

**Prova OBAQ\_2013**  
**Questões discursivas - Gabarito**

**Questão 01 (peso 2)**

Considere as moléculas  $\text{H} - \text{F}$  e  $\text{H} - \text{Cl}$ . As eletronegatividades dos átomos envolvidos são:  $\text{H} = 2,1$ ;  $\text{Cl} = 3,0$  e  $\text{F} = 4,0$ . Responda:

- a) Qual das duas moléculas é mais polar? Justifique.
- b) Ambas as moléculas atraem outras iguais via forças de London? Se não, explique. Se sim, diga em qual delas essas forças são mais intensas e explique.

**RESPOSTA:**

- a) **HF** é mais polar que **HCl**. **JUSTIFICATIVA:** A polaridade de moléculas está relacionada com o vetor momento de dipolo resultante da soma vetorial dos dipolos das ligações. Esse vetor resultante depende também da geometria, mas para moléculas diatômicas, como é o caso de  $\text{H} - \text{F}$  e  $\text{H} - \text{Cl}$ , a polaridade da molécula é a mesma da ligação. Nesse caso, a polaridade da ligação é pode ser avaliada pela diferença de eletronegatividade entre os átomos ligados. Como essa diferença é maior para HF (1,9) do que para HCl (0,9), pode-se afirmar que a molécula HF é mais polar que HCl.
- b) **SIM**, tanto as moléculas HF atraem-se via forças de London quanto as HCl. Essas forças são mais intensas entre moléculas HCl que entre moléculas HF. **EXPLICAÇÃO:** as forças de London são atrações eletrostáticas entre dipolos instantâneos e dipolos induzidos. Dipolos instantâneos são decorrentes da distorção (polarização) da nuvem eletrônica e quanto maior for essa nuvem (elétrons mais distantes do núcleo) mais polarizável ela é e, portanto, o dipolo instantâneo é mais intenso. Como a nuvem eletrônica do cloro é maior que a do flúor (elétrons de valência no nível 3 para o cloro e no nível 2 para o flúor) o HCl é mais polarizável que o HF e o dipolo instantâneo nessa molécula é mais intenso que no HF.

**Questão 02 (peso 3)**

Após a queima de uma amostra de palha de aço, observaram-se um aumento na massa e mudanças no aspecto da mesma. Foram realizados dois experimentos com massas iniciais diferentes e os resultados encontram-se na tabela a seguir:

Experimento	Massa inicial (g)	Massa final (g)
01	4,57	5,32
02	3,68	4,32

Após analisar os resultados apresentados, **discuta** os seguintes pontos:

- Este experimento não obedece à lei da conservação da massa.
- Qual a massa final se for feito um terceiro experimento com massa inicial 10 g?
- Qual a lei das combinações você usou para responder ao item **b**?

**RESPOSTA:**

- Segundo a lei da conservação das massas, “em um sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos”. Na questão não há referência a forma em que a queima aconteceu. Como não houve a informação admite-se que o procedimento ocorreu sem controle dos reagentes do ambiente, daí o aumento da massa. Esse aumento de massa é resultado da reação do ferro, presente na palha de aço, com o oxigênio do ar ( $O_2(g)$ ) formando óxido de ferro ( $Fe_xO_y$ ). Logo, a massa do óxido formado é maior que a massa inicial do ferro. Caso o experimento fosse realizado em sistema fechado, não ocorreria o aumento da massa, pois o oxigênio também teria sua massa determinada antes da reação. Com isso pode-se afirmar que a lei da conservação da massa é sim obedecida.
- Partindo-se dos dados experimentais pode-se encontrar a proporção existente entre a massa inicial e final, como apresentado na tabela a seguir.

Experimento	Massa inicial	Massa final	$M_{\text{final}}/M_{\text{inicial}}$
01	4,57	5,32	$5,32/4,57 \approx 1,2$
02	3,68	4,32	$4,32/3,68 \approx 1,2$

Como pode ser observado, a proporção entre a massa inicial e a final é aproximadamente 1,2. Esta proporção pode ser utilizada para o cálculo da massa desta reação partindo-se de qualquer massa inicial.

