

# Química

Andrés Cedillo, AT-250

[cedillo@xanum.uam.mx](mailto:cedillo@xanum.uam.mx)

[www.fqt.izt.uam.mx/cedillo](http://www.fqt.izt.uam.mx/cedillo)

## 4. Reacciones en disolución acuosa

- 4.1. Especies en disolución
- 4.2. Reacciones de precipitación
- 4.3. Reacciones ácido-base
- 4.4. Reacciones de oxidación y  
reducción

## 4. Reacciones en disolución acuosa

- 2/3 de **nuestro planeta** está cubierto por agua.
- El agua es la sustancia más abundante en **nuestro cuerpo**.
- El agua tiene la capacidad de **disolver** una **gran variedad de sustancias**.

## 4.1. Especies en disolución

### ■ Disoluciones

Una **disolución** es una **mezcla homogénea** formada por un **disolvente** y uno o más **solutos**.

El **disolvente** es la sustancia que se encuentra en **mayor proporción**.

## 4.1. Especies en disolución ...2

- Electrolitos

Un **electrolito** es una sustancia que en disolución acuosa permite la **conducción de la electricidad**.

El **agua** pura es **mala conductora** de la electricidad.

Disoluciones de sal en agua y azúcar en agua son incoloras, pero difieren en su conductividad eléctrica.

## 4.1. Especies en disolución ...3

- Electrolitos (cont.)

La presencia de **iones** en una disolución permite el **transporte de carga**.

Así, un electrolito es una sustancia que en disolución **forma iones**.

El cloruro de sodio es una sustancia iónica, mientras que el azúcar (sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) es una sustancia molecular. Por lo tanto, la sal es un electrolito.

## 4.1. Especies en disolución ...4

### ■ Electrolitos (cont.)

- Un electrolito **fuerte** es un soluto que se encuentra **totalmente disociado** (o casi).

Los compuestos iónicos solubles y algunos compuestos moleculares, como el HCl, son electrolitos fuertes.

- Un electrolito **débil** en disolución existe principalmente como molécula y sólo una **pequeña fracción está disociada**.

El ácido acético se ioniza parcialmente en disolución acuosa (~1%), por lo que es un electrolito débil.



## 4.1. Especies en disolución ...5

### ■ Electrolitos (cont.)

- **No confundir** la cantidad de sustancia que se disuelve (**solubilidad**) con su **conductividad** (electrolito fuerte o débil).

El ácido acético es totalmente soluble en agua, pero es un electrolito débil.

El hidróxido de bario es un electrolito fuerte, aunque es poco soluble en agua.

## 4.1. Especies en disolución ...6

### ■ Electrolitos (cont.)

- Cuando un **electrolito débil se disuelve**, ocurre la **ionización** y la **recombinación** hasta que ya no se observan más cambios (se alcanza el equilibrio químico).



- Un electrolito fuerte se disocia totalmente en disolución. En este caso, la recombinación no ocurre.



## 4.1. Especies en disolución ...7

### ■ Concentración

Una forma de especificar la **composición** de una disolución es con la concentración.

La **concentración molar** de un soluto es el número de moles de soluto por unidad de **volumen de disolución**.

$$C_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

## 4.1. Especies en disolución ...8

### ■ Concentración (cont.)

La unidad de concentración molar o **molaridad** es  $mol\ L^{-1}$  o  $M$  y se lee "molar".

Ejemplo. Se disuelven 1.20 mol de  $H_2CO$  y se llevan a 2.50 L de disolución acuosa. Calcule la concentración molar.

$$C_{H_2CO} = \frac{n_{H_2CO}}{V_{disolución}} = \frac{1.20\ mol}{2.50\ L} = 0.480\ mol\ L^{-1} = 0.480\ M$$

Ejercicio. Se tiene una disolución 6.0 M de  $HNO_3$ .

a) Calcule el número de moles de ácido nítrico presentes en 75 mL de esta disolución.

b) Encuentre el volumen de disolución que contiene 1.00 mol de soluto.

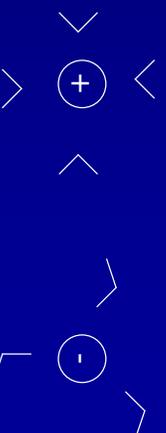
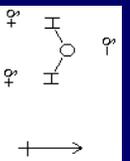
Ejercicio. Obtenga la masa de  $K_2CrO_4$  necesaria para preparar 1.000 L de una disolución 0.100 M.

## 4.1. Especies en disolución ...9

### ■ Sólidos iónicos

Al disolver un sólido iónico en agua, sus iones se separan totalmente, se **disocia**.

