

Dispersiones en el Medio Ambiente: Soluciones

CI41B Ingeniería Ambiental
Profesor Marcelo Olivares A.

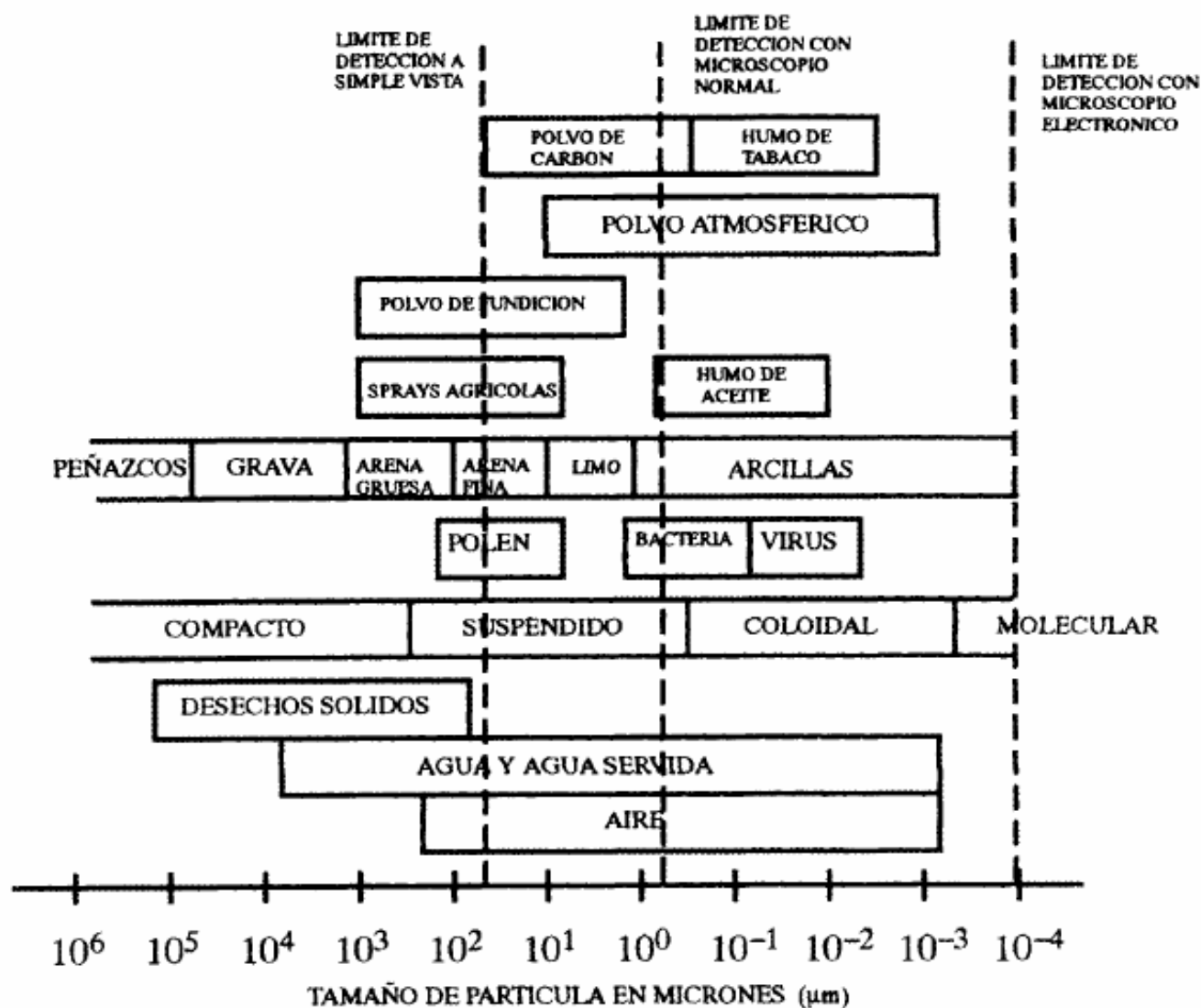
Dispersiones: Introducción

Dispersiones: sistemas en que partículas se encuentran dispersas en un medio continuo (fluido)

- **Suspensiones**: medio fluido heterogéneo que contiene partículas que sedimentan (> 0.5 micrón)
- **Dispersiones coloidales**: contienen coloides (no sedimentan)
- **Soluciones**: no se puede distinguir “partículas” → Mezcla homogénea. Interacciones a nivel molecular.

Dispersiones: Tamaño de Partículas

Distribución de Partículas en Sistemas Ambientales



Soluciones: Concentración

Gases, líquidos y sólidos pueden disolverse en agua para formar **soluciones**. La sustancia que se disuelve es denominado el **soluto**, mientras que la sustancia o medio en el cual es disuelto se denomina **solvente**.

Una solución puede tener cualquier concentración de soluto bajo un cierto límite denominado la **solubilidad** de esa sustancia en ese medio.

