



INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
Escola Superior de Tecnologia de Tomar

Departamento de Engenharia Química Industrial

1º Ciclo da Licenciatura Bi-Etápica em Engenharia Química Industrial

PROGRAMA DA DISCIPLINA DE QUÍMICA GERAL

1º Ano

Ano Lectivo: 2002/2003

Docente: Professor Doutor Victor Manuel Simões Gil

Professor Adjunto José Manuel Quelhas Antunes

Assistente do 1º Triénio Elsa Jofre Pereira Dias Ferreira

Regime: Semestral (1º)

Carga Horária: 2T+1T/P+3P

1. ESTRUTURA ATÓMICA E MOLECULAR

- 1.1 Configurações electrónicas e propriedades periódicas dos elementos.
- 1.2 Geometria molecular e ligação química.
- 1.3 Quantização da energia e espectroscopia.

2. ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

- 2.1 Ligações intermoleculares e estado físico.
- 2.2 Temperatura e energia cinética molecular de um gás ideal.
- 2.3 Mudanças de estado.
- 2.4 Propriedades coligativas de soluções.

3. REACÇÕES QUÍMICAS

- 3.1 Conversões e trocas de energia.
- 3.2 Variações de entropia.
- 3.3 Equilíbrio químico.
- 3.4 Ácidos e bases.
- 3.5 Sais pouco solúveis.
- 3.6 Oxidação-redução.
- 3.7 Cinética química e radioactividade.

PRINCIPAL BIBLIOGRAFIA

Alguns livros de Química Geral em português:

Química, R. Chang (Ed. McGraw Hill)

Química, princípios e aplicações, Reger, Goode, Mercer (F. Gulbenkian)

Química Geral, Russel

Química, um curso universitário, Mahan e Meyers

Química, uma ciência experimental, Pimentel (F. Gulbenkian)

Química – 12º ano, V. M. S. Gil (tópicos de aprofundamento)

QPQ-12: Questões e Problemas em Química, V. M. S. Gil

MÉTODO DE AVALIAÇÃO

Um teste escrito de frequência/exame final com um peso de 80% mais 20% da classificação obtida nas aulas laboratoriais. Em casos especiais (designadamente na interface reprovação/aprovação) pode haver lugar a um interrogatório oral.



Conteúdos programáticos

1. ESTRUTURA ATÓMICA E MOLECULAR

1.1 Configurações electrónicas e propriedades periódicas dos elementos

Revisão de 12º ano

1. Estrutura electrónica dos átomos: o quê, o como, o porquê.
2. Fundamentos da teoria de Planck.
3. Radiação como onda electromagnética e como feixe de fótons. Efeito fotoeléctrico.
4. Métodos de difracção e métodos espectroscópicos. Espectroscopia fotoelectrónica. Espectros de absorção e espectros de emissão. Quantização da energia electrónica.
5. Funções de onda para o átomo H: orbitais.
6. Extensão do conceito de orbital a átomos polieletrónicos. Princípio de Pauli.
7. Propriedades atómicas e Tabela Periódica.

Aprofundamento

1. Comparação dos modos de representar a estrutura electrónica dos átomos.
2. Configurações electrónicas e propriedades atómicas.

1.2 Geometria molecular e ligação química

Revisão de 12º ano

1. Estrutura molecular: o quê, o como, o porquê.
2. Determinação de fórmulas empíricas.
3. Modelos moleculares e geometria molecular.
4. Energia de ligação.
5. Ligações químicas: interacções responsáveis. Ligações simples e múltiplas.
6. Regularidades em fórmulas de estrutura: regra do octeto.

Aprofundamento:

1. O conceito de orbital molecular: ligante, antiligante, não-ligante.
2. Interpretação e previsão da geometria molecular.
3. Compostos de coordenação: nomenclatura, relevância, ligação química metal-ligando.

1.3 Quantização da energia e espectroscopia

1. Quantização da energia molecular: electrónica, vibracional, rotacional.
2. Radiações e temperatura; efeito de estufa. Microondas.
3. Fundamentos da espectroscopia vibracional.
4. Fundamentos da espectroscopia de ressonância magnética nuclear.



INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
Escola Superior de Tecnologia de Tomar

Departamento de Engenharia Química Industrial

1º Ciclo da Licenciatura Bi-Etápica em Engenharia Química Industrial

2. ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

2.1 Ligações intermoleculares

2.2 Temperatura e energia cinética molecular de um gás ideal

2.3 Mudanças de estado

2.4 Propriedades coligativas de soluções

Revisão de 12º ano

1. Fórmulas químicas e unidades estruturais. Quantidade de substância.
2. Os estados físicos da matéria, em termos de agregação e mobilidade corpuscular.
3. Temperatura e agitação molecular.
4. Pressão de um gás e movimento corpuscular.
5. Equações dos gases ideais.
6. Soluções líquidas: cálculos de concentração.
7. Ebulição de um líquido e de uma solução de soluto involátil.
8. Condutibilidade eléctrica de soluções de electrólitos.

Desenvolvimento

1. Energia cinética molecular de um gás ideal e temperatura.
2. Capacidades térmicas para gases ideais e movimentos moleculares.
3. Propriedades coligativas de soluções:
 - a. Pressão de vapor de um líquido e de uma solução ideal: lei de Raoult.
 - b. Ebulição de um líquido e de uma solução de soluto involátil.
 - c. Soluções com dois componentes voláteis. Destilação.
 - d. Ponto de solidificação de soluções e crioscopia.
 - e. Pressão osmótica de soluções.

3. REACÇÕES QUÍMICAS

3.1 Conversões e trocas de energia

Revisão de 12º ano

1. Sistemas isolados, fechados e abertos
 2. Conversões de energia em reacções químicas para sistemas isolados: variações de temperatura em reacções exo- e endotérmicas e cálculo da “quantidade de calor” em jogo.
 3. Variações de energia (energia interna) de um sistema fechado por trocas energéticas com o exterior, como calor e como trabalho.
 4. Aditividade de calores de reacção: Lei de Hess.
 5. Variação de entalpia, ΔH , em relação com o calor de reacção a pressão constante (calor recebido pelo sistema).
 6. Calores de reacção e estrutura de reagentes e produtos.
- Hidrocarbonetos como combustíveis e biomoléculas como “fonte de energia” em processos vitais.



INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
Escola Superior de Tecnologia de Tomar

Departamento de Engenharia Química Industrial

1º Ciclo da Licenciatura Bi-Etápica em Engenharia Química Industrial

Desenvolvimento

1. Conversões de energia em reacções químicas para sistemas fechados: trabalho $P\Delta V$ e calor de reacção.
2. Variações de energia interna durante uma reacção química em sistema fechado: 1ª Lei da Termodinâmica.
3. Calores de reacção a volume constante e a volume variável com pressão constante. Função entalpia.
4. Funções de estado e justificação da Lei de Hess. Entalpia de formação.

3.2 Variações de entropia

1. Entropia de um sistema: abordagem qualitativa. Efeitos de volume e temperatura. Dispersão molecular por níveis de energia.
2. Entropias molares padrão das substâncias.
3. Transformações físicas e químicas: conservação da energia total (sistema + exterior). “Crise de energia” : energia livre.
4. Generalização: 2ª Lei da Termodinâmica. Interpretação qualitativa em termos estatísticos.
5. Variações da entropia para transformações em sistemas fechados. Sentido e extensão das reacções químicas: aplicações semi-quantitativas da 2ª Lei da Termodinâmica.

3.3 Equilíbrio químico

Revisão de 12º ano

1. Reacções inversas. Reacções espontâneas e reacções provocadas. Reacções espontâneas completas e incompletas.
2. Equilíbrio químico. Uma infinidade de estados de equilíbrio possíveis (a cada temperatura), uma constante de equilíbrio.
3. Constantes de equilíbrio como índice de extensão de uma reacção: sistemas homogéneos e sistemas heterogéneos.
4. De um estado de equilíbrio a outro: efeitos de concentração (e volume ou pressão) e temperatura. “Quociente da reacção” e Princípio de Le Châtelier.
5. Aplicações e cálculos numéricos.

