



Reacciones en disolución acuosa

Capítulo 4



Una **solución** es una mezcla homogénea de 2 o más sustancias puras.

El **solute** es la sustancia presente en menor proporción.

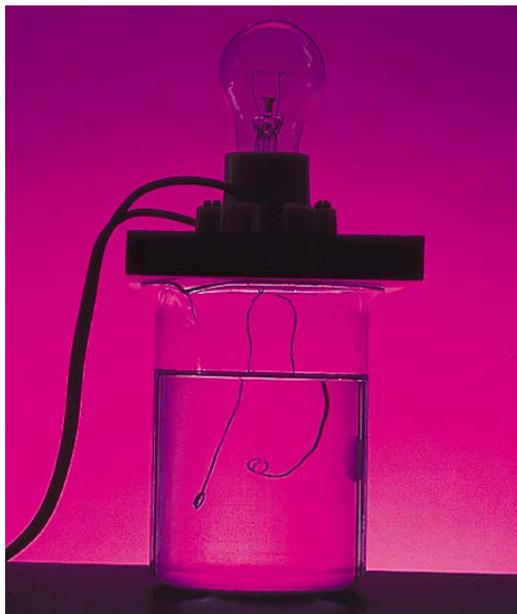
El **solvente** es la sustancia presente en mayor proporción.

<u>Solución</u>	<u>Solvente</u>	<u>Solute</u>
Refresco (l)	H ₂ O	Azúcar, CO ₂
Aire (g)	N ₂	O ₂ , Ar, CH ₄
Soldadura (s)	Pb	Sn

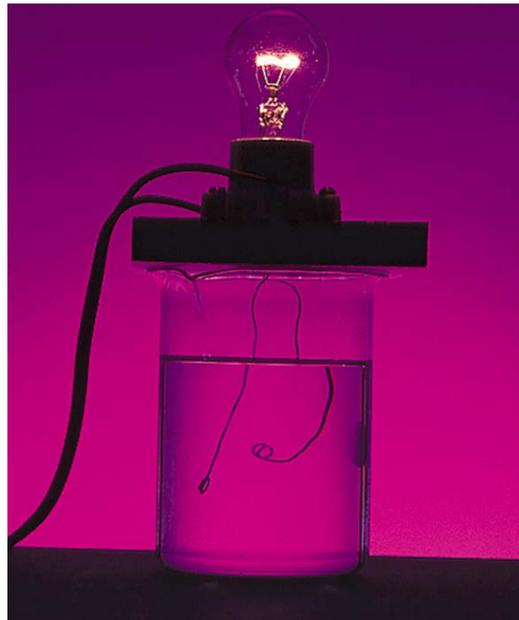


Un **electrolito** es una sustancia que, al disolverse en agua, forma una disolución capaz de conducir corriente eléctrica.

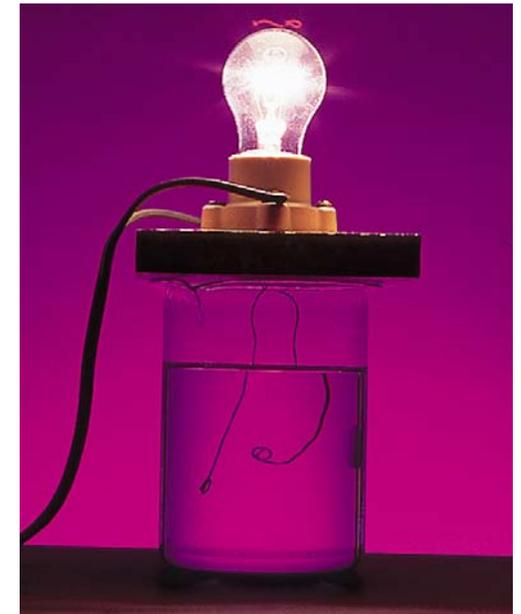
Un **no electrolito** es una sustancia que, al disolverse en agua, no es capaz de conducir corriente eléctrica.



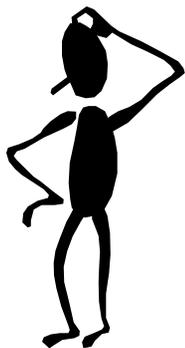
No electrolito



Electrolito débil



Electrolito fuerte



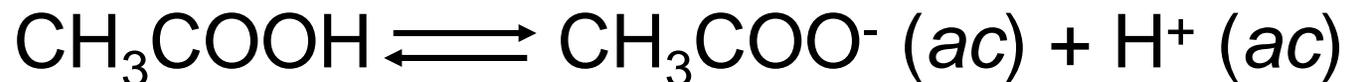
¿Se conduce la electricidad en solución?

Cationes (+) y Aniones (-)

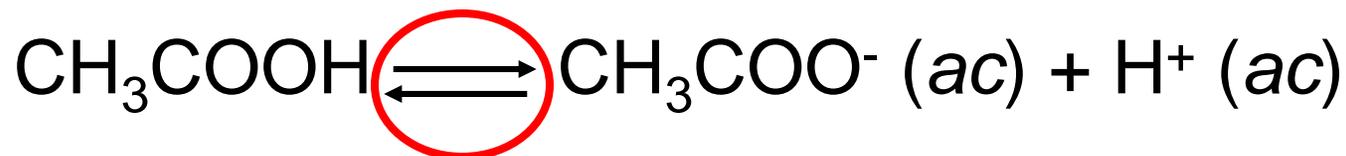
Electrolito fuerte – 100% ionizado



Electrolito débil – se ioniza parcialmente



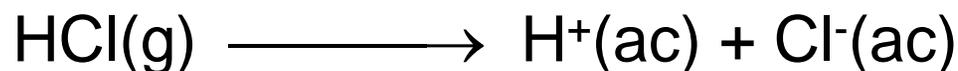
Ionización del ácido acético



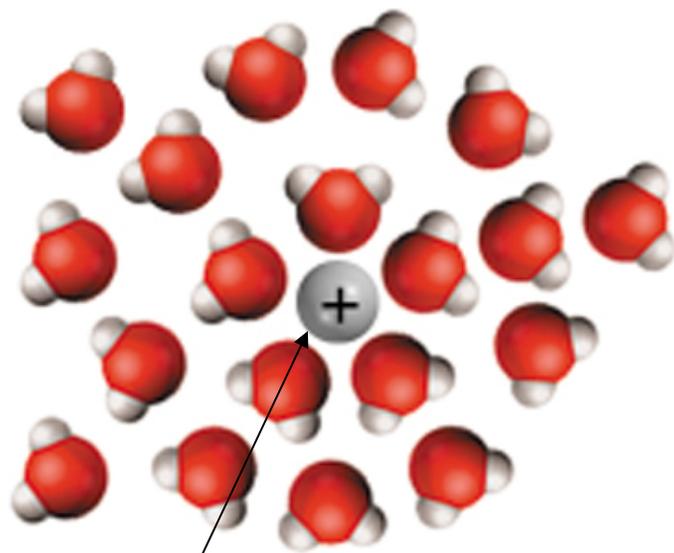
Reacción ***reversible***: la reacción puede ocurrir en ambas direcciones simultáneamente.

El ácido acético es un ***electrolito débil*** porque su ionización en el agua es parcial.

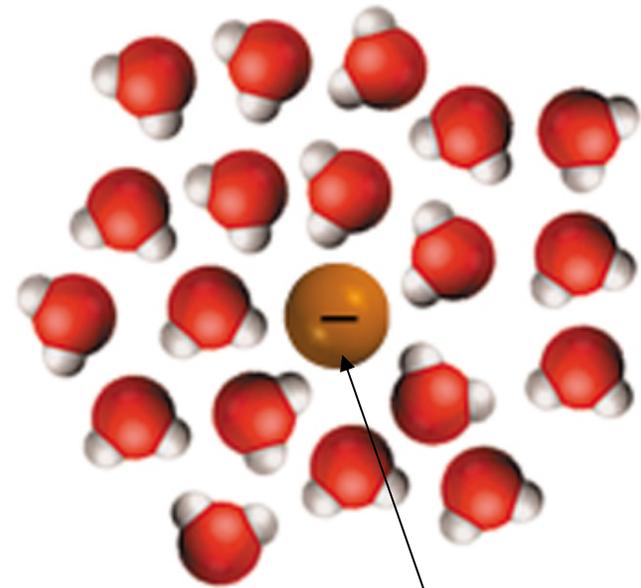
Acido clorhídrico es electrolito fuerte:



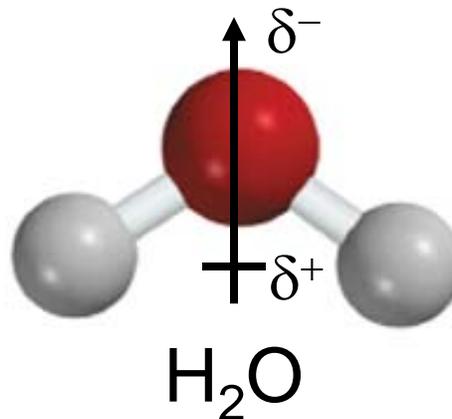
La **hidratación** es el proceso por el cual un ión es rodeado por moléculas de agua orientadas en una manera específica.



