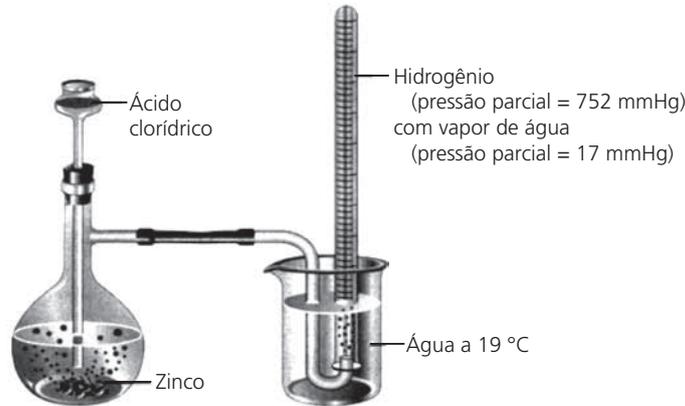


Gases Coletados Sobre Água

Uma técnica usada em laboratório quando se quer preparar um gás através de uma reação química e coletá-lo em um recipiente, de modo a medir seu volume e sua pressão, consiste em borbulhar o gás em um tubo contendo água, como mostra a figura:



Como exemplo, o hidrogênio produzido pela reação entre o ácido clorídrico e o zinco metálico é transferido para o tubo graduado invertido, inicialmente cheio com água. Quando a altura do tubo coletor é ajustada de modo que o nível de água no seu interior coincida com o nível de água no béquer, a pressão do gás no tubo é a pressão barométrica (atmosférica). A pressão total do gás é igual à soma da pressão parcial do hidrogênio com a pressão de vapor da água.

Se o nível da água é o mesmo dentro e fora do tubo coletor, temos:

$$p_{\text{gás}} + p_{\text{vapor}} = p_{\text{atm}} \Rightarrow p_{\text{gás}} = p_{\text{atm}} - p_{\text{vapor}}$$

Se o nível da água dentro do tubo estiver a uma altura **h** acima do nível externo, devemos considerar a pressão da coluna de líquido:

$$p_{\text{gás}} + p_{\text{vapor}} + p_{\text{liq}} = p_{\text{atm}}$$

Sendo p_{liq} a pressão da coluna líquida (pressão hidrostática), a qual é dada por:

$$p_{\text{liq}} = d \cdot g \cdot h$$

Sendo:

d = densidade do líquido;

g = aceleração da gravidade;

h = altura da coluna líquida.

PRESSÃO DE VAPOR DA ÁGUA EM FUNÇÃO DA TEMPERATURA

Temp. (°C)	Pressão (kPa)										
0	0,61	9	1,15	18	2,07	27	3,56	40	7,37	85	57,81
1	0,65	10	1,23	19	2,20	28	3,77	45	9,59	90	70,10
2	0,71	11	1,31	20	2,33	29	4,00	50	13,33	95	84,54
3	0,76	12	1,40	21	2,49	30	4,24	55	15,73	96	87,67
4	0,81	13	1,49	22	2,64	31	4,49	60	19,92	97	90,94
5	0,87	14	1,60	23	2,81	32	4,76	65	25,00	98	94,30
6	0,93	15	1,71	24	2,97	33	5,03	70	31,16	99	97,75
7	1,00	16	1,81	25	3,17	34	5,32	75	38,54	100	101,32
8	1,07	17	1,93	26	3,36	35	5,63	80	47,34	101	105,00

Umidade relativa do ar

Quando qualquer gás puro ou mistura gasosa entra em contato com um líquido, o gás retira vapor do líquido. Se for mantido o contato por tempo suficiente, será atingido o equilíbrio, quando a pressão parcial do vapor na mistura gasosa será igual à pressão máxima de vapor do líquido à temperatura do sistema. Nesta situação, o gás está **saturado** com o vapor. Podemos dizer ainda que a mistura se encontra em seu **ponto de orvalho**, temperatura na qual se pode iniciar a condensação do vapor.

