

OLIMPIÁDA
MINEIRA

QUÍMICA



Nome: _____

Escola: _____

Instruções:

- 1 – Esta prova contém 20 questões de múltipla escolha e três questões abertas.
- 2 – Antes de iniciar a prova, confira se todas as folhas estão presentes. Caso haja algum problema, solicite a substituição da prova.
- 3 – Você está recebendo dois arquivos:
 - a) OMQ 2013 Questões - que você poderá levar com você ao final da prova
 - b) OMQ 2013 Respostas – que você entregará ao aplicador ao final da prova.
- 4 – **Responda as questões de 1 a 20 na tabela de respostas. As três questões abertas (21, 22 e 23) devem ser respondidas no espaço indicado para respostas.**
- 5 – O tempo de duração da prova é de 3h.
- 6 – Não será permitido o uso de calculadoras.
- 7 – Preencha os dados (nome, escola, e-mail e nome do professor) na primeira folha do arquivo de respostas. Esses dados serão usados na divulgação dos resultados.

Realização:



UFMG

Apoio:

FAPEMIG

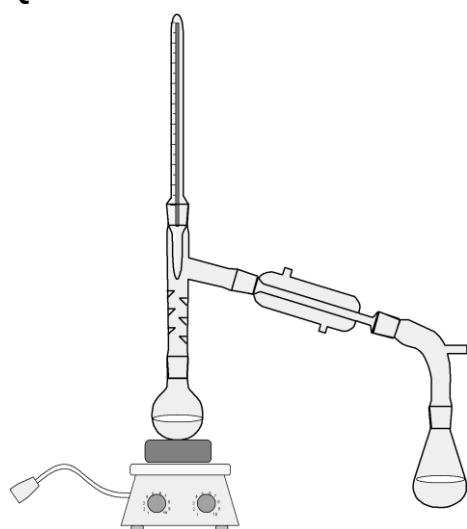
PROEX UFMG
Pró-Reitoria de Extensão

PROVA PARA O PRIMEIRO ANO

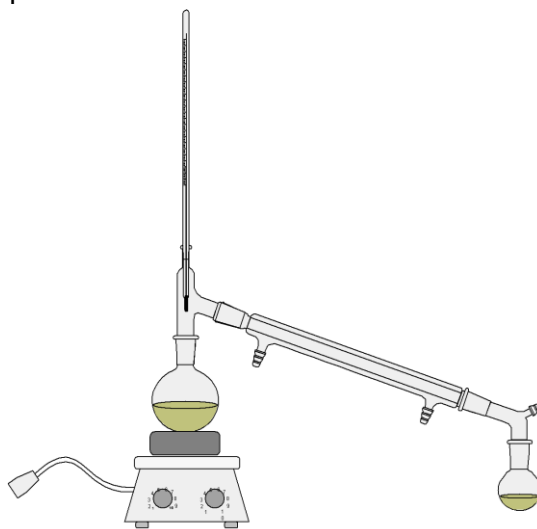
TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS																		18 O
1 1A H 1,0	2 2A He 4											13 3A Al 27	14 4A Si 28,1	15 5A P 31	16 6A S 32,1	17 7A Cl 35,5	18 Ar 39,9	
3 Li 6,9	4 Be 9	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9	
19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79	35 Br 79,9	36 Kr 83,8	
37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 97	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3	
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,1	78 Pt 195,1	79 Au 197	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227																
			58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm 145	62 Sm 150,4	63 Eu 152	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173	71 Lu 175		
			90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 247	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260		

A

Questão 1. Considere os sistemas representados abaixo.



Sistema A



Sistema B



Sistema C

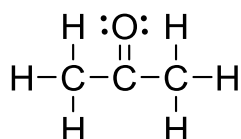
A respeito desses sistemas, são feitas algumas afirmativas:

- I. O sistema A é indicado para a separação de dois líquidos miscíveis e com diferentes temperaturas de ebulição.
- II. O sistema B é indicado para a separação dos componentes de uma solução constituída de um sólido e um líquido, por exemplo, água e sulfato de cobre(II).
- III. O sistema C é indicado para a separação de dois líquidos miscíveis e com diferentes densidades.
- IV. O sistema C é indicado para a separação de dois líquidos imiscíveis e com diferentes densidades.
- V. Os sistemas A e B utilizam um processo de sublimação para separação das substâncias de uma mistura..

