PROVAS RESOLVIDAS

EsPCEx - QUÍMICA

GABARITOS COMENTADOS DETALHADAMENTE

- Mais de 150 questões resolvidas detalhadamente
- Últimos 12 concursos completos (2008 a 2019)
- Resolução acompanhada da teoria abordada na questão

Prof. Gustavo Badini

APRESENTAÇÃO

Esta obra apresenta a resolução de todas as questões de química dos últimos 12 concursos de admissão a Escola Preparatória de Cadetes do Exército. As questões equivalem aos exames de 2008 a 2019.

O material pretende atuar como um apoio ao candidato(a) que visa ingressar na carreira militar, conquistando uma cobiçada vaga para estudar na Academia Militar das Agulhas Negras (AMAN) e garantir a estabilidade proporcionada pela carreira militar.

É possível, por meio das provas anteriores, perceber a regularidade de conteúdos e forma de abordagem destes, podendo assim, organizar melhor seus estudos e garantir uma preparação completa para alcançar seu objetivo.

O principal desejo deste material é ajuda-lo a alcançar seus sonhos.

Bons estudos!

Sumário

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2008 – MODELO B 3

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2009 – MODELO B 11

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2010 – MODELO B 21

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2011 – MODELO G 32

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2012 – MODELO A 50

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2013 – MODELO A 59

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2014 – MODELO A 67

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2015 – MODELO A 74

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2016 – MODELO A 81

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2017 – MODELO A 90

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2018 – MODELO A 98

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2019 – MODELO A 108

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2008 – MODELO B

13. O luminol ($C_8H_7O_3N_3$) é um reagente de quimioluminiscência utilizado pela polícia para detectar vestígios de sangue. Em relação aos elementos químicos C, H, O e N que compõem o luminol, pode-se afirmar que

DADOS				
Elemento Químico	**N** – Nitrogênio	**H** – Hidrogênio	**O** – Oxigênio	**C** – Carbono
Número Atômico	**Z** = 7	**Z** = 1	**Z** = 8	**Z** = 6

[B] o átomo de nitrogênio (N) é isoeletrônico em relação a um cátion bivalente que se origina de um átomo de número atômico igual a 12.

[C] o átomo de carbono (C) tem 12 prótons.

[D] o átomo de oxigênio (O) tem configuração eletrônica (segundo o diagrama de Linus Pauling) $2s^2\ 2p^4$ na camada de valência.

[E] o átomo de hidrogênio (H) apresenta número de oxidação (Nox) igual a –1 (menos um) ao formar um ácido, ligando-se a um halogênio.

Resolução:

Analisando as opções uma a uma, temos que:

[A] **Incorreta.** O Nitrogênio, em seu estado fundamental (N^0), possui 7 elétrons. Já que, nesse estado temos que Z = e^-. Logo, N^{3-} possui 3 elétrons a mais que o estado fundamental, portanto 7 + 3 = 10, não 16.

[B] **Incorreta.** Um átomo de número atômico 12 possui, em seu estado fundamental 12 elétrons. Portanto, seu cátion bivalente (carga 2+) possuirá 2 elétrons a menos, logo, 10 elétrons. Como o Nitrogênio possui 7, não será isoeletrônico (mesmo número de elétrons) deste íon.

[C] **Incorreta.** Sabemos que o número atômico (Z) equivale ao número de prótons (p). Se Z = p, o átomo de Carbono possui 6 prótons.

[D] **Correta.** Como vimos, no estado fundamental de um átomo, Z = e-. Logo, se o átomo de oxigênio possui Z = 8, distribuiremos o elétrons: $_8O \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$, sendo a camada de valência (última camada) $2s^2\ 2p^4$

[E] **Incorreta.** Ao formar um ácido, ligando-se a um halogênio, o Nox do hidrogênio sempre será igual a +1 (mais um). Já que, o hidrogênio possui eletronegatividade menor que qualquer halogênio, tornando sua carga parcial positiva.

