



Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

Gabarito

Introdução à química

1. Se existe? O que é? Como é? Qual é a causa?
2. A ciência chamada Química tem como objetivo estudar a constituição da matéria, suas propriedades, transformações e as leis que as regem, ou seja, todo o mundo material
3. A concepção Aristotélico-tomista entende que o mundo material é apenas uma contingência sustentada em tudo por um “outro” universo imaterial, ou seja, a matéria consiste apenas um meio pelo qual chegamos ao transcendente. Já na concepção moderna, não há transcendente, não há metafísica, há apenas o mundo material e suas transformações.
4. Resposta pessoal.
5. A química é importante para entendermos todo o mundo material e através deste chegarmos ao Criador que tudo criou com perfeição e ordem.

LIÇÃO 1 – Fundamentos da química

1 – A química é importante para entendermos todo o mundo material e através deste chegarmos ao Criador que tudo criou com perfeição e ordem.

2 – Macroscópico: é o nível onde podemos ver e sentir tanto a matéria como suas transformações; Microscópico: é o nível em que necessitamos de equipamentos próprios para ver a matéria e propor modelos que a expliquem; Simbólico: nível onde através de símbolos representa-se o que não é possível de ser visto ou experimentado.

3 – A química é uma ciência empírica, ou seja, utiliza-se sempre de experimentos. Sendo assim, ao aplicar o método científico sempre estará sujeita as limitações tanto da experiência sensível quanto do próprio método científico.

4 – Em química as experiências só podem ser realizadas no mundo material ou sensível (que podemos sentir) e como a realidade é mais do que o mundo material, nunca um experimento poderá expressar a realidade inteira tal como ela é. Contudo, esta ideologia se popularizou e trouxe a consequência principal de que acreditamos somente naquilo em que podemos tocar e sentir, “só existe o que é sensível”, “as especulações metafísicas são desnecessárias”. Infelizmente, estes são pensamentos (que inclusive fazem parte do mundo metafísico) que a grande maioria das pessoas adquiriu por causa do empirismo filosófico.

LIÇÃO 2 – Substância, átomo, molécula e elemento

1 – Vide página 188.

2 – O problema é que ao atribuir ao átomo uma forma substancial a ciência moderna está restringindo todas as explicações do universo à realidade material, pois o átomo seria a unidade básica de todas as substâncias, seria um ente formador de tudo, algo como explicarmos que como a célula é a unidade básica da vida, se tem célula tem vida, se não tem célula não tem vida. O conceito e a definição de vida está muito além do mundo material

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

da célula, “anima forma corporis”, o que dá forma ao corpo é a alma. O que dá forma a matéria é a substância que surge pelo ato criador de Deus e não pela simples junção de átomos.

LIÇÃO 3 – Modelos atômicos

1 – Modelos a se explicar:

- Dalton (1803)
- Thomson (1904)
- Rutherford (1911)
- Bohr (1913)

2 – A física ao se arvorar de detentora das verdades absolutas se humilhou diante da imensidão de um átomo e percebeu que toda aquela torre de Babel que havia construída em nada explicava a imensidão dos átomos.

3 – Para que qualquer coisa volte para o rumo é preciso buscar Aquele que tudo criou, não há outro caminho, não há outra verdade.

LIÇÃO 4 – A representação dos elementos químicos

4 – Preencha as lacunas com o número das partículas fundamentais presentes em cada átomo, seu número atômico (Z) e seu número de massa (A).

