

ntegrando.

C U R S O S   A C A D É M I C O S

# Capítulo 6

# Disoluciones

# Temario del capítulo 6

6.1 Suspensiones coloides y soluciones

6.2 Propiedades de una disolución

6.3 Reacciones de precipitación

6.4 Ácidos y bases de Brønsted

6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

6.6 Neutralización ácido – base

6.7 Reacciones redox

6.8 Unidades de concentración

6.9 Dilución de disoluciones

6.10 El pH y el pOH

# 6.1 Suspensiones, coloides y soluciones

Una **disolución** es una **mezcla homogénea** de dos o más sustancias formadas por un **soluto** y un **solvente**.

- El **soluto** es la sustancia que está en **menor cantidad**.
- El **solvente** la sustancia que está en **mayor cantidad**.

Las disoluciones pueden ser **gaseosas** (aire), **sólidas** (aleaciones) o **líquidas** (agua de mar).



# 6.1 Suspensiones, coloides y soluciones

Dependiendo del **tamaño de la partícula del soluto**, las mezclas homogéneas se pueden clasificar en 3 categorías.

1. Suspensiones ( $d > 500 \text{ nm}$ ).
2. Coloides ( $1 \text{ nm} < d < 500 \text{ nm}$ ).
3. Soluciones ( $d < 1 \text{ nm}$ ).



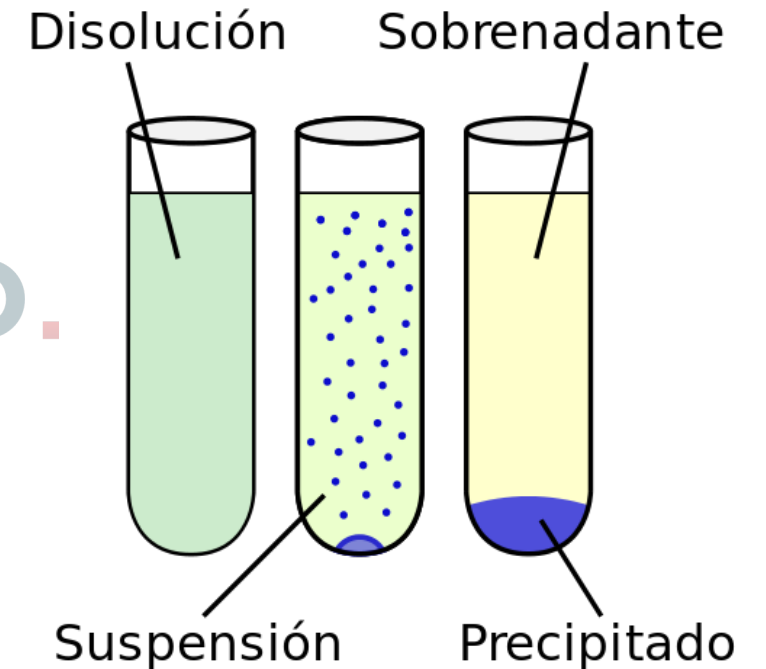
# 6.1 Suspensiones, coloides y soluciones

## Suspensiones

Cuando los tamaños de las partículas son tan grandes que podemos verlas a simple vista.

El **diámetro** de la partícula es **mayor a los 500 nm**, por lo que sedimentan espontáneamente y se pueden separar por centrifugación.

Ejemplo de suspensiones son la sangre, la leche, la pintura etc...



# 6.1 Suspensiones, coloides y soluciones

## Coloides

Son mezclas que están entre lo homogéneo y lo heterogéneo.

El **diámetro** de la partícula es de **1 nm a 500 nm**, por lo que **no sedimentan** espontáneamente y tienden a **formar coágulos**.

Están formados por una **fase dispersa** y una **fase dispersora** (fase continua) **menor a 1 nm**.

# 6.1 Suspensiones, coloides y soluciones

## Coloides

**Tabla 12.4** Tipos de coloides

Medio de dispersión	Fase dispersa	Nombre	Ejemplo
Gas	Líquido	Aerosol	Niebla, bruma
Gas	Sólido	Aerosol	Humo
Líquido	Gas	Espuma	Crema batida
Líquido	Líquido	Emulsión	Mayonesa
Líquido	Sólido	Sol	Leche de magnesia
Sólido	Gas	Espuma	Espuma plástica
Sólido	Líquido	Gel	Gelatina, mantequilla
Sólido	Sólido	Sol sólida	Ciertas aleaciones (acero), ópalo





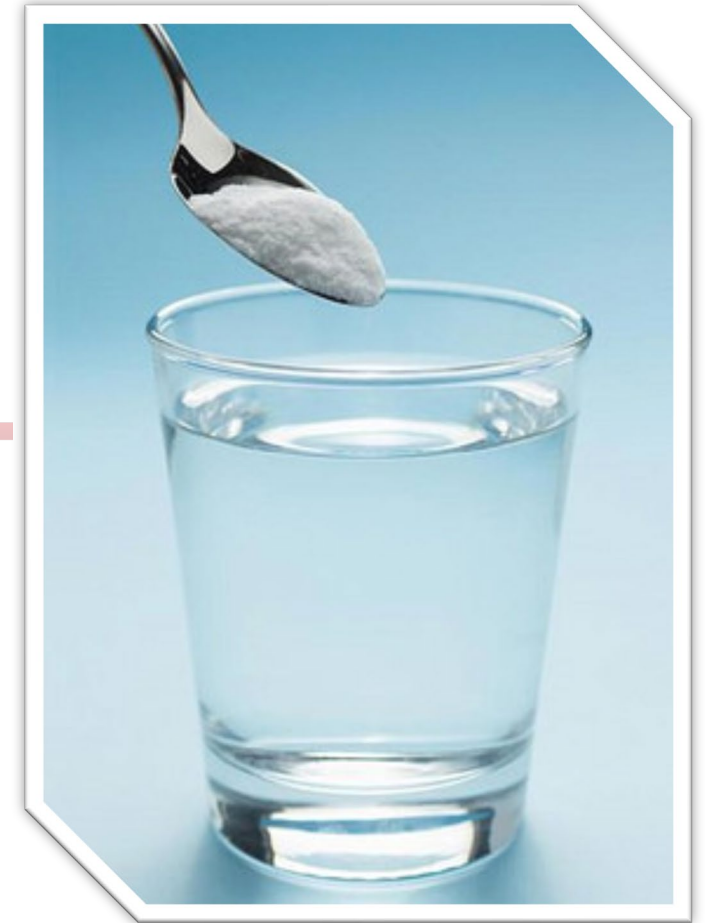
# 6.1 Suspensiones, coloides y soluciones

## Soluciones

Son mezclas homogéneas principalmente.

El **diámetro** de la partícula es **menor a 1nm**, por lo que **no sedimentan** y se mantienen disueltas todo el tiempo.

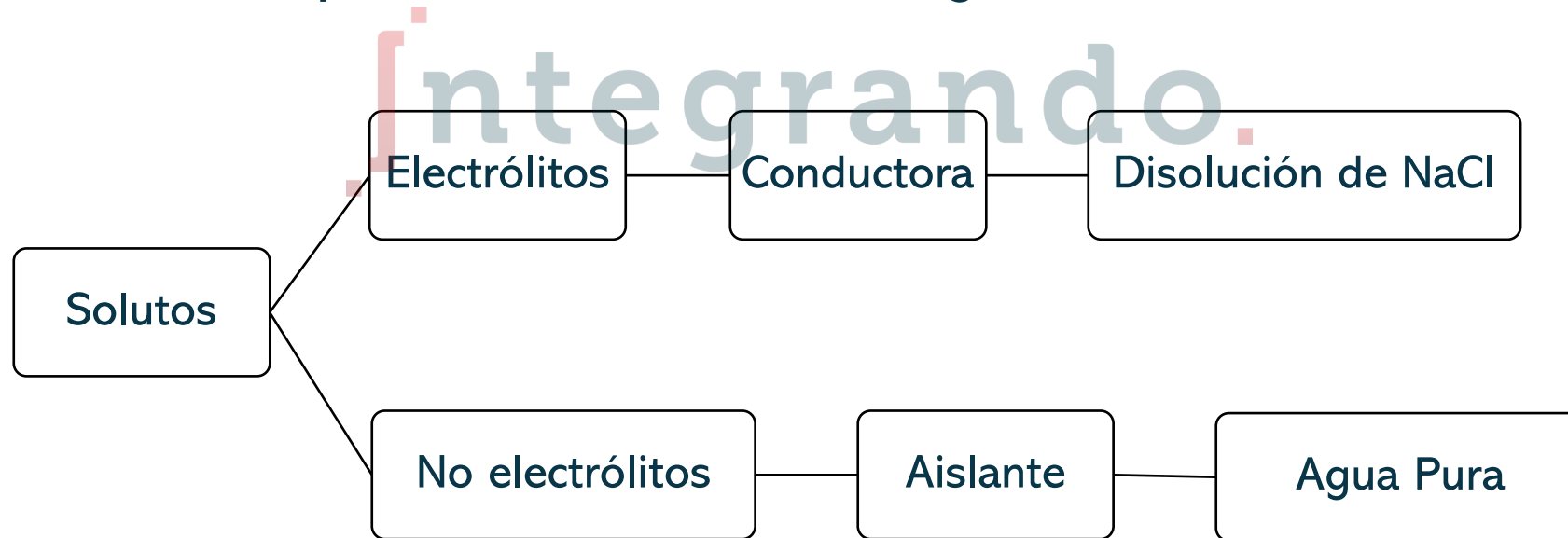
En una solución, no podemos identificar los componentes a simple vista y tampoco lo podríamos hacer con un microscopio óptico.



