



UNIVERSIDADE ESTADUAL DO OESTE DO PARANÁ
CAMPUS DE FOZ DO IGUAÇU
CENTRO DE ENGENHARIAS E CIÊNCIAS EXATAS
LAMAT - LABORATÓRIO DE MATERIAIS



CADERNO DE EXERCÍCIOS DE QUÍMICA GERAL

COMPILAÇÃO:
PROF^a NORA DÍAZ MORA

FOZ DO IGUAÇU
2008

CADERNO DE EXERCÍCIOS DE QUÍMICA GERAL

SUMÁRIO

LISTA 1 – ESTRUTURA ATÔMICA	3
LISTA 2 - TEORIA ATÔMICA.....	5
LISTA 3 - TABELA PERIÓDICA.....	8
LISTA 4 - LIGAÇÕES QUÍMICAS	18
LISTA 5 - REAÇÕES QUÍMICAS	20
LISTA 6 - SOLUÇÕES	23
LISTA 7 - ELETROQUÍMICA.....	25
LISTA 8 - DETERIORAÇÃO DE MATERIAIS	27
LISTA 9 - TERMODINÂMICA.....	29
LISTA 10 - CIÊNCIA DOS MATERIAIS.....	32
LISTA 11 - COMBUSTÃO	34

LISTA 1 – ESTRUTURA ATÔMICA

1. a) O que é um isótopo? b) Por que as massas atômicas dos elementos não são números inteiros?
2. Existe diferença entre massa e peso atômico?
3. A partir das seguintes massas isotópicas e abundâncias, calcule a massa atômica do magnésio:

Isótopo	Abundância	Massa
24	78,60%	23,993
25	10,11%	24,994
26	11,29%	25,991

4. Quantos gramas há em 1uma (unidade de massa atômica) de um material?
5. Escreva uma tabela descrevendo as propriedades das partículas subatômicas estudadas em sala de aula. Cite outros tipos de partículas subatômicas conhecidas.
6. Qual a natureza das forças que asseguram a estabilidade do núcleo, formado de partículas carregadas positivamente e partículas neutra?
7. Uma moeda de cobre possui 3,14g de massa. A densidade do cobre é igual a $8,96\text{g/cm}^3$. Qual o volume da moeda de cobre?
8. Escreva os postulados do modelo de Dalton.
9. Defina, as seguintes leis da Química: Lei da conservação de massa, lei das proporções definidas, lei das proporções múltiplas.
10. Escreva a composição química do ar em porcentagem.
11. Escreva as diferenças entre os seguintes termos: material cristalino X material molecular, fase X composto.
12. Explique e de exemplos das propriedades físicas e químicas de materiais.
13. Calcule a energia cinética, em joules e em quilojoules, de uma motocicleta, de 225kg, viajando a 80Km/h.
14. O dióxido de carbono (gelo seco) tem uma temperatura de 195K. Qual é sua temperatura, na escala Celsius?
15. O tungstênio, usado como filamento em lâmpadas, tem um ponto de ebulição de 5927°C . Qual o seu ponto de ebulição expresso em graus Kelvin?
16. Dê a nomenclatura sistemática às seguintes substâncias:
NH₃
NaOH
Ca(OH)₂
CH₃CH₂OH
CaBr₂
NH₄NO₃
HCl
H₂CO₃
SO₂
17. Dê a definição de matéria.
18. Defina substância pura e mistura, mistura homogênea e heterogênea.
19. Explique como as observações de Faraday sobre a eletrólise indicaram que a carga elétrica se apresenta em unidades discretas.
20. Como podemos explicar a luminosidade que se emite quando um gás a baixa pressão, em um tubo de descarga, é submetido a uma alta voltagem.

21. Descreva a função de cada um dos componentes que aparecem no tubo de raios catódicos.
22. Explique por que o experimento de Thomson, por si só, não é suficientemente abrangente para obter o valor da massa do elétron.
23. Quais as diferenças em estrutura e energias envolvidas nos estados líquido, sólido e gasoso?
24. O nitrogênio na natureza está formado por dois isótopos cujas massas são: $^{15}\text{N}=15,0001$ e $^{14}\text{N}=14,00307$. Calcular a massa atômica do nitrogênio sabendo que as riquezas respectivas dos isótopos são 0,37% e 99,63%.
25. Com base nos trabalhos iniciados por Faraday havia sido possível estudar a relação carga massa do íon H^+ sendo: $q^+/m(\text{H}^+) = 9,573 \times 10^7 \text{C/kg}$. Se a relação $\frac{q^+}{m_{\text{H}^+}} / \frac{e}{m} = 2000$; calcule a massa de um íon H^+ em kg.
26. O valor aceito internacionalmente para a carga do elétron é $1,6022 \times 10^{-19} \text{C}$. Calcule a) a carga de 1 mol de elétrons, b) a massa do elétron usando a relação determinada por Thomson, c) a massa de um elétron.
27. Investigue a diferença entre radiografia e difração.
28. As doses equivalentes de radiação que uma pessoa recebe é medida em Sieverts, unidade que leva em conta não só a energia que o tecido recebe, mas o dano ocasionado em função da natureza da radiação. Investigue sobre a explosão nuclear em Chernobil e quais foram e serão os efeitos globais do desastre.
29. Escreva um texto sobre as experiências de Chadwick que levaram à descoberta do nêutron.
30. Investigue a diferença entre Fluorescência e fosforescência.
31. Investigue amplamente sobre quimiluminescência e fotoluminescência.
32. Investigue as aplicações práticas do efeito fotoelétrico, nas células fotoelétricas, por exemplo.
33. O limiar fotoelétrico da prata é 262nm. a) Calcular a função trabalho da prata. b) Calcular a energia cinética máxima dos elétrons emitidos pela ação da radiação com $\lambda=175\text{nm}$.

LISTA 2 - TEORIA ATÔMICA

1. a) Cite dois importantes conceitos da mecânica quântica, associados com o modelo de Bohr do átomo. b) Cite duas importantes melhoras que resultaram da mecânica ondulatória. c) Quantização dos níveis de energia e a dualidade da partícula/onda. d) O princípio de incerteza de Heisenberg, onde não se pode determinar simultaneamente, com exatidão, a quantidade de movimento e posição do e^- . A descoberta que todas as partículas elementares em movimento levam uma onda associadas a elas.
2. Escreva a configuração eletrônica para os seguintes íons: P^{5+} , P^{3-} , Sn^{4+} , Se^{2-} , I^- e Ni^{2+} .
3. De que ordem é o diâmetro atômico? (expresse-o em Angstrom).
4. Determine a relação existente entre o comprimento de onda de um fóton e sua quantidade de movimento. Utilize a eq. de Planck ($E=h\nu$) e a eq. de Einstein para a energia de uma partícula ($E=mc^2$).
5. Calcule a energia de um fóton de uma radiação cujo comprimento de onda é 3Å . Expresse o resultado em kJ, eV e Erg.
6. Calcule a energia necessária para promover um elétron do átomo de hidrogênio desde a órbita mais estável até a $n=4$.
7. O raio do átomo de hidrogênio no seu estado estável é $5,29 \times 10^{-9}$ cm. Calcule a força de atração do núcleo sobre o elétron.
8. Deduzir o número de prótons, nêutrons e elétrons dos seguintes átomos:
9. O nitrogênio na natureza está formado por dois isótopos cujas massas são: $^{15}\text{N}=15,0001$ e $^{14}\text{N}=14,00307$. Calcular a massa atômica do nitrogênio sabendo que as riquezas respectivas dos isótopos são 0,37% e 99,63%.
10. a) Calcule os raios das primeiras órbitas de Bohr para o átomo de Hidrogênio, utilizando a equação (1.8). b) Utilize os valores desses raios para calcular a velocidade do e^- em cada uma dessas órbitas.
11. Calcule o valor da constante de Rydberg, a partir da seguinte equação 1.9
12. Determinar o comprimento de onda de De Broglie para a) uma bola de baseball ($m=1\text{kg}$) movendo-se a uma velocidade de 10m/s , b) um elétron com energia cinética de 100eV .
13. Quantos elétrons estão ocupando o nível de energia mais alto de um átomo de a) Ba, b) Na, c) Al e d) Oxigênio?
14. O que estabelece o princípio de exclusão de Pauli, a regra de Aufbau e a regra de Hund.
15. Calcular a incerteza n o momento de um elétron cuja posição esta localizada com uma imprecisão de $0,05\text{Å}$. O que você conclui deste resultado.
16. Os valores permitidos para os números quânticos dos elétrons são $n = 1,2,3,4$; $l = 0, 1, 2, 3, (n-1)$; $m = 0, \pm 1, \pm 2$; $m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$. Escreva os quatro números quânticos que caracterizam os elétrons das camadas k, l, m, n.
17. Qual a frequência do fóton que tem a energia de:
 - a) 1eV ;
 - b) 1KeV ;
 - c) 1MeV ;
18. A função trabalho do tungstênio é $4,58\text{eV}$. Calcular a energia cinética máxima dos elétrons se o comprimento de onda da luz incidente for:
 - a) 200 nm ;

