

GASES, LÍQUIDOS Y DISOLUCIONES.

- El estado de agregación de una sustancia depende de las interacciones entre las partículas que la forman:
 - En los gases son muy débiles, por lo que las partículas tienen un movimiento continuo y desordenado.
 - En los líquidos son más fuertes, lo que hace que las partículas estén más juntas pero siguen teniendo un margen de movimiento.
 - En los sólidos son más fuertes, así las partículas solo tienen capacidad de movimiento alrededor de una posición fija.

- Gases.

- Propiedades de los gases:

- No tienen forma definida.
- Se pueden comprimir.
- Se mezclan en cualquier proporción y se difunden rápidamente.
- Son menos densos que sólidos y líquidos, su densidad varía con la presión y la temperatura y es directamente proporcional a la masa molar.
- Presión: $P = F/S \rightarrow Pa = m \cdot g \cdot h$.
 - $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 736 \text{ mmHg}$.

- **Leyes elementales de los gases.**

- Relación entre presión y volumen. Ley de Boyle: en un recipiente cerrado a temperatura constante y para cierta cantidad de gas, el producto de la presión por el volumen es cte.

$$p \cdot V = \text{cte.}$$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2.$$

- Relación entre volumen y temperatura. Ley de Charles y Gay Lussac: a presión cte, el volumen ocupado por una cantidad definida de un gas, es directamente proporcional a su temperatura absoluta en °K.

$$T (\text{°K}) = T (\text{°C}) + 273,15^\circ.$$

$$V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1.$$

miércoles, 24 de octubre de 2018

- Ley de Avogadro: a presión y temperatura dadas, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de ese gas.

$$1 \text{ mol} = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ Partículas.}$$

$$V = Kn \quad K \text{ cte.}$$

- Ecuación de los gases ideales: un mol de cualquier gas en condiciones normales de p y T, tiene un volumen de 22,4L.

$$p \cdot V = nRT.$$

$$R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8'3145 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8'3145 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

- Mezcla de gases. Ley de Dalton: la presión total de una mezcla de gases A+B+C, es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases.

$$P = P_A + P_B + P_C + K = \sum P_i.$$

-Aplicándose a la ecuación de los gases ideales para cada gas y para la mezcla tenemos:

$$P_i \cdot n_T = P_T \cdot n_i.$$

$$\chi_i = n_i/n_T = P_i/P_T.$$

$$P_i = \chi_i P_T.$$

- Cambios de fase.

- Endotérmicos (necesitan calor):

- Sólido - Líquido: fusión.
- Líquido - Gas: vaporización.
- Sólido - Gas: sublimación progresiva o volatilización

- Exotérmicos (desprenden calor):

- Gas - Líquido: condensación.
- Líquido - Sólido: solidificación.
- Gas - Sólido: sublimación regresiva.

- Naturaleza y tipo de disoluciones.

- Disolución: mezcla homogénea de dos o más sustancias diferentes en proporciones variables.

- Componente: cada una de las sustancias que la conforma.

- Disolvente: el que está en mayor cantidad (referiendonos siempre a los moles).
- Soluto: el que está en menor cantidad (referiendonos siempre a los moles).
- Disoluciones según el estado de agregación de los componentes:
 - Disolución gaseosa: mezcla homogénea de gases.
 - Disolución líquida: el líquido es el disolvente.
 - Gas en líquido.
 - Sólido en líquido.
 - Mezcla homogénea de líquidos.
 - Disolución sólida: disolvente sólido.
 - Gas en sólido.
 - Líquido en sólido.
 - Sólido en otro sólido.
- Disoluciones en base a la capacidad de disolver un soluto.
 - Disolución saturada: contiene más soluto del que se puede disolver.
 - Disolución concentrada: no puede disolverse más soluto.
 - Solubilidad: cantidad de soluto disuelto, depende de la T^a.
 - Disolución diluída: se puede disolver más soluto.
- **Concentración de una disolución:**
 - $\%P = m_s (g) / 100g_{dis.}$
 - $\%m/v = m_s (g) / 100mL_{dis.}$
 - $\%V = v_s (mL) / 100mL_{dis.}$
 - $\chi_C = n_C / n_T < 1.$
 - Molaridad (M) = $n_s / V_{dis} (L).$
 - Normalidad (N) = $n^\circ \text{equivalentes} - m_s (g) / 1L_{dis.}$
 - Molalidad (m) = $n_s / m_d (kg).$

- Fuerzas intermoleculares en un proceso de disolución.