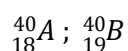
Nome do elemento	Nitrogênio	Fósforo	Fósforo	Estanho	Ouro
	${}^{14}_7N$	${}^{31}_{15}P$	${}^{33}_{15}P$	${}^{119}_{50}Sn$	${}^{197}_{79}Au$
<i>p</i>	7	15	15	50	79
<i>n</i>	7	16	18	69	118
<i>e⁻</i>	7	15	15	50	79
<i>Z</i>	7	15	15	50	79
<i>A</i>	14	31	33	119	197

5 – ${}^{40}_{22}Y$; ${}^{40}_{20}Z$

6 – ${}^{122}_{51}A$; ${}^{122}_{52}B$; ${}^{123}_{53}C$

7 – Se os átomos A e B são isábaros, tem o mesmo número de massa, ou seja,

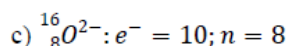
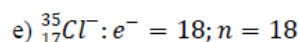
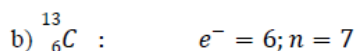
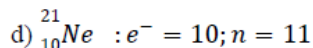
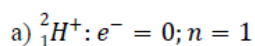
$5x = 4x + 8$. Resolvendo esta equação, temos que $x = 8$, então:



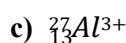
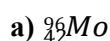
Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

8 – Determine o número de elétrons e nêutrons das espécies químicas a seguir:



9 – Represente cada uma das espécies descritas. Ao indicar os símbolos, indique o número de massa, número atômico e a carga elétrica de cada espécie.



10 – Para não precisarmos desenhar algum modelo de átomo todas as vezes que tivermos que representá-los e também para criar uma linguagem universal independente de idiomas ou regiões.

LIÇÃO 4 (5) – Tabela Periódica dos Elementos Químicos

1 – A principal diferença é o mecanismo de obtenção de imagem, no óptico a imagem é uma ampliação real através de lentes de aumento e o eletrônico de varredura é uma imagem digital produzida através de uma série de sensores que transmitem informações para um computador.

2 – Pois estas imagens são geradas por computador através de um modelo devidamente verificado.

3 – Há muito tempo tentava-se organizar os elementos conhecidos, contudo, coube a Mendeleev, depois de um sonho ordenar os elementos em ordem crescente de massa atômica e perceber que nas lacunas que haviam se formado havia elementos desconhecidos na época, pois Deus não deixaria a obra da criação imperfeita.

6– Consultando a Tabela Periódica preencha a tabela abaixo:

Nome do elemento químico	Símbolo	Período	Família	Número Atômico (Z)	Número de massa (A)	Número de prótons (p)	Número de nêutrons (n)
Carbono	C	2	14	6	12	6	6
Nitrogênio	N	2	15	7	14	7	7
Ouro	Au	6	11	79	197	79	118
Chumbo	Pb	6	14	82	207	82	125
Estrôncio	Sr	5	2	38	88	38	50
Níquel	Ni	4	10	28	59	28	31
Argônio	Ar	3	18	18	40	18	22
Hidrogênio	H	1	1	1	1	1	0
Prata	Ag	6	11	47	108	47	61
Enxofre	S	3	16	16	32	16	16
Bismuto	Bi	6	15	83	209	83	126
Potássio	K	4	1	19	39	19	20

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

LIÇÃO 6 (8) – O átomo e os elétrons

1 – a) $1s^2 2s^2 2p^2$;

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$;

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$

2 –

Elemento	Camada mais energética	Camada de valência	Nº elétrons na última camada	Família
Na	3	3	1	1
Ba	6	6	2	2
I	5	5	7	17 ou 7A
P	3	3	5	15 ou 5A
In	5	5	3	13 ou 3A
Pb	6	6	4	14 ou 4A
O	2	2	6	16 ou 6A
Fe	4	4	2	8

LIÇÃO 7 (9) – Compostos

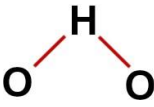
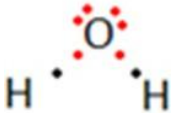
1) Ver página 185 e 187.

2) Ver página 188.

3) Ver página 191 e 192.