- b) 250 nm;
19. A energia mínima necessária para remover um elétron da superfície do césio metálico é igual a $3,14 \times 10^{-19} \text{ J}$. Determine o comprimento de onda máximo da luz capaz de produzir uma corrente de fotoelétrons do césio metálico.
 20. Supondo que a luz incidente sobre a superfície metálica do césio metálico possua um comprimento de onda 50nm menor do que aquele calculado no problema anterior determine a velocidade do elétron ejetado.
 21. A intensidade da luz solar na superfície terrestre é de aproximadamente 1400 W/m^2 admitindo que a energia média dos fótons é 2eV (correspondente ao comprimento de onda de 600nm) calcule o número de fótons que atinge 1 cm^2 de área superficial por segundos.
 22. À medida que n aumenta, a distância entre níveis de energia adjacentes aumenta ou diminui?
 23. A energia cinética do elétron no estado fundamental do átomo de hidrogênio é $13,6 \text{ eV} = E_0$. A energia cinética do elétron no estado $n=2$ é?
 24. Calcule o valor da constante de Rydberg.
 25. O raio do átomo de hidrogênio no seu estado estável é $5,29 \times 10^{-9} \text{ cm}$. Calcule a força de atração do núcleo sobre o elétron.
 26. O raio da órbita $n=1$ do átomo de hidrogênio é $a_0 = 0,053 \text{ nm}$. Qual é o raio da órbita $n=5$?
 27. Calcule a energia de um fóton de uma radiação cujo comprimento de onda é 3 \AA . Expresse o resultado em kJ, eV e Erg.
 28. Determine a relação existente entre o comprimento de onda de um fóton e sua quantidade de movimento. Utilize a equação de Planck ($E = h\nu$) e a equação de Einstein para a energia de uma partícula ($E = mc^2$).
 29. Use os valores conhecidos das constantes da equação do 1º raio de Bohr para mostrar que a_0 é aproximadamente igual a $0,0529 \text{ nm}$.
 30. Determine os comprimentos de onda na série de Lyman das transições:
 - a) $n_1 = 3$ para $n_2 = 1$
 - b) $n_1 = 4$ para $n_2 = 1$
 31. Determine a energia das três transições de maior comprimento de onda da série de Balmer e os comprimentos de onda correspondentes.
 32. Um átomo de hidrogênio se encontra no décimo estado excitado do modelo de Bohr ($n=11$)
 - a) Qual o raio da órbita de Bohr?
 - b) Qual o momento angular do elétron?
 - c) Qual a energia cinética do elétron?
 - d) Qual a energia potencial do elétron?
 - e) Qual a energia total do elétron?
 33. (Prova 2003-Engenharia Mecânica) A luz amarela do sódio com um comprimento de onda $\lambda = 5890 \text{ \AA}$ quando incide sobre uma lâmina de potássio provoca fotoemissão de elétrons que escapam da superfície com energia de $0,577 \times 10^{-19} \text{ J}$. Entretanto a luz ultravioleta do mercúrio com $\lambda = 2537 \text{ \AA}$ quando incide sobre o mesmo metal permite que elétrons escapem com energia de $5,036 \times 10^{-19} \text{ J}$.
 - a) Deduzir a constante de Planck
 - b) Qual a função trabalho do potássio?
 - c) Explique claramente em que consiste o efeito fotoelétrico desenhando um gráfico para deduzir a expressão e indique a importância deste conceito no estabelecimento do modelo atual do átomo.

34. Quando se ilumina uma superfície com luz de 512nm se observa que a energia máxima dos elétrons emitidos é 0,54eV. Qual a energia cinética máxima quando a superfície for iluminada por luz de 365nm?
35. **(Prova 2002 - Engenharia Elétrica)** Niels Bohr em 1913 propôs um modelo atômico que levava em conta os resultados obtidos por Planck, Einstein, e Rutherford.
- De forma clara explique cada um desses resultados.
 - Segundo Bohr o elétron do átomo de hidrogênio se move sob a influência da atração de Coulomb do núcleo positivo. Usando essa suposição demonstre que a velocidade orbital é

$$v = \sqrt{\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 mr}}$$

(diga o significado de cada termo dessa equação)

36. **(Prova 2002 - Engenharia Elétrica)** Se os comprimentos de onda de De Broglie de um elétron e um próton forem iguais, então:
- A velocidade do próton (v_p) é maior que a velocidade do elétron (v_e).
 - A velocidade do próton (v_p) e a velocidade do elétron (v_e) são iguais.
 - A velocidade do próton (v_p) é menor que a velocidade do elétron (v_e).
 - A energia do próton é maior do que a do elétron.
 - As respostas (a) e (d) são corretas.

Demonstrar todas as opções. Massa do próton = $1,672 \times 10^{-27}$ Kg. Massa do elétron = $9,109 \times 10^{-31}$ Kg.

37. Os modelos atômicos auxiliaram na compreensão da natureza particulada da matéria. Sobre o tema *modelos atômicos*, considere as seguintes afirmativas: (questão 08 do concurso TÉCNICO DE NÍVEL SUPERIOR JR de Itaipu)

- De acordo com o modelo de Dalton, os átomos são indivisíveis, mas podem ser destruídos.
- O descobrimento das propriedades de radioatividade de determinados elementos químicos auxiliou no desenvolvimento do modelo de Rutherford.
- De acordo com o modelo de Rutherford, os elétrons descrevem órbitas circulares com energia constante ao redor do núcleo.
- O modelo de Thomson admite a existência dos elétrons.

Assinale a alternativa correta.

- Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
- Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
- *d) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.

LISTA 3 - TABELA PERIÓDICA

1. Diga o nome e o símbolo para os elementos cuja localização na tabela periódica é:
 - a) Grupo 1A período 4
 - b) Grupo 3A período 3
 - c) Grupo 6A período 2
 - d) Grupo 2A período 6
2. Por que o flúor apresenta raio atômico menor que o oxigênio e cloro?
3. Quantos elétrons não pareados são encontrados nos seguintes átomos nos seus estados fundamentais:
 - a) Mn
 - b) Sc
 - c) Fe
 - d) Zn
4. O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este. Escreva a configuração eletrônica correspondente ao primeiro estado excitado dos seguintes elementos:
 - a) Ne
 - b) Li.
5. a) Que subcamada está sendo preenchida para os elementos terras raras e quais são estes elementos? b) Que subcamada eletrônica está sendo preenchida para os actinídeos? c) Baseando-se na configuração eletrônica o que tem em comum os elementos do grupo 7A?
6. As energia de ionização do Li e K são 519 e 418 kJ/mol, respectivamente. Dos seguintes valores, qual seria a energia de ionização para o sódio e por quê? (a) -334; (b) 360; (c) -450; (d) 494; (e) 635.
7. Os números atômicos de três elementos A, B, e C são 20, 30 e 53, respectivamente. Indicar: a) símbolo, b) configuração eletrônica, c) posição na tabela periódica, d) ordenar por eletronegatividade.
8. O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.
9. Quais das seguintes designações de orbitais não são possíveis: 6s, 2d, 8p, 4f, 1p e 3f?
10. A quais grupos pertencem os seguintes elementos: Cl, Al, Cs, Ce e U? Por que o Al é usado como material estrutural de baixo peso? Como reage com a água? Compare com o Fe.
11. Escreva uma tabela comparativa das principais propriedades físicas e químicas dos metais e não metais.
12. Qual é a configuração eletrônica e valência mais provável do elemento de número atômico 10?
13. Quais as características em comum que possuem os metais de transição? Explique brevemente cada uma de elas.
14. Quais são algumas das aplicações dos lantanídeos?
15. Defina ou explique os seguintes termos: período, grupo, grupo B, elemento representativo, elemento de transição interna?

16. Em qual grupo da tabela periódica está: a) um halogênio, b) um metal alcalino, c) um metal alcalino-terroso, d) um calcogênio, e) um gás nobre?
17. Por que um número de elementos de cada período da tabela periódica aumenta de cima para baixo?
18. Usando somente a tabela periódica, dê as configurações eletrônicas nos estados fundamentais de: a) C ($Z=6$), b) P ($Z=15$), c) Cr ($Z=24$), d) As ($Z=33$), e) Sr ($Z=38$), f) Cu ($Z=29$). Usar a notação espectroscópica.
19. Usando somente a tabela periódica, dê as configurações eletrônicas nos estados fundamentais de: a) Al^{3+} , b) Ca^{2+} , c) Rb^{+} , d) O^{2-} , e) Br^{-} , f) Ti^{2+} , g) Mn^{3+}
20. Usando somente a tabela periódica, dê o símbolo do átomo, no estado fundamental, que tem a seguinte configuração na camada de valência: a) $3s^2$, b) $2s^2, 2p^1$, c) $4s^2, 4p^3$, d) $5s^2, 5p^4$, e) $6s^2, 6p^6$.
21. Qual o significado do tamanho de um átomo? Quais são os problemas associados às determinações do tamanho atômico?
22. Onde se encontram na tabela periódica os elementos com primeiras energias de ionização mais altas. Explique?
23. O volume de uma amostra de um sólido C contendo 1 mol de átomos é $5,0\text{cm}^3$, enquanto uma amostra de N é de 14cm^3 . Calcule a densidade de cada um destes dois sólidos.
24. Para cada um dos seguintes pares de átomos, indique qual tem a primeira energia de ionização mais alta e explique brevemente por que: (a) S e P, (b) Al e Mg, (c) Sr e Rb, (d) Cu e Zn, (e) Rn e At, (f) K e Rb.
25. Como a primeira energia de ionização do íon Cl^{-} está relacionada com a afinidade eletrônica do átomo de Cl?
26. Por que a segunda energia de ionização de qualquer átomo é maior do que a primeira?
27. Para cada um dos seguintes pares de átomos, estabeleça qual deveria ter a maior afinidade eletrônica e explique por que: a) Br e I, b) Li e F, c) F e Ne;
28. As seguintes partículas são isoeletrônicas, isto é, possuem a mesma configuração eletrônica. Coloque-as em ordem decrescente de raios: Ne, F $^{-}$, Na^{+} , O^{2-} , Mg^{2+} .
29. Que elemento é: a) um halogênio no quinto período, b) um gás nobre no terceiro período, c) um metal alcalino com mais uma camada ocupada do que o potássio, d) um elemento de transição com uma configuração $4d^3$?
30. Coloque em ordem decrescente de raio atômico: Se^{2-} , S^{2-} , Te^{2-} , O^{2-} .
31. A primeira energia de ionização do Na é 496 kJ mol^{-1} . A afinidade eletrônica do Cloro é 348 kJ mol^{-1} . Considere que um mol de átomos de Na gasoso reage com 1 mol de átomos de Cl gasoso para formar um mol de Na^{+} e Cl^{-} . Este processo libera ou absorve energia? Quanto?
32. Calcule a frequência e o comprimento de onda de luz necessária para ionizar átomos de lítio, sendo que a primeira energia de ionização é 520 kJ mol^{-1} .
33. Qual das seguintes espécies tem o menor raio iônico: Fe^{2+} ou Fe^{3+} . Explique.
34. Qual dos átomos deve ter maior afinidade eletrônica: C ou N? Explique.
35. A primeira energia de ionização do ouro ($Z=79$) é maior do que da prata ($Z=47$), cuja posição é imediatamente acima na tabela periódica. Explique.
36. Quantos elétrons estão presentes na camada de valência de:
 - a) N^{3-}
 - b) O^{2-}
 - c) F^{-}
 - d) Ne

37. Dê os símbolos de todos os átomos no estado fundamental que tenha a) configurações da camada de valência $4s^1$, b) configuração da camada de valência $5s^2 5p^2$, c) subcamada $3d$ semipreenchida, d) subcamada $3d$ totalmente preenchida;
38. Resolver também os exercícios: 7.5 a 7.18, 7.27 a 7.31, 7.33 a 7.35, 7.39, 7.41 e 7.42, do livro Química Geral - Russell.
39. A organização dos elementos químicos de acordo com suas propriedades é bastante útil como instrumento de trabalho de vários profissionais. Sobre o tema *periodicidade química*, assinale a alternativa correta. (questão 18 do concurso TÉCNICO DE NÍVEL SUPERIOR JR de Itaipu)
- a) Átomos cujo orbital $4p$ é o último ocupado de acordo com o princípio da construção têm número atômico de 30 a 36.
- b) Átomos cujo orbital $5s$ é o último ocupado de acordo com o princípio da construção têm 2 elétrons na última camada.
- *c) O átomo de hidrogênio possui em sua configuração eletrônica um elétron a menos do que a de um gás nobre, de forma que ele pode formar ligações químicas como membro do grupo 17.
- d) Apesar de o elemento químico hélio ter seu elétron mais energético em orbital s , esse elemento aparece junto de outros do bloco p por ter suas propriedades semelhantes aos dos calcogênios.
- e) A diferença de tamanho dos períodos é explicada pelas diferentes quantidades de camadas de elétrons.