## 6.2 Propiedades de una disolución

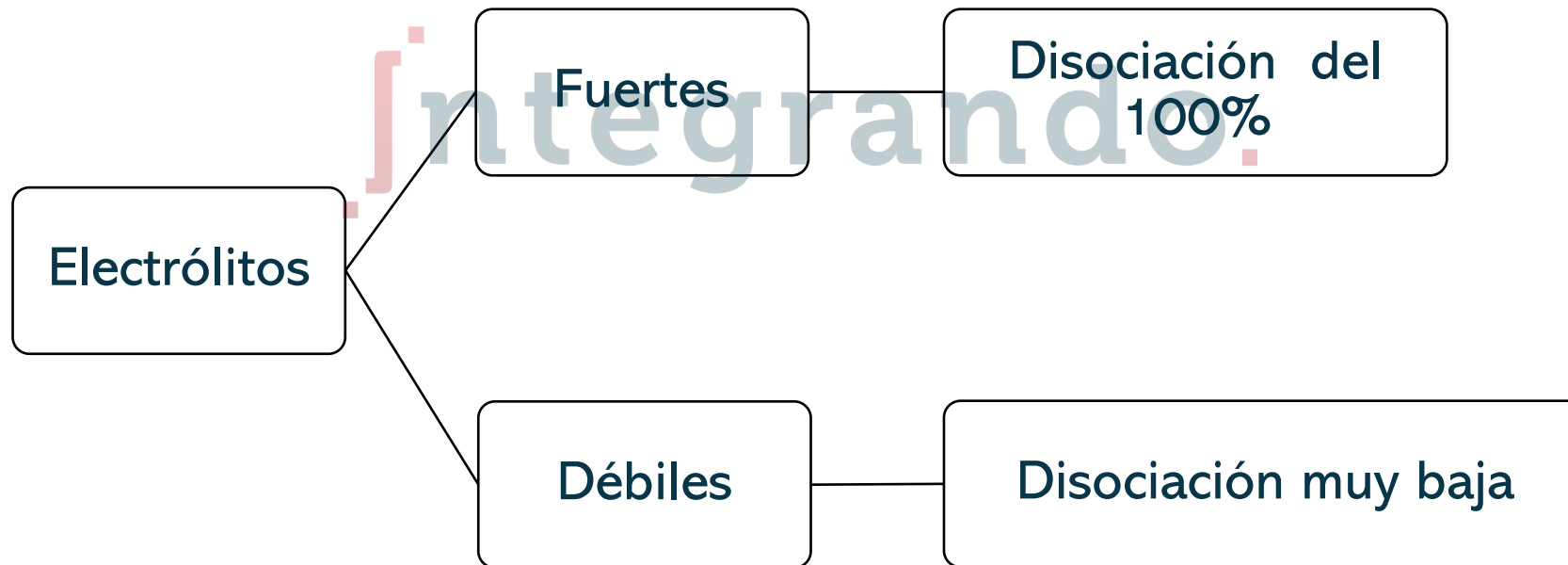
### Propiedades electrolíticas

En este capítulo se estudiarán los solutos líquidos o sólidos, disueltos en agua como solvente. Los **solutos** se pueden clasificar en lo siguiente:



## 6.2 Propiedades de una disolución

Una **solución electrolítica** (contiene un electrolito) conduce la electricidad ya que está compuesta de **iones positivos** (cationes) y **negativos** (aniones).



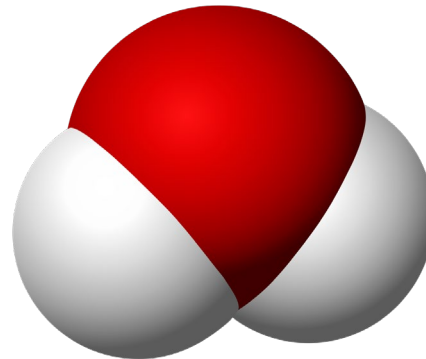
## 6.2 Propiedades de una disolución

La molécula de **agua** es **eléctricamente neutra**, sin embargo contiene un **polo negativo** y otro **positivo**.

Se considera un **solvente polar** por lo que es entonces un **solvente universal**.

Integrando.

Esto se debe a la facilidad con la que disuelve muchos compuesto inorgánicos



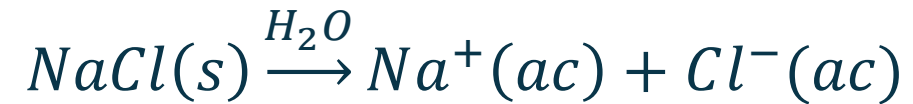
## 6.2 Propiedades de una disolución

La **disociación** es el proceso en el cual una molécula se **separa en aniones y cationes**, por ejemplo la disociación de la molécula de sal en agua.



## 6.2 Propiedades de una disolución

La disociación ocurre gracias a la **hidratación**, proceso por el cual un ion se ve rodeado por moléculas orientadas en su polo correspondiente.



## 6.2 Propiedades de una disolución

**Tabla 4.1** Clasificación de solutos en disolución acuosa

Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
HCl	CH <sub>3</sub> COOH	(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO (urea)
HNO <sub>3</sub>	HF	CH <sub>3</sub> OH (metanol)
HClO <sub>4</sub>	HNO <sub>2</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (etanol)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> *	NH <sub>3</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (glucosa)
NaOH	H <sub>2</sub> O <sup>†</sup>	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (sacarosa)
Ba(OH) <sub>2</sub>		
Compuestos iónicos		

\* El H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> tiene dos iones H<sup>+</sup> ionizables, pero sólo uno de los iones H<sup>+</sup> es totalmente ionizable.

† El agua pura es un electrólito extremadamente débil.

## 6.2 Propiedades de una disolución

### Propiedades coligativas

Son aquellas propiedades que **dependen** únicamente de la **cantidad de soluto o partículas** disueltas en una disolución independiente de su naturaleza.

1. Disminución de la presión de vapor (tonoscopía).
2. Aumento de la temperatura de ebullición (ebulloscopía).
3. Descenso de la temperatura de fusión / congelamiento (crioscopía).



## 6.3 Reacción de precipitación

Una **reacción de precipitación** es un tipo de reacción química que **se caracteriza** por la formación de un **precipitado**.

Un **precipitado** es un **sólido insoluble** que se separa de la disolución.



En la formación de un precipitado, es común que existan dos desplazamientos, por lo que se consideran reacciones de **doble desplazamiento** o **reacción de metástasis**.

## 6.3 Reacción de precipitación

Si hacemos un acercamiento a lo que ocurre realmente en la reacción podemos observar que hay sustancia que nunca reaccionan.

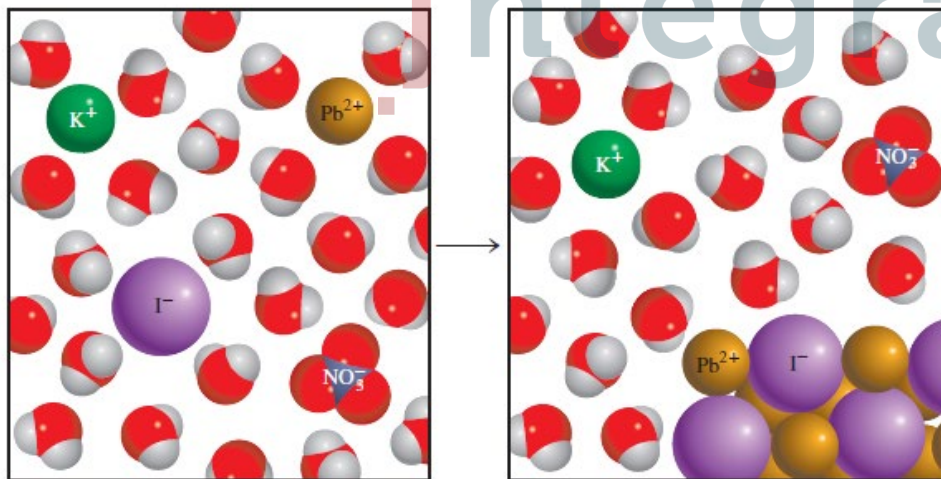
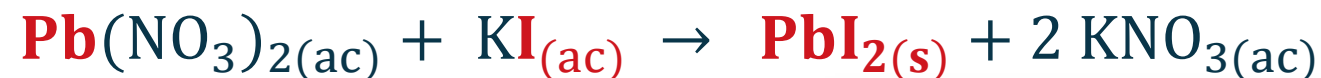


Figura 4.3 Formación de precipitado amarillo de  $\text{PbI}_2$  al agregar una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  a una disolución de  $\text{KI}$ .

Tabla 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos ( $\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ ) y el ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ )	
Nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ), acetatos ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), bicarbonatos ( $\text{HCO}_3^-$ ), cloratos ( $\text{ClO}_3^-$ ) y percloratos ( $\text{ClO}_4^-$ )	
Halogenuros ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ )	Halogenuros de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ y $\text{Pb}^{2+}$
Sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	Sulfatos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ y $\text{Pb}^{2+}$
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), cromatos ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) y sulfuros ( $\text{S}^{2-}$ )	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos ( $\text{OH}^-$ )	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion $\text{Ba}^{2+}$

## 6.3 Reacción de precipitación



## 6.3 Reacción de precipitación

Podemos usar 3 tipos de **ecuaciones** que nos ayudan a describir la precipitación de un compuesto.

1. Ecuaciones moleculares

2. Ecuaciones iónicas

3. Ecuaciones iónicas netas



## 6.3 Reacción de precipitación

### Ecuaciones moleculares

Muestra a los compuestos como si existieran como **moléculas** o **entidades completas**.

La ecuación que nos ayudó a describir la precipitación del Yoduro de Plomo ( $\text{PbI}_2$ ) se llama **fórmula molecular** o **ecuación molecular**.

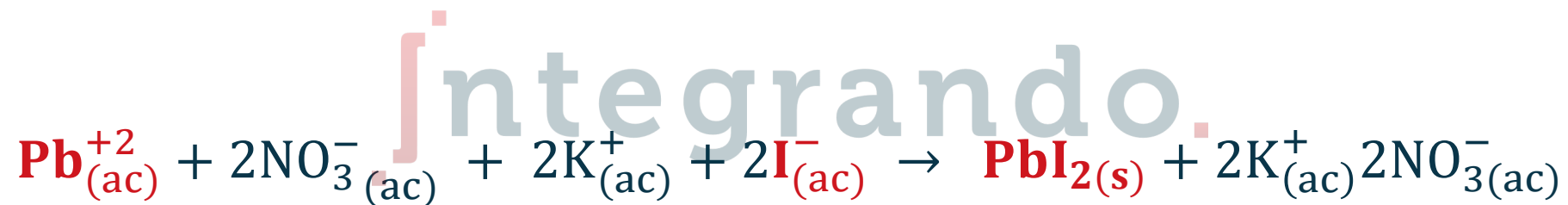


Las ecuaciones moleculares **no describen la realidad de la reacción**.

## 6.3 Reacción de precipitación

### Ecuaciones iónicas

Muestra a los compuestos **disociados** en **aniones** y **cationes**. Son ecuaciones **más reales** de como se encuentran las sustancias en una disolución.

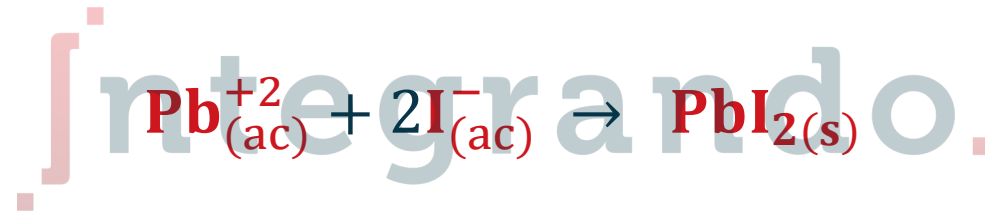


Las sustancias que **no actúan** en la formación del precipitado se llaman **iones espectadores** como el ión nitrato ( $\text{NO}_3^{-}$ ) y el ión potasio ( $\text{K}^{+}$ ).

## 6.3 Reacción de precipitación

### Ecuaciones iónicas netas

Muestra **únicamente** a aquellas sustancias que participan en la **formación** del precipitado.