4) a) NaF; b) MgS; c) Li_2O ; d) Al_2O_3 ; e) K_3N ; f) CO_2 ; g) N_2O_3 ; h) PCl_3

5) Complete a tabela:

Fórmula Química	Fórmula estrutural plana	Estrutura de Lewis
H_2O		

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

CO ₂	O=C=O	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\text{C}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$
NH ₃	$\begin{array}{c} \text{N} \\ / \quad \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \text{:} \ddot{\text{N}} \text{:} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$

6)


	Cl	S	O	Mg
K	<i>Iônica</i>	<i>Iônica</i>	<i>Iônica</i>	<i>Metálica</i>

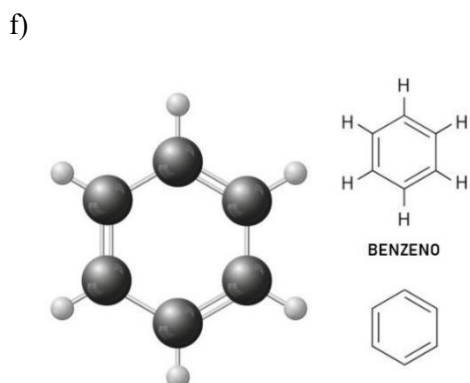
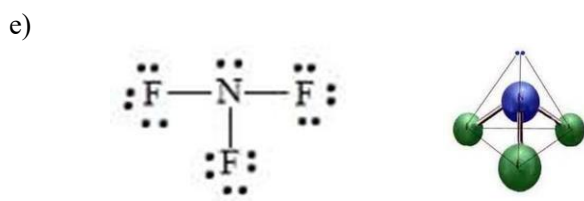
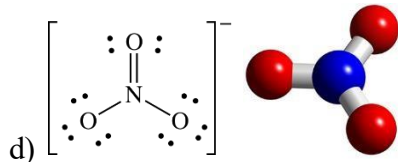
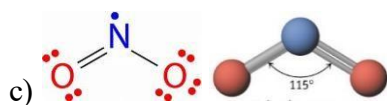
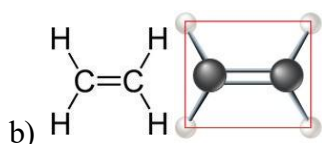
Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

I	Covalente	Covalente	Covalente	Iônica
Na	Iônica	Iônica	Iônica	Metálica
H	Covalente	Covalente	Covalente	Iônica
Zn	Iônica	Iônica	Iônica	Metálica

LIÇÃO 8 (10) – Formas e estruturas das moléculas

1- a) A forma é linear $H-C \equiv C-H$ 



Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

LIÇÃO 9 (11) – Polaridade das ligações

1– A tabela montada pode ser assim:

COMPOSTO	POLARIDADE	MISTURA	NÃO MISTURA
ÁGUA	Polar	Etanol	Gasolina e Querosene
ETANOL	Polar e apolar	Água, gasolina e querosene	---
GASOLINA	Apolar	Etanol e querosene	Água
QUEROSENE	Apolar	Etanol e gasolina	água

O etanol, apresenta em uma de suas extremidades um grupo OH, onde o oxigênio é muito eletronegativo, faz com que haja um dipolo elétrico. Contudo, na outra extremidade da molécula tem-se CH₃, grupo caracteristicamente apolar, apresentando também um caráter apolar. Por isto, o etanol se mistura tanto com substâncias polares quanto apolares.

2 – Através da análise da eletronegatividade de cada elemento químico presente na molécula pode-se prever a concentração da nuvem de elétrons ao redor do mais eletronegativo, conseqüentemente, há ali o surgimento de um polo negativo e, se há um negativo, há também um positivo. Ao avaliar par cada átomo é preciso apenas verificar se há um dipolo elétrico resultante diferente de zero para a molécula ser polar ou igual a zero para ser apolar.

