



Colégio Universitário
de Avaré

QUÍMICA A e B

PROFESSOR : FERNANDO

NOME: _____ Nº _____ 3º Ano EM

1º BIMESTRE

LISTA DE EXERCÍCIOS

Essa lista de exercícios visa recuperar o conteúdo dado até agora. Numa oportunidade próxima mandarei gabarito

1. (Unesp) Tem-se dois elementos químicos A e B, com números atômicos iguais a 20 e 35, respectivamente.
- Escrever as configurações eletrônicas dos dois elementos. Com base nas configurações, dizer a que grupo de tabela periódica pertence cada um dos elementos em questão.
 - Qual será a fórmula do composto formado entre os elementos A e B? Que tipo de ligação existirá entre A e B no composto formado? Justificar.

2. (Unesp) O elemento cloro tem o número atômico 17 e a massa atômica 35,45. Na natureza há apenas dois isótopos desse elemento:



- Indicar o número de prótons, elétrons e nêutrons do ^{37}Cl .
- Calcular a composição percentual de cada isótopo.

3. (Unicamp) Considere as seguintes informações sobre os elementos químicos X, Y e Z:

Elemento	Família ou Grupo	Período
X	do oxigênio	2
Y	14	2
Z	dos alcalinos	4

- Quais são os elementos X, Y e Z?
- A combinação de dois desses elementos pode formar substâncias não iônicas e gasosas a temperatura e pressão ambientes. Escreva a fórmula de uma dessas substâncias.
- Escreva a fórmula de uma substância iônica e sólida formada pela combinação dos três elementos.

4. (Unesp) Considere as espécies químicas Br_2 e KBr . Dados os números de elétrons na camada de valência, $K=1$ e $\text{Br}=7$, explique, justificando, o tipo de ligação que ocorre entre os átomos de

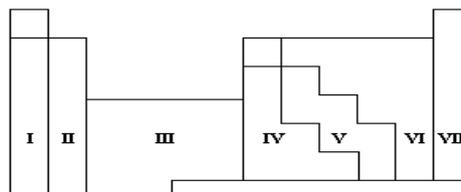
- Bromo, no Br_2 ;
- potássio e bromo, no KBr .

5. (Unicamp) Um elemento metálico X reage com cloro dando um composto de fórmula XCl . Um outro elemento Y, também metálico, reage com cloro dando um composto de fórmula YCl_2 . As massas atômicas relativas de X e Y são próximas.

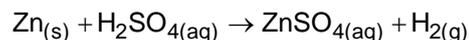
- Em que grupo da Tabela Periódica estariam os elementos X e Y?
- Consulte a Tabela Periódica e dê o símbolo de dois elementos que poderiam corresponder a X e a Y.

6. (Unesp) Associar os números das regiões da tabela periódica esquematizada a seguir com:

- os metais alcalinos,
- os não-metais,
- os gases nobres,
- os metais de transição.

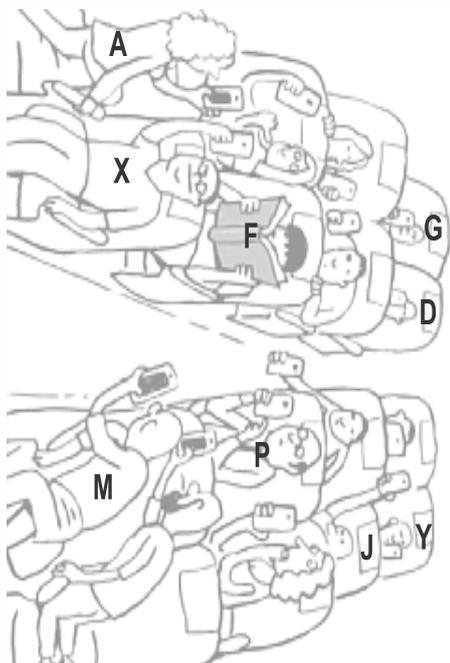


7. (Famerp) Latão é uma liga metálica formada pela mistura de cobre e zinco. Uma amostra de 3,25 g de latão foi colocada em um recipiente contendo ácido sulfúrico em quantidade suficiente para reagir com todo o zinco presente nessa amostra, produzindo 0,5 litro de gás hidrogênio, conforme a reação equacionada a seguir:



Apresente o posicionamento dos elementos cobre e zinco na Classificação Periódica em relação ao período e ao grupo a que pertencem. O que esses elementos têm em comum devido a esse posicionamento?

8. (Uel) A tabela periódica classifica os elementos químicos em períodos (faixas horizontais) e grupos (faixas verticais). Essa classificação mostra que elementos químicos podem apresentar propriedades físicas e químicas similares ou completamente diferentes em função de sua localização na tabela periódica. Uma observação mais detalhada da charge, se inclinada a 90° à direita, permite remeter a uma tabela periódica, pois indivíduos que fazem uso de celular apresentam comportamentos diferentes em relação ao indivíduo que está lendo o livro.



De acordo com a imagem, foram atribuídas algumas letras escolhidas arbitrariamente, mas que não correspondem aos símbolos dos elementos químicos na tabela periódica.

