HPO_4^{2-}). Em solução aquosa neutra ($pH=7$), a concentração de cada espécie é praticamente a mesma. Qual espécie de predominar em meio de $pH=5$? Justifique sua resposta a partir da análise da reação de ionização do $H_2PO_4^-$



O nitrato de potássio (KNO_3) é uma das substâncias presentes nos fertilizantes, fornecendo ao solo os elementos essenciais nitrogênio e potássio. Essa substância apresenta temperatura de fusão $334^\circ C$ e solubilidade em água $35g/100g$ de água a $25^\circ C$ e a sua solução aquosa conduz corrente elétrica. Represente o processo de dissolução do KNO_3 em água através da sua equação de dissociação e esquematize um modelo que evidencie adequadamente as interações existentes entre as espécies químicas presentes nessa solução.

110) (PUC - RJ-2005) O processo Haber-Bosch, um dos mais utilizados para a obtenção de amônia sintética, conforme reação dada abaixo, utiliza temperatura na faixa de $550^\circ C$ e pressão de 200-300 atm.



- a) Qual a função do Fe nessa reação?
- b) Qual o valor da entalpia padrão da amônia a $25^\circ C$. Explique sua resposta.
- c) O que deve acontecer com o equilíbrio dessa reação caso a mesma seja realizada em:
 - I) Temperaturas maiores que $550^\circ C$? Explique sua resposta.
 - II) Pressões maiores que 200 atmosferas? Explique sua resposta.

111) (ITA-2006) São descritos, a seguir, dois experimentos e respectivas observações envolvendo ossos limpos e secos provenientes de uma ave.

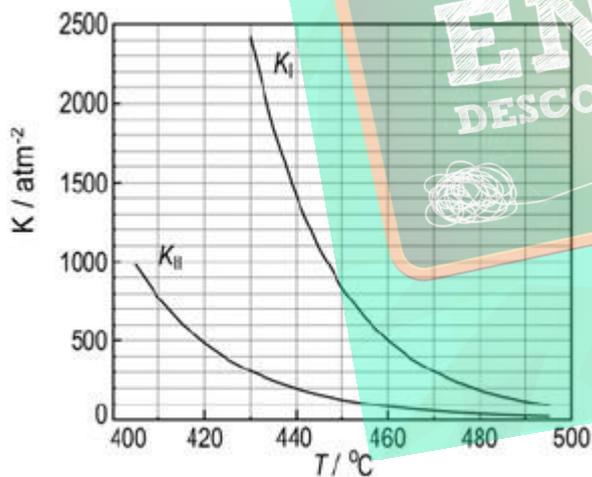
I. Um osso foi imerso em uma solução aquosa 10% (v/v) em ácido fórmico. Após certo tempo, observou-se que o mesmo havia se tornado flexível.

II. Um outro osso foi colocado em uma cápsula de porcelana e submetido a aquecimento em uma chama de bico de Bunsen. Após um longo período de tempo, observou-se que o mesmo se tornou frágil e quebradiço.

a) Explique as observações descritas nos dois experimentos.

b) Baseando-se nas observações acima, preveja o que acontecerá se um terceiro osso limpo e seco for imerso em uma solução aquosa 1mgL^{-1} em fluoreto de sódio e, a seguir, em uma solução aquosa a 10% (v/v) em ácido fórmico. Justifique a sua resposta.

112) (FUVEST-2007) Na produção de hidrogênio por via petroquímica, sobram traços de CO e CO₂ nesse gás, o que impede sua aplicação em hidrogenações catalíticas, uma vez que CO é veneno de catalisador. Usando-se o próprio hidrogênio, essas impurezas são removidas, sendo transformadas em CH₄ e H₂O. Essas reações ocorrem a temperaturas elevadas, em que reagentes e produtos são gasosos, chegando a um equilíbrio de constante K_I no caso do CO e a um equilíbrio de constante K_{II} no caso do CO₂. O gráfico traz a variação dessas constantes com a temperatura.



a) Num experimento de laboratório, realizado a 460°C, as pressões parciais de CO, H₂, CH₄ e H₂O, eram, respectivamente, $4 \cdot 10^{-5}\text{atm}$; 2atm; 0,4atm; e 0,4atm.