INFORMAÇÕES GERAIS PARA TODOS OS TRABALHOS:

1. O aluno deve desenvolver individualmente um trabalho sobre os assuntos seguintes:
 - Configuração eletrônica dos elementos sugeridos.
 - Propriedades físicas e químicas (tamanho, eletronegatividade, afinidade eletrônica, reatividade, densidade, propriedades magnéticas e elétricas etc.).
 - Diferenças de algum dos elementos em relação ao restante do grupo.
 - Capacidade de formar compostos ou complexos.
 - Ocorrência e obtenção (processamento para obter o metal puro ou ligas).
 - Uso dos elementos (exemplos).
2. O trabalho deve conter como mínimo 10 páginas e deve ser apresentado no padrão de trabalhos científicos. (Apresentação, peso 15%).
3. Além da bibliografia indicada o aluno poderá solicitar material complementar ao monitor.
4. O aluno deverá responder também as questões específicas sugeridas.
5. Disponibilizar uma cópia do trabalho para toda a turma, pois cada aluno deverá conhecer o trabalho desenvolvido por todos.
6. O trabalho é de caráter estritamente individual. Serão eliminados trabalhos idênticos, considerando que cada aluno tem seu próprio estilo de resumir um determinado tópico.
7. O desenvolvimento e complexidade científica das questões é parte integrante da avaliação. A apresentação de um assunto que você não conhece e muito perigoso, pois o professor pode pedir explicação (Originalidade e conteúdo peso 65%).

8. A defesa do seu trabalho em data a ser definida faz parte da avaliação, preparasse (peso 20%).

1) Grupo IA - Metais Alcalinos

- a) Por que os elementos do grupo IA: são univalentes, principalmente iônicos, apresentam as mais baixas energias de ionização e são muito moles?
- b) Quais as fontes comuns destes Metais Alcalinos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas?
- c) Enumere diferenças entre o comportamento químico do lítio e dos demais metais alcalinos, apresentando razões para justificar estas diferenças.
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

2) Grupo IIA -Metais Alcalinos Terrosos.

- a) Por que os elementos do grupo IIA: são menores, apresentam maior energia de ionização e são mais duros que os elementos correspondentes do grupo IA?
- b) Quais as fontes comuns destes Metais e como os elementos podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva e explique o comportamento anômalo do berílio em relação aos demais metais alcalinos terrosos.
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este. Escreva a configuração eletrônica correspondente ao estado excitado do Berílio e posteriormente escreva a formação do BeF_2 gasoso.
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

3) Grupo IIIA - Grupo do Alumínio

- a) Por que os elementos do grupo IIIA formam ligações essencialmente covalentes?
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais as aplicações deles?
- c) Por que o Al é usado como material estrutural de baixo peso?
- d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
- e) Quais as estruturas cristalinas nas quais apresenta-se o boro, segundo essas estruturas como se explica a dureza deste material? Qual o ponto de fusão deste metal?
- f) Descreva o processo de fabricação do alumínio.
- g) Quais as aplicações deste metal no setor elétrico e porque?
- h) Em relação ao Al_2O_3 fale das propriedades e aplicações do mesmo.

- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

4) Grupo IVA - Grupo do Carbono

- a) Descreva o caráter metálico e não metálico destes elementos.
b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais as aplicações deles? Você poderia falar também dos silicões.
c) Enumere as diferenças entre o comportamento químico do carbono e silício e os demais elementos do grupo, apresentando razões para justificar estas diferenças. Fale de alotropia do carbono e do polimorfismo da sílica.
d) Quais as propriedades químicas dos elementos?
e) Explique a estrutura da grafita e do diamante, como essas estruturas interferem nas propriedades físicas e químicas desses materiais?
f) Quais as propriedades químicas dos elementos?
g) Além da grafita e diamante o carbono VI e o futebolenos são formas alotrópicas do carbono, o que você sabe sobre elas?
h) Fale dos elementos deste grupo que são semicondutores, qual o valor do “gap” de energia, E_g , do silício e do germânio segundo o modelo de bandas?
i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

5) Grupo VA - Grupo do Nitrogênio

- a) Descreva a configuração eletrônica e estados de oxidação destes elementos.
b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais as aplicações deles?
c) Enumere as diferenças entre o comportamento químico do nitrogênio e os demais elementos do grupo, apresentando razões para justificar estas diferenças.
d) O primeiro estado excitado é a configuração mais próxima do estado fundamental e ao mesmo tempo mais alta que este, escreva a configuração eletrônica correspondente ao estado excitado do nitrogênio e posteriormente escreva a formação do íon amônio $[\text{NH}_4]^+$?
e) Descreva a estrutura do fósforo branco P_4 , você já viu algum filme no qual ele foi usado, fale do filme?
f) Quais são as outras formas alotrópicas do fósforo?
g) Quais os principais componentes dos fertilizantes obtido a partir do nitrogênio?
h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

6) Grupo VIA – Grupo do Oxigênio

- a) Descreva a configuração eletrônica, estados de oxidação caráter metálico e não metálico destes elementos.

- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como os elementos podem ser obtidos a partir delas? Quais os usos e a reatividade dos elementos?
- c) Enumere as diferenças entre o comportamento químico do oxigênio e os demais elementos do grupo.
- d) Descreva o processo de obtenção, propriedades e estrutura do H_2SO_4 .
- e) Quais as principais propriedades dos óxidos?
- f) Qual a forma mais estável do enxofre?
- g) Quais as principais aplicações do O_3 , porque?
- h) Quais as estruturas em que se apresentam o Se e Te?
- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

7) Grupo VIIA - Os Halogêneos

- a) Por que o Flúor apresenta raio atômico menor que o Oxigênio e Cloro?
- b) Descreva a obtenção do flúor. O F encontra emprego amplo em reações, porque?
- c) Quais as fontes comuns de Cloro, Bromo e iodo na forma de sais? Onde ocorrem e como os elementos podem ser obtidos a partir delas?
- d) Apresente equações que mostrem como podem ser preparados os ácidos halogenídricos. HF, HCl, HBr e HI em solução aquosa.
- e) Enumere diferenças entre o comportamento químico do flúor e dos demais halogênios, apresentando razões para justificar estas diferenças. Mostre a reação do HF com o vidro.
- f) Qual a fórmula estrutural do mero que da origem ao politetraflouretileno, qual a semelhança com o polímero polietileno? Porque o Teflon é inerte ao ataque químico?
- g) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

8) Grupo 0 (VIII) A - Gases inertes

- a) Descreva a configuração eletrônica desses elementos.
- b) Quais as fontes destes elementos e como os mesmos podem ser obtidos a partir delas? Quais os usos?
- c) Enumere as propriedades particulares do hélio quando comparado com demais elementos do grupo.
- d) Por muitos anos os gases nobres eram tidos como inertes, de que forma este fato está relacionado com a regra do octeto eletrônico estável.
- e) Escreva sobre as experiências de Bartlett para obter compostos a partir de Xe e Rn.
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

9) Grupo IIIB - Grupo do Escândio

- a) Por que os elementos do bloco d são chamados de elementos de transição?

- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva as propriedades gerais elementos: tamanho, densidade, ponto de fusão e ebulição, reatividade, energias de ionização, cor e propriedades magnéticas, catalíticas, valência variável, estabilidade e capacidade de formar complexos e Não estequiometria.
- d) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- e) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- f) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

10) Grupo IVB - Grupo do Titânio

- a) Por que os elementos do bloco d são chamados de elementos de transição?
- b) Quais as fontes comuns e como podem ser obtidos os elementos puros?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos destacando: tamanho, estados de oxidação, reatividade e caráter passivo, compostos organometálicos.
- d) Descrever o emprego de compostos de titânio na polimerização do etano e na fixação do nitrogênio.
- e) Descreva e cite 4 propriedades físicas dos metais como você explica essas propriedades baseando-se no modelo de bandas de energia?
- f) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

11) Grupo VB - Grupo do Vanádio

- a) Por que os elementos do bloco d são chamados de elementos de transição?
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- g) Descreva e cite 4 propriedades físicas dos metais como você explica essas propriedades baseando-se no modelo de bandas de energia?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) Quais as características em comum que possuem os metais de transição? explique brevemente cada uma de elas.
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- g) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

12) Grupo VIB - Grupo do Cromo

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.

- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) O que entende por paramagnetismo e diamagnetismo? De exemplos.
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) Qual o outro nome com que designamos o tungstênio?
- g) Quais as principais aplicações dos elementos deste grupo?
- h) Qual o nome da liga obtida a partir da adição de Cr ao Fe?
- i) Escreva alguns exemplos de compostos de cromo que sejam coloridos.
- j) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- k) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

13) Grupo VIIB - Grupo do Manganês

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) O manganês foi descrito como o “elemento mais versátil”. Explique esta observação e mostre semelhanças e diferenças químicas deste elemento e o rênio.
- e) Qual a formula do mineral pirolusita?
- f) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

14) Grupos do Ferro, do Cobalto e do Níquel

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos a partir delas? .
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos. Escreva sobre o polimorfismo do ferro.
- d) Porque metais como o ferro sofrem corrosão e como pode ser evitado este fenômeno?.
- e) O ferromagnetismo é uma forte atração por um campo magnético, como você explica o ferromagnetismo que sofrem os elementos deste grupo no estado elementar?
- f) Quais as características em comum que possuem os metais de transição? Explique brevemente cada uma de elas.
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

15) Grupo IB - Grupo do Cobre

- a) Descreva os estado de oxidação e configuração eletrônica dos elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos quais os usos?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) Quais os metais que apresentam a menor resistência elétrica?
- e) Cite a composição de três importantes ligas obtidas a partir do cobre.
- f) Comparar e assinalar as diferenças do comportamento químico destes metais.
- g) Quais os compostos mais interessantes da prata?
- h) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- i) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

16) Grupo IIB - Grupo do Zinco

- a) Descreva os estado de oxidação, configuração eletrônica, óxidos e haletos destes elementos.
- b) Quais as fontes comuns destes elementos e como podem ser obtidos, quais os usos?
- c) Descreva as propriedades gerais dos elementos.
- d) Quais as características peculiares do mercúrio em relação aos outros metais. Comentar a toxicidade de compostos orgânicos e inorgânicos de mercúrio.
- e) Qual é o nome do mineral no qual o mercúrio é abundante?
- f) Comentar sobre a capacidade contaminante e toxicidade do Cd.
- g) O que você entende por um íon complexo? Exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- h) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

17) Grupo IIIB - Grupo dos Lantanídeos ou terras raras (do Ce ao Lutécio)

- a) Que subcamada está sendo preenchida para os elementos terras raras e quais são estes elementos, quais os estados de oxidação?
- b) Como varia o tamanho dos íons tripositivos dos elementos lantanídeos.
- c) A grande semelhança química destes elementos dificulta sua separação qual é o método empregado.
- d) Quais as fontes comuns destes elementos, quais as aplicações dos mesmos?
- e) Em que lugar da tabela periódica são encontrados os metais com maior ponto de fusão?
- f) O que você entende por um íon complexo? exemplo o $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$.
- g) O raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, caráter metálico e poder oxidante e redutor são propriedades periódicas, defina e explique cada uma de elas indicando as tendências na tabela periódica.

18) Grupo IIIB - Grupo dos Actinóides (do Tório ao Laurêncio)

LISTA 4 - LIGAÇÕES QUÍMICAS

1. Indique que tipo de composto (iônico ou covalente) seria esperado das possíveis combinações binárias dos seguintes elementos: O, F, Cs, Cl, Na. Considere a eletronegatividade dos elementos.
2. Compare as propriedades das substâncias sólidas em função do tipo de ligação que formam (tipo de rede, força de ligação, propriedades e indique alguns exemplos).
3. Os compostos iônicos seguintes cristalizam, todos em uma rede NaCl: MgO, MgS, MgSe e MnO. Suas distâncias interiônicas são: 2,10; 2,60; 2,73 e 2,24 Å. Se o raio do íon S^{2-} é de 1,84 Å. Quais os raios dos demais íons nos outros compostos.
4. Calcule a força atrativa entre um íon K^+ e um íon O^{2-} os centros dos quais estão separados por uma distância de 1.5nm.
5. Usando a Tabela periódica determine o número de ligações covalentes que são possíveis para os elementos Ge, P, Se, e Cl.
6. Que ligações químicas devem ser formadas por cada um dos seguintes materiais: Xe, borracha, Fluoreto de Cálcio (CaF_2), W, CdTe?
7. Explique porque o ponto de ebulição do HF é maior que o ponto de ebulição do HCl (19,4 versus $-85^{\circ}C$) embora o massa molecular do HF seja menor.
8. O Cl apresenta afinidade eletrônica maior que o F (Flúor), mas sua eletronegatividade é menor que a do F. Qual das extremidades da molécula de ClF você esperaria que fosse positiva? Explique a resposta.
9. Descreva brevemente as ligações químicas secundárias.
10. Descreva detalhadamente a ligação metálica.
11. Na formação de um par NaCl, quando o Na neutro se ioniza para Na^+ , há um consumo de energia de 5.14eV. Quando o Cl^- é adicionado há um ganho de 3.82eV. Os raios iônicos do Na^+ , e do Cl^- são respectivamente 0.98 e 1.81Å. Utilizando a expressão abaixo, calcular a energia de ligação do par NaCl em Joules e eV. Antes de fazer os cálculos, indique, qualitativamente, a origem dessa expressão.
12. Para cada uma das seguintes moléculas: BF_3 , H_2O , SF_6 , NH_4^+ , indique: a) estrutura mais provável (baseando-se na configuração eletrônica e no desenho) b) o ângulo formado pelo átomo central com os átomos adjacentes.
13. Na formação de um par K^+Cl^- , quando o K neutro se ioniza para K^+ , há um consumo de energia de 4,34eV. Quando o Cl^- é adicionado há um ganho de 3,82eV. Os raios iônicos do K^+ e do Cl^- são respectivamente 1,33 e 1,81Å. Utilizando a expressão abaixo (energia de ligação em equilíbrio) calcular a energia de ligação do par KCl em eV. Antes de fazer os cálculos, indique, qualitativamente, a origem dessa expressão.
14. Em relação à seguinte reação química:
$$Fe_2O_3 (s) + 3CO(g) \rightarrow 2Fe (s) + 3CO_2 (g)$$
 - a) Indique o tipo de ligação química que deu origem a cada uma das espécies envolvidas: Fe (s), CO (g), CO_2 (g), Fe_2O_3 (s)
 - b) Quais das espécies são polares? Porque?
 - c) No caso do ferro sólido, a partir da configuração eletrônica e utilizando a teoria dos orbitais moleculares ou bandas explique a ligação desse elemento (Sugestão: fazer uma representação gráfica). Baseando-se nessa teoria,

como você explica então a existência de condutores, semicondutores e isolantes.

15. A energia de dissociação do LiCl é 4,86eV e a distância em equilíbrio é 0,202nm. A afinidade eletrônica do cloro é 3,62ev e a energia de ionização do lítio é 5,39eV.

- a) Determine a energia de repulsão do par iônico.
b) Desenhe um gráfico para explicar e mostrar as energias envolvidas na formação do par iônico.
c) Determine os valores de n e B na expressão da energia repulsiva, $E_R=B/r^n$
A energia atrativa é

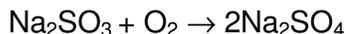
$$E_A=(Z_1)(Z_2)e^2/(4\pi\epsilon_0r)$$

se a carga do elétron for e, Z_1 , e Z_2 as valências (em módulo) dos dois tipos de íons, e ϵ_0 a permissividade no vácuo ($8,85419 \times 10^{-12} \text{C}^2/\text{Jm}$).

16. O ângulo de ligação da água é 104,5°, entretanto aquele do H₂S é 92°. Como vc interpreta essa diferença baseando-se na configuração eletrônica e a estrutura mais provável? Explicar detalhadamente.
17. Demonstre que o ângulo de ligação das direções H-H no metano é 109,5° sabendo que a distancia (ou comprimento da ligação) C-H é 1,1Å e que a distancia H-H na molécula é 1,797Å.
18. Em relação à fig. 2.3.3 do Van Vlack, o iodo metilo tem estrutura similar ao CH₃Cl contudo os ângulos de ligação H-C-H são $\theta=111,4^\circ$, . Qual o ângulo, ϕ , H-C-I no CH₃Cl. (Este é um problema de trigonometria e ilustra a distorção de uma molécula).
19. Se é dada a configuração eletrônica do Arsênio qual a forma da molécula de arsina (AsH₃).
20. Calcule a distancia entre os átomos de oxigênio na molécula de nitrobenzeno sabendo que as direções da ligação N-O formam um ângulo de 124,5° e que as distancias de ligação N-O são de 1,21Å.

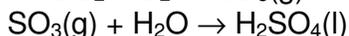
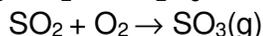
LISTA 5 - REAÇÕES QUÍMICAS

1. Parathion é um composto tóxico usado como inseticida cuja fórmula molecular é $C_{10}H_{14}O_5$ NSP. Qual a massa molecular?
2. Uma amostra de nitrogênio gasoso contém $4,63 \times 10^{22}$ átomos de nitrogênio. Quantos mols de átomos de N estão presentes?
3. Calcule massa em gramas de 0,2 mol de moléculas de CO_2 .
4. $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$.
 - a) Quantos g de $AgNO_3$ são necessários para reagir com 5g de $NaCl$?
 - b) Quantos g de $AgNO_3$ são necessários para precipitar 5g de $AgCl$?
 - c) Quantos g de $NaCl$ são adicionados ao $AgNO_3$ para produzir 5g de $AgCl$?
5. Calcular a massa de 1mol de fórmulas unitário de KNO_3 (nitreto de potássio).
6. A cafeína é o principal estimulante contido no café, pode analisar-se queimando este em uma corrente de oxigênio e pesando os óxidos formados. A análise por este método mostra que a cafeína consta de 49,48% (massa) de C, 5,19% de H, 28,85% de N e 16,48% de O. Qual a fórmula empírica?
7. A fórmula molecular da cafeína é $C_8H_{10}O_2N_4$. Uma amostra contendo 0,150mol de moléculas de cafeína, quantos mols de átomos de C, H, O, N estão presentes?
8. a) Quantos gramas de O_2 reagem com 1g de cafeína? b) Quantos gramas de NO_2 se produzirão ao queimar 1g de cafeína?
9. Um grama de um composto gasoso de carbono e hidrogênio fornece após a combustão, 3,3g de CO_2 e 0,899g de H_2O . Qual a fórmula empírica do composto?
10. Uma amostra de cálcio metálico puro, pesando 1,35g, foi quantitativamente transformada em 1,88g de CaO puro. Se considerarmos a massa atômica do oxigênio igual a 16,0, qual a massa atômica do cálcio?.
11. A corrosão causada nas tubulações das caldeiras pode ser evitada usando sulfito de sódio. Esta substância elimina o oxigênio da água segundo a seguinte reação:



Quantas libras de Na_2SO_3 são necessárias, teoricamente, para eliminar o O_2 de 83300000 lb de H_2O , cujo conteúdo é de 10ppm de oxigênio dissolvido, e ao mesmo tempo manter o excesso de sulfito de sódio equivalente a 35%?

12. 3.65g de H_2 e 26.7g O_2 são misturados e reagem. Quantos gramas H_2O são produzidos?
13. A pirita (FeS_2) é utilizada para obter ácido sulfúrico segundo as reações:



Balancear as reações e calcular o rendimento, sabendo-se que de 1ton de FeS_2 com 90% de riqueza são obtidos 1200kg de H_2SO_4 .