As afirmativas **CORRETAS** são:

- a) I, II e IV.
- b) I, II e V.
- c) I, III, IV e V.
- d) I, II, III e V

Questão 2. A acetona, C_3H_6O é um solvente orgânico muito comum e é o principal componente de alguns removedores de esmalte de unhas. Sua estrutura de Lewis é:



Sobre a acetona e a sua estrutura de Lewis, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) O número total de elétrons de valência na molécula é igual a 24.
- b) A molécula da acetona é simétrica e, portanto, esta substância é apolar.
- c) A acetona possui quatro elétrons não-ligantes no átomo de oxigênio.
- d) A acetona é solúvel em água devido, entre outras razões, a formação de ligações de hidrogênio que ela pode estabelecer com as moléculas de água.

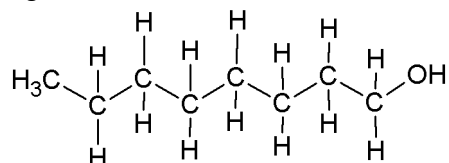
Questão 3. Cada substância tem uma temperatura crítica acima da qual a sua forma gasosa não pode ser liquefeita, por maior que seja a pressão aplicada. A temperatura crítica de uma substância é determinada pela intensidade de suas forças intermoleculares. A partir destas informações e dos seus conhecimentos químicos, assinale a substância que apresenta menor temperatura crítica:

- a) H_2O
- b) SF_6
- c) CO_2
- d) NH_3

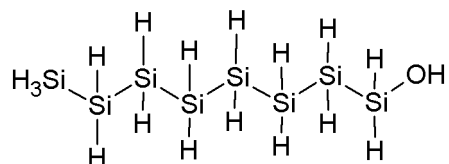
Questão 4. O átomo de carbono forma uma grande classe especial de compostos químicos por sua habilidade em formar moléculas contendo longas cadeias de átomos de carbono ligados entre si. Esta é a classe de compostos químicos conhecidos como compostos orgânicos. Em alguns casos há, nos compostos orgânicos, a participação de heteroátomos como oxigênio, nitrogênio, enxofre e fósforo nas cadeias carbônicas e, invariavelmente, a presença de átomos de hidrogênio.

Por outro lado, o silício, um elemento que pertence a mesma família do átomo de carbono, não é capaz de formar compostos na forma de “cadeias de silício” como os compostos orgânicos.

Como exemplo de um composto orgânico temos o 1-octanol,



que é uma molécula estável, formada por 8 átomos de carbono, um átomo de oxigênio e 18 átomos de hidrogênio. O seu equivalente formado com uma cadeia de silício, 1-octasilanol,



é uma molécula muito pouco estável e não é encontrada na natureza.

Podemos entender a baixa estabilidade dos átomos de silício em formar cadeias de átomos em comparação com as formadas pelos átomos de carbono baseado:

- a) Na maior energia de ligação C-C em comparação com a energia de ligação Si-Si.
- b) Na maior eletronegatividade dos átomos de carbono em comparação com a eletronegatividade dos átomos de silício.
- c) No maior volume atômico dos átomos de carbono em comparação com o volume atômico dos átomos de silício.
- d) No maior potencial de ionização dos átomos de carbono em comparação com o potencial de ionização dos átomos de silício.

Questão 5. Uma substância elementar (SE) é constituída por um único tipo de átomo, enquanto que uma substância composta (S) é constituída por mais de um tipo de átomo. Por outro lado as misturas (M) são formadas por mais de um tipo de substância. A partir do que foi apresentado, o gelo, o gás oxigênio, o ar atmosférico, a limonada e o diamante são classificados, respectivamente, como:

- a) S, SE, M, M, SE.
- b) SE, SE, SE, M, M.
- c) S, M, S, S, SE.
- d) SE, S, M, SE, S.

Questão 6. Sabe-se que os elétrons estão presentes em toda a extensão da matéria. Mas por serem partículas muito mais leves que os núcleos atômicos, os elétrons são responsáveis por uma grande variedade de propriedades físicas macroscópicas apresentadas pela matéria. Propriedades diversas tais como a cor de uma dada substância, seu estado físico (sólido, líquido ou gás), seu comportamento elétrico e magnético, suas características térmicas ou mecânicas, suas tendências em formar ou não soluções, etc. Também, as propriedades microscópicas da matéria são regidas pelos elétrons: a estabilidade de moléculas, suas geometrias, características elétricas (polar ou não polar) e magnéticas (diamagnéticas ou paramagnéticas), os diferentes tipos de interações intermoleculares, propriedades óticas de átomos e moléculas etc.