Verifique se o equilíbrio químico foi alcançado. Explique.

b) As transformações de CO e CO₂ em CH₄ mais H₂O são exotérmicas ou endotérmicas? Justifique sua resposta.

c) Em qual das duas transformações, na de CO ou na de CO₂, o calor despreendido ou absorvido é maior? Explique, em termos do módulo da quantidade de calor ($|Q|$) envolvida.

113) (Unicamp-2008) Eles estão de volta! Omar Mitta, vulgo Rango, e sua esposa Dina Mitta, vulgo Estrondosa, a dupla explosiva que já resolveu muitos mistérios utilizando

o conhecimento químico (vestibular UNICAMP 2002).

Hoje estão se preparando para celebrar uma data muito especial. Faça uma boa prova e tenha uma boa festa depois dela.

As pessoas adoravam essas demonstrações químicas. Dina e Rango sabiam disso, pois eles próprios tinham sido fígados por esse tipo de atividade (Vestibular da Unicamp-2001). Chamando a atenção de todos, Dina colocou sobre o balcão um copo que aparentemente continha água, e nele adicionou algumas gotas de uma solução que tingiu aquela água. Dina disse que aquela solução colorida mudaria de cor no berro. Um dos convidados, com a boca bem aberta e próxima do copo, deu um longo berro. Como num passe de mágica, o líquido mudou de cor.

a) O líquido que estava no copo era, na verdade, uma solução aquosa de amônia, cujo K_b solução aquosa estavam em equilíbrio, antes da adição do indicador, amônia, íon amônio e íon hidróxido.

Escreva a expressão de K_c em termos das concentrações dessas espécies. Nesse equilíbrio, o que está em maior concentração: amônia ou o íon amônio? Justifique.

b) O que foi gotejado no copo era uma solução de vermelho de fenol, um indicador ácido-base, que apresenta cor vermelha em pH acima de 8,5 e cor amarela em pH abaixo de 6,8. Qual foi a mudança de cor observada? Como se explica que o berro tenha promovido a mudança de cor?

Gabarito

1) a) Em um local de altitude mais elevada, a $[O_2]$ no ar é menor e, segundo o Princípio de L^e Chatelier, o equilíbrio químico em questão desloca-se para a esquerda. Em outras palavras, a diminuição da $[O_2]$ favorece a reação inversa, o que diminui a capacidade respiratória do atleta.

b) Durante o período de adaptação à altitude mais elevada, o organismo do atleta sintetiza mais hemoglobina aumentando a sua concentração. Pelo Princípio de Le Chatelier, isso favorece a reação direta, o que aumenta a capacidade respiratória do atleta.

Para cada molécula de hemoglobina sintetizada, são consumidos quatro átomos de ferro, o que diminui as reservas desse metal no organismo do atleta.

2) Alternativa: A

3) Alternativa: C

4) Resposta: C

5) Resposta: A

6) a) Havendo aquecimento, o equilíbrio desloca-se para o lado direito, pois o aumento da temperatura favorece a reação endotérmica, e a solução passa a adquirir a cor azul, devido a um aumento da concentração da espécie $[CoCl_4]^{2-}$ (aq).

b) Ao adicionarmos mais ácido clorídrico (HCl), estaremos aumentando a concentração molar de Cl^- (efeito do íon comum); o equilíbrio se deslocará para o lado direito, e a solução irá adquirir a cor azul.

7) Alternativa: D

8) a) A reação de síntese da amônia **não** é um processo endotérmico, e sim exotérmico, pois observa-se no gráfico que, a uma dada pressão, uma diminuição na temperatura acarreta um aumento na porcentagem de amônia na mistura.

b) 75 toneladas a mais de NH_3

c) Não. A presença de um catalisador não irá alterar a porcentagem de NH_3 no equilíbrio.

9) a) Em meio ácido, a reação de ionização do HIn estará deslocada para a esquerda, fazendo com que o tornassol fique vermelho (Princípio de L^e Chatelier).

b) O último parágrafo não leva em consideração a hidrólise salina. Sais como o acetato de sódio e o cloreto de amônio tornam o meio alcalino (tornassol azul) e ácido (tornassol vermelho), respectivamente.

10) a) a concentração do C(s) não é alterada, logo o equilíbrio não se desloca. b) Desloca para a esquerda já que a reação direta é endotérmica.

c) O catalisador não desloca o equilíbrio, mas faz com que esse seja atingido em um tempo menor.

