



**NOME:** \_\_\_\_\_

**EXAME EXPERIMENTAL**



SETEMBRO DE 2015

---

**NÃO DESGRAMPEIE O CADERNO DO EXAME. NÃO RESOLVA COM LÁPIS.**



**Instruções gerais para o exame prático (TOTAL DE PONTOS = 40)**

1. Durante todo o tempo em que estiver no laboratório, você deverá estar equipado com a bata e óculos de segurança que lhe são fornecidos. Você pode usar a sua bata e os seus óculos se lhe derem autorização. Sugere-se a utilização de luvas, quando necessário.
2. Espera-se que os estudantes trabalhem de forma segura e ética e que conservem limpo o material e a bancada de trabalho. Pergunte ao assistente de laboratório se tiver alguma dúvida relativa às normas de segurança.
3. Este exame prático tem a duração de 4:30 horas e é constituído por 2 problemas experimentais (cada um valendo 20 pontos). Você pode realizar os problemas práticos na ordem que desejar.
4. Antes de iniciar o seu trabalho experimental leia cuidadosamente todo o exame prático e analise os espaços para respostas. Identifique onde está todo o material que vai utilizar. Você tem 30 minutos para ler o exame e planejar o trabalho experimental.
5. Comece a prova quando for dado o sinal de início.
6. Você tem 4 horas para executar todo o exame e registrar os seus resultados nos espaços reservados para respostas.
7. Para medir com as pipetas você deverá utilizar unicamente a pêra de borracha.
8. É proibido comer no laboratório. Você pode pedir autorização ao assistente de laboratório para ir ao banheiro ou para beber água.
9. Escreva todas as suas respostas com caneta esferográfica (**Não use o lápis**).
10. No cabeçalho de cada folha de respostas escreva o seu nome e o seu código de identificação (este está indicado no seu local de trabalho).
11. Você só poderá usar o material que lhe for fornecido e a sua calculadora.
12. Em caso de necessitar de mais reagentes ou de repor algum material de vidro ou outro dirija-se ao assistente de laboratório. Isto será penalizado com 1 (um) ponto por cada solicitação.
13. O número de algarismos significativos nas respostas numéricas deve estar de acordo com o erro experimental.
14. Você deverá escrever todas as suas respostas nos espaços reservados para esse fim. O que for escrito fora desses espaços não será qualificado. Também não escreva nada na parte de trás das folhas. Se necessitar de folhas de rascunho para cálculos ou substituir alguma(s) folha(s) de resposta por outra(s) solicite ao assistente de laboratório.

---

**NÃO DESGRAMPEIE O CADERNO DO EXAME. NÃO RESOLVA COM LÁPIS.**



15. Será dado um aviso 15 minutos antes do final do tempo previsto para a prova.
16. Quando ouvir o sinal de terminar, você deverá parar de trabalhar imediatamente, caso contrário, o problema que estiver fazendo será anulado.
17. Quando terminar o exame você deve colocar todas as folhas no envelope que recebeu e somente deverá fechá-lo na presença do assistente de laboratório que lhe entregará um recibo. Só as folhas que estiverem dentro do envelope fechado serão corrigidas e classificadas.
18. Você não pode sair do laboratório sem que lhe seja dada autorização.
19. É imprescindível que entregue esse exame com o seu nome e o seu código.

**Resíduos químicos e material de vidro.**

1. Os resíduos químicos devem ser colocados nos recipientes apropriados.
2. O material de vidro quebrado deve ser colocado no recipiente para descarte de vidro.

**Limpeza.**

1. Ao terminar deixe o seu local de trabalho limpo e arrumado.

<b>SOLUÇÕES DISPONÍVEIS</b>		
01	Acido clorídrico ~ 0,1 mol/L ( HCl)	250 mL
02	Acido clorídrico 1 mol/L (HCl)	500mL
03	Hidróxido de sódio ~ 0,1 mol/L (NaOH)	250mL
04	Hidróxido de sódio 1 mol/L (NaOH)	250mL
05	Fenolftaleína	5mL
06	Verde de bromo cresol	5mL
07	4 tubos Falcon com NaOH(s)	-
08	1 tubo Falcon com amostra desconhecida	-
09	Cloreto de bário 10%	50mL