O átomo moderno é descrito como um conjunto de elétrons movendo-se sob a influência de atração eletrostática devido à um núcleo atômico que possui uma carga positiva. A dinâmica desses elétrons em um átomo é regida pela chamada Mecânica Quântica. Um dos resultados dessa teoria é que os elétrons não podem assumir qualquer valor de energia, mas valores bem definidos denominados estados quânticos.

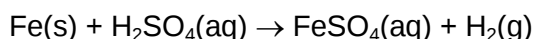
Com base nesse texto e nos seus conhecimentos de distribuição de elétrons nos níveis atômicos, podemos rapidamente entender que:

- I. Cloro ($Z = 17$) e bromo ($Z = 35$) possuem propriedades químicas semelhantes pois ambos têm 7 elétrons no seu último nível eletrônico. A mesma observação é válida para os elementos químicos nitrogênio ($Z = 7$) e fósforo ($Z = 15$) que possuem 5 elétrons no seu último nível eletrônico.
- II. Os elementos alcalinos, Li, Na, K, Rb, Cs e Fr possuem energia de ionização relativamente baixas, pois têm 1 elétron a mais que a configuração eletrônica estável dos respectivos gases vizinhos, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.
- III. Causado pela interação repulsiva entre elétrons, o raio atômico do magnésio contendo 2 elétrons no seu último nível eletrônico deve ser menor que o raio atômico do sódio que possui apenas um elétron no seu último nível eletrônico.
- IV. Formarão substâncias metálicas todos os átomos que possuírem um número ímpar de elétrons no seu nível eletrônico mais externo.
- V. Um elétron pode ser retirado do nível eletrônico mais interno do átomo. O estado eletrônico do íon formado possui uma alta energia. A estabilidade desse íon pode ser conseguida através de uma ou mais transições de elétrons ocupando níveis eletrônicos superiores e com consequente emissão de luz.

Desses, estão **CORRETOS** os itens:

- a) I, II, e V
- b) I, III e IV
- c) II, III e V
- d) III, IV e V

Questão 7. A síntese do sulfato ferroso, FeSO_4 , pode ser realizada facilmente com a imersão de limalhas de ferro (uma esponja de aço) em um béquer contendo pequeno volume de uma solução de ácido sulfúrico. A solução desse ácido pode ser obtida, por exemplo, de fornecedores de água de bateria automotiva. A reação química que ocorre nesse processo pode ser representada pela equação química:



Ao ser formado, o sulfato ferroso confere à solução uma coloração azul claro com tendências para o verde. O sulfato ferroso é um sal que tem uma boa solubilidade em água. Para obter o sólido no processo de síntese descrito acima, um pequeno volume de etanol 96% é adicionado à solução aquosa formada. Este procedimento causa o aparecimento do precipitado azul claro esverdeado do sal desejado que, por um processo de filtração é separado da solução e secado para obter-se o pó isento do álcool. A partir dessa descrição, é **CORRETO** afirmar que:

- a) As interações solvente-cátion Fe^{2+} e solvente-ânion SO_4^{2-} não são fortes o suficiente para causar a solubilização do FeSO_4 em uma solução de etanol-água.
- b) Em soluções aquosas de sulfato ferroso não se espera que haja condução de eletricidade dos íons formados no seu interior.
- c) A coloração azul claro esverdeado da solução e dos cristais de sulfato ferroso é causada pela interação entre os íons presentes no FeSO_4 e as moléculas do etanol.
- d) A reação de formação do sulfato ferroso a partir do ferro e ácido sulfúrico é uma reação de oxi-redução onde o ferro é oxidado e o enxofre é reduzido.

Questão 8. Os diversos modelos propostos para o átomo diferem quanto às suas capacidades para explicar fenômenos e resultados experimentais.

Em todas as alternativas apresentadas a seguir, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, **EXCETO** em:

- a) O modelo de Dalton explica por que em uma reação química ao se alterar a massa dos reagentes, também se altera a massa dos produtos.
- b) O modelo de Rutherford explica por que uma lâmpada de sódio em funcionamento apresenta uma coloração amarelada.
- c) O modelo de Thomson explica por que uma solução aquosa de cloreto de cálcio apresenta condutividade elétrica maior do que uma solução de cloreto de sódio.
- d) O modelo de Bohr explica por que as lâmpadas que utilizam gases diferentes podem apresentar diferentes colorações.