Na⁺



Cl⁻



H₂O



¿Un no electrolito no conduce la electricidad?

Ni **cationes (+)** ni aniones (-) en solución

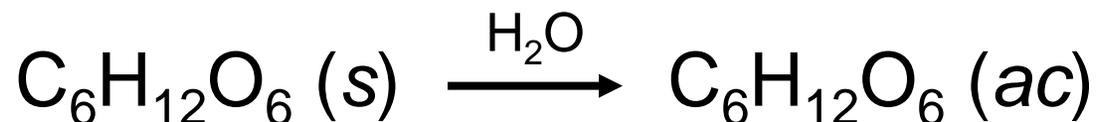


TABLE 4.1

Clasificación de solutos en disolución acuosa

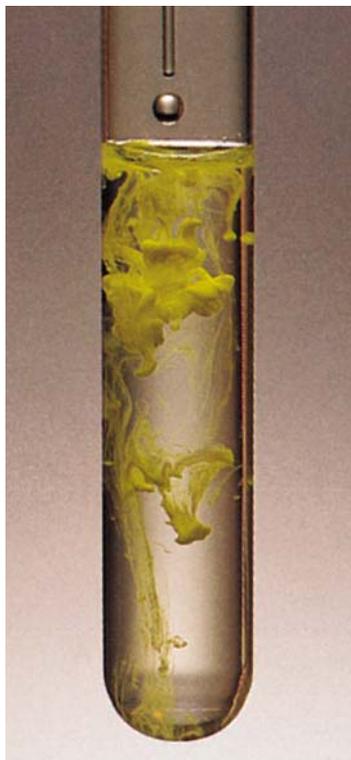
Electrolito fuerte	Electrolito débil	No electrolito
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (methanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (ethanol)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucose)
NaOH	H ₂ O [†]	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sucrose)
Ba(OH) ₂		
Ionic compounds		

*H₂SO₄ has two ionizable H⁺ ions.

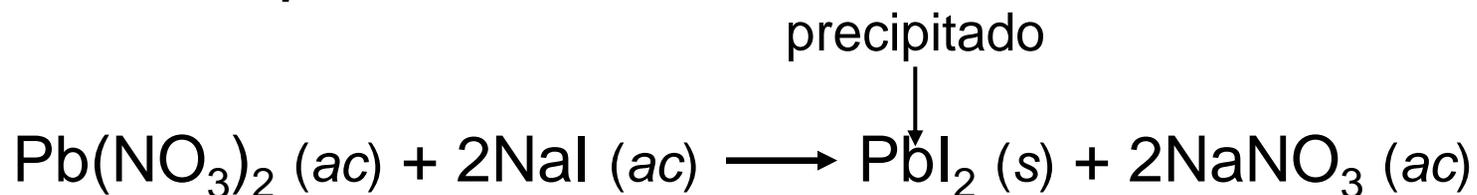
†Pure water is an extremely weak electrolyte.

Reacciones de Precipitación

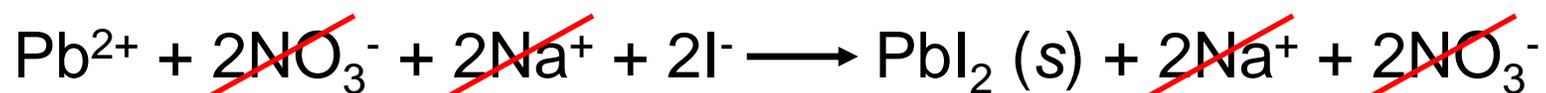
Formación de Precipitado: sólido insoluble que se separa de la solución



PbI₂



Ecuación molecular



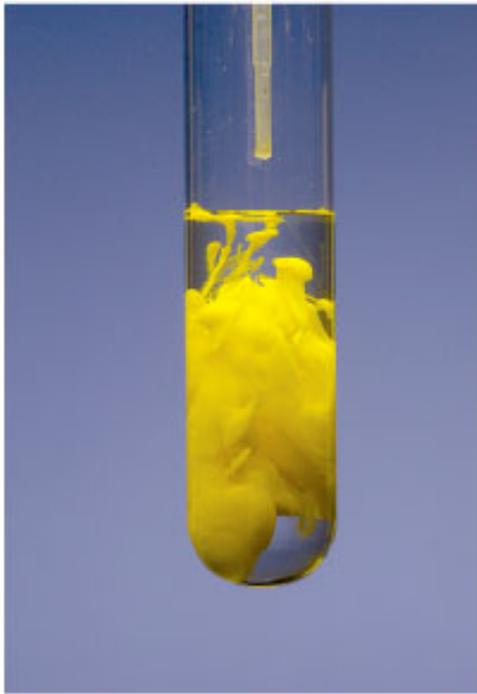
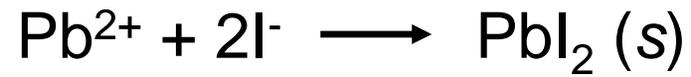
Ecuación iónica



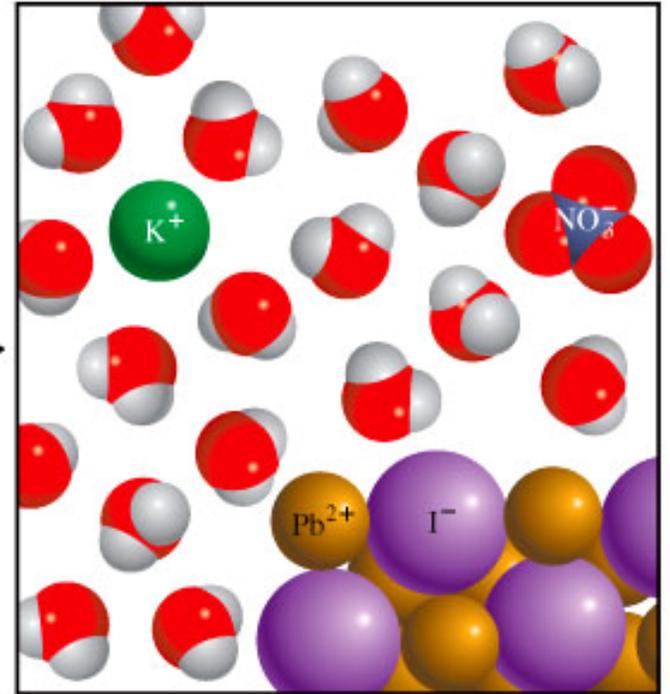
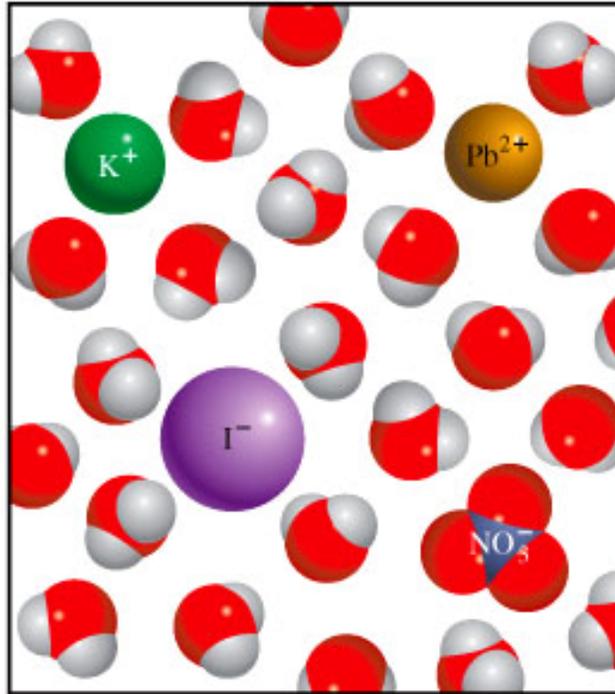
Ecuación iónica neta

Na⁺ y NO₃⁻ son los iones ***espectadores***

Precipitación del yoduro de plomo



PbI_2



La ***solubilidad*** es la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en 100 ml de agua, a una temperatura específica

