

VESTIBULARES
2021



Bizuário de Química
10 - Termoquímica
ITA 2021



Estratégia
Vestibulares

Sumário

Mantendo o Foco	2
Análise da Aula	3
1. Energia e Entalpia.....	4
2. Variações de entalpia nas reações	4
3. Espontaneidade das Reações.....	5
Bizurando a Lista	6
Recomendações.....	6
Por Dificuldade	7
Para Manter o Foco.....	9
Tabela Estatística.....	10

Mantendo o Foco

A termoquímica é presença certa no certame do ITA, basta observar que é o **2º tópico de maior incidência** em nossa **tabela estatística**. Esse estudo é responsável por quantificar variáveis energéticas das reações



químicas, além de estabelecer padrões para análise da estabilidade de substâncias químicas e espontaneidades de reações.

Dessa forma, compreender a termoquímica, tanto no aspecto teórico quanto em seu equacionamento é fundamental para o desempenho do estudante na prova do ITA. Por isso, você não pode deixar passar o listado abaixo, sendo a parte vital do conteúdo:

- Compreender a **relação entre ΔU e ΔH** , ressaltando a **importância da variação do número de mols gasosos** nesse contexto e as nuances do calor à pressão constante e à volume constante;
- Aprender a **Lei de Hess** (entalpia enquanto função de estado);
- Diferenciar **entalpia total e entalpia molar**;
- Compreender as **definições padrões de entalpia**;
- Analisar as características de reações **endotérmicas e exotérmicas**;
- Classificar a espontaneidade das reações através da **entropia e da energia livre de Gibbs**;
- Entender, dentro do nosso contexto, como se aplica **o calor sensível e o calor latente**.

Análise da Aula

No início dessa aula, você terá acesso a relação entre energia e entalpia, destacando o que a variação de entalpia representa e o porquê da sua importância. Além disso, são explicitadas as relações da entalpia com outras funções de estado, o que leva, diretamente, à utilização prática da lei de Hess.

Ao continuar o estudo, a abordagem de entalpia é direcionada as reações químicas, corpo do nosso estudo. Seja **cauteloso** ao lidar com as definições características de entalpia. **Não deixe apreender as convenções.**

Muitas vezes o ITA apenas se refere no corpo do enunciado a algo como “**entalpia de formação de substância X**”, cabendo ao aluno colocar a reação no sentido correto e com as substâncias corretas. Então, dê importâncias a essas convenções, além de, claro, entender o que está por trás delas.

Por fim, vemos que a entalpia, apesar de ser a função de estado mais abordada no nosso escopo, não é o único parâmetro importante para nossa análise. Você verá como lidar com a entropia e com a energia livre de Gibbs para, de modo ainda mais prático, parametrizar a espontaneidade das reações químicas e com isso, o fluxo de energia da natureza.

Com isso em mente, **vamos trilhar sua aprovação!**



1. Energia e Entalpia

Essa seção retoma a discussão de **funções de estado**, já abordadas na aula 10 – gases. Isso porque a entalpia é uma função de estado, o que dá bastante praticidade em sua utilização. Dessa maneira, é importante apreender a definição de entalpia, relacionando-a com a energia interna de um processo.

Assim, tenha em mente o quadro resumo da **figura 3 (Calor Envolvido nos processos a pressão constante e volume constante)**, pois tal diagrama dá uma excelente visão geral de como relacionar o calor (tipo de energia predominantemente envolvido em ligações químicas) com as grandezas estudadas.

Ademais, entenda a extensão da definição de entalpia para a relação entre variação de entalpia e de energia interna, visualizando, principalmente, **a interferência, nas reações químicas, das variações no número de mols gasosos das espécies na comparação entre ΔH e ΔU (essa abordagem é recorrente no ITA).**

Além disso, entenda as definições de reações exotérmicas e endotérmicas. **Tenha em mente que, regra geral, processos exotérmicos caminham direção à estabilidade.** Ainda, entenda como funciona o diagrama de entalpia, sabendo identificar processos exotérmicos e endotérmicos nele **(pode ser cobrado em questões da 2ª fase do ITA).**

Por fim, entenda as **duas regras da Lei de Hess** e aplique sempre que precisar, elas se baseiam na caracterização da entalpia enquanto função de estado.

