

Caracterização da disciplina									
Código da disciplina:	NHT4057-15	Nome da disciplina:			Princípios de Termodinâmica				
Créditos (T-P-I):	(4-0-6)	Carga horária:		48 h	Aula prática:	NÃO	Campus:	Santo André	
Código da turma:		Turma:	A	Turno:	Diurno	Quadrimestre:	2º	Ano:	2022
Docente responsável:		Mauricio D. Coutinho Neto – mauricio.neto@ufabc.edu.br (Campus Santo André)							

Alocação da turma						
	Segunda	Terça	Quarta	Quinta	Sexta	Sábado
8:00 - 10:00			NHT4057-15			
10:00 - 12:00					NHT4057-15	

Planejamento da disciplina
Objetivos gerais
A disciplina apresenta por objetivos específicos o entendimento da teoria físico-química, abordando aspectos mais aplicados, como cálculo de potenciais químicos, diagramas de fase de substâncias simples, química de soluções, físico-química de misturas e respectivos diagramas de fase, equilíbrio químico e equilíbrio na eletroquímica.
Objetivos específicos
<ol style="list-style-type: none"> 1. Relações dependência do potencial químico com P e T. 2. Estados Padrões e Lei de Hess, ciclos termodinâmicos. 3. Diagramas de fases de substâncias puras: Introdução. 4. Diagramas de fases de substâncias puras: Formalismo matemático. A estabilidade de fases. 5. Construção dos diagramas de fases. Eq de Clausius-Clapeyron 6. Pressão de Vapor. Transições de Fase. 7. Misturas Simples. Quantidades Parciais. Potencial Químico Molar. 8. Eq. De Gibbs-Duhem. Energia Livre de Mistura, entropia de mistura. 9. Soluções ideais. Lei de Raoult e lei de Henry. 10. Soluções ideais. Funções de excesso. Propriedades coligativas 11. Solubilidade. Pressão osmótica. 12. Atividades. Soluções Reais. Potencial químico padrão para Soluções. 13. Soluções iônicas, modelo de Debye-Hückel. 14. Diagramas de fases II. Componentes e Fases. Regra de Fases de Gibbs 15. Diagramas de fases para uma mistura de duas componentes. 16. Azeótropos. Diagramas de fases para líquidos parcialmente miscíveis. Eutéticas, regra da alavanca e congelamento incongruente.

- 17. Equilíbrio químico. Aplicação para o Gás ideal. O caso geral.
- 18. Eq. Químico. Aplicações. A constante de equilíbrio.
- 19. Efeito da pressão e da temperatura em K. Derivação do princípio de Le Chatelier em termos de K e do potencial químico.
- 20. Eletroquímica.

Ementa

Neste curso são abordados os seguintes temas: Revisão de princípios de termodinâmica, Diagramas de fase, estabilidade de fases, grandezas parciais molares, misturas, potencial químico dos líquidos, soluções, atividades de solvente e soluto, equilíbrio na eletroquímica e atividade iônica.

Recomendação

Recomenda-se que o aluno se matricule nessa disciplina após ter concluído as disciplinas BCL0307-15 (Transformações Químicas) e NHT3049-15 (Princípios de Termodinâmica).

Conteúdo programático

Semana	Conteúdo	Estratégias	Avaliação
1	Relações de Maxwell e potencial químico. Relações dependência do potencial químico com P e T. Estados Padrões e Lei de Hess, ciclos termodinâmicos.	Aula expositiva.	
2	Diagramas de fases de substâncias puras. Formalismo matemático. A estabilidade de fases. Construção dos diagramas de fases. Eq de Clausius-Clapeyron. Pressão de Vapor. Transições de Fase.	Aula expositiva.	
3	Misturas Simples. Quantidades Parciais. Potencial Químico Molar. Eq. De Gibbs-Duhem. Energia Livre de Mistura, entropia de mistura. Soluções ideais. Lei de Raoult e lei de Henry.	Aula expositiva.	
4	Soluções ideais. Lei de Raoult e lei de Henry. Funções de excesso. Propriedades coligativas Solubilidade. Pressão osmótica.	Aula expositiva	
5	Atividades. Soluções Reais. Potencial químico padrão para Soluções.	Aula expositiva.	

