



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

1º Semestre 2024

Disciplina	
Código	Nome
QG104	Química

Turmas	Horário	Local
A	Qua: 14/16 Sex: 10/12	IQ04 IQ04

Docentes

Edvaldo Sabadini (sabadini@unicamp.br) - Coordenador
Marcelo G. de Oliveira (mgo@unicamp.br)

Forma de Condução/Organização da Disciplina e das Avaliações

Materiais de leitura, atividades e testes em grupo e links de vídeos serão postados na área da disciplina no **Google Sala de Aula**.

Para acompanhar a disciplina, os alunos devem assistir às aulas presenciais nos horários de aula, ler os textos indicados pelos professores, fazer os exercícios em grupo e os testes individuais aplicados.

Livro-texto adotado:

Química Geral
Conceitos Essenciais
Raymond Chang
Quarta edição, 2007
Mc Graw Hill

Capítulos selecionados serão disponibilizados na área da disciplina no Google Sala de Aula.

Outros materiais de apoio

Outros textos complementares de apoio à disciplina serão disponibilizados na área da disciplina no Google Sala de Aula pelos professores.

Grupos

Os alunos serão organizados em grupos de acordo com a lista de grupos fornecida pelos professores.

Prazos de Entrega das Atividades e dos Resultados das Avaliações

Os resultados das avaliações serão entregues na semana seguinte à realização das avaliações.

Critérios de Avaliação e Aprovação

Descrição detalhada do método para o cálculo da média parcial e da nota final (que combine a média parcial e nota do exame)

1. Critério de avaliação

A avaliação se baseará em dois itens:

- 1 **Exercícios em grupo (EG):** Consistirão em exercícios propostos pelo professor e realizados **em grupo**, durante as aulas ou fora do horário de aula. Estes exercícios serão avaliados com notas de 0 a 10.

Todos os alunos do grupo receberão a mesma nota nestes exercícios.

Estes exercícios representarão **30%** da média final.

Se forem realizados via Google Sala de Aula, todos os alunos do grupo devem enviar as respostas.

O aluno que faltar em aula na qual sejam aplicados exercícios em grupo, ficará com nota zero nos exercícios aplicados, exceto nos casos previstos para concessão de abono de faltas (veja abaixo).

- 2 **Testes individuais (TI):** Consistirão em testes, realizados **individualmente**, em sala de aula, de acordo com o calendário abaixo. Os testes envolverão os conhecimentos desenvolvidos até a aula anterior.

Os testes receberão notas de 0 a 10.

Estes testes representarão **70%** da média final.

O aluno que faltar em aula na qual seja aplicado Teste Individual, ficará com nota zero neste teste, exceto nos casos previstos para concessão de abono de faltas (veja abaixo).

A nota final da disciplina será calculada considerando-se as seguintes médias:

MEG: Média aritmética dos **exercícios em grupo** (EG-1 a EG-n) (onde n é o número de exercícios aplicados).

$$\text{MEG} = \frac{\sum (\text{EG-1 a EG-n})}{n} - \text{Valendo 30\% da média ponderada}$$

MTI: Média aritmética dos **testes individuais** (TI-1 a TI-3).

$$\text{MTI} = \frac{\sum (\text{TI-1 a TI-3})}{3} - \text{Valendo 70\% da média ponderada}$$

A Média ponderada (**MP**) das 2 notas será calculada como:

$$\text{MP} = (\text{MEG} \times 0,3) + (\text{MTI} \times 0,7)$$

Se $\text{MP} \geq 5,0$ o aluno será considerado aprovado na disciplina.

Se $\text{MP} < 5,0$ o aluno deverá fazer o exame da disciplina.

Em caso de exame, a Média Final (**MF**) será calculada como a média aritmética da MP e da Nota de Exame (**NE**):

$$\text{MF} = \frac{\text{MP} + \text{NE}}{2}$$

Atenção: O aluno que ficar com **MTI < 5,0** deverá fazer o exame final da disciplina, independentemente de sua média ponderada ser > 5,0.

Neste caso, a Média Final (**MF**) será calculada como a média aritmética da MTI e da Nota de Exame (**NE**):

$$\text{MF} = \frac{\text{MTI} + \text{NE}}{2}$$

Se MF for $\geq 5,0$ o aluno será aprovado na disciplina.

Se MF for $< 5,0$ o aluno será reprovado na disciplina.

Forma de Atendimento Extra-Classe

Descrição: Dia e horário reservado ao longo da semana a serem acordados após o início das aulas.