14. Quando um sulfeto de hidrogênio, H_2S , queima em excesso de oxigênio, os produtos são água e dióxido de enxofre. Se 16,0g de água são formados nessa reação, quantos a) mols de moléculas de O_2 , b) moléculas de O_2 , c) gramas de O_2 são consumidos e d) gramas de H_2S são consumidos?.
15. Completar, balancear e classificar as seguintes reações:
 - a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

- b) $\text{Fe (s)} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- c) Formação de ácido nítrico a partir do óxido não metálico e água:
 $\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
- d) Precipitação do AgCl a partir de NaCl e AgNO₃:
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- e) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
- f) $\text{Fe (s)} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Fe SO}_4\text{(s)} + \text{Cu}$
16. Da reação de combustão $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2$ obtêm-se CO_2 e H_2O . Quantas moléculas de CO_2 são produzidas a partir de 10 moléculas de C_6H_6 ?
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
17. Um procedimento para a obtenção de oxigênio é a decomposição térmica do clorato de potássio, KClO_3 . Qual a massa de clorato de potássio comercial com riqueza de 95% necessária para obter 4 litros de O_2 medidos a 18°C e 749mmHg de pressão? ($R=0,082\text{atm.l/K.mol}$).
 $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
18. Calcular as massas que representam:
- 3 mols nitrato de cálcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$)
 - 1,5 mol de sulfato ferroso heptahidratado ($\text{Fe}(\text{SO}_4) \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)
 - 4 mols de propano
 - 0,2 mols de hidróxido de sódio (Na (OH))
19. Calcular o número de: a) mols de nitrogênio, b) moléculas de nitrogênio, c) átomos de nitrogênio que estão contidos em 44,8L de gás em condições normais.
20. Calcular o tempo que demora em contar as moléculas de água que há em um copo de água com 200cm^3 , se fosse capaz de contar 10000 milhões de moléculas/seg. sem parar.
21. Calcular o número de átomos de oxigênio em: a) 1l de água, b) 200g de HNO_3 ; c) 1 mg de óxido férrico, d) 32g de gás oxigênio.
22. Uma gota de H_2SO_4 ($\rho=1,981\text{g/cm}^3$) ocupa um volume de 0,025mL. Quantas moléculas de ácido há nessa gota e o número de átomos de oxigênio presentes na mesma? Qual é a massa de uma molécula de ácido sulfúrico? (densidade ($\rho=1,98\text{g/cm}^3$; $\rho=m/V$, ou $m=1,98\text{g/cm}^3 \times 0,025\text{cm}^3 = 0,0495\text{g}$)
23. Uma mistura de 0,62 mols de metano (CH_4) e hidrogênio (H_2) tem uma massa de 6,84g. a) Calcular os moles da mistura de gases e b) moles de átomos de hidrogênio.
24. Um composto gasoso está formado por 77,45% de Cl e o resto de fósforo. Qual a fórmula empírica? Uma amostra de 0,029g desse gás ocupam em condições normais um volume de 4,72mL. Qual a fórmula molecular?
25. Duas reações características do alto forno são:
- Formação de monóxido de carbono (gás) a partir do coque e $\text{CO}_2\text{(g)}$.
 - Redução do óxido de Ferro III com o monóxido de carbono da reação (1) obtendo-se Fe(s) e dióxido de carbono.
- Escreva a equações balanceadas e calcule a massa de Carbono necessário para liberar o monóxido de carbono (segundo a eq. (1) para reduzir 100kg de Fe III (segundo reação (2)).
- $3\text{C(s)} + 3\text{CO}_2\text{(g)} \rightarrow 6\text{CO (g)}$
 - $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{CO (g)} \rightarrow 4\text{Fe(s)} + 6\text{CO}_2\text{(g)}$
26. A gasolina é uma mistura de diferentes hidrocarbonetos, cuja composição média é C_8H_{18} (sendo uma mistura complexa com aproximadamente 85% de C, 15% de H em peso) e densidade $\rho=0,78\text{g/cm}^3$. Calcule o volume de ar (1atm e 25°C)

- necessário para a combustão de 10 litros de gasolina. Considere o ar com 21% volume de O_2 (g).
27. Misturam-se 530g de Na_2CO_3 com 189,8 g de HCl . a) Calcule a massa de H_2O formada. b) Volume de CO_2 nas CNTP.
- $$NaCO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$
28. O sulfato de alumínio pode preparar-se fazendo reagir o material bauxita triturado com H_2SO_4 .
- $$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$
- Em uma fábrica de processamento foi utilizada bauxita de riqueza 55,4 de Al_2O_3 . E a solução de H_2SO_4 tinha 77%, sendo o restante H_2O . Foram obtidos 1798 lb de sulfato de alumínio puro utilizando 1080 lb de mineral e 510 lb de solução de H_2SO_4 . a) identifique o reagente em excesso. b) Qual a porcentagem de reagente em excesso? Faça o cálculo os moles do problema
29. 300 mg de uma mistura de $NaCl$ e KCl produzem pela adição de excesso de $AgNO_3$ 720mg de $AgCl$. Ache a composição de massa da mistura.
- $$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$$
- $$KCl + AgNO_3 \rightarrow KNO_3 + AgCl$$

LISTA 6 - SOLUÇÕES

1. A 0°C apenas 35,7g de NaCl dissolver-se-ão em 100cm³ de H₂O, no entanto a 100°C serão 39,1g de NaCl. Calcule a solubilidade do NaCl a 50°C.
2. Um produto utilizado industrialmente para a limpeza de tubulações contém 5g de água e 5g de NaOH. Qual a fração molar de cada componente?
3. Se 28,6g de sacarose forem dissolvidos em 101,9g de água, calcule:
4. a molalidade da sacarose na solução se a densidade for 1,09g/cm³;
5. a molalidade.
6. Uma solução foi preparada dissolvendo-se 25g de NaOH em 160g de água. Determine a concentração da solução em:
 - a) molaridade;
 - b) molalidade;
 - c) normalidade.
7. A densidade da solução é 1,08g/cm³ a 20°C.
8. 2kg de água contém 3mg de NaF. Determine a concentração do NaF em ppm.
9. Dada uma solução com 10g de etanol e 30g de água, calcule as frações molares dos componentes.
10. Faça os seguintes exercícios do Russel, vol. I Cap. 11: 11.9 a 11.29 e 11.39 a 11.41.
11. Adicionando 19,8g de H₃PO₄ a 1,4L de água, qual é a normalidade da solução?
12. Queremos preparar uma dissolução de 625g de NaCl_(aq) a 12% em massa. a) Qual a massa de água e NaCl que deveremos misturar? b) Qual a concentração da solução em g/L se a densidade da dissolução for 1,05g/cm³?
13. No laboratório, temos sulfato ferroso heptahidratado. Se misturarmos 6,27g desse sulfato com 85g de água, determine:
 - a) a concentração em % massa de sulfato;
 - b) a fração molar de sulfato ferroso anidro em água.
14. Água é adicionada a 58,9g de KI para formar uma solução 3,61mol/L. Qual o volume da solução em cm³?
15. Quantos moles de MgCl₂ estão presentes em uma solução 0,448mol/L que tem um volume de a) 1,00dm³ e b) 122mL. (Russel 2,49)
16. 125cm³ de NaCl a 2,46mol/L são diluídos para ter um volume final de 845cm³. Qual a molaridade do NaCl na solução final? (Russel 2,51)
17. Qual a molaridade de uma solução obtida da adição de 500mL de solução 0,1M de NaOH com 0,2L de solução 0,3M de NaOH?
18. O conhecimento sobre a concentração das soluções aquosas possibilita a determinação da concentração de outras soluções de concentração desconhecida. Sobre concentrações de soluções e as transformações químicas associadas, assinale a alternativa correta. (questão 09 do concurso TÉCNICO DE NÍVEL SUPERIOR JR de Itaipu)
 - a) Para neutralizar completamente 20,0 mL de uma solução de ácido sulfúrico 0,25 mol/L, são necessários 18,0 mL de solução 0,30 mol/L de hidróxido de potássio.
 - *b) Com 5,0 mL de solução de ácido clorídrico 0,70 mol/L, pode-se neutralizar completamente 9,0 mL de uma solução de hidróxido de sódio 0,39 mol/L.

- c) Uma mistura de 15,0 mL de solução 0,47 mol/L de solução de ácido fosfórico com 8,0 mL de solução 1,6 mol/L de hidróxido de cálcio resultará numa solução completamente neutralizada.
- d) Para a neutralização completa de 18,0 mL de uma solução de ácido nítrico 0,60 mol/L, são necessários 12,0 mL de uma solução de hidróxido de magnésio 0,82 mol/L.
- e) A neutralização completa de 11,0 mL de uma solução de hidróxido de amônia 0,70 mol/L ocorre com a adição de 8,0 mL de uma solução de ácido clorídrico 0,86 mol/L.