A la estabilización de los iones en la disolución se llama **solvatación**.



El agua es una molécula neutra con un **dipolo eléctrico**. Este dipolo le permite solvatar a los iones y **evitar la recombinación**.

## 4.1. Especies en disolución ...10

### ■ Sólidos iónicos (cont.)



inicio	x		
final	0	x	2x

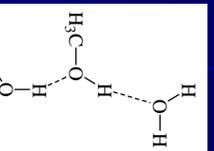
Ejercicio. Calcule la concentración de los iones en las disoluciones de a) sulfato de potasio 0.080 M, b) cloruro de hierro (III) 0.40 M.

Ejercicio. Calcule el volumen de  $\text{KMnO}_4$  0.684 M necesario para reaccionar completamente con 27.50 mL de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  0.250 M.



## 4.1. Especies en disolución ...11

### ■ Sólidos moleculares



En muchos casos, una disolución de un sólido molecular contiene a las **moléculas solvatadas**, como el alcohol. En este caso, el sólido es un **no electrolito**.

Algunas sustancias moleculares se **ionizan** al disolverse, como los ácidos. Estos compuestos moleculares son **electrolitos** y pueden ser fuertes o débiles.

## 4.1. Especies en disolución ...12

- Dilución de una disolución

Al **diluir** una muestra de una disolución, el **número de moles de los solutos no cambia**, pero **la concentración disminuye**.

Ejercicio. Se desean preparar 250 mL de una disolución 0.100 M de  $\text{CuSO}_4$ , a partir de una disolución 1.00 M. Describa el procedimiento a seguir.

## 4.2. Reacciones de precipitación

Cuando en una reacción en disolución se forma un **sólido insoluble**, éste se separa de la disolución formando un **precipitado**.



Se forma un precipitado cuando los iones de cargas opuestas **se atraen tan fuertemente que prefieren estar formando un sólido insoluble**.

## 4.2. Reacciones de precipitación ...2

- Guía de solubilidad para compuestos iónicos

La **solubilidad** es la cantidad de sustancia que se disuelve en una cantidad dada de disolvente.

Ejemplo. A 25 °C, se disuelven  $1,2 \times 10^{-3}$  mol de  $PbI_2$  en 1.00 L de agua.

Se dice que una sustancia es insoluble si se disuelven menos de  $0.01 \text{ mol/L}^{-1}$ .

## 4.2. Reacciones de precipitación ...3

- Guía de solubilidad (cont.)

No hay reglas simples, pero todos los **nitratos** comunes son **solubles**. Las sales más comunes de los **metales alcalinos y del ion amonio** son solubles.

Compuestos iónicos insolubles en agua

$Na^+, K^+, NH_4^+$	$NO_3^-$	Cl $^-$	$SO_4^{2-}$	OH $^-$	$CO_3^{2-}$	$PO_4^{3-}$
$Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}$			$BaSO_4$	$Mg(OH)_2$	X	X
m. transición		AgCl		X	X	X

## 4.2. Reacciones de precipitación ...4

### ■ Guía de solubilidad (cont.)

Para predecir la formación de un precipitado, se puede seguir el procedimiento siguiente.

- **Identifique los iones** presentes en la disolución.
- Considere todas las **combinaciones**.
- Use la **guía de solubilidad**.

Ejemplo. Al mezclar las disoluciones de nitrato de magnesio con hidróxido de sodio, los iones sodio, magnesio, nitrato e hidróxido están presentes. De acuerdo con la guía, se forma un compuesto insoluble, el hidróxido de magnesio.



## 4.2. Reacciones de precipitación ...5

### ■ Reacciones de intercambio o metátesis

En una **reacción de intercambio** se recombinan los fragmentos de los compuestos.

En una reacción de precipitación, se **recombinan los iones**.

Ejemplos.



## 4.2. Reacciones de precipitación ...6

### ■ Ecuaciones iónicas

Los **sólidos iónicos solubles** que aparecen en una reacción química se pueden escribir en **forma dissociada**.



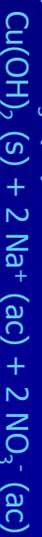
Aquellos **iones que no participan** en la reacción **pueden eliminarse**.

Ejemplo. En la reacción siguiente, los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{NO}_3^-$  pueden eliminarse.



## 4.2. Reacciones de precipitación ...7

Ejemplo. Escriba ecuación iónica de la reacción entre las disoluciones de hidróxido de sodio y nitrato de cobre (II) que forma un sólido, hidróxido de cobre (II).