A umidade relativa do ar mede a concentração do vapor de água em mistura com o ar atmosférico.

$$U.R. = \frac{p_v}{p_v^\circ} \cdot 100\%$$

Sendo:

- p_v = pressão parcial do vapor d'água no ar atmosférico;
- p_v° = pressão máxima de vapor da água pura na mesma temperatura.

Se a temperatura aumenta, a pressão de vapor da água pura também aumenta, o que faz a umidade relativa do ar diminuir. Quando a umidade relativa é muito baixa (< 30%), a evaporação da água da superfície do corpo é rápida e acentuada, havendo ressecamento das mucosas bucais e nasais. Por outro lado, umidades relativas elevadas (> 80%) provocam a sensação desagradável de excesso de suor na pele.

Se uma massa de ar quente é subitamente resfriada, a pressão de vapor da água pura diminui e a umidade relativa aumenta. Quando a umidade relativa do ar chega a 100%, a água líquida condensa. Esse é o princípio de formação das nuvens, que são constituídas de minúsculas gotas de água líquida.

Gases reais

Considerações Gerais

Todos os gases reais desviam-se ligeiramente da lei dos gases ideais ($pV = nRT$). Tais desvios crescem a baixas temperaturas e altas pressões, quando as partículas do gás estão relativamente próximas umas das outras. Dois fatores devem ser considerados na análise de um gás real:

- 1º) O volume próprio das partículas do gás (o tamanho das partículas não é desprezível).
- 2º) As forças atrativas entre as partículas.

A temperatura e a pressão influem no comportamento do gás, que se desvia mais do ideal a:

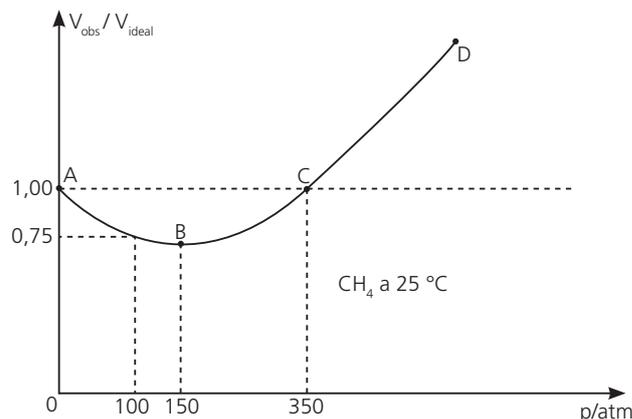
- Altas pressões;
- Temperaturas baixas.

Efeito da Temperatura

Com a diminuição da temperatura, as partículas do gás se movem mais lentamente, aumentando o efeito das forças atrativas. Isso faz com que a "pressão efetiva" sobre as moléculas seja maior que a pressão medida. Desse modo, o volume observado, V_{obs} , é menor que o calculado pela lei dos gases ideais, V_{ideal} . Quanto mais próximo do ponto de ebulição, maior é o desvio em relação à lei dos gases ideais.

Efeito da Pressão

Com o aumento da pressão, o volume diminui e as moléculas se aproximam, de modo a se atraírem cada vez mais fortemente, o que faz o volume medido se tornar menor que o volume ideal. Quanto menor o volume do sistema, tanto mais significativo se torna o tamanho da partícula de gás. Com a diminuição da temperatura, as partículas do gás se movem mais lentamente, aumentando também o efeito das forças atrativas.



Efeito da pressão sobre o volume de um gás real. V_{obs} é o volume observado (medido).