Desenvolvimento

1. Análise crítica do Princípio de Le Châtelier.
2. Introdução ao equilíbrio da fases.



3.4 Ácidos e bases

Revisão de 12º ano

1 Rever noções fundamentais de ácido-base

- Distinguindo pares conjugados ácido-base;
- Caracterizando espécies anfotéricas;
- Definindo constante de acidez (K_a), constante de basicidade (K_b) e produto iónico da água (K_w).
- Relacionando K_a e K_b para um par conjugado ácido-base;
- Utilizando a notação pX: pH, pOH, pK;
- Interpretando qualitativamente o pH de soluções de sais;
- Interpretando a variação de pH durante as titulações de ácido-base e justificando qualitativamente o pH no ponto de equivalência;
- Justificando a escolha do indicador nas titulações de ácido-base.

2. Efectuar cálculos de pH (sistemas de um só equilíbrio).

Desenvolvimento

- Caracterizar qualitativamente e interpretar o efeito tampão.
- Aplicar os fundamentos da Termodinâmica a reacções de ácido-base.

3.5 Sais pouco solúveis

Revisão de 12º ano

- Regularidades. Diferenças na solubilidade de sais.
- Equilíbrio de solubilidade:
 - Formação de precipitados.
 - Solubilização de precipitados.
- Cálculos químicos.

Desenvolvimento

- Equilíbrio de solubilidade numa perspectiva crítica:
 - Formação de precipitados.
 - Solubilização de precipitados.
 - Efeito de força iónica na solubilidade de sais.
- Aplicar os fundamentos da Termodinâmica à solubilidade de sais.

3.6 Oxidação-redução

Revisão de 12º ano

- Conceito de número de oxidação na identificação de reacções redox.
- Caracterizar reacções de oxidação-redução em termos de transferência de electrões. Corrente eléctrica a partir de reacções redox.
- Conceito de semi-reacção e acerto de equações.



INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
Escola Superior de Tecnologia de Tomar

Departamento de Engenharia Química Industrial

1º Ciclo da Licenciatura Bi-Etápica em Engenharia Química Industrial

Desenvolvimento

- 1.Importância das reacções redox em vários domínios: biológico, geológico, industrial.
- 2.Interpretação da extensão das reacções redox em termos de poderes oxidantes relativos: potenciais normais de redução (série electroquímica).
- 3.Força electromotriz de uma pilha ($\Delta\epsilon$) e “distância” ao estado de equilíbrio da reacção (diferença entre o cociente de reacção e constante de equilíbrio): Equação de Nernst.
- 4.A determinação experimental do pH de uma solução.
- 5.Electrólise e algumas aplicações práticas.

3.7 Cinética química e radioactividade

Revisão de 12º ano

- 1.Velocidade de reacção.
- 2.Factores de que depende a velocidade de uma reacção.

Desenvolvimento

- 1.Ordem de reacção e período.
- 2.Estado de transição e energia da activação.
- 3.Mecanismos de reacções em exemplos simples.
- 4.O papel dos catalisadores.
- 5.Emissão radioactiva como transformação nuclear de 1ª ordem. Período de decaimento radioactivo.
- 6.Aplicações e implicações da radioactividade.

COMPONENTE PRÁTICA

Nas aulas práticas de Química Geral são realizados os seguintes trabalhos de índole experimental:

- ⇒ Medidas de volumes e de massas de líquidos.
- ⇒ Preparação de soluções com concentração determinada.
- ⇒ Determinação da percentagem de carbonato de sódio na mistura carbonato de sódio / cloreto de sódio.
- ⇒ Preparação de uma solução diluída de ácido clorídrico e sua aferição com bórax.
- ⇒ Análise volumétrica.
- ⇒ Introdução à oxidação – redução e pilhas electroquímicas.
- ⇒ Titulação potenciométrica ácido – base.