Ejercicio. Cuando se mezclan 50.00 mL de hidróxido de potasio 0.200 M con 30.00 mL de nitrato de hierro (III) 0.125 M se forma un sólido rojo, hidróxido de hierro (III). Escriba la ecuación iónica de la reacción y calcule la masa del sólido formado.

## 4.3. Reacciones ácido-base

### ■ Modelo de Arrhenius

- Un **ácido** es una especie que produce iones  $H^+$  en disolución acuosa.
- Una **base** es una especie que produce iones  $OH^-$  en disolución acuosa.

### ■ Ácidos y bases fuertes

Un **ácido fuerte** o una **base fuerte** es un compuesto que se **disocia totalmente** en disolución. (Son electrolitos fuertes.)

## 4.3. Reacciones ácido-base ...2

### ■ Ácidos y bases fuertes (cont.)

#### Ácidos fuertes

HCl  
HBr  
HI  
HNO<sub>3</sub>  
HClO<sub>4</sub>  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> \*

#### Bases fuertes

LiOH  
NaOH  
KOH  
Ca(OH)<sub>2</sub>  
Sr(OH)<sub>2</sub>  
Ba(OH)<sub>2</sub>



inicio 0.1 mol  
final

0.1 mol 0.1 mol

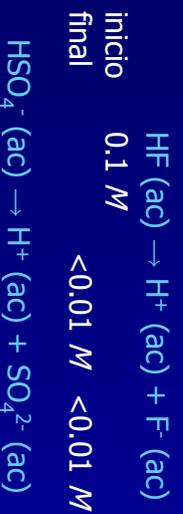


## 4.3. Reacciones ácido-base ...3

- Clasificación de los ácidos
    - Un **ácido** monoprótico es un ácido que produce un ion **H<sup>+</sup>** en disolución.  
Ejemplo.  $\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{H}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$
    - Un **ácido** diprótico puede producir dos iones **H<sup>+</sup>** en disolución.  
Ejemplo.  $\text{H}_2\text{SO}_4(ac) \rightarrow 2 \text{H}^+(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac)$
    - Un **ácido** triprótico puede formar hasta tres iones **H<sup>+</sup>** en disolución, etc.  
Ejemplo.  $\text{H}_3\text{PO}_4(ac) \rightarrow 3 \text{H}^+(ac) + \text{PO}_4^{3-}(ac)$
- No todos los átomos de hidrógeno son ácidos. Ejemplo:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

## 4.3. Reacciones ácido-base ...4

- Ácidos y bases débiles  
Un **ácido débil** es un compuesto que no se disocia totalmente en disolución, está **parcialmente disociado** o ionizado.



## 4.3. Reacciones ácido-base ...5

- Ácidos y bases débiles (cont.)

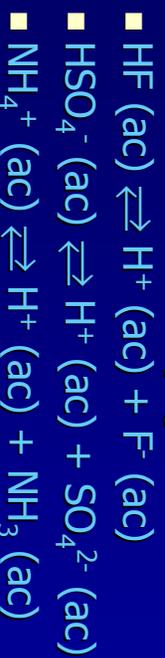
Una **base débil** es una especie que reacciona **parcialmente** en disolución para formar iones OH<sup>-</sup>.



## 4.3. Reacciones ácido-base ...6

- Ácidos y bases débiles (cont.)

– Al remover un protón de un **ácido** se forma su **base conjugada**.



– Cuando una base recibe un protón se forma su **ácido conjugado**. De forma similar, cuando un ácido se ioniza, produce su **base conjugada**.

## 4.3. Reacciones ácido-base ...7

- Reactividad de los ácidos
    - Si la reactividad de un ácido sólo depende de los **iones  $H^+$** , un ácido fuerte será el más reactivo.
    - Cuando la **base conjugada** también tiene actividad, su reactividad será mayor.
- Ejemplo. El ácido fluorhídrico es un ácido débil y su base conjugada, el ion fluoruro, también reacciona con la sílice. Así, este ácido ataca al vidrio.
- $$Na_2SiO_3 (s) + 8 HF (ac) \rightarrow H_2SiF_6 (ac) + 2 NaF (ac) + 3 H_2O (l)$$

## 4.3. Reacciones ácido-base ...8

- Reacciones de neutralización
- Cuando se mezclan un ácido y una base ocurre una reacción ácido-base o una reacción de **neutralización**.
- **Ácido fuerte + base fuerte**  
 $H^+ (ac) + OH^- (ac) \rightarrow H_2O (l)$   
 $HNO_3 (ac) + NaOH (ac) \rightarrow H_2O (l) + NaNO_3 (ac)$