A alternativa correta é, portanto, **letra [D].**

14. Os elementos químicos Be, Mg e Sr, de números atômicos 4 , 12 e 38, respectivamente, situam-se no grupo 2 da Tabela Periódica dos Elementos Químicos. Supondo-se as seguintes transformações:

$$Be_{(g)} + E_1 \rightarrow Be^+_{(g)} + e^-$$
$$Mg_{(g)} + E_2 \rightarrow Mg^+_{(g)} + e^-$$
$$Sr_{(g)} + E_3 \rightarrow Sr^+_{(g)} + e^-$$

Sabendo-se que: E_1 representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Be; E_2 representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Mg; E_3 representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Sr. Pode-se afirmar que, ocorridas as transformações, a relação entre os valores E_1, E_2 e E_3 será:

[A] $E_1 > E_2 > E_3$ [B] $E_3 > E_2 > E_1$ [C] $E_3 > E_1 > E_2$ [D] $E_2 > E_1 > E_3$ [E] $E_2 < E_3 < E_1$

Resolução:

Temos 3 elementos pertencentes a família IIA, ou grupo 2, da tabela periódica. Be, Mg e Sr. A chave para esta questão é perceber que os 3 elementos se encontram em períodos distintos da tabela.

Be ⟶ 2º período Mg ⟶ 3º período Sr ⟶ 5º período



Portanto, o Be possui 2 camadas em sua eletrosfera, o Mg possui 3 e o Sr possui 5.

Para transformá-los em cátions, será necessário retirar 1 elétron de sua última camada. O átomo que possuir mais camadas terá seu elétron mais afastado do núcleo e este sofrerá menor força de atração com os prótons que lá estão. Com isso, necessitará de uma menor energia para ser retirado do átomo.

Portanto, temos: $E_{Be} > E_{Mg} > E_{Sr}$, logo $E_1 > E_2 > E_3$, alternativa correta **letra [A]**

15. O quadro abaixo apresenta a Fila de Reatividade dos Ametais, em ordem decrescente de reatividade.

F > Cℓ > Br > I > S

Fila de Reatividade dos Ametais

Analisando a Fila de Reatividade acima, a equação que representa a reação química que ocorre espontaneamente é:

[A] $I_{2(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + Br_{2(g)}$

[B] $I_{2(s)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + C\ell_{2(g)}$

[C] $F_{2(g)} + CaBr_{2(aq)} \longrightarrow CaF_{2(aq)} + Br_{2(\ell)}$

[D] $S_{8(s)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow Na_2S_{(aq)} + C\ell_{2(g)}$

[E] $S_{8(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow Na_2S_{(aq)} + Br_{2(g)}$

Resolução:

Neste tipo de reação de deslocamento, o ametal que está como substância simples é o responsável por deslocar o ametal que está formando o composto iônico. Para que isso ocorra espontaneamente, o ametal presente na substância simples deve ser mais reativo que o ametal presente no composto iônico para que possa desloca-lo.

De acordo com a fila de reatividade mostrada na questão, a única opção possível se torna a alternativa [C]. Já que F > Br.

Portanto, alternativa correta **letra [C]**

16. A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros que balanceiam a equação iônica, da reação de óxido-redução, representada no quadro abaixo é:

$$____C\ell_{2\,(g)} + ____OH^{1-}_{(aq)} \longrightarrow ____C\ell^{1-}_{(aq)} + ____C\ell O_3^{1-}_{(aq)} + ____H_2O_{\,(\ell)}$$

[A] 13 [B] 14 [C] 18 [D] 20 [E] 19

Resolução:

Para este balanceamento, utilizamos o método da oxirredução. Logo o primeiro passo será definir o Nox de cada átomo:

$$C\ell_2^{0}{}_{(g)} + [O^{2-}H^{+}]^{1-}{}_{(aq)} \longrightarrow [C\ell^{1-}]^{1-}{}_{(aq)} + [C\ell^{5+}O^{2-}{}_3]^{1-}{}_{(aq)} + H^{+}{}_2O^{2-}{}_{(\ell)}$$

