



P3 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 10/06/06

Nome:	
Nº de Matrícula: Gabarito	Turma:
Assinatura:	

Questão	Valor	Grau	Revisão
1 ^a	2,5		
2 ^a	2,5		
3 ^a	2,5		
4 ^a	2,5		
Total	10,0		

Constantes

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$$

$$1 \text{ C} \times \text{V} = 1 \text{ J}$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$$

Equações

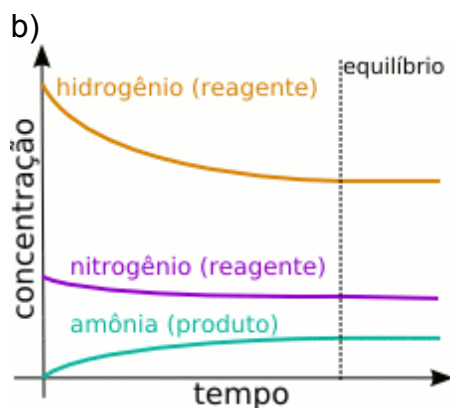
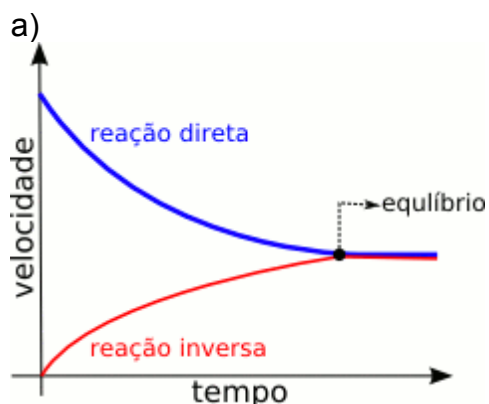
$$\Delta G^\circ = -n F \Delta E^\circ$$

$$\text{Equação de Nernst: } \Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

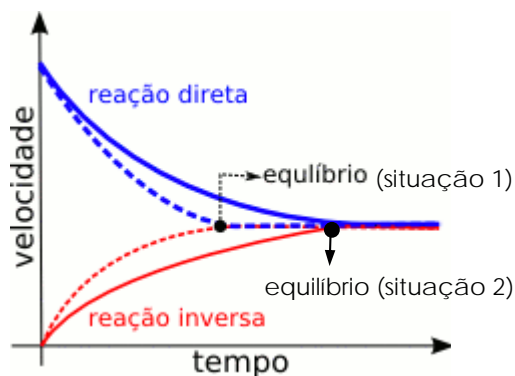
$$\Delta G = \Delta G^\circ + R T \ln Q$$

1ª Questão:

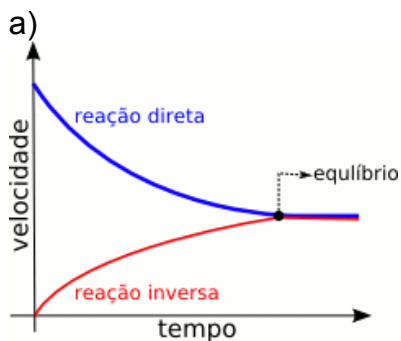
A Wikipédia é uma enciclopédia multilingual, on-line, livre e colaborativa, ou seja, escrita por várias pessoas, todas voluntárias. Navegando na wikipédia e fazendo uma busca pelo termo “equilíbrio químico”, a página mostra os gráficos (a), (b) e (c), apresentados abaixo. Descreva cada gráfico e explique-os no espaço reservado.



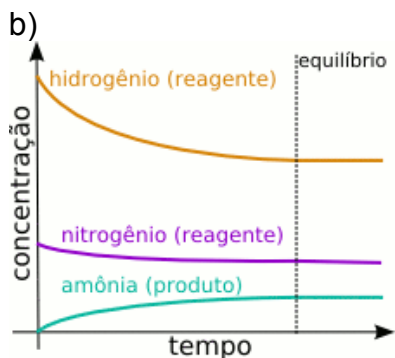
c) Para uma mesma reação, compare a situação 1 (---) com a situação 2 (—), indicando pelo menos um fator responsável por essa diferença de comportamento.