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

Soluble Compounds

Exceptions

Compounds containing alkali metal ions (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) and the ammonium ion (NH_4^+)

Nitrates (NO_3^-), bicarbonates (HCO_3^-), and chlorates (ClO_3^-)

Halides (Cl^- , Br^- , I^-)

Sulfates (SO_4^{2-})

Halides of Ag^+ , Hg_2^{2+} , and Pb^{2+}

Sulfates of Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} , and Pb^{2+}

Insoluble Compounds

Exceptions

Carbonates (CO_3^{2-}), phosphates (PO_4^{3-}), chromates (CrO_4^{2-}), sulfides (S^{2-})

Hydroxides (OH^-)

Compounds containing alkali metal ions and the ammonium ion

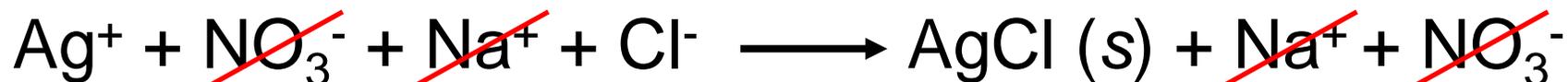
Compounds containing alkali metal ions and the Ba^{2+} ion

Cómo escribir ecuaciones iónicas netas

1. Escribir la ecuación molecular balanceada.
2. Escribir la ecuación iónica mostrando los electrolitos fuertes completamente disociados en cationes y aniones.
3. Eliminar los iones semejantes de ambos lados de la ecuación iónica.
4. Verificar que las cargas y el número de átomos dentro de la ecuación iónica neta estén balanceados.

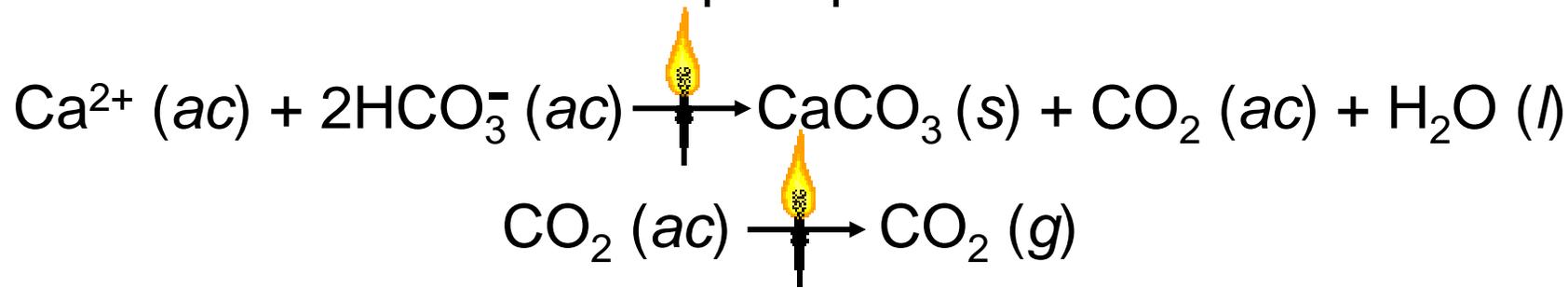


Escriba la ecuación iónica neta para la reacción entre el nitrato de plata y el cloruro de sodio.

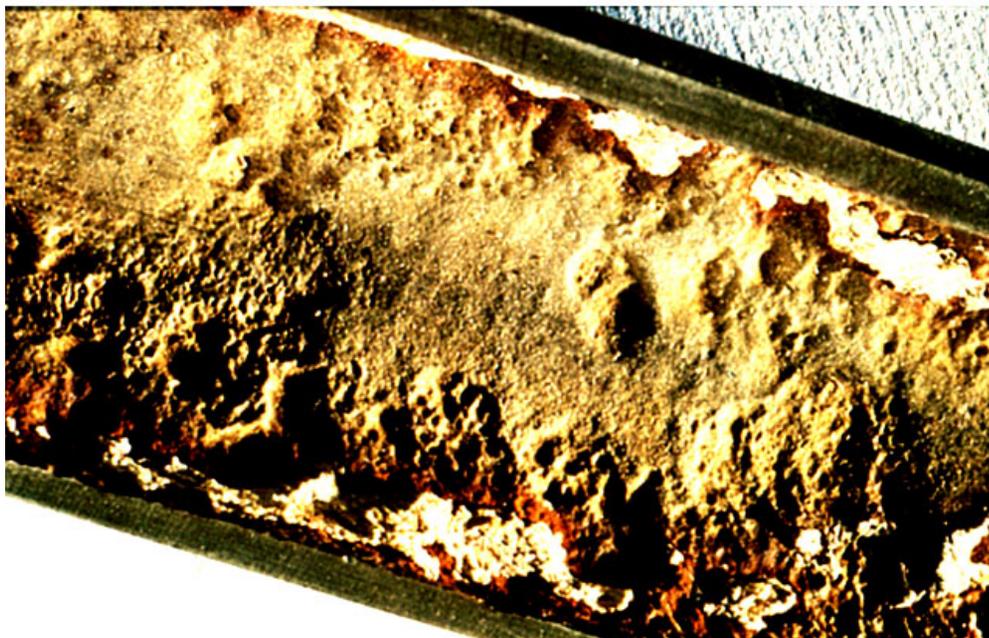


La Química en acción:

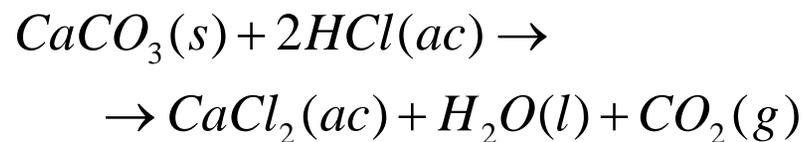
Una reacción de precipitación indeseable

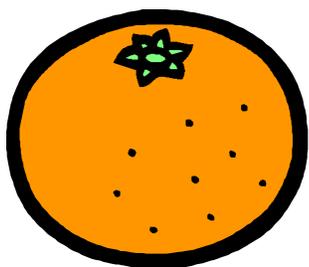


Depósito de CaCO_3 y MgCO_3 en tuberías de agua caliente



Agua dura: contiene Ca^{2+} y Mg^{2+}
Agua blanda: no los contiene





Ácidos

Tienen sabor agrio. El vinagre le debe su sabor al ácido acético. Las frutas agrias contienen ácido cítrico.

Causan cambio de color en pigmentos vegetales.

Reaccionan con ciertos metales para producir hidrógeno (g).



Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos para producir dióxido de carbono gaseoso.



Las soluciones acuosas de ácidos conducen electricidad.

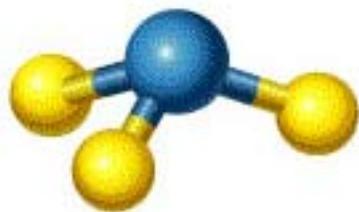
Bases o hidróxidos

Poseen un sabor amargo.

Son resbaladizas al tacto. Muchos jabones contienen bases.

Causan cambio de color en pigmentos vegetales.

Las soluciones acuosas de bases conducen electricidad.



