

INSTITUTO DE QUÍMICA - USP
QFL - 0605 - QUÍMICA GERAL NOTURNO- 2019
FÍSICA

OBJETIVOS:

Fornecer ao aluno conhecimentos básicos em Química Geral, através de fundamentos teóricos e de experimentação em laboratório.

CONTEÚDO:

Representação de fórmulas e processos químicos. Reações químicas. Cálculos estequiométricos. Lei dos gases. Solubilidade. Cinética e equilíbrio químico. Ácidos e bases. Reações de complexação. Reações de óxido-redução. Princípios de ligação química e geometria molecular.

BIBLIOGRAFIA:

- 1) P.W. Atkins e L. Jones, *Chemistry: Molecules, Matter and Change*, 4a. ed., W.H. Freeman, New York American Books, New York, 1999.
- 2) P.W. Atkins e L. Jones, *Princípios de Química - Questionando a vida moderna e o meio ambiente*, Bookman, Porto Alegre, 2001.
- 3) J.C. Kotz e P. Treichel Jr, *Chemistry and Chemical Reactivity*, 4a. ed., Saunder College Pub., N. York, 1999.
- 4) J.C. Kotz e P. Treichel Jr., *Química e reações químicas*, vol. 1 e 2, Thomson, São Paulo, 2005.
- 6) P.W. Atkins, *General Chemistry*, Scientific American Books, New York, 1989.
- 7) A. Burrows, J. Holman, A. Parsons, G. Pilling e G. Price, *Chemistry3 - introducing inorganic, organic, and physical chemistry*, Oxford University Press, 2009.
- 8) J. B. Russel, *Química Geral*, Mc Graw-Hill do Brasil. 1981.
- 9) N. Baccam; L. M. Aleixo; E. Stein & O. E. S. Godinho, *Introdução à Semi-microanálise Qualitativa*, 4ª ed., Editora da UNICAMP, 1991.

INFORMAÇÕES GERAIS:

Horário

Aulas teóricas:

2ª feira: 21:00 - 23:00 h. Local: Prédio Principal IF sala 2005

Aulas experimentais:

3ª feira: 19:00 – 22:40 h. Local: Laboratório de Química Geral (Instituto de Química, Bloco 1 Térreo).

Professores

Teoria:

- Gianluca C. Azzellini (gcazzell@iq.usp.br). IQ-USP/Bloco 03 superior, sala 377.

Laboratório:

- Hermi Felinto de Brito (hefbrito@iq.usp.br). IQ-USP/Bloco 08 térreo, sala 812.
- Gianluca C. Azzellini (gcazzell@iq.usp.br). IQ-USP/Bloco 03 superior, sala 377.

Monitor

Geovanne Lemos de Assis (geovannelemos@usp.br). IQ-USP/bloco 2 térreo, sala 227

Israel Pereira de Assunção (igsassuncao@gmail.com) IQ-USP/Bloco 8 térreo, sala 812

METODOLOGIA:

O curso constará de aulas teóricas, exercícios e práticas, dadas sempre que possível, de forma integrada, visando atender os objetivos da disciplina.

CRITÉRIO DE AVALIAÇÃO:

$$A = \frac{xP + yL}{x + y} \geq 5,0 \quad \begin{array}{l} \text{Se } P \geq 5,0 ; x = 2 \text{ e } y = 1 \\ P < 5,0 ; y = 0 \end{array}$$

$$P = \frac{P_1 + P_2}{2} \quad P_1 \text{ e } P_2 = \text{provas teóricas}$$

L= Média aritmética das notas dos relatórios

Frequência mínima no laboratório = 70%

Prova Substitutiva: será aplicada apenas aos alunos que não obtiveram $P \geq 5,0$ e incluirá todo o conteúdo da disciplina teórica. Alunos que faltarem a uma das provas (P_1 ou P_2) deverão realizar a prova substitutiva.