Questão 9. Compostos de xenônio (Xe) são conhecidos desde a década de 60 do século passado. Considerando-se os compostos difluoreto de xenônio, trióxido de xenônio e tetrafluoreto de xenônio, podemos afirmar que a geometria de cada espécie é:

- a) Angular, trigonal plana e tetraédrica.
- b) Linear, pirâmide trigonal e quadrada.
- c) Bipirâmide trigonal, tetraédrica e octaédrica.
- d) Linear, trigonal plana e pirâmide tetragonal.

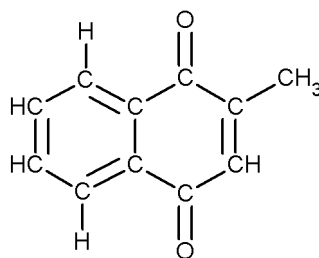
Questão 10. A hidrazina (N_2H_4) e o tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) possuem ampla aplicação na propulsão de foguetes espaciais, pois, quando misturados produzem uma violenta reação de combustão gerando nitrogênio gasoso e água na forma de vapor. A equação balanceada que representa esta reação é:

- a) $\text{N}_2\text{H}_4(\ell) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 3 \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- b) $2 \text{N}_2\text{H}_4(\ell) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- c) $2 \text{N}_2\text{H}_4(\ell) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 3 \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- d) $2 \text{N}_2\text{H}_4(\ell) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 3 \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Questão 11. O cloreto de magnésio se dissolve em água para formar:

- a) Moléculas de MgCl_2 solvatadas pelas moléculas de água.
- b) Íons Mg^{2+} e Cl^- , ambos solvatados pelas moléculas de água.
- c) Íons Mg^{2+} e Cl^{2-} , ambos solvatados pelas moléculas de água.
- d) Átomos Mg e Cl, ambos solvatados pelas moléculas de água.

Questão 12. A estrutura da vitamina K₃ é apresentada abaixo. Em relação a ela pode-se afirmar que:



- a) A molécula apresenta ligações químicas polares e apolares, entretanto, trata-se de uma espécie química apolar.
- b) A molécula é considerada lipossolúvel (solúvel em gordura), uma vez que os átomos de oxigênio podem reagir melhor com a gordura.
- c) A molécula é polar e pode interagir com a água por meio de interações do tipo dipolo-dipolo e ligações de hidrogênio.
- d) Todos os átomos de carbono da molécula apresentam geometria trigonal.

Questão 13. Considere a equação da reação:

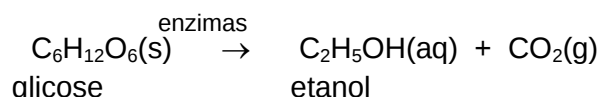


Após a equação acima ter sido balanceada, qual a quantidade de matéria de NF_3 será necessária para reagir com 6 mol de H_2O ?

- a) 1 mol.
- b) 2 mol.
- c) 3 mol.
- d) 4 mol.

Questão 14. As enzimas são proteínas especializadas na catálise de reações biológicas. Elas estão entre as biomoléculas mais notáveis devido à sua extraordinária especificidade e poder catalítico, que são muito superiores aos dos catalisadores produzidos pelo homem. Praticamente todas as reações do metabolismo celular são catalisadas por enzimas.

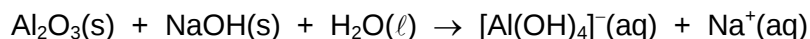
A equação química, NÃO BALANCEADA, para a conversão da glicose ($\text{MM} = 180,2 \text{ g mol}^{-1}$) a etanol ($\text{MM} = 46,1 \text{ g mol}^{-1}$) sob catálise de enzimas é mostrada abaixo:



Qual é a quantidade máxima de matéria de etanol que pode ser obtida a partir de 9,01 kg de glicose?

- a) 12,5 mol.
- b) 25 mol.
- c) 50 mol.
- d) 100 mol.

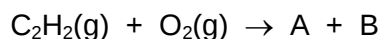
Questão 15. A bauxita é o minério mais importante de alumínio e contém cerca de 40 a 60% de trióxido de dialumínio (alumina). Na primeira etapa de extração do alumínio, via processo Bayer, o minério é colocado em contato com uma mistura aquosa básica (hidróxido de sódio e água) à quente, conforme representado pela equação química não balanceada abaixo.



Considerando que se tenha 1020 kg de minério e que este contenha 50,00% de alumina, qual a quantidade de matéria de NaOH necessária para realizar a extração completa do alumínio?

- a) 5.000 mol.
- b) 10.000 mol.
- c) 15.000 mol.
- d) 20.000 mol.