LIÇÃO 10 (12)– Propriedades dos Gases

1 – Um gás perfeito ou ideal tem as seguintes características:

- Volume variável: adquire a forma do recipiente que o contém;
- Forma variável: também é de acordo com o recipiente em que está contido;
- Grande compressibilidade: As partículas constituintes dos gases estão muito afastadas umas das outras, por isso, elas podem ser comprimidas;
- Extraordinária capacidade de expansão: as partículas de gas ocupam todo o volume do recipiente que os contém;
- Temperatura: Está relacionada com a energia cinética média das partículas. Quanto maior a temperatura, maior a energia cinética e maior a expansão do gás, e vice-versa;
- Baixa densidade: A densidade é dada pela razão entre a massa de um material e o volume por ele ocupado ($d = m/V$). As partículas ficam muito afastadas, assim há uma massa pequena, praticamente desprezível, em um grande volume. Por isso, a sua densidade relativa é muito pequena;

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

- São miscíveis entre si em qualquer proporção.

-

2 – $1,01 \cdot 10^5 Pa$

3 - $100 kPa$

4 – 10,3m

LIÇÃO 11 (13)– Unidades alternativas de pressão

1- a) De 1 para 2: a temperatura é constante, a pressão diminuiu e volume aumentou. De 2 para 3: pressão permaneceu constante, volume diminuiu e temperatura diminuiu. De 3 para 1: volume permaneceu constante, pressão aumentou e temperatura aumentou.

b) Da expressão geral tem-se: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3}$

De 1 para 2, com T constante: $P_1 V_1 = P_2 V_2 \rightarrow$ Lei de Boyle

De 2 para 3, com P constante: $\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} \rightarrow$ Lei de Charles

De 3 para 1, com V constante: $\frac{P_3}{T_3} = \frac{P_1}{T_1}$

2 – 1200 mmHg

3 – 1500 L

4 – Aproximadamente 1,23 atm; isto ocorre porque a pressão interna é maior do que a externa.

LIÇÃO 12 (14) – Líquidos

1 – A volatilidade das moléculas está relacionada as ligações secundárias ou intermoleculares, sendo assim, quanto mais fortes estas ligações, menos volátil é o líquido ou quanto mais fracas as ligações intermoleculares mais volátil é o líquido. É de se esperar que as moléculas polares estabeleçam ligações secundárias mais fortes e, conseqüentemente, sejam menos voláteis. O mesmo acontece com a viscosidade e a tensão superficial. Ambas são reflexos de ligações intermoleculares fortes, por isso, quanto maior a polaridade das moléculas de um líquido, é de se esperar que maiores sejam a viscosidade e a tensão superficial.

2 – íon-dipolo \rightarrow p. 213; dipolo-dipolo \rightarrow 215; London \rightarrow p. 215; ligação de hidrogênio \rightarrow p.216

3 – A pesquisa deve mostrar como as propriedades físicas e químicas da água são consequência de sua polaridade e esta é consequência do ângulo entre seus átomos. Se a água não apresentasse estas propriedades toda a vida na terra teria que ser diferente ou não existiria, pois depende da água para sua manutenção.

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

LIÇÃO 13 (15) – Sólidos

- 1 – A alta resistência à tração dos sólidos iônicos é devida a seu arranjo cristalino que é mantido pela atração entre cargas positivas e negativas (cátions e ânions). Contudo com algum impacto, as fileiras desta estrutura são movidas bruscamente colocando cátions perto de cátions e ânions perto de ânions fazendo com que haja uma grande repulsão das partículas e surja uma trinca que se propaga rapidamente, quebrando o sólido.
- 2 – O que mantém a coesão dos sólidos metálicos é a ligação metálica que é caracterizada pela presença de uma nuvem de elétrons deslocalizados, dando aos metais características de resistência ao impacto. Na prática, quando um metal é submetido a um impacto, a estrutura ou objeto tende a amassar e não a quebrar como em um sólido iônico.
- 3 – É importante conter neste resumo a seguinte relação: átomo → estrutura tridimensional → propriedade