## 4.3. Reacciones ácido-base ...9

- Reacciones de neutralización (cont.)
  - **Ácido débil + base fuerte**  
 $\text{HA (ac)} + \text{OH}^- \text{(ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{A}^- \text{(ac)}$   
 $\text{HF (ac)} + \text{KOH (ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{KF (ac)}$
  - **Ácido fuerte + base débil**  
 $\text{H}^+ \text{(ac)} + \text{B (ac)} \rightarrow \text{HB}^+ \text{(ac)}$   
 $\text{NH}_3 \text{(ac)} + \text{H}^+ \text{(ac)} \rightarrow \text{NH}_4^+ \text{(ac)}$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{(ac)} + \text{HBr (ac)} \rightarrow \text{NaHSO}_4 \text{(ac)} + \text{NaBr (ac)}$

Ejercicio. Escriba las ecuaciones iónicas de las reacciones ácido base siguientes. a)  $\text{HClO} + \text{Ca(OH)}_2$  b)  $\text{NH}_3 + \text{HClO}_4$  c)  $\text{HI} + \text{NaOH}$

## 4.3. Reacciones ácido-base ...10

- Titulación ácido base  
Una **titulación ácido-base** es una reacción de neutralización usada para **determinar la concentración** de una muestra.

Se requiere de una disolución de concentración conocida (**estandarizada**) para hacerla reaccionar con la muestra.

## 4.3. Reacciones ácido-base ...11

- Titulación ácido base (cont.)  
Se denomina **punto de equivalencia** al momento en que hay **cantidades estequiométricamente** equivalentes de ambos reactivos.

Normalmente, el punto final de la titulación de detecta con un **indicador ácido base**.

## 4.3. Reacciones ácido-base ...12

- Titulación ácido base (cont.)  
Los ácidos y las bases **cambian la coloración** de algunas sustancia (indicadores).

	pH range for color change							
	0	2	4	6	8	10	12	14
Methyl violet	Yellow	Violet						
Thymol blue		Red	Yellow		Yellow	Blue		
Methyl orange		Red	Yellow					
Methyl red		Red	Yellow					
Bromthymol blue			Red	Yellow				
Phenolphthalein				Yellow	Blue			
Alizarin yellow R					Colorless	Pink	Yellow	Red

## 4.3. Reacciones ácido-base ...13

Ejercicios.

1. En una titulación, 25.0 mL de NaOH 0.250 M reaccionan con una muestra de 15.0 mL de HCl. Calcule la concentración de HCl.
2. 25.0 mL de NaOH 0.100 M neutralizan una muestra de 10.0 mL de un ácido débil H<sub>2</sub>A (H<sub>2</sub>A (ac) + 2 OH<sup>-</sup> (ac) → H<sub>2</sub>O (l) + A<sup>2-</sup> (ac)). Calcule la concentración del ácido.
3. Una tableta de aspirina de 2.50 g reacciona con 25.0 mL de KOH 0.500 M; ¿Qué porcentaje de HC<sub>9</sub>H<sub>7</sub>O<sub>4</sub> contiene?  
HC<sub>9</sub>H<sub>7</sub>O<sub>4</sub> (s) + OH<sup>-</sup> (ac) → C<sub>9</sub>H<sub>7</sub>O<sub>4</sub><sup>-</sup> (ac) + H<sub>2</sub>O (l)

Cap. 5

## 4.3. Reacciones ácido-base ...14

- Reacciones con sólidos y gases  
En una reacción ácido base se pueden **disolver** compuestos **sólidos**, formando otros que son solubles, o desprender **gases** que son poco solubles en agua.

Ejemplos.



## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción

- En una reacción de oxidación y reducción hay una **transferencia de electrones** de una especie a otra.

Ejemplo. En la corrosión de un metal se forma un compuesto iónico.



El ion hierro (III) tiene **tres electrones** menos que el átomo de hierro, mientras que cada ion óxido tiene **dos electrones** más que cada átomo de oxígeno en el oxígeno molecular.

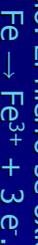


Cuando una **especie** pierde electrones, otra **debe recibirlos**.

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...2

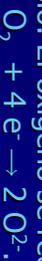
- Oxidación y reducción
  - En una **oxidación**, una especie **pierde** electrones.

Ejemplo. El hierro se oxida para formar el ión hierro (III),



- En una **reducción**, hay una **ganancia** de electrones en una especie.

Ejemplo. El oxígeno se reduce para formar el ión óxido,



- La **oxidación** de una especie va **acompañada** de la **reducción** de otra.