Suprimimos a los **iones espectadores** como el ión nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) y el ión potasio ( $\text{K}^+$ )

## 6.3 Reacción de precipitación

Pasos para escribir una ecuación iónica y una ecuación iónica neta.

1. Escribir una **ecuación molecular balanceada**.
2. Indique los **iones disociados** (ecuación iónica).
3. Identifique y **cancele** los **iones espectadores** en ambos lados (ecuación iónica neta).



## 6.3 Ejemplos

1. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como solubles o insolubles, utilice la tabla de solubilidad.

a)  $\text{AgSO}_4$

b) Carbonato de Calcio

c) Fosfato de Sodio

Integrando.

a) Insoluble

b) Insoluble

c) Soluble

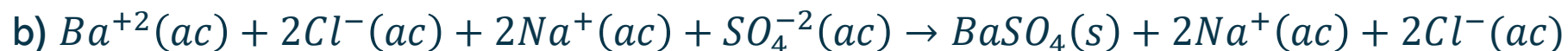
## 6.3 Ejemplos

2. Cuando se agrega cloruro de bario ( $\text{BaCl}_2$ ) a una disolución de sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), se forma un precipitado blanco de sulfato de bario ( $\text{BaSO}_4$ ) y cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ):

a) Escriba una ecuación molecular balanceada.

b) Escriba una ecuación iónica.

c) Escriba una ecuación iónica neta.



## 6.3 Ejemplos

3. Prediga el producto de la siguiente ecuación e indique una ecuación molecular, iónica y iónica neta



**Integrando.**



## 6.3 Ejercicios

1. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como solubles e insolubles.
  - a) Sulfuro de Cobre (II)
  - b) Hidróxido Cálcico
  - c)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

**Integrando.**

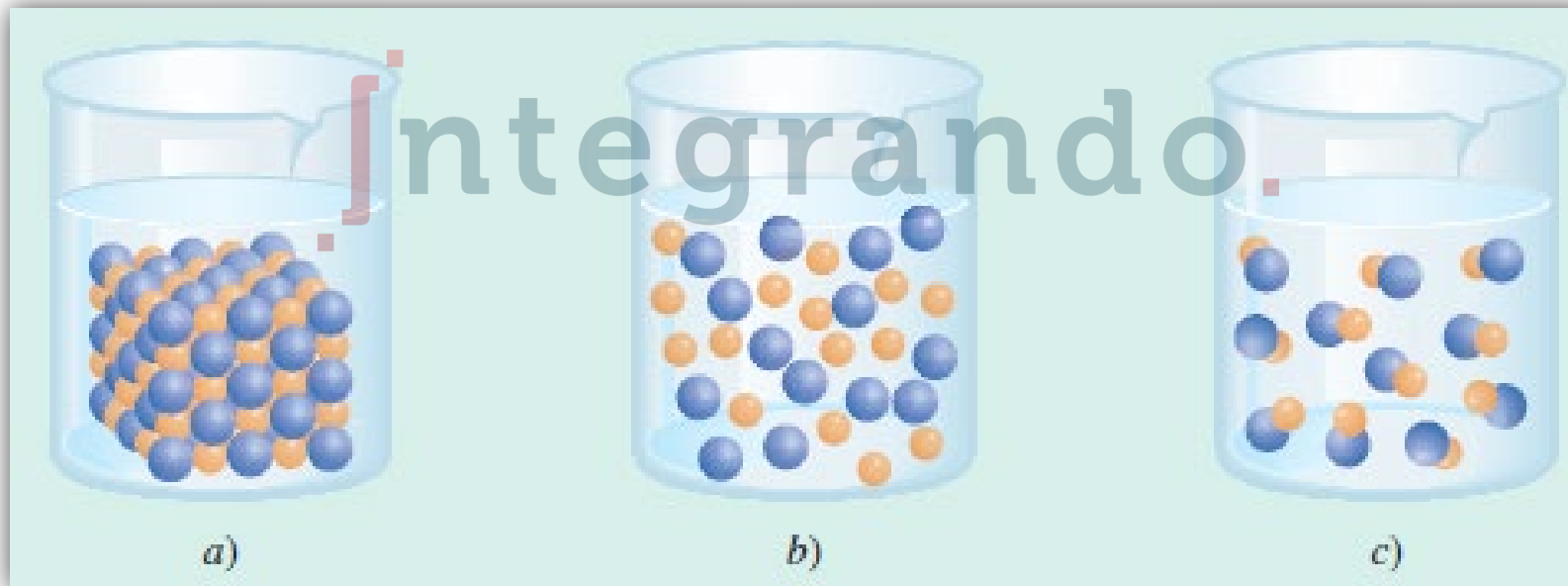
## 6.3 Ejercicios

2. Prediga el precipitado que se formará al mezclar una disolución de nitrato de aluminio con una disolución de hidróxido de sodio, indique una fórmula molecular balanceada, fórmula iónica y una fórmula iónica neta.

Integrando.

## 6.3 Ejercicios

3. ¿Cuál de los siguientes diagramas describe fielmente la reacción entre  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$  y el  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac})$ ? Se muestran los iones de sodio ( $\text{Ca}^{+2}$ ) en amarillo y ( $\text{CO}_3^{-2}$ ) en azul.



## 6.4 Ácidos y bases de Brønsted

La definición que propuso **Johannes Brønsted** para ácidos y bases va más allá de soluciones acuosas.

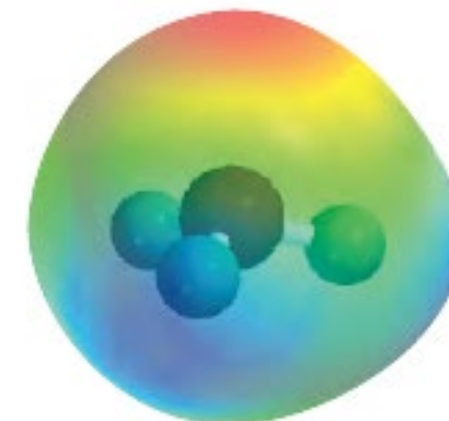
Establecía que **un ácido es un donador de protones  $H^+$**  y que **una base es un receptor de protones  $H^+$** .



El ion  $H^+$  **es un protón** que ha perdido su único electrón por lo que el  $HCl$  dona un protón al agua, lo que lo convierte en un **ácido de Brønsted**.

## 6.4 Ácidos y bases de Brønsted

Al ion  $H^+$  (*ac*) también se le conoce como el ion hidronio  $H_3O^+$ .



La figura de la derecha representa un **mapa electrostático**, donde se muestra la **distribución de carga del ion hidronio**.



## 6.4 Ácidos y bases de Brønsted

Tabla 4.3

Algunos ácidos fuertes y débiles comunes

### Ácidos fuertes

Ácido clorhídrico	HCl
Ácido bromhídrico	HBr
Ácido yodhídrico	HI
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>
Ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Ácido perclórico	HClO <sub>4</sub>

### Ácidos débiles

Ácido fluorhídrico	HF
Ácido nitroso	HNO <sub>2</sub>
Ácido fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Ácido acético	CH <sub>3</sub> COOH

En la mayoría de la veces los ácidos comienzan con la letra “H” o bien, contienen un grupo “COOH”.

Los ácidos pueden ser fuertes o débiles dependiendo del grado con el que se disocian.

Existen ácidos que a su vez son bases de Brønsted lo cual se conoce como anfoterismo.

## 6.4 Ejemplos

1. Clasifique las siguientes sustancias como una base o un ácido de Brønsted



 Integrando.

a) Ácido

b) Base

c) Anfótero

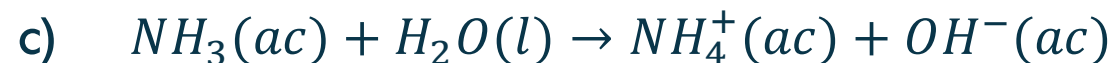
## 6.4 Ejercicios

1. Clasifique las siguientes sustancias como una base o un ácido de Brønsted.



**Integrando.**

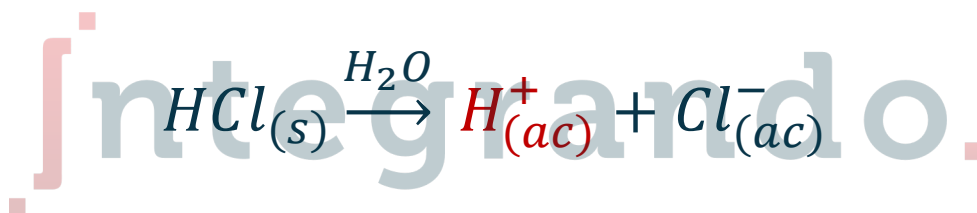
2. De las siguientes reacciones determina quién es una base y ácido de Brønsted.



## 6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

En el siglo XIX el químico **Svante Arrhenius** definió algunas de las propiedades de los ácidos y las bases **únicamente para disoluciones acuosas**.

Un **ácido** es una sustancia que en agua produce **iones  $H^+$** .



Una **base** es una sustancia que en agua produce **iones  $OH^-$**



## 6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

### Propiedades de los ácidos

- Tienen **sabor agrio** como el vinagre (ácido acético) y las frutas (ácido cítrico).
- Provocan **cambios de color** de **azul a rojo** en papel tornasol.
- **Reaccionan** con metales como el  $Zn(s)$ ,  $Mg(s)$  y  $Fe(s)$  para producir  $H_2(g)$ .
- **Reaccionan** con carbonatos  $CO_3^{2-}(ac)$  y bicarbonatos  $HCO_3^-(ac)$  para formar dióxido de carbono  $CO_2(g)$ .
- Son buenos **electrolitos**.

## 6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

### Propiedades de las bases

- Tienen **sabor amargo**.
- Son **resbaladizos**, por ejemplo algunos jabones y cosméticos contienen bases.
- Provocan **cambios de color de rojo a azul** en papel tornasol.
- Son buenos **electrolitos**.

## 6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

Ejemplos de algunas reacciones con **ácidos**:



**Figura 4.6** Un pedazo de tiza para pizarrón, compuesta principalmente por  $\text{CaCO}_3$ , reacciona con ácido clorhídrico.

## 6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

Dependiendo de la cantidad de  $H^+$  que un compuesto pueda soltar, tenemos:

Ácidos monoproticos (liberan un solo protón)

- Ácido Clorhídrico  $HCl$

Ácido diproticos (liberan dos protones)

- Ácido Sulfúrico  $H_2SO_4$

Ácido poliproticos (liberan mas de dos protones)

- Ácido Fosfórico  $H_3PO_4$



## 6.5 Ácidos y bases de Arrhenius

Los **ácidos polipróticos** se disocian hasta liberar todos sus hidrógenos de la siguiente manera.