O segundo passo é calcularmos os Δ de redução e oxidação. Como o cloro oxida e reduz, temos:

$$\overset{\Delta_{Redução} = 1}{\overbrace{\phantom{C\ell_2^{0}{}_{(g)}}}} \quad \overset{\Delta_{Oxidação} = 5}{\overbrace{\phantom{+ [O^{2-}H^{+}]^{1-}{}_{(aq)} \longrightarrow [C\ell^{1-}]^{1-}{}_{(aq)} + [C\ell^{5+}O^{2-}{}_3]^{1-}{}_{(aq)}}}}$$
$$C\ell_2^{0}{}_{(g)} + [O^{2-}H^{+}]^{1-}{}_{(aq)} \longrightarrow [C\ell^{1-}]^{1-}{}_{(aq)} + [C\ell^{5+}O^{2-}{}_3]^{1-}{}_{(aq)} + H^{+}{}_2O^{2-}{}_{(\ell)}$$

O terceiro passo é inverter os valores. O $\Delta_{Redução}$ vai para o composto onde o cloro oxida e o $\Delta_{Oxidação}$ para a espécie onde o cloro reduz. Com isso, temos:

$$C\ell_{2(g)} + OH^{1-}{}_{(aq)} \longrightarrow \mathbf{5}\ C\ell^{1-}{}_{(aq)} + \mathbf{1}\ C\ell O_3^{1-}{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

O quarto, e último, passo é balancear as outras espécies da reação pelo método de tentativa. Após o balanceamento, teremos:

$$\mathbf{3}\ C\ell_{2(g)} + \mathbf{6}\ OH^{1-}{}_{(aq)} \longrightarrow \mathbf{5}\ C\ell^{1-}{}_{(aq)} + \mathbf{1}\ C\ell O_3^{1-}{}_{(aq)} + \mathbf{3}\ H_2O_{(\ell)}$$

Após determinar os menores coeficientes estequiométricos inteiros, efetuamos a soma:
3 + **6** + **5** + **1** + **3** = **18**

Portanto, alternativa correta **letra [C]**

17. Uma garrafa de água mineral tem no seu rótulo a seguinte composição, em mg/L:

Bicarbonato	100,0
Cálcio	22,0
Sódio	8,98
Nitrato	4,11
Sulfato	6,00
Magnésio	3,26
Potássio	2,70
Cloreto	0,73
Fluoreto	0,34

Sabe-se que a massa molar do íon sulfato (SO_4^{2-}) é de 96 g/mol. A quantidade de mols de íons sulfato contida em 16 L dessa água mineral é:

[A] $25 \cdot 10^{-3}$ mols [B] $150 \cdot 10^{2}$ mols [C] $1 \cdot 10^{-3}$ mols [D] $25 \cdot 10^{23}$ mols [E] $6{,}0 \cdot 10^{23}$ mols

Resolução:

Sabendo que temos 6,00 mg de íons sulfato em cada litro da água mineral, podemos, primeiramente, calcular qual a massa de íons sulfato estará presente em 16 L desta água através de uma multiplicação simples:

$$6 \times 16 = 96\ mg\ ou\ 0{,}096g$$

Sabendo a massa (em gramas) de íons sulfato presentes e lembrando que $n = \frac{\text{m (em gramas)}}{M}$, onde M equivale a massa molar, temos:

$$n = \frac{0{,}096}{96} = 1 \cdot 10^{-3}\ mol$$

Portanto, alternativa correta **letra [C]**

18. Os tipos de ligações químicas existentes nas substâncias cloreto de sódio (NaCℓ), gás cloro ($C\ell_2$) e água (H_2O) são, respectivamente:

[A] iônica, covalente apolar e covalente polar

[B] iônica, covalente polar e covalente apolar

[C] iônica, covalente apolar e covalente apolar

[D] covalente apolar, iônica e covalente polar

[E] covalente polar, iônica e covalente apolar

Resolução:

No **NaCℓ**, temos a ligação do Na (metal) com Cℓ (ametal). Os metais têm tendência a perder elétrons, enquanto os ametais tendem a ganhar. Por isso, quando há a ligação entre metal e ametal, ocorre a transferência de elétrons do metal para o ametal, que chamamos de **ligação iônica**.