Antes de pular para o próximo tópico, saiba que é comum entre os químicos os trabalhos com dados de entalpias molares. Então, **entenda bem como trabalhar com entalpias molares e entalpias totais.** Essa discussão também será útil para a entropia e para a energia de livre de Gibbs.

Por se tratar de muitas definições que, em geral, o aluno mais experiente já tem noções sólidas. Recomendo, para esses, apenas uma leitura dinâmica.

2. Variações de entalpia nas reações

Agora, chegamos à discussão mais ampla dentro do estudo da termoquímica: **as variações de entalpia nas reações.**

Daí, é extremamente relevante compreender as definições gerais de entalpia para processos específicos e entender que esse é um conceito dependente de um **referencial**, como muitas outras grandezas da ciência.

Assim, entenda, primeiramente, as substâncias com entalpia nula e seu significado referencial. Ao prosseguir o estudo, **decore o que é explicitado na tabela 2 (Resumo das Formas Alotrópicas dos**

Elementos) pois são substâncias que aparecem recorrentemente em provas do ITA e é cobrado do aluno saber que a sua forma de entalpia nula.

Depois, apreenda a entalpia de aquecimento e resfriamento, lembrando, ainda, as diferenças entre calor sensível e calor latente.

É interessante observar, também, a demonstração das capacidades caloríficas à pressão e à volume constante para gases ideais, algo bem abordado tanto no contexto da entalpia quanto na discussão da 1ª lei da termodinâmica.

Ademais, é apresentado o calor de dissolução e suas etapas, as quais são compostas, fundamentalmente, por: **energia de solvatação e energia reticular.**

Entenda **não só a matemática desse tópico como os aspectos teóricos**, esse tipo de argumentação é cobrado, com grau de frequência relevante, em questões discursivas do ITA pois explica muito sobre solubilidade de modo geral.

Por fim, compreenda a definição de energia de ligação e os parâmetros que interferem na sua intensidade. Ainda, **foque em entender os gráficos de energia potencial x distância na formação de uma ligação**, porque são diagramas que tem interpretação com **cara de 1º fase do ITA.**

Para se certificar que o mais importante da teoria desse tópico foi apreendido, olhe os exemplos resolvidos pelo nosso professor na seção **Hora de Praticar.**

Recomendo ao aluno mais experiente que olhe, primeiramente, os exemplos dessa seção e, caso haja dúvidas acerca de definições, termos ou gráficos, volte e faça a leitura completa do tópico.

3. Espontaneidade das Reações

O fim das nossas seções teóricas nos leva a novas funções de estado que nos ajudam a parametrizar a espontaneidade das reações como a entropia e a energia livre de Gibbs.

Assim, **tenha em mente que tudo a espontaneidade caminha no sentido que faz a entropia do universo ser crescente.** Dessa forma, não importa qual o caminho que você escolhe para definir a espontaneidade de uma reação pois, no fim, o que você está analisando é se esse processo faz a entropia do universo crescer ou não.

Desse modo, entenda apreenda o conceito de entropia como a medida da desordem de um sistema. Ainda, tenha em mente a ressalva que **nem mesmo no zero absoluto, a entropia nula é alcançada.** Esse tópico tem a cara de uma questão 1ª fase do ITA, pois é simples e elegante.

Ainda, verifique a formulação da equação de Clausius e em como o ΔH pode se relacionar com o ΔS . Daí, chegue à expressão para a variação da Energia Livre de Gibbs e **grave-a**.

No fim das contas, a energia livre de Gibbs será o parâmetro mais utilizado para a definição da espontaneidade das reações, pois, a partir dela, fica muito claro o efeito da temperatura na espontaneidade de algum processo.

Como todo processo químico pode ser descrito, em maior ou menor grau, por um equilíbrio, veja como equilíbrio e Gibbs se relacionam e decore essa fórmula muito importante no estudo de toda a físico-química, visto que ela relaciona temperatura, energia livre de Gibbs e constante de equilíbrio de modo direto.

Ademais, olhe os exemplos resolvidos na seção **“Hora de praticar”** para verificar se assimilou bem a explanação teórica do capítulo. Com a teoria esclarecida, vamos para a parte mais importante do processo. Vamos acertar as questões da prova! **Vamos bizurar a lista!**

Bizurando a Lista

Estudado os **tópicos da termoquímica**, podemos te direcionar, na lista de exercícios, de acordo com a sua dificuldade ao longo da aula. Além disso, também prezaremos aqui pelo treinamento do tempo de prova.