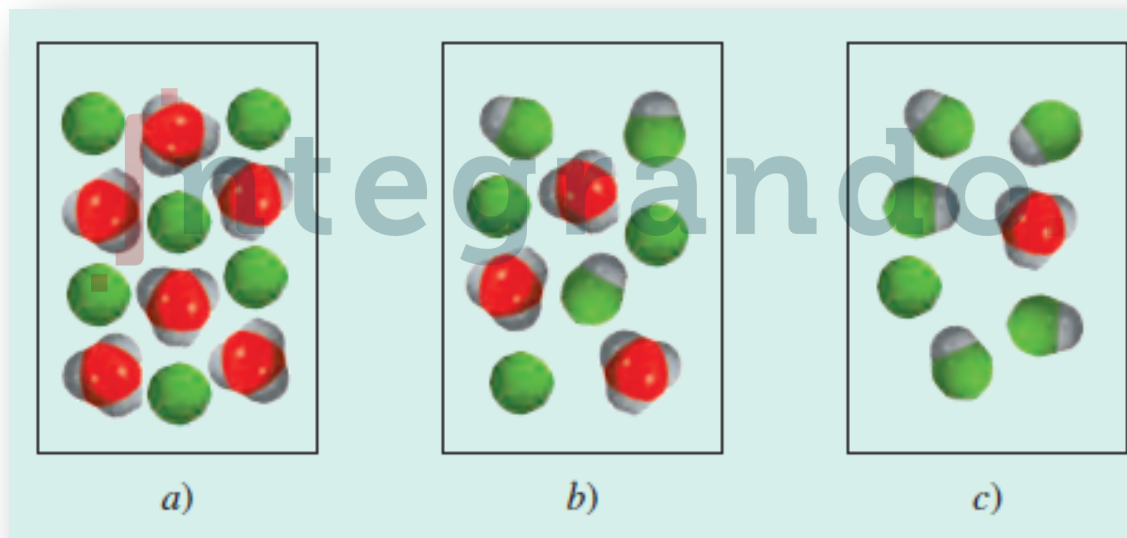


La reacción completa es entonces  $H_2SO_4(ac) \rightarrow 2H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$

La flecha sencilla en el  $H_2SO_4$  indica que es un **ácido fuerte** y la flecha doble en el  $HSO_4^-$  indica que es un **ácido débil**.

## 6.5 Ejemplos

1. Determina cuál de los siguientes diagramas representa un ácido fuerte, un ácido débil y cuál un ácido muy débil. Las moléculas de agua se desprecian, solamente aparecen los iones  $H^+(ac)$ .



a) Fuerte

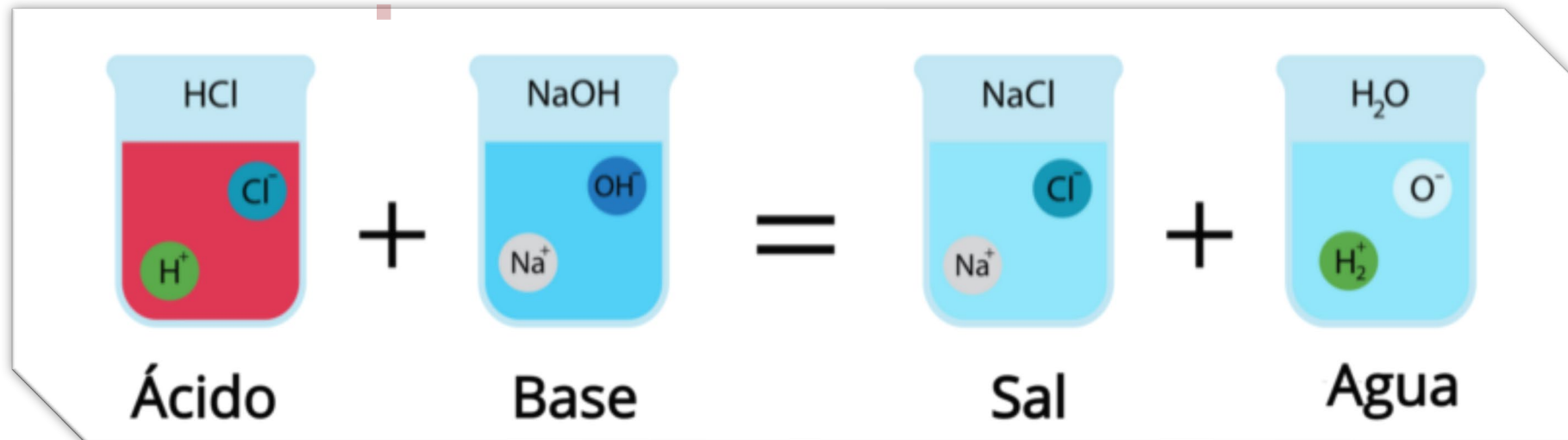
b) Débil

c) Muy débil

## 6.6 Neutralización ácido – base

Una **reacción de neutralización** es una reacción entre un **ácido** y una **base**, se caracterizan por la **transferencia de protones**.

Generalmente forman una sal y agua, de la siguiente forma.



## 6.6 Neutralización ácido – base

Ejemplos de reacciones de neutralización son las siguientes.



Observe que en todos los casos se **forma una sal y agua**, aunque el producto final se observa mejor con las **ecuaciones iónica netas**.

## 6.7 Reacciones redox

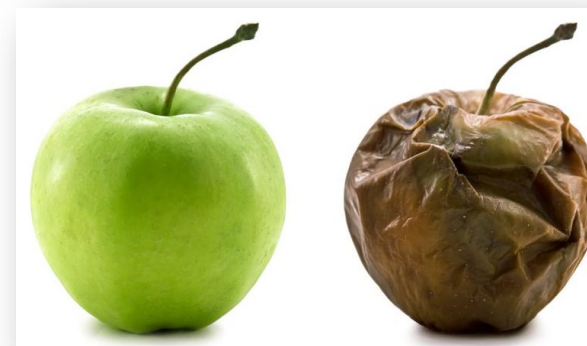
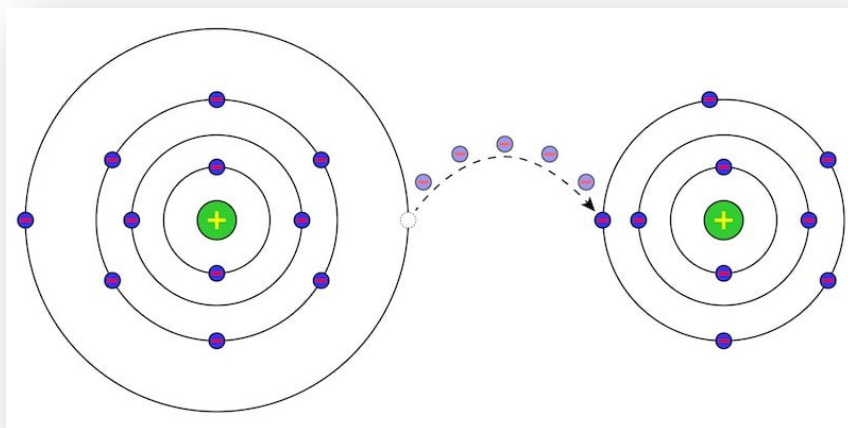
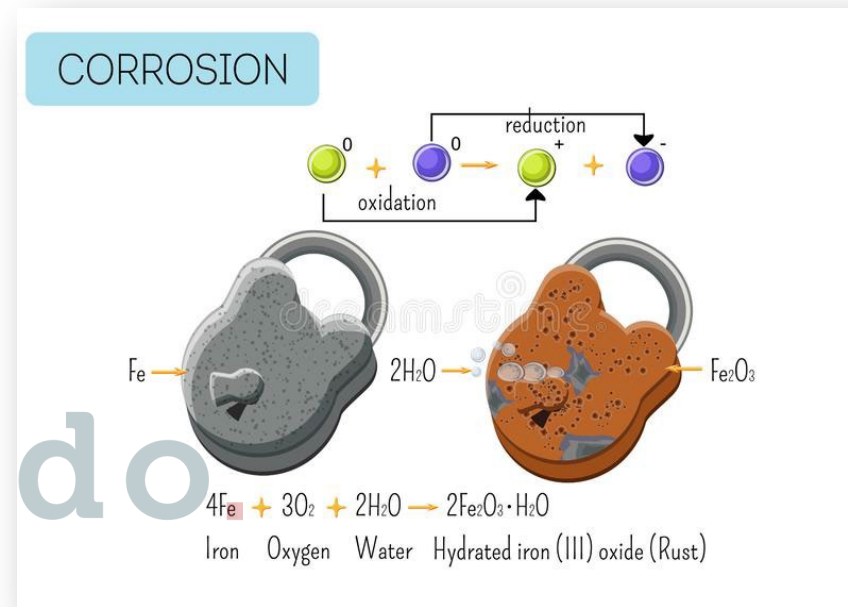
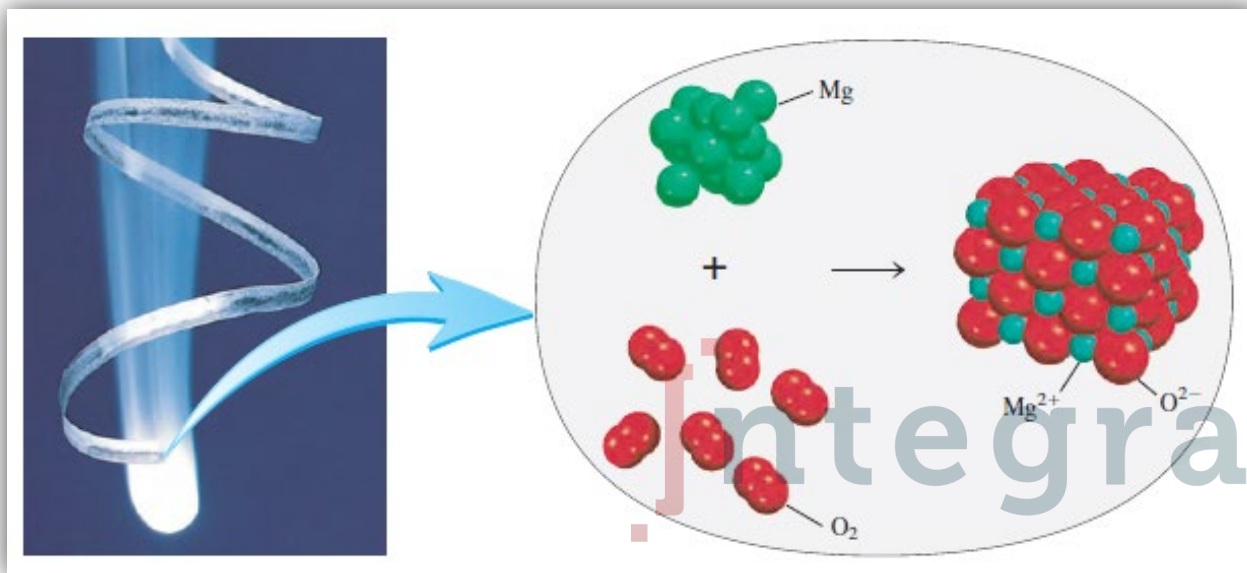
Es una **reacción que involucra transferencia de carga**, se caracteriza por la transferencia de **electrones**.