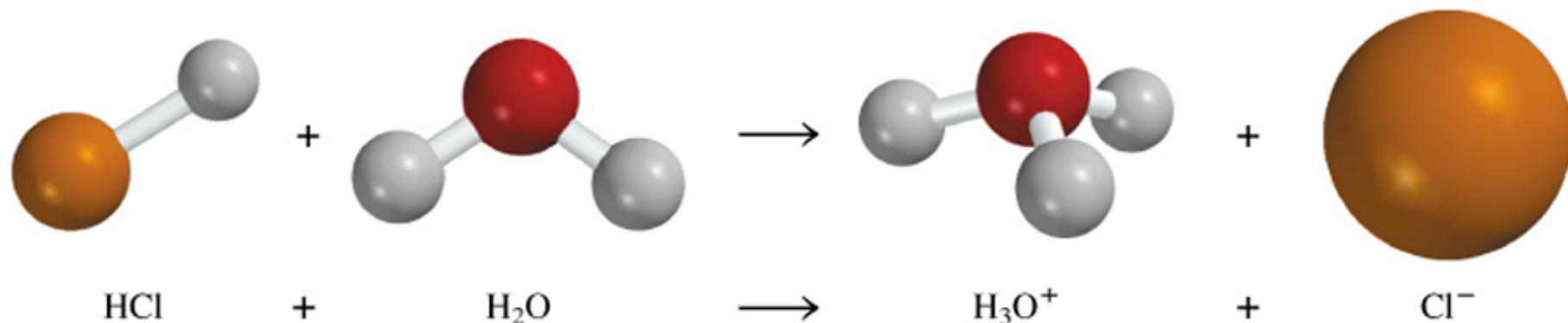
NH_3



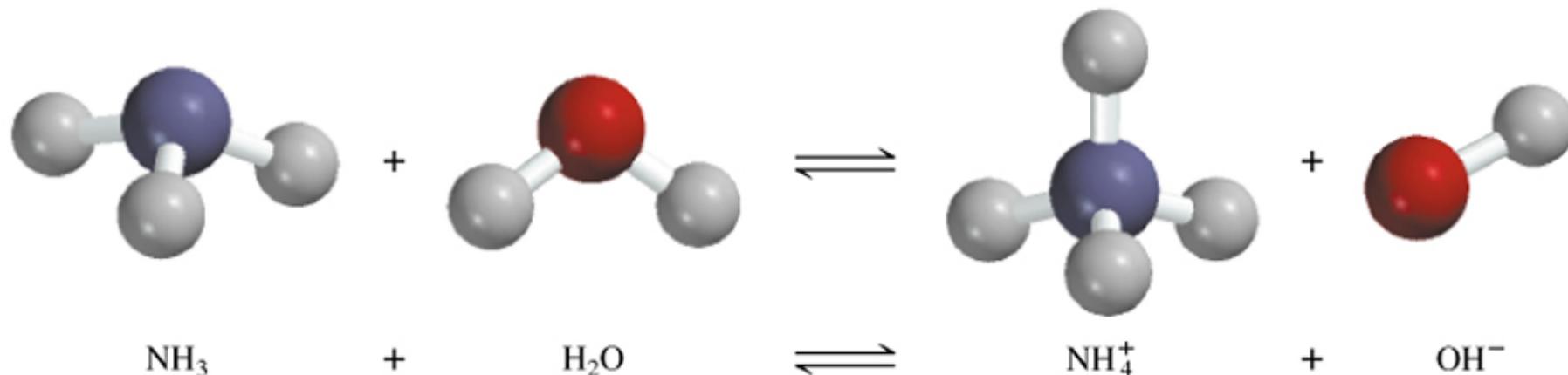
OH^-



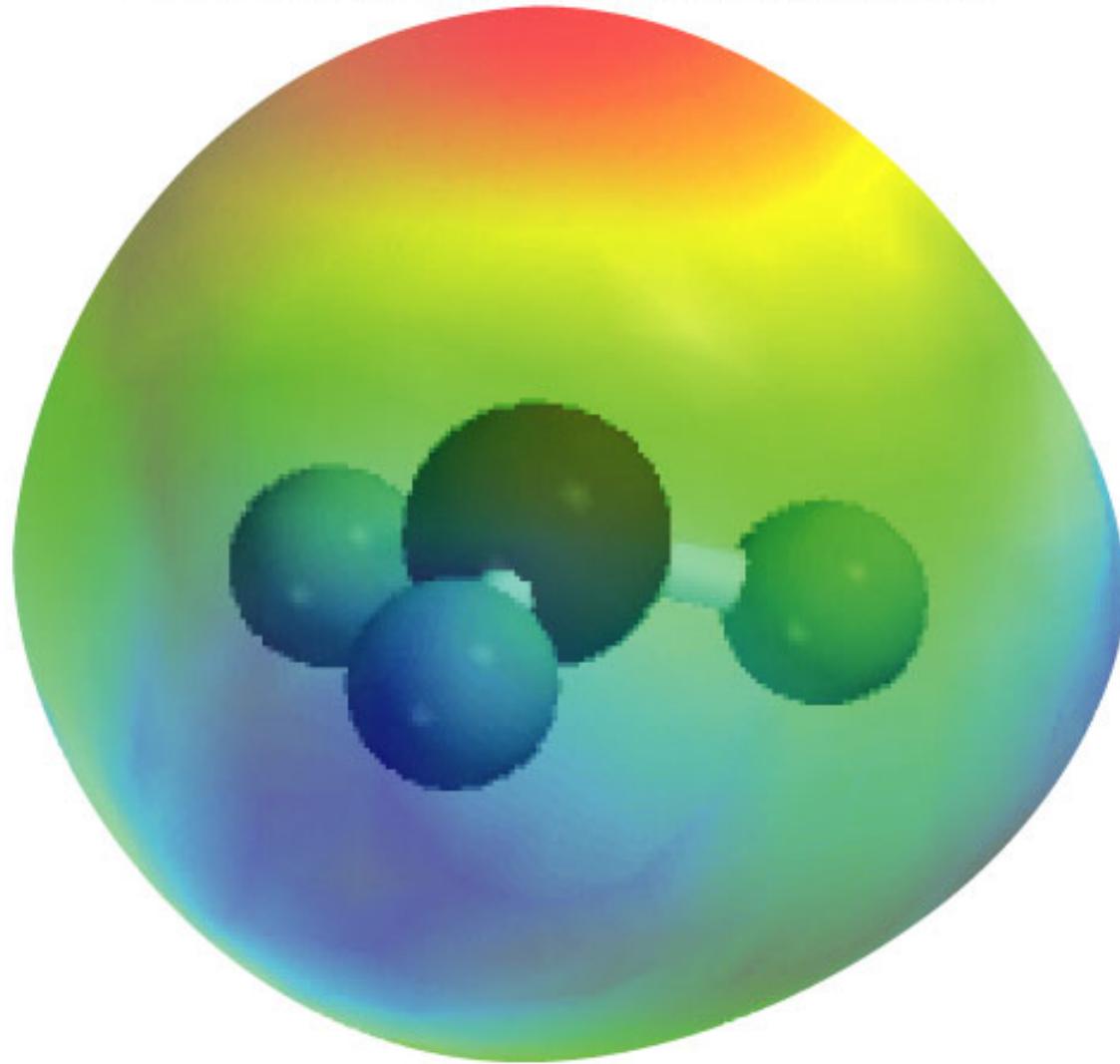
Según Arrhenius, un ácido es una sustancia que produce iones H^+ (H_3O^+) en solución acuosa.



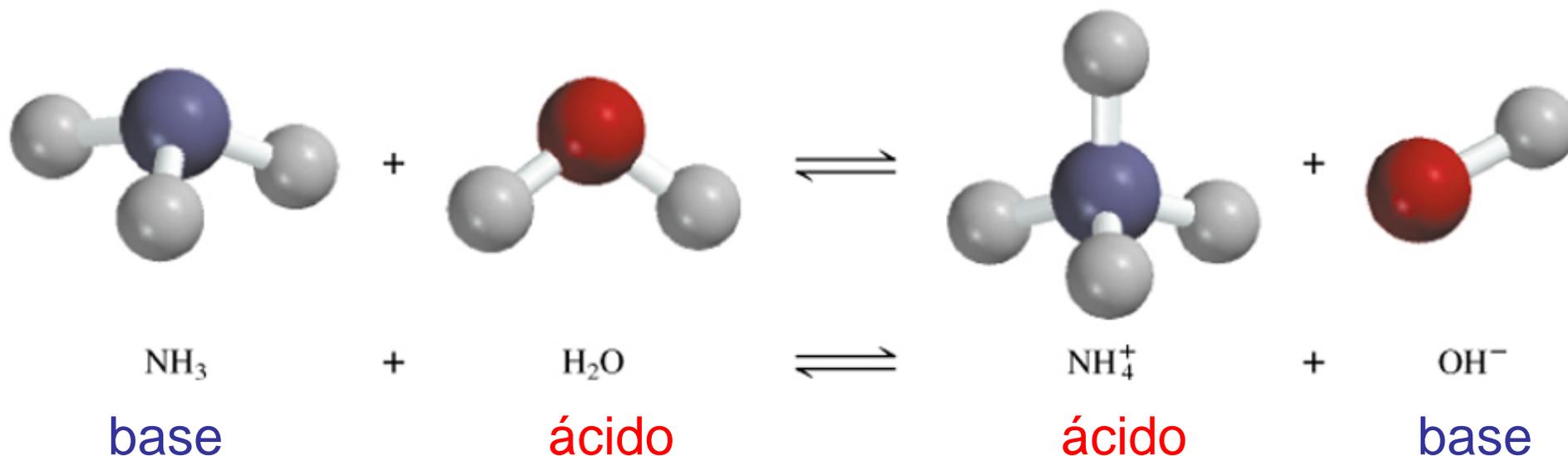
Una base, según Arrhenius, es una sustancia que produce OH^- en solución acuosa.