11) a) Com a menor temperatura o equilíbrio se deslocará para a direita, pois a reação é endotérmica, logo haverá mais oxigênio dissolvido. b) No pé da montanha a pressão é maior e favorece a solubilização do O_2

12) a) a remoção do NO_2 faz o equilíbrio se deslocar para a direita.

b) O aumento da pressão não desloca o equilíbrio, pois o número de mols do produto é igual ao número de mols do reagente.

13) a) o aumento da concentração do N_2 faz o equilíbrio se deslocar para a esquerda. b) o aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor número de mols gasosos, logo para a esquerda(7).

14) Alternativa: A

15) Alternativa: A

16) Resposta: E

Resolução: O Princípio de Le Chatelier estabelece que: *se uma força externa é aplicada a um sistema em equilíbrio, o sistema se ajusta de tal modo que a força seja parcialmente anulada, de modo que o mesmo volte à posição de equilíbrio.* A palavra *força* significa uma mudança na concentração de uma das espécies, pressão, volume, ou temperatura do sistema em equilíbrio. Um aumento da concentração de uma das espécies, faz com que a reação tenda a se deslocar no sentido do maior consumo daquela espécie. Um aumento na temperatura favorece a reação endotérmica ($\Delta H > 0$), contrariamente, uma diminuição na temperatura favorece a reação exotérmica ($\Delta H < 0$). Na reação descrita na questão, um aumento na temperatura favorece a formação do $[CoCl_4]^{2-}$ (reação endotérmica), e uma diminuição favorece a formação do $[Co(H_2O)]^{2+}$ (reação exotérmica). A adição de cloreto de sódio aquoso à solução acarreta o aumento da concentração dos íons Cl^- no meio. Conseqüentemente, a reação se deslocará no sentido de consumir os íons Cl^- adicionados, ou seja, formação do $[CoCl_4]^{2-}$ (cor azul). Portanto, somente a alternativa E está correta.

17) Resposta: E

Resolução

I – (correta)

Solução tampão sofre pequenas variações de pH pela adição de pequenas quantidades de substâncias ácidas ou básicas.

II – (correta)

O aumento de íons bicarbonato no sangue desloca o equilíbrio para a esquerda, consumindo íons H^+ , aumentando o pH.

III – (correta)

O aumento da concentração de CO₂ no sangue desloca o equilíbrio para a direita, produzindo íons H⁺, diminuindo o pH.

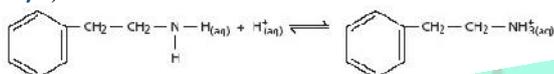
18) Alternativa: A



A presença de íons OH⁻ provenientes da reação caracteriza uma solução básica com pH > 7.

b) O Ácido Clorídrico, pois os íons H⁺ irão retirar os íons OH⁻ deslocando o equilíbrio para a direita, diminuindo a concentração de NH₃(g) e, conseqüentemente, o cheiro.

20) a)



b) A 2-feniletilamina é mais solúvel em meio ácido. Quanto maior a concentração do íon H⁺ (aq), mais deslocado o equilíbrio estará no sentido de formação do íon 2-etilfenilamônio.



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} \text{ ou } K_P = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}^2}$$

b) De acordo com o princípio de Le Chatelier, o aumento da pressão vai deslocar o equilíbrio para a direita (menor volume gasoso), favorecendo a formação de metanol.

22) Alternativa: E

23) Alternativa: A

24) Alternativa: D

25) Alternativa: D

26) Alternativa: E

27) Alternativa: E

28) Alternativa: C

29) Alternativa: A

30) Resposta: 44

01-F

02-F

04-V

08-V

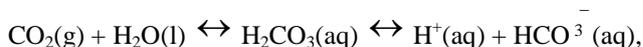
16-F

32-V

64-F

31) Alternativa: E

32) Considerando a equação química



temos:

•O aumento na intensidade da respiração diminui o teor de CO₂ no sangue, o que provoca um deslocamento no equilíbrio acima para a esquerda, causando diminuição do nível de acidez do sangue (diminuição da concentração de H⁺), com elevação de seu pH.

•O aumento no teor de bicarbonato na urina diminui sua concentração no sangue, o que faz o equilíbrio inicial se deslocar para a direita, produzindo íons H⁺ e deixando o sangue mais ácido, ou seja, diminui seu pH.

33) a) O equilíbrio será deslocado no sentido dos reagentes, ou seja, no sentido de diminuir a ionização do ácido acético.

b) Sendo a temperatura constante, o valor de K_a permanece constante. Para a reação química



que:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Portanto, para que K_a permaneça constante, o aumento da concentração de íons acetato no A meio implicará aumento da concentração de ácido acético.