- La facilidad con la que un soluto se va a disolver depende de 2 factores:

• Interacciones:

- Soluto-soluto (S-S) $\rightarrow \Delta H_1$.
- Soluto-disolvente (S-D) $\rightarrow \Delta H_2$.
- Disolvente-Disolvente (D-D) $\rightarrow \Delta H_3$.
- $\Delta H_{dis} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$.

• Intensidad de las interacciones.

- S-S y D-D $>$ S-D \rightarrow no se producirá la disolución.
- S-S y D-D $<$ S-D \rightarrow se producirá la reacción.
- S-S y D-D (levemente mayores que) S-D \rightarrow factor entrópico.
 - $\Delta H < 0 \rightarrow$ se producirá la disolución
 - $\Delta H > 0 \rightarrow \Delta S > \Delta H \rightarrow$ se producirá la disolución.

$\Delta S < \Delta H \rightarrow$ no se producirá la disolución.

• Efecto de la presión: es un factor externo que afecta a la solubilidad.

- Afecta sobre todo a los gases cuando están disueltos en líquidos.
- Ley de Henry:

$$C = k_s \cdot P_{gas}.$$

- C: solubilidad de un gas en un disolvente determinado.
- P_{gas} : presión parcial de un gas antes de la disolución.
- k_s : constante de proporcionalidad.

- Propiedades coligativas.

- Descenso de la presión de vapor: un soluto reduce la capacidad de las moléculas del disolvente para pasar de líquido a gas debido a que se crean interacciones S-D.

$$P_{disolvente} = \chi_{disolvente} \cdot P^0_{disolvente}.$$

$$\chi_{disolvente} + \chi_{soluta} = 1 \rightarrow P_{disolvente} < P^0_{disolvente}.$$

$$\Delta P_d = \chi_{\text{solute}} \cdot P^0_{\text{disolvente}}.$$

- Aumento de la temperatura de ebullición: un soluto no volátil reduce la presión de vapor, por lo que es necesario alcanzar una mayor T^a para que la presión de vapor iguale la presión atmosférica externa.

$$\Delta T = T_b - T^0_b.$$

$$\Delta T = k_b \cdot m.$$

- k_b : constante ebulloscópica (°C/m). Depende únicamente del disolvente y representa el aumento de la T^a de ebullición cuando un mol se disuelve en 1Kg de disolvente.
 - m : molalidad = n_s / n_T .
- Descenso de la temperatura de congelación: las moléculas de dislvente están más separadas entre si en una disolución que en el disolvente puro, por lo que les costará más lograr el cambio de líquido a sólido, produciendo un descenso de la temperatura de congelación del disolvente.

$$\Delta T_f = T^0_f - T_f.$$

$$\Delta T_f = k_f \cdot m.$$

- k_f : cte crioscópica (°C/m). Depende sólo del disolvente y expresa el descenso de la T^a de congelación que provoca un mol al disolverse en 1Kg de disolvente.
 - m : molalidad = n_s / n_T .
- Presión osmótica: la presión osmótica es la presión que se requiere para detener la ósmosis.

$$\pi = (nRT) / V.$$

$$\text{Si } V \text{ viene en L } \rightarrow \pi = (MRT) / V.$$

- π : presión osmótica.
- n : número de moles.
- M : molaridad.
- R : constante de los gases.
- T : temperatura.
- V : volumen.

miércoles, 24 de octubre de 2018