



# SOLUCIONES ÁCIDAS Y BÁSICAS

CLASE N° 9

# REPASITO...



Pueden ser s, l o g

Solutos sólidos o líquidos  
Solventes líquidos

► **Clasificación de las soluciones**

- Diluida
- Saturada
- Sobresaturada
- Concentrada

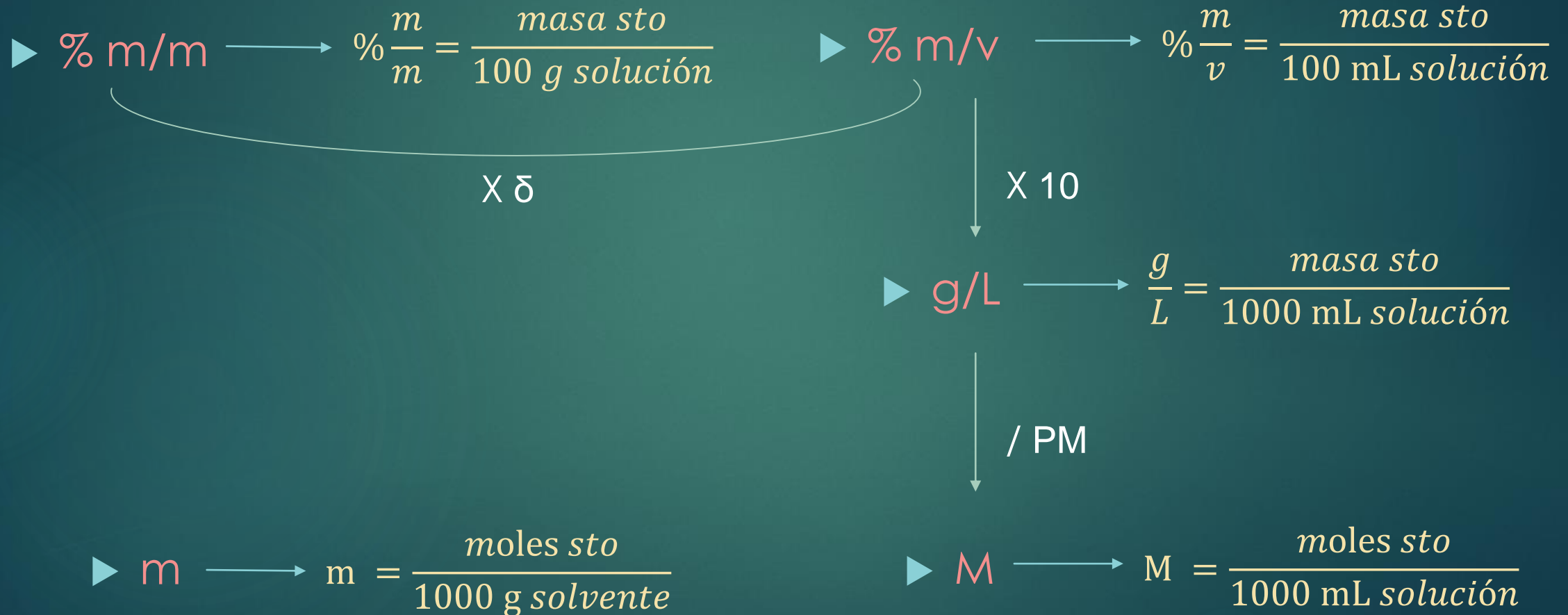
Cantidad de soluto en determinada cantidad de solvente

Concentración

► **Unidades de concentraciones**



# UNIDADES DE CONCENTRACIÓN



# UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

## ► Ejercicio 1, guía 6.

$$\textcircled{1} \begin{array}{l} 20 \text{ g NaOH} \\ 560 \text{ g H}_2\text{O} \end{array}$$

$$\bullet \text{ PM NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$a. [\text{NaOH}] = \frac{\text{masa sto}}{\text{masa sol}} \times 100$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{20}{560 + 80} \times 100 = \frac{20}{580} \times 100$$

$$[\text{NaOH}] = 3,45\% \text{ m/m}$$

$$b. m = \frac{\text{moles sto}}{\text{kg ste}}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{20 \text{ g NaOH}}{560 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}}$$