LIÇÃO 14 (16) – Funções inorgânicas

- 1 – Os dois processos são a dissolução iônica e a ionização. Ambos os processos geram soluções eletrolíticas, devido à presença de íons na solução, mas a diferença está na origem dos íons gerados. A dissolução iônica nada mais é do que a separação dos íons que já existiam no composto antes de ser dissolvido na água; o exemplo clássico é o sal de cozinha, NaCl. Sendo um composto iônico, este já apresenta íons de Na⁺ e Cl⁻, e quando em contato com a água houve apenas a separação destes íons pelo processo de solvatação. Já na ionização há a formação de íons a partir de compostos moleculares.
- 2 – É pelo processo de solvatação que a água é capaz de dissolver muitos outros compostos e ser chamado de solvente universal. Esta propriedade se dá, justamente, pela polaridade da molécula de água, que é capaz de dissolver substâncias polares, sendo elas iônicas ou moleculares.

Atividade experimental 1

- 1 – Preparação de soluções.
- 2 – Tabela com dados experimentais.
- 3 – Para a condução de eletricidade é preciso que na solução haja a presença de íons livres, pois estes íons são capazes de conduzirem os elétrons (provenientes da eletricidade) ao longo do meio aquoso.
- 4 – A diferença está na concentração de íons provenientes da ionização do ácido acético. Em relação a solução 1, a com mais vinagre deverá proporcionar um brilho mais intenso da lâmpada.

3 - Um **ácido** é um doador de prótons. Uma **base** é um aceitador de prótons.

4 – A definição de Bronsted-Lowry é mais geral, pois estabelece o conceito de ácido e base para a dissociação ou ionização em qual quer meio líquido, não só o aquoso, como na definição de Arrhenius.

5 – Para haver condução elétrica é preciso que haja um transporte de elétrons, este transporte se dá através da presença de íons. Estes íons provêm da ionização de ácidos ou da dissociação de bases.

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

6 - ácido sulforoso H_2SO_3 , ácido sulfúrico H_2SO_4 e ácido nítrico HNO_3 .

7 - ácido bórico: H_3BO_3 , ácido clorídrico: HCl , ácido carbônico H_2CO_3 e ácido sulfídrico H_2S

8 - ordem crescente de volatilidade: $H_2SO_4 < H_2SO_3 < CH_3CH_2COOH < HI < HCl$

9 - a) O suco gástrico é muito ácido ($pH \approx 1-2$) porque contém ácido clorídrico (HCl). Essa acidez tem funções importantes: ativar enzimas digestivas, como a pepsina, que quebra proteínas; destruir microrganismos presentes nos alimentos; ajudar na digestão de substâncias mais complexas. Ou seja, a acidez é essencial para a digestão eficiente e proteção do organismo.

b) O café é ácido e estimula a produção de ácido gástrico. Quando ingerido com o estômago vazio: pode irritar a mucosa do estômago; pode causar azia, queimação ou desconforto; em longo prazo, pode contribuir para gastrite

c) O leite de magnésia (hidróxido de magnésio) é usado como: antiácido (para aliviar azia); laxante leve. Ele é eficaz porque é uma base, que neutraliza o excesso de ácido no estômago, formando água e sais, reduzindo a acidez.

d) Lágrima (levemente básica): ajuda a proteger os olhos contra microrganismos e manter o equilíbrio do ambiente ocular. Saliva (levemente ácida ou próxima do neutro): auxilia na digestão inicial e ajuda a controlar bactérias na boca.

e) Bases fortes são usadas porque: dissolvem gorduras e óleos com eficiência (reação chamada saponificação). São ideais para sujeiras orgânicas pesadas. Ácidos fortes, por outro lado: podem corroer metais e superfícies. Nem sempre são eficazes contra gordura.

f) A água mineral não é pura porque contém sais minerais dissolvidos (como cálcio, magnésio, potássio), que são importantes para o organismo. Se ingeríssemos água completamente pura (sem sais): poderia ocorrer desequilíbrio eletrolítico, a água poderia "retirar" minerais do corpo por osmose e em casos extremos, poderia causar problemas celulares e até intoxicação hídrica.