No **$C\ell_2$**, temos a ligação entre 2 cloros. Por serem 2 ametais, ambos querendo receber elétrons, haverá um compartilhamento de elétrons, que chamamos de ligação covalente. Como estão sendo ligados átomos de elementos iguais, não há diferença de eletronegatividade entre os participantes da ligação. Portanto, não há a formação de polos de cargas opostas, tornando esta uma **ligação covalente apolar**.

No **H_2O**, também temos apenas ametais, portanto ligações covalentes. Porém, agora estão sendo ligados átomos de elementos distintos, havendo assim, uma diferença na eletronegatividade. O oxigênio, por ser mais eletronegativo, "puxa" os elétrons para mais próximo de si, afastando-os do Hidrogênio. Isso faz com que o Oxigênio fique com uma carga parcial negativa e o Hidrogênio com uma carga parcial positiva. Formando polos de cargas opostas e, com isso, uma **ligação covalente polar**.

Portanto, alternativa correta **letra [A]**

19. Em duas provetas contendo água, isenta de íons, são dissolvidas quantidades suficientes de óxido de cálcio, na proveta 1, e de dióxido de carbono, na proveta 2, para mudar o caráter ácido-base da água. Após a dissolução, as soluções contidas nas provetas 1 e 2 apresentam, respectivamente, caráter:

[A] básico e ácido

[B] básico e básico

[C] ácido e básico

[D] ácido e ácido

[E] neutro e ácido

Resolução:

O óxido de cálcio (CaO) é considerado um óxido básico, por ser formado por um metal alcalino-terroso. Quando reagimos um óxido básico com água, temos como produto um hidróxido (base), conforme a equação:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Com isso, a solução contida na proveta 1 apresenta caráter **básico**.

O dióxido de carbono (CO_2) é considerado um óxido ácido. Este, quando reage com água, forma um ácido, conforme reação a seguir:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

Com isso, a solução contida na proveta 2 apresenta caráter **ácido**.

Portanto, alternativa correta **letra [A]**

20. Em condições adequadas, a água vaporiza-se, passando do estado líquido para vapor. Considerando o processo de vaporização da água, nas condições fornecidas:

$$H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2O_{(g)} \ \Delta H = 44 \text{ kJ/mol}$$

A quantidade de calor necessária para provocar a vaporização de 900 mL de água líquida nesse processo é:

Dados:
Densidade da água = 1,0 g/mL
Massas atômicas: H = 1 u; O = 16 u

[A] 3000 kJ [B] 1500 kJ [C] 2200 kJ [D] 2000 kJ [E] 1800 kJ

Resolução:

O primeiro passo para resolver esta questão é calcular o número de mols de H_2O presentes em 900 mL do líquido. Tendo a densidade da água como 1 g/mL, concluímos que 900 mL = 900 g.

Com isso, lembramos que $n = \frac{\text{m (em gramas)}}{M}$, onde M equivale a massa molar da água. Logo, para calcularmos o número de mols (n) de água, devemos encontrar a massa molar da água, utilizando os valores de massas atômicas dados no enunciado da questão.

Como a molécula de água possui 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio, temos:

$$M = (1 \times 2) + (16 \times 1) = 18 g/mol$$

Então:

$$n = \frac{900}{18} = 50 \ mols$$

Após acharmos o número de mols de água, podemos calcular a quantidade de calor necessária para provocar a vaporização destes 50 mols, levando em consideração que a quantidade de calor necessária para provocar a vaporização de 1 mol equivale a 44 kJ, temos:

$$H_T = 50 \times 44 = \mathbf{2200 \ kJ}$$

Portanto, alternativa correta **letra [C]**

21. A tabela abaixo indica valores das velocidades da reação (v) em três experimentos e as correspondentes concentrações em mol/L dos reagentes X e Y em idênticas condições.

