



PROGRAMA DA DISCIPLINA DE QUÍMICA I

1º Ano

Ano Lectivo: 2002/2003

Docente: Professor Doutor Victor Manuel Simões Gil

Assistente do 1º Triénio Elsa Jofre Pereira Dias Ferreira

Regime: Semestral (1º)

Carga Horária: 2T+3P

A.OBJECTIVO

Promover, com Química II, uma preparação básica em Química que seja relevante para as disciplinas a jusante nos cursos e para a actividade futura do Engenheiro Químico e do Engenheiro do Ambiente, através da revisão, extensão, aprofundamento e aplicação de conceitos fundamentais de Química.

B.ESQUEMA DE ENSINO

2 horas de aulas teóricas por semana, durante 13-15 semanas.

3 horas de aula de laboratório

Atendimento de alunos para orientação e esclarecimento de dúvidas

C.PROGRAMA GERAL

1. ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

1.1 Estrutura corpuscular e estado físico

1.2 Temperatura e pressão de um gás: equações dos gases (ideais e reais)

1.3 Capacidade térmica de gases ideais

1.4 Estrutura de sólidos

1.5 Ligações intermoleculares e mudanças de estado

1.6 Soluções, suspensões e colóides

1.7 Propriedades coligativas de soluções (ideais e não-ideais)

2. REACÇÕES QUÍMICAS E TERMODINÂMICA QUÍMICA

2.1 Cálculos estequiométricos e rendimento

2.2 Conversões e trocas de energia (1ª Lei da Termodinâmica)

2.3 Variações de entropia (2ª Lei da Termodinâmica)

2.4 Equilíbrio químico homogéneo e heterogéneo. Equilíbrio de fases

2.5 Ácidos, bases e reacções de ácido-base

2.6 Sais pouco solúveis e reacções precipitação e solubilização

2.7 Reacções de oxidação-redução e electroquímica

D. PRINCIPAL BIBLIOGRAFIA

Revisão de 12º ano

- * Manual do 12º ano
- * QPQ-12: Questões e Problemas em Química, V. M. S. Gil

Desenvolvimento

- * Alguns livros de Química Geral em português:
 - Química, R. Chang (Ed. McGraw Hill)
 - Química, princípios e aplicações, Reager, Goode, Mercer (Ed. Fund. Gulbenkian)
 - Química Geral, Russell
 - Química, um curso universitário, Mahan e Meyers
- * Química-12º ano, V.M.S.Gil (tópicos de aprofundamento)
- * QPQ-12: Questões e Problemas em Química, V. M. S. Gil

E. PROGRAMA PORMENORIZADO

Aulas teóricas e teórico-práticas

1. SÓLIDOS, LÍQUIDOS, GASES

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. Mudanças de estado.
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. Equação de van der Waals para gases reais.
4. Sólidos cristalinos e amorfos e tipos de empacotamento em cristais metálicos e iónicos.
5. Energia de rede e propriedades de compostos iónicos.
6. Silicatos.
7. Ligas metálicas.
8. Cristais líquidos: breves noções.
9. Forças intermoleculares em líquidos, tensão superficial e fenómenos de capilaridade.
10. Dispersões coloidais: tipos e propriedades.
11. Propriedades coligativas de soluções:
 - a. Pressão de vapor de um líquido e de uma solução ideal: lei de Raoult.
 - b. Desvios para soluções reais.
 - c. Ebulição de um líquido e de uma solução de soluto involátil.
 - d. Soluções com dois componentes voláteis. Destilação.
 - e. Ponto de solidificação de soluções e crioscopia.
 - f. Pressão osmótica de soluções.

2. REACÇÕES QUÍMICAS E TERMODINÂMICA QUÍMICA

2.1 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS E RENDIMENTO DE REACÇÕES

Revisão do 12º ano

1. Reagente limitante.
2. Cálculos numéricos.

2.2 CONVERSÕES E TROCAS DE ENERGIA (1ª LEI DA TERMODINÂMICA)

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.

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.

2.3 VARIAÇÕES DE ENTROPIA

Desenvolvimento

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) mas aumento da entropia 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.

2.4 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. Constante 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. "Cociente 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 de fases.

2.5 ÁCIDOS E BASES

Revisão de 12º ano

1. Rever noções fundamentais de ácido-base
 - a. Distinguindo pares conjugados ácido-base;
 - b. Caracterizando espécies anfotéricas;
 - c. Definindo constante de acidez (K_a), constante de basicidade (K_b) e produto iónico da água (K_w).
 - d. Relacionando K_a e K_b para um par conjugado ácido-base;
 - e. Utilizando a notação pX: pH, pOH, pK;
 - f. Interpretando qualitativamente o pH de soluções de sais;
 - g. Interpretando a variação de pH durante as titulações de ácido-base e justificando qualitativamente o pH no ponto de equivalência;
 - h. Justificando a escolha do indicador nas titulações de ácido-base.
2. Efectuar cálculos de pH (sistemas de um só equilíbrio).
3. Caracterizar chuvas ácidas.

Desenvolvimento

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

2.6 SAIS POUCO SOLÚVEIS

Revisão de 12º ano

1. Regularidades. Diferenças na solubilidade de sais.
2. Equilíbrio de solubilidade:
 - a. Formação de precipitados.
 - b. Solubilização de precipitados.
3. Cálculos químicos.

Desenvolvimento

1. Equilíbrio de solubilidade numa perspectiva crítica:
 - a. Formação de precipitados.
 - b. Solubilização de precipitados.
 - c. Efeito de força iónica na solubilidade de sais.
 - d. Dureza de águas.
2. Aplicar os fundamentos da Termodinâmica à solubilidade de sais.

2.7 REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO E ELECTROQUÍMICA

Revisão de 12º

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

Desenvolvimento

1. Importância das reacções redox em vários domínios: biológico, geológico, industrial, ambiental. Oxidantes no tratamento da água. Corrosão metálica.
2. Potenciais normais (série electroquímica) e sua utilização na interpretação e previsão de reacções redox.
3. Força electromotriz de uma pilha (ΔE°) 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.

Aulas de laboratório

1. Introdução ao laboratório de Química e medidas de volumes e de massas de líquidos.
2. Preparação de soluções com concentração determinada.
3. Determinação da variação de entalpia de uma reacção.
4. Determinação da percentagem de carbonato de sódio numa mistura carbonato/cloreto de sódio.
5. Volumetria de precipitação.
6. Introdução às pilhas electroquímicas e reacções redox.
7. Titulação potenciométrica de ácido-base.

F. AVALIAÇÃO DA APRENDIZAGEM

A avaliação da aprendizagem pelos alunos tem uma componente de avaliação contínua (peso de 30%) e uma componente de avaliação final (70%). Aquela será baseada nos trabalhos de laboratório (25%, com um mínimo de 2/3 de trabalhos realizados com aproveitamento) e em “testes-minuto” (5%) realizados em algumas aulas teóricas ou teórico-práticas. As ponderações indicadas podem ser alteradas para 20% e 10%, respectivamente, se tal favorecer a classificação final.

A avaliação final será baseada num teste de frequência no fim das aulas e/ou num exame final (época normal ou recurso). O teste de frequência (juntamente com o resultado da avaliação contínua) dá direito a dispensa de exame (para classificação superior ou igual a 10 valores), podendo o exame final ser usado para melhoria de nota.

A aprovação no trabalho laboratorial é válida por 2 anos, em caso de repetência.