



UNIVERSIDAD  
POLITECNICA  
DE VALENCIA

# Gases ideales y gases reales

<b>Apellidos, nombre</b>	Atarés Huerta, Lorena (loathue@tal.upv.es)
<b>Departamento</b>	Departamento de Tecnología de Alimentos
<b>Centro</b>	ETSIAMN (Universidad Politécnica de Valencia)



## 1 Resumen de las ideas clave

En este artículo vamos a comparar el comportamiento de los gases reales con el modelo de gas ideal. En ambos casos hablaremos de las ecuaciones aplicables. En concreto para el modelo del gas ideal, haremos una sencilla descripción molecular y comentaremos las ventajas que supone el uso del modelo.

## 2 Introducción

El comportamiento de los gases se describe a través de ecuaciones de estado. Se trata de ecuaciones que, para una cantidad concreta de moles de gas, relacionan tres propiedades del mismo: presión, volumen y temperatura. Diversos autores han propuesto ecuaciones con este objetivo.

Ante la desventaja que supone el estudio de una realidad con cierto grado de complicación, habitualmente en física se utilizan modelos, que pueden entenderse como simplificaciones de la realidad. En este documento vamos a estudiar el modelo de gas ideal, y la ventaja que supone respecto a estudiar la realidad.

## 3 Objetivos

Con la redacción del presente artículo docente, se pretende que el alumnado sea capaz de:

- Comprender la utilidad de la utilización de modelos en física
- Identificar las propiedades del modelo de gas ideal
- Diferenciar el comportamiento de un gas real del modelo de gas ideal

## 4 Desarrollo

### 4.1 El comportamiento de los gases reales

Cuando una sustancia se encuentra en estado gaseoso, las moléculas que la conforman se encuentran en movimiento caótico constante.



Figura 1: representación esquemática de los estados de agregación de la materia, incluyendo los procesos de cambio de estado



Los gases pertenecen a la realidad y por lo tanto debemos considerarlos como reales. Para una cierta cantidad de moles de gas, la relación entre sus tres propiedades (presión, volumen y temperatura) es relativamente compleja. Para tratar de describir la relación entre estas tres variables y así poder predecir una a partir de las otras dos, se han descrito diferentes ecuaciones de estado de los gases reales, tales como las siguientes:

$$P = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Ecuación 1: ecuación de Van der Waals

En la ecuación de Van der Waals, aparecen dos parámetros a y b. El parámetro a es una medida de la atracción molecular, y el parámetro b es una medida del tamaño molecular.

$$P = \frac{RTe^{-a/V_m RT}}{V_m - b}$$

Ecuación 2: ecuación de Dieterici

$$P = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{TV_m^2}$$

Ecuación 3: ecuación de Berthelot

Las ecuaciones de Dieterici y Berthelot son más complicadas y menos precisas que la de Van der Waals.

$$P = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m(V_m + b)T^{1/2}}$$

Ecuación 4: ecuación de Redlich-Kwong

La ecuación de Redlich-Kwong es útil en un amplio rango de valores de temperatura y presión. Para poderla utilizar, es necesario conocer los valores de dos parámetros a y b, diferentes a los de la ecuación de Van der Waals.

Además de las cuatro que citamos aquí, existen otras ecuaciones propuestas con el mismo objetivo: caracterizar el comportamiento de los gases en términos de la relación entre sus variables presión, volumen y temperatura. Todas ellas tienen cierto grado de complicación y/o requieren del uso de parámetros para poderlas aplicar.

Obviamente, la utilización de estas ecuaciones supone un cierto grado de complicación, que sería bastante interesante poder evitar en situaciones en que baste realizar un cálculo aproximado.



## 4.2 El modelo de gas ideal

Aunque el comportamiento habitual de los gases tiene cierto grado de complejidad, bajo ciertas condiciones la relación entre la presión que ejercen, la temperatura a la que se encuentran y el volumen que ocupan se simplifica mucho. En estas circunstancias será válida la ecuación de estado para los gases ideales (ecuación 5).

$$P V = n R T$$

Ecuación 5. Ecuación de estado de los gases ideales

Donde P es la presión del gas, T es su temperatura, V es su volumen, n es su número de moles y R es la constante de los gases ( $0.082 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ).

En comparación con las ecuaciones anteriores, esta última presenta importantes ventajas. Para empezar es muy sencilla, lo que facilita que nos la podamos aprender de memoria sin problema. Además, no requiere del uso de parámetros que necesiten determinarse para una situación concreta o para un gas concreto, solamente será importante recordar el valor de la constante R así como sus unidades correctas.

Volviendo a las condiciones en las que tiene que encontrarse un gas para que esta relación sea cierta, se trataría de aquellas en las que las moléculas del gas se encuentran tan separadas entre sí que las interacciones entre ellas se vuelven insignificantes. Estaríamos hablando de gases a presiones bajas y temperaturas altas (gases altamente dilatados).

## 4.3 Diferencia entre gas real y gas ideal

Es relativamente habitual que al oír hablar de "gases ideales" y "gases reales", nos quedemos con la idea equivocada de que algunos gases son de un tipo y otros del otro. Si creemos esto, se nos plantearían dudas como: "y entonces... ¿el oxígeno es un gas ideal o real? ¿y el nitrógeno?".

No es cierto que haya dos tipos de gases: todos los gases son reales. Y en la medida en que un gas real se encuentre en las condiciones que propicien la dilatación, se parecerá más al modelo de gas ideal. Cuanto más dilatado esté, más se parecerá al modelo y la ecuación de estado del gas ideal funcionará mejor.

No hay una línea divisoria entre gases ideales y modelos. Si tu sistema es un gas (real, por supuesto) y tú lo consideras como ideal para resolver un problema de cálculo, estás simplificando la realidad para poder utilizar una ecuación sencilla. Por un lado estás perdiendo exactitud y por otro estás ganando sencillez. En cada contexto habría que valorar si vale la pena perder una para ganar la otra. En un contexto educativo es muy habitual suponer que el sistema es un gas ideal, de modo que se favorece el aprendizaje de cuestiones más interesantes que la relación entre P, V y T.



## 5 Cierre

En este artículo docente hemos expuesto la diferencia entre los gases reales y el modelo de gas ideal, haciendo referencia a las ecuaciones aplicables en ambos casos y a las ventajas/inconvenientes que supone el uso del modelo.

## 6 Bibliografía

### 6.1 Libros:

[1] FISICOQUÍMICA. Levine, I. N. McGraw-Hill. 1991

[2] FISICOQUÍMICA. Metz, C.R. Ed. McGraw-Hill. Interamericana. 1991