Ion hidronio, protón hidratado, H_3O^+



Un **ácido** de *Brønsted* es un donador de protones.
Una **base** de *Brønsted* es un receptor de protones.



¡Un **ácido** de Brønsted debe contener al menos un protón ionizable!

Ácidos *monopróticos*



Electrolito fuerte, ácido fuerte



Electrolito fuerte, ácido fuerte



Electrolito débil, ácido débil

Ácidos *dipróticos*

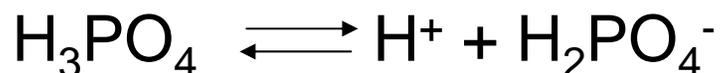


Electrolito fuerte, ácido fuerte

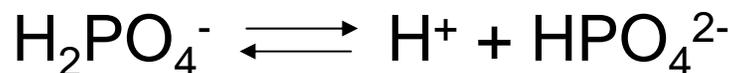


Electrolito débil, ácido débil

Ácidos *tripróticos*



Electrolito débil, ácido débil



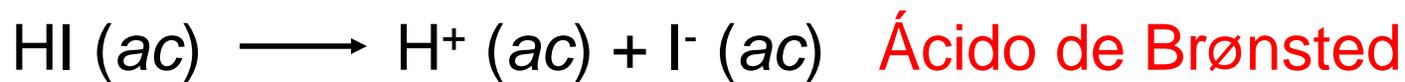
Electrolito débil, ácido débil



Electrolito débil, ácido débil

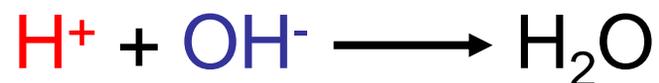
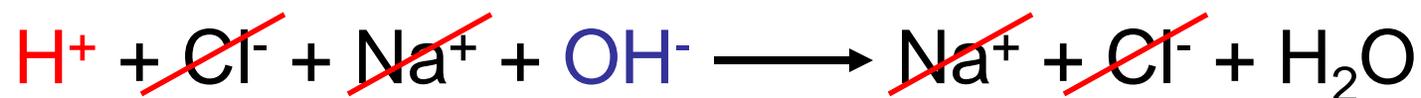
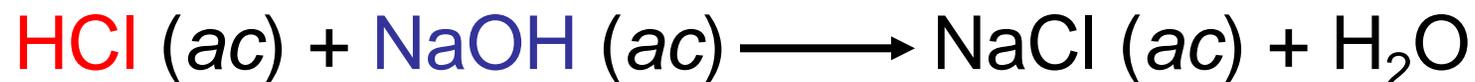


Identifique cada una de las siguientes especies como un ácido de Brønsted, base de Brønsted, o ambos. a) HI, b) CH_3COO^- , c) H_2PO_4^-



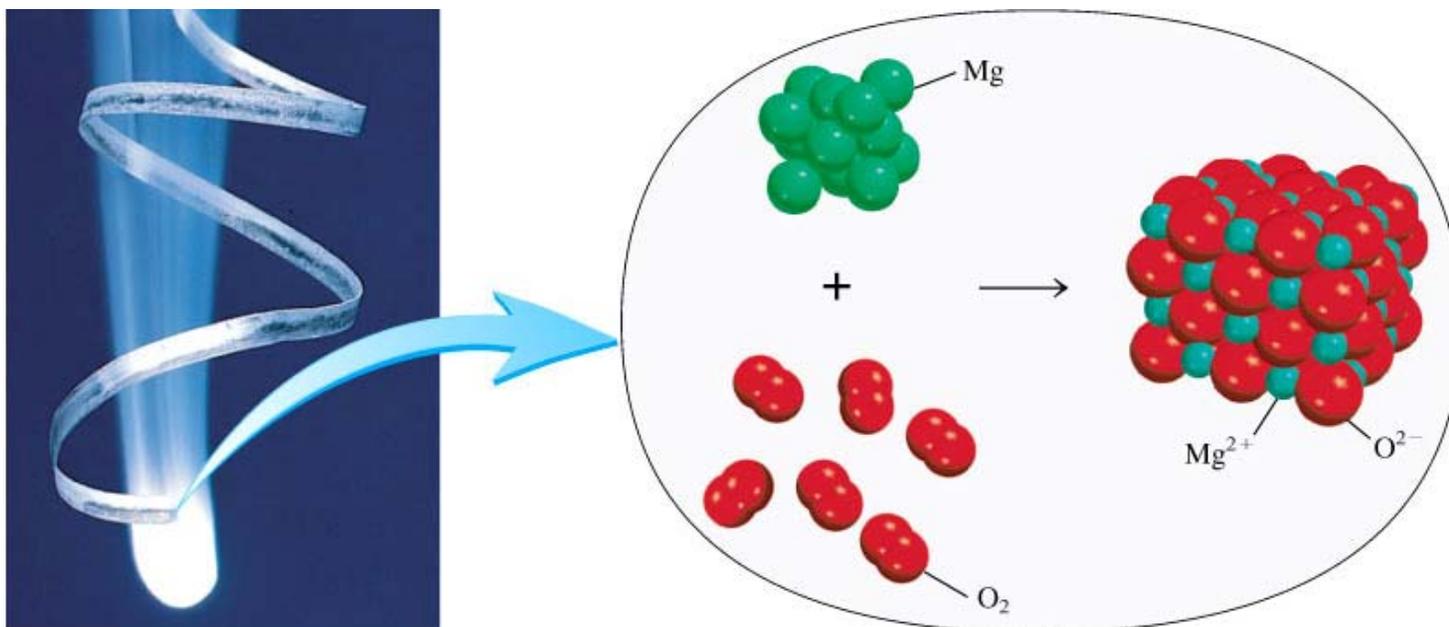
Reacción de neutralización

ácido + base \longrightarrow sal + agua



Reacciones de oxidación-reducción

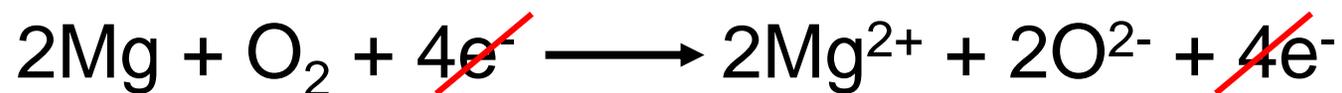
(reacciones con transferencia de electrones)



semireacción de oxidación
(cede e^{-})

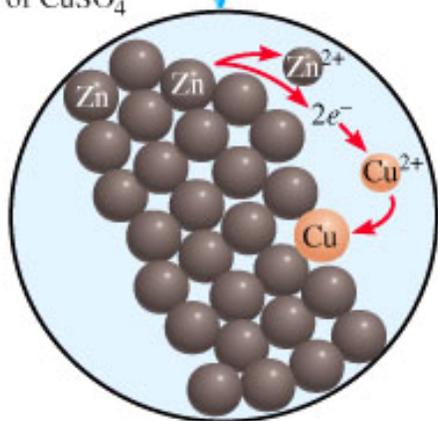


semireacción de reducción (acepta e^{-})

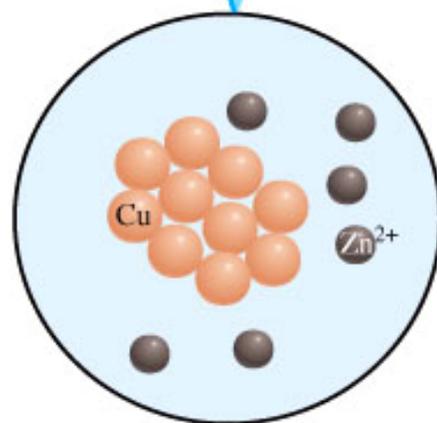




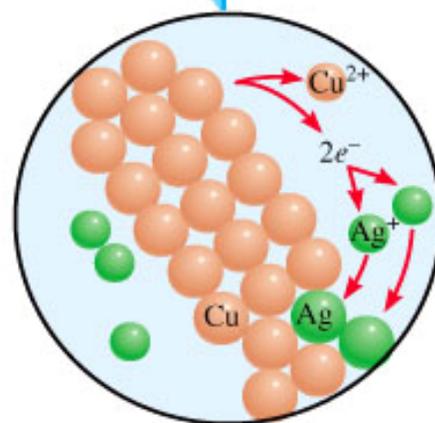
The Zn bar is in aqueous solution of CuSO_4



(a)

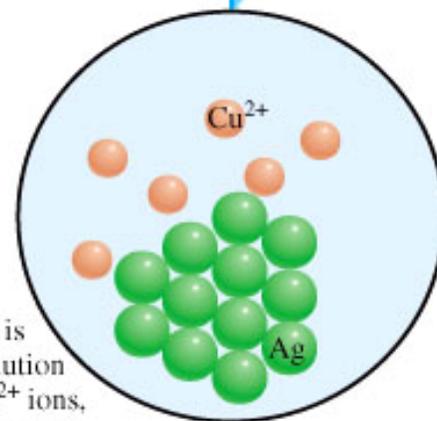


Cu^{2+} ions are converted to Cu atoms.
Zn atoms enter the solution as Zn^{2+} ions.