10 - Hidróxido de sódio, Hidróxido de magnésio, Hidróxido de alumínio, Hidróxido de cobre II ou cuproso, Hidróxido de cobre III ou cúprico, Hidróxido de célio, Hidróxido de chumbo IV ou plúmbico.

11 - $NaCl$; NaI ; $NaIO_3$; KI ; KIO_3 ; $CaCO_3$; $NaNO_3$; Na_2CO_3 ; $NaHCO_3$; $CaSO_4$; $NaClO$; $Al_2(SO_4)_3$;

$Ca_3(PO_4)_2$.

12 - a) CO ; b) NO ; c) NO_2 ; d) SO_2 ; e) N_2O ; f) FO_3 ; g) P_2O_5 ; h) Cl_2O_7 .

13 - a) Na_2O ; b) CaO ; c) Li_2O ; d) FeO ; e) Fe_2O_3 ; f) Cu_2O ; g) CuO .

14 - De modo geral toda a matéria é transformada através dos chamados ciclos da matéria. Nestes ciclos vemos como a matéria se conserva, mas a forma sustancial dos entes formados por esta matéria está suscetível a corrupção, ao ciclo de vida de cada ser.

LIÇÃO 15 (17) - Relações de Massa

1 - 2,14 mols.

2 - 4,28 mols de átomos de O.

3 - $3,78 \times 10^{24}$ átomos de H.

4 - 1,18 mol de F e $7,11 \times 10^{23}$ átomos de F.

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

5 – a) 0,0504 mol de Cu; b) $3,03 \times 10^{23}$ átomos de Cu.

6 – 63,62 g/mol.

7 – a) 46 g/mol; b) 249,69 g/mol; c) 94 g/mol; d) 106 g/mol.

8 – 16 g.

9 – 90 g.

LIÇÃO 16 (18) – Fórmulas Químicas

10 - a) 60,66% ; b) 63,498%

11 - 88,1% de C, 11,9% de H

12 – a) 77,8% de C, 11,8% de H e 10,4% de O; b) 6,48 mol C, 11,7 mol H, 0,650 mol O

13 - C_8H_8

14 – a) $C_3H_4O_3$ b) $C_6H_8O_6$

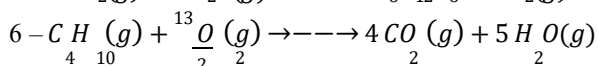
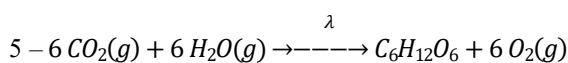
LIÇÃO 17 (19) – Reações Químicas

1 – As leis ponderais estudadas são três: a lei da conservação da massa, lei das proporções constantes e a lei volumétrica. Foi justamente a partir destas leis que se percebeu a proporcionalidade entre as grandezas químicas que provem da massa e, a partir disto, foi possível expressar as transformações qualitativa em termos quantitativos através das equações químicas.

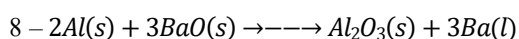
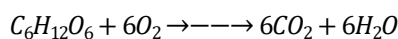
2 – Nas transformações químicas há a mudança de composição da matéria, ou seja, a matéria sofre mudanças substanciais. De modo geral, as transformações químicas produzem alterações perceptíveis, como a mudança de cor, a liberação de gás, a formação de uma outra fase de agregação, aparecimento de chama ou luminosidade e/ou uma mudança de odor.

3 – cremos que a Eucaristia é o Corpo, Sangue, Alma e Divindade de Nosso Senhor Jesus Cristo, mas neste milagre não há a transformação química da matéria, há a transformação da substância, o que chamamos de transubstanciação. A exceção são justamente os milagres eucarísticos, onde além da mudança de substância, há também a mudança de matéria. No milagre de Lanciano – em todos os milagres eucarísticos deste tipo – aquela hóstia ou o vinho se tornaram materialmente o Corpo e Sangue de Cristo. São milagres que como diz o dito popular: “Para quem tem fé não é preciso explicar, mas para quem não tem fé não há como explicar”.