34) Alternativa: D

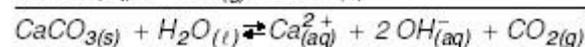
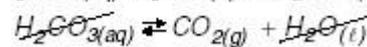
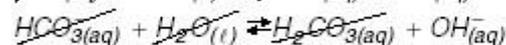
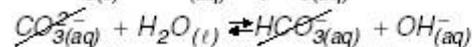
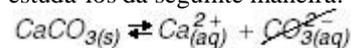
35) a) Processo exotérmico

b) O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado direito favorecendo um aumento de rendimento

36) Resposta C:

Resolução:

Os equilíbrios químicos estão associados e podem ser deslocados em seqüência. De modo simplificado podemos estudá-los da seguinte maneira:



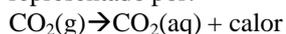
Pelo Princípio de Le Chatelier, um aumento da [CO₂] causará deslocamentos para a esquerda

nos equilíbrios, de modo que teremos um aumento nas $[Ca(aq)^{2+}]$ e $[CO_3(aq)^{2-}]$ nos fluidos das aves, possibilitando a formação de cascas de ovos mais espessas.

37) Alternativa: C

38) a) No sistema 1, a pressão parcial de CO_2 no ar é praticamente desprezível, e, portanto, a quantidade de $CaCO_3(s)$ dissolvida será menor.

b) A solubilidade de um gás em um líquido aumenta à medida que diminui a temperatura do líquido. Ainda, de acordo com o princípio de Le Chatelier, para o equilíbrio representado por:



a diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para a direita, favorecendo a dissolução do

$CO_2(g)$ e, conseqüentemente, também a dissolução do $CaCO_3(s)$.

39) Alternativa: E

40) a) $9,0 \times 10^{-4}$ mol

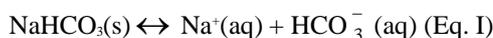
b) Na água pura, temos apenas o equilíbrio de dissolução do gás oxigênio.

No sangue, além do equilíbrio de dissolução do gás oxigênio, temos o consumo de $O_2(aq)$ para formar a oxihemoglobina. O equilíbrio de dissolução será deslocado para a direita, a fim de aumentar a concentração de $O_2(aq)$. A solubilidade do O_2 em água aumenta.

41) Situação inicial a $25^\circ C$ e 1atm:



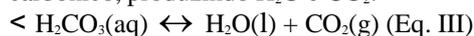
Nessa solução, existe o equilíbrio dado por:



a) O ânion bicarbônico, em solução aquosa, sofre hidrólise, resultando em meio básico de acordo com:



O aquecimento favorece a decomposição do ácido carbônico, produzindo H_2O e CO_2 :



Durante o processo de aquecimento e considerando desprezível o volume de água perdido por evaporação, haverá desprendimento de $CO_2(g)$, o que leva a um deslocamento dos equilíbrios I, II e III para a direita.

b) Após o resfriamento, ainda resta sólido no sistema, portanto ainda temos uma solução saturada de $NaHCO_3$; porém a quantidade de $NaHCO_3(s)$ será menor que a inicial.

42) Alternativa: C

43) Itens Certos: (1), (2) e (3)

Itens Errados: (4) e (5)

Resolução:

(4) O uso de catalisador no processo propicia um estado de transição com menor energia.

(5) A unidade da constante de equilíbrio da equação mencionada é $(mol/L)^{-2}$.

44) a) $K_c = 9 > 4$

Portanto, para se atingir o equilíbrio, as concentrações dos produtos devem diminuir, enquanto que as dos reagentes devem aumentar. A velocidade da reação será maior no sentido de formação de CO (reação inversa).

b) $[CO_2] = [H_2] = 2,67 M$

$[CO] = [H_2O] = 1,33 M$

45) a) I $NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow NH_4OH(aq) + H^+(aq)$

II $NH_4OH(aq) \leftrightarrow NH_3(g) + H_2O(l)$

b) Percebe-se cheiro mais forte de amônia no tubo 2. A adição de Na_2CO_3 torna o meio mais básico (maior K_b), o que provoca maior consumo de H^+ , deslocando o equilíbrio I para a direita e favorecendo a formação de $NH_4OH(aq)$, que por sua vez se decompõe produzindo mais amônia (NH_3).