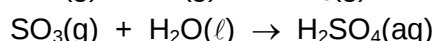
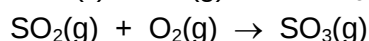
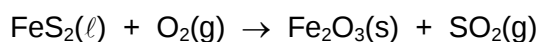
Questão 16. No maçarico ocorre a reação de combustão do acetileno representada, pela equação química genérica:



Considerando que a reação de combustão foi completa, você pode afirmar que os produtos A e B são:

- a) Água e carbono
- b) Água e dióxido de carbono
- c) Hidrogênio e dióxido de carbono
- d) Oxigênio e água

Questão 17. A pirita (FeS_2) é um minério de ferro conhecido como “ouro de tolo” devido a sua aparência dourada. A partir da pirita pode-se obter o ácido sulfúrico, conforme a sequência de reações, não balanceadas, representadas a seguir:



Após o balanceamento destas equações, pode-se deduzir que a quantidade de matéria de ácido sulfúrico obtida a partir de 1 mol de FeS_2 é igual a :

- a) 1 mol.
- b) 2 mol.
- c) 3 mol.
- d) 4 mol.

Questão 18. Ao cortarmos uma cebola o gás trióxido de enxofre é desprendido. Em contato com a umidade dos olhos esse gás forma uma substância irritante e, por isso, ocorre a liberação de lágrimas. A reação química que ocorre entre o trióxido de enxofre e a umidade dos olhos pode ser representada como:

- a) $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- b) $\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- c) $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
- d) $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow 3 \text{O}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{aq})$

Questão 19. Uma espécie química que se comporta tanto como um ácido quanto como uma base é chamada de anfotérica. Esta propriedade **depende do meio no qual a espécie é investigada**. Por exemplo, o H_2SO_4 é um ácido, quando estudado em água, mas torna-se anfotérico em superácidos. Considerando as informações apresentadas, indique qual dos sistemas representados abaixo pode ser classificado como característico de uma substância anfotérica.

- a) $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
 $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- b) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NH}_2^-(\text{aq})$
 $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- c) $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}(\text{aq})$
- d) $\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
 $\text{HCl}(\text{g}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

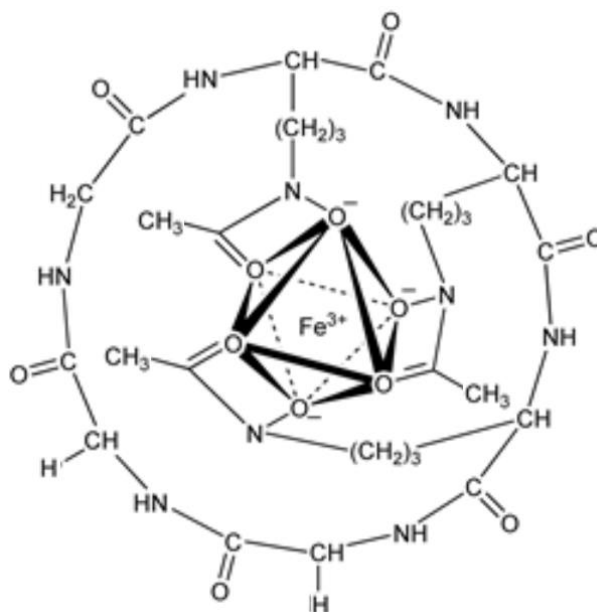
Questão 20. No nosso dia-a-dia encontramos muitos compostos inorgânicos e orgânicos que podem ser definidos como ácidos, óxidos, bases e sais. Na relação apresentada a seguir, quais compostos podem ser definidos como sendo, respectivamente, ácidos, óxidos, hidróxidos e sais.

- a) Leite de magnésia, sal de fruta, vinagre e mármore.
- b) Suco de limão, leite de magnésia, sal de fruta e bicarbonato de sódio.
- c) Mármore, cal extinta, bicarbonato de sódio, areia.
- d) Vinagre, areia, leite de magnésia, bicarbonato de sódio.

QUESTÕES ABERTAS

Questão 21. Apesar de o ferro ser o quarto metal mais abundante na crosta terrestre, os sistemas vivos tem dificuldade em assimilar quantidade suficiente de ferro para satisfazer suas necessidades biológicas. Consequentemente, a anemia ferropriva é um problema comum nos humanos. Nas plantas, a clorosis, deficiência de ferro que resulta no amarelamento das folhas, também é corriqueira.