Consideremos el siguiente ejemplo de la combustión del magnesio.



En este caso, dos átomos de  $Mg(s)$  ceden  $4e^-$  a dos átomos de  $O_2(g)$ , para formar el compuesto iónico óxido de magnesio.

# 6.7 Reacciones redox



## 6.7 Reacciones redox

Las etapas en las cuales se puede observar la transferencia de carga de los elementos involucrados se llaman **semirreacciones**.



## 6.7 Reacciones redox

La reacción que involucra **perdida de electrones** se denomina **reacción de oxidación** y el elemento que los **pierde** decimos que se **oxida**.

$2Mg \rightarrow 2Mg^{+2} + 4e^{-}$  El **Mg** pierde  $2e^{-}$ , se **oxida** y es el **agente reductor**.

Integrando.

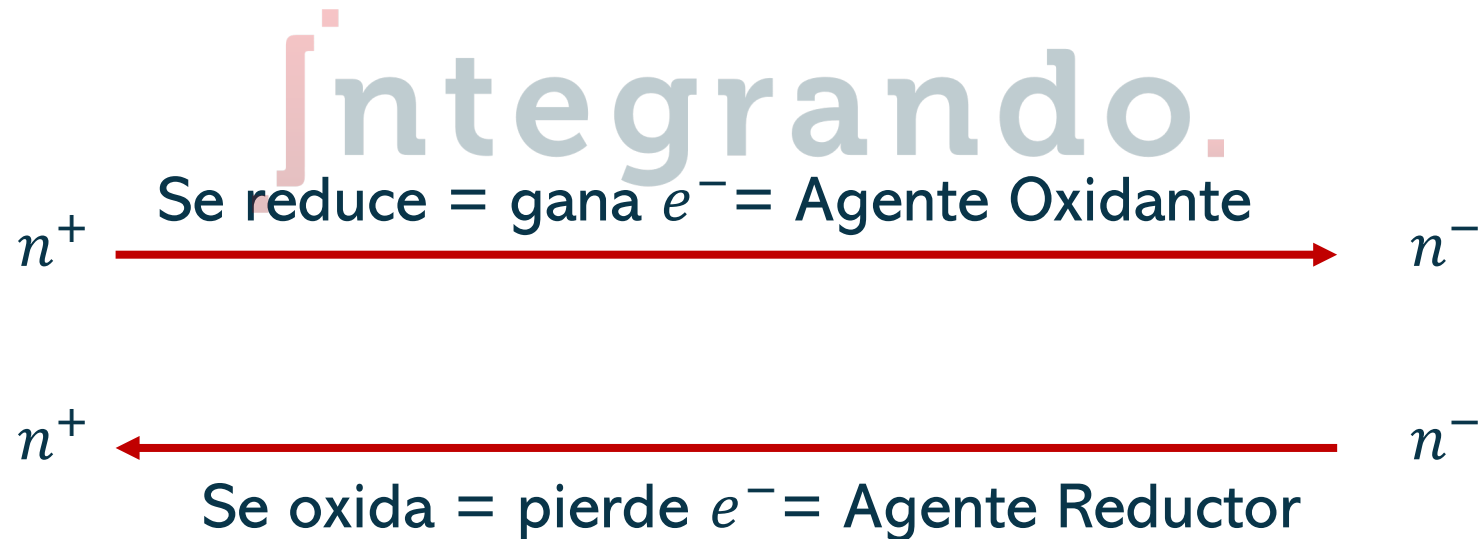
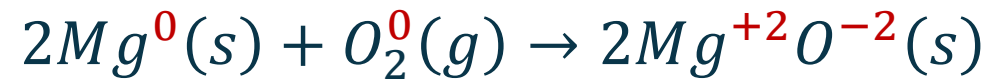
La reacción que involucra **ganancia de electrones** se denomina **reacción de reducción** y el elemento que los **gana** decimos que se **reduce**.

$4e^{-} + O_2 \rightarrow 2O^{-2}$  El **O** gana  $2e^{-}$ , se **reduce** y es el **agente oxidante**.



## 6.7 Reacciones redox

En el mismo ejemplo de la combustión del magnesio observe lo que ocurre con sus números de oxidación antes y después de la reacción.



## 6.7 Reacciones redox



## 6.7 Reacciones redox

Hay varios tipos de reacciones redox:

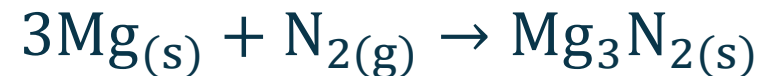
1. Reacción de combinación (síntesis)
2. Reacción de descomposición
3. Reacción de combustión
4. Reacción de desplazamiento
5. Reacción de desproporción

Integrando.

## 6.7 Reacciones redox

Reacción de combinación o síntesis  $A + B \rightarrow C$

Reacción en la que dos o más sustancias se **combinan** para formar **un producto**.



## 6.7 Reacciones redox



a)



b)



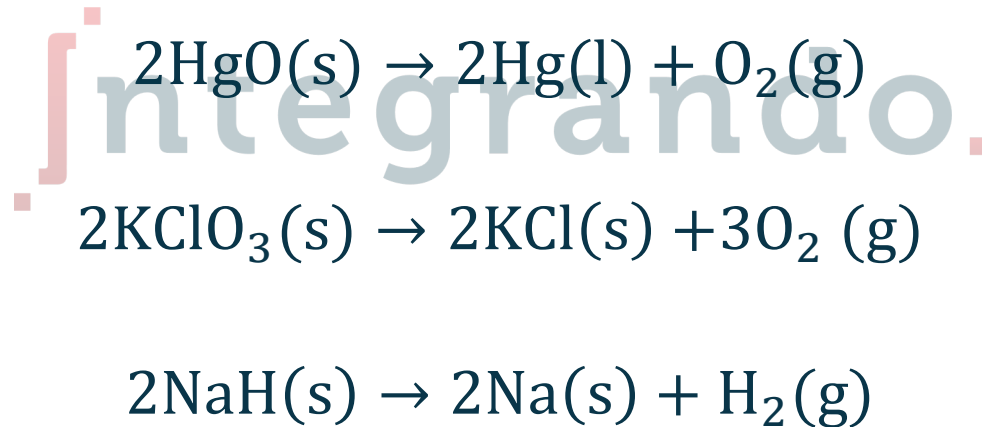
c)

**Figura 4.12** Algunas reacciones redox simples de combinación. a) Azufre quemándose en aire para formar dióxido de azufre. b) Sodio quemándose en cloro para formar cloruro de sodio. c) Aluminio en reacción con el bromo para formar bromuro de aluminio.

## 6.7 Reacciones redox

Reacción de descomposición  $C \rightarrow A + B$

Ruptura de un compuesto en dos o mas componentes.



## 6.7 Reacciones redox



a)



b)

**Figura 4.13** a) Al calentarse el óxido de mercurio(II) ( $\text{HgO}$ ) se descompone para formar mercurio y oxígeno. b) Al calentarse el clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) se produce oxígeno, el cual mantiene la combustión de la varilla de madera.

## 6.7 Reacciones redox

Reacción de combustión  $X + O_2 \rightarrow Q \text{ (calor)} + Y$

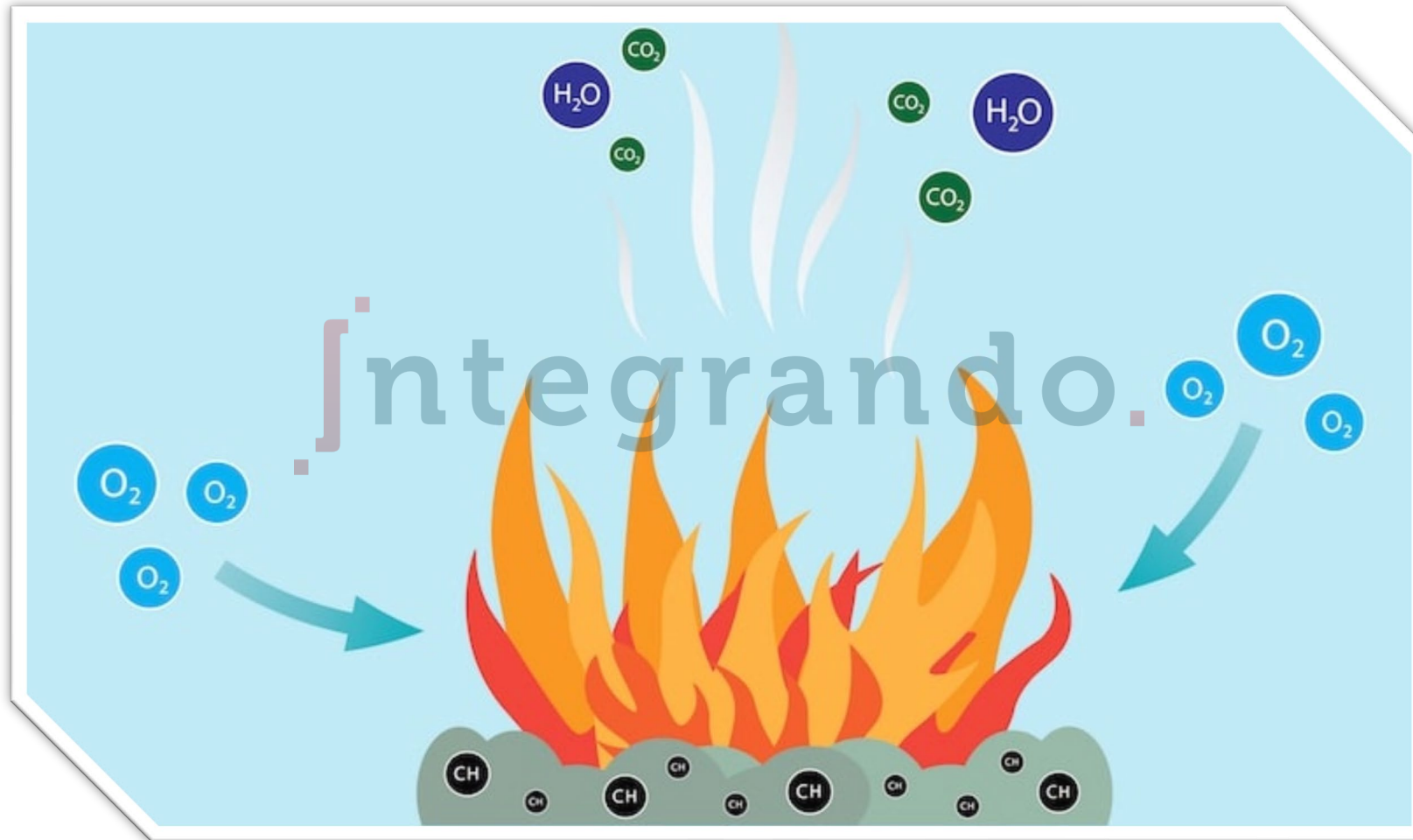
Se caracteriza principalmente por reaccionar con oxígeno ( $O_{2(g)}$ ) para producir calor y luz (Q) y posiblemente otro subproducto (Y).