Resolução:

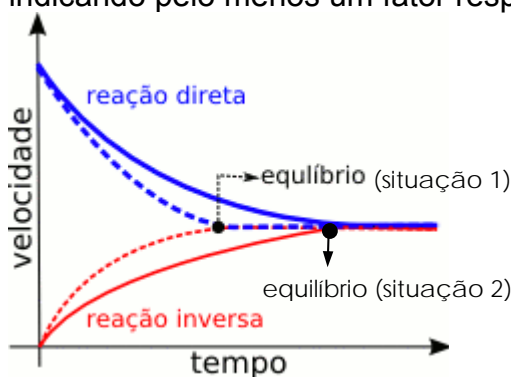


Resp: No início da reação as chances das moléculas reagentes colidirem umas com as outras é maior, o que fará com que a taxa (ou velocidade) com que a reação ocorre também o seja. Porém, a medida com que a reação se processa o número de moléculas dos reagentes iniciais diminui, reduzindo dessa forma as chances de elas colidirem entre si e, por consequência, a velocidade desse sentido da reação. Por outro lado, com o andamento da reação, o número de moléculas de produto vai aumentando, o que faz com que cresçam as chances de elas se colidirem e reagirem, elevando assim a velocidade nesse sentido da reação. Chegará então um momento em que tanto a velocidade de um dos sentidos quanto a do outro serão idênticas, nesse ponto nenhuma das velocidades variará mais (se forem mantidas as condições do sistema onde a reação se processa) e se terá atingido o equilíbrio químico.



Resp: Nesta reação, as moléculas de nitrogênio e as de hidrogênio (reagentes) colidem entre si, havendo uma certa chance de a reação entre elas ocorrer; e quando moléculas de amônia (produto) colidirem entre si há uma certa chance de elas se dissociarem e se reorganizarem em H_2 e N_2 . Em um determinado momento, em que as velocidades das reações direta e inversa forem iguais, o sistema atinge o equilíbrio e as concentrações de reagentes e produtos não se alteram mais. Deve-se salientar que quando uma reação atinge o equilíbrio ela continua se processando, porém tanto a reação direta e inversa ocorrem na mesma velocidade, e desse jeito a proporção entre os reagentes e os produtos não varia. Em outras palavras, temos aqui um equilíbrio dinâmico.

c) Para uma mesma reação, compare a situação 1 (---) com a situação 2 (—), indicando pelo menos um fator responsável por essa diferença de comportamento.



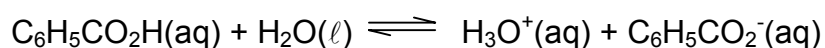
Resp: Um fator pode ser o uso de um catalisador na situação 1 e não na situação 2. Um catalisador direciona a reação para um novo mecanismo, usualmente aumentando a velocidade da reação. O catalisador faz com que o equilíbrio seja atingido em um tempo menor (situação 1) do que na reação sem o seu uso (situação 2). Contudo, o catalisador não afeta o valor da constante de equilíbrio.

2ª Questão:

Na Tabela abaixo estão listados os valores de Ka para alguns ácidos.

Ácido	Fórmula	Ka
Ácido benzóico	C ₆ H ₅ CO ₂ H	?
Ácido cianídrico	HCN	4,90 x 10 ⁻¹⁰
Ácido cloroacético	ClCH ₂ CO ₂ H	1,35 x 10 ⁻³
Ácido tioacético	HSCH ₂ CO ₂ H	4,68 x 10 ⁻⁴
Ácido acético	CH ₃ CO ₂ H	1,70 x 10 ⁻⁵

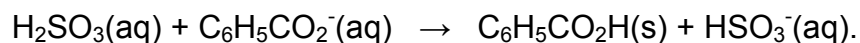
a) Calcule o pH da solução e o Ka do ácido benzóico, quando a concentração molar inicial é de 0,110 mol L⁻¹ e a porcentagem de ionização é 2,4.



b) Qual é a definição de ácido fraco?

c) Dentre os ácidos fracos listados na Tabela, qual é o mais forte? Justifique.

d) Quando ácido sulfuroso (H₂SO₃) é adicionado a uma solução de íons benzoato (C₆H₅CO₂⁻), forma-se um precipitado branco de ácido benzóico (C₆H₅CO₂H), segundo a reação:



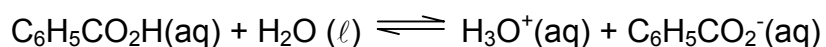
Por outro lado, se o ácido sulfuroso (H₂SO₃) for substituído por ácido acético (CH₃CO₂H), o precipitado de ácido benzóico não se forma. Baseado nisso, diga qual é a ordem crescente da força desses três ácidos?