$$[\text{NaOH}] = 0,89 \text{ m}$$



# UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

## ► Ejercicio 3, guía 6.

3)  $V = 100 \text{ mL SOL.}$   
 $[\text{Fe}(\text{NO}_3)_2] = 6\% \text{ m/m.}$   
 $d = 1,16 \text{ g/mL.}$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{SOL}} = 1,16 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL}$$

$$\underline{m_{\text{SOL}} = 116 \text{ g SOL.}}$$

$$m_{\text{Fe}(\text{NO}_3)_2} = \frac{6 \text{ g Fe}(\text{NO}_3)_2}{100 \text{ g SOL}} \cdot 116 \text{ g SOL}$$

$$m_{\text{Fe}(\text{NO}_3)_2} = 6,96 \text{ g}$$

# UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

## ► Ejercicio 4, guía 6.

4)  $m_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 30,5 \text{ g}$   
 $V_{\text{sol}} = 0,5 \text{ L}$   
 $d = 1027 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \rightarrow$  cambiamos unidad de  $d$ .

•  $d = 1027 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}}$   
 $d = 1027 \frac{\text{g}}{\text{L}}$

2. •  $m_{\text{sol}} = 0,5 \text{ L} \cdot \frac{1027 \text{ g}}{1 \text{ L}}$   
 $m_{\text{sol}} = 513,5 \text{ g}$

•  $[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{30,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{513,5 \text{ g sol}} \cdot 100 \text{ g sol}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 5,94 \% \text{ m/m}$

b. •  $m_{\text{sol}} = m_{\text{sto}} + m_{\text{ste}}$

$513,5 \text{ g} = 30,5 \text{ g} + m_{\text{ste}}$

$m_{\text{ste}} = 513,5 \text{ g} - 30,5 \text{ g} = 483 \text{ g}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{\text{moles sto.}}{1 \text{ kg ste.}}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{0,57 \text{ mol}}{483 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 1,18 \text{ m}$

•  $PM_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,49 \text{ g}$

$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 30,5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{53,49 \text{ g}}$

$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 0,57 \text{ mol}$

c.  $[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{\text{moles sto.}}{1 \text{ L sol}}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{0,57 \text{ moles NH}_4\text{Cl}}{0,5 \text{ L sol}}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 1,14 \text{ M}$

# DILUCION DE DILUCIONES

Cuando se pretende o necesita **diluir** un poco **más** una **solución** ya **preparada**.

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

- **Ejemplo:** se desea preparar 1 L de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  0,400 M a partir de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  1,00 M.

$$1M * V_1 = 0,4 M * 1L$$

$$V_1 = \frac{0,4 \cancel{M} * 1L}{1\cancel{M}}$$

$$V_1 = 0,4 L = 400 mL$$



# DILUCION DE DILUCIONES

► Ejercicio 5,  
guía 6.

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 90,5\% \text{ m/m} \quad \text{a.} \quad [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{90,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g sol}} \cdot \frac{1,8 \text{ g sol}}{1 \text{ mL sol}}$$
$$d = 1,8 \text{ g/mL}$$
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,63 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1629 \text{ g/L}$$

b.  $\text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98,08 \text{ g/mol}$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1629 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98,08 \text{ g}}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 16,61 \text{ M}$$

c.  $C_1 = 16,61 \text{ M}$

$$C_2 = 0,2 \text{ M}$$

$$V_1 = ?$$

$$V_2 = 0,250 \text{ L} = 250 \text{ mL}$$

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

$$V_1 = \frac{250 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M}}{16,61 \text{ M}}$$

$$V_1 = 3,01 \text{ mL}$$



# DILUCION DE DILUCIONES

► Ejercicio 21, guía 6.

$$V_1 = 4 \text{ L} = 4000 \text{ mL}.$$
$$C_1 = 12 \text{ M}$$

$$\bullet V_2 = V_1 + 560 \text{ mL}.$$

$$V_2 = 4000 + 560$$

$$\bullet \underline{V_2 = 4560 \text{ mL}.$$

$$\bullet C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$\frac{12 \text{ M} \cdot 4000 \text{ mL}}{4560 \text{ mL}} = C_2$$

$$C_2 = 10,53 \text{ M}$$

# PROPIEDADES ELECTROLÍTICAS

Categorías de solutos disueltos en agua:

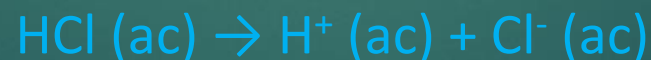
- ▶ **Electrólitos** → Conducen la corriente eléctrica.
  - ▶ Fuertes → Se ionizan por completo en  $H_2O$ .  
→ Sólo quedan los iones en el  $H_2O$ .
  - ▶ Débiles → Se ionizan de forma incompleta en  $H_2O$ .  
→ En el  $H_2O$  quedan iones y moléculas iónicas.
- ▶ **No electrólitos** → No conducen la corriente eléctrica.  
→ No se ionizan en  $H_2O$ .



