

# Programa Analítico de Disciplina

## QUI 123 - Química Inorgânica I

Departamento de Química - Centro de Ciências Exatas e Tecnológicas

Catálogo: 2026

Número de créditos: 4

Carga horária semestral: 60h

Carga horária semanal teórica: 4h

Carga horária semanal prática: 0h

Carga horária de extensão: 0h

Semestres: I e II

### Objetivos

Abordar os modelos atômicos da mecânica quântica, Bohr e o átomo moderno. Discutir a estrutura eletrônica dos átomos. Apresentar a tabela periódica e as propriedades periódicas dos elementos químicos. Abordar as diferentes teorias e seus modelos que explicam a formação de uma ligação química (modelos iônico, covalente e de ligação metálica), assim como suas características fundamentais e aplicações. Correlacionar as estruturas das substâncias inorgânicas e as propriedades químicas e físicas apresentadas pelas mesmas.

### Ementa

Estrutura eletrônica dos átomos. Tabela periódica e propriedades periódicas dos elementos. Ligações químicas: Modelos iônico, covalente e de ligação metálica. Teoria de Ligação da Valência (TLV) e Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM). Modelos para o conceito de acidez.

### Pré e correquisitos

((QUI 100 e QUI 107) ou (QUI 121 e (QUI 107 ou QUI 104))) e QUI 124\*

### Oferecimentos obrigatórios

Curso	Período
Engenharia Química	3
Licenciatura em Química	2
Química - Bacharelado	2
Química - Licenciatura (Integral)	2

### Oferecimentos optativos

Curso	Grupo de optativas
Bioquímica	Geral
Física - Bacharelado	Geral

A autenticidade deste documento pode ser conferida no site <https://siadoc.ufv.br/validar-documento> com o código: IUH2.HTC9.2J64

## QUI 123 - Química Inorgânica I

Conteúdo					
Unidade	T	P	ED	Pj	To
<b>1. Estrutura eletrônica dos átomos</b> 1. Ondas eletromagnéticas. 2. Origens da teoria quântica (equações de Planck e De Broglie). 3. Radiação de corpo negro. 4. Efeitos fotoelétrico e Comptom. 5. O modelo atômico de Bohr (espectroscopia atômica). 6. Propriedades ondulatórias da matéria. 7. Princípio da incerteza de Heisenberg. 8. A equação de Schrödinger e o átomo moderno. 9. Funções orbitais e distribuição de densidade de probabilidade. 10. Números Quânticos (n, l, ml, ms). 11. Átomos polieletrônicos.	12h	0h	0h	0h	12h
<b>2. Tabela periódica e propriedades periódicas dos elementos</b> 1. A tabela periódica. 2. Propriedades periódicas. 3. Raios atômicos e iônicos. 4. Energia de ionização. 5. Afinidade eletrônica. 6. Eletronegatividade.	4h	0h	0h	0h	4h
<b>3. Ligações químicas: Modelo covalente</b> 1. Modelo de Lewis: Aplicações e limitações (regra do octeto, expansão do octeto). 2. Ligações múltiplas. 3. Ressonância. 4. Cargas formais e número de oxidação. 5. Modelo de repulsão dos pares eletrônicos. 6. Eletronegatividade. 7. A Teoria da ligação de valência (TLV): Hibridização para átomos com orbitais s, p; hibridização para átomos com orbitais s, p e d; magnetismo segundo a TLV. 8. Teoria dos orbitais moleculares (TOM): Critérios para a combinação de orbitais atômicos (superposição de orbitais atômicos através de gráficos de superfícies limites); moléculas diatômicas homonucleares; moléculas diatômicas heteronucleares; configuração eletrônica de moléculas; ordem, comprimento e energia de ligação; magnetismo das espécies.	18h	0h	0h	0h	18h
<b>4. Ligações químicas: Modelos para a ligação metálica</b> 1. Introdução a química do estado sólido: Estruturas de empacotamento compacto e de menor empacotamento. 2. Descrição segundo o modelo convencional do "mar de elétrons". 3. Descrição segundo o modelo da Teoria dos Orbitais Moleculares, TOM: "Teoria de bandas".	6h	0h	0h	0h	6h
<b>5. Ligações químicas: Modelo iônico</b> 1. Propriedades das substâncias iônicas. 2. Estabilidade das substâncias iônicas: O ciclo de Born-Harber;	14h	0h	0h	0h	14h

A autenticidade deste documento pode ser conferida no site <https://siadoc.ufv.br/validar-documento> com o código: IUH2.HTC9.2J64

<p>energia de rede cristalina; a equação de Born-Landé; raios iônicos e número de coordenação para compostos iônicos.</p> <p>3. Estruturas cristalinas mais comuns.</p> <p>4. Defeitos nos cristais iônicos.</p> <p>5. Exemplos de óxidos, fluoretos, sulfetos, entre outros compostos.</p> <p>6. Algumas aplicações dos compostos iônicos.</p>					
<p><b>6. Modelos para o conceito de acidez</b></p> <p>1. Lewis.</p> <p>2. Pearson.</p> <p>3. Série de Irwin Willians.</p>	6h	0h	0h	0h	6h
<b>Total</b>	<b>60h</b>	<b>0h</b>	<b>0h</b>	<b>0h</b>	<b>60h</b>

Teórica (T); Prática (P); Estudo Dirigido (ED); Projeto (Pj); Total (To);

Planejamento pedagógico	
Carga horária	Itens
Teórica	Apresentação de conteúdo oral e escrito em quadro convencional
Prática	<i>Não definidos</i>
Estudo Dirigido	Resolução de problemas
Projeto	<i>Não definidos</i>
Recursos auxiliares	<i>Não definidos</i>

**QUI 123 - Química Inorgânica I****Bibliografias básicas**

<b>Descrição</b>	<b>Exemplares</b>
ATKINS, P. W.; SHRIVER, D. F. Química inorgânica. 4ª edição. Porto Alegre: Bookman, 2008.	21
HOUSECROFT C. E.; SHARPE A. G. Química Inorgânica. volumes 1 e 2, 4ª edição. Rio de Janeiro: LTC, 2013.	14
MIESSLER, G. L.; FISCHER, P. J.; TARR D. A. Química inorgânica. 5ª edição. Pearson, 2008. Ebook disponível na biblioteca virtual.	0
MAHAM, B. M., MYERS, R. J. Química, um curso universitário. São Paulo: Edgard Blucher. Edições de 1993, 1995, 2011.	20

**Bibliografias complementares**

<b>Descrição</b>	<b>Exemplares</b>
HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic chemistry: principles of structure and reactivity. Edições de 1972, 1993. Harper Collins College Publishers.	8
BARROS, H. L. C. Química inorgânica: Uma introdução. Belo Horizonte: Editora UFMG, 1992	3
DUPONT, J. Química organometálica - elementos do bloco d. Porto Alegre: Bookman, 2005.	3
LEE, J.D. Química Inorgânica não tão concisa. 1. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1980.	19
COTTON, F. A.; WILKINSON, G.; MURILLO, C. A.; BOCHMANN, M. Advanced inorganic chemistry. 6ª edição. New York: Wiley-Interscience, 1999.	3