Soluciones: Concentración

Una gran cantidad de problemas ambientales se refiere a la presencia de elementos extraños dentro de una solución líquida o gaseosa, que afectan la "calidad" de dicha solución:

Para evaluar cuantitativamente el impacto de elementos extraños o contaminantes se utiliza el concepto de concentración, el que se refiere básicamente a cuanto de ese elemento extraño está presente en la solución.

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de soluto más solvente}}$$

Soluciones: Concentración

Dependiendo de la forma en la cual se miden la **cantidad de soluto** y la **cantidad de solución** existen básicamente tres formas de expresar concentraciones:

$$\text{Masa/masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}}$$

Unidades típicas son mg/kg, también expresada como ppm (partes por millón), el porcentaje en peso y la fracción molar.

$$\text{Masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}}$$

Unidades típicas de medición son mg/L, gr/m³.

Volumen/volumen, corresponde a una unidad utilizada en el caso de gases y se refiere al volumen de soluto por volumen de solución. Unidad típica es ppm (volumétrico).

Soluciones: Concentración

Otra forma común de expresar concentración es a través del concepto de **Molaridad** o **Concentración Molar**.

$$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Masa de solución}} \quad \text{ó} \quad \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

Soluciones: Concentración

En **gases** usualmente se utiliza la concentración expresada como **masa/masa**, porque el volumen que ocupa es dependiente de la temperatura y de la presión.

De esta manera, el volumen de un mol de gas se puede escribir como:

$$V_{T,P} = 22.4 \cdot \frac{T}{273} \cdot \frac{1}{p} \quad (\text{litro})$$

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273^{\circ}$$

Donde T: temperatura en **grados Kelvin**

p: presión en **atmósferas**

Esta última expresión permite escribir para el caso de una sustancia gaseosa la siguiente expresión para relacionar la concentración en VV con aquella expresada en MV.

$$(C_{VV})_{GAS} = (C_{MV})_{GAS} \cdot \frac{V_{T,P}}{MM_{GAS}}$$

Soluciones: Concentración

EJEMPLO 1: Convirtiendo ppm a mg/m³ (aire).

La exposición al CO se puede evaluar a través de los niveles de carboxyhemoglobina (COHb) que se expresa como porcentaje de la hemoglobina (Hb) total que está unida al CO. Los resultados de diversos estudios recientes han mostrado que el CO aparece asociado a efectos respiratorios y efectos cardiovasculares.

La Organización Mundial de la salud (OMS) recomienda un estándar de calidad del aire para monóxido de carbono (basado en mediciones cada 8 hr) de 9 ppm. Expresar este estándar en mg/m³ a 1 atm y 25°C.

Reacciones Químicas: Estequiometría

Cuando una **reacción química** es analizada provee información cualitativa y cuantitativa.

En forma cualitativa podemos observar que elementos químicos están interactuando para producir que productos finales.

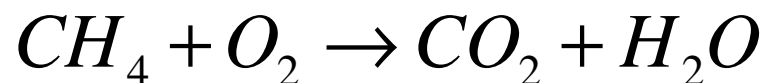
En forma cuantitativa podemos determinar cuanto reactante y cuanto producto se requiere para llevar a cabo una reacción.

El balance de las ecuaciones químicas para que cada tipo de átomo aparezca en un mismo número entre reactantes y productos se denomina **estequiometría**.

El primer paso en este análisis es definir, a partir del conocimiento de los **reactantes** y del proceso que se trata, los **posibles productos finales**. Una vez definidos los reactantes y productos se procede a **balancear** las ecuaciones.

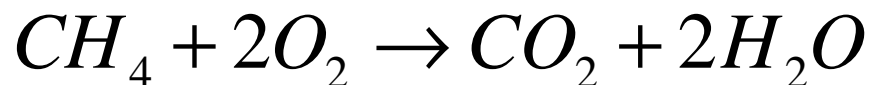
Reacciones Químicas: Estequiometría

Por ejemplo, supongamos que deseamos investigar la **combustión de metano** (CH_4) el principal componente del gas natural.



La forma más simple de balancear este tipo de ecuaciones es siguiendo el siguiente procedimiento:

- Balancear todos los elementos excepto el agua y oxígeno.
- Balancear los átomos de hidrógeno modificando las moléculas de agua.
- Balancear los átomos de oxígeno modificando las moléculas de oxígeno gas (O_2).



Reacciones Químicas: Estequiometría

El balance estequiométrico relaciona cantidad de **moles** o **moléculas** de reactantes y productos.

A menudo interesa poder relacionar cantidades de **masa** de reactantes y productos.

Siguiendo el ejemplo de la combustión de metano (CH_4), podría ser interesante saber cuánta masa de CO_2 se generaría a partir de la combustión de una determinada masa gas metano.

Lo anterior puede lograrse relacionando número de moléculas (o de moles) con cantidad de masa.

Lo anterior puede lograrse conociendo la masa correspondiente a un mol de un determinado elemento o compuesto. Esto es lo que se denomina **masa molar**.