Resolução:

$$\text{a) \% de ionização} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]} \times 100 = 2,4$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-] = \frac{2,4 \times 0,110}{100} = 0,00264 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = 2,58$$



Início	0,110	0	0
Δ	-0,00264	0,00264	0,00264
Equilíbrio	0,107	0,00264	0,00264

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]} = \frac{0,00264 \times 0,00264}{0,107}$$

$$K_a = 6,51 \times 10^{-5}$$

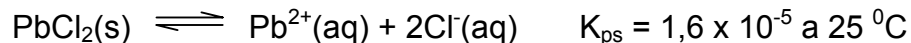
b) Ácido fraco é aquele que não está completamente dissociado em água.

c) Ácido cloroacético, pois é o que apresenta o maior valor de K_a .

d) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} < \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} < \text{H}_2\text{SO}_3$

3ª Questão:

a) Um efluente proveniente de uma fábrica de baterias automotivas é estocado em um tanque para ser tratado antes de seu descarte. Esse efluente contém íons Pb^{2+} que devem ser removidos por precipitação na forma de $\text{PbCl}_2(\text{s})$, pela adição de $\text{NaCl}(\text{s})$, um sal muito solúvel em água. Considere que a concentração molar do Pb^{2+} no efluente é $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ e que esse valor tem que ser reduzido para $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$, para que o mesmo possa ser considerado adequado para descarte. Calcule a concentração molar do NaCl em solução, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, no momento em que o efluente estiver adequado para descarte.



b) Se no tratamento do mesmo efluente o NaCl fosse substituído pelo Na_2SO_4 , (outro sal muito solúvel em água), a concentração molar desse novo sal em solução, no momento em que o efluente estiver adequado para descarte, será a mesma que a do NaCl ? Mostre com cálculos.



Resolução:

$$\text{a) } K_{ps} (\text{PbCl}_2) = [\text{Cl}^-]^2 \cdot [\text{Pb}^{2+}]$$

Para calcular a concentração molar do Cl^- no momento em que a concentração de Pb^{2+} é $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ usa-se:

$$[\text{Cl}^-] = \sqrt{\frac{k_{ps} (\text{PbCl}_2)}{[\text{Pb}^{2+}]}} = \left(\frac{1,6 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-4}} \right)^{\frac{1}{2}} = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$$

A $[\text{Cl}^-]$ é igual a concentração molar de NaCl em solução.

$$\text{b) } K_{ps} (\text{PbSO}_4) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

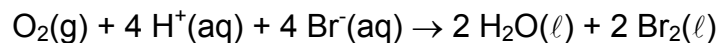
$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{k_{ps} \text{PbSO}_4}{[\text{Pb}^{2+}]} = \frac{1,6 \times 10^{-8}}{1 \times 10^{-4}} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

A $[\text{SO}_4^{2-}]$ é igual a concentração de Na_2SO_4 em solução.

Observa-se que se usarmos Na_2SO_4 para tratar o efluente é necessário a adição de uma quantidade menor de sal. Isso se deve tanto à estequiometria de dissociação do sal e pela diferença no valor do k_{ps} dos respectivos sais de Pb^{2+} .

4ª Questão:

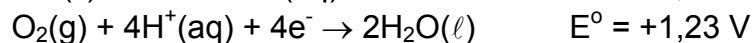
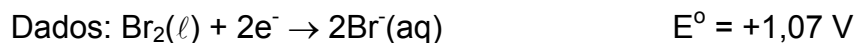
Considere a seguinte reação de oxi-redução, a 25°C:



a) Em condições-padrão a reação acima é espontânea? Justifique com cálculos.

b) Qual é o novo valor de ΔE no momento em que o pH da solução é 3,6? Nesse pH a reação será espontânea? Justifique com cálculos. (Considere que as demais espécies estejam em condições-padrão).

c) Calcule a constante de equilíbrio da reação.



Resolução:

a) Nas condições-padrão $\Delta E = \Delta E^\circ$

Como, $\Delta E^\circ = E^\circ \text{ catodo} - E^\circ \text{ anodo}$

$$\Delta E^\circ = 1,23 - 1,07 = 0,16 \text{ V}$$

E, como ΔE é 0,16 V (valor maior que zero)

E sabendo que $\Delta G = -n F \Delta E$,

Podemos concluir que ΔG é menor que zero, o que caracteriza uma reação espontânea.

b) No momento em que o pH = 3,6

A concentração de H^+ na solução será de $2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$

Usando a equação de Nernst, a 25°C , podemos calcular o novo valor de ΔE .

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \log Q$$

Como

$$Q = \frac{1}{[H^+]^4} = \frac{1}{(2,5 \times 10^{-4})^4}$$

$$n = 4 \text{ e } \Delta E^\circ = 0,16 \text{ V}$$

O novo valor de ΔE é de -0,05 V.

Como este novo valor de ΔE é negativo, o ΔG correspondente será positivo, o que significa que a reação nesta nova condição não será espontânea.

c) Utilizando a seguinte equação:

$K = 10^{\frac{n\Delta E^\circ}{0,059}}$, podemos determinar a constante de equilíbrio desta reação redox.

$$E, \text{ como, } n = 4 \text{ e } \Delta E^\circ = 0,16 \text{ V}$$

O valor encontrado de K é de $7,1 \times 10^{10}$