c) O cloreto de amônio é um sal de caráter ácido, pois é proveniente de um ácido forte (HCl) e uma base fraca (NH_4OH). Logo a sua hidrólise salina origina uma solução ácida ($pH < 7$):

46) a) De maneira geral, a pressão parcial do CO_2 no sangue venoso é maior que a do sangue arterial, isto é, a concentração em quantidade de mol de CO_2 dissolvido é maior; logo, o sangue venoso deve apresentar um caráter ácido mais acentuado, ou seja, um menor pH.

b) 72 min

47) Alternativa: A

48) Alternativa: D

49) Alternativa: D

50) Alternativa: C

51) a) $K_c = 0,36$

b) O aumento da temperatura desloca o equilíbrio para o lado da reação endotérmica, isto é, do NO_2 tornando o equilíbrio mais alaranjado.

52) Alternativa: E

53) Alternativa: A

54) Alternativa: D

55) Resposta:

a) A cerveja que se encontra a 25 °C. Como o processo de transformação de CO₂ (aq) em CO₂ (g) é endotérmico, quanto maior a temperatura, maior será a quantidade de gás liberado (espuma).



56) Resposta:

a) $K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{0,2}{0,3^2} = \frac{0,2}{0,09} = 2,2$ $K_c = 2,2$

b) A reação é exotérmica porque, quando ocorre uma elevação da temperatura (entre t₄ e t₅), observa-se a diminuição da concentração de produto (N₂O₄), mostrando que o equilíbrio é deslocado no sentido da formação do reagente (NO₂).

57) Alternativa: E

58) Resposta: B

Aumentar o rendimento da reação significa deslocar o equilíbrio no sentido de formação dos produtos (para a direita). Ao adicionar nitrato de prata (AgNO₃), que é solúvel, ocorre uma reação entre o íon Ag⁺, proveniente do AgNO₃, com o íon Cl⁻, formando o cloreto de prata, AgCl, que é insolúvel. Esta reação diminui a concentração do íon Cl⁻, deslocando o equilíbrio para a direita, de acordo com o princípio de Le Chatelier. A adição de HCl desloca o equilíbrio no sentido de formação dos reagentes devido à neutralização dos íons OH⁻. A adição de KCl desloca o equilíbrio, no sentido de formação dos reagentes. A adição de AgCl (insolúvel) e de KNO₃ não desloca o equilíbrio.

59) Aumento das concentrações de CO₂ e de H₂O, na atmosfera. Deslocamento do equilíbrio no sentido de consumo de carbonato e conseqüente aumento da acidez no interior do ovo.

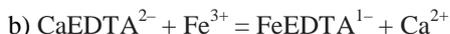
60) Resposta:

a) $K_3 = K_2/K_1 \rightarrow K_3 = 7,3$

b)
O catalisador não desloca o equilíbrio, pois aumenta a velocidade direta e inversa na mesma proporção.
A pressão não influi nesse equilíbrio, pois o número de mols dos dois lados da equação são iguais.
O aumento da temperatura desloca a reação no sentido endotérmico, diminuindo assim o rendimento.

61) Resposta:

a) A reação com o íon Fe³⁺ apresenta o maior valor de constante de equilíbrio, portanto estará mais deslocada no sentido da complexação (para a direita). O Fe³⁺ será removido com mais eficiência.



62) Alternativa: C

63) Alternativa: D

64) Alternativa: A

65) a) A adição de HNO₃, que é um ácido forte, aumentará a concentração de H₃O⁺, resultando num deslocamento para a esquerda dos equilíbrios acima e aumentando a concentração de Ca²⁺. Essa situação anulará parcialmente o tratamento da água dura.

b) A adição de NaOH libera OH⁻, que, reagindo com o H₃O⁺, deslocará os equilíbrios para a direita, reduzindo ainda mais a concentração de Ca²⁺. Essa situação levará a uma água com menor teor de Ca²⁺.