Es muy común que las reacciones de combustión produzcan  $CO_2$  y agua.



## 6.7 Reacciones redox





## 6.7 Reacciones redox

Reacción de desproporción o dismutación.

Algunos ejemplos de reacciones de desproporción o dismutación son:



## 6.7 Reacciones redox

Reacción de desplazamiento sencillo  $A + BC \rightarrow AB + C$

Un ión de un compuesto es reemplazado por un ión de otro elemento, las **reacciones de desplazamiento sencillo** pueden ser de:

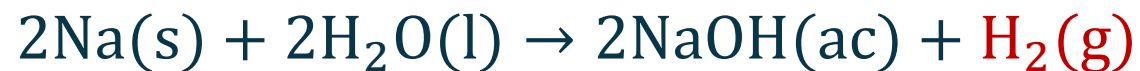
1. Desplazamiento de hidrógeno
2. Desplazamiento de metal
3. Desplazamiento de halógeno

## 6.7 Reacciones redox

### 1. Desplazamiento de hidrógeno

Se caracteriza por **producir  $H_2(g)$** , todos los metales **alcalinos** y algunos **alcalinotérreos** (Ca, Sr y Ba) desplazarán al hidrógeno en agua fría.

A veces el desplazamiento se lleva a cabo en presencia de **ácidos**.



## 6.7 Reacciones redox.




**Figura 4.15** Reacciones de: a) hierro (Fe), b) zinc (Zn) y c) magnesio (Mg) con ácido clorhídrico para formar hidrógeno gaseoso y los cloruros metálicos ( $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ). La reactividad de estos metales se manifiesta en la velocidad con que se desprende el hidrógeno gaseoso, que es más lenta para el metal menos reactivo, Fe, y más rápida para el metal más reactivo, Mg.

# 6.7 Reacciones redox

## 2. Desplazamiento de metal

Un metal de un compuesto es desplazado por otro metal en estado libre.

La predicción de un reactivo desplazado se hace con la serie de actividad.

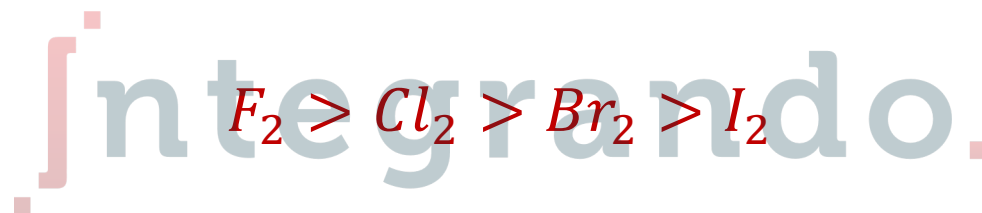


Li → Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	Reaccionan con agua fría para producir H <sub>2</sub>
K → K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	
Ba → Ba <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Ca → Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Na → Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	Reaccionan con vapor para producir H <sub>2</sub>
Mg → Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Al → Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	
Zn → Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Cr → Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	Reaccionan con ácidos para producir H <sub>2</sub>
Fe → Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Cd → Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Co → Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Ni → Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	No reaccionan con agua o ácidos para producir H <sub>2</sub>
Sn → Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Pb → Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
H <sub>2</sub> → 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Cu → Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Ag → Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	
Hg → Hg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Pt → Pt <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	
Au → Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	

## 6.7 Reacciones redox

### 3. Desplazamiento de halógeno

El desplazamiento en una reacción que involucra dos halógenos obedece a la siguiente serie de actividad.



Observe que en la siguiente reacción, el **cloro desplaza al bromo** al estar primero en la serie de actividad.





## 6.7 Reacciones redox

### 3. Desplazamiento de halógeno

Si se invierte el orden de la reacción, la reacción **no se llevará a cabo**, por lo que el bromo Br no puede desplazar al cloro Cl.



De todos los halógenos el único que no puede ser desplazado por métodos químicos es el **flúor F**, por lo que se emplean otros métodos de separación.

## 6.7 Ejemplos

1. De la siguiente reacción  $2Ca_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CaO_{(s)}$  indica lo siguiente:

- a) ¿Qué elemento se oxida y que elemento se reduce?
- b) ¿Cuántos electrones pierden o ganan?
- c) ¿Quién es el agente reductor y quién el agente oxidante?

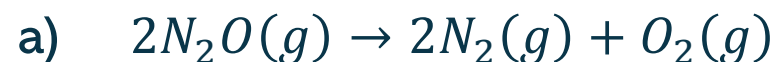
a) Ca se oxida y O se reduce

b) Ca pierde 2e y O gana 2e

c) Ca es A.R y O es A.O

## 6.7 Ejemplos

2. Clasifica las siguientes reacciones e indica quién se oxida, quién se reduce, cuántos electrones ganan o pierden, agente reductor y agente oxidante.



a) Descomposición

b) Síntesis

c) Desplazamiento

d) Dismutación

## 6.7 Ejercicios

1. Clasifica las siguientes reacciones e indica quién se oxida, quién se reduce, cuántos electrones ganan o pierden, agente reductor y agente oxidante.



Integrando.

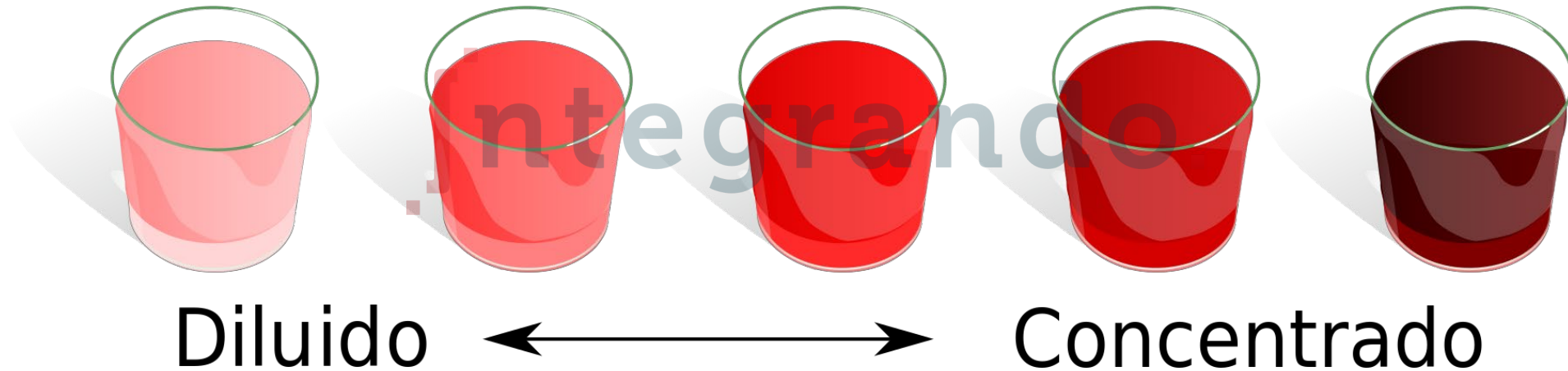
## 6.7 Ejercicios

2. ¿Cuál de las siguientes reacciones no son reacciones redox?



## 6.8 Unidades de concentración

Dependiendo del **grado de solubilidad de un soluto**, se puede clasificar como:



## 6.8 Unidades de concentración

Las unidades de concentración se pueden clasificar en físicas y químicas.

Las unidades físicas de concentración dependen únicamente de la cantidad de soluto disuelto en la disolución y no de la naturaleza de la sustancia.

Las unidades químicas de concentración dependen más de la naturaleza de la sustancia que de la cantidad de soluto disuelta.

Es importante diferenciar entre **soluto (sto)**, **solvente (ste)** y la **disolución (D)** que es la suma de **soluto + solvente**.

$$m_D = m_{sto} + m_{ste}$$

## 6.8 Unidades de concentración

Las unidades de concentración físicas a la izquierda y las unidades químicas de concentración a la derecha.

1) Porcentaje masa – masa

5) Molaridad

2) Porcentaje masa – volumen

6) Molalidad

3) Porcentaje volumen – volumen

7) Normalidad

4) Partes por millón (ppm)

8) Fracción molar



## 6.8.1 Unidades físicas de concentración

### Porcentaje masa – masa (%m)

También llamado porcentaje peso o peso porcentual, es la **relación de la masa de un soluto en la masa de la disolución.**

$$\%m = \frac{m_{sto}}{m_D} \cdot 100 = \frac{m_{sto}}{m_{sto} + m_{ste}} \cdot 100$$

Muchas disoluciones se usan agua como solvente recuerda que la densidad del agua es de  $\rho_{H_2O} = 1 \text{ g/ml}$  por lo que  $1 \text{ g} = 1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$  de agua

## 6.8.1 Unidades físicas de concentración

### Porcentaje masa – volumen ( % $m/v$ )

Es la relación de masa en gramos (g) de un soluto disuelto en un volumen de disolución expresado en mililitros (ml).

$$\% m / v = \frac{m_{sto}}{V_D} \cdot 100$$

Donde  $m_{sto}$  es la masa de soluto y  $V_D$  el volumen de la disolución.

## 6.8.1 Unidades físicas de concentración

### Porcentaje volumen – volumen (%V)

Es la relación del volumen de un soluto en el volumen de la disolución.

$$\%V = \frac{V_{sto}}{V_D} \cdot 100 = \frac{V_{sto}}{V_{sto} + V_{ste}} \cdot 100$$

Donde  $V_s$  es el volumen de soluto y  $V_D$  es el volumen de la disolución.

## 6.8.1 Unidades físicas de concentración

### Partes por millón (ppm)

Mide la cantidad de **unidades de sustancia** que hay por cada **millón** de unidades del **conjunto**.

$$ppm = \frac{mg_{sto}}{kg_D} = \frac{g_{sto}}{g_D} \cdot 10^6$$

Donde **mg** es la masa de **soluto** expresada en **miligramos** y **Kg** es la masa de la **disolución** expresada en **kilogramos**.

## 6.8.1 Ejemplos

1. Resuelva los siguientes problemas de %m, %v y %m/v

- a) Una muestra de 0.892 g de *KCl* se disuelve en 54.6 g de agua ¿Cuál es el porcentaje en masa del *KCl* disuelto?
- b) Calcula la concentración en porcentaje de volumen de 180  $cm^3$  de vinagre disuelto en 1.5 kg de agua.
- c) ¿Cuántos gramos de soluto tendrán 1200 ml de una solución cuya concentración masa – volumen es de 6%

a) 1.61%

b) 10.71%

c) 72 g

## 6.8.1 Ejemplos

2. Resuelva los siguientes problemas de ppm.

a) Se ha detectado  $0.120\text{ g}$  de sustancia radioactiva en depósito de  $3\text{ m}^3$  de agua, calcula la concentración en ppm de la sustancia radioactiva.

b) En un control sanitario se detectan  $5\text{ mg}$  de mercurio en un pescado de  $1,500\text{ g}$  de masa, calcula la concentración en ppm de mercurio.

a) 0.04 ppm

b) 3.33 ppm

## 6.8.1 Ejercicios

1. Calcula la concentración en porcentaje peso de 180 g de alcohol etílico  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  que están disueltos en 1.5 litros de agua.
2. Calcula los gramos necesarios de *NaCl* para que se esté en 12% masa con 1L de agua.
3. ¿Cuál será el volumen necesario para que un tinte líquido esté al 15% en volumen con 600 gramos de agua?

