



Escola Secundária Dom Manuel Martins

Setúbal

Prof. Carlos Cunha

1º Momento de Avaliação

FÍSICA e QUÍMICA

ANO LECTIVO 2004 / 2005

11º ANO

N.º ____ NOME: _____ TURMA: A

CLASSIFICAÇÃO

Amoníaco, NH₃



Estado físico:

Gás incolor, com odor a petróleo. É muito solúvel na água, e a solução líquida obtida designa-se por amónia.

Aplicações:

- Indústria dos adubos
- Petróleo e carburantes
- Tratamento de metais
- Síntese orgânica
- Indústria do frio
- Indústria têxtil
- Produtos de limpeza e insecticidas
- Tabaco, leveduras e pasta de papel

in <http://www.eq.uc.pt/~mena3/amoniaco.html>

Este composto é portanto muito importante para a vida da sociedade actual.

1. Com base nestas informações, e outras que conheces sobre este composto, classifica as seguintes afirmações em verdadeiras ou falsas:

- O amoníaco é formado por átomos de hidrogénio e de fósforo;
- A molécula de amoníaco tem geometria planar;
- O amoníaco tem um baixo ponto de ebulição;
- É uma substância tóxica, por inalação;
- O átomo central é de azoto.

Estudando as reacções químicas, Lavoisier (1743-1794) enunciou a famosa Lei da Conservação das Massas, que ainda hoje se utiliza para que um esquema químico passe a representar uma reacção química:

"Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma"

Numa das suas experiências, Lavoisier aqueceu enxofre ($A_r(S) = 32,1$) num recipiente fechado, obtendo dióxido de enxofre ($A_r(O) = 16,0$).

2. Escreve o esquema químico que representa esta reacção química e utilizando a Lei de Lavoisier, transforma o esquema químico numa equação química (caso necessário);

3. Se a massa de enxofre aquecida foi de 8,0 g, qual a quantidade de dióxido de enxofre que se obtém?

4. Sendo o recipiente fechado, qual o volume de oxigénio que o mesmo tem que conter (nas condições PTN) para que o enxofre seja totalmente queimado? ($1 \text{ mol de gás} = 22,4 \text{ dm}^3$)

Numa outra experiência, Lavoisier encerrou um pedaço de ferro num outro recipiente fechado e determinou a sua massa. Verificou que ao fim de algum tempo o ferro estava muito “enferrujado” e que a massa do sólido tinha aumentado.

5. Terá Lavoisier descoberto uma excepção à sua Lei de Conservação das Massas? Explica.

No laboratório pode produzir-se o amoníaco gasoso utilizando a seguinte montagem:

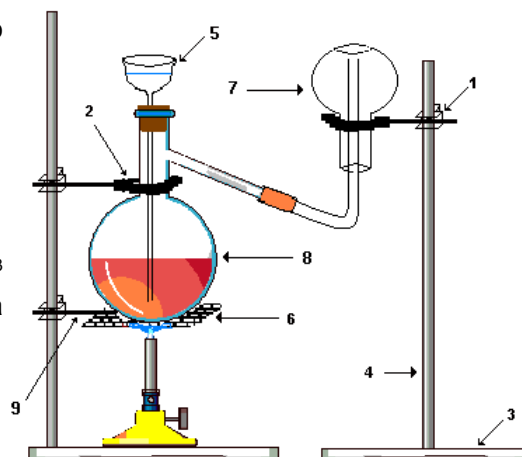
A reacção que ocorre é a seguinte:



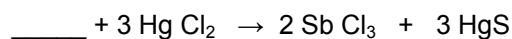
6. Utilizam-se 10 g de cloreto de amónio, para obterem $3,7 \text{ dm}^3$ de amoníaco, nas condições PTN. Qual o rendimento desta reacção química?

$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ g/mol}$

$M(\text{NH}_3) = 17,0 \text{ g/mol}$



É claro que antes de Lavoisier, outros químicos se dedicaram às grandes descobertas. Na verdade, nos finais do século XVI, John Beguin encontrou aquela que é considerada a primeira reacção química, que utilizando a simbologia actual se pode escrever:

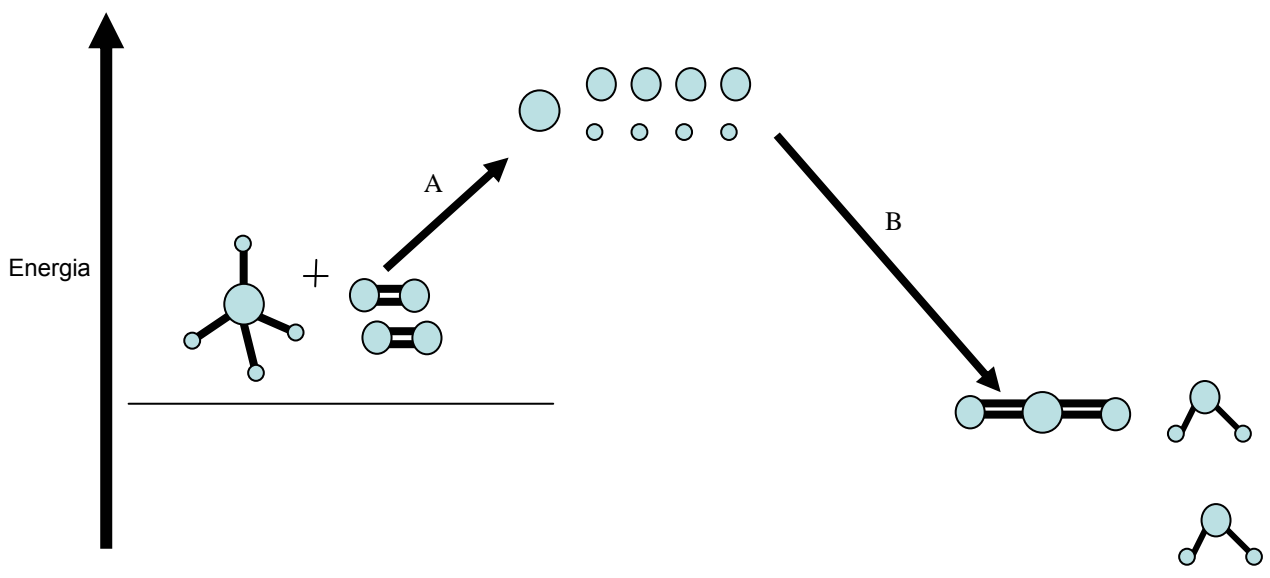


7. Indica a fórmula do reagente que falta na equação.

8. Admitindo que reagem 10 g do reagente mistério ($M(X) = 339,7 \text{ g/mol}$) e 5 g de cloreto de mercúrio ($M(\text{Hg Cl}_2) = 271,5 \text{ g/mol}$), qual destes reagente está em excesso?

(adaptado de prova – modelo da Universidade Católica)

Falemos um pouco de ambiente. Um dos gases libertados nas ETAR e nos aterros sanitários é o metano (CH_4). Este gás, sofre combustão em queimadores permitindo a produção de corrente eléctrica. O processo de combustão pode ser representado da seguinte forma:



9. A reacção é endotérmica ou exotérmica? Justifica.

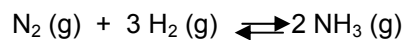
10. O que ocorre durante os processos A e B? (formação ou ruptura de ligações)

11. Qual é maior em valor absoluto:

A entalpia associada à quebra de 4 ligações C – H e 2 ligações O = O, ou a entalpia associada à formação de de 2 ligações C = O e 4 ligações C – H?

Voltemos ao amoníaco. Durante a 1ª Guerra Mundial a produção deste composto subiu muito devido à sua utilização no fabrico de explosivos. O processo industrial foi então otimizado e desenvolvido por dois cientistas alemães: Carl Bosh e Fritz Haber, que permitiram encontrar as condições de pressão, temperatura e o catalizador adequado ao processo.

A reacção que se utiliza agora é a seguinte:

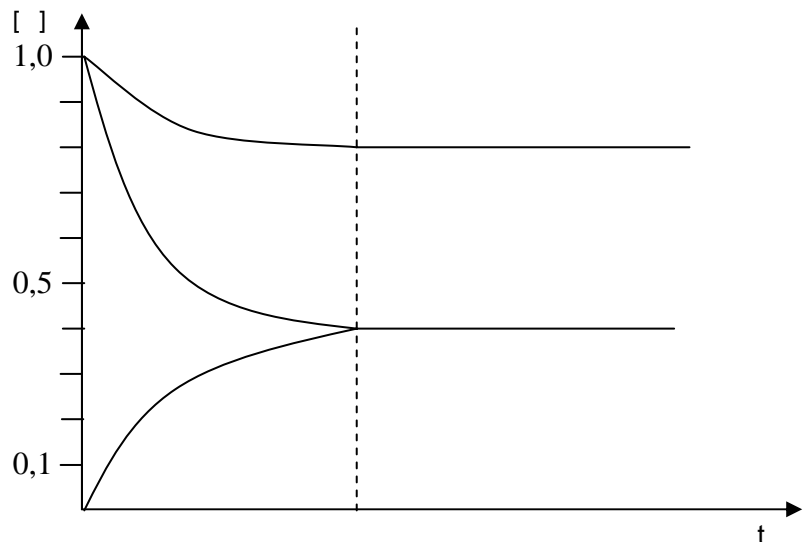


É uma reacção incompleta, exotérmica.