Sobre os conhecimentos acerca da classificação e propriedade periódica dos elementos e em consonância com a imagem, assinale a alternativa correta.

- Se os indivíduos designados pelas letras A e X representam, respectivamente, $\text{Ca}(Z = 20)$ e $\text{Sr}(Z = 38)$, então o número de elétrons na camada de valência é diferente para os dois elementos químicos.
- Se o indivíduo designado pela letra F, que está lendo o livro, também faz uso de celular, então este elemento comporta-se como um gás nobre.
- Se os indivíduos designados pelas letras G e D representam, respectivamente, $\text{Cl}(Z = 17)$ e $\text{Br}(Z = 35)$, então D é maior e possui menor eletronegatividade que G.
- Se os indivíduos designados pelas letras M e P representam, respectivamente, $\text{Cr}(Z = 24)$ e $\text{Mn}(Z = 25)$, então o número de elétrons na camada de valência é o mesmo para os dois elementos químicos.
- Se os indivíduos designados pelas letras J e Y representam, respectivamente, $\text{Sn}(Z = 50)$ e $\text{Sb}(Z = 51)$, então J é menor e possui menor eletropositividade que Y.

9. (Udesc) Considerando os modelos atômicos mais relevantes, dentro de uma perspectiva histórica e científica, assinale a alternativa **correta**.

- Até a descoberta da radioatividade, o átomo era tido como indivisível (Dalton). O modelo que o sucedeu foi de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.
- No modelo de Dalton, o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera. O modelo seguinte foi o de Bohr que introduziu a ideia de que os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao modelo do sistema solar.
- No modelo atômico de Dalton, o átomo era tido como indivisível. O modelo sucessor foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado negativamente e uma eletrosfera.
- O modelo de Dalton propunha que o átomo era formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela. O modelo seguinte foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera.
- No modelo atômico de Dalton, os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao do sistema solar. O modelo que o sucedeu foi o de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.

10. (Udesc) O planeta B possui sua própria tabela periódica, sendo que uma parte dela está representada abaixo. As propriedades periódicas no planeta B seguem as mesmas tendências observadas na Terra.

X	T	
Z	A	D
Q	L	

Com base nas informações acima, analise as proposições.

- O elemento Z possui raio atômico maior que Q.
- A ordem de eletronegatividade no segundo período é $Z < A < D$.
- O elemento L possui uma eletronegatividade maior que T.
- O maior raio atômico, nessa parte da tabela periódica, é o de Q.
- O elemento X é menos eletronegativo que T.

Assinale a alternativa **correta**.

- Somente as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, II e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, II, III e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas IV e V são verdadeiras.
- Somente a afirmativa IV é verdadeira.

11. (Udesc) A tabela periódica dos elementos químicos é uma das ferramentas mais úteis na Química. Por meio da tabela é possível prever as propriedades químicas dos elementos e dos compostos formados por eles. Com relação aos elementos C, O e Si, analise as proposições.

- I. O átomo de oxigênio apresenta maior energia de ionização.
- II. O átomo de carbono apresenta o maior raio atômico.
- III. O átomo de silício é mais eletronegativo que o átomo de carbono.
- IV. O átomo de silício apresenta maior energia de ionização.
- V. O átomo de oxigênio apresenta o maior raio atômico.

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Somente a afirmativa V é verdadeira.
- b) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas IV e V são verdadeiras.
- d) Somente a afirmativa I é verdadeira.
- e) Somente a afirmativa III é verdadeira.

12. (Uel) Gaarder discute a questão da existência de uma “substância básica”, a partir da qual tudo é feito. Considerando o átomo como “substância básica”, atribua V (verdadeiro) ou F (falso) às afirmativas a seguir.

- () De acordo com o modelo atômico de Rutherford, o átomo é constituído por duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
- () Thomson propôs um modelo que descrevia o átomo como uma esfera carregada positivamente, na qual estariam incrustados os elétrons, com carga negativa.
- () No experimento orientado por Rutherford, o desvio das partículas alfa era resultado da sua aproximação com cargas negativas presentes no núcleo do átomo.
- () Ao considerar a carga das partículas básicas (prótons, elétrons e nêutrons), em um átomo neutro, o número de prótons deve ser superior ao de elétrons.
- () Os átomos de um mesmo elemento químico devem apresentar o mesmo número atômico.

Assinale a alternativa que contém, de cima para baixo, a sequência correta.

- a) V – V – F – F – V.
- b) V – F – V – F – V.
- c) V – F – F – V – F.
- d) F – V – V – V – F.
- e) F – F – F – V – V.

13. (Udesc) Os fundamentos da estrutura da matéria e da atomística baseados em resultados experimentais tiveram sua origem com John Dalton, no início do século XIX. Desde então, no transcorrer de aproximadamente 100 anos, outros cientistas, tais como J. J. Thomson, E. Rutherford e N. Bohr, deram contribuições marcantes de como possivelmente o átomo estaria estruturado. Com base nas ideias propostas por esses cientistas, marque (V) para verdadeira e (F) para falsa.