LISTA 7 - ELETROQUÍMICA

1. Quantos minutos levaria para se remover todo o cromo de 500 cm^3 de uma solução $0,270\text{M}$ de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, por uma corrente de $3,00\text{A}$? R=434min
2. Uma solução aquosa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, foi eletrolisada por um período de 6h. São depositados no cátodo $21,325\text{g}$ de cobre. Calcule a corrente da eletrólise. R=3A
3. Calcule o potencial padrão do eletrodo cloro/íon cloro (Cl_2/Cl^-) quando a pressão parcial do Cl_2 for $10,0\text{atm}$ e a concentração do íon cloro é $1 \times 10^{-3}\text{M}$. R: $\varepsilon=1,567\text{V}$
4. Uma solução de sulfato de níquel, NiSO_4 , foi eletrolizada durante $1,50\text{h}$ entre eletrodos inertes. Se foram depositados $35,0\text{g}$ de níquel, qual o valor da corrente média? R=21,31A.
5. Quantos gramas de Cl_2 se produzem mediante a eletrólise de NaCl fundido com uma corrente de $1,00\text{A}$ durante 5min ? R: $m_{\text{Cl}_2}=0,106\text{g}$
6. Determine o potencial padrão de eletrodo (em relação ao hidrogênio) para um eletrodo de cromo em uma solução contendo 2g de íons Cr^{2+} por litro. R: $\varepsilon=0,955\text{V}$
7. Calcule o valor de ε° para cada uma das seguintes células a 25°C :
 - a) $\text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}_{(aq)}^{2+} \parallel \text{I}_{(aq)}^- \mid \text{I}_{2(aq)} \mid \text{Pt}_{(s)}$
 - b) $\text{Mg}_{(s)} \mid \text{Mg}_{(aq)}^{2+} \parallel \text{Ag}_{(aq)}^+ \mid \text{Ag}_{(s)}$
 - c) $\text{Al}_{(s)} \mid \text{Al}_{(aq)}^{3+} \parallel \text{H}_{(aq)}^+ \mid \text{H}_{2(aq)} \mid \text{Pt}_{(s)}$
 - d) $\text{Ag}_{(s)} \mid \text{Ag}_{(aq)}^+ \parallel \text{Cl}_{(aq)}^- \mid \text{Cl}_{2(g)} \mid \text{Pt}_{(s)}$
8. Explique as seguintes eletrólises:
 - a) $\text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)}$
 - b) $\text{CuCl}_{2(aq)}$
 - c) $\text{CuSO}_{4(aq)}$
 - d) $\text{HCl}_{(aq)}$
 - e) $\text{Al}_{(l)}$
 - f) $\text{Mg}_{(l)}$
 - g) $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$
 - h) $\text{NaCl}_{(l)}$
 - i) $\text{NaCl}_{(aq)}$
9. Descreva as células galvânicas comerciais primárias e secundárias.
10. Descreva os tipos de eletrodos utilizados em células galvânicas.
11. Uma célula eletroquímica foi construída de tal forma que em um lado foi colocado um eletrodo de níquel puro em contato com uma solução contendo íons Ni^{2+} com uma concentração de $3 \times 10^{-3}\text{M}$. O outro lado da célula consiste de um eletrodo de ferro puro imerso em uma solução de íons Fe cuja concentração é $0,1\text{M}$.
 - a) Faça uma representação gráfica da célula e descreva cada parte do sistema.
 - b) Faça uma distinção clara entre o ânodo e o cátodo em função do movimento dos elétrons.
 - c) Em qual temperatura o potencial de célula entre os dois eletrodos será $+0,140\text{V}$? R: $T=77,82^\circ\text{C}$
 - d) Se posteriormente construirmos uma célula eletrolítica com eletrodos de ferro imersos em soluções aquosas de NaCl . Calcular a massa de metal consumido anodicamente pela passagem de 1A durante um ano. R: $m_{\text{Fe}}=9,13\text{g}$

- 12.** Utilizando os dados da tabela 7.1 de potenciais padrão de redução construa uma pilha que forneça um potencial de célula de aproximadamente 2,47V e cujo cátodo seja de prata pura. Escreva o diagrama de célula e as semi-reações. R: $\varepsilon=1,67V$
- 13.** O que é uma ponte salina? Qual é sua função numa célula galvânica?
- 14.** Faça uma distinção clara entre uma pilha e uma célula eletrolítica.
- 15.** Descreva todas as diferenças que se pode pensar entre as conduções metálica e eletrolítica.
- 16.** Resolva os problemas: 18.5, 18.7, 18.15, 18.19, 18.21, 18.22, 18.23 e 18.26 do Russell, vol. 2.
- 17.** Sobre potenciais padrão e eletrodos, assinale a alternativa correta. (Itaipu 35)
- a) No eletrodo de vidro não existe diferença de potencial entre suas duas superfícies quando elas estão em contato com soluções de pH diferentes.
- b) O eletrodo-padrão de hidrogênio tem valor diferente de zero em temperaturas diferentes de 25 °C.
- c) Os potenciais-padrão da reação anódica e catódica são proporcionais a estequiometria da equação geral, caso seja necessário multiplicar ou dividir uma delas ou ambas.
- d) Medidores de pH comerciais construídos a partir de um eletrodo de vidro e um eletrodo de referência não formam uma célula eletroquímica completa quando mergulhados em solução.
- e) A tensão produzida por uma célula galvânica é a soma das contribuições do anodo e do catodo, se desconsiderado o potencial de junção.

LISTA 8 - DETERIORAÇÃO DE MATERIAIS

1. Um ânodo de sacrifício de Zn proporciona proteção à corrosão com uma corrente média de 2A em um período de 1 ano. Qual a massa de Zn necessária para dar essa proteção?
2. Considere que o ferro sofre corrosão em um banho ácido. Calcule o volume de gás hidrogênio produzido em condições normais de T e P para provocar a corrosão de 100g de Fe.
3. Em uma célula de concentração de oxigênio. Qual o volume de gás oxigênio em condições normais (0°C e 1atm) que deve ser consumido no cátodo para provocar a corrosão de 100g de Fe?
4. Em uma célula de concentração de oxigênio. Qual o volume de gás oxigênio em condições normais (0°C e 1atm) deve ser consumido no cátodo para provocar a corrosão de 100g de cromo? (Neste caso os íons Cr^{3+} se localizam no ânodo).
5. Descreva as formas de corrosão de metais mais importantes, indique em que condições ocorrem e indique quais medidas de controle podem ser utilizadas para evita-las.
6. Demonstre que em uma célula de concentração, a corrosão ocorre na região de mais baixa concentração. Sugestão: considere que a célula é formada com eletrodos de metal puro em ambos os lados em contato com uma solução contendo íons M^{2+} . Em um lado a concentração da solução é 0,5M (eletrodo 1) e no outro lado, $2 \times 10^{-2}\text{M}$ (eletrodo 2). Calcule o potencial gerado pela célula e indique qual dos eletrodos está sendo oxidado.
7. Explique os fenômenos de passivação e imunidade e cite exemplos.
8. A seguinte equação pode ser aplicada para calcular a taxa de penetração da corrosão CPR, da corrosão por pite?

$$\text{CPR} = \frac{kW}{\rho A t}$$

9. Descreva as 8 técnicas de proteção da corrosão citadas em aula.
10. Em que consiste a galvanização? Descreva as etapas desse processo.
11. Escreva as possíveis reações de oxidação e redução quando o magnésio é imerso em cada uma das seguintes soluções:
 - a) HCl
 - b) Solução de HCl contendo oxigênio dissolvido
 - c) Solução de HCl contendo oxigênio dissolvido e íons Fe^{2+} .
 - d) Em qual dessas soluções você espera que o Magnésio se oxide mais facilmente?
12. Segundo a pesquisa de Maciel do Monte, D., o Titanic afundou na madrugada do 15 de abril de 1912 e seus destroços foram descobertos em 01 de setembro de 1985. Calcular a perda de massa (em toneladas) por tempo de exposição do casco do navio se o comprimento do mesmo era ~268,25m e a largura 28,05m, assumindo que o mesmo foi fabricado de um tipo de aço cuja densidade é 7.9g/cm^3 . Assumindo que para essa liga metálica e taxa de penetração da corrosão CPR em água de mar é 4mm/yr. Nota: 1ano = 365dias e 1mês = 30dias.
13. Uma placa de aço com uma área de 400cm^2 é exposta ao ar próxima ao oceano. Depois de um ano foi encontrado que a placa tinha perdido 375g de

massa por causa da corrosão. Calcule a CPR em mm/yr. (A densidade da liga metálica é $7,9\text{g/cm}^3$.)

14. Quais são as formas de deterioração em polímeros e cerâmicas?
15. a) Liste três diferenças entre a corrosão de metais, cerâmicas e polímeros.
16. Explique a oxidação em metais. Como você determina, quantitativamente, se a camada de óxido formada na superfície de um metal é protetora ou não.
17. A densidade do Bi_2O_3 é $8,90\text{g/cm}^3$ e do bismuto é $9,80\text{g/cm}^3$, calcule a razão de Pilling-Bedworth para esse óxido e indique se o mesmo formaria camada protetora ou não.
18. A densidade do Cu_2O é $6,00\text{g/cm}^3$ e do óxido cuproso CuO é $6,40\text{g/cm}^3$, calcule a razão de Pilling-Bedworth para esses óxidos e indique se os mesmos formariam camadas protetoras ou não.
19. Certos tipos de radiação eletromagnética podem provocar deterioração em polímeros. Calcule o comprimento de onda requerido para romper: a) uma ligação simples C-C e b) uma ligação dupla C=C. As energias de ligação são 370kJ/mol e 680kJ/mol respectivamente.
20. A radiação eletromagnética com energia de fóton que exceda 15eV pode degradar um semicondutor que se pretende utilizar em um satélite de comunicações. a) Seria a luz visível uma fonte que pode gerar essa degradação, b) Qual comprimento de onda está representado pela energia do fóton de 15eV ? e c) Que tipo de radiação eletromagnética tem esses valores de comprimento de onda? ($1\text{eV}=1,6\times 10^{-19}\text{J}$).

LISTA 9 - TERMODINÂMICA

1. A equação a seguir é uma forma de expressar a I lei da termodinâmica:

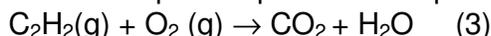
$$\Delta U + E_k + E_p = \pm Q \pm W$$

Enuncie essa lei, descreva o significado físico de cada termo e indique o sinal adotado por W e Q segundo o tipo de reação, exotérmica ou endotérmica.

2. Na produção de acetileno $C_2H_2(g)$, estão envolvidas as seguintes reações:



Se a combustão do acetileno pode representar-se pela equação (3);



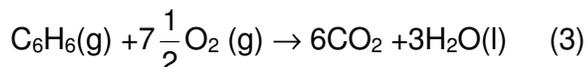
Calcule o calor padrão de formação do acetileno (C_2H_2). Conhecidos os calores padrão de formação da água líquida $H_2O(l)$, $CO_2(g)$ e acetileno. Discuta. Conhecidos os calores padrão de formação da água líquida $H_2O(l)$ e $CO_2(g)$ e o calor de combustão do acetileno.

$$\Delta H_{fH_2O(l)}^\circ = -285,85 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{fCO_2(g)}^\circ = -393,13 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{cC_2H_2(g)}^\circ = -1300 \text{ kJ/mol}$$

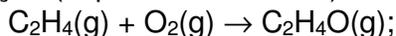
3. Em uma reação química o volume dos produtos é 20 cm^3 maior que o volume dos reagentes. Calcule o trabalho de expansão (em Joules) produzido pelo sistema quando o processo se realiza a pressão constante.
4. Calcule o trabalho realizado contra a pressão atmosférica ao dissolver 10g de Zn em excesso de HCl a 25°C .
5. Calcular o trabalho realizado por um mol de gas ideal que se expande a temperatura constante a 273K, de modo que triplica o volume.
6. Calcule o trabalho realizado por 5L de O_2 medidos a 20°C e 770mmHg de pressão quando este gás se expande até 20L.
7. Uma quantidade de ar é expandida e realiza 5kJ de trabalho. Quanto calor é fornecido ao ar se a energia do ar aumenta em a) 5KJ, b) 2,0kJ, c) 0kJ?
8. Uma certa reação química se realiza à pressão constante e libera 225kJ de calor. Enquanto o processo se realiza, o sistema se contrai quando as vizinhanças realizam trabalho de 15kJ. Calcule q, w, ΔU e ΔH .
9. Uma certa reação química se realiza à pressão. Durante o processo, o sistema absorve das vizinhanças 125kJ de calor e como o sistema se expande no decorrer da reação, se realiza um trabalho de 12kJ sobre as vizinhanças. Calcule q, w, ΔU e ΔH .
10. Se a combustão do benzeno libera 3271kJ quando os produtos são trazidos a 25°C e 1atm.