## 6.8.1 Ejercicios

4. ¿Cuál es el volumen de alcohol etílico de una botella de tequila de 900 ml cuyo porcentaje %v es del 40%?
5. Si se disuelven 0.01 kg de hidróxido de sodio en 0.8 L de agua, ¿cuál será su porcentaje masa – volumen?
6. El agua de mar contiene 4 ppm de oro, calcula la cantidad de agua de mar que tendríamos que destilar para obtener 1 kg de oro, considera  $\rho_{Au} = 1.025 \text{ kg/L}$



## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

### Molaridad (*mol/litro*)

Mide la cantidad de moles de soluto que se encuentran disueltos en una cantidad de volumen.

$$M = \frac{n_{sto}}{V_D} = \frac{m_{sto}}{\mu_{sto} \cdot V_D}$$

Donde  $n_{sto}$  y  $m_{sto}$  son **moles** y **masa** de soluto respectivamente y  $V_D$  es el **volumen** de la disolución.

## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

### Molalidad ( $mol/kg$ )

Mide la cantidad de moles de soluto que se encuentran disueltos en un kilogramo (1000 g) de solvente.

$$m = \frac{n_{sto}}{kg_{ste}} = \frac{m_{sto}}{\mu_{sto} \cdot kg_{ste}}$$

Donde  $n_{sto}$  son los **moles** de soluto y  $kg_{ste}$  es la **masa** del solvente.

## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

### Fracción molar (*adimensional*)

Expresa la relación del número de moles de una sustancia en relación al número total de moles de todas las sustancias presentes.

$$X_i = \frac{n_{X_i}}{n_{\text{totales}}}$$

Donde  $n_{X_i}$  son los moles de la sustancia  $X_i$  y  $n_{\text{totales}}$  es la suma de todos los moles presentes.

## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

Normalidad ( $eq \cdot mol/L$ )

Expresa la cantidad de equivalentes gramo de soluto  $eq(g)$  por litro de disolución ( $V_D$ ).

$$N = \frac{n^\circ eq(g)}{V_D} = \frac{m_{sto}/p_{eq}}{V_D} = \frac{eq_{sto} \cdot m_{sto}}{V_D \cdot \mu_{sto}}$$

$$N = \frac{eq_{sto} \cdot n_{sto}}{V_D} = eq_{sto} \cdot M$$

El peso equivalente se calcula según la fórmula  $p_{eq} = \frac{\mu_{sto}}{eq_s}$

## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

### Normalidad ( $eq \cdot mol/L$ )

El calculo de equivalentes de soluto ( $eq_s$ ) depende del tipo de reacción.

- Equivalentes de un ácido
- Equivalentes de una base
- Equivalentes de una sal
- Equivalentes de compuestos en una reacción REDOX.

## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

Normalidad ( $eq \cdot mol/L$ )

Equivalente de un ácido

Cantidad de moles de  $H^+$  que son liberados por un ácido cuando se disuelve en agua.

Integrando.



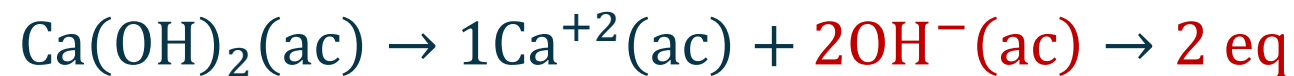
## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

Normalidad ( $eq \cdot mol/L$ )

Equivalente de una base

Cantidad de moles de  $OH^-$  que son liberados por una base cuando se disuelve en agua.

Integrando.

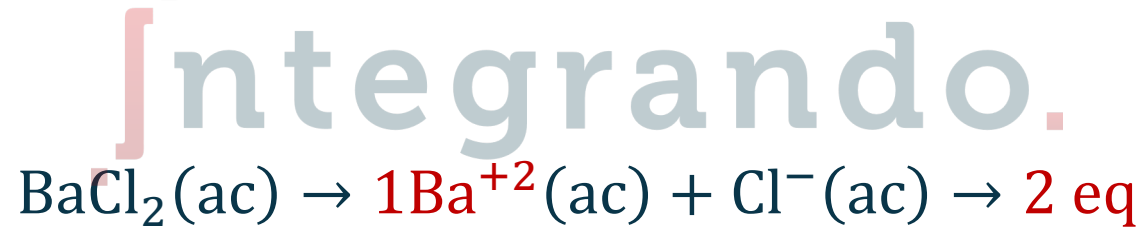


## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

Normalidad ( $eq \cdot mol/L$ )

Equivalente de una sal

Cantidad de **moles de cationes que son liberados por una sal** cuando se disuelve en agua.





## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

Normalidad ( $eq \cdot mol/L$ )

Equivalente de una reacción REDOX

Cantidad de moles de electrones transferidos cuando un elemento se oxida o se reduce.

Integrando.



## 6.8.2 Unidades químicas de concentración

La solución de algunos problemas de concentración suelen resolverse usando la **densidad** de la disolución.

$$\rho_D = \frac{m_D}{V_D}$$

El producto de **la relación en masa de una sustancia por su densidad** nos da la relación **masa – volumen**, que podemos usar en el calculo de la molaridad.

$$\%m \cdot \rho_D = \frac{m_{sto}}{m_D} \cdot \frac{m_D}{V_D} = \frac{m_{sto}}{V_D}$$

## 6.8.2 Ejemplos

1. Resuelva los siguientes problemas de molaridad.

a) ¿Cuál es la molaridad de 5 g de hidróxido de sodio disueltos en 60 ml de agua?

b) ¿Cuántos gramos de dicromato de potasio se requieren para preparar 250 ml de una disolución cuya concentración es de 2.16 M?

a)  $M = 2.083 \text{ mol/l}$

b)  $m = 158.76 \text{ g}$

## 6.8.2 Ejemplos

2. Resuelva los siguientes problemas de molalidad.

a) Calcule la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 24.4 g disueltos en 128 g de agua.

Integrando.

b) Calcula la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico concentrado al 98% en peso y con una densidad de 1.15 g/mL

a)  $m = 1.94 \text{ mol/kg}$

b)  $m = 500 \text{ mol/kg}$

## 6.8.2 Ejemplos

3. Resuelva el siguiente problema de fracción molar.

a) Calcule la fracción molar de todas las sustancias presentes en una disolución de 10 moles de metanol ( $CH_3OH$ ), 1 mol de etanol ( $C_2H_5OH$ ) y 8 moles de agua.

**Integrando.**

b) Calcule la fracción molar de una disolución de agua al 12.5 % en peso de metanol.

a)  $X_{\text{metanol}} = 0.52$ ,  $X_{\text{etanol}} = 0.052$ ,  $X_{\text{agua}} = 0.42$

b)  $X_{\text{metanol}} = 0.07$

## 6.8.2 Ejemplos

4. Calcule el peso equivalente de las siguientes sustancias.



 Integrando.

a)  $p_{\text{eq}} = 101 \text{ g/eq}$

b)  $p_{\text{eq}} = 87.5 \text{ g/eq}$

c)  $p_{\text{eq}} = 26 \text{ g/eq}$

d)  $p_{\text{eq}} = 49 \text{ g/eq}$

## 6.8.2 Ejemplos

5. Resuelva los siguientes ejercicios de normalidad.

a) Calcula la normalidad, de 50 g de carbonato de sodio disueltos en 100 ml de disolución.

b) ¿Cuál es la normalidad de 20 g de hidróxido de berilio en 700 ml de disolución?

a)  $N = 9.4 \text{ eq} \cdot \text{mol/L}$

b)  $N = 1.33 \text{ eq} \cdot \text{mol/L}$

## 6.8.2 Ejercicios

1. ¿Cuál es la molaridad y molalidad de 85 ml de una disolución de etanol  $C_2H_5OH$  con una densidad de  $789 \text{ kg/m}^3$  que contiene 1.77 g de esta sustancia ?
2. Se necesitan agregar 3.81 g de glucosa  $C_6H_{12}O_6$  a una mezcla de reacción, calcule el volumen en mililitros de una disolución de glucosa 2.53 M que deberá utilizar para la adición.
3. ¿Cuál es la concentración molar de una disolución al 70% en peso de ácido nítrico si la densidad de la disolución es de 1.42 g/ml?



## 6.8.2 Ejercicios

4. Calcula la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 24.4 g de ácido sulfúrico en 198 g de agua.
5. Calcula la molalidad de una disolución de ácido nítrico al 75% en peso con una densidad de 1.1 g/ml.
6. Calcula la fracción molar de una solución al 30% en peso de NaCl.

## 6.8.2 Ejercicios

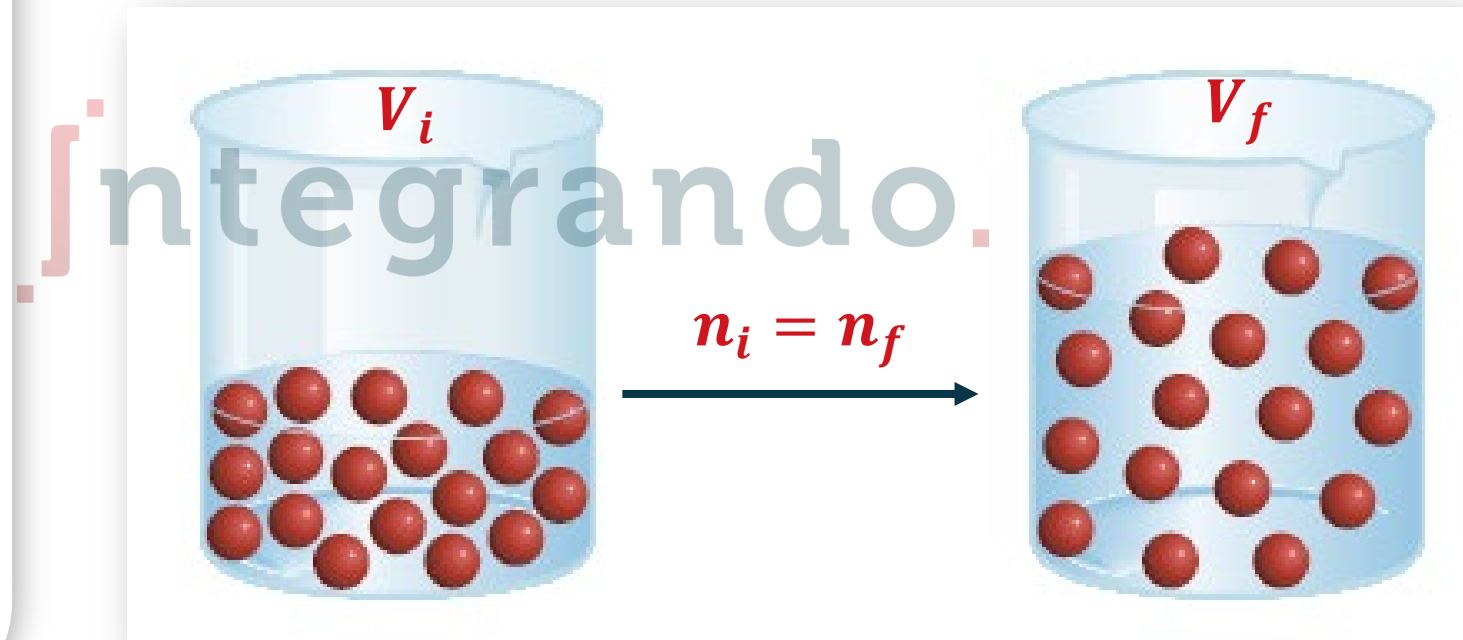
7. Calcula la normalidad de una disolución de ácido sulfúrico cuando se disuelven 30 g en un volumen de 650 ml de agua.
8. Determina cuántos gramos de soluto están contenidos en  $0.003 \text{ m}^3$  de agua de una disolución de  $\text{Ni}(\text{ClO}_2)_2$  que tiene una concentración de  $0.5 \text{ eq} \cdot \text{mol/l}$
9. En un experimento de valoración, se necesitan 23.48 mL de una disolución de NaOH para neutralizar 0.5468 g de KHP, ¿cuál es la concentración de NaOH? (Suponga que por cada mol de KHP se neutraliza un mol de NaOH)