Experimento	v (mol . L^{-1} . min^{-1})	[X]	[Y]
1	0,3	0,1	0,1
2	0,6	0,2	0,1

3	2,4	0,2	0,2

O processo químico é representado pela equação abaixo, na qual a, b e c representam seus coeficientes.

$$aX + bY \rightarrow cZ$$

A equação da velocidade desse processo é:

[A] $v = k[X]^2[Y]$ [B] $v = k[X]$ [C] $v = k[Y]$ [D] $v = k[X][Y]^2$ [E] $v = k[X][Y]$

Resolução:

Para esta questão, devemos identificar a ordem de reação para cada reagente.

1. Para o reagente X:

Experimento	v (mol . L^{-1} . min^{-1})	[X]	[Y]
1	0,3	0,1	0,1
2	0,6	0,2	0,1

Isolando os experimentos 1 e 2, observamos que, ao multiplicarmos a [X] por 2, a velocidade da reação também se multiplica por 2. Como isso ocorre de forma igual, dizemos que esta reação é de ordem **1** para o reagente X.

2. Para o reagente Y:

Experimento	v (mol . L^{-1} . min^{-1})	[X]	[Y]
2	0,6	0,2	0,1
3	2,4	0,2	0,2

Isolando os experimentos 2 e 3, observamos que, ao multiplicarmos a [Y] por 2, a velocidade da reação se multiplica por 4, ou seja, 2^2. Como essa relação ocorre de forma quadrática, dizemos que esta reação é de ordem **2** para o reagente Y.

Concluímos então que, como a reação ocorre com ordem **1** para o reagente X e ordem **2** para o reagente Y, a equação da velocidade do processo será $v = k[X]^1[Y]^2$, ou $v = k[X][Y]^2$.

Portanto, alternativa correta **letra [D]**

22. O carbonato de sódio (Na_2CO_3) empregado na fabricação de vidro é preparado a partir do carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e cloreto de sódio (NaCℓ), segundo a equação balanceada:

$$CaCO_3 + 2\ NaC\ell \rightarrow Na_2CO_3 + CaC\ell_2$$

Partindo-se de 1250 g de carbonato de cálcio (com grau de pureza de 80%) e 650 g de cloreto de sódio (com grau de pureza de 90%), a massa de carbonato de sódio (Na_2CO_3) obtida dessa reação, admitindo-se um rendimento da reação de 80%, será de:

Dados:
Massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; Na = 23 u; Cℓ = 35,5 u; Ca = 40 u

[A] 585 g [B] 1000 g [C] 424 g [D] 650 g [E] 480 g

Resolução:

O primeiro passo para resolvermos esta questão é encontrar a massa molar das substâncias relacionadas no enunciado, ou seja, o carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e o carbonato de sódio (Na_2CO_3), utilizando os valores de massa atômica dados no enunciado.

$$\boldsymbol{M_{CaCO3} = (40 \times 1) + (12 \times 1) + (16 \times 3) = 100\ g/mol}$$

$$M_{NaC\ell} = (23 \times 1) + (35,5 \times 1) = 58,5\ g/mol$$

$$M_{Na2CO3} = (23 \times 2) + (12 \times 1) + (16 \times 3) = 106\ g/mol$$

Tendo as massas molares, devemos identificar qual a **massa real** (mR) de cada reagente, já que estes não são puros.

$$mR_{CaCO3} = 1250 \times 0,8 = 1000\ g$$

$$mR_{NaC\ell} = 650 \times 0,9 = 585\ g$$

Após a identificação das massas reais, devemos identificar quem será o reagente limitante nesta equação. Observando a proporção estequiométrica entre o $CaCO_3$ e o $NaC\ell$, vemos que 1 mol de $CaCO_3$ necessita de 2 mols de $NaC\ell$. Logo: a cada 100 g de $CaCO_3$, são necessários 117g (58,5 x 2) de $NaC\ell$. Como, na questão ele dá uma massa menor de $NaC\ell$, fica claro que este é o nosso reagente limitante. Logo, este reagente terminará primeiro, limitando a reação à sua quantidade.