Abaixo, seguem as questões desta aula com três classificações distintas: questões selecionadas para que seu estudo da lista de exercícios seja como um treino para a prova, divisão de dificuldade acompanhada de alguns bizes para resolver as questões difíceis, divisão por assuntos destacados no “Mantendo o Foco”, tópico presente no início do nosso bizuário.

Recomendações

Note, inicialmente, que as **12 primeiras questões da lista estão diluídas no embasamento teórico**. Volte a elas apenas se não as apreendeu completamente da leitura do texto, ou se tiver com tempo extra para massificar o conteúdo.

Atente, ainda, para a **seção onde essas questões estão resolvidas no corpo teórico**. Isso é um bom indicativo acerca de qual conteúdo está sendo abordado pelas questões.

Agora, olhando para as questões ainda não abordadas da lista, vamos começar pelas médias e algumas fáceis, que representam a maior parte da prova do ITA. Marque **1 hora** e tente fazer as questões **15** (IME – 2016 – 1ªFase), **17** (ITA – 2011), **21** (ITA – 2008), **22** (ITA – 2018), **26** (IME – 2016 – 1ªFase), **29** (ITA – 2016), **34** (ITA – 2013), **37** (ITA – 2008), **43** (ITA-2012), **44** (ITA - 2007) e **54** (ITA-2012) sem interrupções e sem consultar os comentários.

Não se assuste com o número de questões, uma parcela significativa delas é de resolução rápida, desde que os conceitos teóricos da aula estejam sólidos, de modo que é considerado, em média, que o candidato leve em torno de **5 minutos** para resolver as questões objetivas e as dissertativas mais diretas.

Contudo, tenha em mente que, com o tempo tão apertado, é normal que você não consiga nem tentar todas as questões. Considere que você apresentou facilidade nesse “teste” se conseguir identificar e acertar as questões mais fáceis. O grande segredo de uma prova majoritariamente difícil é **não errar aquilo que é fácil**.

Se apresentar facilidade, avance para as questões difíceis e tente fazer e entender as questões **32** (ITA – 2016), **36** (ITA – 2015), **51** (ITA – 2011) e **53** (ITA-2015). Se conseguir, você está apto para considerar finalizada esta aula.

Se você apresentou uma dificuldade leve, contente-se em ler e entender os comentários das questões citadas e passe também às difíceis.

Se você apresentou muita dificuldade, siga a tabela a seguir, fazendo primeiro as fáceis, depois as médias e, por fim, as difíceis.

Por Dificuldade

Classificação	Questões
<i>Fáceis</i>	14 a 16, 20, 25, 28, 30, 35, 38, 39, 41 a 43, 45, 50.
<i>Médias</i>	13, 18, 19, 21 a 24, 26, 27, 29, 31, 33, 34, 37, 40, 44, 52, 54.
<i>Difíceis</i>	32, 36, 51, 49.



As questões difíceis desta aula apresentam algumas abordagens diferentes. Sendo assim, é interessante você notar alguns pontos na resolução delas.

- Na questão **32 (ITA – 2016)**, fica evidente, sobretudo, a necessidade de organização para o candidato. A questão traz inúmeros dados tabelados que precisam se dispor logicamente para se obter êxito no menor tempo possível.

Uma dica **importante** é que nesse tipo de questão, **regra geral, a organização matemática se dá “de trás para frente”**. Ora, perceba que, primeiramente, se calcula a quantidade de calor necessário para vaporizar 1L de água pura para, depois, relacionar essas informações com a reação química fornecida.

- Por sua vez, a questão **36 (ITA – 2015)** traz consigo um aspecto teórico denso, pouco cobrado e explorado no estudo regular para o ITA de modo geral.

O bizu para essa questão é tentar ganhar as afirmações que lhe são mais comuns como, por exemplo, a afirmativa V, sobre o princípio da incerteza de Heisenberg. Afinal, após conferir a veracidade dessa afirmação, ficaríamos entre três alternativas, aumentando a probabilidade de acerto.