## 6.9 Dilución de disoluciones

La **dilución** es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución **menos concentrada** a partir de una **más concentrada**.



*Dos disoluciones de  $\text{KMnO}_4$  de concentraciones diferentes.*



## 6.9 Dilución de disoluciones

El principio de la dilución de una disolución esta basado en que **no hay variaciones** en el numero de moles  $n_i = n_f$ .

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Integrando.

Donde  $M_i$  es la molaridad inicial,  $V_i$  es el volumen inicial,  $M_f$  es la molaridad final y  $V_f$  el volumen final.

## 6.9 Ejemplos

1. Describa como prepararía  $5 \times 10^2 \text{ ml}$  de una disolución de ácido sulfúrico  $1.75 \text{ M}$ , a partir de una disolución de ácido sulfúrico  $8.61 \text{ M}$ .

Integrando.

a)  $V_i = 102 \text{ ml}$

## 6.9 Ejemplos

2. ¿Qué concentración obtendríamos si tomamos  $34\text{ ml}$  de una disolución de  $\text{NaOH}$  de  $5.07\text{ M}$  y la diluimos hasta obtener  $200\text{ ml}$  de volumen?

 Integrando.

a)  $M_f = 0.862\text{ mol/L}$

## 6.9 Ejercicios

1. ¿Cuál es la concentración final de una disolución de  $NaCl$   $0.6 M$  si sus volúmenes se duplican y el número de moles se han triplicado?
2. Describa cómo se prepara  $1 l$  de una disolución de  $HCl$   $0.646 M$  a partir de una disolución de  $HCl$   $2.0 M$ .
3. A  $25 ml$  de una disolución de  $KNO_3$  al  $0.866 M$  se le agrega agua hasta que el volumen de la disolución es de  $500 ml$  exactos, ¿cuál es la concentración de la disolución final?

## 6.10 El pH y el pOH

El **pH** conocido como **potencial hidrógeno** mide la concentración molar de  $H^+(ac)$  que podemos encontrar en una disolución.

El **pOH** conocido como **potencial OH** mide la concentración molar de  $OH^-(ac)$  que podemos encontrar en una disolución.

En agua pura siempre encontramos un equilibrio entre el pH y el pOH, debido a que la molécula del agua se auto ioniza.





## 6.10 El pH y el pOH

El producto entre ambas concentraciones da lo que se conoce como la **constante del producto iónico del agua**  $k_w$  valor expresado a TPN.

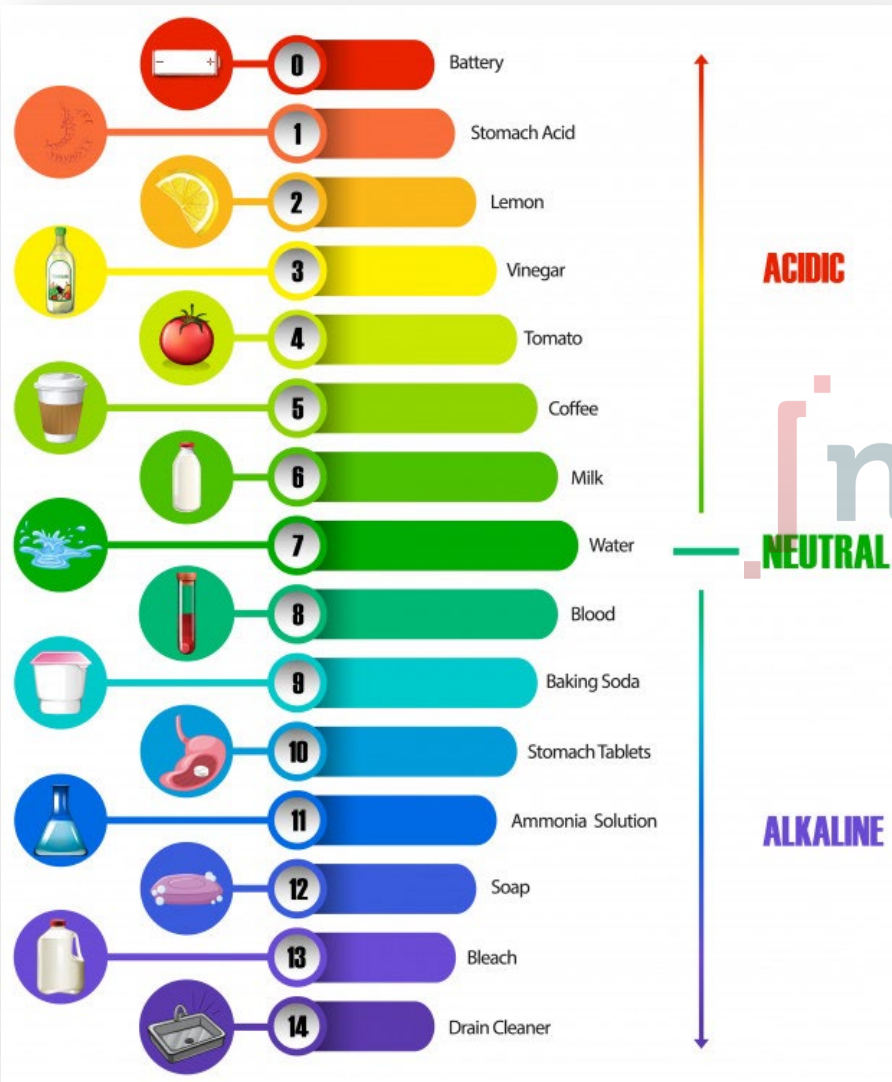
$$k_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Donde  $[H^+]$  represente la concentración molar de ion hidrógeno y  $[OH^-]$  la concentración molar de ion hidróxido.

Para referirnos a una **escala de acides común** de pH y/o pOH se utiliza una escala logarítmica.

$$pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$$

## 6.10 El pH y el pOH



Si tenemos el valor del pH y/o pOH podemos encontrar la concentración molar.

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

En una disolución se cumple que:

$$pH + pOH = 14$$

TABLA 16.1 • Relaciones entre  $(H^+)$ ,  $(OH^-)$  y pH a 25 °C

Tipo de disolución	$[H^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	pH
Ácida	$>1.0 \times 10^{-7}$	$<1.0 \times 10^{-7}$	$<7.00$
Neutral	$1.0 \times 10^{-7}$	$1.0 \times 10^{-7}$	7.00
Básica	$<1.0 \times 10^{-7}$	$>1.0 \times 10^{-7}$	$>7.00$

## 6.10 Ejemplos

1. Calcula los valores de  $[H^+]$  y  $[OH^-]$  en una disolución neutra a  $25^\circ\text{C}$ .

 Integrando.

a)  $M = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

## 6.10 Ejemplos

2. Indica si las disoluciones con cada una de las siguientes concentraciones iónicas son neutras, ácidas o básicas.

a)  $[H^+] = 4 \times 10^{-9} M$

b)  $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$

c)  $[OH^-] = 7 \times 10^{-13} M$

a) Ácidas

b) Neutra

c) Básica

## 6.10 Ejemplos

3. Resuelva los siguientes problemas de pH y pOH.

a) Una muestra de un juego de manzana tiene un pOH de 10.24, calcule  $[H^+]$ .

b) Una disolución que se formó al disolver una tableta de antiácido tiene un pH de 9.18, calcule  $[OH^-]$ .

c) Calcule la concentración de  $[H^+]$  y  $[OH^-]$  de una disolución con un pH de 3.4

a)  $[H^+] = 1.7 \times 10^{-4}$

b)  $[OH^-] = 1.5 \times 10^{-5}$

c)  $[H^+] = 3.981 \times 10^{-4} M$ ,  $[OH^-] = 2.511 \times 10^{-11} M$

## 6.10 Ejemplos

4. Resuelva los siguientes problemas de disoluciones de pH, suponga una disociación completa en todos los casos.

a) ¿Cuál es el pH de una disolución de  $HClO_4$  al 0.040 M?

 Integrando.

b) ¿Cuál es el pH de una disolución de  $Ca(OH)_2$  al 0.0011 M?

c) ¿Cuál es el pH de una disolución de  $H_3PO_4$  al 0.0025 M?

a) 1.39

b) 12.342

c) 2.124

## 6.10 Ejercicios

- Indica si las disoluciones con cada una de las siguientes concentraciones iónicas son neutras, ácidas o básicas.
  - $[H^+] = 4 \times 10^{-9} M$
  - $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$
  - $[OH^-] = 7 \times 10^{-13} M$
- ¿Cuál es el pH de una muestra de jugo de limón que contiene  $[H^+] = 3.8 \times 10^{-4} M$ ?
- Una disolución de  $HNO_3$  contiene un pH de 2.34, ¿cuál es la concentración molar del ácido?
- ¿Qué solución es mas ácida, una en donde  $[H^+] = 2.5 \times 10^{-3} M$  o una en donde el pOH es 11.6?

## 6.10 Ejercicios

5. Calcule el pH de una disolución de hidróxido de bario al  $1.8 \times 10^{-2} M$ .
6. Calcule el pOH de una disolución de ácido sulfúrico si contiene 0.230 g disueltos en 800 mL.
7. Calcula la masa disuelta de hidróxido de bario en una solución que contiene un pH de 12.

Integrando.