- Ponto A: $V_{obs} = V_{ideal}$ (pressão nula).
- Trecho AB: $V_{obs} < V_{ideal}$ e V_{obs} / V_{ideal} diminuindo \Rightarrow efeito das atrações intermoleculares.
- Trecho BC: $V_{obs} < V_{ideal}$ e V_{obs} / V_{ideal} aumentando \Rightarrow o volume das moléculas já contribui para o V_{obs} .
- Ponto C: $V_{obs} = V_{ideal} \Rightarrow$ o efeito do volume molecular é equivalente ao das forças atrativas.
- Trecho CD: $V_{obs} > V_{ideal} \Rightarrow$ o efeito do volume molecular predomina.

Conclusões:

- 1º) A baixas pressões, perto de 1 atm, $V_{obs} \cong V_{ideal}$.
- 2º) A pressões intermediárias, $V_{obs} < V_{ideal}$.
- 3º) A pressões extremas, $V_{obs} > V_{ideal}$.

Equação de Van der Waals

Em 1873 o químico holandês **Johannes Diederik Van der Waals** publicou a equação que leva seu nome e que considera as forças atrativas intermoleculares e o volume próprio das moléculas. A **Equação de Van der Waals** tem a forma:

$$\left(p + \frac{a \cdot n^2}{V^2} \right) (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

Sendo:

- p** = pressão medida **V** = volume do recipiente
n = número de mols **R** = constante universal dos gases
T = temperatura absoluta **a** e **b** = constantes próprias de cada gás

As constantes **a** e **b** são funções da natureza do gás. Exemplos:

gás	a, L ² · atm · mol ⁻²	b, L · mol ⁻¹
H ₂	0,244	0,027
O ₂	1,360	0,032
N ₂	1,390	0,039
CH ₄	2,253	0,043
CO ₂	3,592	0,043
H ₂ O	5,464	0,030



Exercícios

01. Qual o volume de oxigênio que, medido nas CNTP, tem o mesmo peso que 1 litro de hidrogênio, medido a 50 °C e 800 mmHg de pressão?
02. Colocamos 8,40 g de nitrogênio e 6,40 g de oxigênio em um recipiente fechado que contém álcool líquido a 0 °C. Se o volume da fase gasosa é de 15,20 litros e a pressão da mesma é de 572 mmHg, qual a pressão de vapor do álcool a 0 °C?
03. 1 g de certa substância orgânica apresentando caracteres de um ácido dá, por combustão, 1,467 g de CO₂ e 0,600 g de H₂O. A densidade de vapor desta substância em relação ao ar atmosférico é 2,08. Pede-se a natureza desta substância e sua fórmula. **Dado:** a massa molecular aparente do ar atmosférico é igual a 28,9 u.
04. 0,222 g de um composto orgânico **A** deram por combustão 0,639 g de CO₂ e 0,1684 g de H₂O. 0,22 g de **A** deram 24,7 cm³ de nitrogênio a 20 °C e 755 mmHg de pressão. A sua densidade de vapor em relação ao hidrogênio é 53,5. Qual a sua fórmula molecular?
05. Tratando-se 16 g de uma soda comercial (Na₂CO₃) pelo HCl houve desprendimento de um gás que, medido na pressão de 1,5 atm acusou 2,2 litros na temperatura de 30 °C. Qual o grau de pureza da soda?

Gabarito – Exercícios

- 01: 55,56 cm³
02: 12,35 mmHg
03: CH₃COOH
04: C₇H₉N
05: 87,81%

IME - INSTITUTO MILITAR DE ENGENHARIA - RESULTADO FINAL 2011/2012

FARIAS BRITO

1º Lugar Geral do Brasil no IME

(O maior número de pontos nas categorias Ativa e Reserva)



Adriana Nunes
Chaves Lima

Pela primeira vez
na história do IME,
uma mulher é
1º lugar
geral do Brasil.



1ª do Brasil no IME



Organização
das Nações Unidas
para a Educação,
a Ciência e a Cultura



Escolas
Associadas
da UNESCO

ORGANIZAÇÃO EDUCACIONAL

**FARIAS
BRITO**

Lições para toda a vida.

www.fariasbrito.com.br