12. Escreve a expressão da constante de equilíbrio desta reacção química.

Num dado instante colocou-se num reactor 1,0 mol /dm³ de hidrogénio e de azoto. A evolução das concentrações, a determinada temperatura, dos diversos componentes, representa-se no gráfico seguinte:

13. Determina o valor da constante de equilíbrio deste sistema.

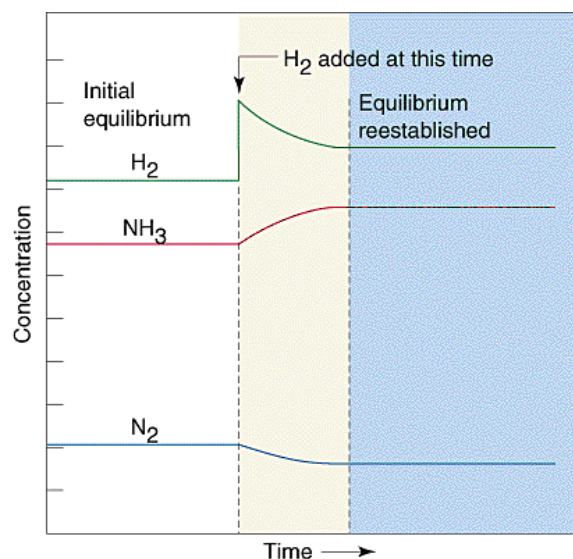


14. A constante deste equilíbrio, a 350° C tem o valor de 5,86. Tendo em conta o comportamento energético da reacção, a temperatura de trabalho na questão 13 era inferior ou superior a 350° C? Justifica.

Num determinado instante foi injectado hidrogénio para dentro do sistema fechado. A evolução do sistema é o que se apresenta no gráfico seguinte:

15. Observando o gráfico, podemos dizer que, logo após a introdução do H_2 :

- i) $Q < K_c$
- ii) $Q = K_c$
- iii) $Q > K_c$

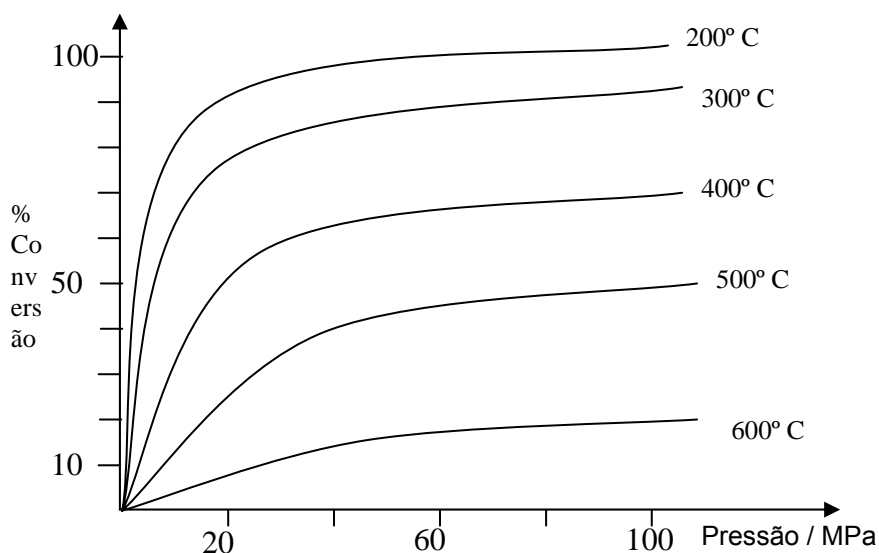


Em 1888, um professor de Química enunciou aquela que viria a ser conhecida como a Lei de Le Chatelier:

“Se numa reacção química em equilíbrio houver uma perturbação do estado de equilíbrio, a reacção tende a reajustar-se num novo estado de equilíbrio. A reacção evolui no sentido de contrariar a perturbação imposta”

É com base nesta lei, e em pressupostos de ordem económica (quanto maior lucro melhor) que se faz a optimização dos processos industriais. O gráfico seguinte representa a percentagem de conversão da mistura de hidrogénio com azoto de forma a produzir o amoníaco, em função da pressão e da temperatura.

16. Para que condições de pressão e temperatura são mais vantajosas as taxas de produção de amoníaco? Justifica.



17. Os reactores da indústria do amoníaco, trabalham a uma temperatura próxima dos 400°C. Tal facto entra em contradição com a leitura do gráfico? Em caso afirmativo, dá uma explicação.

Quando se iniciou um a produção de lote de amoníaco, introduziu-se no reactor 2,0 mol de H_2 , 3,0 mol de N_2 e já havia 0,2 mol de NH_3 . O reactor tem um volume de $2,0 \text{ dm}^3$.

18. Quando se atingiu o equilíbrio, existiam 1,1 mol de H_2 , Quais as concentrações de todos os constituintes em equilíbrio?

19. Esboça o gráfico de evolução das concentrações em função do tempo, para este sistema.

20. Qual foi o rendimento deste processo de produção de amoníaco? Como poderia actuar por forma a aumentá-lo?

Questão	Cotação	Questão	Cotação
1.	10	11.	10
2.	10	12.	10
3.	10	13.	10
4.	10	14.	10
5.	10	15.	10
6.	10	16.	10
7.	10	17.	10
8.	10	18.	10
9.	10	19.	10
10.	10	20.	10
		TOTAL	200