Recuperação: somente se $3,0 \leq A < 5,0$

Média final (2ª Avaliação) = $(2.REC + A)/3$

DATAS DAS PROVAS:**1. Provas Teóricas:**

- a) Prova 1 (P_1): 07 de outubro.
- b) Prova 2 (P_2): 02 de dezembro.
- c) Substitutiva: 09 de dezembro – substituirá a menor nota obtida em P_1 ou P_2 .

2. 2ª Avaliação (Recuperação): será marcada ao final do semestre.

INSTRUÇÕES SOBRE AS AULAS EXPERIMENTAIS:

1. O aluno **não poderá** entrar no laboratório de bermudas, saia, sandálias ou outros trajes do mesmo tipo.
2. O aluno **deve trazer** e usar sempre no laboratório o **avental**. Deve também, **obrigatoriamente**, usar **óculos de segurança**. Não é permitido o uso de lentes de contato no laboratório.
3. Será dada uma explicação sobre detalhes de técnica e cuidados a serem tomados, antes de cada experimento. **Não** será aceita a **entrada** de alunos no laboratório **após** a explicação.
4. Cada experimento será realizado por **grupos de dois ou três alunos**.

LEITURA OBRIGATÓRIA:

Diretrizes de Segurança do IQUSP.

EDISCIPLINAS:

Todas as informações sobre a disciplina, bem como material didático, estarão disponíveis no STOA. O STOA também será utilizado como meio oficial para divulgar informações relevantes.

USO DE CELULARES

A Comissão de Ética e Direitos Humanos, CEDH-IQ/USP, vem informar toda a Comunidade IQ/USP **que é proibido o uso de telefones celulares** em salas de aula de Instituições de Ensino do Estado de São Paulo, de acordo com a Lei Estadual 12.730, de 11/10/2007, regulamentada pelo Decreto 52.625, de 15/01/2008.

CRONOGRAMA DAS AULAS TEÓRICAS:

QFL-605 – CRONOGRAMA DA DISCIPLINA – 2019	
Data	Atividades do Curso Teórico
Agosto	
05	Apresentação Curso/ Equações Químicas/ Íons Complexos: Aspectos Gerais/ Tipos de Reações Químicas
12	Estequiometria/Reagente Limitante/Volumetria
19	Aspectos Gerais do Equilíbrio Químico/ Constantes de Equilíbrio: K_p , K_c /Determinação das Concentrações das Espécies em Equilíbrio
26	Princípio de Le Chatelier nos Processos em Equilíbrio
Setembro	
02	Recesso Escolar: Semana da Pátria
09 - 16	Equilíbrios Ácido-Base: Ácidos e Bases Fracos/Indicadores Ácido-Base/ Hidrólise/Soluções Tampão/Ácidos Polipróticos
23	Equilíbrios de Sólidos Pouco Solúveis: Produto de Solubilidade (K_{PS}) Equilíbrios de Íons Complexos: Constante de Estabilidade (β)
30	Revisão/Exercícios
Outubro	
07	1ª PROVA
14 - 21	Ligação Covalente: Estruturas de Lewis/ Cargas Formais/ N° de Oxidação
28	Recesso Escolar: Dia Funcionário Público
Novembro	
04 - 11	Introdução às Geometrias Moleculares: Teoria VSPER
18	Revisão/Exercícios
25	2ª PROVA
Dezembro	
02	PROVA SUBSTITUTIVA
06	Encerramento das Aulas – Calendário USP
09	Data Máxima Cadastro Notas (1ª Avaliação)

CRONOGRAMA DAS AULAS EXPERIMENTAIS:

Prática Diurna (3ª feira: 19:00 às 22:40 horas, Laboratório de Química Geral, Instituto de Química, Bloco 1 Térreo).

Obs: Eventualmente o cronograma apresentado abaixo pode ser modificado em função de questões técnicas ou conceituais.