Quando o ITA quer fugir do escopo comum, geralmente, gosta desse tipo de abordagem: assuntos complexos, com **afirmações que se relacionam com o “estudo normal”**: cabe ao aluno entender essa pegada.

- Já a questão **51 (ITA – 2011)** traz uma abordagem bem interessante para a energia de ligação.

Isso se dá pois ela traz todo o contexto tradicional desse tipo de questão, pedindo, ainda, o calor por átomo de hidrogênio e trazendo uma imprecisão do enunciado ao se considerar o octano gasoso quando tal é líquido à temperatura ambiente.

Dessa forma, a capacidade organizacional do candidato é mais uma vez testada e a lição do certame repetida: **Não brigue com a questão! Isso é a cara do ITA.**

- Por fim, a questão **53 (ITA – 2015)** traz um efeito comparativo bem delicado, exigindo do candidato conceitos teóricos bem sólidos.

Perceba, contudo, que a questão se molda de modo a comparar substâncias com interações intermoleculares muito parecidas (vide afirmativas I e II), fazendo com que a partir da análise dessas consigamos chegar ao item correto.

A dica nesse tipo de questão, primeiramente, é olhar para as massas molares, se elas forem muito discrepantes, visto que tem interações próximas, certamente o de maior massa molar terá maior capacidade calorífica.

Após essa análise, é válido observar a geometria molecular e **o grau de polarizabilidade da molécula**, geralmente ela será decisiva em casos de massas molares próximas.

Ainda, **fica a dica**: sempre que houver uma ponte de hidrogênio disposta comparativamente com algo que não faz esse tipo de interação, **regra geral**, a substância que apresenta a ponte terá interações intermoleculares mais fortes, o que significa, nesse contexto, maior capacidade caloríficas. Isso, provavelmente, te **fará ganhar a maioria das questões desse tipo**.

Para Manter o Foco



SE LIGA!

Dentre todas as questões selecionadas até agora e nesta seção, destaco a divisão proposta na tabela a seguir para mantermos nosso foco.

Dessa forma, utilize a tabela como guia para, em caso de dificuldade em algum tópico explicitado na seção **“Mantendo o foco”**, localizar as questões que devem receber sua atenção de modo especial.



Tabela Estatística

Assunto	Nº de Questões 2011-2018	Nº médio de Questões por prova
<i>Reações Inorgânicas/Solubilidade</i>	26	3,25
<i>Termoquímica</i>	26	3,25
<i>Cinética Química</i>	21	2,63
<i>Equilíbrio Iônico</i>	21	2,63
<i>Orgânica: Reações</i>	21	2,63
<i>Química Descritiva (Laboratório, Cores)</i>	20	2,50
<i>Eletroquímica: Pilha</i>	19	2,38
<i>Gases</i>	15	1,88
<i>Ácidos e Bases Inorgânicos</i>	14	1,75
<i>Soluções</i>	14	1,75
<i>Equilíbrio Químico (Chatelier)</i>	13	1,63
<i>Atomística/Quântica</i>	12	1,50
<i>Sais e Óxidos</i>	12	1,50
<i>Estequiometria</i>	10	1,25
<i>Ligações Intermoleculares (Dipolo Permanente, Induzido, Lig. de Hidrogênio)</i>	10	1,25
<i>Eletroquímica: Eletrólise</i>	8	1,00
<i>Orgânica: Nomenclatura/Funções</i>	8	1,00
<i>Propriedades Coligativas</i>	8	1,00
<i>Oxirredução/NOx</i>	8	1,00
<i>Ligações Químicas (Covalente, Metálica, Iônica)</i>	7	0,88
<i>Estados Físicos/Diagrama de Fases</i>	6	0,75
<i>Radioatividade/Cinética Radioativa</i>	6	0,75
<i>Orgânica: Isomeria</i>	5	0,63
<i>Orgânica: Polímeros</i>	5	0,63
<i>História Científica</i>	5	0,62
<i>Tabela Periódica</i>	3	0,38
<i>Teoria Atômico Molecular</i>	3	0,38
<i>Cristalografia</i>	2	0,25
<i>Orgânica: Acidez/Basicidade</i>	2	0,25
<i>Coloides</i>	2	0,25
<i>Orgânica: Bioquímica</i>	2	0,25
<i>Orgânica: petróleo</i>	1	0,13
<i>Cálculo de Fórmulas</i>	1	0,12