A partir daí, com uma regra de 3 simples, estabelecemos a proporção entre o $NaC\ell$ e o Na_2CO_3. Como a proporção entre as espécies é de 2:1, cada 2 mols de $NaC\ell$ geram 1 mol de Na_2CO_3. Logo:

2 x 58,5 g de $NaC\ell$ ----- 106 g de Na_2CO_3
585 g de $NaC\ell$ ---------- $\mathbf{m_{Na2CO3}}$

$$117\boldsymbol{m_{Na2CO3}} = 62010 \gg \boldsymbol{m_{Na2CO3}} = \frac{62010}{117} \gg \boldsymbol{m_{Na2CO3}} = 530\ g$$

O valor encontrado seria a resposta, caso o rendimento da reação fosse de 100%. Como o rendimento é de 80%, a **massa real** (mR) de Na_2CO_3 encontrada será:

$$mR_{Na2CO3} = 530 \times 0,8 = \mathbf{424\ g}$$

Portanto, alternativa correta **letra [C]**

23. Dado o quadro abaixo:

Substância e fase de agregação	$CO_{2(s)}$	$H_2O_{(\ell)}$	$NH_{3(\ell)}$	$CC\ell_{4(\ell)}$	$I_{2(s)}$
Momento dipolar resultante da molécula (μ_r)	$\mu_r = 0$	$\mu_r \neq 0$	$\mu_r \neq 0$	$\mu_r = 0$	$\mu_r = 0$
Ângulo de ligação	180º	104º5’	107º	109º28’	180º

A alternativa que relaciona corretamente a molécula da substância, a polaridade dessa molécula, a forma geométrica dessa molécula e o tipo de força intermolecular dessa substância, nessa ordem, é:

[A] CO_2, apolar, linear e dipolo permanente-dipolo permanente

[B] H_2O, polar, linear e ligações de hidrogênio

[C] NH_3, polar, piramidal e ligações de hidrogênio

[D] $CC\ell_4$, apolar, tetraédrica e ligações de hidrogênio

[E] I_2, polar, angular e dipolo induzido-dipolo induzido

Resolução:
Toda esta questão é resolvida consultando a tabela que foi dada no enunciado. Primeiramente, observando o momento dipolar resultante da molécula (μ_r). Quando este for = 0, a molécula é polar. Quando for ≠ 0, a molécula é apolar.

Observando os ângulos de ligação, lembramos as geometrias:

Ângulos de ligação	Geometria
180º	Linear
104,5º	Angular
107º	Piramidal
109,28º	Tetraédrica

Por último, a força intermolecular:

Ligação de hidrogênio → Ocorre entre moléculas que contêm átomos de hidrogênio ligados a átomos de elementos muito eletronegativos.
Dipolo permanente-dipolo permanente → Ocorre em moléculas polares, onde há uma diferença de eletronegatividade, porém, não tão forte quanto a ligação de hidrogênio.
Dipolo induzido-dipolo induzido → Ocorre em moléculas apolares.

Na alternativa [A] temos o CO_2. Por ser uma molécula apolar ($\mu_r = 0$), sua força intermolecular é do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.

Na alternativa [B] temos o H_2O. Observando o ângulo da ligação, vemos que sua geometria é angular.

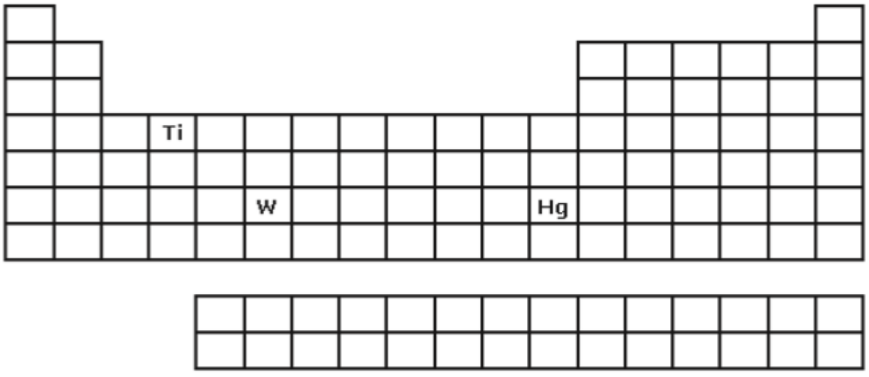
Na alternativa [C] temos o NH_3. Todas as afirmações estão corretas.