Os sistemas vivos tem dificuldades de assimilar ferro porque a maior parte dos compostos encontrados na natureza tem solubilidade muito baixa em água. Os microrganismos tem se adaptado a esse problema produzindo um composto que se liga ao ferro, chamado *sideróforo*, que forma um complexo de ferro(III) solúvel em água extremamente estável. Um complexo desse tipo é chamado *ferrocromo*; sua estrutura é mostrada abaixo.



Com relação à estrutura do *ferrocromo* responda os itens abaixo:

- Quantos átomos de oxigênio estão ligados ao íon Fe^{3+} ?
- Considerando apenas o íon Fe^{3+} e os átomos de oxigênio ligados ao ferro, qual é a geometria local para este grupo de átomos?
- Qual é a carga total do *ferrocromo*?
- A alta solubilidade do *ferrocromo* em água é devido às ligações de hidrogênio que este complexo estabelece com as moléculas do solvente. Represente na estrutura do *ferrocromo* uma destas ligações de hidrogênio.

Questão 22. No quadro abaixo são apresentadas informações sobre diferentes substâncias químicas. Utilize-as para responder as questões propostas.

Substância	Fórmula
Barita	BaSO_4
Gás hilariante	N_2O
Gelo seco	CO_2
Cal viva	CaO

- Escreva o nome químico para cada substância e classifique-a como covalente, iônica ou molecular.
- Considerando que as três primeiras substâncias do quadro estejam no estado sólido, indique o tipo de interação interpartícula ou ligação química existente entre as partículas de cada sólido. Por exemplo, para a cal viva, a resposta seria: CaO , ligação iônica.
- Escreva a estrutura de Lewis para o N_2O , sabendo que a conectividade entre os átomos nesta molécula é: nitrogênio ligado ao nitrogênio que está ligado ao oxigênio. Indique a geometria da molécula.

d) A cal viva pode ser solubilizada em água, gerando uma solução de caráter básico (Etapa 1). A solução resultante ao ser borbulhada com gás carbônico forma um precipitado branco (Etapa 2). Este precipitado pode ser retirado do sistema e colocado para reagir com uma solução aquosa de ácido clorídrico, nesse processo ocorre liberação de um gás e a solução formada é incolor (Etapa 3). Escreva uma equação química balanceada que represente cada uma das etapas citadas.

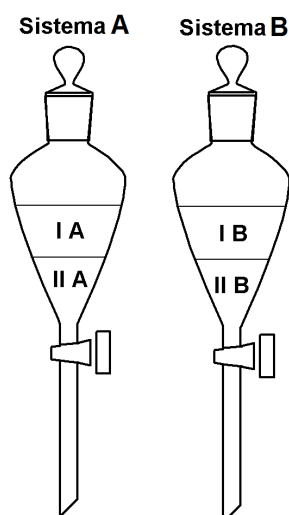
Etapa 1:

Etapa 2:

Etapa 3:

e) Considerando que 740 kg da substância responsável pelo caráter básico da solução formada na Etapa 1 reajam com 880 kg de gás carbônico na Etapa 2, indique qual é o reagente limitante nesta reação e calcule a quantidade de matéria (em mol) do precipitado formado.

Questão 23. Em um laboratório, dois alunos receberam uma amostra de cloreto de sódio (NaCl) contaminada por uma pequena quantidade de iodo (I_2). Os alunos dissolveram a amostra em água. A seguir, as soluções foram transferidas para dois funis de decantação, um contendo tetracloreto de carbono (CCl_4 , SISTEMA I) e o outro contendo hexano (C_6H_{14} , SISTEMA II). Após agitação e repouso das misturas, foram obtidas duas fases líquidas mostradas na Figura a seguir.



Representação dos sistemas gerados nos experimentos de cada estudante.

Com as informações apresentadas acima e os dados do quadro a seguir, responda os itens a, b e c.

Composto	Estrutura	Densidade ($g\ cm^{-3}$)
Tetracloreto de carbono	$ \begin{array}{c} Cl \\ \\ Cl - C - Cl \\ \\ Cl \end{array} $	1,58
Hexano	$ \begin{array}{ccccccc} & H & & H & & H & \\ & & & & & & \\ H_3C & - C & - & C & - & C & - CH_3 \\ & & & & & & \\ & H & & H & & H & \end{array} $	0,655

a) No sistema A, o iodo está presente em maior quantidade na fase IA ou IIA?

b) No sistema B, o iodo está presente em maior quantidade na fase IB ou IIB? Justifique sua resposta.

c) Indique uma forma para se recuperar o cloreto de sódio da fase aquosa.