Calcule o calor padrão de formação do benzeno (C_6H_6). Conhecidos os calores padrão de formação da água líquida $H_2O(l)$, $CO_2(g)$. Discuta.

11. Demonstrar que o trabalho realizado em um processo de compressão ou expansão de um gás em um cilindro é: $W = \int_{V_1}^{V_2} PdV$. Justificar cada passo.

12. O óxido de etileno é um intermediário orgânico importante na indústria química. Calcule o calor de reação (expresso em kJ/mol) a 550K para o processo:



usando as seguintes informações: $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = 12.496,0\text{cal/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{g}) = -39.760,0\text{cal/mol}$ e as capacidades caloríficas à pressão constante são: $C_P \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = 3,68 + 0,0224T$ [cal/molK]; $C_P \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{g}) = 1,57 + 0,0332T$ [cal/molK]; $C_P \text{O}_2(\text{g}) = 6,37 + 0,0021T$ [cal/molK]; Lembre-se de que $1\text{cal} = 4,184\text{J}$.

13. Uma certa reação química se realiza à pressão constante. Durante o processo, o sistema absorve das vizinhanças 125kJ de calor e como o sistema se expande no decorrer da reação, se realiza um trabalho de 12kJ sobre as vizinhanças. Calcule q, w, ΔU e ΔH .

14. Muitos cozinheiros cuidadosos têm sempre bicarbonato NaHCO_3 de sódio à mão, pois ele é um extintor de incêndios de óleos ou gorduras. Seus produtos de decomposição ajudam a apagar as chamas. A reação é:



Calcule o calor padrão da reação. Conhecidos os calores padrão de formação dos produtos e reagente. Discuta.

$$\Delta H_f^\circ \text{NaHCO}_3(\text{s}) = -947,7\text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393,13\text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) = 1131\text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -242,0\text{kJ/mol}$$

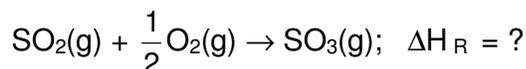
15. Quando 2 moles de H_2 reagem com 1mol de O_2 para formar 2moles de H_2O (vapor) a 100°C e 1atm, 484,5kJ são liberados. a) Calcule q, w, ΔU e ΔH . b) Sabendo que as capacidades caloríficas do H_2 , O_2 e H_2O (vapor) a 100°C e pressão constante são, respectivamente: 28,9; 29,4 e 33,6 J/k, calcule o calor padrão de formação do vapor de água.

16. Utilize a seguinte expressão que define trabalho $dW = Fdl$ para demonstrar que: a) $E_k = 1/2(mv^2)$ E_k : Energia cinética. b) $E_p = mhg$; E_p : Energia potencial. Justifique cada passo e defina cada termo dessas equações. Lembre-se de que $F = ma/gc$.

17. Defina claramente utilizando equações para complementar as definições quando necessário:

- Primeira Lei da termodinâmica. Qual a relação com o conceito de entalpia?
- Segunda Lei da termodinâmica. Qual a relação com o conceito de entropia?
- Energia interna
- Estado termodinâmico
- Equilíbrio.

18. Calcule o calor de reação ΔH_r a 700K para o processo. ($\Delta H_f^\circ \text{SO}_2 = -296,8\text{kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ \text{SO}_3 = -395,7\text{kJ/mol}$).

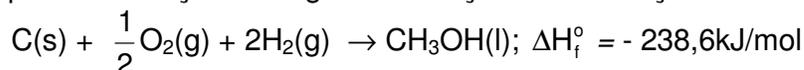


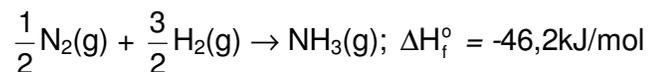
$$C_p \text{SO}_2 = 43,43 + 1,06 \times 10^{-2}T; [\text{J/molK}]$$

$$C_p \text{SO}_3 = 57,33 + 2,68 \times 10^{-2}T; [\text{J/molK}]$$

$$C_p \text{O}_2 = 29,96 + 4,18 \times 10^{-3}T; [\text{J/molK}].$$

19. Indique quais das reações a seguir são reações de formação:





20. Vamos fazer também os exemplos 14, 10, e 2 do Shawn e 17,12, 3.4, 3.15, 3.13, 3.32 do Russel.

21. A termodinâmica tem um papel fundamental na compreensão de importantes aspectos das transformações químicas.

Sobre as leis da termodinâmica, assinale a alternativa INCORRETA.

a) A primeira lei da termodinâmica relaciona as transferências de energia na forma de calor e trabalho com a energia interna de um sistema.

b) Uma interpretação da segunda lei da termodinâmica é que a entropia de um sistema isolado aumenta no decorrer de qualquer mudança espontânea.

*c) A entalpia é uma função de estado que permite obter informações sobre as variações de energia quando ocorre variação de pressão.

d) Variações negativas de entalpia significam que o calor é perdido pelo sistema.

e) Em um recipiente com paredes adiabáticas, a energia só pode ser transferida na forma de trabalho.

LISTA 10 - CIÊNCIA DOS MATERIAIS

- Na figura 3.20 foram mostramos o espectro de difração de uma amostra policristalina de Fe- α . Os picos de alta intensidade resultam quando a condição de difração de Bragg é satisfeita para algum conjunto de planos cristalográficos.
 - Calcule o ângulo de difração para o conjunto de planos (220). Foi usada radiação monocromática tendo $\lambda=0,1790$ nm e reflexão de primeira ordem.
- Para os arranjos cristalinos cúbico simples, cúbicos de face centrada e cúbico de corpo centrado calcule o fator de empacotamento atômico.
- O metal rubídio Rb apresenta estrutura cúbica de corpo centrado. Quando é usada uma radiação X tendo comprimento de onda λ 0,0711 nm, o ângulo de difração (2θ) para o conjunto de planos (321) ocorre em $27,00^\circ$ (reflexão de primeira ordem. Calcule:
 - Espaçamento interplanar para este conjunto de planos. (Resp.:1,52)
 - Raio atômico para o rubídio. (Resp.: r=2,46)
 - Densidade real do Rb (compare com o valor experimental). (Resp.: $\rho=1,53\text{g/cm}^3$)

Elemento	Densidade ρ (g/cm ³)
Rb	1,5

- A industria automobilística parece finalmente ter acertado na escolha de um novo material para substituir a pesadona estrutura de aço dos carros. Trata-se do alumínio um metal com duas boas vantagens: muito mais leve ($\rho=2,7\text{g/cm}^3$) e praticamente imune à corrosão. Calcule a economia em massa de metal resultante para o novo modelo Audi da A2, ao substituir o aço por alumínio. Sabe-se que o A2 pesa 895 kg. Lembre-se que 70% do peso do carro é devido à massa de metal (40% dessa massa corresponde ao peso do motor de Ferro fundido). (Resp.: 65,74%)
- Calcule os ângulos de difração (2θ) para os primeiros picos de difração do espectro de raios X para o alumínio (Resp.: (111): $2\theta=38,2^\circ$; (200): $2\theta=44,8^\circ$; (220): $2\theta=65,3^\circ$)
- A densidade de uma liga metálica pode ser calculada como a média ponderada dos elementos constituintes. Calcule a densidade das ligas de alumínio da tabela a seguir;

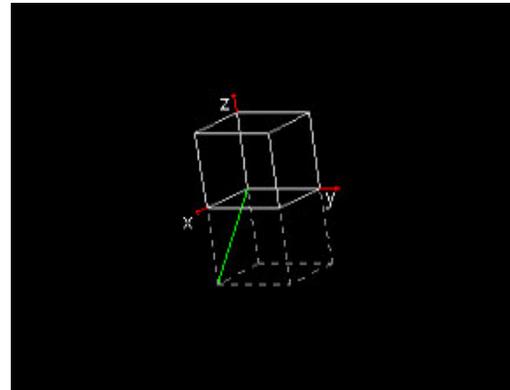
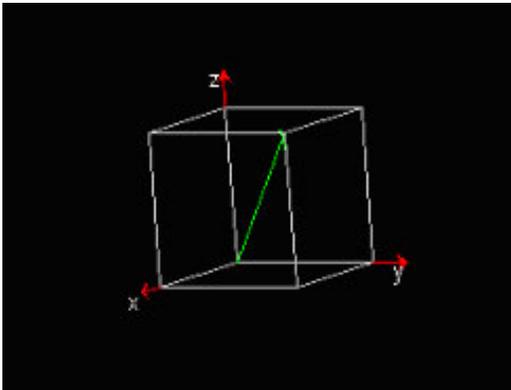
ligas de Al	Constituinte primário	Elementos de liga		
		Mn	Mg	Cu
3003-H14	Al	1,25	1,0	3,3
2048	Al	0,40		1,5

- (Resp.: $\rho_{3003-H14}=2,80\text{g/cm}^3$; $\rho_{2048}=2,91\text{g/cm}^3$)
- Da figura 3.6.1 Van Vlack calcule o ângulo entre as direções [110] e [112]. (Resp.: $\text{Tan}\alpha=35,3^\circ;=2c/(a^2+b^2)^{1/2}$)
 - Calcule o ângulo entre as direções [110] e [112] para o sistema cúbico (Resp.: $\alpha=35,3^\circ$) Se aquela célula unitária fosse cúbica em vez de ortorrômbica?
 - A platina apresenta estrutura cúbica de face centrada, para o conjunto de planos (113) quando é usada uma radiação X tendo comprimento de onda (λ) 0,1542 nm , calcule:
 - Espaçamento interplanar para este conjunto de planos. (Resp.:1,19)

- b) O ângulo de difração 2θ (reflexão de primeira ordem). (Resp.: $2\theta=81,38^\circ$)
 c) Qual a densidade real da Pt? compare com a densidade experimental. (Resp.: $\rho=21,33\text{g/cm}^3$)

Elemento	Densidade ρ (g/cm ³)
Pt	21,5

10. Uma barra de aço 1040 de diâmetro 10mm, cujo módulo de elasticidade é 200GPa se submete a uma carga de tensão 50000N, levando-a um pouco mais do seu limite de proporcionalidade. Calcule a recuperação elástica que ocorre uma vez eliminada a tensão.
11. Uma barra de aço 1040 de diâmetro 10mm, cujo módulo de elasticidade é 200GPa se submete a uma carga de tensão 50000N, levando-a um pouco mais do seu limite de proporcionalidade. Calcule a recuperação elástica que ocorre uma vez eliminada a tensão. (Resp.: $\epsilon=3,19$)
12. Faça um resumo das principais propriedades mecânicas de materiais.
13. Esquematize uma célula não cúbica e mostre as localizações (pontos ou posições às quais correspondem os índices: 0,0,0; 0,0, 1/2; 1/2,1/2,1/2; 1/2,1/2,0; 1,1,0; 1,1,1; 1,2,2.
14. Indique os índices das direções cristalográficas mostradas nas figuras, linha entre dois pontos ou um vetor, identificadas por [].