When a piece of copper wire is placed in an aqueous AgNO_3 solution Cu atoms enter the solution as Cu^{2+} ions, and Ag^{+} ions are converted to solid Ag.

(b)





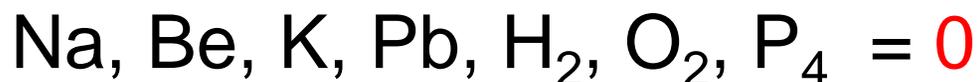
El alambre de cobre reacciona con el nitrato de plata para formar plata metálica. ¿Cuál es el agente oxidante en la reacción?



Número de oxidación

Es la carga que el átomo tendría en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones de valencia fuesen transferidos completamente.

1. Los elementos libres (en estado puro) tienen un número de oxidación igual a cero.



2. En iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga en el ion.



3. El número de oxidación del oxígeno es generalmente de -2 . En H_2O_2 y O_2^{2-} , es -1 .

4. El número de oxidación del hidrógeno es **+1**, excepto en hidruros (hidrógeno metal). En estos casos, su número de oxidación es **-1**.
5. Los metales del Grupo IA son **+1**, los metales IIA son **+2** y el flúor es siempre **-1**.
6. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula o ion, es igual a la carga en la molécula o ion.
7. Los números de oxidación no tienen que ser enteros. El número de oxidación del oxígeno en el ión superóxido, O_2^- , es **$-1/2$** .



¿Cuáles son los números de oxidación de todos los elementos en HCO_3^- ?



$$O = -2 \quad H = +1$$

$$3x(-2) + 1 + ? = -1$$

$$C = +4$$

Números de oxidación de los elementos en sus compuestos

1 1A												13 3A					14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H +1 -1												5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -1 -2	9 F -1	10 Ne				
3 Li +1	4 Be +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1	18 Ar				
11 Na +1	12 Mg +2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2			
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2				
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +1 +2				
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn				



¿Cuáles son los números de oxidación en los siguientes compuestos?



$$\text{F} = -1$$

$$7x(-1) + ? = 0$$

$$\text{I} = +7$$



$$\text{Na} = +1 \quad \text{O} = -2$$

$$3x(-2) + 1 + ? = 0$$

$$\text{I} = +5$$



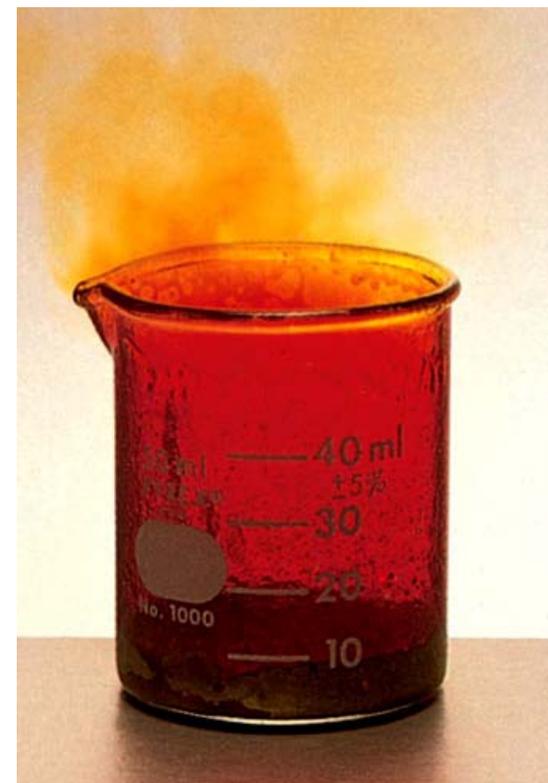
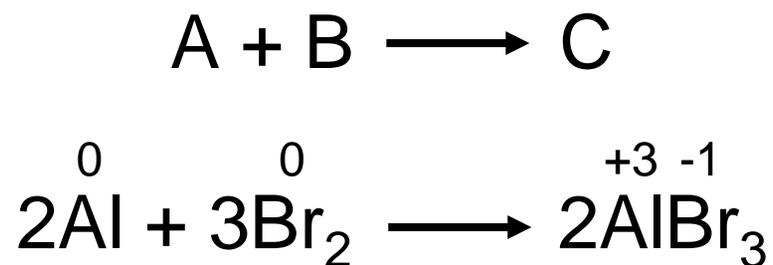
$$\text{O} = -2 \quad \text{K} = +1$$

$$7x(-2) + 2x(+1) + 2x(?) = 0$$

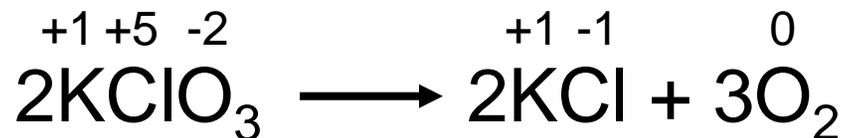
$$\text{Cr} = +6$$

Tipos de reacciones de oxidación-reducción

Reacción de formación

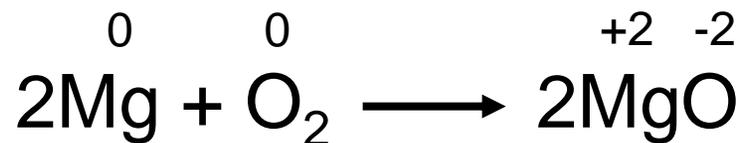
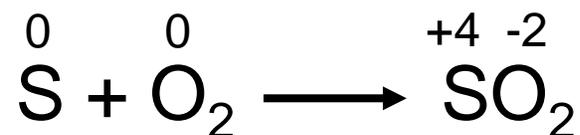
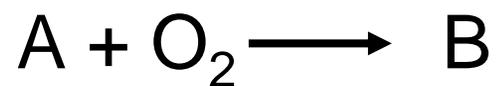


Reacción de descomposición



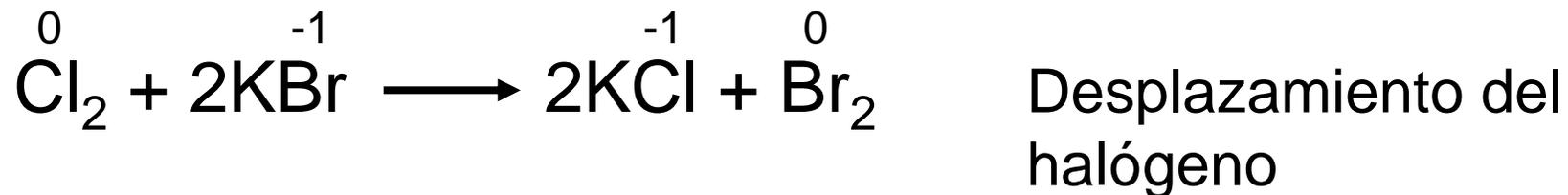
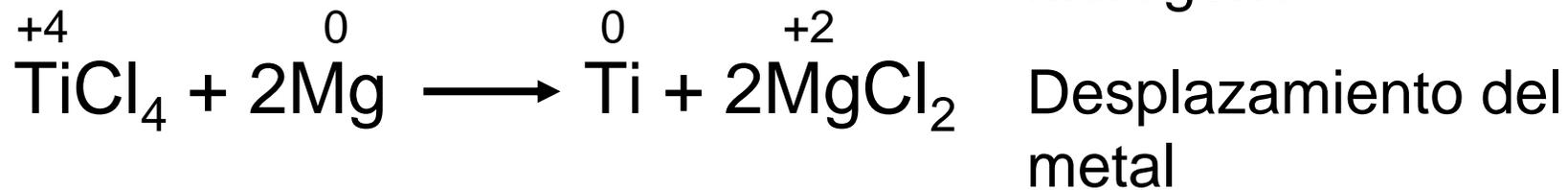
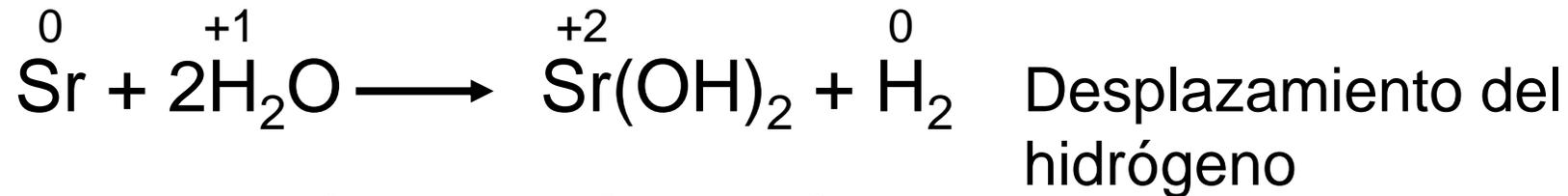
Tipos de reacciones de oxidación-reducción