Agosto		Experimento
Terça	06	Entrega do material, apresentação do laboratório, normas de segurança
Terça	13	EXPERIMENTO 1 – Tipos de Reações Químicas
Terça	20	EXPERIMENTO 2 – Reações Químicas e Identificação de Cátions
Terça	27	EXPERIMENTO 3 – Determinação do Teor de CO₂ em CaCO₃

Setembro		Experimento
Terça	03	Não haverá aula. Semana da Pátria
Terça	10	EXPERIMENTO 4 – Titulação Ácido-Base
Terça	17	EXPERIMENTO 5 – Equilíbrio Químico
Terça	24	EXPERIMENTO 6 – Determinação de Teor de Manganês em Pirolusita

Outubro		Experimento
Terça	1	EXPERIMENTO 7 – Ácido Base, Equilíbrio Químico, Solução Tampão
Terça	8	EXPERIMENTO 8 – Propriedades de Substâncias Iônicas e Moleculares
Terça	15	EXPERIMENTO 9 – Eletroquímica
Terça	22	EXPERIMENTO 10 – Determinação de Variação de Entalpia de Reação

Novembro		Experimento
Terça	5	EXPERIMENTO 11 – Termodinâmica e Espontaneidade de Reações: Estudo da Reação Ba(OH)₂ + NH₄SCN
Terça	12	EXPERIMENTO 12 – Pigmentos Inorgânicos

NOMES, FÓRMULAS E CARGAS DE ALGUNS ÍONS COMUNS

1. Cátions

NOME DO CÁTION	FÓRMULA	NOME EM INGLÊS
alumínio	Al^{3+}	aluminum
amônio	NH_4^+	ammonium
bário	Ba^{2+}	barium
cádmio	Cd^{2+}	cadmium
cálcio	Ca^{2+}	calcium
chumbo	Pb^{2+}	lead
cobalto(II)	Co^{2+}	cobalt(II)
cobre(I); cuproso*	Cu^+	copper(I)
cobre(II); cúprico	Cu^{2+}	copper(II)
crômio(II); cromoso*	Cr^{2+}	chromium(II)
crômio(III); crômico	Cr^{3+}	chromium(III)
estanho(II); estanoso*	Sn^{2+}	tin(II)
estanho(IV); estânico	Sn^{4+}	tin(IV)
estrôncio	Sr^{2+}	strontium
ferro(II); ferroso*	Fe^{2+}	iron(II)
ferro(III); férrico	Fe^{3+}	iron(III)
hidrogênio; hidroxônio	H^+ ; H_3O^+	hydrogen
lítio	Li^+	lithium
magnésio	Mg^{2+}	magnesium
manganês(II), manganoso	Mn^{2+}	manganese(II)
mercúrio(I); mercurioso*	Hg_2^{2+}	mercury(I)
mercúrio(II); mercúrico	Hg^{2+}	mercury(II)
níquel(II)	Ni^{2+}	nickel(II)
potássio	K^+	potassium
prata	Ag^+	silver
sódio	Na^+	sodium
zinco	Zn^{2+}	zinc

* Em soluções aquosas é oxidado facilmente pelo ar.

2. Ânions

NOME DO ÂNION	FÓRMULA	NOME EM INGLÊS
acetato	CH_3COO^-	acetate
bromato	BrO_3^-	bromate
brometo	Br^-	bromide
carbeto	C^{4-}	carbide
carbonato	CO_3^{2-}	carbonate
hidrogenocarbonato; bicarbonato	HCO_3^-	carbonate, hydrogen
cianato	OCN^-	cyanate
cianeto	CN^-	cyanide
clorato	ClO_3^-	chlorate
perclorato	ClO_4^-	perchlorate
cloreto	Cl^-	chloride
clorito	ClO_2^-	chloride
hipoclorito	ClO^-	hypochlorite
cromato	CrO_4^{2-}	chromate
dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dichromate
fosfato	PO_4^{3-}	orthophosphate
monoidrogenofosfato	HPO_4^{2-}	ortophosphate, mono-hydrogen
diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	ortophosphate, di-hydrogen
fluoreto	F^-	fluoride
hexacianoferrato(II); ferrocianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	hexacyanoferrate(II); ferrocyanide
hexacianoferrato(III); ferricianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	hexacyanoferrate(III); ferricyanide
hidreto*	H^-	hydride
hidróxido	OH^-	hydroxide
iodato	IO_3^-	iodate
iodeto	I^-	iodide
nitrato	NO_3^-	nitrate
nitreto*	N^{3-}	nitride
nitrito	NO_2^-	nitrite
oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	oxalate