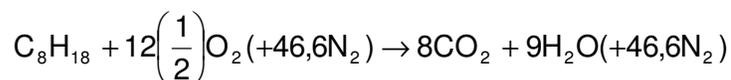


LISTA 11 - COMBUSTÃO

1. Defina: combustão, combustão completa e combustão incompleta.
2. Defina: poder calorífico do combustível.
3. Compare e discuta sobre o poder calorífico de: GLP, óleo diesel e carvão mineral. Comente a relação existente entre o uso desses combustíveis e esse valor.

Estado	Poder Calorífico	PCS (MJ/Kg)	PCI(MJ/Kg)
Líquido	Óleo diesel	45,5	42,6
Gás	GLP	49,8	45,2
Sólido	Carvão Mineral	20,9 a 23,5	20,3 a 22

4. Escreva a reação de combustão de um gás, um líquido e um sólido.
5. Descreva o mecanismo de combustão de gases.
6. Descreva o mecanismo de combustão de líquidos (combustão de gotas).
7. Descreva o mecanismo de combustão de sólidos (mecanismo de combustão de partículas em suspensão).
8. Utilizando o isooctano é possível escrever a reação total de combustão como segue:

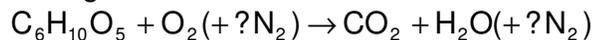


Baseando-se em um mol de isooctano ou 114g calcula-se a massa de ar necessária para a combustão.

9. Diversos tipos de motores que não usem gasolina têm sido testados, devido a que geram níveis inferiores de poluentes. Uma alternativa seria usar etano comprimido como fonte de energia para impulsionar veículos. Em um ensaio são queimadas 20g de C_2H_4 com 400g de ar, produzindo 44g de CO_2 e H_2O . Calcule a % de excesso de ar utilizada.
10. Alimenta-se um reator com 300g de ar e 24g de carvão a 600°F. Após a combustão completa não permanece nenhum material no reator. a) Faça um diagrama do processo indicando entrada e saída do material. b) Quantas gramas de carvão e de oxigênio saíram do reator? Quantas gramas de material no total de saíram do reator? c) Quantos mols de Carvão e oxigênio entram? Quantos mols saem? d) Quantos mols totais entram e sem do reator?
11. Semana passada apareceu um cara na minha casa oferecendo seus serviços de inspeção nos gases da chaminé. Ele explicou que quando o conteúdo de CO_2 dos gases que saem da chaminé aumenta ate um valor de 15%, e perigoso não apenas para a saúde (eu poderia receber uma multa por estar poluindo a cidade), mas também poderia deteriorar a chaminé de alumínio. Ele calculou um 30% de CO_2 no gás de escape da chaminé. Você me ajuda a decidir se será necessária a inspeção que vai custar uns R\$100? Assuma que o gás alimentado ao queimador do meu lar é gás natural, cujo conteúdo de CH_4 é aproximadamente 100%, e que o subministro de ar se ajusta para dispor de um excesso de ar de 130%.
12. O álcool etílico que deverá ser misturado com gasolina para elevar a octanagem da mesma é obtido em uma coluna de destilação na qual é alimentado o mosto com 35% de etanol e 65% de água, do condensador são obtidos 85% de etanol e 15% de água e como resíduos são obtidos 5% de

etanol e 95% de água. Calcule a massa (kg) de destilado por kg de alimentação e kg de resíduos.

13. Um cuidadoso estudo realizado pela USP, revelou que o álcool etílico (C_2H_5OH) ao ser misturado com a gasolina (C_8H_{18}) além de elevar a octanagem da mesma, apresenta diminuição da emissão de poluentes atmosféricos (emissão de CO 65% menor, HC 69% menor e NOx 13% menor). Se utilizamos 100g de uma mistura de etanol e gasolina como combustível e são gerados 710g de CO_2 após a combustão completa, calcule:
- A composição inicial de cada substância. Qual é a porcentagem ideal de etanol que deve ser misturado à gasolina e por que?
 - Gramas de água que resultam da combustão da mistura.
 - Razão ar/combustível para ambas as substâncias.
 - Volume de ar consumido na combustão ($\rho_{ar\ seco} = 1,2928g/L$, assumamos 21,1% O_2 e 78,66% N_2).
14. Utilizando a celulose ($C_6H_{10}O_5$) é possível escrever a reação total de combustão como segue:



Baseando-se em um mol de celulose calcule-se a O_2/N_2 nos produtos da combustão nos seguintes casos:

- Caso estequiométrico,
 - Caso de 50% de excesso de ar,
 - Caso de 100% de excesso de ar.
15. Quais os elementos que na combustão de hidrocarbonetos produzem óxidos que atuam como poluentes atmosféricos?
16. Descreva o processo de geração e reação de enxofre (SO_2) como poluente atmosférico.
17. O nitrogênio também pode ser impureza dos combustíveis fósseis e a exemplo do enxofre, quando experimenta combustão, forma óxidos que quando se dissolvem na umidade atmosférica formam ácido. Esta é a única origem do nitrogênio liberado e que contribui com a poluição atmosférica?
18. Pode ilustrar-se a geração de óxidos de nitrogênio pela combustão da gasolina, escreva detalhadamente as reações químicas responsáveis pela formação de óxidos de nitrogênio.
19. O CO_2 é produto da combustão completa do carbono elementar dos hidrocarbonetos. Consequentemente, o acelerado incremento da queima de combustíveis tem alterado consideravelmente a concentração de CO_2 na atmosfera, sendo responsável pela intensificação do Efeito Estufa. Explique detalhadamente esse fenômeno.
20. Você acredita que na última década tem aumentado a emissão de poluentes como consequência da combustão de combustíveis fósseis?
21. Em que consiste a poluição térmica? Você conhece outras formas de poluição? Escreva sobre elas.
22. Como se classificam os combustíveis? Faça uma tabela.
23. Quais são os chamados combustíveis alternativos e por que?
24. Escreva a composição química do gás natural.
25. No Brasil, quais os usos do gás natural?
26. Escreva a composição química do GLP.
27. Quais as características e requisitos de desempenho do GLP?
28. Como é obtido o GLP?
29. Escreva sobre a origem do petróleo.

30. Quais as propriedades físicas do petróleo?
31. Escreva um diagrama em blocos do processo de refino do petróleo e explique brevemente cada etapa.
32. De uma refinaria, podem sair mais de 80 diferentes tipos de produtos. Faça uma listagem básica de tais produtos, com sua utilização principal.
33. Quais os principais produtores de petróleo do mundo?
34. Descreva brevemente as etapas do processo de produção de gasolina.
35. Qual a composição química geral da gasolina?
36. Quais os compostos adicionados à gasolina (tipos de aditivos)? Qual a finalidade?
37. Qual o mecanismo da função antidetonante do chumbo tetraetila? Defina poder antidetonante da gasolina.
38. Em que consiste o processo de craqueamento?
39. Faça um resumo de cada um dos processos usados para a produção de gasolina.
40. Defina índice de octano (octanagem) da gasolina.
41. As principais propriedades da gasolina são poder calorífico, poder anti-detonante e volatilidade, resuma cada uma de elas.
42. Detonação e combustão tem o mesmo significado?
43. Quais as diferenças entre a gasolina automotiva e a gasolina de aviação?
44. Quais as características do querosene de aviação?
45. Faça uma tabela dos intervalos de temperatura e a composição de cada fração resultante da destilação segundo o tipo de petróleo.
46. Como se classificam os motores diesel, quais as diferença entre eles?
47. Descreva o motor de combustão por compressão a quatro tempos.
48. O óleo combustível é utilizado principalmente em que tipo de equipamentos?
49. Quais os métodos de análise da qualidade do óleo combustível?
50. Na ITAIPU quais as aplicações do óleo isolante?
51. Quais os principais componentes do óleo isolante?
52. Quais as características que deve apresentar o óleo isolante?
53. Descreva brevemente os ensaios físico-químicos realizados no óleo isolante.
54. Cite as funções dos óleos lubrificantes em todos os aspectos de engenharia.
55. Descreva o método de obtenção do óleo lubrificante.
56. Descreva os ensaios físico-químicos realizados no óleo lubrificante que são semelhantes àqueles realizados no óleo isolante.
57. Escreva a fórmula molecular, fórmula empírica e formula estrutural do álcool etílico.
58. Descreva as etapas do processo de produção do etanol.
59. Escreva e explique a reação química que representa a fermentação do álcool.
60. Quais as vantagens de misturar o álcool à gasolina?
61. Qual a origem do carvão mineral?
62. Qual a composição química geral do carvão?
63. Escreva e explique as reações químicas de obtenção do “gás de água” e metano a partir do carvão.
64. Quais os produtos derivados da destilação do carvão?
65. Qual é a diferença entre o carvão e o coque, e qual é a principal utilização deste último?
66. Descreva o processo de coqueificação do carvão mineral.
67. Mencione outros combustíveis sólidos que você conhece e discuta sobre suas características.

68. Quais outras fontes de energia alternativa você sugere para a humanidade desde o ponto de vista politicamente correto?
69. Escreva um resumo sobre células de combustível.
70. O que é a biomassa?
71. (Concurso Técnico de Nível Superior Jr de Itaipu) Uma amostra de determinado combustível, composto apenas por carbono e hidrogênio, foi queimada em excesso de oxigênio e produziu 66 g de dióxido de carbono e 32,4 g de água. Considerando que houve apenas combustão completa, assinale a alternativa que indica a fórmula empírica do combustível
- a) C_4H_{10}
 - b) C_4H_{12}
 - c) C_5H_{10}
 - d) C_5H_{12}
 - e) C_6H_{10}