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...3

- Número de oxidación
  - Se usa para **determinar** si una especie **gana** o **pierde** electrones
  - Es un **modelo** que, en muchos casos, representa **cargas hipotéticas** que se asignan siguiendo un **conjunto de reglas**.
  - Si **aumenta**, se trata de una **oxidación**.
  - Cuando **disminuye**, hay una **reducción**.

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...4

Reglas para asignar el número de oxidación

1. En un elemento puro, los **átomos del elemento** tienen número de oxidación **cero**.

Ejemplos.

En el azufre sólido,  $S_8$ , los átomos de azufre tienen número de oxidación cero.

En el oxígeno gaseoso,  $O_2$ , los átomos de oxígeno tienen número de oxidación cero.

2. El número de oxidación de un **ion monoatómico** es igual a su **carga**.

Ejemplos.

En los iones  $Ca^{2+}$ ,  $Na^+$ ,  $Al^{3+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $O^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $F^-$ ,  $H^-$ , su número de oxidación coincide con su carga.

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...5

### Reglas (cont.)

3. En los compuestos, normalmente, los **no metales** tienen números de oxidación **negativos**, pero también pueden ser positivos.
  - a. El número de oxidación del **oxígeno** normalmente es **-2**. Excepto en el **ion peróxido** ( $O_2^{2-}$ ) en donde es **-1** y, frente al flúor, en donde es **positivo**.
  - b. El número de oxidación del **hidrógeno** es **+1** cuando está unido a no metales y **-1** frente a los metales.

Ejemplos.

En el agua, los números de oxidación del oxígeno e hidrógeno son **-2** y **+1**, respectivamente. Mientras que en el agua oxigenada son **-1** y **+1**.

En el NaH, el número de oxidación del hidrógeno es **-1**.

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...6

### Reglas (cont.)

- c. El número de oxidación del **flúor**, cuando forma compuestos, siempre es **-1**. Los **otros halógenos** tienen número de oxidación igual a **-1** en compuestos binarios, excepto frente al oxígeno y al flúor, en donde son **positivos**.

Ejemplos.

En el ácido clorhídrico, los números de oxidación del cloro y el hidrógeno son **-1** y **+1**, respectivamente.

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...7

### Reglas (cont.)

- La suma de los números de oxidación de una especie debe coincidir con su carga.

Ejemplos.

molécula	átomo	no. de oxidación	átomo	no. de oxidación	suma
$\text{H}_3\text{O}^+$	O	-2	H	+1	+1
	$\text{H}_2\text{S}$	H	+1	S	-2
$\text{SCl}_2$	Cl	-1	S	+2	0
	$\text{SO}_3^{2-}$	O	-2	S	+4
$\text{Na}_2\text{SO}_3$	Na	+1	O	-2	0
	S	+4			
$\text{SO}_4^{2-}$	O	-2	S	+6	-2

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...8

### Reglas (cont.)

Ejemplos.

molécula	átomo	no. de oxidación	átomo	no. de oxidación	suma
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	O	-2	Cr	+6	-2
	$\text{SnBr}_4$	Br	-1	Sn	+4
$\text{HClO}_4$	O	-2	H	+1	0
	Cl	+7			
$\text{H}_3\text{PO}_4$	P	+5			0
	$\text{CH}_4$	H	+1	C	-4
$\text{H}_3\text{COH}$	O	-2	H	+1	0
	C	-2			
$\text{H}_2\text{CO}$	C	0			0
$\text{HCOOH}$	C	+2			0

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...9

### ■ Ejemplo: combustión

- En la reacción de combustión de un compuesto orgánico, el **compuesto se oxida** y el **oxígeno molecular se reduce**.



El átomo de carbono del metano tiene un número de oxidación -4 y en el dióxido de carbono en +4, es decir, se oxida. Simultáneamente, el oxígeno se reduce, pasando su número de oxidación de cero a -2, en el agua y en el  $\text{CO}_2$ .

## 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...10

### ■ Oxidación de metales

- Un metal se puede oxidar con ácidos o con sales.

Ejemplos.



# 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...11

## ■ Oxidación de metales (cont.)

- Serie de actividad
  - Un metal puede ser oxidado por los iones de la parte baja.
  - La facilidad ante la oxidación crece hacia arriba.
  - Los metales de la parte baja son más inertes.
  - Los metales de la parte alta son más reactivos.



# 4.4. Reacciones de oxidación y reducción ...12

## ■ Oxidación de metales (cont.)

- La serie de actividad predice las reacciones siguientes,
 
$$\text{Cu (s)} + 2 \text{Ag}^+ (\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{Ag (s)},$$

$$\text{Zn (s)} + 2 \text{H}^+ (\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g}).$$

- El cobre no es oxidado por el ion hidrógeno, pero sí por los ácidos oxidantes,