Reacciones Químicas: Peso atómico y Masa Molar

Tabla 1
Símbolos y Pesos Atómicos (g/mol)

Elemento	Símbolo	Peso Atómico	Elemento	Símbolo	Peso Atómico
Actinio	Ac	227.03	Mercurio	Hg	200.59
Aluminio	Al	26.98	Molibdeno	Mo	95.94
Americio	Am	243.00	Neodimio	Nd	144.24
Antimonio	Sb	121.75	Neón	Ne	20.18
Argón	Ar	39.95	Neptunio	Np	237.05
Arsénico	As	74.92	Níquel	Ni	58.70
Astatino	At	210.00	Niobio	Nb	92.91
Bario	Ba	137.33	Nitrógeno	N	14.01
Berkelio	Bk	247.00	Nobelio	No	259.00
Berilio	Be	9.01	Osmio	Os	190.20
Bismuto	Bi	208.98	Oxígeno	O	16.00
Boro	B	10.81	Paladio	Pb	106.40
Bromo	Br	79.90	Fósforo	P	30.97
Cadmio	Cd	112.41	Platino	Pt	195.09
Calcio	Ca	40.08	Plutonio	Pu	244.00
Californio	Cf	251.00	Polonio	Po	209.00
Carbono	C	12.01	Potasio	K	39.09
Cerio	Ce	140.12	Praeseodimio	Pr	140.91
Cesio	Cs	132.90	Prometio	Pm	145.00
Cloro	Cl	35.45	Protactio	Pa	231.04
Cromo	Cr	51.99	Radio	Ra	226.03
Cobalto	Co	58.93	Radon	Rn	222.00
Cobre	Cu	63.55	Renio	Re	186.20
Curio	Cm	247.00	Rodio	Rh	102.91
Disprosio	Dy	162.50	Rubidio	Rb	85.45
Einsteinio	Es	254.00	Rutenio	Ru	101.07
Erbio	Er	167.26	Samario	Sm	150.40
Europio	Eu	151.96	Scandio	Sc	44.96
Fermio	Fm	257.00	Selenio	Se	78.96
Fluor	F	19.00	Silicon	Si	28.09
Francio	Fr	223.00	Plata	Ag	107.89
Gadolinio	Gd	157.25	Sodio	Na	22.99
Galio	Ga	69.72	Estroncio	Sr	87.62
Germanio	Ge	72.59	Sulfuro	S	32.06
Oro	Au	196.97	Tántalo	Ta	180.95
Hafnio	Hf	178.49	Tecneito	Tc	97.00
Helio	He	4.00	Telurio	Te	127.60
Holmio	Ho	164.93	Terbio	Tb	158.93
Hidrógeno	H	1.01	Talio	Tl	204.37
Indio	Ln	114.82	Torio	Th	232.04
Yodo	I	126.90	Tulio	Tm	168.93
Iridio	Lr	192.22	Estaño	Sn	118.69
Hierro	Fe	55.85	Titanio	Ti	47.90
Kriptón	Kr	83.80	Tungsteno	W	183.85
Lantano	La	138.91	Uranio	U	238.03
Lawrencio	Lr	260.00	Vanadio	V	50.94
Plomo	Pb	207.20	Xenón	Xe	131.30
Litio	Li	6.94	Yterbio	Yb	173.04
Lutelio	Lu	174.97	Ytrio	Y	88.91
Magnesio	Mg	24.31	Zinc	Zn	65.38
Manganeso	Mn	54.94	Circonio	Zr	91.22
Mendelevio	Md	258.00			

$$PA = \frac{\text{Masa átomo elemento}}{1/12 \text{ Masa átomo Carbono}}$$

$$MM = PA \cdot Mu$$

Mu= Constante de masa molar= 1g/mol

(Aquí MM significa masa molar. No confundir con concentración masa-masa.)

Reacciones Químicas: Estequiometría

De este modo, para un compuesto como el monóxido de carbono (CO) el **masa molar molecular** es igual a:

$$MM_{CO} = MM_C + MM_O = 12 \text{ g / mol} + 16 \text{ g / mol} = 28 \text{ g / mol}$$

Si dividimos la masa de una sustancia por su peso molecular, el resultado es la masa expresada en **moles**. El número de moles se calcula dividiendo la masa del compuesto por su masa molar:

$$\text{Moles} = \frac{\text{Masa}}{\text{Masa Molar}}$$

De acuerdo a nuestros conocimientos básicos de química recordemos que un mol de cualquier sustancia (en particular de un gas) contiene 6.022×10^{23} moléculas. Este número se conoce como el número de **Avogadro**.

Reacciones Químicas: Estequiometría

EJEMPLO 2: Combustión de Butano.

Determinar la masa de dióxido de carbono generada en la oxidación de 100 g de butano (C_4H_{10}). Los productos finales de la oxidación son agua y dióxido de carbono.

EJEMPLO 3: Descomposición de Etanol Derramado en Río

Etanol (C_2H_5OH) es derramado en forma accidental en un río, donde es degradado por la acción de microbios. Si los productos de descomposición son el dióxido de carbono (CO_2) y agua:

- Escriba la reacción química que describe este proceso.
- ¿Cuántos kilogramos de oxígeno son consumidos en este proceso si 500 Kg de etanol fueron derramados? ¿Cuántos kilogramos de CO_2 son producidos?