Calendário das aulas e programa da disciplina

Aula	TÓPICOS/ATIVIDADES
(1) 28/2	Atividades de recepção a calouros
(2) 1/3	Atividades de recepção a calouros
(3) 6/3	Apresentação da disciplina O estudo da Química O método científico A origem cósmica dos elementos químicos
BLOCO 1 – FUNDAMENTOS	
(4) 8/3	Teoria atômica O átomo de Dalton Proust – Lei das proporções definidas Lei das proporções definidas Lei da conservação da massa Estrutura do átomo Elétron – Thomson – O tubo de raios catódico Radioatividade – Rontingen – Os raios X

	Becquerel – Curie – Radiação alfa, beta e gama Próton e núcleo – O experimento de Rutherford As dimensões atômicas O nêutron O experimento de Chaddwick Massa e carga das partículas subatômicas
(5) 13/3	Número de massa, número atômico e isótopos A tabela periódica Organização em períodos e grupos Metais, metaloides, metais alcalinos e alcalino-terrosos, metais de transição, halogênios, gases nobres
(6) 15/3	Moléculas e íons Moléculas diatômicas e poliatômicas Íons - Cátions, ânions e compostos iônicos Íons monoatômicos e poliatômicos Fórmulas químicas Fórmulas moleculares Modelos moleculares- Estruturas de linhas – Modelo de bolas – Modelo de bolas e palitos – Estrutura de varetas – Superfícies de isodensidade – Superfícies de potencial eletrostático Fórmulas empíricas
(7) 20/3	Nomenclatura dos compostos Compostos iônicos Nomes dos cátions Nomes dos ânions Nomes e fórmulas de cátions e ânions inorgânicos comuns
(8) 22/3	Compostos moleculares Nomenclatura dos compostos inorgânicos moleculares Como nomear compostos inorgânicos moleculares simples Nomenclatura de alguns compostos orgânicos comuns Alcanos, alquenos, compostos aromáticos, álcoois, ácidos carboxílicos, hlogenoalcanos
(9) 27/3	Estequiometria Massa atômica Massa atômica média Número de Avogadro, o conceito de mol e massa molar de um elemento Massa molecular Cálculo de massas moleculares e número de mols Espectrômetro de massa Composição percentual dos compostos Determinação experimental de fórmulas empíricas
(10) 3/4	Exercícios envolvendo quantidades molares
(11) 5/4	Reações químicas e equações químicas Escrevendo equações química Balanceamento de equações químicas Quantidades de reagentes e produtos Reagentes limitantes e rendimento de reação
	Reações em solução aquosa Propriedades gerais das soluções aquosas Eletrólitos versus não-eletrólitos

(12) 10/4	Dissolução pela água – hidratação Ionização de eletrólitos na água Reações de precipitação Solubilidade e Regras de Solubilidade Equações completas e equações iônicas
(13) 12/4	Reações ácido-base Ácidos e bases de Bronsted – íon hidrônio Ácidos monopróticos, dipróticos e tripróticos Neutralização ácido-base
(14) 17/4	Reações de oxirredução Reações de oxidação e reações de redução Agente oxidante e agente redutor Número de oxidação Algumas reações de oxirredução comuns Reações de combinação, decomposição e combustão Reações de deslocamento
(15) 19/4	Concentração de soluções Molaridade Diluição de soluções
(16) 24/4	Exercícios de diluição
(17) 26/4	PROVA INDIVIDUAL 1
BLOCO 2 – O ÁTOMO – MODELO QUÂNTICO	
(18) 2/5	Radiação eletromagnética A luz como onda A luz com partícula Einstein: O efeito fotoelétrico
(19) 8/5	Teoria quântica de Planck O efeito fotoelétrico Teoria de Bohr do átomo de hidrogênio Espectros de emissão Espectro de emissão do átomo de hidrogênio
(20) 10/5	Dualidade da natureza do elétron de Broglie – O elétron como onda estacionária Difração de elétrons Mecânica quântica A descrição mecânico-quântica do átomo de hidrogênio O conceito de densidade eletrônica Orbital atômico como função de onda de um elétron em um átomo Números quânticos
(21) 15/5	Orbitais atômicos Orbitais s, p, d e f Energia dos orbitais Níveis de energia dos orbitais em um átomo de hidrogênio Níveis de energia dos orbitais em um átomo polieletrônico Configuração eletrônica