66) Alternativa: A

67) Alternativa: B

68) Alternativa: D

69) Alternativa: D

70)

01	02	04	08	16
V	V	F	F	F

TOTAL = 28

71)

01	02	04	08	16
V	V	F	F	V

TOTAL = 19

72) Alternativa: A

73) Alternativa: D

74) Alternativa: A

75) Alternativa: C

76) Alternativa: A

77) a) Reagentes: Cl₂(g) e H₂O(l)
Produtos: HCl(aq) e HClO(aq)

b) Ao se adicionar uma solução de ácido clorídrico concentrado (ácido muriático) na água de lavadeira, que contém o hipoclorito, ocorrerá um deslocamento da reação $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{HCl}(\text{aq}) + \text{HClO}(\text{aq})$ para a esquerda, com conseqüente formação de $\text{Cl}_2(\text{g})$, que é um gás irritante e sufocante.

78) Alternativa: A

79) Alternativa: B

80) Alternativa: B

81) Resposta: 03

01-V

02-V

04-F

08-F

16-F

82) Alternativa: E

83) a) $\text{SO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$

b) Soluções de baixo pH apresentam elevada concentração hidrogeniônica (H^+), o que irá deslocar o equilíbrio acima para a esquerda, favorecendo a formação de $\text{SO}_2(\text{aq})$.

c) $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

$$1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 4$$

Nesse pH, de acordo com a tabela, a espécie que

prevalece é o íon hidrogenossulfito hidratado ($\text{HSO}_3^-(\text{aq})$).

84) Resposta: A

Resolução

A análise da tabela $K_p/t(^{\circ}\text{C})$ permite o estabelecimento das seguintes associações decorrentes do Princípio de Le Chatelier:

1. T KP (processo endotérmico)

2. T KP (processo endotérmico)

3. T KP (processo exotérmico)

Conclusões:

K3 – processo A (exotérmico)

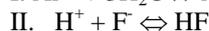
K2 – processo C (endotérmico)

K1 – processo B (endotérmico – a predominância do NO_2 sugere que os valores de K_p são elevados).

85) Resposta: FFVFFV

86) a) 7,6 ppm maior que 1 ppm

b)



A adição de sal de alumínio ao sistema aquoso provoca o deslocamento do equilíbrio I para a direita. Com o aumento da concentração de íons H^+ , o equilíbrio II é deslocado para a direita, com consumo de íons F^- . A diminuição da concentração de íons F. favorece o deslocamento do equilíbrio III para a direita, com dissolução da fluorita (Le Chatelier).

87) Alternativa: B

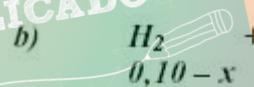
88) Alternativa: C

89) Alternativa: D

90) Alternativa: C

91) Alternativa: A

92) a) Não é possível distinguir os recipientes, pois, se em A a reação se completasse, formar-se-ia 0,20 mol de HI, que é exatamente a quantidade de partida na experiência B. Como equilíbrio pode ser atingido de ambos os lados, as quantidades finais de cada gás no equilíbrio finais de cada gás no equilíbrio serão as mesmas.



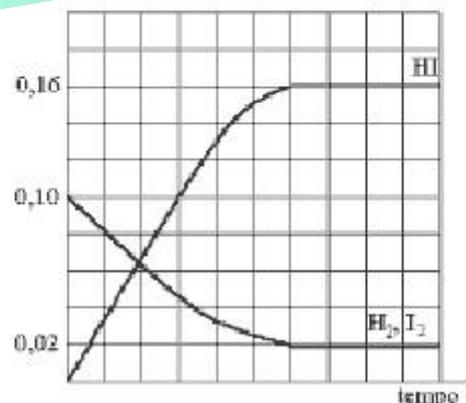
$$64 = \frac{(2x)^2}{(0,10 - x)^2}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 0,16 \text{ mol/L}$$



$$2x = 0,80 - 8x \quad x = 0,08$$



93) Resposta: D

Resolução: Como o equilíbrio químico é determinado pelo pH do sangue, um maior valor de pH nos pulmões ($\text{pH} =$

7,8) implica em menor concentração de H^+ . Por outro lado, conforme dado na questão, um maior valor de pH nos pulmões favorece a captação de O_2 , ou seja, formação de oxihemoglobina. Conseqüentemente, ocorre o deslocamento do equilíbrio para a direita. Portanto, a alternativa D é a correta.

94) Alternativa: D

95) Resposta:

a) $[NO] = 3 \times 10^{-18} \text{ mol/L}$

b) Temos um processo endotérmico ($\Delta H > 0$), portanto o aumento da temperatura irá deslocar o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de NO, conseqüentemente o valor da constante de equilíbrio aumentará.