4 – As equações químicas são necessárias para quantificarmos as transformações da matéria. Com elas podemos relacionar as transformações com as quantidades de reagentes e produtos, sejam em termos de massa, volume ou número de entidades químicas.

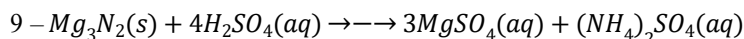


7 – Se olharmos lermos a equação da fotossíntese da direita para a esquerda teremos uma equação de combustão, que é a queima da glicose ou a respiração celular:



Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

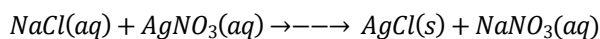


10 – Para entendermos os processos e mecanismos das reações químicas e a partir das reações conhecidas ser possível prever o resultado das reações desconhecidas.

11 – a) análise ou decomposição; b) síntese ou adição; c) dupla-troca; d) análise ou decomposição; e) simples troca ou deslocamento; f) síntese ou adição; g) simples troca ou deslocamento; h) dupla-troca.

12 – formação de um precipitado, liberação de gás, mudança de coloração.

13 – Deve-se empregar a solução de AgNO₃, que reage com NaCl proveniente do suor, formando o AgCl, um sal insolúvel.



O AgCl é um sal fotossensível e, na presença da luz solar, escurece, deixando a impressão digital visível.

LIÇÃO 18 (20): Estequiometria

14 – a) 44,8L de CO₂; b) 840 g de NaHCO₃; c) Carbonato de sódio, 742g; d) NaHCO₃ + HCl → H₂CO₃ + NaCl. O bicarbonato de sódio reage com o ácido clorídrico presente no estômago formando ácido carbônico, que é um ácido fraco e o cloreto de sódio que é um sal neutro; e) O bicarbonato de sódio pode ser utilizado como fermento pois sua decomposição térmica libera gás carbônico (CO₂) que faz, por estar na forma gasosa, com que a massa cresça e fique aerada; f) As duas substâncias responsáveis pela inibição do incêndio é o gás carbônico e a água, o gás carbônico abafa a chama e a água retira calor. Está presente nos chamados extintores de pó químico e é indicado para incêndios tipo B, que inclui líquido inflamáveis, graxas e gases combustíveis.

15 – a) 5,83 mols de H₂; b) 20,75 g de Li₃N; c) 3,01.10²⁴ átomos de H

16 – a) 1010g de H₂O; b) 2660 g de O₂

17 – a) 497g de KO₂; b) 11,2L de CO₂

18- a) 108,8 g de NaN₃; b) O gás mais apropriado para este caso é o nitrogênio, pois é um gás inerte. Diferente do oxigênio e hidrogênio que são gases combustíveis. Imagine um acidente onde há a liberação de um gás que pode explodir...

19 – a) Simples troca; podemos prever que esta reação realmente ocorrerá, pois seguindo a fila de reatividade dos metais, vemos que o alumínio é mais reativo do que o ferro e o desloca se ligando com o oxigênio. b) o óxido de ferro é o reagente limitante e há um excesso de 0,6 mol de alumínio. c) 183,60 g de Al₂O₃ e 201,60 g de Fe.

20 – a) NaOH está com 20 g de excesso; b) 117 g de NaCl e 36 g de H₂O.

21 – 372 g de P.

22 – 806 kg de Mn

23 – 90,91%

24 – 15,675 kg de CO₂

Instituto Cidade de Deus

Gabaritos - Química 1º EM

25 – 68,3%

26 – 110 kPa

27 – 10,0 Torr

28 – 25 cm³

29 – 1200L

30 – 0,259 atm