**MATERIAL DISPONÍVEL NA BANCADA (1 kit completo para cada estudante)**

<b>ITENS</b>	<b>MATERIAL</b>	<b>QUANTIDADE</b>
01	Erlenmeyer de 250 mL	03
02	Erlenmeyer de 125 mL	03
03	Balão volumétrico de 250 mL	01
04	Becker de 50 mL	02
05	Funil analítico de 30 mL	01
06	Funil analítico de 50 mL	01
07	Pipeta volumétrica de 10 mL	01
08	Pipeta volumétrica de 25 mL	01
09	Pipeta volumétrica de 50 mL	01
10	Proveta de 100 mL	02
11	Bastão de vidro	01
12	Bureta de 50 mL	01
13	Suporte universal	01
14	Garra dupla tipo borboleta	01
15	Pipetador automático (pera)	01
16	Garrafa térmica (calorímetro)	01
17	Termômetro	01
18	Pisseta para água destilada	01
19	Conta gotas	02



## **EXPERIMENTO 1: VERIFICAÇÃO EXPERIMENTAL DA LEI DE HESS**

A Termoquímica é o ramo da Química que estuda a troca de energia que acompanha transformações, tais como: processos de misturas, transições de fases e reações químicas. Uma das grandezas calculadas e/ou medidas experimentalmente, em Termodinâmica, é a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), que corresponde à energia absorvida ou liberada numa transformação química sob pressão constante. Portanto, as medidas comuns de calor, realizadas em laboratório (em geral, sob pressão atmosférica), são variações de entalpia.

A variação de entalpia é uma grandeza denominada função de estado. Em outras palavras, dizemos que a variação de entalpia de uma dada transformação independe do caminho sob o qual a transformação é realizada. Essa regra é conhecida como “Lei de Hess”.

Nesta questão vamos fazer uma verificação experimental da Lei de Hess utilizando a entalpia de dissolução e a entalpia de neutralização.

As medidas de calor são realizadas num calorímetro adiabático. Este dispositivo é um recipiente contendo o sistema sob transformação e que é perfeitamente isolado, de modo que não há escoamento nem de calor ou matéria, seja para dentro ou para fora do sistema. Para o calorímetro usado neste experimento considere que a capacidade calorífica,  $C_{cal}$ , é igual a **17,6 cal/°C**.

A entalpia é calculada pela variação de temperatura que será convenientemente medida com um termômetro adequado.



## PARTE EXPERIMENTAL

### Procedimento experimental

A) *Determinação do calor (entalpia) de dissolução do NaOH(s) em água (realize o experimento em duplicata):*

- Medir com uma proveta 96 mL de água destilada à temperatura ambiente e despejar no calorímetro vazio. Após o sistema entrar em equilíbrio térmico, medir a temperatura da água no calorímetro;
- Transfira quantitativamente a massa de NaOH, disponível em um dos frascos, para dentro do calorímetro com água e agitar levemente para dissolver todo o NaOH. Após o equilíbrio térmico, medir a temperatura do sistema

Observação: anote o número do frasco e a massa correspondente de NaOH).

**QA1)** Determine a variação de temperatura ( $\Delta T_{diss}$ ): (3 pontos)

Número do Frasco	Massa de NaOH / g	T inicial / °C	T final / °C	$\Delta T_{diss}$ / °C

**QA2)** Calcule a variação de entalpia de dissolução do hidróxido de sódio (vamos denominá-la  $\Delta H_{diss}$ ). (3 pontos)

**Fórmula:**  $|\Delta H_{diss}| = mc\Delta T_{diss} + C_{cal}\Delta T_{diss}$

Onde  $m$  é a massa de solução,  $c$  é o calor específico da solução.

- Observações:
- Expresse esse valor em kcal/mol.



- Calcule a média.
- Considere que o calor específico da solução é independente da temperatura e possui valor de  $0,94 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ .
- Utilize a massa de solução.

**Se por alguma razão você não obteve  $\Delta T_{\text{diss}}$ , utilize o valor de  $10 \text{ }^{\circ}\text{C}$ .**

*B) Determinação do calor (entalpia) de reação (neutralização) do  $\text{NaOH(aq)}$  e  $\text{HCl(aq)}$  (realize o experimento em duplicata)*

- Após **esvaziar, lavar e secar** convenientemente o calorímetro e o termômetro, medir com uma proveta 100 mL da solução de  $\text{NaOH}$  1 mol/L e a seguir despejar dentro do calorímetro. Meça a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio térmico.