# PROPIEDADES ELECTROLÍTICAS

Ejemplos de electrolitos y no electrolitos:

<b>Electrolito fuerte</b>	<b>Electrolito débil</b>	<b>No electrolito</b>
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)
Ba(OH) <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (glucosa)
NaOH	H <sub>2</sub> O	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (sacarosa)

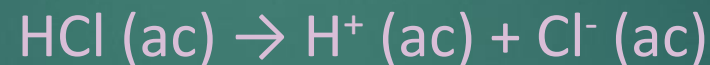




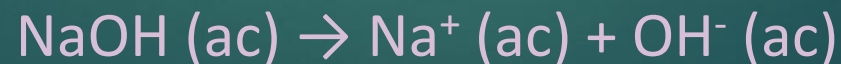
# PROPIEDADES ÁCIDAS O BÁSICAS

Los compuestos se dividen en dos **categorías** según la **ionización** que presentan cuando se disuelven **en H<sub>2</sub>O**:

▶ **Ácidos** —————> Cuando se ionizan en H<sub>2</sub>O —————> Forman H<sup>+</sup>



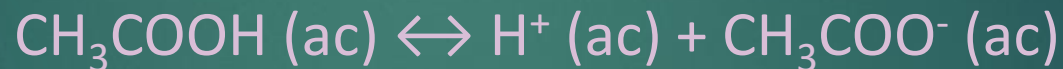
▶ **Bases** —————> Cuando se ionizan en H<sub>2</sub>O —————> Forman OH<sup>-</sup>



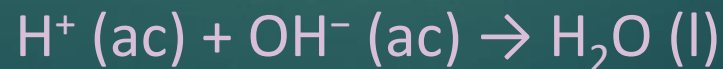
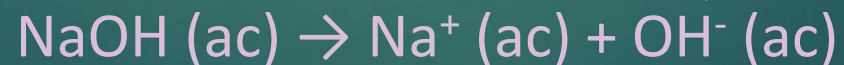
# PROPIEDADES ÁCIDAS O BÁSICAS

Clasificación de **Brønsted** sólo tiene en cuenta la **recepción o donación** de  $H^+$  en la **ionización en  $H_2O$** :

▶ **Ácidos**  $\longrightarrow$  Donador de  $H^+$



▶ **Bases**  $\longrightarrow$  Aceptor de  $H^+$

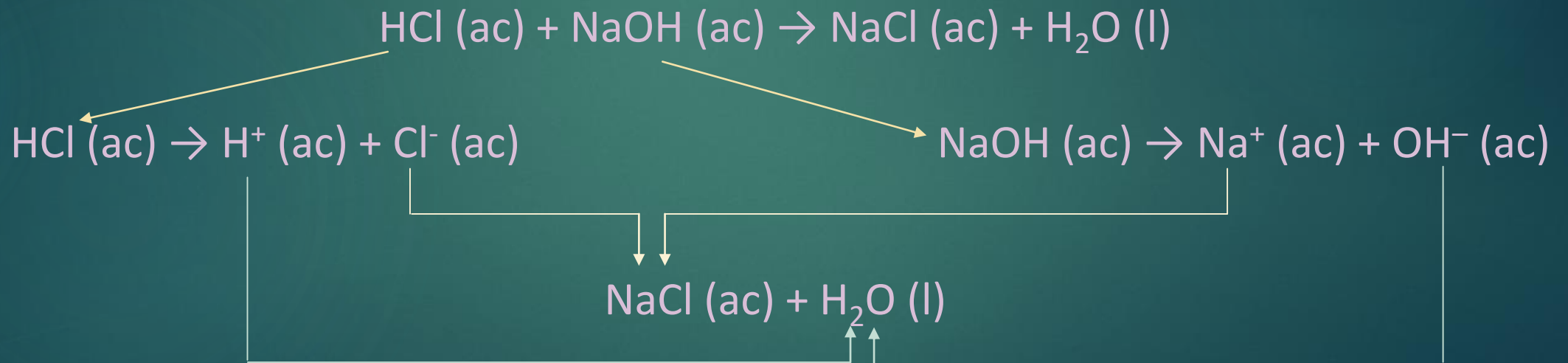


El aceptor de  $H^+$ , es el grupo  $OH^-$ , que una vez dissociado toma el  $H^+$  y forma  $H_2O$ .