Reacción de combustión



Tipos de reacciones de oxidación-reducción

Reacciones de desplazamiento



Series de actividad para los metales



Aumenta la fuerza reductora

$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	React with cold water to produce H_2
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	React with steam to produce H_2
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	React with acids to produce H_2
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	Do not react with water or acids to produce H_2
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

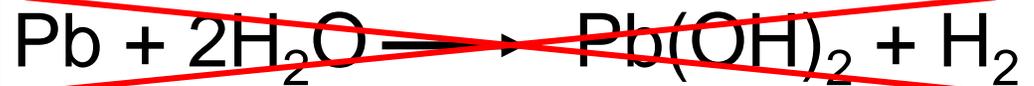
Reacción de desplazamiento del hidrógeno



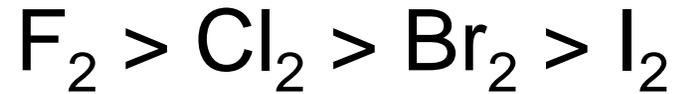
M es un metal

BC es un ácido o H_2O

B es H_2

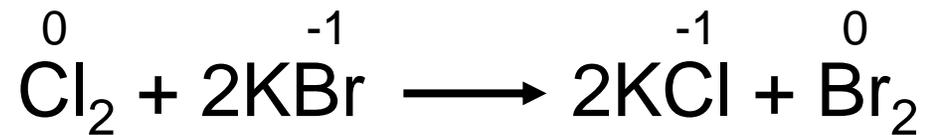


Series de actividad para los halógenos



Fabricación de Bromo líquido

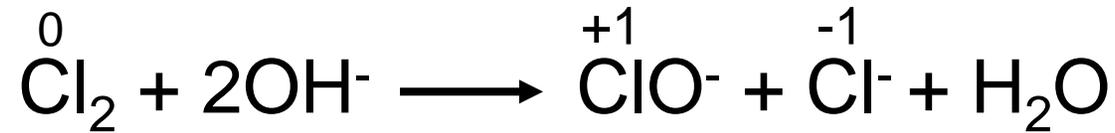
Reacción de desplazamiento del halógeno



Tipos de reacción de oxidación-reducción

Reacción de desproporción

El elemento se oxida y se reduce simultáneamente.

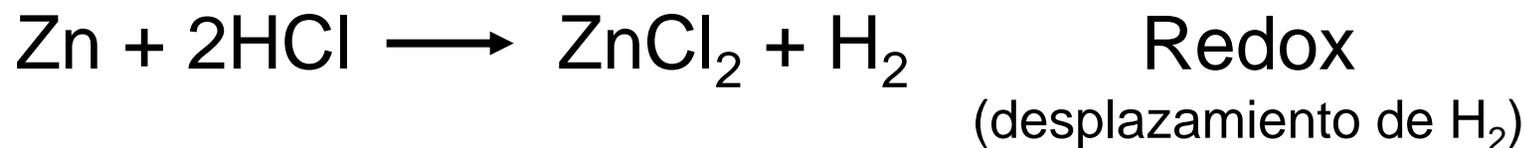
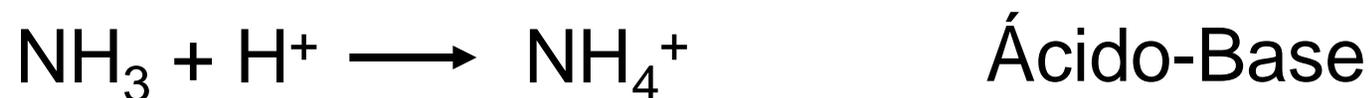


Química del cloro

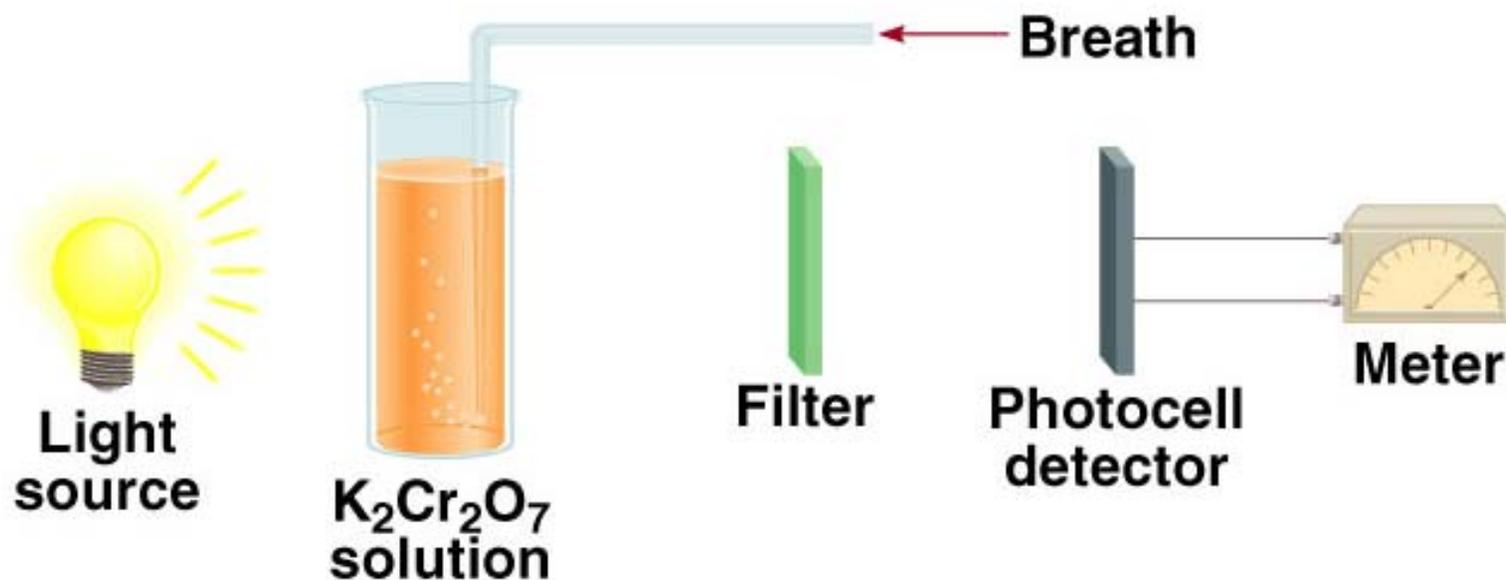
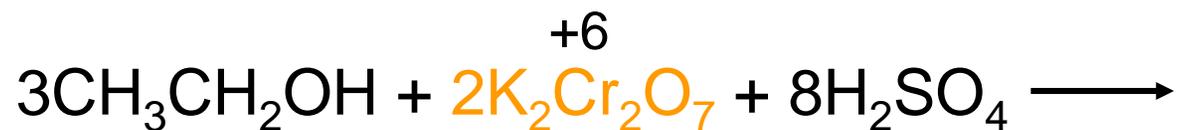




Clasifique las siguientes reacciones:



La Química en acción: Alcohómetro



Estequiometría de soluciones

La **concentración** de una solución es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución.