NOME DO ÂNION	FÓRMULA	NOME EM INGLÊS
hidrogenooxalato	HC_2O_4^-	oxalate, hydrogen
óxido*	O^{2-}	oxide
permanganato	MnO_4^-	permanganate
peróxido*	O_2^{2-}	peroxide
sulfato	SO_4^{2-}	sulfate
hidrogenossulfato; bissulfato	HSO_4^-	sulfate, hydrogen
sulfeto	S^{2-}	sulfite
hidrogenossulfeto; bissulfeto	HS^-	sulfide, hydro
silicato	SiO_4^{4-}	orthosilicate
sulfito	SO_3^{2-}	sulfite
hidrogenossulfito; bissulfito	HSO_3^-	sulfite; hydrogen
tiocianato	SCN^-	thiocyanate
tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	thiosulfate
metabissulfito, pirossulfito	$\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$	
tetrionato	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	tetrathionate

*Não existem em solução aquosa; sofrem protonação em água.

Nota: Nos compostos iônicos, o número relativo de íons positivos e negativos é tal que a soma algébrica de suas cargas elétricas se anula.

3. Terminações

SAL	ÁCIDO CORRESPONDENTE
-eto	-ídrico
-ito	-oso
-ato	-ico

TABELA 1. Solubilidade de compostos iônicos em água

Compostos iônicos	Solubilidade em água
Nitratos, acetatos, cloratos e percloratos	Todos solúveis
Cloretos	Geralmente solúveis Exceções: AgCl, Hg ₂ Cl ₂ , PbCl ₂
Brometos	Como os cloretos
Iodetos	Geralmente solúveis Exceções: AgI, Hg ₂ I ₂ , HgI ₂ , Cu ₂ I ₂ , PbI ₂ (solúvel a quente), BiI ₃ e SnI ₂
Sulfatos	Geralmente solúveis Exceções: os de chumbo, mercúrio(I), estrôncio, bário e prata; sulfato de cálcio é parcialmente solúvel
Carbonatos	Insolúveis, menos os formados com elementos do grupo 1 e amônio
Cromatos	Insolúveis Exceções: cromatos dos metais alcalinos e os de cálcio, estrôncio, magnésio, manganês, zinco, ferro e cobre
Hidróxidos e óxidos	Geralmente insolúveis Exceções: hidróxidos de metais alcalinos e NH ₄ ⁺ . Os hidróxidos de cálcio e estrôncio são parcialmente solúveis, enquanto o de magnésio é muito pouco solúvel

TABELA 2. Cores de algumas soluções aquosas

Solução aquosa	Cor
Metais das Famílias 1A e 2A	Incolor
Crômio(III)	Verde
Manganês(II)	Rosa
Ferro(II)	Verde
Ferro(III)	Amarela
Cobalto(II)	Rosa
Níquel(II)	Verde
Cobre(II)	Azul
Prata(I)	Incolor
Chumbo(II)	Incolor
Cromato	Amarela
Dicromato	Alaranjada

TABELA 3. Cores de Alguns Íons Complexos (em solução)

Íons Complexos (em solução)	Cor
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	Incolor
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	Incolor
$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	Rosa
$[\text{CoCl}_4]^{2-}$	Azul
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Vermelho Claro
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	Alaranjado
$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	Azul Claro
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Azul Escuro
$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	Verde Claro
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Azul Escuro
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	Vermelho Sangue

TABELA 4. Força de ácidos e de bases (alguns exemplos)

Ácidos Fortes	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃
Ácidos Fracos	HAc, H ₃ BO ₃ , H ₂ CO ₃ (decompõe-se em CO ₂ e H ₂ O)
Bases Fortes	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
Bases Fracas	NH ₃