Plano de Ensino – 2º Quadrimestre de 2022

6	Revisao de prova e P1		Exame presencial.
7	Soluções iônicas, modelo de Debye-Hückel. Diagramas de fases II. Componentes e Fases. Regra de Fases de Gibbs II	Aula expositiva.	
8	Diagramas de fases para uma mistura de duas componentes. Azeótropos. Diagramas de fases para líquidos Parcialmente miscíveis.	Aula expositiva.	
9	Eutéticas, regra da alavanca e congelamento incongruente. Equilíbrio químico. Aplicação para o Gás ideal. O caso geral.	Aula expositiva.	
10	Eq. Químico. Aplicações. A constante de equilíbrio. Efeito da pressão e da temperatura em K. Derivação do princípio de Le Chatelier em termos de K e do potencia químico.	Aula expositiva.	
11	Eletroquímica. Revisao de prova P2.	Aula expositiva.	
12	P2 e avaliação substitutiva.		Exame presencial.
13	Recuperação		
Descrição dos instrumentos e critérios de avaliação qualitativa			

Avaliação Detalhada da Disciplina Princípios de Termodinâmica

Das avaliações: As avaliações consistirão de 2 provas);

Das listas de exercícios: Serão disponibilizadas 3 listas de exercícios. Elas serão corrigidas automaticamente.

O conceito final na disciplina:

A média aritmética das 2 provas comporá 80 % da nota, o que pode corresponder até 8

A média aritmética das 5 listas comporá 20 % da nota, o que pode corresponder até 2

A soma simples dos conceitos das avaliações e lista de exercícios levando em conta seu peso comporá a nota final e, posteriormente o conceito.

Sempre que o aluno mostrar evolução no desempenho, o maior conceito será considerado e não o contrário.

Da atribuição dos conceitos: Será feita de acordo com o desempenho abaixo, a saber:

Conceito A: demonstração de *domínio pleno* em todos os blocos. (8,5 a 10)

Conceito B: demonstração de *domínio parcial* em um bloco e *pleno* nos demais (7,0 a 8,4)

Conceito C: demonstração de *domínio parcial* em dois blocos. (5,0 a 6,9)

Conceito D: demonstração de *domínio parcial* em todos os blocos. (4,0 a 4,9) **Conceito**

F: não fez ou resolução inadequada das questões. (até 3,9)

Avaliação substitutiva: o estudante que tiver faltado numa das avaliações regulares poderá realizar uma avaliação substitutiva para tanto deve enviar anteriormente à prova e de maneira digital o atestado o está amparado nos casos previstos pela **Resolução CONSEPE n. 181**. O estudante fará a prova em um dos dois dias de semana reservados pra isso.

Avaliação de recuperação: o estudante que obtiver conceito final D ou F terá o direito de realizar uma avaliação de recuperação. Seu conceito final será reconsiderado, de acordo com o desempenho nesta avaliação. Sendo que a sua nota final será a média aritmética anterior à recuperação mais a média da recuperação dividida por 2.

Horário de Atendimento: Quartas das 10:00 às 11:00 hs diurno e Quartas das 17:00 às 19:00 hs noturno. Os atendimentos serão realizados na sala 1018 do bloco B.

	P1	P2	A	B	C	D	F
A	A	A	A	A	B	C	D
B	A	A	A	B	B	C	D
C	A	A	A	B	C	D	D
D	B	B	B	B	C	D	F
F	C	C	C	C	D	D	F

Bibliografia

1. ATKINS, P. W.; PAULA, J. de, Físico-Química. 8. ed., vols. 1 e 2. Rio de Janeiro: LTC. 2008.
2. Castelan, G. Fundamentos de Físico-Química. 1a ed. Rio de Janeiro: LTC Livros Técnicos e Científicos. 1994.
3. Dickerson, R.E. Molecular Thermodynamics. Menlo Parking, USA: Benjamin-Cummings Publishing Company. 1969.

Bibliografia complementar

1. Moore, W. J. Físico-Química - Ed. Edgar Blucher e EDUSP. São Paulo. 1976.
2. BALL, D.W. Físico-Química, vol. 1, Thomson, São Paulo, 2005.