	Princípio de exclusão de Pauli Diamagnetismo e paramagnetismo Efeito de blindagem em átomos polieletrônicos Regra de Hund
(22) 17/5	Distribuição eletrônica e a tabela periódica Regras de preenchimento dos níveis eletrônicos – O princípio da construção Configurações eletrônicas dos Períodos 1 a 2 Codificação dos parâmetros eletrônicos nos símbolos dos elementos Configurações eletrônicas dos Períodos 3 a 7 O preenchimento dos orbitais d e p A série dos lantanídeos A série dos actinídeos Configurações eletrônicas de cátions e ânions
(23) 22/5	Variação periódica das propriedades físicas Carga nuclear efetiva Raio atômico Raio iônico Energia de ionização Afinidade eletrônica
(24) 24/5	PROVA INDIVIDUAL 2
BLOCO 3 – LIGAÇÃO QUÍMICA E ESTRUTURA MOLECULAR	
(25) 29/5	Símbolos de Lewis Ligação covalente Estruturas de Lewis para compostos covalentes Ligações simples e ligações múltiplas Comprimento de ligação Eletronegatividade Ligação covalente polar e ligação iônica
(26) 5/6	Carga formal e estrutura de Lewis Conceito de ressonância Exceções à regra do octeto O octeto incompleto Moléculas com número ímpar de elétrons O octeto expandido Energia de ligação
(27) 7/6	Geometria molecular Camada de valência <u>Modelo de Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (RPECV)</u> Moléculas em que o átomo central não tem pares isolados Moléculas em que o átomo central tem um ou mais pares isolados Geometria de moléculas com mais de um átomo central Regras para a aplicação do modelo RPECV Momentos de dipolo
(28)	Teoria dos orbitais moleculares Orbitais moleculares ligantes e antiligantes Configurações dos orbitais moleculares Moléculas de hidrogênio e hélio

12/6	Moléculas diatômicas homonucleares de elementos do segundo período Molécula de carbono (C ₂) Molécula de oxigênio (O ₂)
BLOCO 4 – INTERAÇÕES INTERMOLECULARES	
(29) 14/6	Teoria cinético-molecular de líquidos e sólidos Propriedades características de gases, líquidos e sólidos Forças intermoleculares Forças dipolo-dipolo Forças íon-dipolo Forças de dispersão Ligação de hidrogênio Propriedades dos líquidos Tensão superficial Viscosidade Estrutura e propriedades da água
(30) 19/6	Propriedades dos sólidos Estrutura cristalina Sólido cristalino Célula unitária Empacotamento de esferas Número de coordenação Ligação nos sólidos Cristais iônicos Cristais moleculares Cristais covalentes Cristais metálicos
BLOCO 5 – EQUILÍBRIO QUÍMICO	
21/6	Conceito de equilíbrio Constante de equilíbrio Expressões para a constante de equilíbrio Equilíbrios homogêneos Equilíbrios heterogêneos Forma de K e equação de equilíbrio Quociente de reação e previsão do sentido de uma reação
26/6	Ácidos e bases Ácidos e bases de Bronsted Pares ácido-base conjugados Propriedades ácido-base da água Produto iônico da água pH – Uma medida da acidez A escala de pH Cálculos de pH Ácidos fracos e constante de ionização ácido
(30) 28/6	PROVA INDIVIDUAL 3

Outras informações relevantes

(1) Art. 56 do Regimento Geral de Graduação: São condições para aprovação: II - nas disciplinas em que nota e frequência são adotadas como forma de avaliação – obter **nota final** igual ou superior a 5,0 (cinco vírgula zero) e a frequência mínima estabelecida para a disciplina no Catálogo dos Cursos de Graduação; a frequência mínima de 75%.

(2) **Sobre o Abono de Faltas:** os critérios do Abono de Faltas são definidos pelo artigo 72, do Regimento Geral de Graduação, a saber:

Seção X

Do Abono de Faltas

Art. 72. O abono de faltas está previsto nos casos descritos a seguir, mediante apresentação de documentos comprobatórios ao docente responsável pela disciplina, num prazo de 15 (quinze) dias após a ocorrência, durante a vigência do período letivo.

I - Exercício de representação estudantil nos órgãos colegiados, durante os horários das reuniões;

II - Convocação para cumprimento de serviços obrigatórios por lei;

III - Falecimento do cônjuge,

IV - Falecimento de padrasto, madrasta, sogros e cunhados até 02 (dois) dias.

V - Exercício de representação estudantil em competições de atividades extracurriculares de caráter interdisciplinar sob os seguintes critérios:

a) os pedidos de dispensa devem ser solicitados com até 15 dias de antecedência à coordenação do curso do aluno;

b) limitado a 1 (uma) avaliação por disciplina por semestre;

c) o período máximo de abono será de até 5 dias para competições nacionais ou regionais e até 10 dias para competições internacionais;

d) a critério do docente, desde que constante do Plano de Desenvolvimento da Disciplina, o exame final pode substituir a avaliação final no dia da falta abonada.