# REACCIONES DE ÁCIDOS Y BASES

En las reacciones de ácidos con bases siempre se forma una sal.

► Sal + H<sub>2</sub>O → En la mayoría de las reacciones



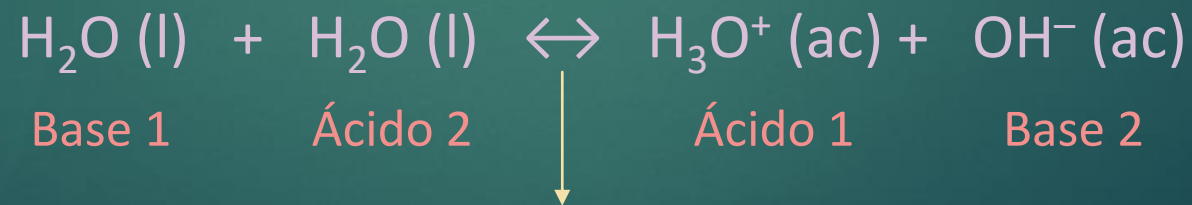
► Sal + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub> / SO<sub>2</sub> / H<sub>2</sub>S

► Sólo Sal



# PROPIEDADES ÁCIDAS O BÁSICAS DEL H<sub>2</sub>O

- ▶ Disolvente único
- ▶ Electrólito débil.
- ▶ Se puede comportar como ácido o como base.
- ▶ Autoionización del H<sub>2</sub>O.



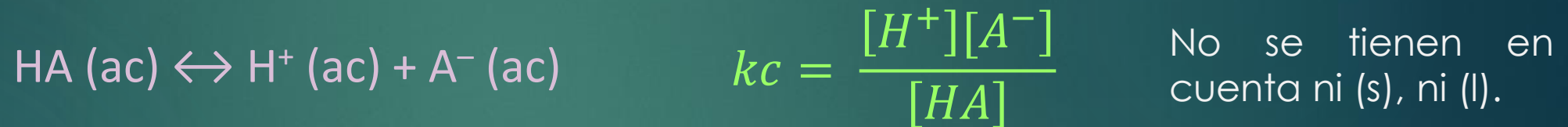
Reacción reversible

Común de los  
electrólitos débiles

# CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Es la **relación** de las concentraciones de **reactivos** y **productos** en el **equilibrio químico**.

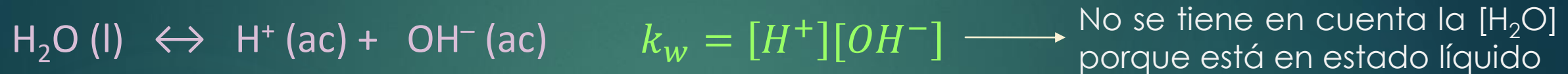
## ▶ Equilibrio químico



- ▶ **Reacción reversible** → A medida que se ioniza HA, los productos H<sup>+</sup> y A<sup>-</sup>, reaccionan para volver a formar HA
- ▶ **Punto de equilibrio**
  - Momento de la reacción en donde todo lo que se forma reacciona.
  - Se produce la misma cantidad de productos que de reactivos.

# PRODUCTO IÓNICO DEL H<sub>2</sub>O

Es la constante la ionización del H<sub>2</sub>O.



- ▶ Se tiene en cuenta las [H<sup>+</sup>] y [OH<sup>-</sup>] en el agua pura a 25 °C

$$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$k_w = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7})$$

$$k_w = 1 \times 10^{-14}$$

La constante iónica del agua es de  $1 \times 10^{-14}$ .

- ▶ Si [H<sup>+</sup>] > [OH<sup>-</sup>] → Solución ácida.
- ▶ Si [H<sup>+</sup>] < [OH<sup>-</sup>] → Solución básica.

- ▶ Se supone [H<sup>+</sup>] =  $1 \times 10^{-6}$  M.

$$1 \times 10^{-14} = (1 \times 10^{-6})[\text{OH}^-]$$

$$\frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-6}} = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$$



# pH

Es una **forma** de **expresar** la concentración de  $[H^+]$  en una disolución.