- Medir 100 mL da solução de  $\text{HCl}$  1 mol/L com uma proveta, colocá-la num béquer e após o equilíbrio térmico, medir a temperatura. Faça a medida com o termômetro

---

**NÃO DESGRAMPEIE O CADERNO DO EXAME. NÃO RESOLVA COM LÁPIS.**



previamente lavado e seco.

- Adicionar a solução de HCl à solução de NaOH de dentro do calorímetro. Fechar o calorímetro imediatamente e medir a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio térmico;

**QB1)** Determine a variação de temperatura ( $\Delta T_{neut}$ ): (3 pontos)

T inicial / °C	T final / °C	$\Delta T_{neut}$ / °C

**QB2)** Calcule a variação de entalpia de neutralização (vamos denominá-la  $\Delta H_{neut}$ ). (3 pontos).

**Fórmula:**  $|\Delta H_{neut}| = m_{NaOH}c_{NaOH}\Delta T_{neut} + m_{HCl}c_{HCl}\Delta T_{neut} + C_{cal}\Delta T_{neut}$

Onde  $m_{NaOH}$  é a massa de solução de NaOH,  $c_{NaOH}$  é o calor específico da solução de NaOH,  $m_{HCl}$  é a massa de solução de HCl,  $c_{HCl}$  é o calor específico da solução de HCl.

Observações:

- Exprese esse valor em kcal/mol.
- Calcule a média.
- Considere que o calor específico das soluções são independentes da temperatura e possuem valor de  $0,94 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$  para a solução de NaOH e  $1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$  para a solução de HCl.
- Considere que ambas as soluções possuem densidade igual a  $1,00 \text{ g/mL}$ .
- **Se por alguma razão você não obteve  $\Delta T_{neut}$ , utilize o valor de  $15 \text{ °C}$ .**





*C) Determinação do calor (entalpia) de reação (neutralização) entre o NaOH(s) e HCl(aq) (realize o experimento em duplicata):*

- Após **esvaziar, lavar e secar** convenientemente o calorímetro e o termômetro, medir com uma proveta 100 mL da solução de HCl 1 mol/L e a seguir despejar dentro do calorímetro. Meça a temperatura após o sistema entrar em equilíbrio térmico;
- Transferir quantitativamente a massa de NaOH disponível para dentro do calorímetro com a solução de HCl e agitar levemente para dissolver todo o NaOH. Após atingir o equilíbrio térmico, medir a temperatura do sistema

---

**NÃO DESGRAMPEIE O CADERNO DO EXAME. NÃO RESOLVA COM LÁPIS.**



**QC1)** Determine a variação de temperatura ( $\Delta T_{dn}$ ): (1,5 pontos)

Número do Frasco	Massa de NaOH / g	T inicial / °C	T final / °C	$\Delta T_{dn}$ / °C

**QC2)** Calcule a variação de entalpia nesta transformação (vamos denominá-la  $\Delta H_{dn}$ ). (1,5 pontos).

**Fórmula:**  $|\Delta H_{dn}| = mc\Delta T_{dn} + C_{cal}\Delta T_{dn}$

Onde  $m$  é a massa de solução,  $c$  é o calor específico da solução.

Observações:

- Exprese esse valor em kcal/mol.
- Calcule a média.
- Considere que o calor específico da solução final é independente da temperatura e possui valor de  $1,00 \text{ cal g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$
- Considere que a solução possui densidade igual a  $1,00 \text{ g/mL}$ .
- **Se por alguma razão você não obteve  $\Delta T_{dn}$ , utilize o valor de  $25 \text{ °C}$ .**



**QC3)** Escreva abaixo as equações químicas envolvidas na parte **A** e **B**: (1,0 pontos)

---

**NÃO DESGRAMPEIE O CADERNO DO EXAME. NÃO RESOLVA COM LÁPIS.**



**QC4)** Calcule a variação de entalpia que resulta da soma de  $\Delta H_{diss}$  com  $\Delta H_{neut}$  (vamos denominá-la  $\Delta H_{dncal}$ ): (1,0 ponto)

**QC5)** Calcule o erro percentual associado à verificação experimental da lei de Hess pela fórmula: (1,0 pontos)

**Fórmula:** 
$$erro = \frac{\Delta H_{dn} - \Delta H_{dncal}}{\Delta H_{dn}} \times 100\%$$

**QC6)** Assinale **V** para verdadeiro e **F** para falso nas seguintes afirmações a respeito de detalhes do experimento e das possíveis fontes de erro: (2,0 pontos)

- ( ) A falta de homogeneidade na temperatura pode acontecer devido a uma troca rápida de calor dentro do calorímetro.
- ( ) Quanto maior o intervalo de tempo utilizado para a leitura do termômetro, após

---

**NÃO DESGRAMPEIE O CADERNO DO EXAME. NÃO RESOLVA COM LÁPIS.**



cada procedimento, melhor será a precisão na medida do correto  $\Delta T$ .