Parágrafo único. Nos casos previstos nos incisos I ao IV, o aluno terá direito a uma nova avaliação a ser agendada com o professor responsável pela disciplina, caso ocorra prova ou exame no dia da falta abonada.

(3) Quaisquer alterações no PDE, propostas pelo(a) Docente ou Discentes, no transcorrer do semestre, só poderão ser realizadas mediante a concordância do(a) Docente e Discentes, e autorização da Comissão de Graduação.

SEGUEM A EMENTA, PROGRAMA E BIBLIOGRAFIA



UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS
INSTITUTO DE QUÍMICA

PROGRAMAS E BIBLIOGRAFIAS



Disciplina	
Código	Nome
QG104	Química

Vetor
OF:S-1 T:004 P:000 L:000 O:000 D:000 HS:004 SL:004 C:004 AV:N EX:S FM:75%

Pré-Req	Não há
---------	--------

Ementa
O átomo: forma e energia de orbitais e distribuição dos elétrons. A tabela periódica e propriedades associadas. Ligação química, propriedades associadas, propriedades de minerais simples. Soluções aquosas: formas de expressar a concentração, pH, constante de equilíbrio. Noções de físico-química: energia, equilíbrio e cinética de processos geológicos. Funções de química orgânica e exemplos relevantes no Sistema Terra.

Programa
01. Apresentação dos objetivos da disciplina -Química e as Revoluções na Sociedade 02. Desenvolvimento do modelo atômico -Breve histórico sobre a origem dos modelos atômicos -O que é um elemento químico? -Isótopos, isótonos e isóbaros -Massas atômicas médias com base na abundância natural dos isótopos -O Conceito de mol, comparação desta grandeza com o mundo macroscópico 03. a) Isótopos: datação geológica (Isótopos de C-14 e O-18 em geologia) b) Reações nucleares e a origem dos elementos químicos 04. A estrutura eletrônica do átomo 05. Distribuição dos elétrons em átomos multieletrônicos e a origem da tabela periódica 06. Periodicidade: energia de ionização e raio atômico 07. Ligação Química 08. a) Razão dos raios iônicos e sua importância em mineralogia e geoquímica b) Distribuição dos elementos químicos na biosfera, presença dos elementos nas estruturas de minerais e minérios brasileiros. 09. Cristais com sais com oxiníons, zeólitas e outros silicatos 10. Ligação Química II 11. Ligação Química III 12. Comparação das propriedades das substâncias iônicas, moleculares e metais 13. a) Concentração % em massa, ppm, ppb, ppt e mol/L b) Transformação da matéria: reações químicas c) Introdução do conceito de ácido e base (Brønsted e Lewis) 14. Reações de neutralização 15. Solubilidade de compostos iônicos e reações de precipitação. Conceito de saturação e produto de solubilidade. 16. Obtenção de metais e reações de oxirredução 17. Química do Grupo I, II e III 18. Química do Grupo V, VI e VII 19. Termodinâmica 20. Noções de equilíbrio químico. Princípio de L ^e Chatelier 21. Equilíbrio sólido-líquido. Diagrama de fases e regra de fases aplicada a sistemas sólido-líquido. 22. Química do carbono 23. Noções de química do petróleo 24. Fontes de energia e transformação de energia. Queima de combustíveis fósseis e fontes alternativas de energia

25. A Indústria química brasileira em números
26. Perspectivas da indústria química mundial. Pressão ambientalista. Globalização da produção de insumos químicos.

Bibliografia

1. Atkins, P.; Jones, L.; "Princípios de Química - Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente", Bookman, Porto Alegre, 2001.
2. Gillespie, R. J.; Eaton, D. R.; Humphreys, D. A.; Robinson, E. A., "Atoms, Molecules and Reactions - An Introduction to Chemistry", Prentice Hall, New Jersey, 1994.
3. Chang, R., "Chemistry", McGraw-Hill, London, 1994.
4. Manahan, S. E., "Fundamentals of Environmental Chemistry", Lewis Publishers, London, 1993.
5. Brownlow, A. H., "Geochemistry", Prentice Hall, New Jersey, 1996.
6. Teixeira, W.; Toledo, M. C. M.; Fairchild, T. R.; Taioli, F., "Decifrando a Terra", Oficina de Textos, São Paulo, 2000.

CrITÉrios de AvaliaÇão

CrITÉrios de avaliaÇão definidos pelo Professor, com base no disposto na SeÇão I – Normas Gerais, Capítulo V – Da AvaliaÇão do Aluno na Disciplina, do Regimento Geral de GraduaÇão. Frequência: 75 % (* O abono de faltas será considerado dentro do previsto no capítulo VI, seÇão X, artigo 72 do Regimento Geral de GraduaÇão)