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

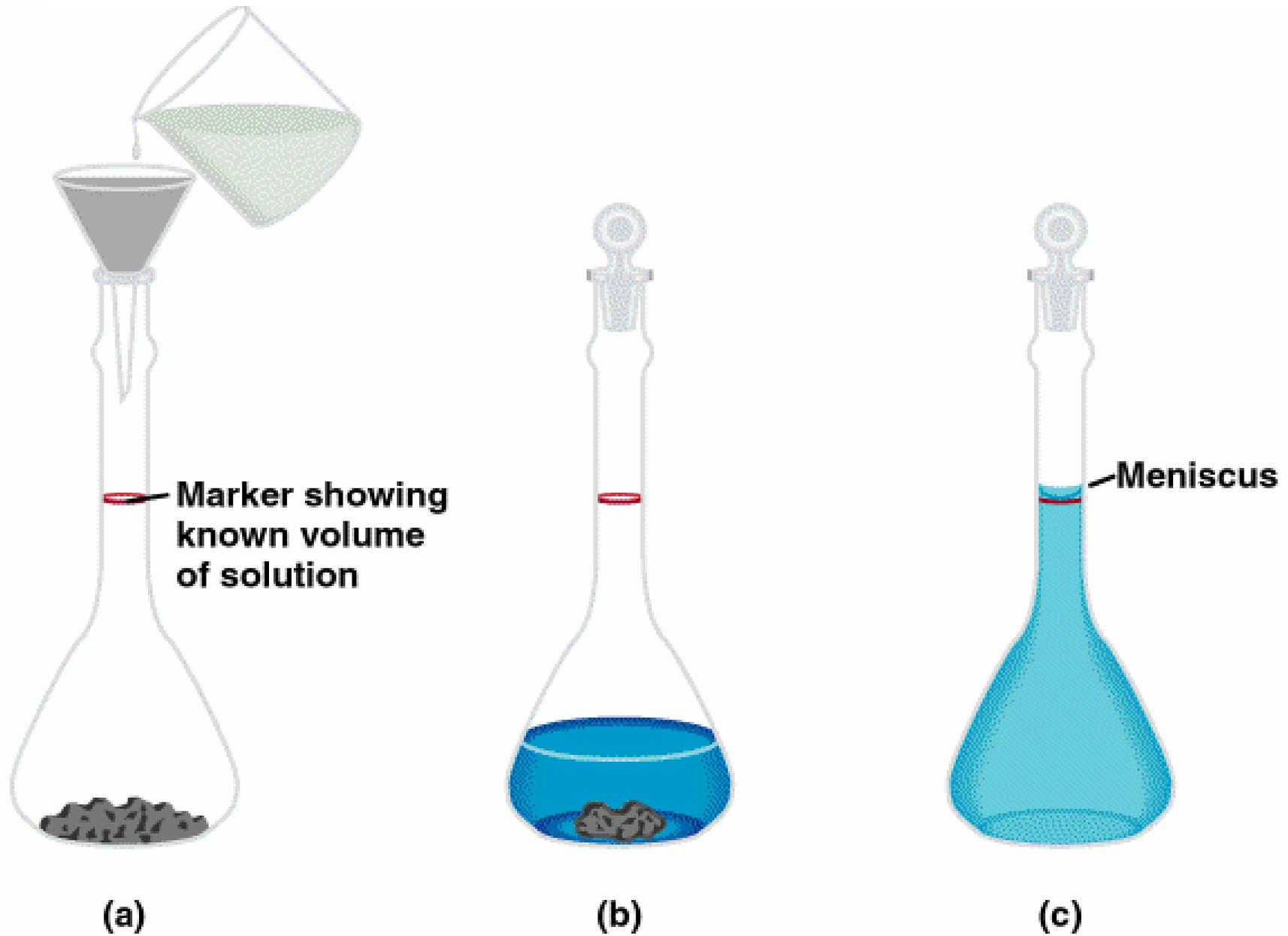


¿Cuánta masa de KI se requiere para hacer 500 mL de solución de KI a 2.80 M?

volumen de solución de KI $\xrightarrow{M \text{ KI}}$ moles de KI $\xrightarrow{M \text{ KI}}$ gramos de KI

$$500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{2.80 \text{ mol KI}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 232 \text{ g KI}$$

Preparación de una solución de Molaridad conocida



Dilución es el proceso para preparar una solución menos concentrada a partir de una solución más concentrada.



Moles de soluto
antes de la dilución (i)

=

Moles de soluto
después de la dilución (f)

$$M_i V_i$$

=

$$M_f V_f$$



¿Cómo se prepararían 60.0 mL de HNO_3 0.200 M, a partir de una reserva de solución de HNO_3 4.00 M?

$$M_i V_i = M_f V_f$$

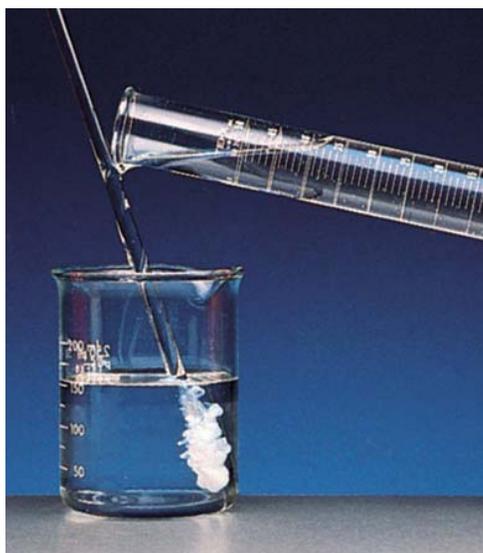
$$M_i = 4.00 \quad M_f = 0.200 \quad V_f = 0.06 \text{ L} \quad V_i = ? \text{ L}$$

$$V_i = \frac{M_f V_f}{M_i} = \frac{0.200 \times 0.06}{4.00} = 0.003 \text{ L} = 3 \text{ mL}$$

3 mL de ácido + 57 mL de agua = 60 mL de solución

Análisis gravimétrico

1. Disolver la sustancia desconocida en agua.
2. La sustancia desconocida reacciona con sustancias conocidas para formar un precipitado.
3. Filtrar y secar el precipitado.
4. Pesar el precipitado.
5. Usar fórmulas químicas y la masa del precipitado para determinar la cantidad del ion desconocido.

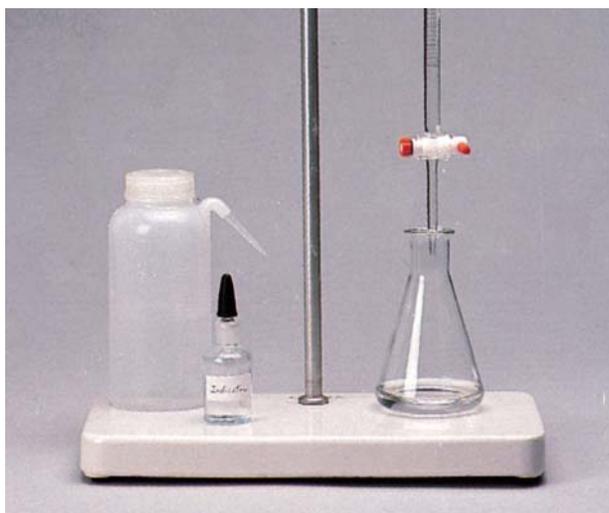


Titulaciones

En una **titulación**, una solución de una concentración conocida con exactitud, es agregada gradualmente a otra solución de concentración desconocida, hasta que la reacción química entre ellas está completa.

Punto de equivalencia – es el punto en el cual la reacción está completa

Indicador – sustancia que cambia de color en (o cerca) del punto de equivalencia.



Se agrega lentamente una base a un ácido desconocido HASTA QUE el indicador cambia de color





¿Qué volumen de una solución de 1.420 M de NaOH se requiere para titular 25.00 mL de una solución 4.50 M de H₂SO₄?



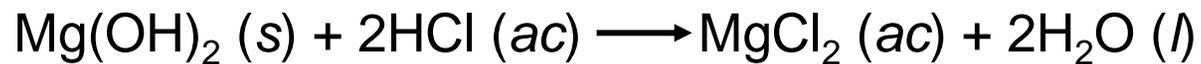
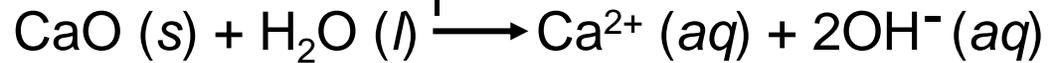
¡ESCRIBA LA ECUACIÓN QUÍMICA!



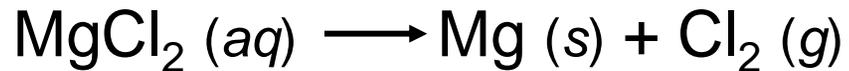
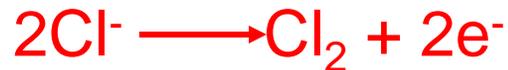
volumen de ácido $\xrightarrow[\text{ácido}]{M}$ moles de ácido $\xrightarrow[\text{coef.}]{rx}$ moles de base $\xrightarrow[\text{base}]{M}$ volume de base

$$25.00 \text{ mL} \times \frac{4.50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ ml soln}}{1.420 \text{ mol NaOH}} = 158 \text{ mL}$$

La Química en acción: Metal proveniente del mar



Electrólisis de MgCl_2



Magnesium Hydroxide