- ▶ Como estas concentraciones son muy pequeñas, y poco prácticas para trabajar:

$$pH = -\log[H^+]$$

- ▶ Para el agua pura a 25 °C:

$$pH = -\log[1 \times 10^{-7}]$$

$$pH = 7$$

- ▶ Si:

- ▶  $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$   $\longrightarrow$   $pH < 7$   $\longrightarrow$  Solución ácida.

- ▶  $[H^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$   $\longrightarrow$   $pH > 7$   $\longrightarrow$  Solución básica.

# pOH

Es una forma de expresar la concentración de  $[OH^-]$  en una disolución.

- ▶ Análogo al pH, el pOH se utiliza para expresar las pequeñas concentraciones de  $[OH^-]$ :

$$pOH = -\log[OH^-]$$

- ▶ Si se tiene en cuenta, nuevamente la constante iónica del agua  $k_w$ :

$$k_w = [H^+][OH^-]$$

- ▶ Aplicando el  $-\log$  en cada miembro:

$$\begin{array}{ccccccc} -\log(1 \times 10^{-14}) & = & -\log H^+ & -\log OH^- & \longrightarrow & 14 = pH + pOH \\ \swarrow & & \swarrow & \swarrow & & \\ 14 & & pH & pOH & & \end{array}$$

# pH DE LAS SOLUCIONES

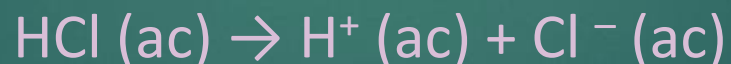
La forma de calcular **depende** de la **fuerza** de **acidez** o **alcalinidad** de la **sustancia**.

## ▶ Ácidos o bases fuertes:

Tienen una reacción de ionización irreversible.

El reactivo se ioniza completamente en los dos productos.

Después de la ionización sólo se encuentran los iones en la solución.



Coeficiente estequiométrico del ion hidróxido.

## ▶ Ácidos fuertes:

La  $[\text{H}^+]$  es igual a  $[\text{ácido}]_i$

## ▶ Bases fuertes:

La  $[\text{OH}^-]$  es igual a  $n$   $[\text{base}]_i$

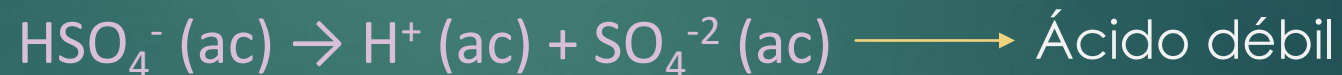
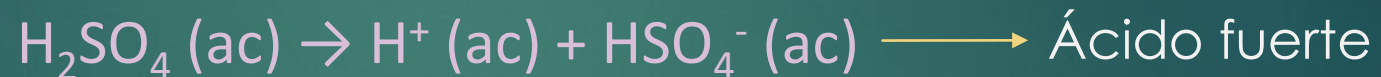
# pH DE LAS SOLUCIONES

## ▶ Ácidos fuertes:

No importa cuantos protones tenga el ácido.

Polipróticos → Disocian en distintas etapas

En la primera etapa → Ácido fuerte



1. Cálculo de  $[\text{H}^+]$ . → Igual a la concentración inicial del ácido

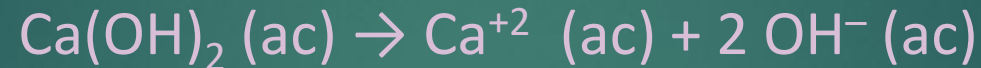
$$[\text{H}^+] = [\text{H}_2\text{SO}_4]$$

1. Cálculo de pH. →  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

# pH DE LAS SOLUCIONES

## ► Bases fuertes:

Importa el subíndice del grupo OH<sup>-</sup>.



1. Cálculo de [OH<sup>-</sup>].
  - Igual a la concentración inicial de la base x su coeficiente estequiométrico
  - $[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ca(OH)}_2]$
2. Cálculo de pOH. →  $p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-]$
3. Cálculo de pH. →  $p\text{H} = 14 - p\text{OH}$



# pH EN ÁCIDOS Y BASES FUERTES

## ► Ejercicio 29, guía 6.

a.  $[HCl] = 0,235 \text{ M}$

$[H^+] = 0,235 \rightarrow \text{pH} = -\log [H^+]$

$\text{pH} = -\log 0,235$

**$\text{pH} = 0,63$**

b.  $[HCl] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$

$[H^+] = 1 \times 10^{-8} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log 1,10^{-8}$  TAREA.