- () Rutherford foi o primeiro cientista a propor a ideia de que os átomos eram, na verdade, grandes espaços vazios constituídos por um centro pequeno, positivo e denso com elétrons girando ao seu redor.
- () Thomson utilizou uma analogia inusitada ao comparar um átomo com um “pudim de passas”, em que estas seriam prótons incrustados em uma massa uniforme de elétrons dando origem à atual eletrosfera.
- () Dalton comparou os átomos a esferas maciças, perfeitas e indivisíveis, tais como “bolas de bilhar”. A partir deste estudo surgiu o termo “átomo” que significa “sem partes” ou “indivisível”.
- () O modelo atômico de Bohr foi o primeiro a envolver conceitos de mecânica quântica, em que a eletrosfera possuía apenas algumas regiões acessíveis denominadas níveis de energia, sendo ao elétron proibido a movimentação entre estas regiões.
- () Rutherford utilizou em seu famoso experimento uma fonte radioativa que emitia descargas elétricas em uma fina folha de ouro, além de um anteparo para detectar a direção tomada pelos elétrons.

Assinale a alternativa **correta**, de cima para baixo.

- a) F - V - V - V - F
- b) V - V - F - V - F
- c) F - V - V - F - V
- d) V - F - F - F - F
- e) V - F - F - F - V

14. (Udesc) Há 130 anos nascia, em Copenhague, o cientista dinamarquês Niels Henrick Davis Bohr cujos trabalhos contribuíram decisivamente para a compreensão da estrutura atômica e da física quântica. A respeito do modelo atômico de Bohr, assinale a alternativa **correta**.

- a) Os átomos são, na verdade, grandes espaços vazios constituídos por duas regiões distintas: uma com núcleo pequeno, positivo e denso e outra com elétrons se movimentando ao redor do núcleo.
- b) Os elétrons que circundam o núcleo atômico possuem energia quantizada, podendo assumir quaisquer valores.
- c) É considerado o modelo atômico vigente e o mais aceito pela comunidade científica.
- d) Os saltos quânticos decorrentes da interação fóton-núcleo são previstos nesta teoria, explicando a emissão de cores quando certos íons metálicos são postos em uma chama (excitação térmica).
- e) Os átomos são estruturas compostas por um núcleo pequeno e carregado positivamente, cercado por elétrons girando em órbitas circulares.

15. (Udesc) O enunciado “Em um mesmo átomo, não podem existir dois elétrons com o mesmo conjunto de números quânticos” refere-se a(ao):

- a) Princípio da Exclusão de Pauli.
- b) Princípio da Conservação de Energia.
- c) modelo atômico de Thomson.
- d) modelo atômico de Rutherford.
- e) um dos Princípios da Teoria da Relatividade Restrita.

16. (Udesc) Assinale a alternativa **correta** em relação ao átomo de cálcio e ao seu íon mais comum.

- a) O átomo de cálcio tem o mesmo número de elétrons que o seu íon.
- b) A massa molar do átomo de cálcio é a mesma do seu íon.
- c) O raio do átomo de cálcio é menor que o íon.
- d) O íon cálcio mais comum tem carga +1.
- e) O número de nêutrons do íon cálcio é maior que o do átomo de cálcio.

17. (Udesc) Assinale a alternativa **correta** em relação às Leis periódicas.

- a) Todos os elementos do grupo 14 da tabela periódica possuem 4 elétrons em suas camadas de valência, logo, não formam ligações iônicas, pois dão preferência ao compartilhamento de elétrons.
- b) Os não-metais possuem alta eletropositividade e formam compostos tipicamente moleculares entre si.
- c) Os gases nobres possuem baixas energias de ionização por possuírem suas camadas eletrônicas de valência completas.
- d) A carga nuclear é responsável pela contração do raio iônico ao longo de um determinado período da tabela periódica.
- e) O cátion Li^+ ao receber um elétron tem seu raio reduzido, pois há uma maior atração entre o núcleo deste átomo e a sua eletrosfera.

18. (Udesc) Os elementos químicos situados entre as colunas 3 a 12 na tabela periódica:

- a) apresentam o subnível d completo.
- b) tendem a ganhar elétrons, quando participam de ligações químicas.
- c) são encontrados na natureza somente em estado sólido.
- d) são denominados metais de transição.
- e) aumentam o raio atômico de acordo com o número da coluna.

19. (Udesc) Sobre configuração e distribuição eletrônica, é **correto** afirmar que:

- a) o elemento X apresenta a configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$, o que indica que este elemento pertence à família 5.
- b) o subnível 4p apresenta maior nível de energia que o 4d.
- c) o número Z indica o número atômico e o número de nêutrons.
- d) o número de elétrons na camada de valência do S ($Z=16$) é 4 (quatro).
- e) cada orbital pode acomodar no máximo dois elétrons, isso se eles possuírem *spins* contrários. Os orbitais apresentam formas e orientações diferentes.

20. (Uel) Quantos prótons há no íon x^{3+} de configuração $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$?

- a) 25
- b) 28
- c) 31
- d) 51
- e) 56