( ) Um mau isolamento térmico do calorímetro ocasionando perdas de calor para o exterior é uma importante fonte de erro.

( ) Um mecanismo que permitisse uma leve de agitação do sistema poderia acelerar as trocas de calor e assim proporcionar medições mais adequadas para o correto  $\Delta T$ .



## **EXPERIMENTO 2: ANÁLISE DE UMA MISTURA DE CARBONATO E BICARBONATO**

Este procedimento envolve duas titulações. (a) Primeiro, a alcalinidade total (bicarbonato + carbonato) é medida titulando-se a mistura com HCl padrão até o ponto final verde, indicado pelo verde de bromocresol. (b) Uma alíquota é separada da amostra desconhecida e é tratada com NaOH padrão em excesso para converter bicarbonato em carbonato. A seguir todo o carbonato é precipitado com  $\text{BaCl}_2$ . O excesso de NaOH é titulado imediatamente com HCl padrão para determinar quanto bicarbonato estava presente. A partir da alcalinidade total e da concentração de bicarbonato é possível calcular a concentração original de carbonato.

### **Procedimento**

- Transfira a quantidade total da mistura de carbonato e bicarbonato, contida no frasco rotulado “Amostra desconhecida”, para um balão volumétrico de 250 mL com o auxílio de um funil. Para uma transferência quantitativa, coloque um pouco de água contida na pisseta dentro do tubo e transfira para o balão volumétrico. Repita este procedimento por mais duas vezes. Lave o funil algumas vezes com pequenas porções de água para dissolver a amostra. Remova o funil, dilua até a marca de aferição e homogeneíze bem.
- *Análise da alcalinidade total.* Pipete uma alíquota de 25,00 mL de solução da amostra desconhecida para um erlenmeyer de 125 mL, adicione três gotas do indicador verde de bromocresol (contido no tubo plástico rotulado “verde de bromocresol”) e titule com HCl padrão, (contido no frasco rotulado “Solução HCl 0,094 mol/L) até mudança da cor do indicador para esverdeado. Repita este procedimento com pelo menos mais uma alíquota de 25,00 mL da amostra desconhecida (duplicata).
- *Teor de bicarbonato.* Pipete 25,00 mL da solução da amostra desconhecida e



50,00 mL de NaOH padrão (contido no frasco rotulado “Solução NaOH 0,100 mol/L”) para um frasco de 250 mL. Misture e adicione, por meio de uma pipeta, 10,00 mL de BaCl<sub>2</sub> 10% m/m (contido no frasco rotulado “Solução BaCl<sub>2</sub> 10%”. Misture novamente de modo a precipitar o BaCO<sub>3</sub>. Em seguida, adicione duas gotas do indicador fenolftaleína (contido no tubo plástico rotulado “fenolftaleína”) e titule imediatamente a mistura com solução HCl 0,094 mol/L. Repita este procedimento com pelo menos mais uma alíquota de 25,00 mL da amostra desconhecida (duplicata).

**Questionário:**

- Escrever todas as equações químicas balanceadas, envolvidas nas duas titulações utilizadas, indicando os estados de agregação. (2 pontos)



- Calcule a alcalinidade total média na amostra. (7 pontos)

Volume/mL (5 pontos)	Concentração/mol L <sup>-1</sup> (1,5 pontos)	Concentração média/ mol L <sup>-1</sup> (0,5 ponto)





- Calcule a concentração média de bicarbonato na amostra. (7 pontos)

Volume/mL (5 pontos)	Concentração/mol L <sup>-1</sup> (1,5 pontos)	Concentração média/ mol L <sup>-1</sup> (0,5 ponto)



- Calcule a concentração média de carbonato na amostra. (2 pontos)

Concentração/mol L <sup>-1</sup> (1,5 pontos)	Concentração média/ mol L <sup>-1</sup> (0,5 ponto)



- Exprese a composição da amostra desconhecida, em % (m/m), para cada uma das espécies analisadas (bicarbonato de sódio, 84 g/mol e carbonato de sódio, 106 g/mol). (2 pontos)