96) Alternativa: B

97) Alternativa: B

98)

01	02	04	08	16	32
V	F	F	V	F	V

TOTAL = 41

99) Alternativa: B

100) Alternativa: E

101) a) $K_3 = 1,0 \cdot 10^{-14}$

b) 1,0

c) Não ocorre mudança de número de oxidação nas espécies participantes da reação, portanto a reação não é de oxirredução.

102) a) $K_c = \frac{[H_3O^+].[In^-]}{[HIn]}$

b) O ponto final da titulação ácido-base ocorre quando se tem a proporção estequiométrica entre essas substâncias, o que deve ser notado pela mudança de cor do indicador.

1º- possibilidade: Adição de uma base a um ácido. A solução inicialmente é ácida (portanto incolor) e o ponto de equivalência será notado quando a solução ficar rosa, ou seja, prevalecerá a forma básica (In^-).

2º- possibilidade: Adição de um ácido a uma base. A solução inicialmente é básica (predomina a forma ionizada) e o ponto de equivalência será notado quando a solução ficar incolor, indicando que prevalecerá a forma ácida (HIn).

103) Alternativa: C

104) Alternativa: D

105) Alternativa: A

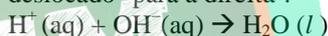
106) a) A diminuição do K_p com a temperatura significa que temperaturas elevadas desfavorecem a reação direta (formação de amônia). Além disso, no sentido direto ocorre uma diminuição do número de moléculas presentes no sistema. Então, pelo Princípio de Le Chatelier, podemos afirmar que as seguintes condições favorecem a síntese de amônia:

I. Temperaturas ao redor de $25^\circ C$;

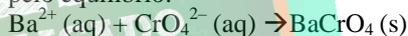
II. Pressões elevadas.

b) Na prática, como a reação entre N_2 e H_2 ocorre com grande energia de ativação, a temperatura utilizada é elevada ($450^\circ C$). O catalisador é usado para aumentar a velocidade da reação de síntese e a amônia formada é constantemente removida do sistema químico, o que desfavorece a reação inversa.

107) a) Ao adicionarmos ao sistema gotas de solução aquosa de hidróxido de sódio, a coloração da solução torna-se amarela devido ao consumo dos íons H^+ e o equilíbrio é deslocado para a direita.



b) A equação química de precipitação pode ser expressa pelo equilíbrio:



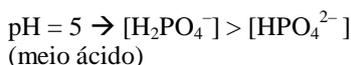
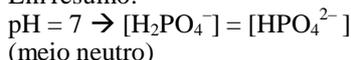
Com a adição de íons H^+ ao sistema, o equilíbrio fornecido ($Cr_2O_7^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightarrow 2 CrO_4^{2-}(aq) + 2H^+(aq)$) é deslocado para a esquerda, diminuindo a concentração de íons CrO_4^{2-} . A diminuição da concentração de íons CrO_4^{2-} desloca o equilíbrio de precipitação do $BaCrO_4$ para a esquerda diminuindo a quantidade do precipitado.

108) Alternativa: C

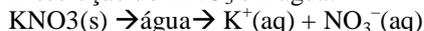
109) O valor do $pH = 5$ indica que o meio está ácido, ou seja, há excesso de $H_3O^+(aq)$ em relação ao íon $OH^-(aq)$. Esse excesso deslocará o equilíbrio para a esquerda, com aumento da concentração de $H_2PO_4^-$



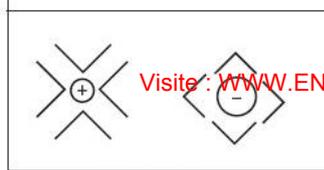
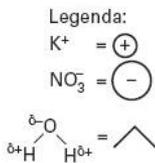
Em resumo:



Dissolução do KNO_3 em água:

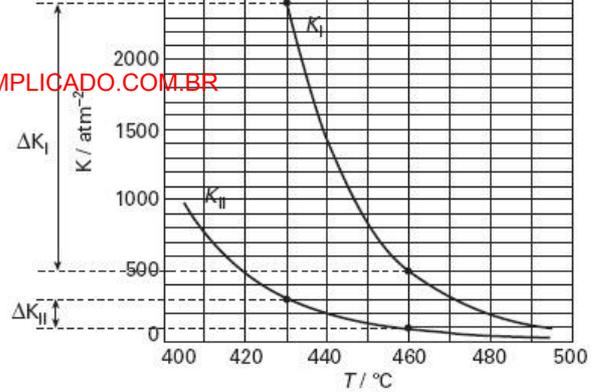


Esquema de um modelo de interações existentes entre as espécies químicas presentes na solução:



Solução de KNO_3
 Modelo de hidratação de íons

Visite: WWW.ENEMDESCOMPLICADO.COM.BR



- 110) a) O Fe atua como catalisador da reação.
 b) A entalpia padrão da amônia a 25 °C vale -11,02 kcal mol⁻¹. Explicação: como o valor da entalpia padrão de substâncias simples é zero, o ΔH da reação a 25 °C é duas vezes o valor da entalpia padrão da amônia.

c)
 i- Uma vez que a reação de formação de amônia (reação direta) é exotérmica, pelo Princípio de Le Chatelier, um aumento na temperatura desloca o equilíbrio termodinâmico da reação para o sentido da reação endotérmica, ou seja, para a formação de reagentes (N₂ e H₂) (reação inversa).

ii- Também pelo princípio de Le Chatelier, um aumento da pressão desloca o equilíbrio termodinâmico para o sentido da reação envolvendo uma diminuição no número de mols, ou seja, desloca o equilíbrio para o sentido da reação direta (de formação de amônia).

111) a) Um osso pode ser considerado, a grosso modo, como uma mistura de substâncias orgânicas (que conferem flexibilidade a ele) e substâncias inorgânicas (que lhe conferem rigidez).

A adição de ácidos desloca esse equilíbrio para a direita, provocando dissolução da hidroxiapatita, e por isso o osso amolece. Já o aquecimento provoca a decomposição da parte orgânica, restando apenas a hidroxiapatita, o que deixa o osso mais quebradiço.

b) Ao se tratar o osso com uma solução de fluoreto de sódio, ocorrerá uma substituição da hidroxila da hidroxiapatita pelo fluoreto, de acordo com a equação: A partir desse instante, tem-se no osso a fluorapatita, que não é atacada por ácidos; logo, o osso permanecerá intacto após a adição de ácido fórmico.

112) a) Equilíbrio I

$$Q_{PI} = 500 \text{ atm}^{-2}$$

Como $Q_{PI} = K_I$, o equilíbrio foi alcançado.

b) Com a elevação da temperatura, tanto K_I quanto K_{II} têm seus valores diminuídos. Logo podemos concluir que as reações inversas são endotérmicas, portanto as transformações de CO e CO₂ em CH₄ e H₂O são exotérmicas.

c) Observando-se o gráfico:

Para uma variação na temperatura de 430°C a 460°C temos:

Como $|\Delta K_I| > |\Delta K_{II}|$, podemos concluir que o equilíbrio I sofre uma maior influência da variação da temperatura; logo o calor liberado em I será maior que em II $|Q_I| > |Q_{II}|$.

113) a)

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Nesse equilíbrio, a amônia está em maior concentração, pois se trata de uma base fraca, já que o valor de K_b é muito pequeno ($1,8 \times 10^{-5}$). (Uma base pouco ionizada.)

Observação - O item poderia ser resolvido usando-se a expressão da constante de equilíbrio e atribuindo-se valores para a concentração de OH⁻ das seguintes formas ou variantes delas:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow K_b / [OH^-] = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5} / [OH^-]$$

Assim, $[NH_4^+] / [NH_3] > 1$, quando $[OH^-] < 1,8 \cdot 10^{-5}$, ou seja, $pOH > 4,75$, ou $pH < 9,25$.

Ou $[NH_4^+] / [NH_3] < 1$, quando $[OH^-] > 1,8 \cdot 10^{-5}$, ou seja, $pOH < 4,75$, ou $pH > 9,25$.

Ou $[NH_4^+] / [NH_3] = 1$, quando $[OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-5}$, ou seja, $pOH = 4,75$, ou $pH = 9,25$.

Generalizando, para soluções de amônia em água, prevalece NH₄⁺ em pHs abaixo de 9,25 e prevalece NH₃ em pHs acima de 9,25.

Todas essas possibilidades são válidas como justificativas.

b) A solução de amônia é básica. O pH estava acima de 8,5 e ao berrar sobre o copo, o convidado exalou gás carbônico que, ao se dissolver na solução, diminuiu o pH para um valor inferior a 6,8. Dessa forma, o indicador mudou da cor vermelha (pH > 8,5) para a cor amarela (pH < 6,8).