Na alternativa [D] temos o $CC\ell_4$. Não possui hidrogênio em sua estrutura. Sua força intermolecular é do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.

Na alternativa [E] temos o I_2. Observando o ângulo da ligação, vemos que sua geometria é linear.

Tendo essas informações, a opção correta é a **letra [C]**

24. Analise as afirmações I, II e III referentes aos metais, cujas posições na Tabela Periódica estão representadas no esquema abaixo:



I) É frequentemente usado em lâmpadas incandescentes, tem elevado ponto de fusão e número atômico igual 74.

II) É líquido nas condições ambiente (25º C e 1 atm) e utilizado em barômetros, em lâmpadas especiais e em odontologia.

III) Possui número atômico 22 e está na família 4 da Tabela Periódica. Algumas de suas utilizações podem ser assim exemplificadas: aplicação de próteses em joelhos e quadris; colocação de pinos para fixação entre a mandíbula e a prótese dentária.

Os metais descritos em **I**, **II** e **III** são, respectivamente:

[A] tungstênio, mercúrio e titânio

[B] titânio, mercúrio e tungstênio

[C] tungstênio, titânio e mercúrio

[D] mercúrio, tungstênio e titânio

[E] titânio, tungstênio e mercúrio

Resolução:

A melhor forma de resolver esta questão é analisando, primeiramente, a descrição **II**. O único metal que, em temperatura ambiente, encontra-se no estado líquido é o mercúrio (Hg).

Posteriormente, analisamos a descrição **III**. Dentre os metais citados, o que se encontra na família 4 (ou seja, quarta linha vertical da tabela) é o titânio (Ti).

Portanto os metais descritos em **I**, **II** e **III** são, respectivamente: tungstênio, mercúrio e titânio.

Alternativa correta **letra [A]**

CONCURSO DE ADMISSÃO A ESCOLA PREPARATÓRIA DE CADETES DO EXÉRCITO – 2009 – MODELO B

13. Assinale a alternativa correta:

[A] A condutividade elétrica dos metais é explicada admitindo-se a existência de nêutrons livres.

[B] O nitrato de sódio é um composto iônico, mas que apresenta ligações covalentes entre o átomo de nitrogênio e os átomos de oxigênio.

[C] Uma molécula com ligações polares pode somente ser classificada, quanto à sua polaridade, como uma molécula polar.

[D] Não existe força de atração entre moléculas apolares.

[E] As forças de atração entre as moléculas do ácido bromídrico são denominadas ligações de hidrogênio.

Resolução:

Analisando cada opção, temos:

[A] **Incorreta.** Como os neutros não possuem carga, nada afetam na condutividade elétrica, que, nos metais, pode ser explicada pela existência de **elétrons** livres.

[B] **Correta.** O nitrato de sódio é o $NaNO_3$. É um composto iônico, pois possui elementos metálicos e ametálicos e sofre dissociação iônica ao ser dissolvido em água, formando os íons Na^+ e NO_3^-. Porém, no NO3 existem ligações covalentes, entre os ametais nitrogênio e oxigênio.

[C] **Incorreta.** Existem moléculas cujas ligações são polares, porém o momento dipolar resultante da molécula (μ_r) é igual a 0, tornando-a apolar. Basicamente, a molécula deve ter 2 ou mais extremidades de cargas opostas para ser classificada como polar. O CO_2, por exemplo, possui uma geometria linear (O=C=O). Suas ligações são polares, devido a diferença de eletronegatividade entre C e O. Porém as duas extremidades da molécula apresentam cargas negativas, o que torna a molécula apolar.



[D] **Incorreta.** Apesar de serem muito fracas, existem forças de atração entre moléculas apolares chamadas dipolo induzido.

[E] **Incorreta.** As forças de atração entre as moléculas do ácido bromídrico são denominadas dipolo permanente ou dipolo-dipolo. As ligações de hidrogênio ocorrem apenas quando este está ligado a um elemento muito eletronegativo, como flúor, nitrogênio e oxigênio.