**$\text{pH} = 8$**

c.  $[NaOH] = 0,15 \text{ M}$

$[OH^-] = 0,15 \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -\log [OH^-]$

$\text{pOH} = -\log(0,15)$

$\text{pOH} = 0,83$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$\text{pH} = 14 - 0,83$

**$\text{pH} = 13,18$**

# pH EN ÁCIDOS Y BASES FUERTES

► Ejercicio 31,  
guía 6.

a.  $[HCl] = 0,01 M$ .

•  $[H^+] = 0,01 M$ .

•  $pH = -\log 0,01$ .

$pH = 2$ .

•  $pOH = 14 - 2$ .

$pOH = 12$ .

b.  $[NaOH] = 0,01 M$ .

•  $[OH^-] = 0,01 M$ .

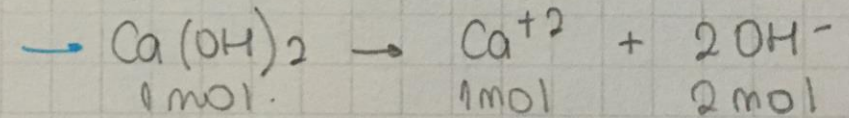
•  $pOH = -\log 0,01$ .

$pOH = 2$ .

•  $pH = 14 - 2$ .

$pH = 12$ .

c.  $[Ca(OH)_2] = 1 \times 10^{-4} M$ .



•  $[OH^-] = 2 \times (1 \times 10^{-4})$

$[OH^-] = 2 \times 10^{-4}$ .

•  $pOH = -\log (2 \times 10^{-4})$ .

$pOH = 3,70$ .

•  $pH = 14 - 3,70$ .

$pH = 10,30$ .



# pH EN ÁCIDOS Y BASES FUERTES

► Ejercicio 30. a,  
guía 6.

$$a. [HClO_4] = 0,1 \text{ M} \rightarrow V = 0,5 \text{ L} \\ + m_{HClO_4} = 5,023 \text{ g}$$

$$PM_{HClO_4} = 100,46 \text{ g/mol}$$

$$\bullet m_{HClO_4} = 5,023 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100,46 \text{ g}}$$

$$\bullet m_{sol} = 0,5 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$$\underline{m_{HClO_4} = 0,05 \text{ moles}}$$

$$\underline{m_{sol} = 0,05 \text{ mol}}$$

$$\bullet m_T = m_{eq} + m_{sol}$$

$$\bullet [HClO_4] = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}}$$

$$\underline{m_T = 0,05 + 0,05 = 0,1}$$

$$\underline{[HClO_4] = 0,2 \text{ M}}$$

$$\bullet pH = -\log 0,2$$

$$\underline{pH = 0,7}$$

# pH EN ÁCIDOS Y BASES FUERTES

► Ejercicio 30. b,  
guía 6.

$$b. V_{\text{sol}} = 0,25 \text{ L.}$$
$$[_{\text{sol}}] = 0,1 \text{ M.}$$

$$Pm_{\text{Ca(OH)}_2} = 74,09 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{extra}} = 15 \text{ g} \rightarrow V_2 = 1 \text{ L.}$$

$$\bullet m_{\text{extra}} = 15 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{74,09 \text{ g}}$$

$$\bullet m_{\text{sol}} = 0,25 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$$\underline{m_{\text{extra}} = 0,2 \text{ mol.}}$$

$$\underline{m_{\text{sol}} = 0,025}$$

$$\bullet m_{\text{TOTAL}} = 0,2 + 0,025$$

$$\bullet [\text{Ca(OH)}_2] = \frac{0,225 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$$\underline{m_{\text{TOT}} = 0,225 \text{ mol}}$$

$$\underline{[\text{Ca(OH)}_2] = 0,225 \text{ M}}$$

$$\bullet [\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Ca(OH)}_2]$$

$$\bullet \text{pOH} = -\log 0,45$$

$$\underline{[\text{OH}^-]} = 2 \cdot (0,225) = \underline{0,45 \text{ M}}$$

$$\underline{\text{pOH} = 0,35}$$

$$\bullet \text{pH} = 14 - 0,35$$

$$\underline{\text{pH} = 13,65}$$