Se a massa inicial é de 10g tem-se:

$$M_{\text{final}}/10 = 1.2$$

$$\text{Logo } M_{\text{final}} = 12\text{g}$$

- Como visto na resolução do item anterior, foi utilizada a *lei das proporções fixas*, *lei das proporções definidas* ou *lei de Proust*. Segundo Proust, as massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam da reação obedecem sempre a uma proporção constante.

**Questão 03 (peso 3)**

Tem-se 01 litro de solução de HCl cujo pH = 1. Com relação a esta solução, responda justificando:

- a) Qual é o pH de uma amostra de 100 ml desta solução?
- b) Qual é o pH de uma solução obtida a partir de 10 ml desta solução diluída para 100ml?
- c) Se o pH da solução preparada em **b** diminuiu, isto se deve à neutralização de parte dos íons  $H_3O^+$ ?

**RESPOSTA:**

- a) O pH será o mesmo da solução original, ou seja pH= 1, uma vez que foi retirada uma amostra sem nenhuma interferência na concentração. Como a concentração é uma relação entre quantidade de soluto e quantidade de solvente não há variação desta em qualquer fração retirada.
- b) Neste caso o volume de solução variou de 10 para 100 mL por adição de solvente e o pH vai ser diferente do original. Como  $pH = -\log [H^+]$  e o HCl é um ácido forte, se o pH = 1 é porque a concentração da solução original é  $10^{-1}$  mol/L. A nova solução foi obtida por diluição da inicial, portanto a sua concentração será menor, ou seja, a concentração varia inversamente com o volume:

$$C_{\text{inicial}}/C_{\text{final}} = V_{\text{final}}/V_{\text{inicial}}$$

$$0,1/C_{\text{final}} = 100/10$$

$$C_{\text{final}} = 0,01 \text{ mol/L ou } 10^{-2} \text{ mol/L}$$

O pH da nova solução é:

$$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

**c) ANULADO???**

**Questão 04 (peso 2)**

- a) O que você entende por ligação iônica?
- b) Use o seu entendimento dado no item **a** para justificar o fato de que a ligação entre cloro e sódio é iônica, mas aquela entre cloro e hidrogênio é covalente.

**DADOS:** Energia de ionização do sódio: 496 kJ/mol

Energia de ionização do hidrogênio: 1312 kJ/mol

**RESPOSTA:**

- a) Força de atração eletrostática entre íons, positivos e negativos.
- b) O que determina se a ligação vai ser iônica ou não é o balanço energético que resulta, principalmente, das energias para formar os íons e da energia decorrente das atrações entre os íons. Essas energias são: 1. Energia de ionização (formar o íon positivo); 2. Afinidade eletrônica (formar o íon negativo); 3. Energia reticular (devido às atrações entre os íons). A questão dá informações das energias de ionização do sódio e do hidrogênio. A partir da análise desses valores, pode-se perceber que a energia de ionização do hidrogênio é mais do que 2,5 vezes a EI do sódio. Sabendo que energia de ionização é energia fornecida e que quanto maior é a energia fornecida mais difícil do processo ocorrer, pode-se justificar o fato de o NaCl ser iônico e o HCl não.

**Questão 05 (peso 1)**

A seguir são dadas duas configurações eletrônicas, segundo Bohr, para o átomo de nitrogênio. Diga qual das duas representa um estado excitado desse elemento e justifique sua resposta.

- a) [He] L<sup>5</sup>
- b) [He] M<sup>5</sup>

**RESPOSTA:**

A configuração apresentada na letra **b**, **[He] M<sup>5</sup>**, é a que representa o nitrogênio num estado excitado, ou seja, um estado de energia mais alta que o fundamental, enquanto que a da letra **a** representa o estado fundamental. Segundo Bohr, a energia da camada L é mais baixa que a da camada M e, para seguir a ordem crescente de energia, os cinco elétrons, além dos dois que estão representados em [He], deveriam estar na camada L. Como estes elétrons estão representados na camada M, esta configuração **[He] M<sup>5</sup>** representa um estado excitado.